

Materiales didácticos de QUÍMICA

Ministerio
de Educación, Cultura
y Deporte

Guía práctica de Maturita

Secciones Bilingües de Eslovaquia



MATERIALES DIDÁCTICOS DE QUÍMICA

Guía práctica de Maturita

Secciones Bilingües de Eslovaquia



AGREGADURÍA DE EDUCACIÓN

Catálogo de publicaciones del Ministerio: www.mecd.gob.es
Catálogo general de publicaciones oficiales: www.publicacionesoficiales.boe.es

Autores:

Juan Carlos Ballesté Coma

Israel Fariza Navarro

Rafael Ángel Medel Martínez

Anna Micó Tormos

Julio Ruíz Monteagudo

Nahikari San José Huerga

Cristina Sobrado Taboada

(Profesores en las Secciones Bilingües de Eslovaquia en los cursos 2011 – 2012)

Coordinador: Rafael Ángel Medel Martínez



MINISTERIO DE EDUCACIÓN, CULTURA
Y DEPORTE

Subdirección General de Cooperación Internacional

Edita:

© SECRETARÍA GENERAL TÉCNICA
Subdirección General
de Documentación y Publicaciones

© De los textos: los autores

Catálogo de publicaciones del Ministerio
www.educacion.gob.es

Texto completo de esta obra en versión electrónica:

<http://www.mecd.gob.es/eslovaquia/dms/consejerias-exterores/eslovaquia/publicaciones/material-did-ctico/quimica2013.pdf>

Fecha de edición: mayo de 2013

NIPO: 030-13-126-0
ISBN 978-80-89137-86-2

Diseño de interior y maquetación: Rafael Ángel Medel Martínez
Diseño de portada: Daniel Jakub Hrtus

Imprime: Anapress Bratislava

ÍNDICE

	Pág.
PRESENTACIÓN	7
INTRODUCCIÓN	8
AGRADECIMIENTOS	9
1. CONCEPTOS ELEMENTALES DE QUÍMICA	11
Rafael Ángel Medel Martínez	
2. DISOLUCIONES, ESTEQUIOMETRÍA Y FORMULACIÓN	21
Rafael Ángel Medel Martínez e Israel Fariza Navarro	
3. ESTRUCTURA ATÓMICA. MODELOS ATÓMICOS	35
Rafael Ángel Medel Martínez	
4. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS	44
Anna Micó Tormos	
5. ENLACE QUÍMICO	51
Israel Fariza Navar	
6. ENLACE QUÍMICO II	58
Israel Fariza Navarro	
7. REACCIONES QUÍMICAS	64
Rafael Ángel Medel Martínez	
8. TERMODINÁMICA QUÍMICA	69
Anna Micó Tormos	
9. CINÉTICA QUÍMICA. CATÁLISIS	79
Rafael Ángel Medel Martínez	
10. EQUILIBRIO QUÍMICO	88
Rafael Ángel Medel Martínez	
11. REACCIONES ÁCIDO-BASE	97
Rafael Ángel Medel Martínez	
12. REACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN	106
Julio Ruíz Monteagudo	

13. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD	116
Julio Ruíz Monteagudo	
14. QUÍMICA INORGÁNICA. ESTUDIO COMPARATIVO DE LOS GRUPOS REPRESENTATIVOS	123
Juan Carlos Ballesté Coma	
15. QUÍMICA INORGÁNICA. METALES Y METALURGIA	133
Juan Carlos Ballesté Coma	
16. MOLÉCULAS DE INTERÉS INDUSTRIAL	143
Juan Carlos Ballesté Coma	
17. EL ÁTOMO DE CARBONO. ISOMERÍA Y REACCIONES ORGÁNICAS	152
Cristina Sobrado Taboada y Rafael Ángel Medel Martínez	
18. COMPUESTOS ORGÁNICOS I: HIDROCARBUROS	165
Cristina Sobrado Taboada	
19. COMPUESTOS ORGÁNICOS II: HALUROS, COMPUESTOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS	175
Cristina Sobrado Taboada	
20. POLÍMEROS	191
Cristina Sobrado Taboada	
21. BIOMOLÉCULAS	197
Nahikari San José Huerga y Rafael Ángel Medel Martínez	
22. METABOLISMO CATABÓLICO: GLUCOLÍISIS Y RESPIRACIÓN CELULAR	210
Nahikari San José Huerga	
23. METABOLISMO ANABÓLICO: FOTOSÍNTESIS Y QUIMIOSÍNTESIS	218
Nahikari San José Huerga	
24. PRINCIPALES PROCESOS QUÍMICOS EN EL MEDIO AMBIENTE	226
Julio Ruíz Monteagudo	
25. EL PAPEL DE LA QUÍMICA EN LA SOCIEDAD	233
Anna Micó Tormos	
SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES	239
BIBLIOGRAFÍA	257

PRESENTACIÓN

La Agregaduría de Educación en Eslovaquia lleva a cabo un programa de publicaciones específicas destinado a complementar los textos y materiales que se utilizan en la Secciones Bilingües.

El carácter de estas publicaciones, enmarcadas en el programa editorial del MECD, se define por tres criterios claros: trabajo y elaboración en equipo siguiendo las posibilidades que brinda el Instituto Nacional de Tecnologías Educativas y de Formación; materiales que aúnen las exigencias de los sistemas educativos español y eslovaco, y homogeneizar las enseñanzas de las secciones bilingües eslovaco-españolas.

La publicación que ahora presentamos, *Materiales didácticos de Química*. Guía práctica de Maturita, reúne todos estos criterios. Y cabe añadir que los profesores que han participado en ella, todos ellos enseñantes en las secciones bilingües de Eslovaquia, han logrado llevar a cabo el objetivo que se marcaron como exigencia de que el libro, además de cumplir los requisitos específicos de preparación para la prueba de Maturita-Bachillerato, fuera también eminentemente práctico, como debe corresponder a una asignatura que no se aprende sólo de un modo teórico en el aula, sino que precisa de una experimentación bien guiada.

Nuestra felicitación y reconocimiento a los autores por haber llevado cabo un trabajo exigente que ha requerido una buena coordinación y el conocimiento y aprovechamiento de las nuevas tecnologías y métodos de comunicación.

Bratislava, octubre 2012

INTRODUCCIÓN

El sistema educativo eslovaco tiene como prueba final una prueba de madurez (Maturita) en la que los alumnos demuestran, de forma oral, los conocimientos aprendidos durante toda la enseñanza secundaria.

Los estudiantes de las secciones bilingües tienen la opción de obtener el título de bachillerato español si superan esta prueba en las asignaturas de Lengua y Literatura españolas y también, al menos, en una de las asignaturas de ciencias impartidas en español (Biología, Física, Matemáticas y Química).

Los profesores de las distintas secciones bilingües en Eslovaquia, que impartimos la asignatura de Química y Biología, hemos querido elaborar una guía práctica para Maturita, con el propósito de facilitar el aprendizaje de la materia a los estudiantes y a la vez, intentar unificar los contenidos didácticos de la asignatura de cada sección bilingüe, ya que no todas tienen los mismos temas para la prueba de madurez.

Los profesores de ciencias deben adaptarse al currículo eslovaco, pudiendo realizar cambios limitados en él. Por este motivo, los libros de texto en español no se adaptan a los contenidos que se exigen en el examen final de madurez. Así que, esta fue una de las razones principales para que un grupo de profesores de ciencias decidiésemos elaborar estos materiales prácticos para Maturita.

En esta guía se podrán consultar los temas vistos a lo largo de toda la formación de educación secundaria y servirá también de apoyo en las clases habituales para los profesores. Por tanto, pretendemos que estos materiales sean aprovechados por profesores de diferentes centros y en general por alumnos de todos los niveles, sirviendo de guía en particular a los estudiantes que decidan elegir Biología como asignatura para la prueba de Maturita.

Hemos hecho una recopilación ilustrada de 25 temas, con los principales conceptos de las Ciencias Químicas, ejercicios de aplicación y comprensión al final de cada tema y las soluciones correspondientes.

AGRADECIMIENTOS

- A la Agregaduría de Educación de la Embajada de España en Eslovaquia por hacer posible este proyecto y su publicación.
- Al instituto de Formación del profesorado, Investigación e Innovación Educativa del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte de España, por incluir este proyecto en su plan de formación del profesorado.
- A todas las SS.BB de Eslovaquia por facilitar la participación de los diferentes profesores en el grupo de trabajo.
- A las compañeras Nahikari San José Huerga y Cristina Sobrado Taboada por su ayuda en la maquetación.
- A María Victoria García Iglesias y Fermín Domínguez Santana, profesores de la sección de Žilina por la revisión y corrección de los textos.
- A las alumnas y alumnos de la sección bilingüe de Žilina:
- A Daniel Jakub Hrtus por su ayuda en el diseño de cubierta y portada .
- Katarína Fabíková por los dibujos: átomo de Thomson, orbitales s y tubo de rayos catódicos.
- Anežka Ďuricová por el dibujo experimento de Rutherford.
- Zuzana Krajčiová y Martin Bendžala por los dibujos del papel indicador de pH.
- Romana Chovancová por el dibujo de catálisis heterogénea.
- Kristína Labajová por los dibujos de orbitales moleculares.
- A todos aquellos que han ayudado en la elaboración de esta guía.

Ninguna parte de esta publicación se puede utilizar con fines comerciales sin el permiso de los autores.

Ilustración de cubierta: foto detalle de matreces erlenmeyer. Cortesía de Daniel J. Hrtus

Ilustración de portada: Composición de matraces erlenmeyer realizada por los alumnos de cuarto durante la clase de química y molécula de palytoxina, una enorme molécula, veneno natural, que es una toxina muy peligrosa y considerada una de las sustancias más tóxicas conocidas. Actualmente científicos de todo el mundo utilizan los océanos como una gran farmacia. Los investigadores han descubierto que muchos de estos venenos tienen propiedades terapéuticas; funcionan como antibióticos, antivirales o antiinflamatorios y en quimioterapia para detener el crecimiento de células cancerosas. Daniel J. Hrtus y Rafael A. Medel Martínez

“A nuestros estudiantes, por su comportamiento, su interés y curiosidad
que nos han inspirado y cuyas preguntas nos han enseñado”

1. Conceptos elementales de química

1. *La materia*
2. *Sustancias químicas y sus fórmulas. Masas atómicas y moleculares. El mol*
3. *Leyes ponderales de las reacciones químicas*
4. *Leyes que rigen el comportamiento de los gases*
5. *Teoría cinético – molecular de los gases*
6. *Actividades*

La química puede considerarse como una asignatura que trata de los átomos, de sus uniones y de la energía que sus cambios llevan consigo. Hasta finales del siglo XIX la química era un conjunto de leyes obtenidas de la observación y de la experimentación, fue a partir de principios del siglo XX cuando los conceptos fundamentales de la química se asentaron y pasaron a dirigir el pensamiento de los químicos. Cualquier explicación sobre una reacción química o sobre las propiedades de un determinado material tiene su fundamento en la interpretación que podemos hacer del tipo de átomos que forman las sustancias y como están unidos.

Al estallar la primera bomba atómica en Hiroshima, la palabra átomo apareció en los titulares de los periódicos, cuando el estudio de la estructura atómica no estaba aún incluido en los libros escolares de física y química.

Hoy en día los calificativos atómico y electrónico forman parte de nuestro vocabulario habitual. Y seguramente olvidamos que nuestra era electrónica proviene de unos modestos experimentos que algunos científicos iniciaron sobre descargas de electricidad en gases hace ya un siglo.

1. La materia

El estudio de la materia, sus propiedades y transformaciones ha sido objeto primordial de la humanidad desde la Antigüedad. La Química es la disciplina que estudia la materia y sus transformaciones. La importancia de la química en nuestra sociedad se comprende si observamos nuestro entorno. La cocción de los alimentos, su digestión en el estómago, la acción de un adhesivo, la combustión de un motor,... todos ellos son procesos químicos. Actualmente la química se enfrenta a nuevos retos, investigando materiales más resistentes, ligeros para la investigación espacial, fármacos, superconductores, y también para paliar las consecuencias negativas que provoca su utilización indiscriminada y descontrolada, como es el caso de la contaminación, frente a la cual intervienen sistemas de depuración, procesos de adsorción...

Las propiedades de las sustancias dependen de su propia naturaleza, y ésta se comprende cuando se conocen las partículas que las forman y las fuerzas que las mantienen unidas (enlaces). Las partículas que forman la materia se atraen entre sí por fuerzas de tipo eléctrico, según la intensidad de estas fuerzas, la materia la podemos encontrar en los siguientes estados de agregación:

Sólido	Líquido	Gas
Volumen constante.	Volumen constante.	Volumen variable.
Forma constante.	Forma variable.	Forma variable.
No se comprimen.	Se comprimen con dificultad.	Fáciles de comprimir.
Partículas estructurales en posiciones fijas, unidas por elevadas fuerzas.	Partículas se deslizan unas sobre otras.	Partículas con total movilidad (fuerzas intermoleculares mínimas).

Las sustancias materiales se clasifican según:

⇒ **Mezcla**

Es toda sustancia formada por la unión de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí. Pueden separarse por procesos físicos y su composición y propiedades son variables:

1. **Homogéneas:** son aquellas que tienen una composición uniforme. Sus componentes no pueden distinguirse ni siquiera con un microscopio óptico. Ejemplos: aire (78% N, 21% O, 0.93% Ar, 0.03% CO₂).
2. **Heterogéneas:** son aquellas que no tienen una composición uniforme. Sus componentes se observan a simple vista o con un microscopio óptico. Ejemplos: granito, sangre.

Las disoluciones son un tipo de mezcla muy frecuente donde se observan los dos componentes:

- **Disolvente:** componente que no cambia de estado al formarse la disolución. Si todos los componentes cambian su estado físico, será aquél que esté en mayor proporción.
- **Solutos:** los demás componentes.

Las disoluciones más comunes son las acuosas que son aquellas en las que el disolvente es el agua. Sin embargo, tanto el soluto como el disolvente pueden estar en cualquiera de los tres estados.

Clasificación de las disoluciones:

a) Sólidas

- sólido en sólido: cuando tanto el soluto como el solvente se encuentran en estado sólido.
- gas en sólido: gases que se disuelven bien en metales.
- líquido en sólido: cuando una sustancia líquida se disuelve junto con un sólido.

b) Líquidas

- sólido en líquido: pequeñas cantidades de sustancias sólidas se disuelven en grandes cantidades.
- líquida -gas en líquido: oxígeno en agua.
- líquido en líquido: diferentes mezclas de alcohol en agua.

c) Gaseosas

- gas en gas: el aire (compuesto por oxígeno y otros gases disueltos en nitrógeno).
- sólido en gas: el polvo atmosférico disuelto en el aire.
- líquido en gas: el aire húmedo.

Tipos de disoluciones	
Electrolíticas	No electrolíticas
Son disoluciones de compuestos iónicos o polares en disolventes polares.	Son disoluciones de compuestos covalentes o en disolventes no polares.
Los solutos se disocian (stiepit) en disolución para formar iones	Los solutos no se disocian, solamente se dispersan (rozptylit)
Pueden disociarse completamente (electrolitos fuertes)	Son disoluciones que no conducen la electricidad
Pueden disociarse parcialmente (electrolitos débiles)	
Son disoluciones que conducen la electricidad	

⇒ **Sustancia pura**

Es aquella sustancia que no puede separarse en otras más simples mediante procesos físicos y cuya composición y propiedades son constantes.

Por tanto, una muestra es una mezcla si puede separarse en más de una sustancia por algún método que mantenga la identidad de las sustancias. Para una sustancia pura, los valores de las propiedades físicas (densidad, puntos de fusión y ebullición, etc...) **son siempre los mismos**, independientemente de cómo se haya obtenido dicha sustancia.

- **Elementos:** no pueden descomponerse en otras sustancias puras más sencillas mediante procesos químicos. Ejemplos: O, Cu, Ag, Hg.
- **Compuestos:** son sustancias puras que pueden descomponerse en otras más sencillas por medio de cambios químicos. Ejemplos: H₂O, NaCl, CO₂, sacarosa.

MATERIA	MEZCLAS	Homogéneas	Disoluciones
			Dispersión coloidal
		Heterogéneas	Suspensión
			Emulsión
	SUSTANCIAS PURAS	ELEMENTOS	Oxígeno, Nitrógeno, Cobre, Hg, . . .
		COMPUESTOS	Agua, Dióxido de carbono, Cloruro sódico,

El **átomo** es el constituyente último de un elemento con las mismas características, a su vez los compuestos están formados por átomos diferentes en una proporción constante, la naturaleza de las partículas que forman un compuesto pueden ser: átomos, moléculas o iones. Las **moléculas** son agrupaciones de átomos iguales o distintos con existencia individual estable, las interacciones entre las moléculas suele ser débil, por lo que las sustancias se presentan como gases o líquidos y en ocasiones como sólidos si las fuerzas entre ellas son mayores. Las moléculas de un compuesto son todas iguales entre sí, y se diferencian de otro compuesto por el tipo y número de átomos que las constituyen. Los **iones** son especies químicas dotadas de carga eléctrica y están constituidos por uno o varios átomos iguales o diferentes. Si poseen carga negativa se llaman aniones y aquellos que poseen carga positiva son cationes.

2. Las sustancias químicas y sus fórmulas. Masas atómicas y moleculares. El mol

Al igual que los elementos se representan por símbolos, las moléculas de los compuestos se representan por fórmulas químicas. La fórmula tiene un valor cualitativo, nos informa sobre los elementos que forman un compuesto y por otra parte nos permite saber la cantidad de átomos de cada elemento que forma la molécula y su relación de pesos.

Las **fórmulas químicas** son una expresión abreviada que muestra la composición de las sustancias.

Normalmente están formadas por los símbolos de los elementos que intervienen en el compuesto, y unos subíndices que indican el número de elementos de cada clase. Según la información que nos aporta podemos encontrar fórmulas empíricas → informa de los elementos que constituyen el compuesto químico y la relación mínima de los átomos. Fórmula molecular → sólo es aplicable cuando la sustancia presenta moléculas, pues informa del número de átomos de cada elemento que lo constituye, los subíndices de la fórmula molecular son múltiplos de la fórmula empírica., y por último la fórmula desarrollada → informa de la distribución relativa de los átomos.

El concepto de **masa molecular (M)** es aplicable a aquellos compuestos que forman moléculas, aunque en ocasiones se utiliza la masa fórmula que corresponde a la suma de las masas relativas de los átomos que constituyen el compuesto.

Para calcular la **masa atómica (Ar)** de un elemento se compara con un patrón, por consenso se considera la Unidad de Masa Atómica (u.m.a.) como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12, y se representa como u.

Masa atómica relativa (Ar): Ar(Na): 23 u; Ar(Cl):35.5 u

Masa molecular relativa (M): para calcularla, se suma la masa atómica de los elementos que forman la molécula. M(HCl): 1(H) + 35.5 (Cl) = 36 u

La **composición centesimal** de cada elemento en un compuesto representa las unidades de masa de cada elemento que hay en 100 unidades de masa del compuesto.

MOL: cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, electrones, etc...) como átomos hay en 12 gramos de carbono 12. La unidad es el mol y este número coincide con $6.023 \cdot 10^{23}$, y a este número se le llama Número de Avogadro.

Por tanto un mol de átomos de Na son $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de Na y todos ellos tienen una masa de 23 gramos, coincidiendo con su Masa atómica que es 23 u. Un mol de gas ocupa un volumen de 22,4 L medidos en condiciones normales 1atm y 273°K.

Ejemplo1:

El análisis de un compuesto formado por carbono e hidrógeno arrojó una composición centesimal de 17,34 % de hidrógeno y 82,66% de carbono. Deduce la fórmula empírica del compuesto y su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 58,12 u.

La composición centesimal indica que en 100 g del compuesto hay 17,34 g de hidrógeno y 82,66 g de carbono. A partir de esta información, calcularemos los moles de cada elemento que intervienen y la proporción relativa en que lo hacen.

$$n(\text{H}) = 17,34 \text{ g}$$

$$n(\text{H}) = 17,34 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1,008 \text{ g}} = 17,20 \text{ moles de Hidrógeno}$$

$$n(\text{C}) = 82,66 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 6,88 \text{ moles de Carbono}$$

La relación entre los átomos es igual a la relación molar, por tanto:

$$\frac{\text{átomos H}}{\text{átomos C}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{17,20}{6,88}$$

Para encontrar los valores enteros, dividimos los moles de cada elemento por el menor de ellos, en este caso 6,88.

$$\text{Hidrógeno} = \frac{17,20}{6,88} = 2,5 \qquad \text{Carbono} = \frac{6,88}{6,88} = 1$$

Los valores no son enteros, pero si los multiplicamos por 2, conseguimos que lo sean.

$$\text{Hidrógeno} = 2,5 \cdot 2 = 5 \qquad \text{Carbono} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$\frac{\text{átomos H}}{\text{átomos C}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{17,20}{6,88} = \frac{2,5}{1} = \frac{5}{2}$$

La fórmula empírica es C₂H₅.

La masa fórmula = $2 \cdot 12,0u + 5 \cdot 1,008u = 29,6u$, como la masa molecular es igual a $58,12u$, significa que en una molécula existe el doble de átomos que en la fórmula empírica. En consecuencia la fórmula molecular del compuesto será C₄H₁₀. se trata del butano.

3. Leyes ponderales de las reacciones químicas

Una de las primeras inquietudes de los químicos era conocer las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas, y en general las leyes que rigen estas transformaciones.

⇒ Ley de Conservación de la Masa (*Lavoisier*)

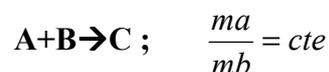
"Durante un cambio químico no se produce ningún cambio detectable en la masa total. En toda reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos." Ejemplo: vela que arde en un contenedor herméticamente cerrado.

$$\sum m_{\text{productos}} = \sum m_{\text{reactivos}}$$

⇒ Ley de las proporciones definidas (*Proust*)

"Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una proporción entre sus masas que siempre es constante."

"Cuando dos elementos se combinan entre sí para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una misma masa del otro, para dar diferentes compuestos, están en una relación de números enteros sencillos."



⇒ Ley de las proporciones múltiples (*Dalton*)

$$a_1A + b_1B \rightarrow C_1 \quad \frac{\left(\frac{mA}{mB}\right)_{C_1}}{\left(\frac{mA}{mB}\right)_{C_2}} = a_2A + b_2B \rightarrow C_2$$

relación enteros sencillos

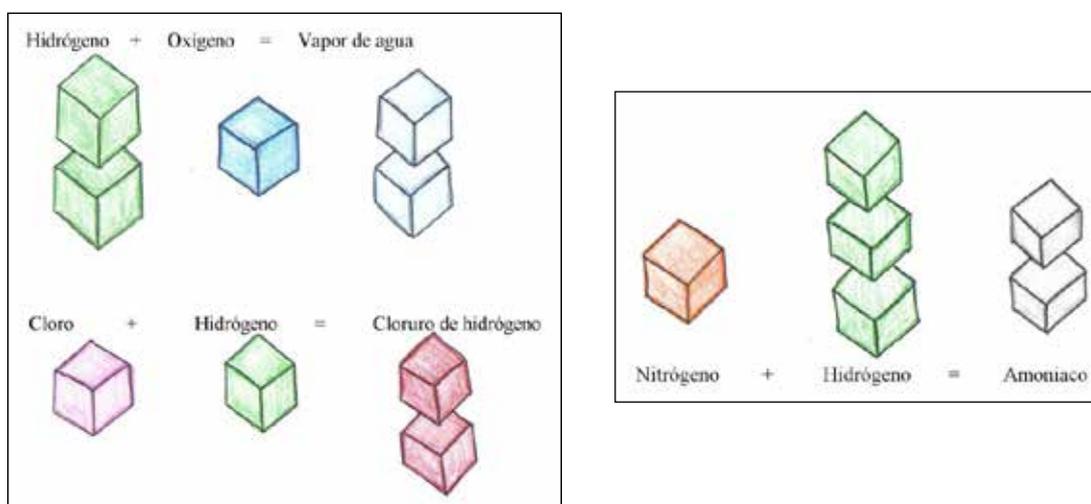
Ejemplo 2.

El hierro forma dos cloruros, uno con 44,20% de Fe y el otro con 34,43%. Determina la fórmula empírica de ambos y nómbralos. Ar(Cl)=35,5u; Ar(Fe)=55,9u.

Elemento	Masa relativa	Moles del elemento	Relación más sencilla	Fórmula empírica
Compuesto A	Fe → 44,20g	$\frac{44,20}{55,9} = 0,79$	$\frac{0,79}{0,79} = 1$	FeCl ₂
	Cl → 100-44,20= 55,8g	$\frac{55,80}{35,5} = 1,57$	$\frac{1,57}{0,79} = 2$	
Compuesto B	Fe → 34,43g	$\frac{34,43}{55,9} = 0,62$	$\frac{0,62}{0,62} = 1$	FeCl ₃
	Cl → 100-34,43= 65,57g	$\frac{65,57}{35,5} = 1,85$	$\frac{1,85}{0,62} = 3$	

⇒ Ley de los Volúmenes de Combinación (*Gay-Lussac*)

“Cuando dos o más sustancias gaseosas reaccionan entre sí para dar otra sustancia, gaseosa o no, los volúmenes que ocupan estos gases, medidos en las mismas condiciones, guardan una relación sencilla de números enteros”.



Para justificar esta ley, se encuentra el principio o la:

⇒ Hipótesis de *Avogadro*

“Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.”

De esta forma, se amplía la teoría de Dalton ya que se tiene en cuenta la existencia de moléculas formadas por la unión de átomos.

4. Leyes que rigen el comportamiento de los gases

Los gases, independientemente de su naturaleza, presentan un comportamiento similar ante los cambios de presión y temperatura. De estos estudios surgieron las leyes de los gases. Estas leyes, totalmente experimentales, se cumplen cuando los gases muestran un comportamiento ideal.

El estado gaseoso es aquel en el que la materia presenta un comportamiento más simple.

⇒ Ley de Boyle- Mariotte

Del estudio del comportamiento de los gases a temperatura constante, obtuvieron la relación que existe, en esas condiciones, entre presión (P) y volumen (V).

A temperatura constante,

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \dots = \text{cte}$$

Ejemplo3.

Un recipiente contiene 0.2 m^3 de cierto gas a $P = 100 \text{ atm}$. ¿Qué volumen ocuparía el gas si estuviera a presión normal y a la misma temperatura?

$$V_1 = 0.2 \text{ m}^3 ; P_1 = 100 \text{ atm} ; P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{100 \text{ atm} \cdot 0,2 \text{ m}^3}{1 \text{ atm}} = 20 \text{ m}^3$$

⇒ *Ley de Charles y Gay-Lussac*

Estudiaron la influencia de la temperatura sobre la presión, el volumen y la densidad de los gases. Charles estudió el comportamiento de los gases frente a la temperatura. Para ello, utilizó un recipiente cuyo volumen era constante. Por tanto, en estas experiencias el volumen no varía al calentar el gas, pero sí lo hace la presión que ejerce el gas sobre el recipiente. Al extrapolar sus resultados por debajo de la temperatura a la que el gas licua, Charles obtuvo una gráfica en la que existía una temperatura (-273.15°C) a la que los gases dejan de ejercer presión. A esa temperatura se le llama “cero absoluto de temperatura” y permite construir la escala Kelvin. Si se traslada el origen de temperaturas a ese punto, los resultados de la gráfica obtenida por Charles se ajustan a la ecuación de una recta:

La temperatura en grados centígrados se calcula:

$$T = T_c + 273.15$$

Al mismo tiempo, Gay-Lussac estudiaba la variación que experimentaba el volumen de un gas al variar su temperatura a presión constante. Observó que, al variar la temperatura, los gases se dilataban todos del mismo modo. Al representar los resultados experimentales obtenidos tras extrapolarlos más allá de la temperatura en que el gas licua, realizó una gráfica en la que el origen de temperaturas es el cero absoluto y la ecuación que le corresponde es: (a presión constante)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = \text{cte}$$

Ejemplo 4.

Un gas a 30°C ocupa 3.25 L. Si la presión se mantiene constante, ¿Cuál será el volumen del gas si lo enfriamos hasta 2°C ?

$$V_1 = 3.25 \text{ L} ; T_1 = 30 + 273 = 303 \text{ K} ; T_2 = 2 + 273 = 275 \text{ K}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \text{cte}$$

Ejemplo 5.

Una cantidad de gas que ocupa un volumen de 3 L a 25°C y 740 mm Hg de presión, ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales, es decir, a 0°C y 760 mm Hg?

$$P_1 = 740 \text{ mm Hg} \quad V_1 = 3 \text{ L} \quad T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = 760 \text{ mm Hg} \quad V_2 = ? \quad T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

⇒ *Ecuación de Estado de los GASES IDEALES o Ecuación de CLAPEYRON*

$$\text{Ley de Boyle – Mariotte} \quad P \cdot V = \text{cte} \quad V = k \cdot 1/P$$

$$\text{Ley de Gay – Lussac} \quad V/T = \text{cte} \quad V = k' \cdot T$$

$$\text{Ley de Avogadro} \quad V = \text{cte} \cdot n \quad V = k'' \cdot n$$

Por tanto, el volumen de un gas debe ser proporcional al producto de las tres magnitudes: presión, temperatura y número de moles. Si se llama R a la constante de proporcionalidad, se obtiene la Ley de los Gases Ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R = constante universal de los gases ideales = $0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Hay que saber que 1 mol de cualquier gas ocupa, en condiciones normales (0°C , 1atm), 22.4 L.

Los **gases ideales o perfectos** son los gases que cumplen la ecuación de estado. Un gas ideal reúne dos condiciones:

- Las fuerzas entre sus moléculas son nulas
- El volumen de estas es despreciable frente al volumen total del gas

El modelo de gas ideal supone que el gas está formado por partículas cuyo volumen es despreciable ($V \rightarrow 0$) en comparación con las enormes distancias que las separan, de manera que se puede considerar que no interaccionan entre sí. Los gases reales, a presiones muy bajas (cercanas a cero), tienen un comportamiento semejante al de un gas ideal. Los gases reales se alejan del comportamiento ideal a altas presiones y bajas temperaturas, condiciones próximas al estado líquido. En general, todos los **gases a baja presión y alta temperatura** se comportan como ideales.

⇒ *Ley de Dalton de las presiones parciales*

En una mezcla de gases, la presión parcial de un gas es la que ejercería si ocupase, aisladamente:

$$n_A \text{ moles del gas A} \quad P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \quad P_A = \text{presión parcial de A}$$

$$n_B \text{ moles del gas B} \quad P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T \quad P_B = \text{presión parcial de A}$$

$$n_C \text{ moles del gas C} \quad P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T \quad P_C = \text{presión parcial de A}$$

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

“La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen, en las mismas condiciones de temperatura”. **Dalton**

5. Teoría cinético – molecular de los gases

La explicación de las leyes anteriores requiere el estudio profundo de la composición de los gases, con este propósito nace la teoría cinético-molecular a finales del siglo XIX, que está basada en los siguientes postulados.

Los gases están formados por partículas individuales, moléculas, muy alejadas entre sí, de manera que el volumen que ocupa el gas es prácticamente vacío y las moléculas pueden considerarse como puntos en el espacio.

Es por ello que los gases se comprimen con facilidad y ocupan todo el espacio del recipiente que los contiene.

Las moléculas se encuentran en continuo movimiento aleatorio, describiendo trayectorias rectilíneas, y producen choques elásticos entre sí y con las paredes del recipiente. La Presión es consecuencia de los choques de las moléculas de gas contra las paredes del recipiente y depende del número de choques y de la velocidad con la que se produce cada choque.

Así cuando disminuye el volumen del recipiente, la distancia entre sus paredes es menor, por tanto las moléculas producen mayor número de choques y la presión aumenta. Explica la ley de Boyle-Mariotte.

Las moléculas de gas no experimentan interacción entre ellas, ni de atracción ni de repulsión, salvo cuando chocan entre sí.

Por ello la presión de cada gas en una mezcla de gases depende únicamente del número de choques de las moléculas con las paredes del recipiente.

La energía cinética promedio de las moléculas de un gas es directamente proporcional a la temperatura e independiente de la naturaleza del gas.

En la mayoría de los casos, los gases no presentan un comportamiento ideal, las causas de esta desviación son entre otras:

- Las moléculas de gas no son puntuales, poseen un volumen, por tanto el volumen final es mayor que el esperado.
- Las moléculas de gas experimentan leves atracciones mutuas, disminuyendo los choques con la pared y por tanto la presión es menor que la esperada.

En 1867 Johannes van der Waals propuso una ecuación que relaciona P, V, T y n de un gas real.

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = n \cdot R \cdot T$$

* Siendo a y b parámetros que dependen de la naturaleza del gas y corrigen el efecto de la atracción entre las moléculas y del volumen de las propias moléculas de gas.

6. Actividades

1. Calcula la composición centesimal de un compuesto de composición centesimal: 32,4% de Na, 22,5% de S y 45,1% de O. Datos: Ar(Na) = 22,99u Ar(N)=14,01u, Ar(O)= 16,00u.
2. El amoníaco está compuesto por nitrógeno e hidrógeno, de forma que 100 g de amoníaco se descomponen dando lugar a 82.35 g de nitrógeno y 17.65 g de hidrógeno. a) Deduce la fórmula del amoníaco y b) calcula la masa de hidrógeno que reacciona con 15.27 g de nitrógeno para producir amoníaco.
3. Se toman 10,000 g de cloruro de plata puro y se analizan. Se observa que contiene 2,476 g de cloro y 7,524 g de plata. A continuación, se hace reaccionar la plata de una moneda de 4,836 g de masa y se obtiene 1,146 g de cloruro de plata. Deduce, mediante la ley de las proporciones definidas, el porcentaje de plata de la moneda.
4. En el laboratorio se hace reaccionar cobre y oxígeno y se obtienen los siguientes resultados:

Masas iniciales		Masas finales	
Cobre (g)	Oxígeno (g)	Cobre (g)	Oxígeno (g)
52	13	0.4	0
127	35	0	3

Determina el compuesto obtenido en cada experiencia y si se trata del mismo compuesto.

5. a) ¿Qué volumen ocuparan 2 moles de un gas a 2 atmosferas y 300°K? y
b) ¿cuántos moles habrá en ese mismo gas en 20 L a 742 mmHg y 28°C?
6. Razona si las afirmaciones siguientes son correctas o no:
 - a) 16 g de CH₄ ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 L
 - b) En 16 g de CH₄ hay $6,026 \cdot 10^{23}$ moléculas
 - c) En 32 g de O₂ hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
7. Calcula la composición centesimal del Nitrato de sodio, NaNO₃.
8. Calcula la masa de agua que contienen 0.23 moles de agua. (Masas atómicas: Ar(O) = 16 u; Ar(H) = 1 u).
9. En un recipiente de 5L hay $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano, 0,23 moles de oxígeno y 28 gramos de monóxido de carbono. ¿Cuál es la presión del recipiente si la temperatura es de 160°C? $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$, Mr(CO)= 28u , $R= 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Disoluciones, estequiometría y formulación

1. Disoluciones
2. Estequiometría
3. Formulación inorgánica
4. Compuestos binarios
5. Compuestos ternarios
6. Actividades

1. Disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que pueden hallarse en proporciones variables. Se pueden considerar hasta 9 tipos de disoluciones dependiendo del estado de los componentes sólido, líquido o gaseoso. El proceso de disolución se lleva a cabo sin modificar la composición de sus componentes. El proceso se produce en 3 etapas:

- a) Separación de las partículas de soluto, hay que aportar energía necesaria para romper el enlace que las mantiene unidas.
- b) Separación de las partículas de disolvente, también necesita energía para que se realice.
- c) Unión entre las partículas de disolvente y soluto, en este caso se forman enlaces y se libera energía.

Cuando aumenta la **temperatura**, suele aumentar la solubilidad de los sólidos en líquidos, la explicación es porque hay mayor vibración de las partículas y el enlace entre ellas se va debilitando. La **presión** por el contrario, no influye sobre la solubilidad de los sólidos en líquidos. Sin embargo para los gases, un ascenso de la temperatura disminuye la solubilidad de los gases debido a que la alta agitación térmica de las moléculas de gas hace que se escapen de la disolución. Sin embargo el aumento de la presión de un gas incrementa la solubilidad de los gases.

La concentración de una disolución se define como la proporción en la que se encuentran sus componentes y pueden expresarse de diferentes maneras.

Porcentaje en masa	Masa de un componente expresada en gramos, disuelta en 100 g de disolución	$\% = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ disolución}} \cdot 100$
Porcentaje en volumen	Unidades de volumen de un componente, disueltas en 100 unidades de volumen de disolución	$\%VOL = \frac{ml \text{ soluto}}{ml \text{ disolución}} \cdot 100$
Molaridad (M)	Número de moles de un componente por litro de disolución.	$M = \frac{mol \text{ soluto}}{L \text{ disolución}}$
Molalidad (m)	Moles de soluto disueltos por cada kilogramo de disolvente.	$m = \frac{mol \text{ soluto}}{kg \text{ disolución}}$
Fracción molar (X)	Cociente entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la disolución.	$\chi_A = \frac{mol \text{ soluto } A}{mol \text{ soluto} + mol \text{ disolución}}$
Gramos por litro de disolución (g/L)	La masa de soluto expresada en gramos disuelta en cada litro de disolución.	$g/L = \frac{g \text{ soluto}}{L \text{ disolución}}$
Partes por millón (ppm)	Masa de soluto expresada en miligramos por kilogramo de disolución.	$ppm = \frac{mg \text{ soluto}}{kg \text{ disolución}}$
Normalidad (N)	Equivalentes de soluto que hay por cada litro de disolución.	$N = \frac{equivalente \text{ soluto}}{L \text{ disolución}}$

La normalidad se utiliza para disoluciones de ácidos, bases, sustancias oxidantes y sustancias reductoras. La normalidad se calcula a partir de la molaridad: $N=M \cdot v$, siendo v en un ácido el número de H^+ y en una base el número de OH^- que reaccionarán.

Ejemplo 1.

Tenemos una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl , al 20% en masa cuya densidad es $1056 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$. Calcula la molaridad y molalidad del soluto y las fracciones molares del soluto y del disolvente. $Ar(H)=1,008u$; $Ar(Cl)=35,45u$; $Ar(O)=16u$.

En primer lugar realizamos los cambios de unidades necesarios para expresarlos en las unidades frecuentes que se nos piden:

$$1056 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1\text{m}^3}{1000\text{L}} \cdot \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} = 1056 \text{ g/L} \quad \text{como la densidad de la disolución es } \rho = \text{masa/Volumen}$$

$$\text{masa del soluto es: } 1056 \text{ g disolución} \cdot \frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} = 211,2 \text{ g de HCl}$$

$$\text{masa de disolvente: } 1056 \text{ g disolución} - 211,2 \text{ g de HCl} = 844,8 \text{ g de agua.}$$

Con los valores de las masas molares, calculamos el número de moles de disolvente y soluto:

$$M(HCl) = 1,008 + 35,45 = 36,458 \text{ g/mol.}$$

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1,008 + 16 = 18,016 \text{ g/mol.}$$

$$n(HCl) = 211,2 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,458 \text{ g}} = 5,79 \text{ mol.}$$

$$n(H_2O) = 844,8 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,016 \text{ g}} = 46,89 \text{ mol.}$$

$$\rightarrow \text{Molaridad}(M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de disolución}} = \frac{5,79 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5,79 \text{ M}$$

$$\rightarrow \text{molalidad}(m) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{5,79 \text{ mol}}{0,8448 \text{ kg}} = 6,85 \text{ m}$$

$$\text{Fracciones molares: } n_T = n(HCl) + n(H_2O) = 5,79 + 46,89 = 52,68 \text{ mol.}$$

$$\chi(HCl) = \frac{n(HCl)}{n_T} = \frac{5,79 \text{ mol}}{52,68 \text{ mol}} = 0,110$$

$$\chi(H_2O) = \frac{n(H_2O)}{n_T} = \frac{46,93 \text{ mol}}{52,68 \text{ mol}} = 0,890$$

⇒ Mezclas

Una mezcla es un sistema formado por dos o más sustancias puras pero no combinadas. En una mezcla no hay una reacción química, sin embargo algunas mezclas pueden ser reactivas, que significa que sus componentes pueden reaccionar entre sí. Los componentes de las mezclas pueden ser: sólidos, líquidos o gases. Cada uno de los componentes de una mezcla tiene su identidad y propiedades químicas aunque esos componentes se pueden separar por distintos métodos físicos, como los que se muestran en la siguiente tabla.

Las mezclas se dividen en las **mezclas homogéneas** (mezcla en la que los componentes no podemos distinguir con nuestra vista ni con microscopio, todos los componentes de una mezcla homogénea están en el mismo estado de agregación, está formada por un soluto y un disolvente) y en las **mezclas heterogéneas** (es una mezcla en la que podemos distinguir los componentes con nuestra vista, esa mezcla está formada por dos o más sustancias distintas, de distinto estado de agregación, las partes de una mezcla heterogénea se pueden separar mecánicamente).

⇒ *Métodos de separación de mezclas*

MÉTODO	PARA SEPARAR	EJEMPLO	FUNDAMENTO	MATERIAL ESPECÍFICO
FILTRACIÓN	Líquidos de sólidos en suspensión	Agua y arena	Diferencia de tamaños de las partículas	Embudo de filtración o Büchner.
DECANTACIÓN	Líquidos inmiscibles	Aceite y agua	Diferencia de densidades de los componentes	Embudo de decantación.
CENTRIFUGACIÓN	Líquidos de sólidos en suspensión.	Arcilla y agua	Diferencia de densidades se manifiesta al aplicar una alta velocidad de rotación	Centrifugadora
SEDIMENTACIÓN	Líquidos de sólidos en suspensión	sólidos de aguas residuales	Diferencia de densidades	Decantador (proceso industrial)
SUBLIMACIÓN	Sólidos	Yodo y sal común	Paso directo de un compuesto de sólido a gas	Vaso, vidrio de reloj y mechero Bunsen.
CRISTALIZACIÓN	Sólido disuelto en líquido	Sulfato de cobre en agua	Precipitación del sólido en forma de cristales al disminuir la solubilidad (evaporación del disolvente y disminución de la T ^a)	Cristalizador, mechero Bunsen, rejilla y trípode.
EVAPORACIÓN	Sólidos disueltos en líquidos	Sal común del agua de mar	Eliminación del líquido a una temperatura inferior a la temperatura de ebullición	Baño de arena o baño maría.
DESTILACIÓN	Líquidos miscibles	Alcohol y agua	Diferencias de temperaturas de ebullición mínimo 10°C.	Equipo de destilación, matraz de destilación, termómetro, refrigerante, colector
DESTILACIÓN FRACCIONADA	Líquidos miscibles	Componentes del petróleo	Diferencia de temperaturas de ebullición, temperaturas de ebullición próximas	Columna de rectificación
EXTRACCIÓN SÓLIDO-LÍQUIDO	Sólidos	Arena y sal común	Solubilidad de un componente en un disolvente adecuado	
EXTRACCIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO	Líquidos miscibles	Ácido acético y agua	Adición de un disolvente en el que uno de los componentes es mas soluble y el otro es inmiscible	Embudo de decantación
CROMATOGRAFÍA	Mezclas líquidas	Componentes de una tinta	Diferencia de solubilidad de los componentes en un disolvente que los arrastra y la diferencia de retención sobre la superficie del adsorbente.	Papel de filtro o gel de sílice.

Ejemplo 2.

Tenemos una mezcla de ácido salicílico, sal común y carbón.

- Explica mediante un esquema, cómo se podría separar la mezcla y todo el material necesario para ello, sabiendo que el ácido salicílico es un polvo blanco insoluble en agua fría pero soluble en agua caliente, que el carbón es insoluble en agua y que la sal común es soluble en agua.
- ¿Cómo se podría probar que los cristales de ácido salicílico obtenidos son puros?

- a) Los tres compuestos los disolvemos en agua fría, para ello utilizamos un vaso de precipitado y agitamos con varilla de vidrio, a continuación procedemos a su filtración pasando la disolución por un embudo y papel de filtro, así el carbón y ácido salicílico que no son solubles en agua fría quedarán en el papel de filtro, y por otro lado el agua fría con la sal pasan al matraz erlenmeyer.
- Con la disolución salina procedemos a su evaporación en un evaporador, o simplemente los ponemos en un vaso de precipitado y calentamos con mechero Bunsen, así obtenemos la sal común (NaCl).
 - El carbón y ácido salicílico presentes en el filtro, los adicionamos en un matraz y le adicionamos agua caliente, como el carbón es insoluble en agua caliente y el ácido salicílico es soluble, los podemos separar por un proceso de filtrado, obtenemos el carbón en el papel de filtro y por otro lado la disolución de ácido salicílico por proceso de evaporación o cristalización obtenemos el ácido salicílico puro.
- b) La pureza de los cristales de ácido salicílico se puede averiguar comprobando su punto de fusión, si son puros funden a una temperatura constante y característica del ácido salicílico.

2. Estequiometría

La estequiometría procede de las palabras griegas “stoicheion” elemento y “metron” medida; es la parte de la química que se ocupa de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

“La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están en una reacción química”

Los cálculos estequiométricos se basan en las relaciones que hay entre las sustancias en las reacciones químicas. Este tipo de cálculos es muy importante y se utilizan en el análisis químico y durante la producción de las sustancias químicas en la industria. Las ecuaciones químicas representan la relación que se establece entre átomos como entre moles. Una vez establecida la ecuación química de un proceso, se pueden seguir los siguientes tres pasos:

1. Convertir las cantidades de sustancias dadas a moles.
2. Convertir los moles de las sustancias dadas a moles de las sustancias que se desean.
3. Convertir los moles de las sustancias deseadas a las unidades de cantidad requeridas.

Ejemplo 3.

El oxígeno se prepara calentando el clorato de potasio, $KClO_3$. ¿Cuál es el peso de O_2 obtenido a partir de 6,0 g de $KClO_3$?

El primer paso consiste en escribir la ecuación ajustada de la reacción: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + O_2$

Planteamos el problema a través de dos interrogantes: ¿qué datos nos dan?, ¿qué se busca?

Se da el peso de $KClO_3$ y se busca la cantidad de O_2 producido. Como el peso molecular del $KClO_3 = 122,6$ g/mol, buscamos el número de moles.

$$\text{Moles de } KClO_3 = \frac{6,0 \text{ g de } KClO_3}{122,6 \text{ g/mol}} = 0,0489 \text{ moles de } KClO_3$$

Este valor lo usamos para calcular el número de moles de O_2 producidos. De acuerdo con la estequiometría de la reacción, por cada 2 moles de $KClO_3$ producen 3 moles de O_2 , por tanto:

$$\text{Moles de } O_2 \text{ producidos} = \frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } KClO_3} \cdot 0,0489 \text{ moles de } KClO_3 = 0,0733 \text{ moles de } O_2$$

que corresponde con un peso de: $0,0733 \text{ moles de } O_2 \cdot 32,0 \text{ g/mol} = 2,345 \text{ g de } O_2$.

⇒ **Pureza de los reactivos**

Las sustancias químicas comerciales que se utilizan en el laboratorio y en la industria no son puras al 100%. El porcentaje de sustancia pura se denomina riqueza de la muestra y se suele expresar en % en masa. Cuando los reactivos no son puros, se debe convertir la cantidad inicial impura en pura, pues únicamente reacciona esta última parte.

Ejemplo 4.

¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II) pentahidratado, del 85% de riqueza hay que pesar para preparar 1,5 litros de disolución, en la que la concentración de Cu(II) sea $10^{-3}M$? $Ar(S)=32$; $Ar(O)=16$; $Ar(Cu)=63,5$; $Ar(H)=1$.

La fórmula del sulfato de cobre pentahidratado es $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, teniendo en cuenta la fórmula molecular, por cada 1 mol de compuesto tenemos 1 mol de Cu(II), por tanto para tener $10^{-3} mol/L$ de Cu(II) en 1,5 litros tenemos que poner:

Nº moles de Cu = $V \cdot M = 1,5 L \cdot 10^{-3} mol/L = 1,5 \cdot 10^{-3}$ moles, por tanto tenemos que poner $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles de sulfato cúprico pentahidratado que expresado en gramos es:

$$Mr(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 249,5 \text{ g/mol.}$$

Masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 249,5 \text{ g/mol} = 0,374 \text{ g}$ de sulfato de cobre, pero como la riqueza del compuesto es del 85%, la cantidad necesaria es:

$$0,374 \cdot 100/85 = 0,44 \text{ g de } CuSO_4 \cdot 5H_2O \text{ es la cantidad necesaria.}$$

⇒ **Rendimiento de las reacciones**

Normalmente, las cantidades de productos que se obtienen en una reacción química son menores que las esperadas según cálculos estequiométricos. Esta diferencia se produce porque el rendimiento de las reacciones no es del 100%.

Un rendimiento del 80% puede interpretarse como:

- En lugar de los 100 g de producto esperados teóricamente, se obtienen 80 g reales.
- En lugar de los 80 g de reactivo necesarios teóricamente para la reacción, han de utilizarse 100 g reales.

El rendimiento se calcula:

$$\eta = \frac{\text{masa obtenida de producto}}{\text{masa teórica de producto}} \cdot 100$$

Para calcular los gramos reales de producto que se obtienen, se aplica:

$$\text{gramos reales} = \text{gramos teóricos} \cdot \frac{\eta}{100}$$

Ejemplo 5.

¿Cuántos kg de dióxido de carbono se pueden obtener a partir de 130 kg de carbonato cálcico según la reacción de descomposición $CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$? Si se obtienen 36 kg de dióxido de carbono, ¿cuál será el rendimiento?

Las masas moleculares de cada compuesto son:

$$Mr(CaCO_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol}$$

$$Mr(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$Mr(CaO) = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$$

Como la reacción está ajustada, sabemos que éstas son las masas relativas que reaccionan, ya se midan en gramos o en kilos. $CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$, por tanto:

Se obtienen 44 kg de CO_2 por cada 100 kg de CaCO_3 , como tenemos 130 kg se obtendrán:

$$m_{\text{CO}_2} = 130\text{kg CaCO}_3 \cdot \frac{44\text{kg CO}_2}{100\text{kg CaCO}_3} \rightarrow m_{\text{CO}_2} = 57,2\text{Kg}$$

Como nos dicen que se han obtenido 36 kg, por tanto el rendimiento será:

$$\eta = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100 = \frac{36\text{kg}}{57,2\text{kg}} \cdot 100 \rightarrow \eta = 62,94\%$$

Ejemplo 6.

Calcula los gramos de soluto necesario para preparar 500 cm^3 de una disolución de nitrato de sodio 0,10M. Explica como se prepararía esta disolución en el laboratorio y haz un dibujo explicativo. $\text{Ar}(\text{Na})=23$, $\text{Ar}(\text{N})=14$, $\text{Ar}(\text{O})=16$.

500 cm^3 de disolución = 0,5L disolución

$\text{Mr}(\text{NaNO}_3) = 23+14+16 \cdot 3 = 85 \text{ g/mol}$

Una disolución de 0,1L posee 0,1 mol de nitrato de sodio, como queremos preparar 0,5L ponemos 0,5 moles de nitrato de sodio que son:

$$0,05\text{mol} \cdot \frac{85\text{g}}{\text{mol}} = 4,25\text{g de NaNO}_3$$

Para preparar la disolución se pesan los 4,25 g de NaNO_3 en una balanza, y se introducen en un matraz aforado de 500ml, se añade agua destilada con un frasco lavador y se agita para homogeneizar el contenido del matraz.

Ejemplo 7.

La pirita FeS_2 se tuesta en presencia de oxígeno para dar Fe_2O_3 y SO_2 . Ajusta la reacción. ¿Cuántos kilos de óxido de hierro se obtendrán a partir de 750 kg de mineral con un 75% de pirita? ¿Qué volumen de oxígeno será necesario en condiciones normales? ¿Y si el rendimiento del proceso de obtención del óxido es del 87%?. $\text{Mr}(\text{FeS}_2) = 120$; $\text{Mr}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$; $\text{Mr}(\text{O}_2) = 32$.

La reacción será: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

La reacción ajustada es: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

La cantidad de pirita contenida en 750 kg de mineral es: 750 kg mineral \cdot 75 kg pirita/100kg mineral = 562,5 kg.

Teniendo en cuenta la reacción ajustada, por cada 4 moles de FeS_2 se obtienen 2 moles de Fe_2O_3 y se necesitan 11 moles de O_2 .

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 562,5\text{kg FeS}_2 \cdot \frac{2 \cdot 160\text{kg Fe}_2\text{O}_3}{4 \cdot 120\text{kg FeS}_2} \rightarrow m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 375\text{kg de Fe}_2\text{O}_3$$

en cuanto al oxígeno

$$m_{\text{O}_2} = 562,5\text{kg FeS}_2 \cdot \frac{11 \cdot 32\text{kg O}_2}{4 \cdot 120\text{kg FeS}_2} \rightarrow m_{\text{O}_2} = 412,5\text{kg de O}_2$$

En condiciones normales, 1mol ocupa 22,4 litros, por tanto como necesitamos:

$$n_0 = \frac{412,5 \cdot 10^3 \text{g}}{32\text{g/mol}} = 12,89\text{moles de oxígeno};$$

$$V = 12,89\text{moles} \cdot 22,4\text{litros/mol} = 288,73 \text{ litros}$$

El rendimiento es del 87 %, por tanto:

$$\eta = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teórica}} \cdot 100 = 87\% = \frac{288,73L}{xL} \cdot 100 \rightarrow x = 331,87 \text{ L teóricos de } O_2$$

3. Formulaci3n inorgánica

Una fórmula química es una expresi3n simb3lica de la composici3n y estructura de una sustancia química. Cada compuesto se designa mediante una fórmula específica que contiene los s3mbolos de los elementos que lo forman y unos subíndices que indican la relaci3n numérica entre los elementos. Se define formulaci3n como la escritura de una fórmula de una sustancia química. La nomenclatura es la lectura de una fórmula.

⇒ *Valencia y n3mero de oxidaci3n*

La valencia de un elemento en un compuesto representa la capacidad que posee dicho elemento para combinarse con otro. Viene dada por el n3mero de electrones captados, cedidos o compartidos por un átomo de dicho elemento al formar un enlace.

El n3mero de oxidaci3n coincide, en general, con el n3mero de electrones que le faltan o le sobran al átomo del elemento para adquirir la estructura externa propia de los gases nobles; es decir, ocho electrones en el último nivel. Por ejemplo, el átomo de cloro tiene 7 electrones en el último nivel; le falta un electr3n para adquirir estructura de gas noble; por lo tanto su valencia es -1. El átomo de calcio posee dos electrones en su último nivel y le sobran esos dos electrones para adquirir la estructura de gas noble; por lo tanto su valencia es +2.

TABLA DE VALENCIAS

Elemento	S3mbolo	Valencias	Elemento	S3mbolo	Valencias
Hidr3geno	H	-1 +1	Berilio	Be	+2
Fl3or	F	-1	Magnesio	Mg	
Cloro	Cl	-1 +1, +3, +5, +7	Calcio	Ca	
Bromo	Br		Estroncio	Sr	
Yodo	I		Bario	Ba	
Ox3geno	O		-2	Radio	
Azufre	S	-2 +2, +4, +6	Cinc	Zn	
Selenio	Se		Cadmio	Cd	
Teluro	Te		Cobre	Cu	
Nitr3geno	N	-3 +1, +2, +3, +4, +5	Mercurio	Hg	
F3sforo	P	-3 +1, +3, +5	Aluminio	Al	+3
Ars3nico	As	-3 +3, +5	Oro	Au	+1, +3
Antimonio	Sb		Hierro	Fe	+2, +3
Boro	B	-3 +3	Cobalto	Co	
Bismuto	Bi	+3, +5	N3quel	Ni	
Carbono	C	-4 +2, +4	Estaño	Sn	+2, +4
Silicio	Si	-4 +4	Plomo	Pb	
Litio	Li	+1	Platino	Pt	
Sodio	Na		Iridio	Ir	
Potasio	K		Cromo	Cr	+2, +3, +6
Rubidio	Rb		Manganeso	Mn	+2, +3, +4, +6, +7
Cesio	Cs				
Francio	Fr				
Plata	Ag				

⇒ **Reglas de determinación del número de oxidación o valencia**

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero (0), incluso cuando forman moléculas poliatómicas como N₂, P₄, S₈, etc.
- El número de oxidación de un ión monoatómico coincide con su carga; así, el Na⁺ tiene un número de oxidación de +1 y el Cl⁻, -1.
- El oxígeno tiene normalmente número de oxidación -2.
- El hidrógeno tiene normalmente número de oxidación +1, excepto en los hidruros en los que tiene número de oxidación -1.
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser 0. En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ión.

Ejemplos:

- a) Para determinar la valencia del azufre en el dióxido de azufre (SO₂), tenemos en cuenta que el oxígeno tiene valencia -2 y que tenemos dos átomos de oxígeno:

$$\overset{x-2}{\text{SO}_2} \quad x \quad + 2(-2) = 0; \quad x = +4$$

- b) Para determinar la valencia del carbono en el ión carbonato (CO₃²⁻), tenemos en cuenta que la carga total de dicho ión es -2:

$$\overset{x-2}{\text{CO}_3^{2-}} \quad x + 3(-2) = -2; \quad x = +4$$

- c) Para determinar la valencia del no metal que interviene en la sal oxisal tenemos en cuenta que el oxígeno utiliza valencia -2 y que conocemos la valencia del catión metálico:

$$\overset{+2x-2}{\text{CaCO}_3} \quad 1(+2) + 1 \cdot x + 3(-2) = 0; \quad x = +4$$

⇒ **Normas prácticas sobre formulación**

Todos los compuestos siguen las siguientes normas de formulación:

- Se escribe siempre en primer lugar el símbolo del elemento o radical menos electronegativo y a continuación el del elemento o radical más electronegativo. Orden de electronegatividad (+ → -): metal, hidrógeno, no metal, oxígeno.

Ejemplos: Na (metal) y O (oxígeno): NaO; H (hidrógeno), Cl (no metal) y O (oxígeno): HClO₃.

- Se piensa en las respectivas valencias con las que actúan los elementos: Na⁺¹ O⁻².
- Se intercambian las respectivas valencias, colocándolas en forma de subíndice en los átomos o radicales: Na₂O₊₁.
- Se simplifican los subíndices: Na₂O.
- Al nombrarlos se hace en orden inverso: Na₂O: óxido de sodio.

4. Compuestos binarios

Los compuestos binarios se forman por combinación de dos elementos distintos.

⇒ **Combinaciones binarias con oxígeno: óxidos básicos y óxidos ácidos (anhídridos)**

Los óxidos pueden dividirse en dos grandes grupos:

- Óxidos básicos: formados por la combinación del oxígeno con un metal.
- Óxidos ácidos (o anhídridos): formados por la combinación del oxígeno con un no metal.

Los óxidos se nombran mediante tres sistemas diferentes de nomenclatura:

- Nomenclatura sistemática. Se escribe la palabra óxido seguida del nombre del otro elemento. Se indican las proporciones de cada elemento en el compuesto utilizando prefijos griegos (*mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*,... -se puede prescindir del prefijo *mono-*). Ejemplo: Fe_2O_3 : trióxido de hierro.
- Nomenclatura de Stock. Se escribe la palabra óxido seguida del nombre del otro elemento, colocando entre paréntesis e inmediatamente después del nombre, la valencia del elemento en números romanos. Ejemplo: Fe_2O_3 : óxido de hierro (III). En los elementos en los cuales sólo hay un número de oxidación, no se indica. Ejemplo: CaO : óxido de calcio.
- Nomenclatura funcional o tradicional. Llama óxidos a los óxidos básicos y *anhídridos* a los óxidos ácidos. Si el elemento tiene dos valencias, su nombre se hace terminar en *-oso* (valencia menor) o en *-ico* (valencia mayor). Ejemplo: FeO : óxido ferroso; Fe_2O_3 : óxido férrico. Si se trata de un no metal con cuatro valencias, las terminaciones son: *hipo-.....-oso*, *-oso*, *-ico* y *per-.....-ico*. Ejemplo: Cl_2O : anhídrido hipocloroso; Cl_2O_3 : anhídrido cloroso; Cl_2O_5 : anhídrido clórico; Cl_2O_7 : anhídrido perclórico.

Peróxidos

Son combinaciones binarias del oxígeno que contienen el grupo (O_2^{2-}). El oxígeno actúa con valencia -1. Se formulan considerando en bloque el O_2^{2-} e intercambiando los números de oxidación sin simplificar. Existen dos nomenclaturas:

- Nomenclatura sistemática. H_2O_2 : dióxido de hidrógeno.
- Nomenclatura tradicional. Se antepone el prefijo *peróxido* al nombre del elemento. Ejemplo: H_2O_2 : peróxido de hidrógeno (agua oxigenada).

⇒ Combinaciones binarias con hidrógeno

Las combinaciones de cualquier elemento con el hidrógeno reciben el nombre genérico de hidruros.

Hidruros metálicos

Resultan de la unión de un metal con el hidrógeno, que actúa con valencia -1. Se nombran con la palabra genérica *hidruro* seguida del nombre del metal.

- Nomenclatura sistemática. FeH_3 : trihidruro de hierro; CuH : (mono)hidruro de cobre.
- Nomenclatura de Stock. FeH_3 : hidruro de hierro (III); PbH_2 : hidruro de plomo (II). El estado de oxidación no se pone en los elementos de valencia única. CaH_2 : hidruro de calcio.
- Nomenclatura funcional o tradicional. Si el metal tiene dos valencias, su nombre se hace terminar en *-oso* (valencia menor) o en *-ico* (valencia mayor). FeH_2 : hidruro ferroso; FeH_3 : hidruro férrico.

Haluros de hidrógeno

El hidrógeno, que actúa con valencia +1, se combina con un no metal de los grupos VIA y VIIA (Te, Se, S, At, I, Br, Cl o F). Se denominan comúnmente hidrácidos debido al carácter ácido de sus disoluciones acuosas.

- Nomenclatura sistemática. Se nombran añadiendo el sufijo *-uro* al no metal seguido de *hidrógeno*. HF : fluoruro de hidrógeno; H_2Se : seleniuro de hidrógeno; H_2S : sulfuro de hidrógeno.
- En disoluciones acuosas. Se nombran con la palabra *ácido* seguida del nombre del elemento no metálico con la terminación *-hídrico*. HF : ácido fluorhídrico; H_2Se : ácido selenhídrico; H_2S : ácido sulfhídrico.

Hidruros volátiles

El hidrógeno se combina con un semimetal (B, C, Si, N, P, As y Sb). Sus disoluciones acuosas no presentan propiedades ácidas. Todos estos compuestos tienen nombres comunes especiales.

- Nomenclatura sistemática. Se nombran con la palabra genérica *hidruro* seguida del semimetal correspondiente, utilizando prefijos numerales en ambos casos. BH_3 : trihidruro de boro; CH_4 : tetrahidruro de carbono; NH_3 : trihidruro de nitrógeno.
- Nombre común. BH_3 : borano; CH_4 : metano; NH_3 : amoníaco; SiH_4 : silano.

Sales neutras

Se obtienen al combinar un metal con un no metal. El metal actúa con valencia positiva. El no metal actúa con valencia negativa. Se nombran añadiendo el sufijo *-uro* al no metal seguido del nombre del metal.

- Nomenclatura sistemática. LiF: fluoruro de litio; CuBr: bromuro de cobre; CuBr₂: dibromuro de cobre.
- Nomenclatura de Stock. LiF: fluoruro de litio; CuBr: bromuro de cobre (I); CuBr₂: bromuro de cobre (II).
- Nomenclatura funcional o tradicional. Si el metal tiene dos valencias, su nombre se hace terminar en *-oso* (valencia menor) o en *-ico* (valencia mayor). LiF: fluoruro de litio; CuBr: bromuro cuproso; CuBr₂: bromuro cúprico.

Sales volátiles

Se obtienen al combinar un no metal con otro no metal. Se nombran añadiendo la terminación *-uro* al elemento más electronegativo seguido del otro elemento. El orden de electronegatividad (+ → -) es como sigue: B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, F.

- Nomenclatura sistemática. BF₃: trifluoruro de boro; CCl₄: tetracloruro de carbono; SeI₂: diyoduro de selenio.
- Nomenclatura de Stock. Entre paréntesis aparece la valencia del elemento más electropositivo. BF₃: fluoruro de boro (III); CCl₄: cloruro de carbono (IV); SeI₂: yoduro de selenio (II).

5. Compuestos ternarios

Los compuestos ternarios son las combinaciones entre tres elementos distintos. Se clasifican en hidróxidos, oxoácidos y oxisales.

Ácidos oxoácidos

Son compuestos formados por hidrógeno, oxígeno y un no metal (o también algunos metales de transición como el Cr y el Mn). Tienen la fórmula general: H_xX_yO_z. El hidrógeno utiliza valencia +1, el no metal utiliza su valencia positiva y el oxígeno -2.

Los ácidos oxoácidos se obtienen añadiendo al anhídrido correspondiente una molécula de agua.

Valencia	Óxido no metálico + agua → ácido oxoácido	Fórmula simplificada
Cl (+1)	Cl ₂ O + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₂	HClO
Cl (+3)	Cl ₂ O ₃ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₄	HClO ₂
Cl (+5)	Cl ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₆	HClO ₃
Cl (+7)	Cl ₂ O ₇ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₈	HClO ₄

- Nomenclatura sistemática. Se utilizan los prefijos *mono-, di-, tri-... -oxo*, seguido de la raíz del átomo central *-ato*, indicando la valencia entre paréntesis y terminando con de hidrógeno.
HClO: oxoclorato (I) de hidrógeno.
HClO₂: dioxoclorato (III) de hidrógeno.
HClO₃: trioxoclorato (V) de hidrógeno.
HClO₄: tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno.
- Nomenclatura funcional o de Stock. Se escribe la palabra ácido. Después el prefijo *mono-, di-, tri-, ... -oxo* y por último la raíz del átomo central *-ico*, indicando entre paréntesis su valencia.
HClO: ácido oxoclórico (I).
HClO₂: ácido dioxoclórico (III).
HClO₃: ácido trioxoclórico (V).

HClO₄: ácido tetraoxoclórico (VII).

- Nomenclatura tradicional. Se escribe la palabra ácido, seguida de la raíz del nombre del átomo central con los prefijos y sufijos *hipo...oso*, *...oso*, *...ico*, *per...ico*, si posee cuatro valencias (siempre de menor a mayor); *hipo...oso*, *...oso*, *...ico*, si posee tres valencias; *...oso*, *...ico*, si posee dos valencias.

HClO: ácido hipocloroso.

HClO₂: ácido cloroso.

HClO₃: ácido clórico.

HClO₄: ácido perclórico.

- Otros prefijos en la nomenclatura tradicional. Los prefijos *meta-* y *orto-* hacen referencia al contenido en moléculas de agua del ácido oxoácido. El prefijo *meta-* indica que se ha añadido una sola molécula de agua al anhídrido; el prefijo *orto-* indica que se han añadido tres moléculas de agua al anhídrido.

P₂O₃ + 1H₂O → HPO₂ ácido metafosforoso (P = III)

P₂O₃ + 3H₂O → H₃PO₃ ácido ortofosforoso (P = III)

P₂O₅ + 1H₂O → HPO₃ ácido metafosfórico (P = V)

P₂O₅ + 3H₂O → H₃PO₄ ácido ortofosfórico (P = V)

Según la nomenclatura sistemática, estos compuestos se nombran de la siguiente manera:

HPO₂: dioxofosfato (III) de hidrógeno.

H₃PO₃: trioxofosfato (III) de hidrógeno.

HPO₃: trioxofosfato (V) de hidrógeno.

H₃PO₄: tetraoxofosfato (V) de hidrógeno.

Ácidos especiales

Son ácidos formados por hidrógeno, oxígeno y metales de transición que se comportan como no metales. Presentan números de oxidación elevados. Son ácidos hipotéticos, conociéndose exclusivamente las sales que derivan de ellos. Siguen, grosso modo, las mismas reglas que los ácidos oxoácidos en las tres nomenclaturas, salvo las siguientes excepciones de la nomenclatura tradicional.

Ácido del boro (B). Usa el sufijo *-ico*. HBO₂: ácido bórico.

Ácidos del manganeso (Mn), tecnecio (Tc) y renio (Re). Usan los sufijos *...oso*, *...ico*, *per...ico*.

HMnO₄: ácido permangánico; H₂TcO₄: ácido tecnécio.

Ácidos del cromo (Cr), molibdeno (Mo) y wolframio (W). Usa el sufijo *-ico*. H₂CrO₄: ácido crómico; H₂WO₄: ácido wolfrámico.

Hidróxidos

Se caracterizan por tener el grupo OH⁻, llamado hidróxido, de valencia -1, unido a un metal. Se nombran con la palabra genérica *hidróxido* seguida del metal correspondiente.

- Nomenclatura sistemática. Se usan prefijos para el grupo OH. Fe(OH)₃: trihidróxido de hierro; NaOH: hidróxido de sodio.
- Nomenclatura de Stock. Se coloca entre paréntesis la valencia del metal. Fe(OH)₃: hidróxido de hierro (III); NaOH: hidróxido de sodio.
- Nomenclatura funcional o tradicional. Si el elemento tiene dos valencias se utilizan las terminaciones *-oso* e *-ico*. Fe(OH)₂: hidróxido ferroso; Fe(OH)₃: hidróxido férrico.

⇒ Iones y Sales neutras

Un ión es una especie química con carga eléctrica positiva (catión) o negativa (anión). Los iones pueden ser monoatómicos (F⁻, Cl⁻,...) o poliatómicos (OH⁻, SO₄²⁻,...). Ejemplos de reacciones de ionización:

- Hidróxidos: Ca(OH)₂ → Ca²⁺ + 2(OH⁻)
- Oxoácidos: H₂SO₄ → 2H⁺ + SO₄²⁻
- Sales binarias: Na₂S → 2Na⁺ + S²⁻

Las reglas para formularlos son:

- Cationes: se escribe el símbolo del elemento elevado al número de oxidación (el exponente también nos indica el número de cargas positivas): Ca^{2+}
- Aniones monoatómicos: se escribe el símbolo del elemento elevado al número de oxidación (el exponente también nos indica el número de cargas negativas): S^{2-} .
- Aniones poliatómicos: se escriben los símbolos del no metal y el oxígeno elevado al número de cargas negativas: SO_4^{2-}

Las nomenclaturas de los cationes son las siguientes:

- Nomenclatura sistemática y de Stock. Se utiliza la palabra catión seguida del nombre del elemento y su valencia, entre paréntesis, en números romanos. Fe^{2+} : catión de hierro (II); Fe^{3+} : catión de hierro (III); Ca^{2+} : catión de calcio.
- Nomenclatura tradicional. Se utiliza la palabra ión seguida del nombre del elemento terminado en *-oso* (valencia menor) o *-ico* (valencia mayor). Fe^{2+} : ión ferroso; Fe^{3+} : ión férrico; Ca^{2+} : ión calcio.

Los aniones monoatómicos se nombran siempre utilizando el sufijo *-uro*. S^{2-} : ión sulfuro; Cl^- : ión cloruro.

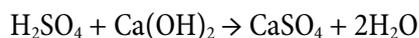
Los aniones poliatómicos se pueden nombrar de las siguientes formas:

- Nomenclatura sistemática y de Stock. Se nombran igual que los ácidos oxoácidos, pero escribiendo primero la palabra ión. SO_4^{2-} : ión tetraoxosulfato (VI); ClO^- : ión oxoclorato (I).
- Nomenclatura tradicional. Se usa la palabra ión seguida del nombre del ácido y cambiando las terminaciones *-oso* e *-ico* por *-ito* y *-ato*, respectivamente. SO_4^{2-} : ión sulfato; ClO^- : ión hipoclorito.

⇒ **Sales neutras (Oxisales)**

Son compuestos ternarios constituidos por un no metal, oxígeno y metal. Se obtienen por neutralización total de un hidróxido y un ácido oxoácido.

Ácido oxoácido + hidróxido → sal neutra + agua



Son sustancias iónicas formadas por un catión procedente de un hidróxido y un anión procedente de un oxoácido.

Hidróxido	Catión	Oxoácido	Anión	Oxial
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Ca^{2+}	H_2CO_3	CO_3^{2-}	CaCO_3
KOH	K^+	H_2SO_4	SO_4^{2-}	K_2SO_4
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Al^{3+}	HNO_3	NO_3^-	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Para formularlos, se escribe primero el catión y a continuación el anión poliatómico, intercambiándose como subíndices el número que indica su carga. Se simplifica si se puede:

Catión	Anión	Oxial	Fórmula simplificada
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	$\text{Ca}_2(\text{CO}_3)_2$	CaCO_3
K^+	SO_4^{2-}	K_2SO_4	—
Al^{3+}	NO_3^-	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	—

Nomenclatura sistemática y de Stock. Se utiliza el nombre del anión seguido del catión. Si el anión tiene subíndice, se puede expresar con los prefijos *bis-* *tris-* *tetrakis-* para indicar el número de veces que se repite el radical ácido (que se nombra como en los ácidos). Sin embargo, si se indica el número de oxidación del metal entre paréntesis los prefijos no son necesarios, ya que la fórmula queda bien definida. K_2SO_4 : tetraoxosulfato (VI) de potasio; $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$: bis (tetraoxofosfato (V)) de magnesio.

Nomenclatura tradicional. Se cambian las terminaciones *-oso e -ico de los ácidos por -ito y -ato respectivamente, seguido del nombre del metal (catión) y las terminaciones -oso e -ico en el caso de que tenga dos valencias*. $Mg_3(PO_4)_2$: fosfato de magnesio; $Ca(ClO)_2$: hipoclorito de calcio; $CuClO_2$: clorito cuproso; $Cu(ClO_3)_2$: clorato cúprico; $KClO_4$: perclorato de potasio.

6. Actividades

- Se calienta una muestra de mineral de 2,00 g que contiene carbonato de calcio y dióxido de silicio hasta obtener una masa constante de 1,34 g. El carbonato de calcio se descompone en dióxido de carbono gas y óxido de calcio sólido, mientras que el dióxido de silicio se mantiene inalterado. Calcula la riqueza en % de carbonato de calcio de la muestra. $Ar(Ca)=40$, $Ar(C)=12$, $Ar(O)=16$. Sol: 75%.
- La magnetita es un mineral con una composición aproximada del 78% de Fe_3O_4 y el resto son impurezas que no contienen hierro. Si en una veta de mineral, el contenido de magnetita es del 70%. ¿Qué cantidad de hierro puro podremos obtener a partir de 1 Tm del mineral recién extraído? $Ar(Fe)=56$, $Ar(O)=16$. Sol: 395,38 kg.
- 10 gramos de un mineral que contiene 60 % de cinc se hace reaccionar con 20 ml de una disolución de ácido sulfúrico de 98,6% y densidad 1,823 g/ml. Calcula:
 - Los gramos de sulfato de Cinc producidos.
 - El volumen de hidrógeno obtenido si las condiciones son 25 °C y 740 mmHg.
 - Los cálculos anteriores si el rendimiento es del 75 %.
 Sol: a) 14,85 g de $ZnSO_4$. b) 2,27L c) 11,14 g de $ZnSO_4$ y 1,7 L de H_2 .
- Determina el número de oxidación de los elementos desconocidos: CO_2 , CO_3^{2-} , $CaCO_3$ y $Cr_2O_7^{2-}$
- Formula los siguientes compuestos.

Óxido de sodio		Óxido de magnesio	
Óxido de plomo (IV)		Óxido de hierro	
Agua oxigenada		Anhídrido sulfuroso	
Anhídrido silícico		Heptaóxido de dibromo	
Óxido de yodo (V)		Hidruro de aluminio	
Hidruro de estaño (IV)		Seleniuro de hidrógeno	
Amoníaco		Trihidruro de arsénico	
Fluoruro de litio		Bromuro cuproso	
Cloruro de hierro (II)		Sulfuro de boro	
Ácido hipocloroso		Ácido nitroso	
Ácido fosfórico		Ácido carbónico	
Trioxoclorato (V) de hidrógeno		Ácido ortofosfórico	
Ácido metabórico		Tetraoxotecnato (VII) de hidr.	
Hidróxido de hierro (II)		Hidróxido de sodio	
Ión tetraoxosulfato (VI)		Catión calcio	
Catión hierro (III)		Ión sulfuro	
Trioxocarbonato (IV) de litio		Oxoclorato (I) de sodio	

5. Nombra los siguientes compuestos.

	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
BaO			
Cu ₂ O			
FeO			
I ₂ O			
CO ₂			
BeH ₂			
H ₂ Se			
NH ₃			
CH ₄			
CuBr ₂			
BrF ₃			
HClO ₄			
H ₂ SO ₄			
H ₃ PO ₄			
H ₂ MnO ₄			
NaOH			
K ⁺			
Fe ³⁺			
ClO ₃ ⁻			
K ₂ SO ₄			

3. Estructura atómica. Modelos atómicos

1. Modelos atómicos
2. Partículas constituyentes del átomo
3. Modelo atómico de Bohr
4. Antecedentes de la mecánica cuántica
5. Ecuación de onda de Schrödinger. Números cuánticos
6. Actividades

1. Modelos atómicos

La idea de la existencia de los átomos se remonta al año 500 a. de C. porque Demócrito consideraba la materia formada por partículas indivisibles, llamadas átomos.

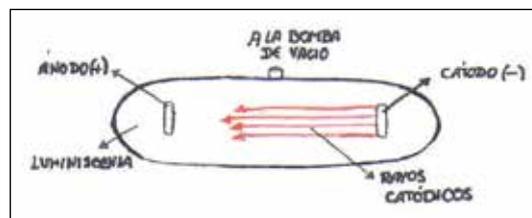
⇒ Teoría de Dalton

Cuando Dalton elaboró su teoría atómica 1803, se conocía la ley de la conservación de la materia, la de proporciones definidas y proporciones recíprocas y proporciones múltiples enunciada por él mismo. La teoría se puede resumir en los siguientes puntos:

1. Los elementos están formados por partículas independientes e indestructibles (átomos).
2. Todos los átomos de un elemento determinado son iguales en masa y en propiedades y diferentes a los de cualquier otro elemento.
3. Los compuestos están formados a partir de átomos de distintos elementos, entre los que se establece una relación numérica sencilla.
4. Las relaciones que se establecen entre los átomos que forman un compuesto, hacen que éste presente unas propiedades características y que su masa sea siempre la misma.

⇒ Modelo atómico de Thomson

J.J. Thomson, en 1897 estudiando la naturaleza de los rayos catódicos, descubrió el electrón. En su trabajo utilizó un tubo de rayos catódicos. Ampère y Faraday profundizaron en el estudio de la electricidad y la electroquímica sugiriendo una relación íntima entre la materia y las cargas eléctricas. El descubrimiento de las partículas subatómicas comenzó cuando se impuso el tubo de descarga (esquema en la imagen siguiente) como herramienta de investigación en la naturaleza de la materia.

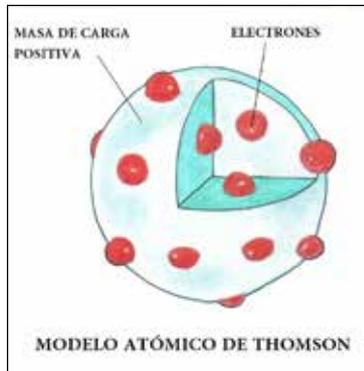


- Eran partículas o radiaciones que se alejaban del cátodo en línea recta. Por ello recibieron el nombre de rayos catódicos.
- Eran partículas provistas de una gran energía cinética. Por tanto, indicaba que eran partículas materiales y no radiaciones (giraban una rueda de paletas colocada en el camino).
- Se comportaban como una corriente eléctrica de carga negativa porque se desviaban hacia la placa positiva al aplicar un campo eléctrico externo. (Figura 1)

Se comprobó que los rayos catódicos obtenidos con gases diferentes son iguales entre sí y que, en todos los casos, las partículas tenían una **relación carga / masa** idéntica. El valor de esta relación fue determinado por Thomson.

$$Q / m = -1.76 \cdot 10^{11} \text{ C} \cdot \text{K}^{-1}$$

Como consecuencia, se dedujo que la electricidad no era una magnitud continua, sino que estaba formada por partículas elementales llamadas **electrones**.



Thomson propuso que el átomo no debía considerarse como una partícula indivisible tal y como decía Dalton, sino que estaba formado por cargas negativas, electrones. Estos estaban incrustados en una masa esférica de densidad uniforme, con carga positiva y naturaleza aún no conocida. El átomo era eléctricamente neutro por lo que la carga negativa total de los electrones era la misma que la positiva de la masa en la que se encontraban incrustados.

Este modelo atómico desvelaba la naturaleza de los rayos catódicos (electrones liberados de los átomos del gas) y daba una explicación a que sean idénticos independientemente del gas analizado.

⇒ Modelo atómico de Rutherford

Becquerel (1896) descubrió la radiactividad natural, lo cual llevó al conocimiento de tres tipos de partículas:

- Rayos alfa [α]: partículas con carga positiva
- Rayos beta [β]: partículas con carga negativa
- Rayos gamma [γ]: naturaleza inmaterial y sin carga. Son ondas electromagnéticas.

Todo esto sugería la posibilidad de que los átomos no eran partículas indivisibles.

El estudio con más detalle del fenómeno que se produce en el tubo de descarga, revela la existencia de otra radiación. Si se utiliza un cátodo perforado, se observa una radiación de partículas con carga positiva que proviene de los canales abiertos en el cátodo. (Figura 3). Por ello, esta nueva radiación recibe el nombre de **Rayos Canales**. Sus características son las siguientes:

- *Está formada por partículas con carga positiva* porque se dirigen hacia el cátodo e incluso lo atraviesan si presenta orificios o canales.
- *La relación entre la carga y la masa es diferente* según el gas empleado en el tubo.

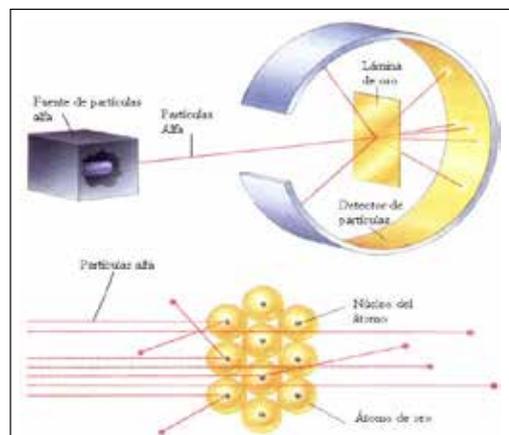
Más tarde, se comprobó que la carga de estas partículas era igual a la del electrón pero de signo contrario, por lo que sugería la existencia de otra partícula subatómica con carga positiva: el **protón**.

Rutherford discípulo de Thomson (1903) empleó las partículas α para determinar la estructura interna de la materia. Cuando estas partículas atravesaban láminas delgadas de metal, se observaba lo siguiente:

- La mayoría de las partículas atravesaba la lámina sin desviarse.
- Algunas partículas se desviaban de su trayectoria inicial.
- Otras partículas rebotaban contra la lámina.

Por tanto, estas observaciones no podían explicarse por el modelo de Thomson, que no preveía desviaciones de este tipo.

Los resultados de Rutherford le llevaron a establecer un nuevo modelo atómico denominado **Modelo Nuclear del átomo**. Según este modelo, el átomo está formado por un **núcleo** y una **corteza**.



- El átomo posee un núcleo central pequeño, con carga positiva y que contiene casi toda la masa del átomo.
- La corteza está formada por los electrones, que giran alrededor del núcleo en órbitas circulares.
- La suma de las cargas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, ya que el átomo es eléctricamente neutro. (Figura 5)

2. Partículas constituyentes del átomo

Al bombardear una muestra de berilio con partículas alfa se detecta una nueva radiación, que carece de carga, es muy penetrante y hace retroceder a los átomos con los que choca. Para explicarlo, se supuso que la radiación estaba formada por **neutrones**, unas partículas cuya masa es similar a la del protón pero carece de carga. El descubrimiento del neutrón nos permite imaginar un átomo en el que el núcleo atómico está formado por protones y neutrones.

De acuerdo con ese modelo, se denomina **número másico (A)** a la suma de protones y neutrones del núcleo. Se representa por la letra A y determina el isótopo del elemento.

Se denomina **número atómico (Z)** al número de protones del núcleo. Se representa por la letra Z y determina el elemento de que se trata.

Por tanto, el número de neutrones del núcleo es $N = A - Z$

La notación isotópica incluye el número másico (A), el número atómico (Z) y el símbolo del elemento (${}_Z^AX$):

	Electrón	Protón	Neutrón
Símbolo	e-	p	n
Carga	$1,602 \times 10^{-19}$	$1,602 \times 10^{-19}$	0
Masa	$9,109 \times 10^{-28}$ g	$1,6725 \times 10^{-24}$ g	$1,6748 \times 10^{-24}$ g

Isótopos

Los átomos que forman un elemento no son iguales en todo, sino que puede haber átomos con las mismas propiedades químicas pero diferente masa. Por tanto, los **isótopos** son átomos de un mismo elemento químico que tienen igual número atómico y distinto número másico.

Los núcleos de los isótopos tienen el mismo número de protones y un número distinto de neutrones, y su corteza posee el mismo número de electrones.

En estado natural, los elementos químicos son una muestra de varios isótopos. En una muestra de un elemento químico se denomina **abundancia isotópica** de cada isótopo del elemento al cociente entre el número de átomos de dicho isótopo y el número total de átomos que forman la muestra. Suele expresarse en porcentaje. La masa isotópica se refiere a la masa, expresada en unidades de **masa atómica**, de un átomo concreto de un elemento correspondiente a un determinado isótopo.

Ejemplo 1

El magnesio presenta en la naturaleza tres isótopos distintos. La abundancia relativa y las masas isotópicas de cada uno aparecen en la siguiente tabla: determina la masa atómica del magnesio.

Isótopo	Abundancia (%)	Masa isotópica (u)
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	78,70	23,98504
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	10,13	24,98584
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	11,17	25,98259

La contribución de cada isótopo a su peso atómico es la masa isotópica de cada uno (expresada en tanto por 1) multiplicada por su masa.

$$A_r(\text{Mg}) = \frac{78,70 \cdot 23,98504 + 10,13 \cdot 24,98584 + 11,17 \cdot 25,98259}{100} = 24,30 \text{ g/mol.}$$

Ejemplo 2

El Cloro tiene dos isótopos de pesos 35 y 37. Si la masa atómica del cloro es 35,46, ¿Cuál es la abundancia relativa de cada uno de estos isótopos?

Si llamamos x al número de átomos con peso 35 que hay en 100 átomos de cloro, tendremos $100-x$ átomos de peso 37. Promediando las masas de los isótopos:

$$35,46 = \frac{35 \cdot x + 37 \cdot (100 - x)}{100} \rightarrow 35 \cdot x + 37 \cdot (100 - x) = 3546,$$

agrupando la x

$$37 \cdot x - 35x = 3700 - 3546 \rightarrow x = \frac{154}{2} = 77$$

es decir, la abundancia del isótopo 35 es del 77%.

Ejemplo 3

Deduce el número de protones, neutrones y electrones del átomo de galio: ${}_{31}^{69}\text{Ga}$.

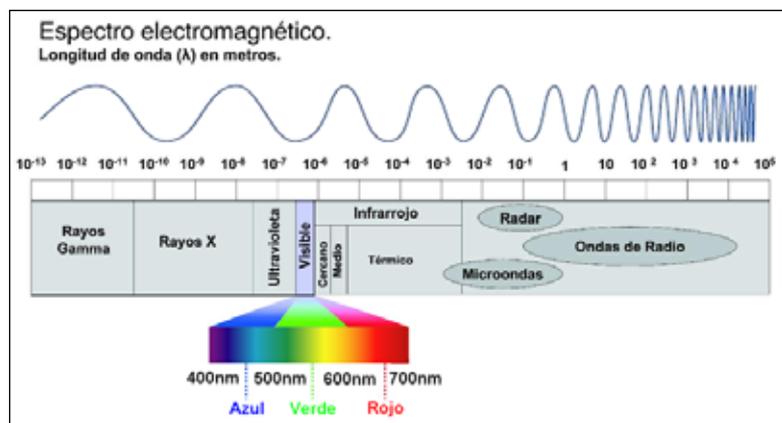
Sol:

Nº Z	Nº A	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de electrones
31	69	31	38	31

3. Modelo de Bohr. Espectros

El origen de la teoría cuántica se debe a Maxwell que afirmaba que la luz era una onda electromagnética. Se denomina espectro a la radiación electromagnética, visible o no, que emite o absorbe una sustancia. Dicha radiación sirve para identificar la sustancia.

⇒ *Teoría cuántica de Planck*



La distribución de energía en función de la longitud de onda para la radiación que emite un sólido incandescente a distintas temperaturas, se denomina Espectro continuo de emisión. Planck propuso la siguiente hipótesis:

La energía de cada cuanto se calcula mediante la expresión:

$$E = h \cdot \nu \quad \frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

h = constante de Planck = $6,625 \cdot 10^{-34}$ J · s; ν : frecuencia de la radiación

R = constante de Rydberg = $1,10 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1} = 2,18 \cdot 10^{-18}$ J

“Al igual que la materia está formada por partículas elementales, la energía se emite en forma de paquetes elementales llamados cuantos de energía o **fotones**.”

⇒ Modelo atómico de Bohr

Según lo que decía Rutherford, el átomo no era estable, ya que una partícula cargada que describe un movimiento debe radiar energía de modo continuo, lo que haría que los electrones acabaran precipitándose sobre el núcleo.

Bohr aplicó al átomo de hidrógeno las ideas sobre la cuantización de la energía y elaboró un nuevo modelo basado en los siguientes postulados:

- La energía del electrón dentro del átomo está cuantizada, es decir, el e- **solo ocupa unas posiciones o estados estacionarios alrededor del núcleo** con unos valores determinados de energía.
- El e- **se mueve siguiendo órbitas circulares alrededor del núcleo**. Cada una de estas órbitas corresponde a un estado estacionario o nivel de energía permitido y se asocia a un número natural: $n = 1, 2, 3, \dots$
- Los niveles de energía permitidos al e- son aquellos en los que su momento angular, (m : masa, v : velocidad del e- y r : radio de la órbita) es múltiplo entero de $h / 2\pi$, donde h es la constante de Planck.

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot h / 2\pi$$

- Sólo se absorbe o emite energía cuando un e- pasa de un nivel de energía a otro.

$$\Delta E = E_f - E_i \quad \Delta E = h \cdot \nu \quad \nu = \Delta E / h = (E_f - E_i) / h$$

E_f : energía del nivel de llegada ΔE : variación de energía

E_i : energía del nivel de partida ν : frecuencia

Ejemplo 4

¿Cuál es la frecuencia, longitud de onda y la energía de la radiación emitida al descender un electrón del nivel 4 al nivel 2 del átomo de Hidrógeno?

$$R = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}, \quad h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

La energía se emitirá en forma de fotón, cuya energía es la diferencia de energía de los niveles:

$$E = E_f - E_i = E_2 - E_4 = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La frecuencia del fotón viene dada por:

$$E = h \cdot \nu, \quad \nu = \frac{E}{h} = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La longitud de onda que corresponde con esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,17 \cdot 10^{14}} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m.}$$

4. Antecedentes de la mecánica cuántica

El modelo de Bohr permite deducir valores para los radios de las órbitas y para sus energías. Además, permite deducir teóricamente la fórmula que Balmer y Rydberg hallaron empíricamente. Sin embargo el modelo presenta algunas limitaciones: sólo es aplicable al átomo de hidrógeno y a estructuras con un solo electrón. Al aumentar la resolución de los espectrógrafos se observó que algunas líneas del espectro

eran en realidad dos cuando se somete a un campo magnético intenso, este hecho se conoce como *efecto Zeeman* e indica que el electrón puede tener varios estados con la misma energía en ausencia de un campo magnético, pero distinta energía cuando hay un campo magnético.

Las ecuaciones básicas de este modelo fueron expuestas por **Heisenberg** y **Schrödinger** de forma independiente. Los aspectos más característicos de este modelo quedan reflejados en las siguientes teorías:

- Dualidad onda – corpúsculo. **Principio de De Broglie.**

Propuso que las partículas atómicas como los electrones también tienen naturaleza de ondas, es decir, las partículas materiales tienen propiedades ondulatorias y, por ello, *“toda partícula en movimiento lleva una onda asociada.”*

$$\lambda = h / (m \cdot v)$$

- **Principio de incertidumbre de Heisenberg**

Como una onda se extiende por el espacio y su posición no está definida con precisión, a un electrón, que presenta propiedades ondulatorias, le ocurrirá lo mismo.

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/2\pi$$

“Es imposible conocer simultáneamente la velocidad (o, más exactamente, el momento lineal o cantidad de movimiento, $p = m \cdot v$) y la posición (x) de una partícula con total exactitud

Si conocemos exactamente la cantidad de movimiento de una partícula, la incertidumbre para el valor de su posición es ∞ .

- **Efecto fotoeléctrico de Hertz**

Descubrió que, al incidir una radiación electromagnética sobre una superficie metálica, ésta desprende e^- . Este fenómeno se llama Efecto fotoeléctrico, cuyas características son:

- Se produce si la frecuencia de la radiación es superior a una frecuencia umbral (ν_0) que depende del metal utilizado.
- Los e^- emitidos tienen una energía cinética que aumenta a medida que aumenta la frecuencia de la radiación.
- Al aumentar la intensidad de la radiación, no cambia la energía de los e^- emitidos, pero aumenta su número por unidad de tiempo.

Einstein explicó este fenómeno a partir de la teoría cuántica. Consideraba que la radiación electromagnética estaba formada por cuantos de energía, a los que llamó fotones. Cuando un fotón ($E = h \cdot \nu$) incide sobre una superficie metálica, cede su energía a un e^- . El e^- utiliza parte de ésta ($W = h \cdot \nu_0$) para escapar del metal y el resto para incrementar su energía cinética ($E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$).

5. Ecuación de onda de Schrödinger. Números cuánticos

Schrödinger, partiendo de la idea de que toda partícula en movimiento lleva asociada una onda, halló una ecuación de onda que permitía describir el movimiento del electrón. Las soluciones de esta ecuación son las funciones de onda, Ψ (psi). A partir de la función de onda, Ψ , se puede calcular la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada, esta probabilidad viene dada por Ψ^2 .

Las ecuaciones del modelo mecánico-cuántico describen el comportamiento de los e^- dentro del átomo y recogen su carácter ondulatorio y la imposibilidad de predecir sus trayectorias exactas. De esta manera, establecen el concepto de orbital, en contraposición a las órbitas exactas del modelo de Bohr. Los orbita-

les se representan mediante superficies imaginarias dentro de las cuales la probabilidad de encontrar el e⁻ con una determinada energía es muy grande.

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + U\Psi = i\hbar \frac{\partial \Psi}{\partial t}$$

⇒ *Números Cuánticos*

En el modelo de la mecánica cuántica, la energía que corresponde a cada estado energético o cada orbital viene definido por tres números cuánticos: n, l y m_l.

- **Número cuántico principal (n)**: indica el nivel de energía. Puede ser cualquier número entero positivo: 1, 2, 3, ... El primer nivel es el de menor energía y los siguientes, cada vez más alejados del núcleo, tienen energías mayores. Todos los orbitales con el mismo valor de n están en la misma capa o nivel de energía del átomo.
- **Número cuántico secundario o azimutal (l)**: indica el subnivel de energía que corresponde a un tipo de orbital. Toma los valores comprendidos entre 0 y (n - 1), ambos inclusive. En cada nivel de energía hay tantos subniveles como indica el valor de su número cuántico n. Por razones históricas, los valores 0, 1, 2 y 3 de l se designan mediante las letras s, p, d y f, respectivamente.
- **Número cuántico magnético (m_l)**: describe la orientación del orbital en el espacio y explica el desdoblamiento de líneas espectrales al aplicar un campo magnético externo. Toma los valores comprendidos entre + l y - l.
- **Número cuántico de espín (m_s)**: se refiere a la posibilidad de que el minúsculo campo magnético del e⁻ se disponga en un sentido u otro (de forma paralela o antiparalela a un campo magnético externo). Puede tener los valores + ½ y - ½. Se dice que los e⁻ con el mismo número cuántico tienen espines paralelos o que están desapareados.

⇒ *Orbitales*

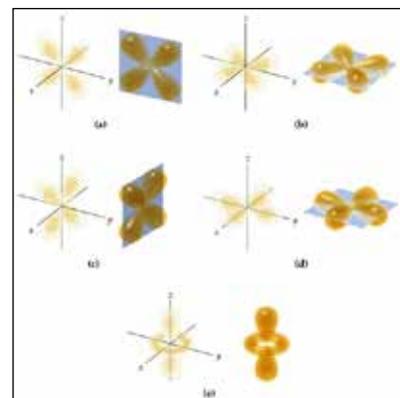
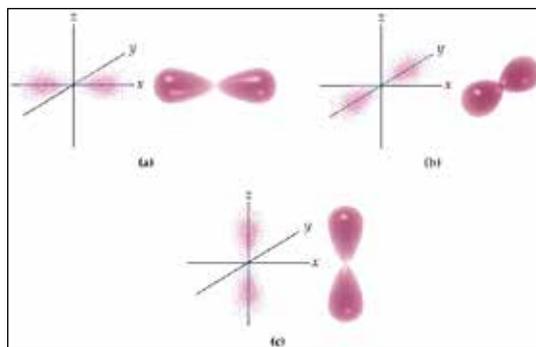
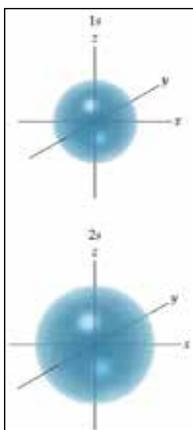
La zona en la que la probabilidad de encontrar el e⁻ es máxima se denomina orbital y tiene un tamaño que depende del número cuántico principal (n), una forma que depende del número cuántico azimutal (l) y una orientación en el espacio que depende del número cuántico magnético (m_l).

- El volumen depende de n. Cuanto mayor es este número, mayor es el volumen del orbital.
- La forma depende de l. Cuanto mayor es este número, más compleja es la forma del orbital. Los orbitales s son esféricos mientras que los demás están formados por lóbulos.
- La orientación depende de m_l. Según este número, se orientará en una u otra dirección.

n	Principal	1, 2, 3, ...	Nivel energético
l	Azimutal	0 ... (n - 1)	Tipo de orbital (s, p, d, f)
m _l	Magnético	- l ... 0 ... + l	Orientación del orbital
m _s	Espín	- ½, + ½	Comportamiento del e ⁻

Orbital	l	m _l	Nº orbitales
s	0	0	1 orbital s
p	1	-1, 0, +1	3 orbitales p
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales d
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 orbitales f

Capa	Número de electrones Máximo	l	Orbital Tipo	Orbitales
1ª	2	0	S	1s
2ª	8	0 1	S p	2s 2p
3ª	18	0 1 2	S p d	3s 3p 3d
4ª	32	0 1 2 3	S p d f	4s 4p 4d 4f



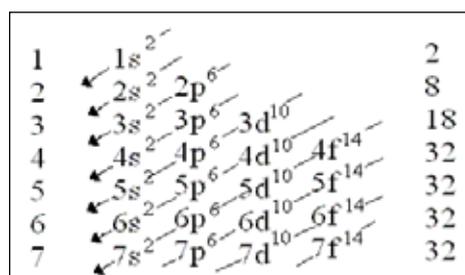
En las imágenes se representan los orbitales s, p y d respectivamente.

Los e- se distribuyen alrededor del núcleo en los diferentes niveles y orbitales. Para saber cómo se ordenan debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

- Principio de **exclusión de Pauli**: dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales. Así, en cada orbital sólo puede haber dos electrones, uno con espín + ½ y el otro - ½.
- Los orbitales se llenan según sus energías relativas, empezando por los de menor energía.
- **Regla de Hund**: dos orbitales con los mismos números cuánticos n y l tienen la misma energía. Para llenarlos, primero se coloca un e- en cada orbital y después se completa con el segundo electrón.

La distribución de los e- de un átomo en sus distintos niveles y orbitales alrededor del núcleo recibe el nombre de **configuración electrónica o estructura electrónica**. La configuración electrónica fundamental es la del estado fundamental o de mínima energía del átomo. Cualquier otra configuración recibe el nombre de configuración electrónica excitada y se corresponde con un estado excitado de mayor energía. Los orbitales se representan habitualmente mediante cajas y los e- mediante flechas.

Diagrama de Moeller



6. Actividades

- Determina la longitud de onda que corresponde a la transición entre el quinto y el décimo nivel electrónico del átomo de hidrógeno. Sol: $3,03 \cdot 10^{-4}$ cm. $R_H = 1,10 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1} = 2,18 \cdot 10^{13} \text{ J}$, $h = 6.625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.
- ¿Cuántos números cuánticos son necesarios para describir los estados de los electrones de un átomo? ¿Cuál es el significado de los mismos?.
- Escribe el número atómico, el número másico, el número de e- y el número de neutrones de los isótopos: ${}_{16}\text{S}^{34}$, ${}_{7}\text{N}^{15}$, ${}_{91}\text{Pa}^{234}$, ${}_{10}\text{Ne}^{22}$.
- El boro presenta dos isótopos en la naturaleza: ${}_{5}\text{B}^{10}$ y ${}_{5}\text{B}^{11}$, cuyas abundancias y masas isotópicas se recogen en la siguiente tabla:

ISÓTOPO	ABUNDANCIA (%)	MASA ISOTÓPICA (u)
${}_{5}\text{B}^{10}$	19.6	10.01294
${}_{5}\text{B}^{11}$	80.4	11.00931

Define que es un isótopo. Calcula la masa atómica del boro.

- Los números atómicos del cromo y del cobre son, respectivamente, 24 y 29.
 - Escribe la configuración electrónica y representa los últimos orbitales ocupados de manera gráfica.
 - Teniendo en cuenta que los orbitales 4s y 3d tienen una diferencia de energía pequeña y que son más estables las configuraciones con orbitales semillenos, ¿qué configuración cabe esperar realmente para los átomos de cromo y cobre?
- Calcula la energía cinética de un electrón arrancado de la superficie de cierto metal por una radiación de frecuencia $\nu = 5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$, si la energía umbral para que dicho metal experimente el efecto fotoeléctrico es de $6.4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.
 - ¿Cuál es la máxima longitud de onda que debe tener una radiación para que produzca efecto fotoeléctrico en dicho metal?
- Escribe los posibles números cuánticos correspondientes a:
 - un orbital 3p
 - un orbital 5d
 - un electrón en un orbital 2s
 - un electrón en un orbital 3d.
- Dos átomos A y B tienen números atómicos 16 y 19 respectivamente.
 - Escribe las configuraciones electrónicas fundamentales de A y B.
 - Justifica cuál de los dos átomos tendrá mayor energía de ionización.
 - Suponiendo que la ionización de un átomo se produce por absorción de un fotón de radiación ultravioleta de onda $\lambda = 2856 \text{ \AA}$, haya la energía de ionización del átomo en kJ/mol sabiendo que la energía del fotón es $E = hc / \lambda$.
- Enuncia el principio de exclusión de Pauli. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿y en los 5p? Razona la respuesta.

4. Sistema periódico de los elementos

1. *La tabla periódica: de los orígenes a la actualidad*
2. *Configuración electrónica*
3. *Grupos y períodos del sistema periódico*
4. *Estudio de las propiedades periódicas*
5. *Actividades y soluciones*
6. *Bibliografía*

1. Tabla periódica: de los orígenes a la actualidad

Desde que surgió la idea de elemento químico, establecida por Boyle y desarrollada más tarde por Lavoisier, los investigadores han estudiado métodos para ordenar y clasificar los elementos químicos en función de sus propiedades, en un sistema de ordenación sencillo y descriptivo. Este sistema se conoce como *tabla periódica* o *sistema periódico*, ya que las propiedades de los elementos siguen una periodicidad, la cual está basada en su estructura atómica.

Las primeras clasificaciones correspondieron a Lavoisier, que ordenó los elementos en dos grupos: *metálicos* y *no metálicos*. A continuación, Dumas estableció varias familias naturales de elementos con propiedades químicas semejantes: *halógenos*, *anfígenos*, *alcalinos* ... Sin embargo, hasta el descubrimiento de las masas atómicas no se dispuso de una base sólida para la clasificación actualmente conocida.

Fue Döbereiner quien, en 1817, estableció la primera clasificación en función de las masas atómicas, y agrupó los elementos en tríadas. Observó, por ejemplo, que la masa atómica del estroncio era aproximadamente igual al valor medio de las masas atómicas del calcio y del bario, y por tanto estos tres elementos formaban una tríada.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl ₂ BaSO ₄	Telurio	H ₂ Te TeO ₂

Fig. 1. Tríadas de Döbereiner

No fue hasta medio siglo después cuando Chancourtois diseñó un diagrama tridimensional donde los elementos se situaban en una hélice arrollada sobre un cilindro vertical por orden creciente de masas atómicas.

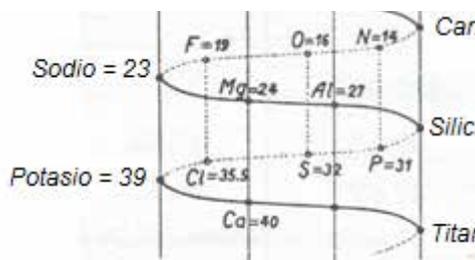


Fig. 2. Diagrama de Chancourtois

Newlands, en 1864, ordenó los elementos en filas, en función de sus masas atómicas, y observó que sus propiedades químicas se repetían cada 8 elementos. A estas filas se les conoce desde entonces con el nombre de períodos.

La siguiente clasificación fue obra del ruso Dimitri Mendeleiev quien, en 1869, presentó su trabajo *La relación de las propiedades de los elementos con su peso atómico*. Pero fue junto al alemán Lothar Meyer

cuando, en 1871, ambos científicos propusieron una tabla periódica con ocho columnas y períodos de siete elementos, y un grupo central formado por tres elementos análogos. Esta clasificación se basaba en ordenar los elementos en grupos de propiedades físicas y químicas semejantes. Sin embargo esta clasificación tenía algunos defectos:

- No se preveía la existencia de los gases nobles, el hidrógeno no tenía cabida en la tabla.
- La distribución de los elementos no seguía siempre el orden creciente de sus masas atómicas.
- La continuidad aparente de los elementos se rompía (se pasaba del La al Hf).
- No se clasificaba correctamente a los elementos por sus valencias.
- No existía una frontera definida entre los metales y los no metales.
- No se establecían relaciones cuantitativas entre los elementos.

En 1912, Moseley propuso un orden de los elementos en función de su número atómico (Z) creciente. Este orden es el establecido en la tabla periódica que conocemos en la actualidad. Esto permite enunciar la **ley periódica**:

“Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, tiene lugar una repetición periódica de muchas propiedades físicas y químicas de aquéllos.”

IA IIA		Metales de transición										No metales						He
H		Semimetales										III A	IV A	V A	VI A	VII A	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VB	VIB	VII B			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Ku	Hn														
Serie de los lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Serie de los actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Md	No	No	Lr			

Fig. 3. Tabla periódica

La forma más común de clasificar los elementos químicos en la tabla periódica es mediante su distribución en **columnas**, constituidas por elementos de propiedades semejantes, y que conforman lo que se conoce como **grupos**. Las **filas** reciben el nombre de **períodos**. Mediante esta distribución, también quedan identificados los **metales** de los **no metales**, ya que los primeros se ubican en la parte izquierda y central de la tabla, mientras que los segundos ocupan la parte derecha. La separación entre ambos se marca con una línea quebrada más gruesa, al borde de la cual quedan los elementos conocidos como **semimetales**.

En la actual tabla periódica, existen 7 períodos: el primero contiene sólo dos elementos (H y He); el segundo y el tercero, ocho cada uno. A partir del cuarto, comienzan los períodos largos, formados por 18 elementos cada uno. El sexto período está constituido por 32 elementos, y el séptimo permanece abierto al descubrimiento de nuevos elementos.

Hay un total de 16 grupos. De ellos, 8 se escriben con el número en letras romanas seguido de una A, I – VIII A, los llamados grupos de los elementos representativos. Los otros 8, correspondientes a los metales de transición y transición interna, con una B, I – VIII B. El grupo VIII B está formado por tres columnas, una tríada, ya que los elementos de estos grupos presentan comportamiento químico muy semejante. Hoy en día, se considera que la tabla periódica está distribuida en 7 períodos y 18 grupos o familias. A partir de la clasificación referida en grupos y columnas, en la tabla periódica se distinguen los siguientes bloques:

- *Elementos representativos*: constituyen los grupos largos (letra A). La configuración electrónica de su capa externa es ns o $ns np$.
- *Elementos de transición*: constituyen los grupos situados en el centro de la tabla (letra B). Su configuración electrónica acaba en orbitales d , desde $ns^2 (n-1)d^1$ a $ns^2 (n-1)d^{10}$, lo que hace un total de 10 grupos.
- *Elementos de transición interna*: antiguamente llamados tierras raras. Son los lantánidos y actínidos, con 14 elementos cada uno. Constituyen dos series fuera de la tabla ya que, por sus propiedades, deberían ocupar el mismo puesto que el lantano (La) y el actinio (Ac). Su configuración electrónica acaba en un orbital f .

2. Configuración electrónica

La configuración electrónica de un átomo describe la disposición de los electrones en el mismo. Para construir la configuración electrónica de los átomos en su estado de menor energía, se aplica el proceso de construcción que se basa en los siguientes principios:

- **Principio de mínima energía**: los electrones se colocan en los orbitales disponibles de menor energía. Para conocer el orden energético de los orbitales, basta con seguir el siguiente diagrama:

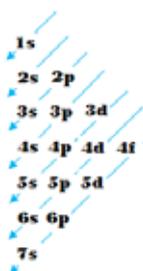


Fig 4. Diagrama de orden de llenado de orbitales atómicos

- **Principio de exclusión de Pauli**: Wolfgang Pauli estableció, en 1925, el siguiente postulado: ‘*En un mismo átomo, nunca puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales*’. Como en un nivel de número cuántico principal n , hay n^2 orbitales, podrán existir, como máximo, $2n^2$ electrones con los cuatro números cuánticos diferentes.
- **Regla de máxima multiplicidad de Hund**: los electrones se distribuyen, mientras sea posible, con los spines paralelos.



Fig 5. Spines paralelos y antiparalelos

Como se ha indicado anteriormente, la distribución de electrones está directamente relacionada con el comportamiento del átomo. Por ello, se pueden observar las siguientes relaciones entre elementos:

- Los elementos de un **mismo período** tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período. Por tanto, la configuración electrónica difiere de la del elemento anterior en que tiene un e^- más, llamado electrón diferenciador. Todos los elementos de un período tienen el electrón diferenciador en la misma capa electrónica.
- Los gases nobles son los elementos que cierran cada período y presentan estructura electrónica de capa completa, es decir, tienen llenos los orbitales del período al que pertenecen. Esto permite escribir la configuración electrónica de cualquier elemento haciendo referencia a la del gas noble anterior.

Ejemplo: ${}_{11}\text{Na} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^1$

- Los elementos de un **mismo grupo** presentan la misma estructura en su nivel más externo o capa de valencia. Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia. Por ello, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

A continuación se muestran dos tablas con las configuraciones electrónicas de algunos elementos. Se pueden comparar las semejanzas y diferencias entre elementos de un mismo período (Tabla 1), o de un mismo grupo (Tabla 2). En color más oscuro se indican las semejanzas:

Tabla 1. Elementos de un mismo período

Elementos del período 2, (Z)
Li (3)
Be (4)
B (5)
C (6)
N (7)
O (8)
F (9)
Ne (10)
Elementos del grupo VII A, (Z)
F (Z = 9)
Cl (Z = 17)

Tabla 2. Elementos de un mismo grupo

Configuración electrónica
$1s^2 2s^1$
$1s^2 2s^2$
$1s^2 2s^2 2p^1$
$1s^2 2s^2 2p^2$
$1s^2 2s^2 2p^3$
$1s^2 2s^2 2p^4$
$1s^2 2s^2 2p^5$
$1s^2 2s^2 2p^6$
Configuración electrónica
$1s^2 2s^2 2p^5$
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

3. Grupos y periodos del sistema periódico

En función de la configuración electrónica, tal y como se ha visto, los elementos se distribuyen en la tabla periódica, y se agrupan en:

- Elementos de los grupos representativos:

I: Elementos alcalinos , ns^1 .	V: Elementos nitrogenoideos , ns^2np^3 .
II: Elementos alcalino térreos , ns^2 .	VI: Elementos anfígenos o calcógenos, ns^2np^4 .
III: Elementos térreos o boroideos , ns^2np^1 .	VII: Elementos halógenos , ns^2np^5 .
IV: Elementos carbonoideos , ns^2np^2 .	VIII: Gases nobles , ns^2np^6 .
- *Elementos de transición*: corresponden a los períodos 4, 5 y 6. Son series de 10 elementos, en los que se llenan los orbitales *d* de la penúltima capa, por lo que su configuración tipo es $(n-1) d$.
- *Elementos de transición interna*: corresponden a los períodos 6 y 7. Comprenden dos series llamadas **lantánidos** y **actínidos**, en los que se llenan los orbitales *f* de la antepenúltima capa, por lo que su configuración tipo es $(n-2) f$.

4. Estudio de las propiedades periódicas

Las propiedades periódicas *son aquellas propiedades, tanto físicas como químicas, que varían de modo regular con el número atómico (Z)*. Se relacionan con la forma en que se distribuyen los electrones en el átomo, y explican la reactividad de los elementos.

- **Volumen atómico**: es la relación que existe entre la masa molar del elemento y su densidad en estado sólido o líquido. Representa el volumen ocupado por un mol de átomos de un elemento determinado. Cuando dos átomos se unen para formar una molécula, se puede considerar que la distancia entre sus núcleos es la suma de los radios de ambos. Esta distancia se conoce como *longitud de enlace*.
- **Radio atómico**: aunque el átomo no tenga límites definidos y, por tanto, tampoco un volumen en sentido estricto, se le asigna un radio atómico para conocer su tamaño aproximadamente y poder compararlo con el de otros átomos. Se considera el radio atómico como *la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos idénticos*. Se determina mediante la medida de la longitud de enlace.

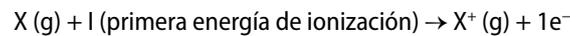
AUMENTO DEL RADIO ATÓMICO

IA		IIA		Metales de transición										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
H	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			IB	II B	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac	Ku	Hn															
Serie de los lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Serie de los actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Md	No	No	Lr				

Fig. 6. Aumento general del radio atómico en la tabla periódica

Tal y como indican las flechas del dibujo, en un **grupo**, el radio atómico **aumenta al aumentar Z** porque al aumentar el número de electrones, se ocupan más orbitales y, por tanto, la distancia al núcleo de algunos de ellos (los más alejados) es mayor. A esto hay que añadirle que al aumentar el número de electrones situados entre el núcleo y los electrones más externos, estos son menos atraídos por el núcleo y se alejan más. En un **período**, el radio atómico **disminuye al aumentar Z** porque en un período, aunque el electrón diferenciador se sitúa en el mismo nivel energético, es atraído con más fuerza por el núcleo, ya que éste tiene, de un elemento al siguiente, un protón más en el núcleo.

- **Energía de ionización, (EI):** La EI de un elemento químico es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la corteza a un átomo en estado gaseoso (g), dando lugar a un ión aislado, según esta reacción:



Esta energía se mide en Julios (J) y en electrón-voltios ($1eV = 1.6 \cdot 10^{-19} J$). Tiene siempre valor positivo, lo que significa que un átomo neutro siempre requiere energía para perder un electrón. Así, un valor elevado de la EI indica que el electrón está fuertemente retenido por el átomo, y al contrario. El primer electrón que se arranca es el más fácil de extraer porque está menos atraído por el núcleo. Si se puede arrancar más de un electrón, se indican entonces la primera, segunda, tercera, etc... energías de ionización. Cada vez se necesitará más energía para arrancar un electrón, y las EI se harán cada vez mayores.



Dentro de un **grupo**, la 1ª EI **aumenta al disminuir Z** porque en los átomos menores, el electrón está más cerca del núcleo y experimenta una mayor atracción por su parte.

AUMENTO DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

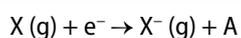
IA		IIA		Metales de transición										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
H	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			IB	II B	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac	Ku	Hn															
Serie de los lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Serie de los actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Md	No	No	Lr				

Fig. 7. Aumento general de la energía de ionización en la tabla periódica

Por el contrario, dentro de un **periodo**, la 1ª EI **aumenta al aumentar Z**, ya que al disminuir el radio atómico, aumenta la atracción de los electrones por el núcleo y son más difíciles de arrancar. El crecimiento de la EI al desplazarnos por el periodo es más o menos regular. Esto se explica porque cuanto más atraído por el núcleo esté el electrón que se pretende arrancar, más energía habrá que suministrar para arrancarlo.

La EI proporciona una medida de la estabilidad de la estructura de un átomo aislado, ya que representa la energía de atracción del último electrón a su átomo. Esto explica que la variación de la EI se pueda analizar teniendo en cuenta la configuración electrónica. En un mismo periodo, los gases nobles presentan valores máximos de EI, ya que sus configuraciones son muy estables, debido a que las capas electrónicas están llenas. Las sucesivas EI informan sobre los niveles de energía, ya que para arrancar electrones que pertenezcan a la misma capa serán necesarias EI del mismo orden de magnitud, mientras que para arrancar un electrón de una capa inferior, será necesaria más energía.

- **Afinidad electrónica o electroafinidad, (A):** la A es la energía que se desprende cuando un átomo aislado, en estado gaseoso, capta un e^- , formándose un ión negativo, tal y como se indica en la siguiente reacción:



La A se mide, al igual que la EI, en Julios (J) y en electrón-voltios ($1eV = 1.6 \cdot 10^{-19} J$). Sin embargo, es una propiedad inversa a la EI: aquellos elementos que requieran mucha energía para arrancarles el electrón más externo serán también los que desprendan más energía al captar un electrón. Esto explica que, salvo algunas anomalías, la A sigue la misma tendencia que la EI, aunque puede ser positiva o negativa. Un valor negativo indica que el proceso es exotérmico (se libera energía), mientras que un valor positivo indica un proceso endotérmico (se consume energía). Así, cuanto menor es la A, mayor tendencia tiene el elemento a ganar un electrón y, por tanto, desprende más energía.

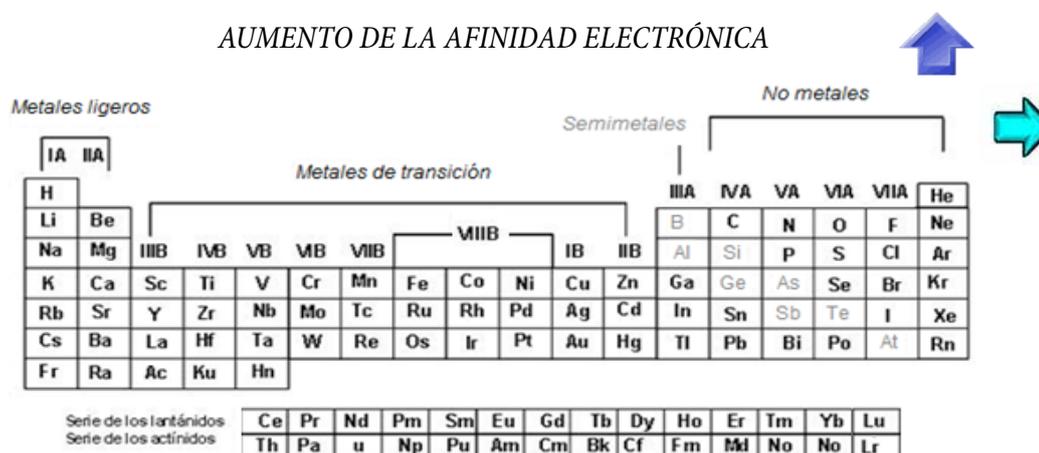


Fig. 8. Aumento general de la afinidad electrónica en la tabla periódica

- **Electronegatividad, (EN):** en general, cuanto mayor es la tendencia de un elemento a ceder electrones, menor es su tendencia a aceptarlos. Esto significa que cuanto mayor sea la EI de un elemento, mayor será su A y, por tanto, su EN. Para explicar este hecho se creó el concepto de electronegatividad. Podemos decir, por tanto, que la EN de un elemento es la capacidad del mismo para atraer a los electrones de la molécula de la que forma parte. Es importante destacar que esta propiedad sólo se manifiesta cuando existe un enlace entre átomos.

En un grupo, la EN **aumenta a medida que disminuye Z**, es decir, es mayor cuanto menor tamaño tiene el átomo. Dentro de un **periodo** sigue la misma regla: **aumenta a medida que aumenta Z**, es decir, a medida que disminuye el tamaño del átomo.

AUMENTO DE LA ELECTRONEGATIVIDAD

IA		IIA		Metales de transición										IIIA	IVA	V	VIA	VIIA	He								
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
Na	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	IX B	X B	IB	IIB	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
Fr	Ra	Ac	Ku	Hn																							

Serie de los lantánidos													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Serie de los actínidos													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Fm	Mi	No	Lr	

Fig. 9. Aumento general de la electronegatividad en la tabla periódica

Excepto los gases nobles, las mayores EN corresponden a elementos situados en la parte superior derecha de la tabla periódica (F, O, N). Por el contrario, el cesio y los elementos que lo rodean son los menos EN. La EN permite establecer el carácter metálico o no metálico de un elemento químico. Los elementos no metálicos son muy electronegativos (tienen más tendencia a formar aniones) y tienen alta EI y A. Los elementos metálicos son poco electronegativos (tienen más tendencia a formar cationes), tienen baja EI y A.

5. Actividades y soluciones

- Describe: a) la organización de la tabla periódica; b) su relación con la configuración electrónica; c) algún grupo o periodo de la tabla periódica; d) cada una de las propiedades periódicas, explicando cómo varían sus valores en la tabla.
- Indica la semejanza que existe entre los elementos: 6C, 14Si y 32Ge, así como entre los elementos 4Be, 12Mg, 20Ca y entre 5B, 13Al, 31Ga.
- Según su configuración electrónica, clasifica en el periodo y grupo correspondientes, a cada uno de los siguientes grupos de elementos: a) $Z = 9$, $Z = 28$, $Z = 38$, $Z = 50$, $Z = 53$ y $Z = 68$; b) $Z = 15$, $Z = 39$, $Z = 40$, $Z = 47$, $Z = 77$ y $Z = 102$.
- Ordena los siguientes elementos: a) por orden creciente de radio atómico; b) por orden creciente de afinidad electrónica; c) por orden creciente de electronegatividad; d) por orden creciente de energía de ionización: N, Na, P, Ca, Al, O, Li.
- Establece las configuraciones electrónicas de los elementos Cl ($Z = 17$), Ne ($Z = 10$) y Br ($Z = 35$) y deduce, a la vista de ellas, cuáles poseerán propiedades químicas similares.
- Ordena por orden creciente del tamaño de sus átomos los siguientes elementos, todos ellos pertenecientes al periodo 4º: Se ($Z = 34$); Br ($Z = 35$); Ca ($Z = 35$); K ($Z = 19$)
- La configuración electrónica del selenio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
 - ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
 - ¿A qué periodo pertenece?
 - ¿Se trata de un elemento representativo o de un metal de transición?
- Ordena por orden creciente de la energía de ionización los metales alcalinos (elementos del grupo 1).

5. Enlace químico

1. *Enlace químico*
2. *Enlace covalente*
3. *Modelo Mecano-Cuántico sobre el enlace covalente*
4. *Geometría molecular*
5. *Propiedades de los compuestos covalentes*
6. *Actividades*

1. Enlace químico

Todas las sustancias que forman la materia están constituidas por unidades estructurales (iones, átomos o moléculas) unidas entre sí mediante fuerzas. Estas fuerzas se denominan *enlaces*. El enlace químico es la fuerza responsable de la unión estable entre los iones, átomos o moléculas que forman las sustancias.

La transferencia o la compartición de los electrones situados en el nivel más externo, denominado nivel de valencia, justifica los dos tipos fundamentales de enlace: covalente e iónico. Los átomos de los elementos, al enlazarse, cumplen la regla del octeto electrónico: en la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones (e^-) hasta que el número de éstos sea igual a 8 en su nivel de valencia. La gran estabilidad de los gases nobles se debe a los 8 e^- de su estructura electrónica $ns^2 np^6$, excepto el helio, cuya estructura electrónica es $1s^2$.

⇒ *Energía y estabilidad*

La unión de dos átomos y la formación del enlace van acompañadas de una variación de energía. La tendencia general de cualquier sistema físico es a organizarse hasta llegar a una situación de energía mínima. Cuanto mayor sea la disminución de energía, mayor será la estabilidad del enlace y del sistema formado.

Si se acercan dos átomos inicialmente separados se pueden producir dos situaciones:

- Que el estado de mínima energía se alcance con los átomos muy separados. En este caso no se produce el enlace, ya que predominan las interacciones repulsivas. Es decir, si al aproximar los átomos aumenta la fuerza de repulsión entre sus cortezas, como ocurre al acercar dos átomos de helio (He), no se forma enlace, porque al disminuir la distancia entre los átomos, el sistema se vuelve más inestable.
- Que el estado de mínima energía se alcance a una distancia r entre los átomos. En este caso se produce el enlace y la distancia r se denomina distancia de enlace. Es decir, si la energía del sistema disminuye cuando los átomos se aproximan, se formará un enlace. Esto es lo que ocurre al aproximar dos átomos de cloro, que forman la molécula de Cl_2 . En este caso, predominan las interacciones atractivas y existe una distancia para la cual la energía del sistema es mínima. A partir de esa distancia (*distancia de enlace*) predominan las fuerzas de repulsión y la energía del sistema vuelve a aumentar. Al formarse un enlace, se desprende energía, la energía de enlace. Para separar los dos átomos una vez formada la molécula, tendríamos que proporcionarles esa misma cantidad de energía. Cuanto mayor es la energía liberada en la formación del enlace, mayor estabilidad tiene éste. En otras palabras, los átomos se unen para formar agrupaciones de mayor estabilidad y menor energía que la que tenían por separado.

⇒ *Tipos de enlace*

Las sustancias puras pueden estar formadas por tres clases de partículas: átomos, iones o moléculas. A su vez, estas últimas están constituidas por átomos. La existencia de distintas clases de partículas ocasiona la aparición de diversas clases de fuerzas que las unen de forma estable:

- Los *átomos* se unen mediante enlace covalente o enlace metálico.
- Los *iones* se unen mediante enlace iónico.
- Las *moléculas* se unen unas con otras mediante fuerzas intermoleculares.

Las distintas formas de enlace permiten a los elementos conseguir estructura de gas noble. Por ejemplo, supongamos dos elementos, el sodio (Na) y el cloro (Cl). El Na, al perder $1 e^-$ (el electrón más externo, del nivel $3s^1$) consigue estructura de gas noble (ns^2np^6), mientras que el Cl la consigue al ganar $1 e^-$ (en el nivel $3p^5$).



Por lo tanto, ambos átomos se unen formando el cloruro de sodio (NaCl) mediante un enlace iónico. Del tipo de partículas que forman una sustancia y de la clase de enlace que las une se derivan las propiedades de dicha sustancia.

2. El enlace covalente

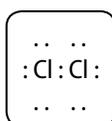
El caso del NaCl es un ejemplo de enlace iónico. No obstante existen otras sustancias que están constituidas por átomos neutros unidos por un tipo de enlace distinto del iónico: el enlace covalente. Estos átomos forman entidades discretas denominadas moléculas.

⇒ *Modelo de Lewis. Enlaces simples, dobles y triples*

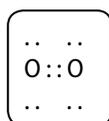
El enlace covalente consiste en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones. Si comparten únicamente un par de electrones, entonces se denomina enlace covalente simple. Es el caso de la molécula de cloro, Cl_2 . Cada átomo de cloro tiene $7 e^-$ en su nivel de valencia. Lewis representó las moléculas formadas mediante una estructura, que lleva su nombre, donde los electrones del último nivel energético figuran como puntos (·) agrupados por parejas alrededor de los símbolos de los elementos



Si 2 átomos de Cl comparten $1 e^-$, ambos tienen $8 e^-$ en su nivel de valencia. Los dos átomos (Cl-Cl) quedan unidos mediante un enlace covalente (Cl_2), al que cada uno ha contribuido con $1 e^-$ (electrones indicados en rojo):



Otros ejemplos de enlaces simples, donde se comparten sólo un par de electrones, pueden encontrarse en el agua, H_2O , con 2 enlaces H-O; el amoníaco NH_3 , con 3 enlaces N-H, y el metano, CH_4 , con 4 enlaces C-H. La compartición de dos pares de electrones entre dos átomos se denomina *enlace doble*, mientras que la compartición de tres pares recibe el nombre de *enlace triple*. Así el oxígeno (O) forma un enlace doble con otro átomo de O para formar O_2 ($\text{O}=\text{O}$).



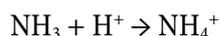
Y un nitrógeno (N) forma un enlace triple con otro átomo de N cuando forma la molécula de N_2 ($\text{N}\equiv\text{N}$). En general, cuanto mayor es el número de pares de e^- compartidos, más fuerte es el enlace ya que los átomos estarán más próximos entre sí, y por tanto para romper el enlace hay que suministrar más cantidad de energía.

⇒ **Covalencia (I)**

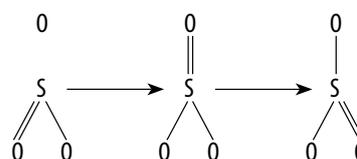
La covalencia o valencia covalente de un elemento es su capacidad para formar enlaces covalentes. Así el O muestra covalencia = 2 en el agua, porque forma 2 enlaces covalentes; el N muestra covalencia = 3 en el amoníaco, al formar 3 enlaces covalentes; y el Cl muestra covalencia = 1 en el HCl, ya que forma un solo enlace covalente.

⇒ **Enlace coordinado**

Cuando los electrones compartidos son proporcionados por uno solo de los átomos que se enlazan, el enlace se denomina coordinado. Así sucede en la formación del ión amonio NH_4^+ en el que el nitrógeno proporciona el par electrónico para unirse al H^+ .

⇒ **Resonancia**

En muchos compuestos, la representación de su molécula con una sola estructura, como la de Lewis, es inadecuada, ya que ninguna de las posibles estructuras representa al compuesto. En la molécula de SO_3 , el S puede compartir cuatro e⁻ con cualquiera de los tres átomos de oxígeno, pudiéndose representar la molécula con tres estructuras diferentes.



Decimos que las tres estructuras están en resonancia. En realidad, la estructura real es intermedia entre las tres estructuras resonantes.

3. Modelo mecano-cuántico en el enlace covalente

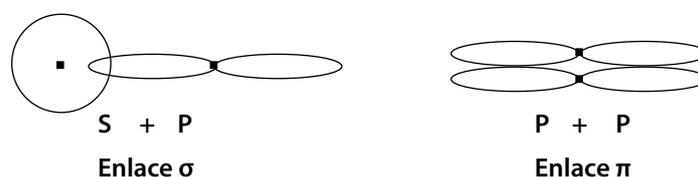
Las ideas cuánticas sobre la existencia de zonas de probabilidad de encontrar los electrones (orbitales), están relacionadas con el concepto de enlace químico. La teoría cuántica explica la disminución de energía que se produce en la formación de un enlace covalente mediante interacciones electrostáticas y mediante el aumento de la deslocalización electrónica entre los átomos unidos. La molécula es por lo tanto un conjunto de núcleos y electrones en el que existen regiones del espacio donde es más probable encontrar a los electrones de la molécula.

⇒ **La teoría de enlace de valencia**

Se trata de un método aproximado de cálculo de niveles de energía que supone que los átomos que forman las moléculas conservan su independencia y mantienen inalterados sus orbitales atómicos (OA), excepto los que forman el enlace. Dos átomos forman un enlace covalente cuando se superponen o solapan orbitales de ambos, originando una zona común de alta densidad electrónica, ya que solapan sus zonas de probabilidad. Para ello, los orbitales atómicos de partida deben estar semillenos. Es decir:

- Cada átomo debe de tener un orbital atómico ocupado por un solo electrón (por tanto deben ser electrones desapareados).
- Los dos electrones de los orbitales semillenos deben tener espines contrarios.

Cuanto mayor es la superposición de los orbitales semillenos, mayor es la estabilidad del enlace covalente. El solapamiento supone que ambos orbitales comparten una región común del espacio entre los dos núcleos, en los que la probabilidad de encontrar los dos electrones es máxima. El solapamiento frontal de orbitales atómicos origina enlaces denominados σ (sigma), y el solapamiento lateral, enlaces denominados π (pi).



Los orbitales solapados forman un solo orbital ocupado con dos electrones apareados, que poseen espines antiparalelos. No todos los orbitales pueden solaparse para formar enlaces; sólo aquellos que tengan energía parecida y la simetría adecuada. Por ejemplo:

- Molécula de H_2 : cada átomo de H posee un OA $1s$ semilleno (la configuración electrónica es $1s^1$). En la molécula, el solapamiento de los OA $1s$ forma una zona de probabilidad común, responsable del enlace.
- Molécula de Cl: cada átomo de Cl posee un OA $3p$ semilleno (la configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$). En la molécula, el solapamiento frontal de dos OA $3p$ forma una zona de probabilidad común, responsable del enlace.

⇒ Enlaces múltiples

Cuando se produce más de un solapamiento entre orbitales atómicos de distintos átomos, se originan enlaces múltiples en los que los átomos unidos comparten más de un par de electrones.

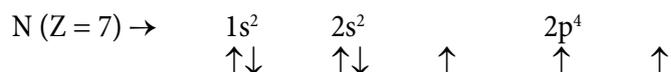
Ejemplos:

- Molécula de O_2 :



Cuando se aproximan dos átomos de oxígeno, solapan frontalmente dos OA $2p$ semillenos originando un enlace σ . Se produce también un solapamiento lateral de dos orbitales OA $2p$, originando un enlace π , $O = O$.

- Molécula de N_2 : su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$.



Cuando se aproximan dos átomos de nitrógeno, solapan frontalmente dos OA $2p$ originando un enlace σ . Además se producen solapamientos laterales entre los otros cuatro OA $2p$ (dos de cada átomo), originando dos enlaces π , $N \equiv N$.

⇒ Covalencia (II)

La covalencia o valencia covalente de un elemento es el número de enlaces covalentes que es capaz de formar, lo que depende del número de sus electrones desemparejados.

Elemento	Estructura electrónica	Covalencia
H	$1s^1$	1
O	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	2
N	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	3

Algunos elementos son capaces de promocionar, es decir, mover electrones de un orbital a otro dentro del mismo nivel. Así, mediante estos electrones fácilmente despareables, se justifica la covalencia de estos elementos.

Elemento	Estructura electrónica	Covalencia esperada	Estructura electrónica promocionada	Covalencia
Be	$1s^2 2s^2$	0	$1s^2 2s^1 2p_x^1$	2
B	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	1	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	3
C	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	2	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	4

Esto explica que muchos elementos tengan covalencia múltiple, ya que pueden desemparejar un número variable de electrones. Por ejemplo, el C puede utilizar covalencia 2, en su estructura fundamental, o la 4, en su estructura promocionada.

⇒ *Parámetros de enlace*

El enlace covalente entre dos elementos tiene unas características propias que se mantienen constantes y que se denominan parámetros de enlace. Son fundamentalmente cuatro.

- **Energía de enlace**

Unos enlaces covalentes requieren mayor consumo de energía que otros para ser disociados. Por ejemplo, se requiere más energía para romper el enlace H–H que para romper el enlace Cl–Cl, es decir, el primero es más fuerte que el segundo.

La energía o entalpía de enlace de una molécula diatómica es la variación de entalpía que tiene lugar cuando se disocia un mol de moléculas en estado gaseoso en átomos en este mismo estado. Para disociar a presión constante un mol de moléculas de H₂ se necesitan 436,4 kJ·mol⁻¹. Decimos entonces que esa es la entalpía de enlace (ΔH) del hidrógeno (H₂):



Todas las entalpías de enlace son positivas.

- **Longitud de enlace**

La longitud de enlace es la distancia entre los núcleos de los dos átomos unidos mediante enlace covalente. Dicha longitud depende del tamaño de los átomos enlazados y puede medirse experimentalmente mediante técnicas de difracción de rayos X. Así la longitud del enlace C–H es de 107 pm, mientras que el enlace C=O mide 121 pm y el enlace C–O 143 pm.

- **Ángulo de enlace**

El ángulo de enlace es el ángulo que forman las rectas que pasan por los núcleos atómicos o direcciones de enlace. La repulsión de los pares libres hace que el ángulo H–O–H en el H₂O sea 104,5°, menor que los 109,5 que corresponden a una distribución tetraédrica de los pares electrónicos.

- **Polaridad del enlace**

En la formación del enlace covalente, la electronegatividad de los átomos que intervienen va a determinar la polaridad del enlace. En enlaces covalentes entre átomos diferentes, el más electronegativo atrae con más intensidad a los electrones comunes en el enlace. Existen varios casos posibles:

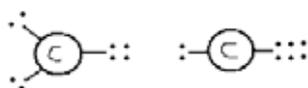
- Moléculas diatómicas homonucleares. Al tener los dos átomos la misma electronegatividad, las moléculas resultan apolares. Son el caso de H₂, F₂, N₂ y O₂.
- Moléculas diatómicas heteronucleares. El desplazamiento de la carga negativa hacia el átomo más electronegativo forma un dipolo molecular. Aparecen cargas parciales en los extremos del enlace: δ^+ (densidad de carga positiva) en la zona con defecto de carga eléctrica y δ^- (densidad de carga negativa) en la zona con exceso de carga. Es el caso del HCl donde el cloro, más electronegativo que el hidrógeno, atrae hacia él los electrones compartidos. De esta manera el cloro adquiere una carga parcial negativa δ^- , mientras que el hidrógeno tiene una carga parcial positiva δ^+ .
 $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^{\delta^+} : \text{Cl}^{\delta^-}$.
- Moléculas poliatómicas. Están polarizadas si la suma de los momentos dipolares de los enlaces presentes en la molécula, presentan un momento dipolar total. La molécula de CO₂ no está polarizada porque las atracciones entre el C y el O a ambos lados de la molécula se anulan (O = C = O). Sin embargo, el H₂O sí está polarizada: el O atrae los e⁻ con más fuerza que los H.

4. Geometría molecular

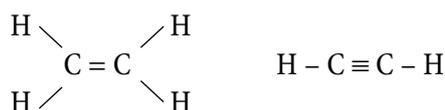
Las moléculas y los iones poliatómicos muestran una forma geométrica definida que depende de la posición que los átomos adoptan en el espacio.

Mediante el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia (RPENV) podemos predecir la geometría, al conocer el número de electrones que rodean el átomo central. Este modelo supone que los distintos pares de electrones de valencia que rodean al átomo central de una molécula, sean enlazables o no enlazables, se repelen entre sí, y adoptan la distribución más alejada posible en el espacio. Se presentarán, entonces, variadas formas geométricas.

- Átomos como el boro (B), con 3 pares de electrones, distribuirán cada uno de los 3 pares en los vértices de un triángulo equilátero, como sucede en una molécula de BF_3 .
- Átomos como el berilio (Be) distribuirán sus 2 pares de electrones linealmente, uno a cada lado del átomo central, como en la molécula BeCl_2 .
- Átomos como el C, N, O y F, con 4 pares de electrones de valencia, distribuirán cada uno de los pares en los vértices de un tetraedro. Si consideramos una molécula de metano (CH_4), los 4 pares de electrones de valencia que rodean al átomo de C están distribuidos en los vértices de un tetraedro, formando 4 enlaces covalentes con los 4 átomos de H en dichas posiciones. La molécula tendrá entonces una geometría tetraédrica. Es el caso también del amoníaco (NH_3), donde, de 4 pares de electrones que rodean el N, 3 pares formarán enlaces covalentes con los 3 H y el par de electrones libres se localizará en el vértice libre del tetraedro. En el caso del H_2O , los 2 pares de electrones libres ocupan 2 vértices diferentes del tetraedro.
- En cuanto a las moléculas con dobles y triples enlaces, este modelo supone que los 2 ó 3 pares de electrones del enlace múltiple apuntan a la misma dirección, es decir, trata el enlace múltiple como si fuera sencillo. Por ejemplo, la distribución de los pares de electrones del C en los dobles y triples enlaces sería:



lo que explica que una molécula como la de eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) sea plana y la de etino ($\text{CH}\equiv\text{CH}$), lineal.



5. Propiedades de los compuestos covalentes

Las moléculas son agrupaciones de átomos unidos por enlaces covalentes. La característica más sobresaliente de las sustancias formadas por moléculas es la gran intensidad de las fuerzas de enlace entre los átomos y la debilidad de las fuerzas de unión entre las moléculas (fuerzas intermoleculares). Debido a la debilidad de las fuerzas intermoleculares, la mayoría de estas sustancias tienen puntos de fusión y ebullición bajos, y por tanto, son gases en condiciones normales de presión y temperatura. No obstante existen casos de líquidos e incluso sólidos, que forman redes tridimensionales de cristales. Estos sólidos presentan temperaturas de fusión y ebullición muy altas, siendo muy duros, como el diamante (C) y el cuarzo (SiO_2).

	Sustancias moleculares			Sólidos covalentes
	Moléculas apolares	Moléculas polares	Moléculas con enlaces de hidrógeno	
Estado físico en condiciones estándar	Gas	Gas o líquido	Gas o líquido	Sólido
Solubilidad en disolventes apolares	Muy alta	Muy baja	Muy baja	Muy baja
Solubilidad en disolventes polares	Muy baja	Muy alta	Muy alta	Muy baja
Dureza (sólidos)	Muy blandos	Muy blandos	Muy blandos	Muy duros
Conductividad en disolución	No	Si	Si	No
Ejemplo	N ₂	CO	H ₂ O	SiO ₂

6. Actividades

1. Señala la respuesta correcta a las siguientes preguntas:
 - 1.1. Las moléculas con enlace covalente polar, como el HCl:
 - a) forman dipolos eléctricos
 - b) no son eléctricamente neutras, es decir, poseen una carga eléctrica neta
 - c) no se atraen entre sí en absoluto
 - d) se atraen entre sí con más fuerza que las moléculas con enlace covalente apolar
 - 1.2 Según la teoría del enlace covalente, un átomo con tres electrones desapareados puede formar:
 - a) tres enlaces covalentes
 - b) cinco enlaces covalentes
 - c) seis enlaces covalentes
 - d) ningún enlace covalente
 - 1.3 La sílice, SiO₂, es un sólido covalente. Con esta información, podemos predecir que la sílice:
 - a) funde a temperaturas muy bajas
 - b) conduce la electricidad en estado sólido
 - c) forma moléculas individuales
 - d) tiene un punto de ebullición muy alto
2. ¿En qué consiste el modelo de Lewis? Dibuja la estructura de Lewis de los compuestos Cl₂ y CH₄.
3. ¿Qué tiene que ocurrir para que una molécula forme un enlace covalente coordinado?

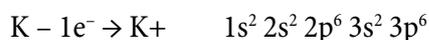
6. Enlace químico II

1. Enlace iónico
2. Enlace metálico
3. Propiedades de los metales
4. Fuerzas intermoleculares
5. Actividades

1. Enlace iónico

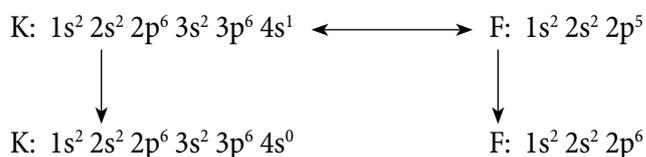
Los iones son átomos o grupos de átomos que poseen cargas positivas o negativas por haber cedido o adquirido electrones. Dependiendo de su estructura electrónica, cada átomo cede o recibe un número determinado de electrones hasta adquirir la configuración estable de gas noble. La valencia iónica de un elemento es la carga que adquieren sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos.

Así, el K ($Z=19$) cuya estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, cede un electrón y adopta la configuración de gas noble Ar ($Z=18$).



En consecuencia su valencia iónica será +1.

La existencia de iones positivos y negativos supone un proceso de transferencia de electrones. Como consecuencia, aparecen fuerzas electrostáticas que tienden a agrupar iones de determinada carga en torno a otros de carga opuesta. El enlace iónico es la unión resultante de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de un compuesto constituido por una red cristalina iónica. Por ejemplo, cuando se sitúan cerca un átomo de K y uno de F, el átomo de K transfiere un electrón al átomo de F:



⇒ **Las redes iónicas. Índice de coordinación**

Cada compuesto iónico adopta una estructura cristalina característica en la que los iones se colocan de forma que las fuerzas atractivas y repulsivas se compensen. La forma cristalina adoptada requiere que se cumplan dos condiciones:

- Los iones deben ocupar el menor volumen posible, es decir, el empaquetamiento ha de ser máximo.
- El cristal debe ser neutro, es decir, el número de cargas positivas ha de ser igual al de cargas negativas.

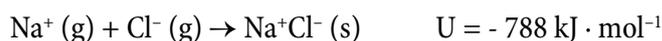
El índice de coordinación o número de coordinación de un ión en una red cristalina iónica es el número de iones de signo contrario que le rodean a la misma distancia.

⇒ **Energía de red. Ciclo de Born-Haber**

La magnitud que determina la mayor o menor estabilidad de un compuesto iónico recibe el nombre de energía de red (U).

La energía de red o energía reticular de un compuesto iónico es la energía del proceso de formación de un mol de cristal iónico sólido a partir de sus correspondientes iones en estado gaseoso, cuando entre ellos no existe interacción alguna.

Este proceso es siempre exotérmico, por lo que la energía de red U es negativa. Por ejemplo, para el NaCl se tiene:



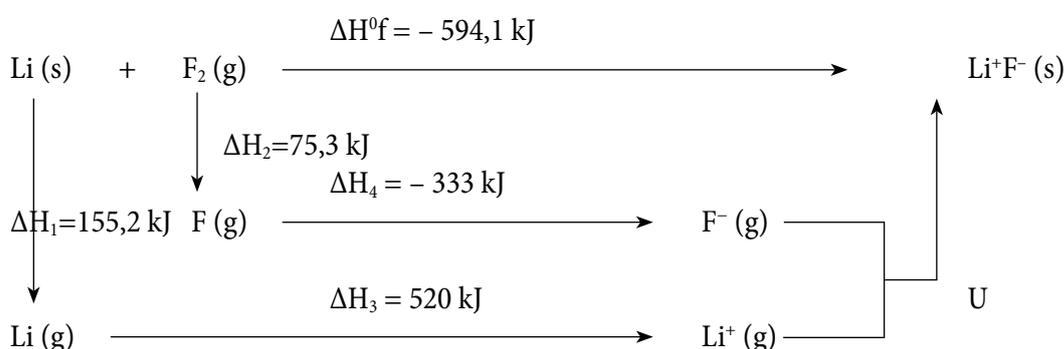
La determinación experimental de la energía de red de los compuestos iónicos presenta dificultades, pero puede ser calculada indirectamente siguiendo un proceso cíclico termodinámico denominado ciclo de Born-Haber. Éste se basa en la hipótesis de que un mismo compuesto iónico puede obtenerse por dos caminos o procesos diferentes.

El valor de la energía de red del fluoruro de litio, $\text{Li}^+\text{F}^- (\text{s})$, se determina a partir de las energías involucradas en el ciclo, ya que, según la ley de Hess:

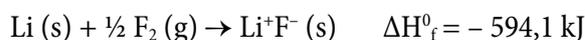
$$\Delta H^{\circ f} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U$$

Por consiguiente:

$$U = \Delta H^{\circ f} - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4$$



- Camino directo. El litio sólido, $\text{Li} (\text{s})$, y el flúor gas diatómico, $\text{F}_2 (\text{g})$, se unen para formar un mol de cristal iónico sólido. En el proceso se desprende el calor de formación o entalpía molar de formación del LiF .



- Camino indirecto. Comprende varios procesos:

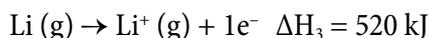
- Vaporización de un mol de $\text{Li} (\text{s})$: se absorbe la energía molar de sublimación del Li .



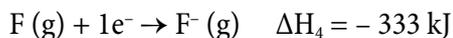
- Disociación de medio mol de $\text{F}_2 (\text{g})$: se absorbe la mitad de la energía molar de enlace.



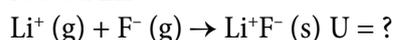
- Ionización de un mol de átomos de $\text{Li} (\text{g})$: se absorbe la energía molar de ionización del Li .



- Ionización de un mol de átomos de $\text{F} (\text{g})$: se desprende la afinidad electrónica molar del flúor.



- Condensación de los iones gaseosos para formar un mol de sólido: se desprende la energía de red del LiF .



Aplicando al ciclo la ley de Hess, obtenemos la ecuación:

$$U = \Delta H^{\circ f} - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 = (-594,1 - 155,2 - 75,3 - 520 + 333) \text{ kJ} = -1011,6$$

La energía de red del fluoruro de litio es:

$$U = -1011,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

⇒ **Propiedades de los compuestos iónicos**

- Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente. El motivo es la fuerte atracción entre los iones de distinto signo, que hace que se necesite mucha energía para romper la red.

- Sus elevadas temperaturas de fusión y ebullición y su dureza, están relacionadas con el tamaño de los iones y sus cargas. Así, los compuestos que contienen iones más pequeños o más cargados funden a temperaturas más elevadas debido a que la atracción entre sus iones es más fuerte; los que contienen iones mayores o menos cargados funden generalmente a más bajas temperaturas.
- Además en estado sólido no conducen la electricidad, pero si lo hacen fundidos o disueltos. En estos estados, los iones tienen la suficiente libertad para desplazarse y moverse en el interior de un campo eléctrico (no están sujetos a la red cristalina y se pueden desplazar las cargas eléctricas hacia los electrodos).
- Al golpear suficientemente un cristal iónico se produce su fractura. La forma de los cristales de menor tamaño producidos al fracturarse dicho cristal está relacionada con la estructura de la red cristalina. En general, los cristales iónicos son bastante frágiles.
- Respecto a la solubilidad, los compuestos iónicos se disuelven en disolventes polares como el agua, debido a la existencia de atracciones ion-dipolo. Las moléculas de agua, que forman dipolos eléctricos, se interponen entre los iones de la red, desmoronándola de forma que los iones quedan libres y se rodean de moléculas de agua (se hidratan). La solubilidad de un compuesto iónico aumenta cuando se incrementa el carácter iónico del enlace, y esto sucede cuando aumenta la diferencia de electronegatividad entre los iones.

2. Enlace metálico

Los elementos metálicos, que constituyen la mayoría de los elementos conocidos, presentan unas propiedades físicas características, muy diferentes de las propias de las sustancias iónicas o de las covalentes. Ello es debido al tipo de enlace entre sus átomos. El enlace metálico es la fuerza de unión existente entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

Para que se produzca un enlace metálico son necesarias dos condiciones:

- El elemento debe tener orbitales desocupados.
- Sus átomos deben tener baja energía de ionización.

A temperatura y presión ambiente, los metales se presentan formando cristales que suelen pertenecer a uno de estos tres tipos de estructura:

- cúbica centrada en el cuerpo: Na, K, Fe,...
- cúbica centrada en las caras: Al, Cu, Au, Ag,...
- hexagonal compacta: Zn, Mg,...

⇒ *Modelos del enlace metálico*

- **Modelo de nube electrónica**

La red cristalina metálica está formada por iones del metal, es decir, átomos que han cedido sus electrones de valencia. Los electrones están deslocalizados en el conjunto del cristal y disponen de libertad de desplazamiento, a través de los huecos existentes entre los iones, formando una nube electrónica.

- **Modelo de enlace covalente deslocalizado**

El enlace metálico es un caso especial de enlace covalente en que el número de electrones de valencia de los átomos es menor que el de enlaces formados. Así, en los metales alcalinos, cada átomo de una celda unidad está rodeado de otros 8 átomos situados en los vértices. Este enlace formado por un par de electrones que une a la vez el átomo central con 8 vecinos se denomina enlace covalente deslocalizado.

- **Modelo de bandas**

La aplicación de la mecánica cuántica al modelo de nube electrónica proporcionó un nuevo modelo, el modelo de bandas. Aunque parte de los electrones del metal pueden considerarse libres para moverse por el cristal, están retenidos por los iones positivos y poseen energías comprendidas entre unos determinados

valores máximo y mínimo. Se dice que la energía de cada electrón pertenece a una banda energética. Así, los electrones de la corteza de los átomos de una red metálica pertenecen a dos posibles bandas de energía:

- La banda de valencia. Es el intervalo de energía que poseen los electrones que permanecen ligados a cada átomo y no pertenecen a la nube electrónica.
- La banda conductora. Es el intervalo de energía al que pertenecen los electrones de la nube electrónica.

En realidad, cada banda está formada por múltiples niveles energéticos, tan próximos entre sí que la energía dentro de la banda se puede considerar continua.

Así, según el grado de llenado de las bandas de valencia y su diferencia energética, podemos encontrar tres situaciones:

- *Metales conductores*: poseen bandas de valencia parcialmente llenas o llenas superpuestas a bandas vacías. Es el caso del Mg.
- *Metales semiconductores*: tienen bandas de valencia llenas que no se superponen a las bandas vacías. Así sucede, por ejemplo con el Si y el Ge.
- *Aislantes*: la diferencia de energía entre las bandas de valencia llenas o parcialmente llenas y las vacías es grande, por lo que el paso de electrones de una a otra no es posible.

3. Propiedades de los metales

- Los metales poseen un brillo intenso característico. Se debe que los electrones que forman la nube electrónica están libres, y les es muy fácil absorber y emitir radiación electromagnética de todas las frecuencias.
- Son además buenos conductores de la corriente eléctrica. Esto se explica porque los electrones son muy móviles y pueden ser arrastrados fácilmente, dando lugar a una corriente eléctrica.
- Presentan buena conductividad térmica. Los electrones móviles pueden adquirir gran energía cinética y ceden parte de esa energía para calentar la red cristalina.
- Son maleables y dúctiles. Los metales son fáciles de estirar y de darlos forma. La maleabilidad es la capacidad de formar láminas y la ductilidad es la capacidad de formar hilos. Estas propiedades se explican porque los cationes de la red, al ser iguales, se desplazan fácilmente sin provocar repulsiones debido a que éstas son amortiguadas por la nube de electrones.
- Las temperaturas de fusión y ebullición de los cristales metálicos son muy variadas. Estas temperaturas están muy relacionadas con la fuerza del enlace metálico que, a su vez, depende de la fuerza de atracción entre la nube electrónica y los cationes: cuanto menor es el volumen de los cationes, mayor es la fuerza de atracción. Esto explica que la fuerza del enlace metálico disminuye al descender en un grupo del sistema periódico. A su vez, cuantos más electrones de valencia tengan los átomos, mayor es el número de electrones de la nube electrónica, y por eso, en los metales de transición, la fuerza del enlace suele ser grande.

4. Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes. Mantienen unidas a las moléculas y permiten que existan sustancias líquidas y sólidas, ya que sin estas fuerzas, todo estaría en estado gaseoso. Pueden ser de dos clases: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

⇒ *Fuerzas de Van der Waals*

Son débiles y su magnitud depende del número de electrones, del tamaño de las moléculas y de la forma molecular. Pueden ser de tres tipos:

- **Fuerzas dipolo-dipolo.** Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares. La parte positiva de un dipolo atrae a la parte negativa del dipolo más próximo. Es el caso de las interacciones entre moléculas HCl.
- **Fuerzas dipolo-dipolo inducido.** Se producen cuando una molécula polar distorsiona la nube electrónica de otra molécula próxima, creando en ella un dipolo instantáneo o dipolo inducido y surgiendo así una fuerza de atracción entre ambas moléculas. Sucede, por ejemplo, entre moléculas polares de HF y los átomos de Ar.
- **Fuerzas de dispersión.** Son las fuerzas atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas. Por ejemplo, entre los átomos de He, entre las moléculas de O₂, de N₂ y otras. Son debidas a dipolos instantáneos que se originan en las moléculas apolares de forma aleatoria a partir de vibraciones que producen una polarización por asimetría de la distribución de electrones. Estos dipolos instantáneos originan fuerzas atractivas entre las moléculas aunque, debido a su corta existencia, se trata de fuerzas más débiles que las anteriores. A temperaturas bajas, las fuerzas de dispersión mantiene las moléculas en estado líquido o sólido.

⇒ *Enlaces de hidrógeno*

Se denomina enlace de hidrógeno a un tipo especial de interacción electrostática dipolo-dipolo que tiene lugar entre un átomo de hidrógeno que forma un enlace covalente muy polarizado y un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo, como F, O o N. El efecto del enlace de hidrógeno, llamado a menudo puente de hidrógeno, sobre los átomos próximos es un acercamiento de éstos.

Los electrones del enlace covalente están muy desplazados hacia el átomo más electronegativo, que resulta con un exceso de carga negativa, mientras que el hidrógeno queda con cierta carga positiva. Si este hidrógeno se acerca a otro átomo de otra molécula, de pequeño tamaño y con carga negativa, entre ambos se produce una atracción de tipo electrostático y se establece un enlace parecido al iónico. El puente de hidrógeno se representa con una línea discontinua de puntos:



Son ejemplos de enlaces de hidrógeno los producidos entre las moléculas de alcohol o entre las moléculas de agua. Este enlace permite explicar las propiedades particulares del agua, como su punto de fusión y de ebullición o su papel como disolvente. Así, por ejemplo, el agua tiene una temperatura de ebullición anormalmente alta debido a la presencia de puentes de hidrógeno.

La energía de formación y ruptura de este enlace es muy pequeña, por lo que se forma y se rompe con facilidad. Este enlace está presente en muchas estructuras moleculares de los seres vivos (por ejemplo, en el ADN).

5. Actividades

1. Calcula la energía de red del cloruro de sodio teniendo en cuenta los siguientes datos. Utiliza el ciclo de Born-Haber y represéntalo en un esquema.

$$\text{Entalpía de formación Na}^+\text{Cl}^-: \quad \Delta H_{\text{of}} = - 411 \text{ kJ mol}^{-1} \cdot \text{mol}$$

$$\text{Entalpía de sublimación Na (s):} \quad \Delta H_1 = + 108 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Entalpía de enlace Cl}_2 \text{ (g):} \quad \Delta H_2 = + 242,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Entalpía de ionización Na (g):} \quad \Delta H_3 = + 495,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Afinidad electrónica Cl (g):} \quad \Delta H_4 = - 348 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. Escribe la fórmula empírica del compuesto que forma cada uno de los pares de iones siguientes:
- K^+ y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - Cu^{2+} y O^{2-}
 - Al^{3+} y Cl^-
 - Na^+ y SO_3^{2-}
 - Fe^{3+} y CO_3^{2-}
3. Escribe las estructuras electrónicas de los iones Al^{3+} , Ca^{2+} , Br^- y P^{3-} y de sus átomos con carga neutra.
4. Dados los elementos del sistema periódico X ($Z=11$), Y ($Z=17$) y W ($Z=13$), ¿cómo serán los compuestos formados por los átomos X-X, X-Y e Y-W? Indica el tipo de enlace y sus configuraciones electrónicas.

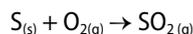
7. Reacciones químicas

1. Reacciones químicas
2. La industria química
3. Materias primas
4. Operaciones industriales
5. Industria química y sus productos
6. Tratamiento de desechos y residuos
7. Actividades

1. Reacciones Químicas

Una reacción química es un proceso que consiste en un cambio de una o más sustancias llamadas **reactivos** que se transforman en otras sustancias llamadas **productos**. Los reactantes son las sustancias al inicio de la reacción y se ubican a la izquierda de la flecha, los productos son las sustancias que resultan de la reacción química y se ubican a la derecha de la flecha en unos símbolos. Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Para representar la transformación de las sustancias utilizamos las ecuaciones químicas en las que podemos indicar los estados físicos de las sustancias p.ej.: (s) para sólido, (l) para líquido, (g) para gaseoso, (ac) para acuoso.

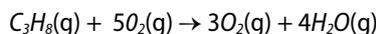
“La **ecuación química** es una representación convencional, escrita que, de forma abreviada, expresa una transformación química”.



Para interpretar correctamente una ecuación química tenemos que tener en cuenta que:

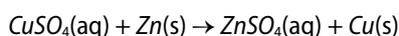
- La ecuación química no es una descripción completa de lo que sucede en la reacción, solamente expresa el estado inicial de los reactivos y el estado final de ellos, los productos.
- La ecuación química no informa del mecanismo de la transformación, es decir de los pasos intermedios para que los reactivos formen los productos.
- No indica si la transformación tiene lugar de forma rápida o lentamente, o si se produce de forma espontánea o no.

“Una ecuación química está ajustada cuando contiene en cada miembro el mismo número de átomos de cada elemento”. La igualación del número de átomos de cada elemento se satisface asignando a cada fórmula un coeficiente adecuado, a este proceso se le denomina **ajuste de la ecuación**.

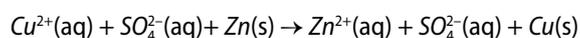


- Los subíndices indican el número de átomos de cada elemento.
- Los coeficientes indican la relación en que intervienen las moléculas o los moles de reactivos y productos.

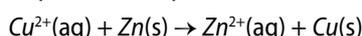
Ciertas sustancias como las sales, en disolución acuosa están dissociadas en sus iones. En este caso escribimos la ecuación iónica, en la que sólo constan los iones que participan en la reacción y las especies químicas no dissociadas. Los demás iones, llamados iones espectadores, se eliminan de la reacción.



Las sales son compuestos iónicos, en disolución acuosa están dissociados en sus iones, por lo que podemos expresarla como:



La ecuación iónica, eliminando los iones espectadores, quedaría:



Para el ajuste de las ecuaciones iónicas exige, a parte de la igualación de las masas, la igualación de las cargas.

⇒ **Reacciones simultáneas y consecutivas**

Hay transformaciones químicas que suponen la realización de dos o más reacciones, por lo que los cálculos estequiométricos son más complicados. A continuación consideramos las reacciones simultáneas y las consecutivas por su gran interés práctico.

Reacciones simultáneas
Cuando dos reactivos inicialmente mezclados reaccionan a la vez y de modo independiente con un reactivo común, produciendo el mismo producto, se dice que han tenido lugar dos reacciones simultáneas.
<i>Ejemplo.</i> Una mezcla de carbonato de sodio y carbonato potásico, tratado con ácido clorhídrico. $Na_2CO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$ $K_2CO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow 2KCl(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$
Reacciones consecutivas
Cuando varias reacciones suceden consecutivamente, de modo que el producto de una es el reactivo inicial para la siguiente, decimos que se ha producido una serie de reacciones consecutivas.
<i>Ejemplo.</i> La obtención del ácido sulfúrico. $4FeS_2(s) + 11O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s) + 8SO_2(g)$ $2SO_2(s) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$ $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(l)$

Las reacciones químicas podemos clasificar en cinco grupos y aunque existen otras clasificaciones de estas reacciones, la clasificación que voy a hacer es la más útil.

1. **Reacciones de composición.** Son aquellas reacciones en las que los elementos o compuestos simples se unen para formar un compuesto más complejo. En general, es la combinación de dos o más sustancias que forman un solo compuesto.



2. **Reacciones de descomposición.** Son aquellas reacciones en las que un compuesto más complejo se descompone, con la ayuda de electricidad o el calor, en los elementos o compuestos más simples. Son las reacciones inversas a las composiciones.



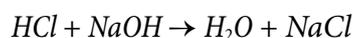
3. **Reacciones de simple sustitución.** Son aquellas reacciones en las que un elemento reemplaza a otro elemento menos activo en un compuesto.



4. **Reacciones de doble sustitución.** Son aquellas en las que los iones en un compuesto cambian lugares con los iones de otro compuesto para formar dos sustancias diferentes. Los reactantes intercambian átomos.

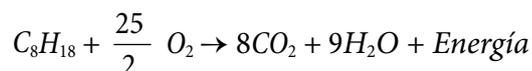


5. **Reacciones de neutralización.** Son las reacciones de doble sustitución. Ocurren entre un ácido y una base y los productos de reacción son agua y sal formada por el catión de una base y el anión de un ácido.



6. **Reacciones de combustión.** Son aquellas reacciones que ocurren cuando un compuesto que tiene carbono e hidrógeno se combina con el oxígeno y así forman agua y dióxido de carbono (que son los

productos de la reacción) y durante estas reacciones también liberan grandes cantidades de energía. Las reacciones de combustión son esenciales para la vida, también llamadas respiración celular, se producen en organismos heterótrofos principalmente.



2. La industria química

El constante progreso de la sociedad humana y la creciente necesidad de mejorar sus condiciones de vida en aspectos como la alimentación, la salud, la vivienda, el transporte, las comunicaciones, etc. han estimulado en todas las épocas la producción de sustancias capaces de satisfacer estos aspectos.

Con esta finalidad se han creado e introducido diferentes productos obtenidos mediante procesos químicos: metales, vidrio, papel, medicamentos, materiales de construcción, cosméticos, colorantes, combustibles, etc. Con el paso del tiempo, la creciente demanda de estas sustancias obligó a pasar de una producción local y de pequeña escala a una producción masiva. Así a finales del siglo XVIII apareció la industria química.

Todas las sustancias químicas y productos de transformación son considerados como producción de la **industria química**, que abarca sectores muy diversos como la industria farmacéutica, alimentaria, metalúrgica, petroquímica, etc. Suelen distinguirse industria química base y la industria química de transformación.

La **industria química base** se dedica a la obtención de productos intermedios a partir de las materias primas. Estos productos incluyen sustancias inorgánicas y productos orgánicos.

Sustancias inorgánicas como el ácido sulfúrico, el amoníaco, el cloro, el ácido nítrico, carbonato de sodio y sustancias orgánicas como el eteno, el propeno, la urea, metanol, cloruro de vinilo, tolueno, etc.

La **industria química de transformación** se dedica a la preparación de sustancias destinadas al consumo directo. Estas sustancias son utilizadas habitualmente en la vida diaria. .

Podemos señalar los combustibles para vehículos, los metales, los vidrios, el papel, los fármacos y cosméticos, los jabones, detergentes, pinturas y disolventes, fertilizantes y pesticidas, productos textiles, los plásticos, productos de alimentación, los materiales de construcción, etc.

3. Materias primas

Todos los productos que prepara la industria química proceden en último término de algunas sustancias fundamentales extraídas de la naturaleza. Las más comunes son el aire, el agua del mar, las rocas de la corteza terrestre, el carbón mineral, el gas natural y el petróleo y los vegetales.

- Del **aire** se extraen sus gases componentes – nitrógeno, oxígeno y gases nobles – que se licuan y se someten a un proceso de destilación fraccionada.
- El **agua del mar** es una disolución de enormes dimensiones en la que el 3,5 % de su masa son sales disueltas. De ella se extraen cloruro sódico, bromo, magnesio, etc.
- De las **rocas** de la corteza terrestre se extrae la mayor parte de las sustancias que se utilizan como materias de partida para conseguir diferentes elementos, de las minas de sal se obtiene el cloruro sódico, el carbonato cálcico procede de las rocas calizas y los metales se obtienen de operaciones metalúrgicas muy diversas.
- El **carbón** mineral, formado en el subsuelo durante miles de años por descomposición de materiales de origen vegetal. El carbón no sólo es útil como combustible, de él se obtienen mediante destilación destructiva productos como el coque, el alquitrán, el asfalto y el gas de carbón.

- El **gas natural** está constituido por una mezcla de hidrocarburos de bajo punto de ebullición, está asociado frecuentemente al **petróleo**. Ambos tienen su origen en la descomposición de restos orgánicos.
- Los **vegetales** sirven como materia prima para la extracción de aceites y grasas, hidratos de carbono, etanol, caucho natural, etc.

4. Operaciones industriales

Hay importantes diferencias entre las técnicas de preparación de productos en el laboratorio y las utilizadas en la industria. En el laboratorio, se atiende a los procesos químicos que tienen lugar en una determinada transformación. La preparación y purificación de los reactivos, la energía intercambiada, el acondicionamiento del producto obtenido, el coste de la operación, tiempo invertido, reciclado de las sustancias no transformada, el rendimiento e impacto ambiental se consideran aspectos secundarios que no son tenidos en cuenta.

En la preparación industrial, hay que tener en cuenta otros problemas que no se presentan normalmente en el laboratorio, como el transporte de los materiales, el bombeo de los fluidos, los sistemas de calefacción y de refrigeración.

Todo proceso químico industrial requiere un estudio experimental previo desarrollado en el laboratorio, a continuación el proceso se lleva a cabo en una **planta piloto**, donde se tienen en cuenta los problemas prácticos que habrá que tener en cuenta en la **planta química**.

- Obtención de los reactivos a partir de las materias primas mediante su adecuada **preparación y purificación**.
- Cálculos de la energía necesaria y el establecimiento de dispositivos de recuperación energética para su eventual aprovechamiento en el proceso.
- **Separación** de los productos para obtener el máximo rendimiento, **recuperación** de productos reciclables y **purificación** de los productos finales destinados al consumo.

En el laboratorio las reacciones químicas suelen llevarse a cabo en matraces o en vasos, es decir en recipientes pequeños. En cambio en las acciones industriales, se llevan a cabo en recipientes de gran tamaño denominados **reactores**. Los reactores pueden ser de dos tipos, de funcionamiento discontinuo o de funcionamiento continuo.

Reactor continuo	Reactor discontinuo
Tienen gran capacidad de producción.	Son utilizados para la producción industrial a pequeña escala
Los reactivos se introducen de modo continuo y los productos se retiran también de esta forma.	Se introducen de forma discontinua, al inicio de la reacción y se sacan una vez terminado todo el proceso.
Los reactores permiten efectuar reacciones a elevadas temperaturas y presiones.	Son de tipo caldera y van provistos de calefacción y agitación mecánica.
Fabricación de ácido sulfúrico, amoníaco...	Obtención de colorantes, cosméticos, fármacos.

5. Industria química y sus productos

La industria química debido a varias causas, entre ellas el uso de fuentes de energía, los procesos químicos utilizados y el riesgo en la utilización de algunos productos químicos produce efectos que deterioran el medio ambiente. Este tema será analizado con más profundidad en el tema 25 de este material.

- **Uso de las fuentes de energía.** Las industrias químicas necesitan gran aporte de energía que procede en buena parte de la combustión del carbón, el gas natural o derivados del petróleo. Los productos de

estas combustiones, junto con las emisiones de otras industrias dan lugar a la aparición de sustancias en la atmósfera que provoca la lluvia ácida y efecto invernadero.

- **Los procesos químicos.** El desarrollo de ciertos procesos químicos provoca la formación de sustancias contaminantes que llegan al medio ambiente, un ejemplo es el caso de los sulfuros metálicos, que por medio de la tostación produce la descomposición por efecto del aire caliente y desprende dióxido de azufre, SO_2 . Por otra parte, muchos de los desechos sólidos de la fabricación de productos químicos no pueden ser reciclados y deben ser almacenados, en ellos es frecuente la presencia de sustancias químicas nocivas para el ser humano o el medio ambiente.
- Los productos químicos. Muchos de los productos químicos en su momento se introdujeron en el mercado con aparente éxito, pero posteriormente han sido desaconsejados o prohibidos por haberse descubierto algún riesgo para la salud. Algunos ejemplos son el asbesto, utilizado como aislante en la construcción, el cual produce cáncer de pulmón por inhalación. Las dioxinas, presentes en los herbicidas, o los conocidos compuestos clorofluorocarbonados o CFC introducidos desde los años 30 como sustancias ideales para la refrigeración y aerosoles, y han sido retirados del uso común por su influencia en el deterioro de la capa de ozono.

6. Tratamiento de desechos y residuos

En la actualidad gracias a la sensibilización de la sociedad para evitar el deterioro del medio ambiente, los países con sus políticas medioambientales adoptan medidas encaminadas a evitar la contaminación, algunas de las medidas más efectivas se enumeran a continuación:

- **Aprovechamiento de las emisiones gaseosas.** Como ocurre con el SO_2 , que es aprovechado para la fabricación de ácido sulfúrico.
- **Purificación de aguas residuales.** Combinando distintas técnicas como la decantación, filtración, precipitación, aireación, etc., es posible purificar las aguas e impedir la contaminación de aguas potables.
- **Degradación de productos.** Con utilización de bacterias, ha sido posible degradar productos tóxicos y biodegradables. Algunos plásticos de difícil destrucción pueden ser eliminados por acción de la luz, gracias a la inclusión de compuestos fotodegradables.
- **Reciclaje de residuos sólidos.** El aluminio de los envases, papel, tejidos y vidrio, se recicla con un gran aprovechamiento tanto económico como ecológico. El aluminio necesita para su fusión un 10 % de la energía necesaria para su producción por electrolisis.

7. Actividades

1. Ajusta las ecuaciones químicas siguientes:
 - a) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 - c) $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{HBF}_4$
 - d) $\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+}$
 - f) $\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
2. Elabora un informe acerca del procedimiento empleado para el reciclado del papel y comenta sus ventajas e inconvenientes.
3. Localiza las industrias petroquímicas más importantes en Eslovaquia.
4. Elabora un informe acerca de la fabricación del cemento indicando las materias primas, tipos de cemento, impacto ambiental y la localización de una fábrica cercana.

8. Termodinámica química

1. *Introducción a la termodinámica*
2. *Transformaciones termodinámicas y equilibrio*
3. *Primer Principio de la Termodinámica*
4. *Capacidad calorífica y entalpía*
5. *Aplicaciones de la termodinámica: termoquímica*
6. *Ley de Hess*
7. *Segundo Principio de la Termodinámica*
8. *Entropía*
9. *Energía libre de Gibbs. Espontaneidad de las reacciones.*
10. *Ecuación de Gibbs-Helmholtz*
11. *Actividades*

1. Introducción a la termodinámica

La *termodinámica* es la ciencia que se ocupa de las transformaciones energéticas que acompañan a los procesos físicos o químicos que sufren los sistemas materiales o sistemas termodinámicos.

Un *sistema termodinámico* es cualquier porción de materia del Universo, separada del exterior por una superficie cerrada, ya sea real (paredes de un depósito) o imaginaria (cuando se aísla mentalmente un volumen fijo de gas, como por ejemplo la atmósfera de la Tierra). Además, estas superficies pueden ser móviles (un cilindro con un émbolo) o fijas (recinto cerrado). Algunos ejemplos de sistemas termodinámicos son: el agua de un vaso; el aire de una habitación; la gasolina y el aceite del cilindro de un motor; un océano; una estrella; una reacción química; una pila eléctrica; un ser vivo.

El medio exterior a un sistema constituye su *entorno*, ambiente o alrededores. La interacción entre el sistema y su entorno está caracterizada por los intercambios de energía y/o materia. Normalmente, se acepta que es la zona más cercana al sistema que es capaz de interactuar con él. Según esto, los sistemas pueden ser:

- a) **Abiertos:** intercambian materia y energía con el entorno. Ej: un vaso de agua es un sistema *abierto* porque puede calentarse y enfriarse (intercambio de energía con el entorno) y también puede evaporarse, condensarse vapor de agua del exterior o puede caer polvo (intercambio de materia).
- b) **Cerrados:** intercambian energía, pero no materia, con el entorno. Ej: la misma agua dentro de un recipiente que cierre herméticamente es un sistema *cerrado* (ya no puede intercambiar materia, aunque es posible el intercambio de energía en recipiente hermético).
- c) **Aislados:** no intercambian ni materia ni energía. Ej: si este mismo recipiente con agua se protege con paredes aislantes, de modo que sea imposible que se caliente, se enfríe o entre cualquier tipo de radiación, es un sistema *aislado* (lo cual es prácticamente imposible en un recipiente con paredes aislantes).

La parte de un sistema termodinámico con composición y propiedades homogéneas se conoce como *fase*. Según esto, los sistemas pueden ser:

- a) **Homogéneos:** constan de una sola fase. Ej: reacciones químicas en las que todos los compuestos son gases:
$$2 \text{CO (g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{(g)}$$
- b) **Heterogéneos:** constan de más de una fase. Ej: combustión de glucosa:
$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{(s)} + 6 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 6 \text{CO}_2 \text{(g)} + 6 \text{H}_2\text{O (g)}$$

A los distintos modos de presentarse un sistema se les denomina *estados* del mismo. El estado de un sistema se describe desde el punto de vista macroscópico, es decir, mediante un reducido número de magnitudes termodinámicas, denominadas *variables de estado*, y que se pueden medir experimental-

mente (presión, volumen, temperatura, densidad y número de moles). Ej: en el sistema compuesto por la mezcla de aire, gasolina y aceite de motor, su estado se determina por la P, T y V de la mezcla. Estas magnitudes se dividen en:

- *Variables intensivas*: variables cuyo valor no depende de la cantidad de materia del sistema. Ej: presión, temperatura, densidad, concentración.
- *Variables extensivas*: variables cuyo valor depende de la cantidad de materia del sistema. Ej: masa, volumen.

2. Transformaciones termodinámicas y equilibrio

Una *transformación termodinámica* es cualquier cambio que se produce en el estado de un sistema termodinámico. En un sistema que sufre una transformación, existe un estado inicial (anterior a la transformación) y un estado final (posterior a ésta). Las variables termodinámicas se indican para los estados inicial y final, tal y como se muestra en este ejemplo, con los subíndices $_1$ y $_2$: un gas en un depósito, en su estado inicial, se define por tres variables termodinámicas: P_1, V_1, T_1 . Si las magnitudes del gas cambian a otros valores, P_2, V_2, T_2 , el sistema habrá sufrido una transformación. Para conocer la transformación de una variable x , se resta al valor final, el inicial.

$$\Delta x = x_f - x_i$$

Un sistema está en estado de equilibrio termodinámico cuando las variables termodinámicas no varían y las variables intensivas tienen el mismo valor en todo el sistema. Para ello, deben cumplirse simultáneamente los tres equilibrios:

- Químico: su composición no varía con el tiempo.
- Mecánico: no se observa movimiento en el sistema de forma macroscópica.
- Térmico: la temperatura es la misma en todos los puntos del sistema.

El Principio Cero de la Termodinámica afirma que, "si dos sistemas están en equilibrio térmico con un tercero, están en equilibrio entre sí"

Llamamos temperatura a la magnitud que caracteriza dicho equilibrio térmico:

$$t_a = t_b = t_c$$

Según el estado de equilibrio, las transformaciones pueden ser:

- Reversibles: cuando el sistema está siempre en equilibrio. Los cambios pueden invertirse y realizar el proceso contrario.
- Irreversibles: cuando en algún momento el sistema no está en equilibrio, mientras dura el cambio.

Según las condiciones en las que se lleva a cabo la transformación, éstas pueden ser:

- Adiabáticas*: el proceso termodinámico ocurre sin transferencia de calor entre el sistema y el entorno.
- Isotérmicas*: el proceso termodinámico ocurre a temperatura constante.
- Isóbaras*: el proceso termodinámico ocurre a presión constante.
- Isócoras*: el proceso termodinámico ocurre a volumen constante

Ejemplo 1:

Para conocer el estado de un gas ideal es suficiente conocer la P, T y V ya que según la ecuación de Clapeyron: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, siendo $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}$. Cuando se pasa de unos valores en un estado 1 a otros en un estado 2:

$$P_1 V_1 T_1 = P_2 V_2 T_2$$

Esta expresión permite calcular una variable en función de las demás y conocer las leyes de las transformaciones del gas ideal en un proceso, ya sea isoterma, isóbaro o isócoro.

<i>Isoterma</i>	<i>Isóbaro</i>	<i>Isócoro</i>
$T_1 = T_2 \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	$P_1 = P_2 \quad V_1 \cdot T_1 = V_2 \cdot T_2$	$V_1 = V_2 \quad P_1 \cdot T_1 = P_2 \cdot T_2$

Se conocen como *funciones de estado* a aquellas variables termodinámicas cuyo valor depende sólo del estado del sistema y no de cómo se ha llegado a él. Ej: la temperatura es una función de estado. Si en un estado *i* (inicial), la temperatura de un vaso de agua es 30 °C, y en un estado *f* (final), 90 °C, da igual si el agua primero se calentó hasta 100 °C y después se enfrió hasta 90 °C. Por tanto, la variación de una función de estado entre dos estados no depende del camino seguido para llegar de *i* a *f*. En cambio, aquellas variables cuyo valor dependa del camino seguido, no son función de estado. Ej: el trabajo no es función de estado porque su valor depende de la trayectoria seguida, según la ecuación ($W = F \cdot \Delta x$). Tal y como se muestra en la gráfica siguiente, el trabajo varía dependiendo del camino que se siga para ir de *i* a *f*.

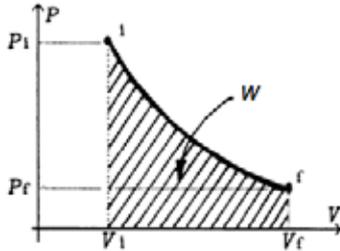


Fig. 1. Representación de los estados de un gas como una curva, en un diagrama $P - V$

3. Primer principio de la termodinámica

Joule demostró que el trabajo que se necesita realizar para calentar una determinada cantidad de agua, que se encuentra a cierta temperatura, hasta que alcanza otra temperatura preestablecida, es siempre el mismo. Esto quiere decir que el trabajo transferido adiabáticamente a un sistema tan sólo depende de los estados inicial y final en que se encuentre el mismo. Existe, por tanto, una función de estado cuya variación en un proceso adiabático coincide con el trabajo transferido en él. Esta función de estado se conoce como *energía interna de un sistema*, (U). El concepto de U comprende la suma de las energías cinética y potencial interna del sistema, ya que cualquier sistema está formado por partículas que, por encontrarse en movimiento y estar sometidas a fuerzas de interacción, poseen energía cinética y potencial. Esta variable se asocia por tanto al estado de movimiento y configuración de las individualidades que constituyen el sistema, resultando ser una variable de carácter extensivo.

Por lo tanto, la energía interna depende únicamente del estado en que se encuentre el sistema y es, en consecuencia, una función de estado.

Esta variable está directamente asociada con el Primer *Principio de la Termodinámica*, el cual es una generalización de la ley de conservación de la energía. Se enuncia del siguiente modo:

"En un sistema aislado, la energía total se conserva"
(es decir, ni se crea, ni se destruye, sólo se transforma).

Cuando el sistema realiza un proceso, es decir, una transformación, varía la cantidad de energía que posee. La variación se debe a que en el proceso, el sistema puede intercambiar energía con el entorno o con otros sistemas. La transferencia energética entre un sistema y su entorno se manifiesta de dos formas:

- **Calor (Q)**, es la forma de transferencia de energía de un sistema a otro debido a una diferencia de temperatura entre ellos.
- **Trabajo (W)**, es la forma de transferencia de energía de un sistema a otro debido a la acción de una fuerza que se desplaza.

El sistema puede intercambiar energía con el entorno o con otros sistemas, ya sea en forma de calor o de trabajo. En termodinámica, el valor absoluto de la energía interna de un sistema no puede conocerse, pero pueden determinarse sus variaciones, ΔU , que es lo que interesa, en función del calor, Q , y del trabajo, W , intercambiados con el entorno durante el proceso. Por lo tanto, ambas formas de energía sólo tienen sentido como energías en tránsito, por lo que sus valores dependerán de los caminos seguidos y, consecuentemente, no son funciones de estado. En función de estas variables.

Primer Principio de la Termodinámica puede enunciarse como sigue:
 “La variación de energía total de un sistema es igual a la suma de los intercambios de calor y trabajo entre el sistema y su entorno”.

Cuando se ha transferido energía por cualquiera de estas dos formas, o por las dos al mismo tiempo, se dice que el sistema ha experimentado un cambio en su energía interna. Según esto, la formulación matemática del Primer Principio de la Termodinámica es la siguiente:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$$

Siendo así que un sistema evoluciona de un estado (1) a otro (2) mediante transferencias de energía en forma de calor y trabajo, y teniendo en cuenta que el criterio de signos establecido para Q y W es el siguiente:

- Q > 0 si se transfiere del entorno al sistema.
- Q < 0 si se transfiere del sistema al entorno.
- W > 0 cuando es realizado por el entorno sobre el sistema.
- W < 0 cuando es realizado por el sistema sobre el entorno.

Según esta expresión, la energía interna de un sistema aumenta, $\Delta U > 0$ si este absorbe calor, +Q, o si se realiza un trabajo sobre el sistema, +W (por ejemplo, un trabajo de compresión). En cambio, disminuye, $\Delta U < 0$, si el sistema pierde calor, -Q, o si se efectúa un trabajo sobre el entorno, -W, (por ejemplo, un trabajo de expansión). En este último caso, los signos de Q y W son negativos.

SISTEMA (U)	
W > 0	W < 0
Q > 0	Q < 0

Por tanto, los valores de variación de energía interna son:

- En un proceso isotérmico (T^a cte) $\Delta U = 0$
- En un proceso isóbaro (P cte) * $\Delta U = Q_P - p\Delta V$
- En un proceso isócoro (V cte) ** $W = 0 \quad \Delta U = Q_V$
- En un proceso adiabático (sin intercambio de calor) $Q = 0 \quad \Delta U = W = -p\Delta V$

* En las reacciones en las que intervienen gases, se suele realizar un trabajo mecánico de expansión (signo negativo) o de compresión (signo positivo), normalmente a la presión atmosférica, p, constante. En este caso, $W = -p\Delta V$, con lo que la expresión del primer principio queda así:

$$\Delta U = Q_P - p\Delta V$$

** En procesos que tienen lugar a volumen constante, $\Delta V = 0$, el $W = 0$, con lo que el calor de reacción a volumen constante, Q_V es igual al cambio de energía interna:

$$W = 0 \quad \Delta U = Q_V$$

En termoquímica es importante el *trabajo de expansión-compresión* de un gas (porque muchas reacciones químicas son gaseosas), asociado a los cambios de volumen (ΔV) de un sistema sometido a una presión. Ej: suponemos un gas encerrado en un cilindro de paredes rígidas, con un émbolo de área S (rozamiento nulo).

$P_{gas} > P_{ext}$	$F = P \cdot S$	$W_{gas \rightarrow ext} = F \cdot \Delta x = P \cdot S \cdot \Delta x = -P \cdot \Delta V$
Cuando el gas se expande:		$\Delta V > 0 \rightarrow W < 0$
Cuando el gas se comprime:		$\Delta V < 0 \rightarrow W > 0$

4. Capacidad calorífica y entalpía

La **capacidad calorífica**, C , de cualquier sustancia, se define como la cantidad de energía calorífica necesaria para elevar la temperatura de esa sustancia en un grado centígrado (1°C) Celsius o (1°K) Kelvin. Es una constante propia de cada sustancia, y está relacionada con la capacidad de los cuerpos para ganar o perder calor.

$$C = \Delta Q \cdot \Delta T$$

El *calor específico*, c_e , se define como la capacidad calorífica por unidad de masa, es decir, la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado la temperatura de una unidad de masa de la sustancia.

$$c_e = C_m = \Delta Q \cdot m \cdot \Delta T$$

El *calor específico molar*, c_m , será el calor específico referido a un mol. Es por tanto la cantidad de calor necesaria para elevar un grado la temperatura de un mol de sustancia.

$$C_m = C_n = \Delta Q \cdot n \cdot \Delta T$$

A partir de la definición de capacidad calorífica, se puede expresar la energía calorífica, Q , transferida entre un sistema de masa m y sus alrededores, para una variación de temperatura ΔT , a través de la ecuación:

$$Q = C \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Si se especifica el número de moles del sistema, n , se escribirá:

$$Q = n \cdot c \cdot m \cdot \Delta T$$

Se observa que, al aumentar la temperatura, tanto ΔT como Q son positivos, correspondiendo a un flujo de calor hacia el sistema, como se esperaba.

⇒ **Entalpía**

La termodinámica no sólo estudia las transformaciones energéticas que acompañan a los procesos físicos, sino también aquellas donde se altera la naturaleza y composición del sistema, o sea, los procesos o reacciones químicas. Según esto, en una transformación a volumen constante se verifica:

$$Q_v = \Delta U = U_2 - U_1$$

Es decir, el calor de una reacción química que transcurre a volumen constante es igual a la variación de energía interna del sistema, siendo U_1 la energía interna de las sustancias reaccionantes y U_2 la de los productos obtenidos. Si disminuye la energía interna, es decir, $U_2 < U_1$, entonces Q_v será negativo, saldrá calor del sistema y tendremos una reacción exotérmica. Si, por el contrario, los productos finales tienen más energía interna que los reactivos iniciales, $U_2 > U_1$, entonces Q_v es positivo y entrará calor en el sistema, resultando en este caso una reacción endotérmica.

Si en un sistema se produce un cambio a presión constante, $Q_p = \Delta U$ no puede usarse porque, además del calor, existe una pérdida o ganancia de energía en forma de trabajo de expansión o compresión de dichos gases (es muy frecuente que las reacciones se produzcan en recipientes abiertos). Por tanto, el cambio de energía interna del sistema será mayor que el que se detectaría midiendo solamente el calor.

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V = U_2 - U_1 + p \cdot V_2 - V_1 = U_2 + p \cdot V_2 - (U_1 + p \cdot V_1)$$

La función $U + p \cdot \Delta V$ se denomina *entalpía*, H , en honor a **Helmholtz**, por tanto:

$$Q_p = \Delta H = H_2 - H_1$$

La entalpía es una magnitud de carácter extensivo y sus unidades son las mismas que las de energía, Julios (J). Al ser una combinación de funciones de estado (U, P, V) es también una función de estado. El calor de reacción de un proceso químico a volumen o presión constante, depende solamente de los estados inicial y final, y no de los estados intermedios o del camino seguido. Por tanto, sólo pueden medirse sus variaciones.

$$Q \cdot V = \Delta U \qquad H = U + p \cdot V$$

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V + V \cdot \Delta p$$

Para un proceso isóbaro (presión constante, por tanto $\Delta p = 0$), y sabiendo que

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W \qquad V \cdot \Delta p = 0 \rightarrow W = p \cdot \Delta V$$

Se deduce que:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V + 0$$

$$\Delta H = Q_p - W + p \cdot \Delta V$$

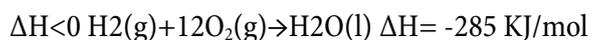
$$\Delta H = Q_p - p \cdot \Delta V + p \cdot \Delta V$$

$$\Delta H = Q_p$$

$$Q_p = \Delta H$$

La entalpía se define como entalpía de reacción, y referida a un mol de sustancia, se mide en kJ/ mol. El signo de la variación de entalpía ($\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$) se convierte en un criterio para determinar el carácter exotérmico o endotérmico de una reacción, del siguiente modo:

- *Reacción exotérmica:* $H_2 < H_1$, entonces Q_p es negativo, y el calor saldrá del sistema, liberándose energía:



- *Reacción endotérmica:* $H_2 > H_1$, entonces Q_p es positivo y el calor deberá entrar en el sistema para que tenga lugar la transformación; se absorbe energía:



A continuación se determinan las relaciones entre el calor de reacción a presión constante, y el calor de reacción a volumen constante. Sabiendo que $\Delta U = Q \cdot V$, y que $\Delta H = Q_p$:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Si se aplica la ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q_p = Q \cdot V + \Delta n RT$$

Cuando no varía el número de moles de los gases que intervienen ($\Delta n = 0$)

$$Q_p = Q \cdot V$$

$$\Delta H = \Delta U$$

5. Aplicaciones de la termodinámica: Termoquímica

La parte de la química donde se estudian los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas se denomina termoquímica. La mayoría de las reacciones químicas se producen en sistemas abiertos a la atmósfera, así que los calores puestos en juego en estos procesos son a presión constante y, por consiguiente, equivalentes a las variaciones de entalpía del sistema, siendo la entalpía de una reacción:

$$Q_p = \Delta H$$

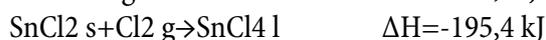
Las entalpías de reacción tomarán el nombre del tipo de reacción a que están referidas, así por ejemplo, hablaremos de entalpías de combustión, entalpías de formación, entalpías de descomposición, etc.

6. Ley de Hess

Cuando una reacción química se puede expresar por medio de una ecuación química que equivale a la suma algebraica de dos o más ecuaciones químicas, el calor de reacción a volumen constante (ΔU) o a presión constante (ΔH) correspondiente a la reacción global es igual a la suma algebraica de los calores de reacción de las reacciones parciales correspondientes. Este principio se conoce como Ley de Hess. A continuación se muestra un ejemplo del cálculo de la entalpía de reacción a partir de la ley de Hess. Para hallar el calor de reacción a presión constante (ΔH) de la siguiente reacción:



Conocemos que:



Podemos obtener la reacción global sumando estas otras dos y, por consiguiente, obtener la entalpía de la reacción global como suma de las otras dos, resultando:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -349,9 - 195,4 = -545,3 \text{ kJ}$$

El signo de la entalpía cambia si la reacción tiene lugar en sentido contrario.

7. Segundo principio de la termodinámica

El Segundo Principio de la Termodinámica se basa en averiguar la posibilidad o imposibilidad de conseguir energía que esté en condiciones de ser utilizada, ya que el primer principio no nos proporciona información acerca del sentido permitido de las transformaciones espontáneas de la naturaleza.

Segundo Principio de la Termodinámica puede enunciarse así: *“es fácil convertir completamente trabajo mecánico o energía de un sistema en calor, sin ningún otro cambio, pero resulta imposible extraer calor o energía interna de un sistema y convertirlo completamente en trabajo mecánico, sin otro cambio adicional”*

Como el calor es, por definición, una energía en tránsito, si no existe un flujo de calor no puede existir su transformación en trabajo.

El segundo principio fue ampliado por Kelvin, quien afirmó que *‘una transformación cíclica de un sistema que intercambia calor con una sola fuente térmica no puede producir trabajo’*. Y por último, fue completado con el enunciado de Clausius:

Segundo Principio de la Termodinámica enunciado por Clausius: *“ningún proceso espontáneo es posible cuyo único resultado sea el paso de calor de un recinto a una determinada temperatura a otro recinto de mayor temperatura”*

En resumen, el segundo principio establece claramente cuál va a ser la dirección de la transmisión espontánea del calor; si se quiere invertir el proceso habrá que proporcionar trabajo.

8. Entropía

Todos los procesos naturales se realizan siempre en un sentido determinado, tienen lugar espontáneamente y no podemos esperar que su sentido se invierta de un modo natural. Cuando se plantea la pregunta: *“¿Por qué ocurren los sucesos en la naturaleza de una manera determinada y no de otra manera?”*, se busca una respuesta que indique cuál es el sentido de los sucesos. En todos ellos existe una degradación termodinámica, con una característica común que varía en todos ellos de la misma forma. Esta característica

común viene plasmada por una función ideada por Clausius a la que llamó entropía, palabra que procede del griego y significa evolución o transformación. La entropía (simbolizada como S) es una magnitud física que permite, mediante un cálculo, determinar la parte de la energía que no puede utilizarse para producir trabajo. Es una función de estado de carácter extensivo y su valor, en un sistema aislado, crece en el transcurso de un proceso que se dé de forma natural, y mide el grado de irreversibilidad del proceso. El universo tiende a distribuir la energía uniformemente; es decir, a maximizar la entropía. La entropía alcanzará un máximo cuando el sistema se acerque al equilibrio, y entonces se alcanzará la configuración de mayor probabilidad.



Fig. 2. Escultura dedicada a la entropía, como la distribución aleatoria de un sistema.

Esta idea de desorden termodinámico fue plasmada mediante una función ideada por Rudolf Clausius a partir de un proceso cíclico reversible. En todo proceso reversible la integral curvilínea sólo depende de los estados inicial y final, con independencia del camino seguido (dQ es la cantidad de calor absorbida en el proceso en cuestión y T es la temperatura absoluta). Por tanto, ha de existir una función del estado del sistema, $S = f(P, V, T)$ denominada **entropía**, cuya variación en un proceso reversible entre los estados 1 y 2 es:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{dQ}{T}$$

El significado de esta ecuación es el siguiente: cuando un sistema termodinámico pasa, en un proceso reversible e isotérmico, del estado 1 al estado 2, el cambio en su entropía es igual a la cantidad de calor intercambiado entre el sistema y el medio dividido por su temperatura absoluta. Si el incremento de entropía es positivo, los productos presentan un mayor desorden molecular (mayor entropía) que los reactivos. En cambio, cuando el incremento es negativo, los productos son más ordenados. Hay una relación entre la entropía y la espontaneidad de una reacción química, que viene dada por la energía de Gibbs.

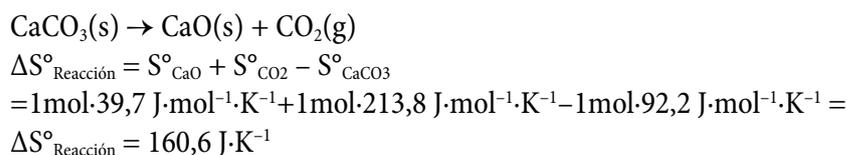
Las unidades de la entropía, en el Sistema Internacional, son el $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$ (o Clausius), definido como la variación de entropía que experimenta un sistema cuando absorbe el calor de 1 Julio (unidad) a la temperatura de 1 Kelvin.

⇒ *Cálculo de la variación de la entropía de una reacción a partir de las entropías molares de los componentes de la reacción.*

La entropía es una función de estado, por lo tanto, la variación de entropía de una reacción química a temperatura ambiente se puede definir como:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum n \cdot S_{\text{productos}} - \sum n \cdot S_{\text{reactivos}}$$

La entropía estándar S° (25°C, 1 atm) se puede calcular a partir de valores tabulados de las entropías absolutas, como en el ejemplo siguiente:

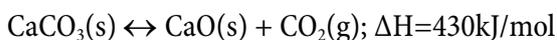


9. Energía libre de Gibbs. Espontaneidad de las reacciones

Existe una magnitud termodinámica que engloba y relaciona el calor intercambiado en el proceso, ΔH , con el desorden alcanzado en el mismo, ΔS . Esta magnitud se llama energía libre de Gibbs o entalpía libre y es, como ΔH y ΔS , una magnitud termodinámica extensiva y función de estado:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Empleando la energía libre de Gibbs, es muy sencillo predecir la espontaneidad de los procesos. Un proceso será espontáneo cuando ΔG sea negativo, es decir $\Delta H - T\Delta S < 0$. Toda reacción que transcurra con merma de entalpía ($\Delta H < 0$) y aumento de entropía ($\Delta S > 0$) será espontánea y la variación de energía libre, ΔG siempre será negativa. De igual manera, aquellas reacciones en las que ΔH sea positivo (endotérmicas) y ΔS sea negativo nunca serán espontáneas, pues ΔG será siempre positivo. Ahora bien, existen reacciones donde los términos entálpico y entrópico están enfrentados, y será la temperatura la magnitud que determine la espontaneidad o no del proceso. Observemos esto en un caso concreto, la descomposición del carbonato de calcio:



1. ΔH es positivo, lo que indica que la reacción es endotérmica.
2. Se pasa de una molécula en estado sólido a una molécula de sólido y otra de gas, con lo que el desorden se aumentará, $\Delta S > 0$.

Como tanto ΔH como $T\Delta S$ son positivos, el signo de la energía libre $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ dependerá del valor de T :

- a) Si T es pequeño, ΔH será $> T\Delta S$, con lo que ΔG será positivo y el proceso nunca será espontáneo.
- b) Si T es grande, ΔH será $< T\Delta S$, con lo que ΔG será negativo y el proceso será espontáneo.
- c) Existirá un valor de T en el que se cumpla que $\Delta H = T\Delta S$, con lo que $\Delta G = 0$, y el proceso se encontrará en equilibrio.

En este cuadro se presentan las diferentes alternativas:

ΔH	ΔS	ΔG	Observaciones
Negativa	Positiva	Negativa	Espontánea a cualquier T , T no influye
Positiva	Negativa	Positiva	No espontánea. Ocurre el proceso inverso.
Positiva	Positiva	a T baja, positiva	A T baja no es espontánea, si $\Delta H > T\Delta S$
		a T alta, negativa	A T alta la reacción es espontánea, si $\Delta H < T\Delta S$
Negativa	Negativa	a T baja, negativa	A T baja será espontánea, si $\Delta H > T\Delta S$
		a T alta, positiva	A T alta no es espontánea, si $\Delta H < T\Delta S$

Recordemos por tanto que:

- Si $\Delta G < 0$ el proceso tiene lugar espontáneamente, evoluciona pasando de reactivos a productos.
- Si $\Delta G > 0$ el proceso no es espontáneo, y tiene lugar en sentido contrario pasando de productos a reactivos.
- Si $\Delta G = 0$ el proceso permanece en equilibrio coexistiendo reactivos y productos.

10. Ecuación de Gibbs – Helmholtz

La energía de Helmholtz es una magnitud extensiva del sistema y función de estado, y que por tanto no depende del proceso sufrido, sino del estado final e inicial del sistema. Se usa para ver qué procesos son espontáneos en condiciones de temperatura y volumen constantes. Se mide en Julios (J), Calorías (cal) o cualquier otra unidad de energía, y sus variables son la temperatura T y el volumen V del sistema. Además, se suele simbolizar con la letra A , de «trabajo» (*arbeit*, de alemán). Se define como:

$$A = U - T \cdot S$$

Se relaciona con la energía de Gibbs mediante la expresión

$$dG = dA + d(PV)$$

Se relaciona con la Primera Ley de la Termodinámica del siguiente modo:

$$\Delta U = Q - W = \Delta T \cdot S + \Delta A$$

Siendo:

$$TdS = dQ_r$$

el calor reversible (es decir, que se puede recuperar del sistema cuantas veces se quiera, sin requerir un gasto extra de energía en este proceso).

Integrando a T constante:

$$\Delta T \cdot S = Q_r$$

Por lo tanto, en un proceso reversible, el trabajo realizado por el sistema es el negativo de la variación de su energía de Helmholtz:

$$W_r = - \Delta A$$

De ahí que también reciba el nombre de **Función Trabajo**

Actividades

1. Define los siguientes conceptos: *Sistema Termodinámico*; *Tipos de Sistemas Termodinámicos*; *Entorno*; *Variables de estado*; *Funciones de estado*; *Transformaciones termodinámicas*.
2. Enuncia el Primer Principio de la Termodinámica y su formulación matemática. Utiliza para ellos el concepto *Energía Interna*.
3. Explica qué es la Entalpía. Determina su relación con el carácter exotérmico o endotérmico de una reacción.
4. Calcula la variación de energía interna de un sistema que cede 24J en forma de calor y realiza sobre el entorno un trabajo de 60J.
5. Calcula:
 - a) La variación de energía interna de un gas que absorbe 45 J de calor y sobre el que se realiza un trabajo de 32 J.
 - b) El calor que intercambia un sistema con el entorno cuando dicho sistema realiza un trabajo de 62 J y su energía interna aumenta en 84 J.
6. En la combustión de un mol de propano, a presión constante y 25 °C de temperatura, se desprenden 2218 KJ según la reacción:

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4 H_2O(l)$$
 Calcula la variación de energía interna, en KJ/mol.
 Dato: R = 8,31 J/mol K

9. Cinética química. Catálisis

1. *Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad*
2. *Teorías de las reacciones químicas*
3. *Factores que influyen en la velocidad de la reacción*
4. *Catalizadores*
5. *Actividades*

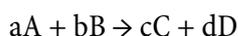
La cinética es la parte de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas. Tener un control de ésta es muy importante en los procesos industriales, ya que los productos deben ser obtenidos en el mínimo de tiempo y en las óptimas condiciones económicas. Así sucede, por ejemplo, en la síntesis de polietileno, polímero sintético utilizado en numerosos artículos de la vida cotidiana.

Sin embargo, la cinética química estudia no sólo la rapidez con que ocurren las reacciones, sino también los factores que afectan a ésta. El conocimiento de estos factores permite influir en la velocidad de las reacciones, aumentándola o disminuyéndola, aspectos de gran interés para la industria química. Además, la cinética química estudia el mecanismo de las reacciones. Algunas suceden en un solo paso, pero la mayoría de ellas transcurren en un conjunto de pasos intermedios que constituyen el **mecanismo de la reacción**. En conclusión, la cinética química se encarga de:

- medir la velocidad de las reacciones
- investigar el mecanismo de la reacción (etapas de una reacción)
- estudiar los factores que pueden influir en dicha velocidad.

1. Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad

Se llama **velocidad de una reacción** a la cantidad de un reactivo que desaparece por unidad de tiempo, o bien, a la cantidad de un producto que se forma por unidad de tiempo en dicha reacción. Normalmente se expresa en mol·L⁻¹·s⁻¹. En general, la velocidad de una reacción se puede expresar por una ecuación que recibe el nombre de **Ley diferencial de velocidad o ecuación de velocidad**. Es una ecuación que muestra la velocidad de una reacción en un determinado instante en función de las concentraciones de las sustancias presentes en ese momento.



$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

en donde:

k: **Constante de velocidad**. Su valor es característico de cada reacción; no depende de las concentraciones de los reactivos pero varía mucho con la temperatura.

α, β: **Órdenes parciales**. Son los exponentes a los que están elevadas las concentraciones. *α* es el orden de la reacción respecto al reactivo A y *β* es el orden de la reacción respecto al reactivo B.

α + β: **Orden total**. Es la suma de todos los exponentes de la reacción.

* *α* y *β* sólo coinciden con los coeficientes de la ecuación estequiométrica (*a*, *b*) cuando la reacción se realiza en una sola etapa.

Los órdenes de una reacción se determinan experimentalmente y no se pueden deducir a partir de la ecuación estequiométrica.

Otra manera de expresar la velocidad media de una reacción sería la siguiente:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

* donde los dos primeros términos expresan la velocidad de disminución de la concentración de los reactivos A y B, y los dos últimos términos expresan la velocidad de aumento de la concentración de los productos C y D.

La **reacción directa** es aquella en la que los reactivos se convierten en productos. Pero también existe la **reacción inversa**, en la que las moléculas de los productos reaccionan para volver a formar los reactivos. Esto se suele expresar así:



Lo cual significa que simultáneamente se dan las siguientes reacciones:



En el caso de una reacción elemental en la que los exponentes de la ecuación de velocidad coinciden con los coeficientes estequiométricos, tenemos:

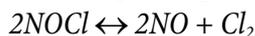
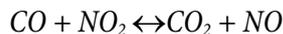
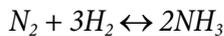
$$\begin{aligned} v_d &= k_d \cdot [A]^a \cdot [B]^b \\ v_i &= k_i \cdot [C]^c \cdot [D]^d \end{aligned}$$

Cuando ambas velocidades se igualan, la reacción no varía y se dice que se ha llegado al equilibrio. El equilibrio químico es un estado dinámico, donde continuamente habrá una pequeña cantidad de producto que vuelve a transformarse en reactivo y exactamente la misma cantidad de reactivo que se transforma nuevamente en producto, siendo el balance neto de producción de cualquiera de ellos nulo.

$$\begin{aligned} v_d &= v_i & k_d \cdot [A]^a \cdot [B]^b &= k_i \cdot [C]^c \cdot [D]^d \\ k_e &= \frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \end{aligned}$$

Ejemplo 1.

Escribe la expresión de la velocidad de reacción para las siguientes reacciones químicas:



$$\begin{aligned} v &= -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \\ v &= -\frac{\Delta[CO]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[CO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} \\ v &= -\frac{1}{2} \frac{\Delta[NOCl]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} \end{aligned}$$

Ejemplo 2.

La velocidad de la reacción $A + B \rightarrow C$ vale $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ cuando la concentración inicial de A vale $0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- calcula el valor de la constante de velocidad, k, suponiendo que la reacción es de orden 1 respecto de A.
 - calcula k, suponiendo que es de orden 1 respecto de A y de orden 1 respecto de B, cuando las concentraciones iniciales de A y B valen $0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para ambos reactivos.
- a) La ecuación de velocidad cuando el orden es 1, vale: $v = k \cdot [A]$;
a partir de ella despejamos la constante k:

$$k = \frac{v}{[A]} = \frac{1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,046 \text{ s}^{-1}$$

b) Ecuación de velocidad cuando el orden es 2: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

$$k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,131 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. Teorías de las reacciones químicas

Son las teorías que tratan de interpretar qué sucede con las moléculas de las sustancias cuando reaccionan.

⇒ *Teoría de las colisiones (Lewis)*

Esta teoría está basada en la Teoría cinético-molecular de la materia.

“Para que se produzca una reacción química las moléculas tienen que chocar entre sí y, además, estos choques deben ser eficaces”

Por choque eficaz se entiende aquél que hace posible la formación de productos. Para que un choque sea eficaz, debe cumplir dos condiciones:

- Las moléculas deben tener la *suficiente energía cinética* para que, como consecuencia del choque entre ellas, se alcance la llamada **Energía de activación** (E_a). Ésta es la energía que debe superarse para que se produzca la reacción química, ya que será la que permita romper los enlaces.
- Las moléculas deben chocar con la *orientación adecuada*. Si no es así, el choque no es efectivo y la reacción no se produce, aunque las moléculas tengan la energía de activación necesaria.

Teoría del estado de transición o del complejo activado (Eyring)

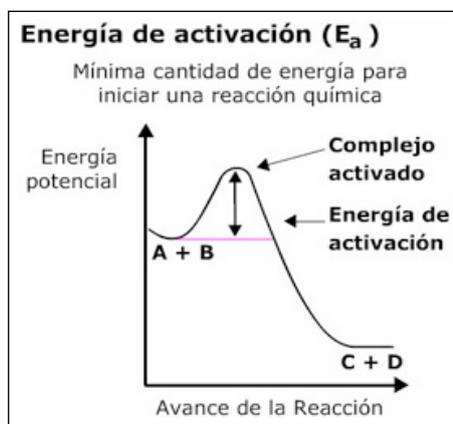
“Los productos no se forman directamente a partir de los reactivos, sino a través de un compuesto intermedio o de transición llamado **complejo activado**”.

El complejo activado es el resultado de un estado intermedio en el que se produce la rotura de unos enlaces y al mismo tiempo la formación de otros nuevos. La energía de este complejo es muy alta, por lo que es muy *inestable* y se descompone inmediatamente originando los productos o regenerando los reactivos. Su energía es mayor que la de los reactivos, siendo la diferencia entre ambas el valor correspondiente a la energía de activación.

La energía de activación E_a , como comentamos, es la energía necesaria para formar el complejo activado. Es característica tanto de reacciones endotérmicas como exotérmicas.

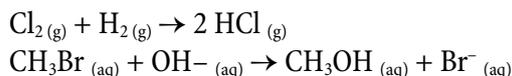
- Si la energía de activación es pequeña, habrá muchas moléculas con suficiente energía cinética, habrá muchos choques eficaces y la velocidad de la reacción será grande
- Si la energía de activación es grande, muy pocas moléculas tendrán la suficiente energía cinética para superar la barrera, habrá muchos choques ineficaces y la velocidad de la reacción será muy pequeña.

Aunque las reacciones sean exotérmicas, en muchos casos hay que suministrar energía para comenzar la reacción y durante todo el proceso. Eso significa que una reacción cualquiera necesita siempre una energía de activación, más o menos alta, independientemente de si la entalpía de dicha reacción es positiva (reacción endotérmica) o negativa (exotérmica). Ejemplo: para encender una cerilla hay que rascar la cabeza en la lija de la caja. El frotamiento proporciona suficiente energía de activación para que se produzca la combustión de fósforo.

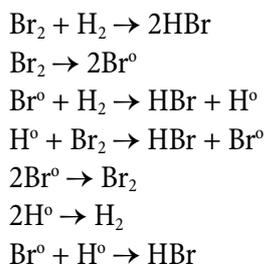


⇒ Mecanismos de reacción

Las reacciones elementales se producen en una sola etapa.



Sin embargo, muchas reacciones químicas son el resultado de varios pasos. Cada uno de estos pasos es una reacción elemental. En estas etapas aparecen los intermediarios de reacción, que no constituyen productos al final de la reacción.



3. Factores que influyen a la velocidad de la reacción

Es sumamente importante conocer de qué parámetros depende la velocidad de reacción, porque modificándolos conseguiremos cambiar dicha velocidad. El interés económico de este tipo de prácticas es obvio: en algunos casos interesa acelerar la velocidad para ganar tiempo en el proceso de producción. Otras veces, por el contrario, interesa frenarla, como ocurre con reacciones de descomposición de los alimentos, que conllevan pérdidas económicas.

- **Concentración de los reactivos:** un aumento de la concentración de los reactivos aumenta el número de choques entre moléculas, por lo que hay mayor probabilidad de choques eficaces y aumenta la velocidad de la reacción. Según la ley de acción de masas: “a temperatura constante, la velocidad de una reacción química es directamente proporcional a la concentración molar de cada una de las sustancias reaccionantes”.
- **Temperatura de la reacción:** un aumento de la temperatura incrementa la energía cinética de las moléculas y, por tanto, el porcentaje de moléculas activadas. Aumenta el número de choques eficaces y aumenta la velocidad de la reacción. Puede considerarse que un aumento de 10 °C en la temperatura hace que se duplique la velocidad de la reacción. Arrhenius dedujo experimentalmente que en muchos casos la constante de velocidad k , está relacionada con la temperatura absoluta T mediante esta ecuación:

$$k = A \cdot e^{-E_a / RT}$$

en donde:

A : Factor A . Es un factor que tiene en cuenta la frecuencia de los choques. Sus unidades son las mismas que para k .

E_a : Energía de activación. Se mide en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

R : Constante de los gases. Tiene un valor de $8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

T : Temperatura absoluta. Se mide en $^\circ\text{K}$

- **Grado de división** (factor importante en sistemas heterogéneos, es decir, en aquellos en los que los reactivos no están en la misma fase o estado de agregación): un aumento del grado de división de las partículas aumenta su superficie de contacto, por lo que la probabilidad de choques eficaces es mayor, aumentando así la velocidad de la reacción.
- **Catalizadores:** sustancias que modifican la energía de activación, variando así la velocidad de reacción. Los catalizadores más comunes, los llamados positivos, aumentan la velocidad de la reacción,

y los negativos la disminuyen. Estas sustancias no experimentan ninguna alteración permanente, no se consumen y, por lo tanto, pueden ser recuperados inalterados al final del proceso.

Ejemplo 3.

Dada la reacción $A + B \rightarrow 3C$, se comprueba que al duplicar la concentración de B, la velocidad inicial se dobla, mientras que triplicando la concentración de A, la velocidad inicial se multiplica por 9, ¿cuál es la ecuación de la velocidad de reacción?

La velocidad de la reacción se podrá escribir como:

$$v = k [A]^\alpha [B]^\beta$$

El enunciado del problema nos dice que si duplicamos la concentración de B, la velocidad se dobla.

$$v_1 = k [A_0]^\alpha [B_0]^\beta$$

$$v_2 = 2 \cdot v_1 = k [A_0]^\alpha [2B_0]^\beta$$

Dividiendo:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k [A_0]^\alpha [B_0]^\beta}{k [A_0]^\alpha [2B_0]^\beta} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{1}{2^\beta} \rightarrow \beta = 1$$

La segunda condición nos dice que triplicando la concentración de A,

$$v_1 = k [A_0]^\alpha [B_0]^\beta$$

$$v_2 = 9 \cdot v_1 = k [3A_0]^\alpha [B_0]^\beta$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k [A_0]^\alpha [B_0]^\beta}{k [3A_0]^\alpha [B_0]^\beta} \rightarrow \frac{1}{9} = \frac{1}{3^\alpha} \rightarrow \alpha = 2$$

Así, la expresión de la velocidad es:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

Ejemplo 4.

Se ha comprobado que cierto compuesto A se descompone según la reacción $A \rightarrow 2B$. Calcula su ecuación de velocidad y la constante de velocidad basándote en los datos siguientes obtenidos experimentalmente.

Experiencia	[A0] (mol·L ⁻¹)	v0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,040	1,05·10 ⁻²
2	0,050	1,05·10 ⁻²
3	0,070	1,05·10 ⁻²

Comprobando los datos de las diversas experiencias, observamos que la velocidad de la reacción no varía con la concentración del reactivo, es decir, en la expresión de la velocidad no aparece [A].

Por lo tanto la velocidad es de orden 0 respecto de A: $v = K \cdot A$. A partir de cualquier experiencia obtenemos que $k = v = 1,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y por tanto la ecuación de velocidad es $v = k$

Ejemplo 5.

Para la reacción $2A + B \rightarrow C + D$ se han obtenido los siguientes datos a cierta temperatura:

Experiencia	[A0] (mol·L ⁻¹)	[B0] (mol·L ⁻¹)	v0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,1	0,1	1,35·10 ⁻²
2	0,2	0,1	2,70·10 ⁻²
3	0,2	0,2	5,40·10 ⁻²

Calcula la ecuación de velocidad, su constante y la velocidad cuando $[A] = 0,15$ y $[B] = 0,15$.

Para calcular la ecuación de velocidad comparamos los datos de las experiencias:

- 1) comparando la experiencia 1 y 2, donde la [B] es constante y la [A] se duplica, vemos que se duplica la velocidad.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{[A]_2}{[A]_1} = \frac{0,2}{0,1} = 2 \Rightarrow v_2 = 2 \cdot v_1$$

por tanto será de orden 1 respecto de A.

- 2) comparando la experiencia 2 y 3, donde la [A] es constante y la [B] se duplica, vemos que también se duplica la velocidad:

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{[B]_3}{[B]_2} = \frac{0,2}{0,1} = 2 \Rightarrow v_3 = 2 \cdot v_2$$

será de orden 1 respecto de B.

La ecuación de la velocidad será: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

$$[A] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [B] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v = 1,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \Rightarrow k = \frac{v}{[A][B]} \Rightarrow k = \frac{1,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / \text{L} \cdot \text{s}}{0,1 \text{ mol} / \text{L} \cdot 0,1 \text{ mol} / \text{L}} = 1,35 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

La constante de velocidad es $k = 1,35 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Calculamos la velocidad cuando $[A] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[B] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] = 1,35 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

La velocidad es $3,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

4. Catalizadores

Los catalizadores **positivos** disminuyen el valor de la energía de activación y consiguen que haya más choques eficaces, por lo que aumenta la velocidad de reacción. Los catalizadores **negativos** o **inhibidores** aumentan el valor de la energía de activación y disminuyen el número de choques eficaces, por lo que reducen la velocidad de reacción.

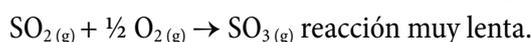
Los catalizadores no alteran en absoluto las funciones termodinámicas de la reacción (ΔH y ΔG). Por tanto, un catalizador es incapaz de desplazar el *equilibrio* hacia un lado u otro, alterando así la cantidad final obtenida de producto (puedes repasar esto en el tema siguiente, tema 10, que trata sobre el equilibrio químico). Su único efecto es alcanzar en menor tiempo el estado de equilibrio.

Un catalizador es una sustancia, que en cantidades muy pequeñas, varía en gran medida la velocidad de un proceso químico sin apreciar cambios en sí mismos.

En cuanto a los tipos de catalizadores, vamos a estudiar dos tipos según la fase en la que se encuentran ellos y el medio de la reacción que van a catalizar:

⇒ **Catalizadores homogéneos**

Un catalizador es homogéneo si está en la misma fase que los reactivos. Por ejemplo, si los reactivos son líquidos, el catalizador será un líquido o un sólido disuelto. En el caso concreto de la oxidación del SO_2 a SO_3 , base de la fabricación industrial del H_2SO_4 , juegan un papel muy importante:



Esta reacción puede catalizarse por una mezcla de óxidos de nitrógeno, para hacerla más rápida. La reacción ocurre esquemáticamente en dos etapas:

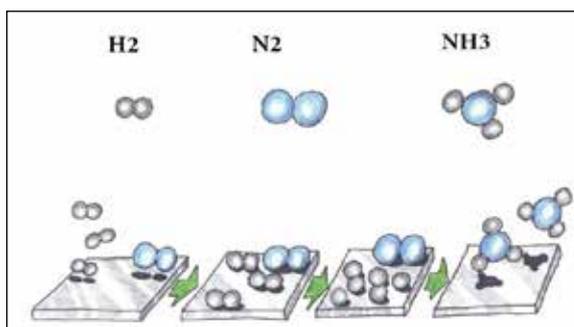
- (1) $\text{SO}_2 + \text{NO} \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$ reacción rápida
- (2) $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$ reacción rápida

El NO_2 actúa como portador de oxígeno al SO_2 para que se transforme en SO_3 . La etapa (2) es la de regeneración del catalizador. Sumando las ecuaciones (1) y (2) se reproduce la ecuación global. Cuando la reacción catalizada ocurre en una sola fase se llama *catálisis homogénea*.

⇒ Catalizadores heterogéneos

Un catalizador es heterogéneo si está en una fase diferente a la de los reactivos. Ocurre a menudo en el caso de catalizadores sólidos que intervienen en reacciones en fase gaseosa o líquida.

La acción de este tipo de catalizadores depende de su capacidad para adsorber el/los reactivo/s a su superficie. El proceso se llama *catálisis heterogénea*. La adsorción conduce a la rotura o debilitamiento de algún enlace de los reactivos de tal forma que éste puede ser atacado más fácilmente por otros reactivos y, en consecuencia, la reacción ocurre más rápidamente. Se llaman también catalizadores de contacto y suelen ser metales de transición finamente divididos (Ni , Pd , Pt) y óxidos de dichos metales (Cr_2O_3 , V_2O_5). Son muy específicos, es decir, catalizan sólo determinadas reacciones.



Además, estos catalizadores se envenenan fácilmente, es decir, basta con muy pequeñas cantidades de ciertas sustancias o venenos para que el catalizador pierda su actividad. Este fenómeno se produce porque algunas sustancias son adsorbidas con tanta intensidad a la superficie del catalizador que luego no pueden liberarse y acaban bloqueándolo.

⇒ Enzimas (biocatalizadores)

Los biocatalizadores o enzimas son proteínas de elevado peso molecular que catalizan casi todas las reacciones que ocurren en los seres vivos.

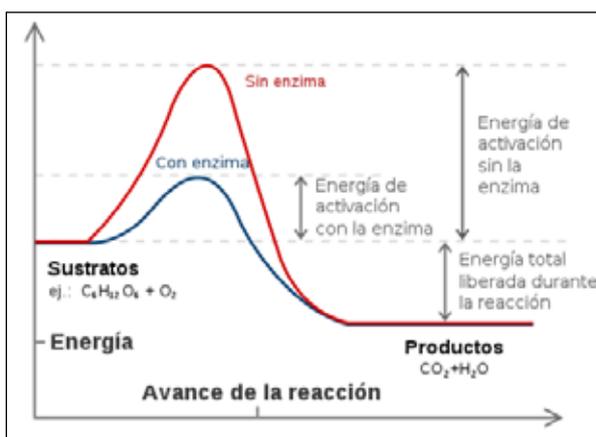
Permiten que puedan tener lugar en vivo reacciones químicas a baja temperatura (37°C para el cuerpo humano) y a baja presión (1 atm). Son altamente específicas y de una elevada actividad.

Una enzima contiene uno o más sitios activos, donde manifiesta su actividad catalítica sobre moléculas llamadas sustratos. La alta especificidad de las proteínas se debe a que el sustrato encaja en el sitio activo del enzima según el modelo llave-cerradura.

El mecanismo comprende una primera etapa en la que se forma el complejo enzima-sustrato (ES); después se reorganizan los enlaces formándose los productos (P) y regenerándose la enzima (E).



Por último, los enzimas, como cualquier catalizador, no afectan al estado de equilibrio de la reacción que catalizan, sino que sólo modifican el nivel energético del estado de transición.



Casi todos los alimentos son sustancias orgánicas obtenidas de animales y plantas. Una vez separadas del organismo de origen, se descomponen por la acción de microorganismos que provocan reacciones de oxidación rápidas (la carne se pudre, la mantequilla se pone rancia). Por ello, es necesario disminuir la velocidad de las reacciones y por eso se conservan los alimentos a baja temperatura. En un frigorífico la temperatura es de unos 5 °C, por lo que sólo pueden conservarse durante unos días. En un congelador, cuya temperatura es de -20 °C, las reacciones están prácticamente bloqueadas y pueden durar varios meses.

La cocción de los alimentos es otra reacción química que se hace en agua para evitar su carbonización. Será necesario más tiempo cuanto menor sea la temperatura. En condiciones normales, la temperatura no puede superar los 100 °C, pero en una olla a presión puede ser de 120°C y la presión de 2 atm, con lo que las reacciones químicas de la cocción se aceleran y el tiempo puede reducirse a la mitad.

Ejemplo 6.

Una reacción tiene una energía de activación de 50 kJ·mol⁻¹ y una velocidad de 1,3·10⁻⁵ mol·L⁻¹·s⁻¹ a 80 °C. ¿Cuál sería su velocidad si se añadiera un catalizador que redujera su energía de activación en 1/3 de la original? R = 8,31 J·mol⁻¹·K⁻¹

Según la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$\text{con catalizador } k' = A \cdot e^{-\frac{E_a}{3RT}}$$

Aplicando logaritmos en ambas expresiones:

$$\ln k = -Ea \cdot \frac{1}{RT} + \ln A$$

$$\ln k' = -Ea \cdot \frac{1}{3RT} + \ln A \quad \text{restando las ecuaciones y aplicando las propiedades de los logaritmos:}$$

$$\ln\left(\frac{k}{k'}\right) = -\frac{2}{3} \cdot \frac{Ea}{RT}$$

$$\frac{k}{k'} = e^{-\frac{2}{3} \cdot \frac{Ea}{RT}} = e^{-\frac{2}{3} \cdot \frac{50000 \text{ J/mol}}{8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 353 \text{ K}}} = 1,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{v}{v'} = 1,16 \cdot 10^{-5}; v' = \frac{1,3 \cdot 10^{-5}}{1,16 \cdot 10^{-5}} = 1,12 \text{ mol / L} \cdot \text{s}$$

5. Actividades

- Explica, justificando la respuesta:
 - ¿Por qué al disminuir el volumen de un recipiente que contiene una mezcla de gases en reacción, aumenta su velocidad de reacción?
 - ¿Cómo influirá una disminución de la temperatura en la velocidad de una reacción?
 - ¿Por qué unas limaduras de hierro se oxidan antes que un clavo de hierro?
- Representa el diagrama de entalpía de una reacción endotérmica. Realiza el mismo diagrama si añadimos un catalizador positivo y uno negativo.
- En la reacción: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, el N_2 está reaccionando a una velocidad de 0.3 M/min. ¿Cuál es la velocidad a la que está desapareciendo el H_2 , y cuál es la velocidad a la que se está formando el NH_3 ?
- El óxido nítrico (NO) reacciona con hidrógeno formando óxido nitroso (N_2O):

$$2 \text{NO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$

En una serie de experimentos, se han obtenido los siguientes resultados:

Experiencia	Concentración inicial ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)		Velocidad inicial ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
	$[\text{N}_0]$	$[\text{H}_2]$	
1ª	0,064	0,022	$2,6 \cdot 10^{-2}$
2ª	0,064	0,044	$5,2 \cdot 10^{-2}$
3ª	0,128	0,022	0,10

Determinar la ecuación de velocidad y calcular el valor de la constante de velocidad.

- Para la reacción: $2 \text{NO}_2^- + 4 \text{H}^+ + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$ se ha calculado experimentalmente la expresión de velocidad de reacción, que es: $v = k \cdot [\text{NO}_2^-] \cdot [\text{I}^-] \cdot [\text{H}^+]^2$. ¿Cómo se modifica la velocidad sí:
 - uplicamos la concentración de NO_2^- y mantenemos constantes las otras.
 - uplicamos la concentración de H^+ y se mantienen constantes las de NO_2^- y I^- .
 - se reduce a la mitad la concentración de H^+ .
 - se duplican las concentraciones de todos los reactivos.

10. Equilibrio químico

1. Concepto de equilibrio químico
2. La constante de equilibrio
3. Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier
4. K_c y K_p .
5. Equilibrios heterogéneos
6. Actividades

1. Concepto de equilibrio químico

Hay reacciones en las que existe transformación química tanto en un sentido como en el contrario. En ellas se alcanza una situación denominada estado de equilibrio químico. Podemos decir que existen dos tipos de reacciones: las reacciones *completas* o *irreversibles*, que se inician con unos reactivos y finalizan cuando alguno o todos los reactivos se consumen totalmente; y las reacciones *reversibles*, en las que los productos vuelven a reaccionar para dar los reactivos.

Las reacciones reversibles son aquellas en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, sino que estos vuelven a formar los reactivos, dando así un proceso de doble sentido que desemboca en el **equilibrio químico**.

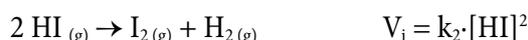
El equilibrio químico es una reacción reversible en la que permanecen invariables las concentraciones de reactivos y productos, y en la que la variación de energía libre de Gibbs de los reactivos es igual a la de los productos de reacción.

Ejemplo 1.

Si se mezclan yodo e hidrógeno en un recipiente cerrado para obtener yoduro de hidrógeno, ocurre una reacción directa en la que el yodo y el hidrógeno reaccionan formándose yoduro de hidrógeno gas, incoloro.



La velocidad disminuye gradualmente a medida que las concentraciones de los reactivos se hacen menores. Sin embargo, cuando ya se ha formado una pequeña cantidad de HI se forma la reacción inversa apareciendo de nuevo los reactivos:



La reacción se expresa, por tanto, de la siguiente manera: $\text{I}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HI}_{(g)}$

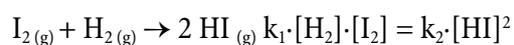
Se llama **estado de equilibrio** de una reacción reversible al estado final del sistema en el que la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa y las concentraciones de las sustancias que intervienen permanecen constantes.

Las reacciones directa e inversa ocurren continuamente y a la misma velocidad, de forma que las concentraciones de las sustancias permanecen constantes. El equilibrio químico tiene un carácter dinámico, ya que en cada unidad de tiempo se forman y desaparecen el mismo número de moléculas de cualquiera de las sustancias que intervienen, y la composición del sistema permanece invariable.

2. La constante de equilibrio

La expresión de la constante de equilibrio K_c (a la que a veces también nos referiremos por $K_{c,q}$) incluye las concentraciones molares de todas las sustancias que intervienen en la reacción, elevadas a los respectivos coeficientes estequiométricos que tienen en la misma. Se expresa en forma de fracción, y en ella

los productos se sitúan en el numerador y los reactivos en el denominador. La constante de equilibrio no cambia al variar las concentraciones de todos los reactivos por igual, por lo que se dice que no depende de ellas, aunque sí depende de la temperatura a la que tiene lugar la reacción. Cuando una reacción alcanza el equilibrio se cumple que $V_d = V_i$. En la reacción anterior:



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

La relación de las concentraciones en el equilibrio es una constante que puede escribirse a partir de la ecuación ajustada. En general, para una reacción reversible producida en un sistema homogéneo y cuya ecuación ajustada sea: $aA(g) + bB(g) \leftrightarrow cC(g) + dD(g)$

K_c viene dada por la siguiente expresión conocida por el nombre de **Ley de acción de masas**.

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

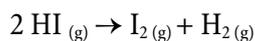
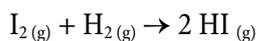
[A], [B], [C], [D] son las concentraciones molares en el equilibrio.

a, b, c, d son los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada.

Si $K_c > 1$ en el equilibrio hay más productos que reactivos.

Si $K_c < 1$ en el equilibrio hay más reactivos que productos.

Si se invierte una ecuación química, también lo hace K_c .



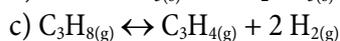
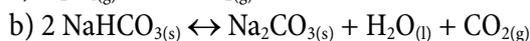
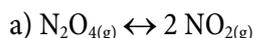
$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

K_c es independiente de las concentraciones iniciales, sólo varía con la temperatura. El valor de la constante de equilibrio sirve para indicarnos la tendencia de una reacción química a realizarse de forma más o menos completa. El valor de K_c también depende del ajuste de la ecuación química.

Ejemplo 2.

Escribe las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones:



Las expresiones de las constantes de equilibrio son las siguientes:

a) $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$

b) En los equilibrios heterogéneos, sólo los gases o los líquidos en disolución aparecen en la constante de equilibrio:

$$K'_c = [CO_2]$$

c) $K_c = \frac{[C_3H_4][H_2]^2}{[C_3H_8]}$

d) $K_c = \frac{[Cl_2][H_2]}{[HCl]^2}$

Ejemplo 3.

En un reactor de 5 L de volumen se introducen inicialmente 0,8 moles de CS_2 y 0,8 moles de H_2 , estableciéndose el equilibrio: $CS_2(g) + 4 H_2(g) \leftrightarrow CH_4(g) + 2 H_2S(g)$. Si la concentración de metano en el equilibrio a 300 °C es 0,025 mol/L, calcula el valor de la K_c a esta temperatura.

a) Lo primero sería realizar una tabla donde expresaremos la cantidad de moles que tenemos en estado inicial, lo que reacciona, y lo que encontramos en el equilibrio. Además, x son moles de sustancia que desaparecen, reaccionan o se forman. Fíjate en que la x es negativa para los reactivos, porque estos van desapareciendo a medida que transcurre la reacción, y que, por el contrario, resulta positiva para los productos. Observa también que delante de la x añadimos el número del coeficiente estequiométrico según la reacción.

Moles	CS_2	H_2	CH_4	H_2S
Inicio	0,8	0,8	0	0
Reacciona	- x	- 4x	+ x	+ 2x
Equilibrio	0,8 - x	0,8 - 4x	+ x	+ 2x

Tal como se nos dice en el enunciado, nos dice que en el equilibrio $[CH_4] = 0,025$ moles/L, por lo tanto $n(CH_4) = 0,025 \text{ mol/L} \cdot 5 \text{ L} = 0,125$ moles. Como conocemos el número de moles de CH_4 en el equilibrio, podemos completar la tabla, sustituyendo el valor de x por 0,125 moles.

Moles	CS_2	H_2	CH_4	H_2S
Inicio	0,8	0,8	0	0
Reacciona	- 0,125	- 0,5	+ 0,125	+ 0,25
Equilibrio	0,8 - 0,125 = 0,675	0,8 - 0,5 = 0,3	0,125	0,25
Concentraciones en el equilibrio	$\frac{0,675}{5}$	$\frac{0,3}{5}$	$\frac{0,125}{5}$	$\frac{0,25}{5}$

$$K_c = \frac{[CH_4][H_2S]^2}{[CS_2][H_2]^4} = \frac{\left(\frac{0,125}{5}\right)\left(\frac{0,25}{5}\right)^2}{\left(\frac{0,675}{5}\right)\left(\frac{0,3}{5}\right)^4} = 35,7 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

3. Principio de Le Chatelier. Factores que afectan al equilibrio

Un sistema en equilibrio se caracteriza por su temperatura, su presión y la concentración de los reactivos y productos. Lo que ocurre al variar las condiciones de un sistema en equilibrio fue descrito por Le Chatelier en su principio:

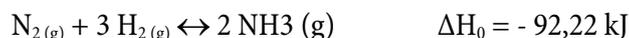
“Una alteración externa de los factores (T° , P o $[]$) que intervienen en un equilibrio induce un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio”.

Los factores que afectan al equilibrio son los siguientes:

- **Concentración:** la variación de la concentración de cualquiera de las sustancias que intervienen en un equilibrio no modifica el valor de K_{eq} pero sí afecta a las concentraciones en el equilibrio de las demás sustancias.

En general, cuando a un sistema en equilibrio (a T^a constante) se le añade uno de los componentes, el sistema responde desplazando el equilibrio hacia el otro miembro de la ecuación.

- Si aumenta la concentración en el equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume dicha sustancia.
- Si disminuye la concentración en el equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se produce dicha sustancia.



Si aumentamos la $[\text{N}_2]$, el sistema se desplaza hacia la derecha para consumir el exceso de N_2 .

Si disminuimos su concentración, el sistema se desplaza hacia la izquierda, para producir el N_2 que falta.

- **Temperatura:** un cambio en la temperatura varía la constante de equilibrio.
 - Si aumenta la T^a , el sistema se desplaza consumiendo calor, o sea, en el sentido de la reacción endotérmica.
 - Si disminuye la temperatura, el sistema se desplaza desprendiendo calor, o sea, en el sentido de la reacción exotérmica.

Si la reacción directa es exotérmica, al disminuir la T^a aumenta K . En otras palabras, la reacción se favorece al bajar la temperatura.

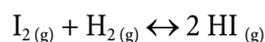
Si la reacción es endotérmica, al aumentar la T^a aumenta K , favoreciéndose esta reacción.

En el ejemplo anterior, si se eleva la T^a , el sistema se desplaza hacia la izquierda (reacción endotérmica). Si se disminuye la T^a , el sistema se desplaza hacia la derecha (reacción exotérmica).
- **Presión:** un cambio en la presión no varía el valor de la K_{eq} pero sí afecta en las concentraciones porque varía el volumen. Se verán afectados equilibrios en reacciones con gases en los que el número total de moles de gases en los reactivos es diferente al de los productos.
 - Si aumenta la presión total de un sistema en equilibrio, éste se desplaza hacia el miembro en el que hay menor número de moles de gas (se reduce el número de moléculas).
 - Si disminuye la presión total de un sistema en equilibrio, éste se desplaza hacia el miembro en el que hay mayor número de moles de gas.

En el ejemplo que nos ocupa, si aumenta la presión, el sistema se desplaza hacia la derecha (2 moles de NH_3). Si disminuye la presión, el sistema se desplaza hacia la izquierda (1 mol de N_2 y 3 moles de H_2).
- **Catalizadores:** un catalizador positivo logra que el equilibrio se alcance en menos tiempo pero no modifica el valor de la constante de equilibrio, por lo que el sistema no varía.

4. K_p y K_c

En las reacciones entre gases, como la presión parcial de un gas es proporcional a su concentración, es muy útil expresar la constante de equilibrio en función de dichas presiones parciales. Esta nueva constante se representa por K_p .



$$K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}}$$

Siendo, en la mezcla de equilibrio:

P_{HI} : presión parcial del yoduro de hidrógeno

P_{H_2} : presión parcial del hidrógeno

P_{I_2} : presión parcial del yodo

Para el equilibrio anterior podemos definir la constante de equilibrio en función de las fracciones molares, y se representa por K_x .

$$X_{HI}: \text{fracción molar del ioduro de hidrógeno} = \frac{n_{HI}}{n_T}$$

$$X_{H_2}: \text{fracción molar del hidrógeno} = \frac{n_{H_2}}{n_T}$$

$$X_{I_2}: \text{fracción molar del yodo} = \frac{n_{I_2}}{n_T}$$

$$K_X = \frac{X_{HI}^2}{X_{H_2} \cdot X_{I_2}}$$

Siendo n_T : el número total de moles en estado gaseoso.

Las constantes K_p y K_c están relacionadas por la expresión: $P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$. Veamos con más detalle:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{y} \quad K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Si tenemos en cuenta que: $\frac{n_i}{V} = c_i$, la ecuación de estado de los gases ideales se transforma en:

$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T = [A] \cdot R \cdot T, \quad P_B = \frac{n_B}{V} \cdot R \cdot T = [B] \cdot R \cdot T, \quad P_C = \frac{n_C}{V} \cdot R \cdot T = [C] \cdot R \cdot T, \quad P_D = \frac{n_D}{V} \cdot R \cdot T = [D] \cdot R \cdot T$$

Si volvemos a escribir K_p tenemos:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([D] \cdot R \cdot T)^d}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{c+d-(a+b)} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Para una reacción en la que todas las sustancias están en estado gaseoso, representada por la ecuación general:



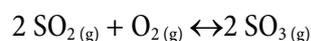
$\Delta n = (d + e + \dots) - (a + b + \dots)$ y es el aumento o disminución global del número de moléculas o de moles de la reacción.

* Aunque para K_c las concentraciones siempre se expresan en mol/L y para K_p las presiones parciales se dan en atmósferas, los valores numéricos K_p y K_c se suelen dar sin unidades.

En reacciones donde no hay variación del número de moles (o de moléculas), por ejemplo, en la síntesis del HI, el volumen total no va a intervenir en la constante de equilibrio, ya que figura igual número de veces en el numerador y en el denominador de K .

Ejemplo 4.

En un recipiente de 5 litros se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a $727^\circ C$, con lo que tiene lugar la reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio se analiza que hay 0,150 moles de SO_2 . Calcular:

a) Cantidad de SO_3 que se forma en gramos; b) K_c ; c) K_p .

a) Lo primero sería realizar una tabla donde expresaremos la cantidad de moles que tenemos en estado inicial, lo que reacciona y lo que encontramos en el equilibrio.

Moles	$SO_{2(g)}$	$O_{2(g)}$	$SO_{3(g)}$
Inicio	1	1	0
Reacciona	- 2x	- x	+ 2x
Equilibrio	1- 2x 0,150	1- x 0,575	2x 0,850

$1 - 2x = 0,150 \leftrightarrow x = (1 - 0,150)/2 = 0,425$ reaccionan $0,425 \cdot 2 = 0,850$ moles de SO_2 con $0,425$ moles de O_2 y se forman $0,850$ moles de SO_3 .

Cantidad de $\text{SO}_3 = 0,850 \text{ moles} \cdot 80 \text{ g/mol} = 68 \text{ g}$

$$b) K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left[\frac{0,85}{5}\right]^2}{\left[\frac{0,15}{5}\right]^2 \left[\frac{0,575}{5}\right]} = 279,2 (\text{mol}\cdot\text{l}^{-1})$$

$$c) K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2,79 \frac{\text{l}}{\text{mol}} \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 1000\text{K}\right)^{-1} = 3,4 \text{ atm}$$

$$\Delta n = 2 - 2 - 1 = -1$$

Ejemplo 5.

En el equilibrio a 400°C el amoníaco se encuentra un 40 % disociado según la reacción $2 \text{NH}_3(\text{g}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$. Calcula las constantes de equilibrio de la reacción de disociación. ¿Cuáles son las presiones parciales de cada gas si la presión total es $0,69 \text{ atm}$?

- a) Lo primero sería realizar una tabla donde expresaremos la cantidad de moles que tenemos en estado inicial, lo que reacciona y lo que encontramos en el equilibrio.

Moles	$\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$
Inicio	C_0	0	0
Reacciona	$-2x$	$+x$	$+3x$
Equilibrio	$C_0 - 2x$	x	$3x$

Como nos dicen que el amoníaco está disociado un 40 %:

$$C_0 \cdot \alpha = 2x, \quad \alpha = \frac{2x}{C_0} \Rightarrow x = \frac{\alpha \cdot C_0}{2} = 0,2 \cdot C_0$$

Es decir:

Moles	$\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$
Inicio	C_0	0	0
Equilibrio	$0,6 \cdot C_0$	$0,2 \cdot C_0$	$0,6 \cdot C_0$

La constante de equilibrio en función de las presiones parciales vale:

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

Y las presiones parciales se deducen de la presión total:

$$P_i = n_i \cdot \frac{R \cdot T}{V} \quad P_T = n_T \cdot \frac{R \cdot T}{V} \quad P_i = \frac{n_i}{n_T} \cdot P_T$$

Como sabemos los moles de cada sustancia en equilibrio, calculamos el número de moles total:

$$n_T = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{H}_2} = 0,6 \cdot C_0 + 0,2 \cdot C_0 + 0,6 \cdot C_0 = 1,4 \cdot C_0$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{0,6 \cdot C_0}{1,4 \cdot C_0} \cdot 0,69 = 0,296 \text{ atm} \quad P_{\text{N}_2} = \frac{0,2 \cdot C_0}{1,4 \cdot C_0} \cdot 0,69 = 0,099 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = \frac{0,6 \cdot C_0}{1,4 \cdot C_0} \cdot 0,69 = 0,296 \text{ atm}$$

Y la constante de equilibrio vale:

$$K_p = \frac{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}{P_{NH_3}^2} = \frac{0,099 \cdot 0,296^3}{0,296^2} = 0,0293$$

Y la constante de equilibrio K_c :

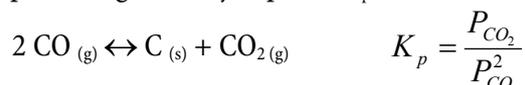
$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

$$K_c = 0,0293 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-2} \Rightarrow K_c = 9,62 \cdot 10^{-6}$$

5. Equilibrios heterogéneos

Se dice que un equilibrio es heterogéneo cuando coexisten en él sustancias que se encuentran en distinta fase, por ejemplo sólidos y gases, sólidos y líquidos, líquidos y gases, etc.

Así, para el siguiente ejemplo, la K_p viene definida por:



El siguiente sería otro ejemplo: $3 \text{Fe}_{(s)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4 \text{H}_{2(g)}$

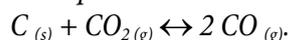
La concentración es una masa por unidad de volumen. Entonces, en un sólido puro o en un líquido puro, la concentración coincide con la densidad y es, por tanto, constante.

Así, para la reacción anterior $[\text{Fe}] = \text{cte}$ y $[\text{Fe}_3\text{O}_4] = \text{cte}$, con tal de que no se agoten, es decir, que existan como sólidos en equilibrio. Entonces la K_p sería:

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2}^4}{P_{\text{H}_2\text{O}}^4}$$

Ejemplo 6.

A temperaturas elevadas carbono y dióxido de carbono reaccionan para formar monóxido de carbono.



- a) Cuando se establece el equilibrio a 1000 K la presión total del sistema es 4,70 atm. Si $K_p = 1,72 \text{ atm}$, ¿cuáles serían las presiones parciales de CO y CO_2 ?
- b) Si partimos de 1 mol de carbono y 1 mol de CO_2 en un recipiente de 1 L a 1000 K, ¿cuánto valen las presiones parciales cuando se alcanza el equilibrio?
- c) ¿Y si en las condiciones del apartado anterior partimos de 0,1 mol de C y 1 mol de CO_2 ?
- a) Como el C es sólido, no interviene en la constante del equilibrio.

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} \quad \text{Y según la ley de Dalton, la presión total: } P = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}}$$

Llamamos x a la fracción molar de CO_2 . La fracción molar de CO es, por tanto $(1-x)$, pues

$$x_{\text{CO}_2} + x_{\text{CO}} = 1. \quad \text{Por tanto: } P_{\text{CO}_2} = x \cdot P \quad \text{y} \quad P_{\text{CO}} = (1-x) \cdot P$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{[(1-x) \cdot P]^2}{x \cdot P} \quad 1,72 = \frac{(1-x)^2 \cdot P}{x} = \frac{(1-x)^2 \cdot 4,7}{x},$$

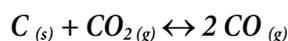
y resolviendo la ecuación obtenemos que: $x = 0,552$

$$P_{\text{CO}_2} = x \cdot P = 0,552 \cdot 4,7 \text{ atm} = 2,6 \text{ atm} \quad P_{\text{CO}} = (1-x) \cdot P = (1-0,552) \cdot 4,7 \text{ atm} = 2,1 \text{ atm}$$

- b) Vamos a utilizar la expresión $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ para calcular K_c .

$$K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} \quad K_c = \frac{1,72 \text{ atm}}{(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1000 \text{ K})^1} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ moles / L}$$

Llamamos x al número de moles/L de CO_2 que reaccionan hasta alcanzar el equilibrio:



Moles	$C_{(s)}$	$CO_{2(g)}$	$CO_{(g)}$
Equilibrio	$1-x$	$1-x$	$2x$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{(2x)^2}{1-x} \quad 2,1 \cdot 10^{-2} = \frac{4x^2}{1-x}$$

y resolviendo la ecuación se obtiene como valor significativo: $x = 0,07$ moles/L.

El número total de moles de gases en el equilibrio será, por tanto: $1 - x + 2x = 1 + x = 1,07$ moles.

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,07 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1000 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 87,7 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = x_{CO} \cdot P = \frac{2 \cdot 0,07}{1,07} \cdot 87,7 \text{ atm} = 11,5 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = x_{CO_2} \cdot P = \frac{1 - 0,07}{1,07} \cdot 87,7 \text{ atm} = 76,2 \text{ atm}$$

c) Todo ocurre como en el apartado anterior. Sólo cambia la concentración de carbono (sólido) que no interviene en la constante de equilibrio y se encuentra en cantidad suficiente para producir la reacción.

6. Entalpía libre y constante de equilibrio.

En todo proceso químico y para cualquier valor de las presiones parciales o de las concentraciones, el cambio de entalpía libre de la reacción ΔG y la entalpía libre estándar ΔG° están relacionados mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

Siendo Q el cociente de reacción.

Si se trata de un sistema en equilibrio debe cumplirse que:

- $\Delta G = 0$.
- El cociente de reacción es igual a la constante de equilibrio, $Q = K$.

Con lo que la expresión anterior queda como: $0 = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K$, y $\Delta G^\circ = - R \cdot T \cdot \ln K$.

Entonces, la expresión relaciona la variación de entalpía libre estándar de una reacción (ΔG°) con la constante de equilibrio de ésta (K), y permite conocer una a partir de la otra:

- Si $\Delta G^\circ < 0 \rightarrow K > 1$, la reacción se desplaza hacia la derecha (formación de los productos).
- Si $\Delta G^\circ > 0 \rightarrow K < 1$, la reacción se desplaza hacia la izquierda (formación de los reactivos).

7. Actividades

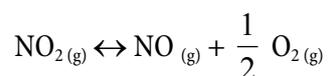
1. En un recipiente de 5 L se introducen 0,80 moles de CO_2 y 0,8 moles de H_2 y se calienta a $1650^\circ C$. Calcula el número de moles en el equilibrio de las distintas especies sabiendo que la $K_c = 4,2$.



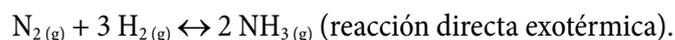
2. Las presiones parciales de H_2 , I_2 y HI , en un sistema en equilibrio a $400^\circ C$ son, respectivamente, 0,150, 0,384 y 1,850 atm. Calcula la constante K_p a esa temperatura para las reacciones:



3. Tenemos un recipiente cerrado en el que se realiza la disociación del dióxido de nitrógeno en monóxido de nitrógeno y oxígeno a 327 °C. Las concentraciones de los tres gases en el equilibrio son 0,0146, 0,00382 y 0,00191 M, respectivamente. Calcula las constantes K_c y K_p a esa temperatura.



4. Analiza a) la influencia de la presión, b) concentración de NH_3 y c) temperatura en la producción industrial de amoníaco a partir de sus elementos, si la reacción de equilibrio es:



5. En un recipiente de 1 litro tenemos inicialmente 0,7 moles de PCl_5 . Si calentamos el sistema hasta 240 °C, en el equilibrio se forman 0,2 moles de Cl_2 y de tricloruro de fósforo. Calcula la constante de equilibrio correspondiente a la reacción de disociación del PCl_5 y las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.

6. Demuestra la relación existente entre K_c , K_p y K_x . Para una reacción general del tipo:



11. Equilibrio ácido – base

1. *Propiedades de ácidos y bases*
2. *Teoría de Arrhenius*
3. *Teoría de Brønsted y Lowry*
4. *Teoría de Lewis*
5. *Fuerzas de ácidos y bases. Constantes de disociación*
6. *Equilibrio de ionización del agua*
7. *Concepto de pH*
8. *Indicadores*
9. *Actividades*

1. Propiedades de ácidos y bases

Cada año, la lluvia ácida causa pérdidas de cientos de miles de millones por daños en las construcciones, monumentos y estatuas, la destrucción de los ecosistemas por acidificación y esterilización del suelo, contaminación de las aguas y muerte de los peces por alteración del pH.

Los ácidos y las bases forman un grupo de sustancias de amplia distribución en el entorno doméstico e industrial. El zumo de limón o el vinagre son sustancias con marcado carácter ácido. La lejía, o el amoníaco que se emplean en la limpieza del hogar son bases. Incluso los champús llevan escritos los valores de su pH. Todos ellos están en nuestras vidas y ya desde la antigüedad estas sustancias con propiedades ácidas o básicas han sido muy utilizadas por distintas culturas con diferentes finalidades, como para el curtido de pieles, limpieza de la ropa, y elaboración de tintes.

Los griegos y romanos conocían sólo los ácidos orgánicos como el acético (vinagre). Geber, alquimista iraní, ya en el siglo VIII estableció procedimientos para preparar ácido clorhídrico, sulfúrico y nítrico, que pronto se utilizarían para disolver metales.

En el siglo XVII Robert Boyle estableció algunas propiedades para ácidos y bases.

ÁCIDOS	BASES
• Sus disoluciones diluidas tienen sabor ácido	• Sus disoluciones diluidas tienen sabor a lejía
• Dan coloraciones características con algunos compuestos indicadores (rojos con rojo de metilo, rojos con papel tornasol)	• Dan coloraciones características con algunos compuestos indicadores (amarillo con rojo de metilo, azules con papel tornasol)
• Atacan rocas carbonatadas (CaCO_3) produciendo efervescencia al desprender CO_2	• Reaccionan con las grasas para formar jabón
• Reaccionan con algunos metales disolviéndolos, y desprendiendo H_2 gas.	• Producen precipitados con disoluciones de algunas sales como las de magnesio
• Sus disoluciones concentradas destruyen los tejidos vivos.	• Sus disoluciones concentradas destruyen los tejidos vivos.
• En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica	• En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica
• Neutralizan las acciones de las bases	• Neutralizan las acciones de los ácidos
• Reaccionan con las bases produciendo sales	• Reaccionan con los ácidos produciendo sales

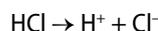
2. Teoría de Arrhenius

Arrhenius, a finales del siglo XIX, formuló su teoría para los electrolitos. Un electrolito es cualquier sustancia que en disolución acuosa conduce la electricidad. Cuando un electrolito se disuelve en agua, se disocia en dos o más componentes llamados iones, con carga eléctrica positiva o negativa.

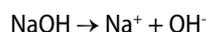
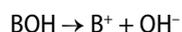
Las propiedades de las disoluciones acuosas de los ácidos se deben a los iones H^+ y las de las bases a los iones OH^- . Propuso entonces lo siguiente:

En disolución acuosa:

ÁCIDO es una sustancia eléctricamente neutra que se disocia produciendo iones H^+ e iones negativos:



BASE es una sustancia eléctricamente neutra que se disocia produciendo iones OH^- e iones positivos:



Según esto, se comprende la capacidad de ácidos y bases de neutralizar sus propiedades entre sí en una **reacción de neutralización**. Se debe a la desaparición de los iones H^+ y los iones OH^- que se combinan para formar moléculas de agua.

Esta teoría no explica el comportamiento de todas las bases ya que sustancias como el amoníaco (NH_3), el óxido de calcio (CaO) y carbonato sódico (Na_2CO_3) tienen propiedades básicas y no tienen grupos OH^- .

Ácidos de Arrhenius	
HCl	H_2SO_3
H_2SO_4	H_3PO_4
NH_3	NH_4^+
H_2S	HSO_4^-
$HClO_4$	HBr

Bases de Arrhenius	
NaOH	$Al(OH)_3$
LiOH	NH_4OH
$Mg(OH)_2$	KOH
$Ca(OH)_2$	$Be(OH)_2$
$Fe(OH)_2$	AgOH
$Cu(OH)_2$	$Zn(OH)_2$

3. Teoría de Brønsted y Lowry

Esta teoría surge para explicar por qué sustancias que no contienen grupos OH^- pueden actuar como bases (NH_3 , CaO , Na_2CO_3 , ...). Considera que los ácidos y las bases no se comportan de forma aislada sino que un ácido, para actuar como tal, necesita una base y viceversa. Por tanto, propone una nueva definición de ácidos y bases que además puede aplicarse a disoluciones no acuosas.

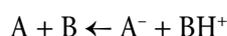
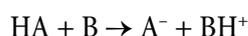
ÁCIDO es una sustancia capaz de ceder un protón (a una base)

BASE es una sustancia capaz de aceptar un protón (de un ácido)

Según esta definición, las reacciones de neutralización entre ácidos y bases son ahora reacciones de transferencia de protones (iones H^+) en las que el ácido cede protones y la base los acepta.

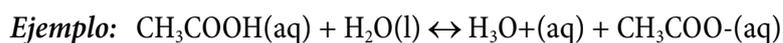
Como la *transferencia de protones es reversible*, cuando una molécula de **ácido**, que se representa de forma general por **HA**, cede un protón, el resto de la molécula, A^- , puede naturalmente aceptar un protón, es decir, puede actuar como una base, que se llama base conjugada del ácido.

De la misma forma, cuando una **base**, que se representa por la letra **B**, acepta un protón, se convierte en un ácido, BH^+ , que puede volver a ceder el protón y que se llama ácido conjugado de la base.



Las especies de cada pareja, HA / A^- y BH^+ / B que participan en la reacción ácido – base reciben el nombre de *pares ácido – base conjugados*.





Según Brönsted-Lowry, la *reacción de neutralización* consiste en la *transferencia de un protón de un ácido a una base para dar lugar al ácido conjugado de la base y la base conjugada del ácido.*

El concepto de ácido-base es relativo. Casos posibles:

a) Ácidos en disoluciones acuosas

El ion hidrógeno o protón (H^+) no existe como tal en disolución acuosa, sino que siempre se une a una molécula de agua formando el ion hidronio (H_3O^+).

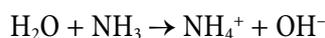


En disolución acuosa ambas teorías son parecidas. Todos los ácidos clásicos son donadores de H^+ (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , CH_3COOH , ...) pero esta teoría amplía el concepto de ácido a ciertos iones como NH_4^+ , HSO_4^- , H_2PO_4^- , ... no considerados como ácidos por Arrhenius.



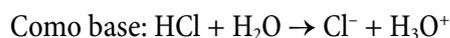
b) Bases en disoluciones acuosas

La transferencia del protón se hace desde una molécula de agua a una molécula de base. Hay notables diferencias entre las dos teorías. Los hidróxidos de metales [NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$] son bases según Brönsted y Lowry porque contienen iones OH^- , que son los que realmente actúan como bases, aceptando un protón. Esta teoría amplía el concepto de base incluyendo como tales a moléculas neutras e iones (NH_3 , CH_3NH_2 , CO_3^{2-} , S^{2-} , HCO_3^- , HS^- , ...) que, en disolución, generan iones OH^- aunque no los tengan en su composición química.



c) Sustancias anfóteras

Son sustancias que pueden comportarse como ácidos y como bases. El agua es una de ellas, ya que, por ejemplo, frente al HCl , actúa como base aceptando un protón; en cambio, frente al NH_3 y el CO_3^{2-} actúa como ácido, cediendo un protón.



4. Teoría de Lewis

La teoría de Brönsted y Lowry comprende prácticamente todas las sustancias que se comportan como bases. En cambio, hay muchas sustancias que no contienen hidrógeno (por lo que no pueden ceder H^+) y que se comportan como ácidos. Es el caso de SO_3 , SO_2 , CO_2 , BF_3 , AlCl_3 , Ag^+ , Al^{3+} , etc., que neutralizan las acciones de las bases en disolución (acuosa o no acuosa) e incluso en ausencia de disolvente. Por tanto, Lewis propuso una nueva definición para ácidos y bases:

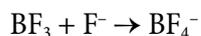
ÁCIDO es una sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones (aportados por una base)
BASE es una sustancia capaz de ceder y compartir un par de electrones (con un ácido)

Cuando se comparten un par de electrones se forma un enlace covalente y cuando ambos son aportados por uno de los dos elementos se llama enlace covalente coordinado. Por tanto, la **neutralización** es la formación de un enlace covalente coordinado.

Las moléculas de los ácidos tienen un orbital vacío en la capa de valencia de alguno de sus átomos que pueden utilizar para compartir un par de electrones. El protón tiene vacío el orbital 1s por lo que se comporta como un ácido de Lewis.



Las bases tienen algún orbital con un par de electrones sin compartir.



Además, tendrán propiedades ácidas todas las sustancias que puedan ceder H^+ (ácidos de Brønsted y Lowry). Y como todas las sustancias capaces de aceptar un H^+ (bases de Brønsted y Lowry) tienen necesariamente un par de electrones sin compartir, serán también bases de Lewis.

5. Fuerza de ácidos y bases. Constante de disociación

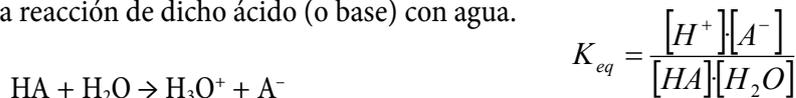
Según la teoría de *Arrhenius*, un ácido o una base es **fuerte** cuando en disolución acuosa está totalmente disociado, mientras que es **débil** si el grado de disociación es pequeño.



En la teoría de *Brønsted y Lowry*, un **ácido** es **fuerte** cuando muestra una gran tendencia a **ceder un H^+** . Como esta tendencia depende de la sustancia con que se enfrente, se toma como sustancia de referencia el agua.

"Cuanto más fuerte sea un ácido, tanto más débil será su base conjugada y viceversa"

Por todo lo anterior, la fuerza de un ácido (o de una base) puede expresarse mediante la K_{eq} que resulta de la reacción de dicho ácido (o base) con agua.



C (1- α) C α C α α = grado de disociación

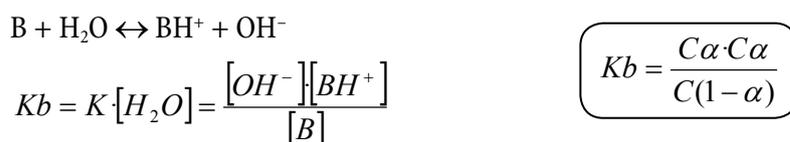
*En disoluciones acuosas diluidas, la $[H_2O]$ permanece prácticamente constante (igual a la del agua pura) por lo que se incluye en la constante de equilibrio.

$$K_a = K[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad K_a = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

Constante de disociación o de ionización o constante de acidez

El **grado de disociación** (α) es el cociente entre los moles que se han disociado y los moles iniciales de soluto. Varía entre 0 y 1 y depende del disolvente. La K_a mide la fuerza del ácido HA. Cuanto mayor sea el valor de K_a , más fuerte será el ácido (y más débil su base conjugada).

La fuerza de una base B se mide por la constante de equilibrio de su reacción con agua:



Constante de disociación o de ionización de la base o constante de basicidad. De la misma manera que la K_a , la K_b mide la fuerza de la base B. Cuanto mayor sea el valor de K_b , más fuerte será la base (y más débil su ácido conjugado).

* A veces, en vez de usar K_a o K_b , se utilizan los datos de pK_a o pK_b :

$pK = -\log K$ entonces, por ejemplo, si $K_b = 10^{-4}$, $pK_b = 4$.

Ejemplo 1.

Calcula la concentración de OH^- y escribe los equilibrios producidos en 50 ml de amoníaco 0,500 M.

$$K_b = 1,81 \cdot 10^{-5}$$

El equilibrio de ionización del amoníaco es el siguiente:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Siendo α el grado de disociación y c la concentración molar.

$$K_b = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

consideramos $\alpha \ll 1 \Rightarrow (1-\alpha) \approx 1$

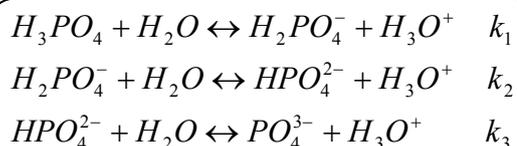
$\Rightarrow K_b = c\alpha^2$ despejando α tenemos:

$$\Rightarrow \alpha = \left(\frac{K_b}{c}\right)^{1/2} = \left(\frac{1,81 \cdot 10^{-5}}{0,500}\right)^{1/2} = 6,016 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,500 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 6,016 \cdot 10^{-3} = 3,0083 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

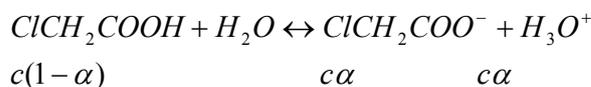
No hay que confundir la fuerza de un ácido o de una base con el número total de protones que pueden ceder o aceptar cada una de sus moléculas. Los que sólo pueden ceder un protón (HCl, HNO_3) se llaman **monopróticos** y si pueden ceder más de un protón, **polipróticos**, siendo dipróticos los que pueden ceder 2, tripróticos 3, etc.

Los ácidos polipróticos no ceden de una vez y con la misma facilidad todos los protones, sino que lo hacen de forma escalonada y cada vez con mayor dificultad. Las correspondientes constantes de disociación se representan por K_1 , K_2 , K_3 ,

**Ejemplo 2.**

El ácido cloroacético (ClCH_2COOH) en concentración 0,01 M y a 25 °C se encuentra disociado en un 31 %. Calcula la constante de disociación de dicho ácido y la concentración molar de H^+ en la disolución.

El equilibrio de disociación del ácido cloroacético es:



Siendo α el grado de disociación.

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,01 \cdot 0,31^2}{1-0,31} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,1 \cdot 0,31 = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

6. Equilibrio de ionización del agua

El agua pura tiene una **conductividad muy pequeña** que puede medirse con aparatos muy sensibles. Esta conductividad indica que en agua pura deben existir **iones**, aunque en concentraciones muy pequeñas, lo que significa que el agua debe estar **ionizada** de la siguiente forma:



Teniendo en cuenta que la concentración del agua es prácticamente constante (55,5 mol/L), puede incluirse en la constante de equilibrio, que se expresa entonces en la forma:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

El **producto iónico** (K_w) del agua es $1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. En agua pura, por cada ion H_3O^+ que se forme, debe formarse a la vez un ion OH^- , es decir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. Se dice que cualquier disolución acuosa que cumpla esta condición es **neutra**. Por tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L (a 25 °C).

Veamos ahora lo que ocurre con la expresión de la K_w al disolver en agua pura un ácido (disolución ácida). Ya no se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, porque el ácido aporta iones H_3O^+ a la disolución. Entonces, aumentará la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el equilibrio de disociación del agua se desplazará hacia la izquierda (principio de Le Chatelier), disminuyendo la $[\text{OH}^-]$ de tal forma que el producto de ambas concentraciones (K_w) permanecerá constante.

De la misma forma, si se disuelve en agua pura una base (**disolución básica**), aumentará la $[\text{OH}^-]$ y disminuirá $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de tal forma que el producto de ambas concentraciones (K_w) permanece constante.

En conclusión

- en una disolución ácida se cumplirá que $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ o lo que es lo mismo $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] < 1,0 \cdot 10^{-7}$, de manera que su producto valga $1,0 \cdot 10^{-14}$;
- en una disolución básica: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ y, al mismo tiempo: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7}$, de manera que su producto valga $1,0 \cdot 10^{-14}$;
- en una disolución neutra $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$, valiendo su producto $1,0 \cdot 10^{-14}$.

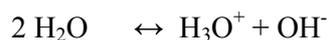
Pero en cualquier caso ni la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ni $[\text{OH}^-]$ pueden valer cero, porque su producto K_w no es cero.

Esto significa que:

“En disoluciones ácidas siempre hay iones OH^- , aunque en pequeñísima concentración, y lo mismo ocurre con los iones H_3O^+ en disoluciones básicas.”

Relación entre K_a y K_b

Veamos qué ocurre cuando sumamos las ecuaciones de ionización de un ácido y de su base conjugada:



$$\text{Efectivamente, } K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = K_w$$

La relación entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en disolución acuosa relaciona también las constantes de acidez y de basicidad (K_a y K_b) de cualquier par ácido – base conjugados.

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

7. Concepto de pH

Los iones H_3O^+ y OH^- participan en muchas reacciones en disolución acuosa. Como sus concentraciones son muy pequeñas es conveniente utilizar una escala sencilla.

En disoluciones acuosas, las $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ se relacionan a través del producto iónico del agua por lo que es suficiente expresar una de ellas para determinar la otra. Normalmente se usa la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y varía entre 1 (para una disolución 1 N de un ácido fuerte) y 10^{-4} (para una disolución 1 N de una base fuerte). Para expresar estas concentraciones mediante números sencillos, se introdujo el concepto de pH, que se define como el logaritmo decimal, cambiado de signo, de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (o iones H^+ si se simplifica):

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Así la escala de pH va en sentido contrario al de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, es decir, el pH aumenta a medida que disminuye la acidez. Esta escala va desde 0 para una disolución fuertemente ácida, hasta 14, para una disolución fuertemente básica.

Se define también el pOH como: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

Teniendo en cuenta el producto iónico del agua, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

De las definiciones anteriores de disolución neutra, ácida y básica, se deduce que a 25 °C:

Disolución neutra: $\text{pH} = 7$

Disolución ácida: $\text{pH} < 7$

Disolución básica: $\text{pH} > 7$

Ejemplo 3.

Calcula el pH de la disolución obtenida al diluir 10 mL de una disolución de hidróxido sódico 2 M con agua, hasta un volumen final de 250 mL.

Nº moles de NaOH = $V \cdot M = 0,01\text{L} \cdot 2 \text{ moles/L} = 0,02 \text{ moles}$.

Volumen total de la disolución = 250 mL = 0,25 L.

$$\text{Molaridad} = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,25 \text{ L}} = 0,08 \text{ mol/L}$$

Como el hidróxido de sodio es una base fuerte, se disocia totalmente, y a partir de un mol de NaOH se obtienen un mol de OH^- y un mol de Na^+ .



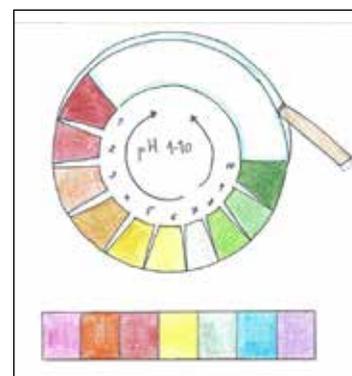
$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,08 \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,1 = 12,9$$

8. Indicadores

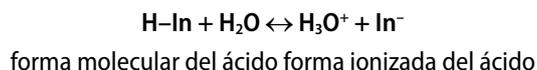
El valor del pH de una disolución tiene una gran influencia en muchos procesos químicos y biológicos. En la actualidad los procedimientos más comunes para determinar el pH son el papel pH indicador, y unos instrumentos llamados **pHmetros**.

También puede conocerse el pH de una disolución, aunque de manera aproximada, utilizando los **indicadores**, que son disoluciones de ciertos colorantes orgánicos complejos, cuyo color cambia con el pH del medio en que se encuentren.

“Los indicadores son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color el ácido y su base conjugada”



Para que se aprecie bien el cambio de color, las concentraciones de la forma ácida y de la forma básica deben ser bastantes diferentes.



Si a este equilibrio se le añade un ácido, aumentará la $[\text{H}_3\text{O}^+]$. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para contrarrestar este aumento de H_3O^+ , aumentará la forma molecular del indicador y, por tanto, aparecerá su color característico.

En la siguiente tabla se da una relación de varios indicadores habituales y el rango del pH donde se produce el cambio.

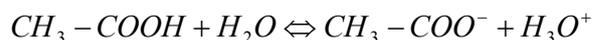
Indicador	Rango de pH												
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Anaranjado de metilo	rojo		3,1	4,4		amarillo							
Rojo de metilo	rojo			4,4	6,6		amarillo						
Azul de bromotimol	amarillo					6,1	7,6		azul				
Rojo neutro	rojo					6,8	8,0		amarillo				
Fenolftaleína	Incoloro							8,0	9,5		rojo carmín		
Timolftaleína	Incoloro								9,5	10,5		azul	

9. Disoluciones amortiguadoras

Son aquellas capaces de mantener el pH prácticamente constante, aunque se les añadan pequeñas cantidades de un ácido o de una base o se diluyan. Están conformadas por concentraciones relativamente elevadas de:

- Un ácido débil y una sal que contiene su base conjugada.
Ejemplo: ácido acético y acetato de sodio.
- Una base débil y una sal que contiene su ácido conjugado.
Ejemplo: amoníaco y nitrato de amonio.

**Nota: para el cálculo del pH en disoluciones amortiguadoras, debemos tener en cuenta en la expresión de la constante de acidez o de basicidad K_a o K_b , considerando que la concentración de las especies en el equilibrio es igual a la inicial. Así para una disolución de Ácido acético $[X]$ M y el Acetato de sodio $[Y]$ M, utilizamos en la expresión de la K_a los valores de concentración inicial del ácido $[X]$ y el valor de la concentración de acetato $[Y]$. Siendo los equilibrios establecidos los abajo indicados.*



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}$$

10. Actividades

- Se dispone de las siguientes sustancias: 1) NH_3 2) H_2PO_4^- 3) HNO_3
 - Clasifícalas en ácidos o bases de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry y escribe las ecuaciones químicas que justifiquen esta clasificación.
 - ¿Se podría utilizar la teoría de Arrhenius para clasificarlos?
- De las siguientes sustancias, indica cuáles actúan sólo como ácidos, cuáles sólo como bases y cuáles son sustancias anfóteras, según la teoría de Brønsted y Lowry: H_2O , H_3O^+ , OH^- , H_2CO_3 , CO_3^{2-} , H_2S , S^{2-} y HCl .
- A partir del valor de $K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$ del ácido NH_4^+ , calcula la K_b del amoníaco.
- Si se mezclan 30 mL de NaOH 0,4 N con 60 mL de una disolución de HCl 0,3 M, ¿cuál es el pH de la disolución resultante?
- Una disolución de ácido acético, CH_3COOH , tiene un pH 4,5. a) ¿Cuál es su concentración? b) ¿Cuál es su grado de disociación? $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución acuosa 0,10 M de ácido acético. Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- ¿Cuál es el pH de una disolución de 50 mg de cloruro amónico en 600 mL de agua?
 $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- Halla el pH de una disolución formada por HCN de concentración 0,4 M y de otra de KCN de concentración 0,2 M. Dato: $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

12. Reacciones de Oxidación y Reducción

1. *Concepto de reacción redox: oxidación, reducción, oxidantes y reductores*
2. *Variación del número de oxidación*
3. *Pares redox*
4. *Ajuste de las ecuaciones redox mediante el método del ión-electrón*
5. *Pilas voltaicas*
6. *Electrólisis*
7. *Actividades*

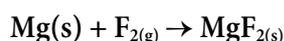
1. Concepto de reacción redox: oxidación, reducción, oxidantes y reductores

Las **reacciones de oxidación reducción (reacciones redox)** son transformaciones químicas de gran importancia práctica, ya que estudian fenómenos como la combustión de muchas sustancias, la oxidación de los metales y los procesos de producción de energía a partir de las pilas. Asimismo, las reacciones redox tienen especial importancia en el metabolismo de los seres vivos. La respiración celular y la fotosíntesis, por ejemplo, son rutas metabólicas que transcurren gracias a este tipo de reacciones.

Tradicionalmente, los conceptos de oxidación y reducción se han asociado a la ganancia o pérdida de oxígeno. De este modo, se ha definido oxidación como cualquier proceso en el que se gana oxígeno, mientras que la definición tradicional de reducción implica aquellos procesos durante los cuales una sustancia pierde oxígeno. Sin embargo, en la actualidad los conceptos de oxidación y reducción no se limitan a la transferencia de oxígeno, sino que se ha ampliado de tal modo que abarcan todas las transformaciones en las cuales hay una transferencia de electrones de una sustancia a otra. Así, las definiciones actuales de estas reacciones son las siguientes:

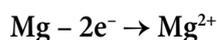
Oxidación: Es una transformación química en la cual una sustancia pierde electrones
Reducción: Es una transformación química en la cual una sustancia gana electrones

Hay que tener en cuenta que las oxidaciones y las reducciones no son procesos aislados, sino complementarios. Esto significa que cuando un compuesto se oxida, es decir, pierde electrones, existe otro compuesto que gana esos electrones y, por tanto, se reduce. Este fenómeno se puede entender mejor considerando la siguiente transformación:

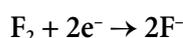


En dicha reacción, el producto formado es el resultado final de la transferencia de electrones que ha ocurrido en las siguientes semirreacciones simultáneas:

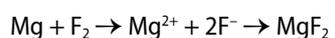
- **Semirreacción de oxidación:** El magnesio (Mg) cede sus dos electrones de valencia y se transforma en un catión. Así, podemos concluir que el magnesio se ha oxidado según la siguiente semirreacción:



- **Semirreacción de reducción:** Cada átomo de flúor (F) recibe uno de los dos electrones que el magnesio ha perdido, de modo que ambos átomos de flúor se transforman en aniones. Por tanto, decimos que el flúor se ha reducido según la siguiente semirreacción:

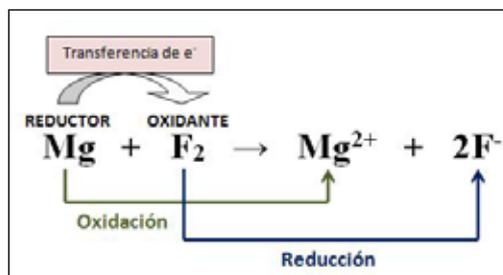


Si sumamos las dos semirreacciones obtenemos la siguiente reacción redox:



De esta manera, la formación del MgF_2 se debe a los enlaces iónicos que se producen gracias a las fuerzas electrostáticas entre los dos aniones F^- y el catión Mg^{2+} .

Al analizar la anterior reacción redox se puede observar cómo el Mg, al oxidarse (perder electrones), ha provocado la reducción del F. Así, en este caso, el Mg se puede considerar una **sustancia reductora**. Por otro lado, el F se comporta como una **sustancia oxidante** ya que al reducirse (ganar electrones), oxida al Mg.



Con todo lo anterior y de modo general se puede definir lo siguiente:

- **Reacción de oxidación-reducción:** Es aquella reacción que tiene lugar mediante una transferencia de electrones.
- **Oxidante:** Es toda especie química que toma electrones de otra, a la cual oxida.
- **Reducción:** Es toda especie química que cede electrones a otra, a la cual reduce.

2. Variación del número de oxidación

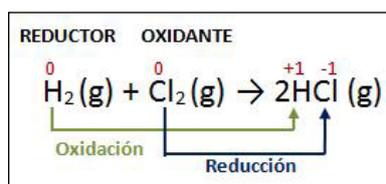
El **número de oxidación o estado de oxidación** de un átomo en un compuesto es el número de cargas eléctricas que tendría este átomo si los electrones de enlace se le asignasen al átomo más electronegativo del compuesto. Este número nos sirve para identificar las reacciones redox, ya que en estas reacciones ocurre una variación del número de oxidación:

- En una reacción química, cuando el número de oxidación de un átomo aumenta éste se ha oxidado (ha perdido electrones), es decir, ha sucedido una semirreacción de oxidación.
- En una reacción química, cuando el número de oxidación de un átomo disminuye éste se ha reducido (ha ganado electrones), es decir, ha sucedido una semirreacción de reducción.

Las **reglas para asignar el número de oxidación** a los átomos de los compuestos que participan en una reacción química son las siguientes:

1	El número de oxidación de los elementos libres (H_2 , I_2 , Al, Na, S_8) es 0.
2	El número de oxidación de los iones monoatómicos (Cl^- , Na^+ , S^{2-} , Al^{3+}) es igual a la carga del ión.
3	El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos es -2 , excepto en los peróxidos (Na_2O_2 , CaO_2) donde es -1 .
4	El número de oxidación del hidrógeno en la mayoría de los compuestos es $+1$, excepto en los hidruros metálicos (NaH , CaH_2) donde es -1 .
5	El número de oxidación de los metales alcalinos es $+1$.
6	El número de oxidación de los metales alcalinotérreos es $+2$.
7	La suma de los números de oxidación de todos los elementos de un compuesto neutro es igual a 0.
8	La suma de los números de oxidación de todos los elementos en un ión poliatómico (SO_3^{2-} , NH_4^+) igual a la carga del ión.

A modo de ejemplo, vamos a establecer los números de oxidación de todos los elementos de la reacción química en la que el hidrógeno diatómico (H_2) reacciona con cloro diatómico (Cl_2) para formar cloruro de hidrógeno (HCl). El número de oxidación del hidrógeno en el $\text{H}_{2(\text{g})}$ es 0 y el número de oxidación del cloro en el $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ también es 0. Por otra parte, atendiendo a las reglas explicadas, el número de oxidación del hidrógeno en el HCl es $+1$ mientras que el número de oxidación del cloro en el HCl es -1 . De este modo, el hidrógeno ha aumentado su número de oxidación, por lo que ha perdido electrones, con lo que ha sufrido una oxidación. Así, el $\text{H}_{2(\text{g})}$ es un reductor. El cloro, por su parte, ha ganado electrones durante la reacción, ya que observamos que este elemento disminuye su número de oxidación, con lo que ha sufrido una reducción. De esta manera concluimos que el $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ es un oxidante.

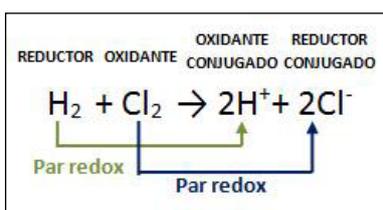


Con todo lo anterior podemos establecer las siguientes nuevas conclusiones:

- **Reductor:** Es la sustancia que contiene un elemento cuyo número de oxidación aumenta. Esta sustancia se oxida al reducir a otra sustancia.
- **Oxidante:** Es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación disminuye. Esta sustancia se reduce al oxidar a otra sustancia.
- **Semirreacción de oxidación:** Es el proceso en el que un elemento aumenta su número de oxidación, lo que implica una pérdida de electrones.
- **Semirreacción de reducción:** Es el proceso en que un elemento disminuye su número de oxidación, lo que implica una ganancia de electrones.

3. Pares redox

De forma similar a las reacciones ácido-base, en las reacciones redox se forman **oxidantes conjugados** y **reductores conjugados**. Al considerar la reacción del apartado anterior analizando sus productos en su forma iónica, es posible entender estos conceptos, así como el paralelismo entre las reacciones redox y las reacciones ácido-base.



Concluyendo, se puede afirmar que:

- Un oxidante (Cl_2) y su forma reducida (Cl^-) forman un par redox. La forma reducida además se define como reductor conjugado.
- Un reductor (H_2) y su forma oxidada (H^+) forman un par redox. La forma oxidada es el oxidante conjugado.

4. Ajuste de las ecuaciones redox mediante el método del ión-electrón

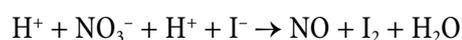
El ajuste de las reacciones de oxidación y reducción suele presentar más complicaciones que el resto de las ecuaciones químicas. Para dicho ajuste se suele utilizar el **método del ión-electrón** que se explicará usando ciertos ejemplos. Para usar este método hay que diferenciar entre el ajuste de una reacción en medio ácido y el ajuste de una reacción en medio básico.

⇒ *Ajuste de una reacción redox en medio ácido*

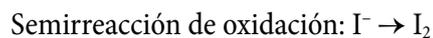
Para comprender el procedimiento de ajuste veremos el ejemplo de la reacción:



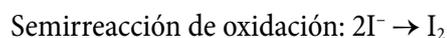
PASO 1 Se escribe la ecuación en forma iónica, teniendo en cuenta que se disocian los ácidos, las sales y los hidróxidos.



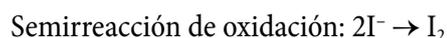
PASO 2 Se identifican las semirreacciones de oxidación y reducción usando los números de oxidación y se escribe cada una por separado.



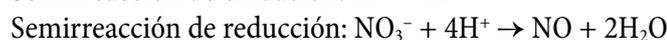
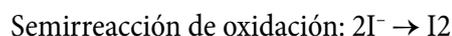
PASO 3 Se ajustan los átomos de todos los elementos excepto del oxígeno y el hidrógeno, los cuales requieren un ajuste especial.



PASO 4 (Ajuste del oxígeno): Por cada átomo de oxígeno que falta se añade una molécula de agua (H₂O) al otro lado de la reacción.



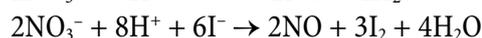
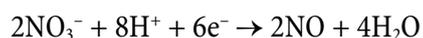
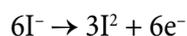
PASO 5 (Ajuste del hidrógeno): Por cada átomo de hidrógeno que falta se añade un ión H⁺ al otro lado de la reacción.



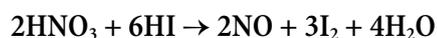
PASO 6 (Ajuste de cargas): Se añaden los electrones necesarios para que las cargas en los dos miembros de cada semirreacción sean iguales:



PASO 7 Se multiplican las semirreacciones por números naturales de modo que se igualen en número de electrones en ambas. En nuestro caso, multiplicamos la semirreacción de oxidación por 3 y la de reducción por 2 para obtener 6 electrones en ambas semirreacciones. Finalmente se suman las semirreacciones para obtener la reacción iónica global.

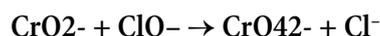


PASO 8: Se simplifica el resultado si es necesario y se asocian los iones de la ecuación iónica para obtener la ecuación en forma molecular. Hay que tener en cuenta que en ciertos casos se debe realizar un último ajuste de las sustancias espectadoras, que son aquellas cuyos elementos no han variado su número de oxidación.



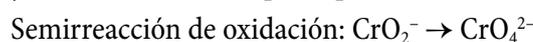
⇒ *Ajuste de una reacción redox en medio básico*

En este caso, se explicará procedimiento con el ejemplo de la siguiente reacción, que tiene lugar en medio básico:



PASO 1 Se escribe la ecuación en forma iónica, teniendo en cuenta que se disocian los ácidos, las sales y los hidróxidos. En el ejemplo la ecuación ya está expresada en forma iónica.

PASO 2 Se identifican las semirreacciones de oxidación y reducción usando los números de oxidación y se escribe cada una por separado.



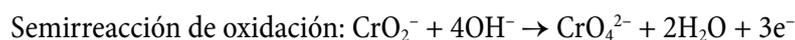
PASO 3 Se ajustan los átomos de todos los elementos excepto del oxígeno y el hidrógeno, ya que requieren un ajuste especial. En nuestro caso, tanto el Cl como Cr ya están ajustados.

PASO 4 (Ajuste del oxígeno): Por cada átomo de oxígeno que falte se añaden 2 iones OH^- , y al otro miembro una molécula de agua (H_2O).

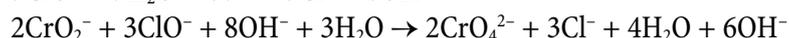


PASO 5 (Ajuste del hidrógeno): Por cada átomo de hidrógeno que falte se añade una molécula de H_2O , y al otro miembro un ión OH^- . En nuestro caso el hidrógeno ya está ajustado.

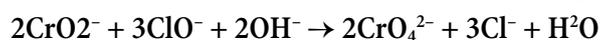
PASO 6 (Ajuste de cargas): Se añaden los electrones necesarios para que las cargas en los dos miembros de cada semirreacción sean iguales:



PASO 7 Se multiplican las semirreacciones por números naturales de modo que se igualen en número de electrones en ambas. En nuestro caso multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2 y la de reducción por 3 para obtener 6 electrones en las dos semirreacciones. Ambas se suman para obtener la reacción iónica global.



PASO 8 Se simplifica la ecuación y si es necesario se asocian los iones de la ecuación iónica para obtener la ecuación en forma molecular. Finalmente se ajustan las sustancias espectadoras.



5. Pilas voltaicas

⇒ *Concepto de pila voltaica*

Debido a que las reacciones redox suponen una transferencia electrónica, se pueden utilizar este tipo de transformaciones para producir una corriente eléctrica. De este modo, puede definirse una pila voltaica como un dispositivo que permite obtener una **corriente eléctrica** a partir de una reacción redox espontánea. Una **pila voltaica** consta de:

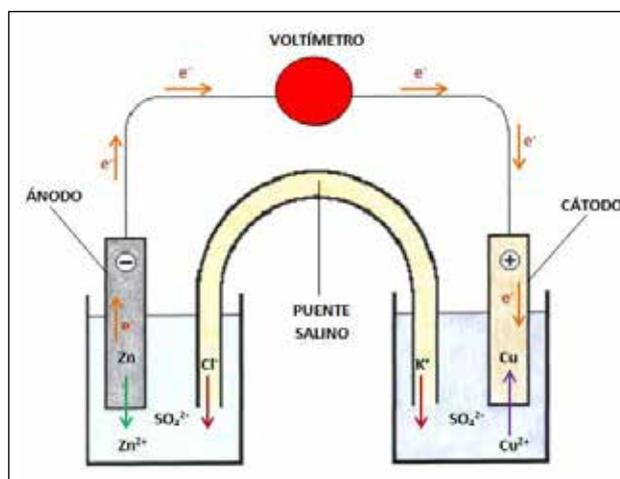
- Un **electrodo** en el cuál se produce la oxidación, que se denomina **ánodo**, y un electrodo dónde se produce la reducción, que recibe el nombre de **cátodo**. Ambos electrodos están sumergidos en una disolución acuosa de una de sus sales.
- Un **hilo conductor externo**, que permite el paso de la corriente eléctrica desde el ánodo, que es el polo negativo, hasta el cátodo, que es el polo positivo.
- Un sistema que separa las dos zonas donde se producen las semirreacciones de oxidación y reducción. Frecuentemente este sistema es un **punto salino**.

⇒ *Un ejemplo de pila voltaica: la pila de Daniell*

Las pilas voltaicas son la base para la elaboración de pilas y baterías. Un ejemplo característico de una típica pila voltaica es la **pila de Daniell**, llamada así en honor a su inventor J. F. Daniell (1790 – 1845). Este dispositivo consiste en una barra de Zn (ánodo) introducida un recipiente que contiene una disolución de ZnSO_4 y una barra de Cu (cátodo) sumergida en una disolución de CuSO_4 , que se encuentra en otro recipiente distinto. Ambas barras están conectadas por un **hilo conductor**, que permite el paso de corriente eléctrica. De este modo, la barra de Zn experimenta reacciones de oxidación, produciéndose una transferencia de electrones a través del hilo conductor hasta la barra de Cu, donde transcurren las

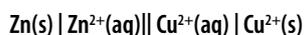
reacciones de reducción. Si, tal y como se observa en la figura, se equipa el hilo conductor con un **voltímetro**, es posible medir la cantidad de corriente eléctrica.

El **punte salino** tiene dos funciones. La primera de ellas es permitir el paso de aniones y cationes de un compartimento a otro y, por tanto, cerrar el circuito. La segunda función está relacionada con la posible acumulación o falta de cargas eléctricas debido a las reacciones de oxidación y reducción. Así, los átomos de Zn al oxidarse podrían acumularse en disolución en forma de Zn^{2+} , pero esto no ocurre gracias a que el flujo de iones Cl^- desde el puente salino mantiene la neutralidad. A la inversa, la reducción del Cu^{2+} procedente de la disolución de $CuSO_4$ puede provocar un defecto de cargas positivas, que se soluciona gracias a la migración de iones K^+ hacia este lugar de la pila.



⇒ Notación convencional de las pilas

Una vez comprendido el funcionamiento de las pilas voltaicas conviene tener en cuenta su **notación convencional**. Así, para describir una pila se escribe a la izquierda el proceso de oxidación, que tiene lugar en el ánodo, y a la derecha el proceso de reducción, que se lleva a cabo en el cátodo. Ambos procesos se separan por una doble línea vertical ($||$) y los reactivos y productos de ambas semirreacciones quedan separados por una sola línea vertical ($|$). De esta manera, la notación convencional de la pila de Daniell es la siguiente:



⇒ Potencial de una pila voltaica

El flujo de corriente a lo largo del hilo conductor de una pila voltaica se debe a que existe una diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo, fenómeno que se denomina **potencial de una pila voltaica (E)**. Para calcular este parámetro es necesario conocer los potenciales de reducción de los electrodos que constituyen la pila, pero dichos potenciales solo se pueden establecer fijando un valor arbitrario a un **electrodo de referencia**. Éste es el **electrodo de hidrógeno**, el cual consiste en una lámina de Pt en contacto con H_2 gaseoso a 1 atm de presión y sumergida en una disolución 1M de iones H_3O^+ . Así, por convenio, el valor del potencial del electrodo de hidrógeno en las mencionadas condiciones (E^0), que se denominan **condiciones estándar**, es **0 V**.

Teniendo ya un electrodo de referencia, se pueden establecer los potenciales estándar de reducción de otros electrodos y, a su vez, podemos ordenar dichos potenciales construyendo una serie electroquímica de potenciales estándar de reducción. Al final de este apartado se expone una tabla, a modo de ejemplo, con una pequeña serie electroquímica. Hay que tener en cuenta que en esta serie se tratan los potenciales de reducción, de modo que si queremos calcular el potencial de oxidación basta con cambiar el signo al valor dado.

Teniendo en cuenta todo lo anterior y sabiendo que la reacción global de una pila voltaica puede considerarse como la suma de las semirreacciones que ocurren en los electrodos, es lógico pensar que el potencial estándar de la pila también puede tratarse como la suma algebraica de los potenciales eléctricos del ánodo y del cátodo. A modo de ejemplo, a continuación se calculará el potencial eléctrico de la pila de Daniell a partir de los potenciales eléctricos de cada uno de sus electrodos:

- Reducción (cátodo): $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) \quad E^\circ = +0,34 \text{ V}$
- Oxidación (ánodo): $\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \quad E^\circ = +0,76 \text{ V}$



Así, concluyendo, para realizar el cálculo del potencial eléctrico de una pila voltaica puede utilizarse la siguiente fórmula:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{reducción cátodo}} + E^\circ_{\text{oxidación ánodo}}$$

SERIE ELECTROQUÍMICA DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN

REACCIÓN	$E^\circ_{\text{red}} \text{ (V)}$
$\text{Li}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,05
$\text{K}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,93
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,36
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0,20
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,23
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1,51

⇒ Espontaneidad de las reacciones redox

Una aplicación interesante de las series electroquímicas es predecir si una reacción redox puede ocurrir de forma espontánea o no. De hecho, una reacción redox es espontánea si el potencial estándar de la pila que podrían formar las dos semirreacciones que constituyen la reacción global es positivo. Dicho de otro modo:

Si $E^\circ_{\text{pila}} > 0 \rightarrow$ La reacción redox es espontánea

Si $E^\circ_{\text{pila}} < 0 \rightarrow$ La reacción redox no es espontánea

En el ejemplo de la pila de Daniell se observa que la reacción global que sucede es espontánea, ya que el valor del potencial eléctrico de la celda tiene un valor positivo ($E^\circ_{\text{pila}} = 1,10 \text{ V}$).

6. Electrólisis

⇒ Concepto de electrólisis

La conductividad eléctrica es un fenómeno que puede ocurrir gracias al movimiento de iones positivos o negativos a través de una disolución o de un compuesto iónico fundido (electrolito). Esta forma de conductividad se denomina **conductividad electrolítica** y se utiliza para producir una reacción redox de gran interés práctico: la **electrólisis**. De este modo, se define electrólisis como el proceso en el que el paso de la corriente eléctrica por una disolución o por un electrolito fundido produce una reacción redox no espontánea. Este proceso se realiza en una **cuba electrolítica**, que es un dispositivo que contiene las siguientes partes básicas:

- **Dos electrodos** sumergidos en una disolución o en un electrolito fundido. En este caso el ánodo, donde se produce la oxidación, es el polo positivo, y el cátodo, lugar donde ocurre la reducción, es el polo negativo.
- **Una fuente de corriente continua** que está conectada a los electrodos y que transfiere electrones entre estos.

Teniendo en cuenta lo explicado, se pueden observar algunas importantes diferencias entre las pilas voltaicas y las cubas electrolíticas. Algunas de ellas se resumen en la siguiente tabla:

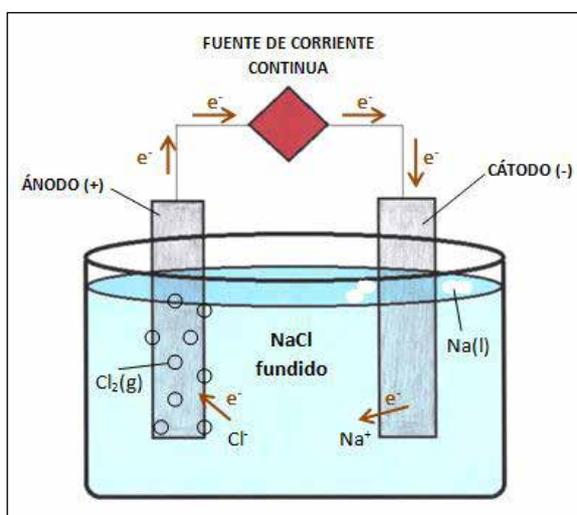
PILA VOLTAICA	CUBA ELECTROLÍTICA
Una reacción redox espontánea produce una corriente eléctrica	Una corriente eléctrica produce una reacción redox no espontánea
Hay dos disoluciones (o electrolitos)	Hay una disolución (o electrolito)
El ánodo es el polo negativo	El ánodo es el polo positivo
El cátodo es el polo positivo	El cátodo es el polo negativo

⇒ Electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido

Se puede observar un ejemplo de electrólisis en el caso del NaCl fundido a temperaturas superiores a 800°C. En estas condiciones este compuesto se encuentra disociado en sus iones:



Al insertar los electrodos en el electrolito y conectarlos a una fuente de corriente continua, los aniones Cl^- se mueven hacia el ánodo, que es el polo positivo, y ceden electrones gracias a reacciones de oxidación. Por otro lado, los cationes Na^+ se dirigen hacia el cátodo, que tiene carga negativa, y ganan electrones debido a reacciones de reducción. El Na(l) que se obtiene en el cátodo flota en los alrededores de éste, ya que es menos denso que el fundido. El $\text{Cl}_2(\text{g})$ se recoge en el ánodo. Además, hay que tener en cuenta que si calculásemos potencial de la reacción global comprobaríamos su valor negativo, el cual indica que la reacción redox no es espontánea. Así, esta cuba electrolítica se puede explicar teniendo en cuenta las siguientes semirreacciones:



- **Oxidación (ánodo):** $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^-$
- **Reducción (cátodo):** $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Na}_{(\text{l})}$

- **Reacción global:** $2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}_{(\text{l})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$

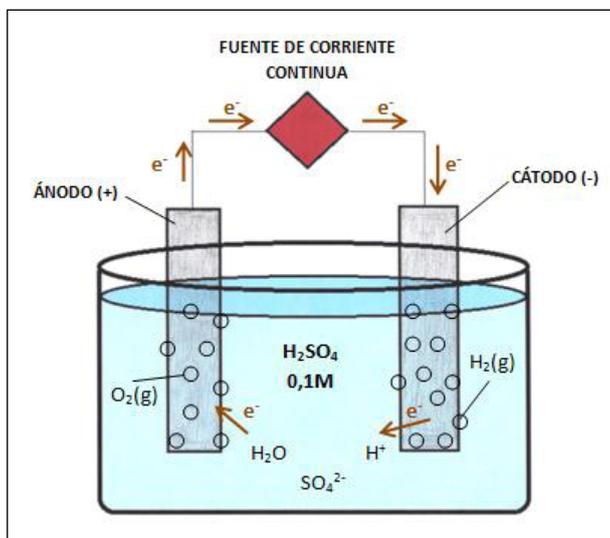
⇒ *Electrólisis del agua*

Aunque el agua pura no contiene los suficientes iones libres para conducir la electricidad, se puede lograr su electrólisis añadiendo una pequeña cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1 M. Si en esta disolución se sumergen los electrodos conectados a una fuente de corriente continua, se observa como la reacción redox produce una acumulación de $\text{O}_{2(\text{g})}$ en el ánodo y de $\text{H}_{2(\text{g})}$ en el cátodo. Además, los iones SO_4^{2-} presentes en la disolución no llegan a oxidarse, ya que para ello requieren un potencial más elevado.

Tal y como se observa en la figura, las semirreacciones que ocurren durante la electrólisis del agua son las siguientes:

- **Oxidación (ánodo):** $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^-$
- **Reducción (cátodo):** $4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_{2(\text{g})}$

- **Reacción global:** $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_{2(\text{g})}$



⇒ *Aplicaciones industriales de la electrólisis*

Los procesos electrolíticos tienen gran importancia en el ámbito industrial. A continuación, a modo de ejemplo, se exponen algunas de las aplicaciones industriales de la electrólisis:

- **Obtención de hidróxido de sodio (NaOH):** El hidróxido de sodio puede obtenerse mediante un método llamado *cloro-sosa* en el cual, gracias a la electrólisis del NaCl en disolución acuosa, se consiguen, de forma simultánea, $\text{H}_{2(\text{g})}$, $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ y NaOH .
- **Recubrimientos metálicos:** Gracias a las electrólisis se puede depositar una fina capa de un metal sobre otro. Este proceso se emplea, por ejemplo, para embellecer la superficie externa de algunos objetos, usando algunos metales como el oro o la plata. Por otro lado, los recubrimientos con metales como el cinc, el níquel o el cromo tienen la función de proteger ciertos objetos contra la corrosión.
- **Purificación electrolítica del cobre:** En muchas ocasiones, tras haber obtenido los metales mediante procesos metalúrgicos, es necesario someterlos a procesos de purificación o refinado. Este es el caso del cobre, por ejemplo, metal cuya purificación se lleva a cabo gracias a procesos electrolíticos.

7. Actividades

1. Ajusta las siguientes reacciones redox en medio ácido:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{S}$
- $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^-$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_3^+ + \text{CO}_2$

2. Ajusta las siguientes reacciones redox en medio básico:

- $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{Br}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{BrO}_3^-$
- $\text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$
- $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P}_4 \rightarrow \text{PH}_2\text{O}_2^- + \text{PH}_3$

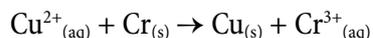
3. Se construye una pila comunicando una lámina de cinc y una de plata mediante un hilo metálico. La lámina de plata está sumergida en una disolución de nitrato de plata y la lámina de cinc en una disolución de nitrato de cinc (II). Ambas disoluciones están conectadas por un puente salino de nitrato de potasio.

- Dibuja y nombra todas las partes que componen la pila indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en que circulan los electrones. Escribe la notación convencional de dicha pila.
- Calcula el potencial de la pila construida usando los valores de la serie electroquímica.

4. Calcula, usando los valores de la serie electroquímica, el potencial de una pila voltaica que presenta la siguiente notación:



5. Determina si la siguiente reacción redox es espontánea o no en condiciones estándar. Utiliza para ello los valores de la serie electroquímica.



13. Equilibrios de solubilidad

1. *Concepto de solubilidad: la solubilidad de los compuestos iónicos*
2. *Reglas de solubilidad*
3. *El producto de solubilidad K_s*
4. *Relación entre la solubilidad molar (S) y K_s*
5. *Reacciones de precipitación*
6. *Alteraciones en los equilibrios de solubilidad*
7. *Actividades*

1. Concepto de solubilidad: la solubilidad de los compuestos iónicos

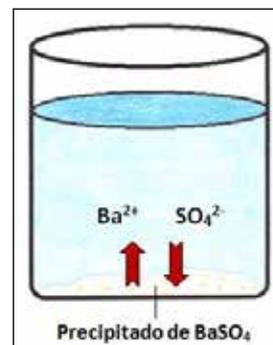
⇒ *Concepto de solubilidad y solubilidad molar*

En el estudio de la química de las disoluciones se puede observar que muchas sustancias, como por ejemplo el yoduro de sodio (NaI), son muy solubles en agua. Esto significa que en disolución acuosa dicha sal se disocia fácilmente formando sus iones. Sin embargo otros compuestos iónicos, como el sulfuro de cadmio (CdS), prácticamente no se disuelven y, por tanto, no existe esa tendencia a formar sus iones en disolución. Para expresar de un modo cuantitativo la capacidad de diversas sustancias para disolverse en el agua o en otros disolventes se establece el concepto de solubilidad. De este modo, la **solubilidad** de un soluto en un disolvente se define como la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente a cierta temperatura. Esta magnitud puede expresarse en cualquiera de las unidades que sirven para medir la concentración de una disolución, aunque es habitual el uso de la molaridad (mol/L). En este último caso el concepto se amplía al de **solubilidad molar (S)**.

⇒ *Tipos de disoluciones según la cantidad de soluto*

Atendiendo a la cantidad de soluto contenido en una disolución, éstas se pueden clasificar en:

- **Disoluciones saturadas:** Son aquellas disoluciones en las que la sustancia disuelta está en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto. En consecuencia, este tipo de disoluciones contienen la máxima cantidad posible de soluto disuelto a cierta temperatura. Al soluto no disuelto se le denomina precipitado. A modo de ejemplo, en una disolución saturada de sulfato de bario (BaSO_4) existe un equilibrio entre los iones disueltos y la sal sin disolver. Este equilibrio implica que la cantidad de BaSO_4 que se disocia en los iones Ba^{2+} y SO_4^{2-} sea igual a la cantidad de iones Ba^{2+} y SO_4^{2-} que se unen para formar BaSO_4 .
- **Disoluciones sobresaturadas:** Son aquellas disoluciones que contienen una cantidad de soluto mayor que la correspondiente a una disolución saturada. Esta situación es muy poco estable, de modo que si se añade una pequeña cantidad de soluto se provoca la precipitación del exceso de éste.
- **Disoluciones insaturadas:** Son aquellas disoluciones que contienen una cantidad de soluto menor a la que indica su solubilidad. Por ello, este tipo de disoluciones admiten más soluto disuelto sin formación de precipitado.

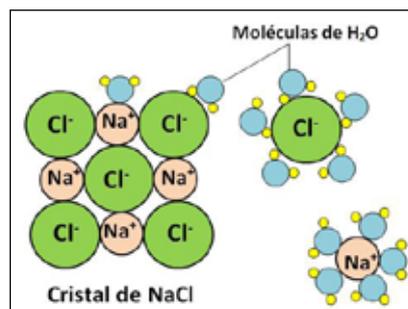


⇒ *Factores que influyen en la solubilidad de los compuestos iónicos*

El agua, al igual que otros líquidos polares, es un buen disolvente de las sustancias iónicas. Este fenómeno se debe a que el átomo de O de la molécula de H_2O tiene una carga parcial negativa, mientras que los átomos de H poseen una carga parcial positiva, lo que conlleva a que la molécula de agua sea dipolar. Así, al introducir un cristal iónico en agua, como puede ser el NaCl, las moléculas de agua se sitúan rodean-

do a los iones correspondientes, de modo que el átomo de O de las moléculas de H_2O se orienta hacia los cationes Na^+ y los átomos de H se orientan hacia los aniones Cl^- . En consecuencia, los iones del compuesto iónico quedan completamente rodeados por moléculas de H_2O , permaneciendo, de este modo, en disolución.

La solubilidad de los compuestos iónicos se ve afectada por los siguientes factores:



- **Aumento de la entropía y de la temperatura:** La variación de entropía (ΔS) desempeña un papel muy importante en las disoluciones de compuestos iónicos. Esto se debe a que cuando se produce la ruptura de una red iónica y los iones se dispersan en el disolvente, tiene lugar un aumento del desorden del sistema, por lo que también aumenta la variación de entropía ($\Delta S > 0$). Como la mayoría de los procesos de disolución son endotérmicos ($\Delta H > 0$), si tenemos en cuenta la ecuación de Gibbs-Helmholtz ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$), vemos que un aumento de la entropía favorece que la variación de energía libre sea negativa ($\Delta G < 0$). Así, este aumento de desorden puede hacer que la reacción sea espontánea a pesar de ser endotérmica. Además, analizando la ecuación anterior, es posible deducir que un incremento de temperatura también favorece que el valor de la energía libre sea negativo y, por tanto, la espontaneidad de la transformación. Dicho de otro modo, las elevadas temperaturas aumentan la solubilidad de los compuestos iónicos.
- **Energía reticular o energía de red:** Una disolución de un compuesto iónico supone la ruptura total de la red cristalina. Para ello se necesita aportar una cantidad de energía igual o mayor, en valor absoluto, a la energía reticular o energía de red del compuesto. Así, se puede afirmar que los compuestos iónicos cuya energía reticular es baja en valor absoluto serán los más solubles, mientras que los compuestos iónicos que tengan una alta energía reticular en valor absoluto serán menos solubles.
- **Polaridad del disolvente:** Tal y como se ha mencionado, los disolventes polares disminuyen considerablemente las fuerzas de atracción entre los iones de los compuestos iónicos, manteniendo éstos en disolución. De hecho, los mejores disolventes de los compuestos iónicos son aquellos que poseen momentos dipolares elevados.

2. Reglas de solubilidad

Es práctico conocer algunas reglas que nos permitan conocer, de forma aproximada, la solubilidad de las distintas sustancias en disolución acuosa. De este modo y, atendiendo a su solubilidad, los compuestos se pueden clasificar en:

- Solubles: Su solubilidad es superior a 0,02 M.
- Insolubles: Su solubilidad es inferior a 0,02 M. En realidad, como la solubilidad de estas sustancias no llega a tener valores nulos, con frecuencia reciben el nombre de sustancias poco solubles.

A continuación se presenta una tabla con una serie de directrices que nos permiten saber si un determinado compuesto es soluble o insoluble.

COMPUESTOS	SOLUBILIDAD	EXCEPCIONES
Compuestos de los metales alcalinos y del ión NH_4^+	Solubles	No hay excepciones
Sales que contienen los iones NO_3^- , ClO_3^- , ClO_4^- o CH_3COO^-	Solubles	No hay excepciones
Sales que contienen los iones Cl^- , Br^- o I^-	Solubles	Si estas sales contienen los cationes Ag^+ , Hg^{2+} o Pb^{2+} son insolubles
Sulfatos (contienen SO_4^{2-})	Solubles	El BaSO_4 , HgSO_4 y PbSO_4 son insolubles
Hidróxidos	Insolubles	Los hidróxidos de metales alcalinos son solubles
Carbonatos (contienen CO_3^{2-}) y fosfatos (contienen PO_4^{3-})	Insolubles	Si contienen metales alcalinos, NH_4^+ o Mg^{2+} son solubles
Sulfuros (contienen S^{2-})	Insolubles	Si contienen metales alcalinos, alcalinotérreos o NH_4^+ son solubles

3. El producto de solubilidad K_s

⇒ *Concepto de K_s*

Para entender el concepto del producto de solubilidad K_s imaginemos la siguiente reacción en equilibrio, que representa una disolución saturada de un compuesto.

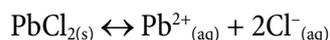


Se define producto de solubilidad K_s como:

$$K_s = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$$

De este modo, el producto de solubilidad de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de sus iones en una disolución saturada, elevada cada una de ellas a un exponente igual a su coeficiente estequiométrico. El valor de K_s depende tanto de la naturaleza de la sustancia que se disuelve como de la temperatura, siendo habitual, por convenio, establecer los valores de K_s a 25°C. Asimismo, las unidades de dicha constante son diferentes para cada reacción, al igual que ocurre con otras constantes de equilibrio, aunque es frecuente no usar unidades y tratar el valor de una forma adimensional.

Consideremos ahora, a modo de ejemplo, la siguiente reacción química, que representa el equilibrio de solubilidad de una disolución saturada de dicloruro de plomo ($PbCl_2$).

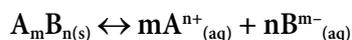


En este caso, el producto de solubilidad K_s se calcularía del siguiente modo:

$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^{-}]^2$$

⇒ *Significado de K_s . El producto iónico Q*

El producto de solubilidad K_s de un compuesto mide el valor máximo que puede alcanzar el producto de las concentraciones de los iones disueltos procedentes del compuesto. De este modo, este valor representa una medida de la solubilidad de la sustancia. Dicho parámetro nos permite predecir que sucede en una disolución acuosa en la que se hallan presentes los iones de un compuesto a una determinada concentración. Para ello, es necesario definir un nuevo concepto: el **producto iónico Q** . Este valor es el producto de las concentraciones molares de los iones presentes en una disolución en un determinado instante, elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. Esto significa que para calcular el producto iónico Q utilizamos la misma fórmula que para calcular el producto de solubilidad K_s , pero en este último caso la fórmula se refiere a una disolución saturada, mientras que la fórmula del producto iónico hace referencia a cualquier tipo de disolución. Así, teniendo en cuenta el anterior equilibrio de solubilidad:



El producto iónico Q se define como:

$$Q = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$$

Para concluir, habiendo comprendido el significado de K_s y Q , es lógico deducir que comparando ambos parámetros se puede predecir el comportamiento de una disolución:

Si $Q < K_s$	La disolución está insaturada por lo que es posible disolver más soluto. Si se añade más soluto se desplaza la reacción hacia la derecha del equilibrio de solubilidad
Si $Q = K_s$	La disolución está saturada por lo que el sistema se encuentra en equilibrio químico
Si $Q > K_s$	Existe un exceso de concentración de iones en disolución, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda de la reacción. De este modo, precipita el exceso de concentración de iones hasta que Q se iguala con K_s

4. Relación entre la solubilidad molar (S) y K_s

Durante la resolución de los ejercicios y problemas del tema es posible tener que relacionar la solubilidad molar de un compuesto (S) con su producto de solubilidad K_s. Así, si conocemos la solubilidad de un compuesto en unidades de molaridad (mol/L) podemos calcular el valor de K_s y viceversa.

Para comprender esta metodología tengamos en cuenta, nuevamente el siguiente equilibrio de solubilidad:



Como ya se ha mencionado, la expresión general del producto de solubilidad K_s es:

$$K_s = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$$

En consecuencia, se puede deducir que por cada mol de compuesto A_mB_n que se disuelve, se producen m moles de Aⁿ⁺ y n moles de B^{m-}. Teniendo en cuenta que tanto la solubilidad molar como el producto de solubilidad K_s se refieren a disoluciones saturadas, es fácil relacionar las concentraciones molares de cada uno de los iones en disolución con la solubilidad molar del compuesto disuelto:

$$[A^{n+}] = m \cdot S$$

$$[B^{m-}] = n \cdot S$$

Finalmente, si sustituimos las expresiones anteriores en la ecuación del producto de solubilidad K_s obtenemos la fórmula que relaciona K_s y S.

$$K_s = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n = (m \cdot S)^m \cdot (n \cdot S)^n$$

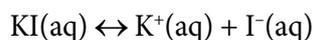
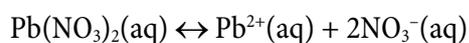
Teniendo en cuenta lo anterior, se puede observar que la expresión matemática que relaciona ambos parámetros depende de la fórmula molecular del compuesto objeto de estudio. De hecho, puede ser muy útil para la realización de problemas la elaboración de una tabla permita obtener de un modo rápido la relación de K_s y S según el tipo de compuesto.

TIPO DE COMPUESTO	EJEMPLO	RELACIÓN ENTRE K _s y S
AB	CaSO ₄	K _s = S · S = S ²
A ₂ B	Na ₂ CO ₃	K _s = (2S) ² · S = 4S ³
AB ₂	Fe(OH) ₂	K _s = S · (2S) ² = 4S ³
AB ₃	Al(OH) ₃	K _s = S · (3S) ³ = 27S ⁴
A ₃ B	K ₃ PO ₄	K _s = (3S) ³ · S = 27S ⁴
A ₃ B ₂	Mg ₃ (PO ₄) ₂	K _s = (3S) ³ · (2S) ² = 108S ⁵

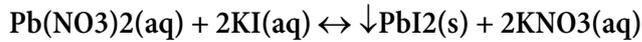
5. Reacciones de precipitación

⇒ *Concepto de reacción de precipitación*

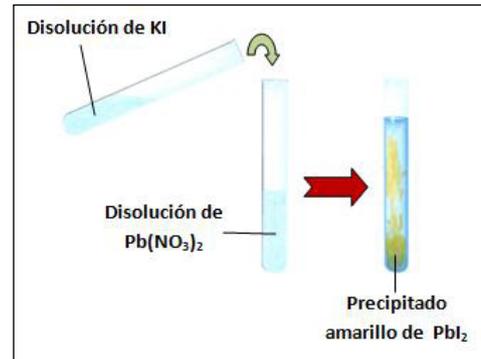
Una **reacción de precipitación** es aquella transformación química en la cual se forma un compuesto insoluble, denominado precipitado. Para comprender mejor este proceso analicemos qué ocurre cuando se mezclan una disolución de nitrato de plomo (II) con una disolución de yoduro de potasio. Hay que tener en cuenta que ambas sales, al ser electrolitos fuertes, están completamente disociadas en sus iones:



Al mezclar estas disoluciones los cationes y aniones presentes se unen entre sí formándose KNO_3 , que permanece disuelto, y PbI_2 . Este último compuesto es insoluble, por lo que se produce una reacción de precipitación que da lugar a un sólido de color amarillo. En la notación de una ecuación química es habitual indicar la formación de un precipitado con una flecha hacia abajo (\downarrow), tal y como se indica en la siguiente reacción global:



⇒ *Predicción de la formación de precipitados*



Tal y como se ha explicado, teniendo los datos del producto de solubilidad K_s y del producto iónico Q es posible predecir si una reacción entre dos compuestos en disolución dará lugar a la formación de un precipitado. Para ello hay que tener en cuenta que la precipitación de una sustancia sucederá siempre y cuando el producto iónico sea mayor que el producto de solubilidad ($Q > K_s$). Si esto ocurre, el compuesto precipitará hasta que los valores de su producto iónico y de su producto de solubilidad se igualen ($Q = K_s$).

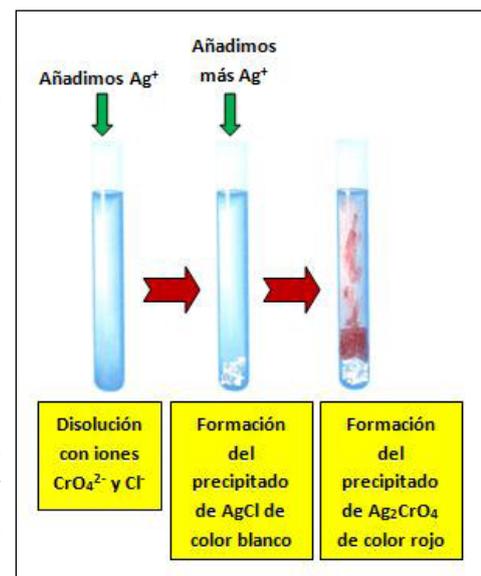
Supongamos que a 25°C añadimos 2 g de NaI a una disolución 0,012 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ resultando un volumen total de disolución de 100 mL, y queremos averiguar si es posible que se forme el precipitado de PbI_2 conociendo el dato del producto de solubilidad de dicha sal, que es $K_s = 1,4 \cdot 10^{-8}$. Para ello es necesario calcular el producto iónico $Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2$. Teniendo en cuenta las reglas de solubilidad se deduce que tanto el NaI como el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ son sales que se disocian por completo, por lo que $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,012$ M. Asimismo, haciendo los cálculos correspondientes es posible averiguar que 2 g de NaI en 100 ml de disolución supone que $[\text{I}^-] = [\text{NaI}] = 0,133$ M. En consecuencia, en este caso concreto el producto iónico $Q = 0,012 \cdot (0,133)^2 = 2,1 \cdot 10^{-4}$. Finalmente, si comparamos el valor del producto iónico Q con el valor del producto de solubilidad K_s concluimos que $Q > K_s$ y, por tanto, se formará precipitado de PbI_2 según la siguiente reacción:



⇒ *Aplicaciones de las reacciones de precipitación: la precipitación fraccionada*

En el ámbito del análisis químico, las reacciones de precipitación tienen una importancia considerable. De hecho, frecuentemente es necesario eliminar de una disolución un determinado ión, manteniendo disueltos otros iones presentes. Esto es posible ya que los distintos compuestos tienen diferentes productos de solubilidad K_s y, por tanto, se puede producir un proceso de precipitación escalonado y selectivo en el cual precipitan las distintas sustancias según vayan alcanzando su producto de solubilidad K_s . Esta técnica experimental se denomina precipitación fraccionada.

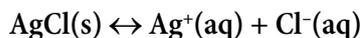
Consideremos, por ejemplo, una disolución que contiene igual concentración de iones cloruro (Cl^-) y cromato (CrO_4^{2-}). Si queremos separar ambos tipos de aniones podemos añadir progresivamente a la disolución Ag^+ . Como el AgCl y el Ag_2CrO_4 tienen distintos productos de solubilidad, el proceso de precipitación de ambos compuestos se producirá por fases, formándose primero el precipitado del compuesto que antes alcance su producto de solubilidad K_s . En este caso, la adicción de Ag^+ produce, en primer lugar, la precipitación del AgCl , pero si posteriormente continuamos añadiendo el catión Ag^+ , también precipitará el Ag_2CrO_4 .



6. Alteraciones en los equilibrios de solubilidad

⇒ Efecto del ión común

Se denomina **efecto del ión común** al las consecuencias que causa la adicción de un ión a un equilibrio de solubilidad, en el cual el ión que se añade ya está presente. Así, por ejemplo, si tenemos el siguiente equilibrio de solubilidad en disolución:



Podemos añadir una sal soluble, como por ejemplo el NaCl, de modo que en la disolución final la $[\text{Cl}^-]$ total sea la suma de la $[\text{Cl}^-]$ provenientes del AgCl y la $[\text{Cl}^-]$ provenientes del NaCl. En consecuencia, y atendiendo al **principio de Le Chatelier**, habrá un aumento en $[\text{Cl}^-]$ total, por lo que el equilibrio de solubilidad se verá desplazado hacia el lado izquierdo para contrarrestar dicho aumento de concentración, produciéndose la precipitación de AgCl(s).

Si consideramos, además, que el producto de solubilidad del anterior equilibrio se calcula de la forma $K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = S^2$ podemos concluir que al añadir NaCl y, por tanto, el ión común Cl^- , la solubilidad molar (S) del AgCl disminuye, hasta el punto en el que el producto de las $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{Cl}^-]$ se iguale con el valor del producto de solubilidad K_s .

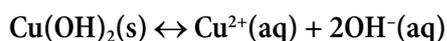
Este tipo de procedimientos son de gran utilidad en los análisis químicos para, por ejemplo, hacer precipitar cierto ión de una disolución utilizando, para ello, un exceso de agente precipitante.

⇒ Disolución de precipitados

El proceso de disolución de precipitados se consigue modificando las condiciones del equilibrio de solubilidad, de modo que éste se desplace hacia el sentido derecho. Así, este procedimiento se podría considerar como el proceso opuesto al efecto del ión común.

Una de las formas de disolver precipitados es aumentando la temperatura. Teniendo en cuenta que los procesos de disolución son generalmente endotérmicos, un incremento de la temperatura hace que el equilibrio de solubilidad se desplace hacia la formación de los iones en disolución, de forma que se contrarreste el aumento de temperatura que experimenta el sistema con una absorción de calor por parte de éste.

Sin embargo, otro método usual en el trabajo del laboratorio es disolver precipitados disminuyendo la concentración de alguno de los iones en disolución. Por ejemplo, en el siguiente equilibrio de solubilidad:



Según el **principio de Le Chatelier**, podemos conseguir que el equilibrio se desplace hacia la derecha y así se disuelva el precipitado $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$ si eliminamos los iones OH^- de la disolución. Esto lo podemos conseguir gracias a la adicción de un ácido fuerte, como podría ser el HCl, ya que los H^+ provenientes del HCl se unen con los OH^- provenientes del $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$ formándose H_2O . De este modo, para terminar, en el mencionado equilibrio de solubilidad la adicción de HCl provoca una disminución de $[\text{OH}^-]$, por lo que el equilibrio se desplace en sentido derecho y se produce la disolución del precipitado $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$.

7. Actividades

1. Sabiendo que el producto de solubilidad del CaCO_3 es $K_s = 4,8 \cdot 10^{-9}$ a cierta temperatura, ¿se puede disolver completamente (sin que se produzca precipitación) 1 g de este compuesto hasta obtener 10 L de disolución? En el caso de que se produzca precipitado, ¿qué masa de precipitado se formará?
2. El yoduro de sodio (NaI) es más soluble en agua que el fluoruro de litio (LiF). Razona este hecho basándote en el concepto de energía reticular.
3. El producto iónico de una disolución acuosa de sulfato de estroncio (SrSO_4) vale $Q = 2,1 \cdot 10^{-6}$ y el producto de solubilidad $K_s = 3,8 \cdot 10^{-7}$. Expresa el equilibrio de solubilidad de dicha sal y razona si la disolución admite más soluto, está saturada o precipitará algo de sal.
4. La solubilidad molar del sulfato de plata (Ag_2SO_4) es $1,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Calcula el valor del producto de solubilidad de esta sal y la concentración molar de los iones Ag^+ y SO_4^{2-} .
5. Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de cinc (Zn(OH)_2) es $4,5 \cdot 10^{-17}$ mol³·L⁻³, calcula la solubilidad de este compuesto en moles/L y g/L y la molaridad de sus iones en una disolución saturada.
6. En un recipiente hay 1 L de disolución que contiene 5 g de iones Sr^{2+} y 0,001 g de iones Ba^{2+} . Se añade poco a poco ácido sulfúrico diluido. Explica el orden de precipitación de las distintas sales y calcula la $[\text{SO}_4^{2-}]$ requerida para que comience a precipitar cada sal.
DATOS: $K_s (\text{SrSO}_4) = 3,8 \cdot 10^{-7}$ mol²·L⁻²; $K_s (\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ mol²·L⁻²
7. Calcula la solubilidad del yoduro de plomo (II) (PbI_2) en una disolución de yoduro de sodio (NaI) 0,05 M teniendo en cuenta que el producto de solubilidad del PbI_2 es $K_s = 1,4 \cdot 10^{-8}$.

14. Química inorgánica. Estudio comparativo de los grupos representativos

1. *Clasificación general*
2. *Elementos s*
3. *Elementos d y f*
4. *Elementos p*
5. *El hidrógeno*

1 Clasificación general

Los elementos de la tabla periódica, como ya sabes, están ordenados de tal manera atendiendo a sus propiedades periódicas. Aún así, vamos a presentar otras maneras de agruparlos, que nos van a servir para su estudio descriptivo:

⇒ *Clasificación según carácter metálico*

Una primera clasificación de los elementos de la tabla periódica se basa en su carácter metálico, no metálico o semimetálico.

- **Metales.** La mayoría son sólidos a temperatura ambiente, conductores del calor y de la electricidad. Tienen baja electronegatividad y carácter reductor. Tienden a formar cationes y en sus compuestos tienen un número de oxidación positivo.
- **No metales.** Los hay gases, como el hidrógeno, líquidos, como el bromo y sólidos, como el fósforo. Tienen alta electronegatividad y carácter oxidante. Tienden a formar aniones y en sus compuestos tienen un número de oxidación positivo y negativo.
- **Semimetales.** Tienen características intermedias entre los anteriores.

⇒ *Clasificación según si son representativos o de transición*

Si tenemos en cuenta ahora la estructura electrónica de su nivel de valencia, y el tipo de orbital en que se sitúa el electrón diferenciador, los elementos de la tabla también pueden clasificarse según si son representativos (s^1 , s^2 , y p^1 , p^2 , p^3 , p^4 , p^5 , p^6) o de transición (d^1 , d^2 , ... d^{10} , y f^1 , f^2 , ... f^{14}). También pueden conocerse por estos nombres:

- **Elementos representativos.** En la tabla en rojo. Incluyen metales, no metales y semimetales. Los gases nobles tienen estructura p^6 excepto el helio, que es s^2 .
- **Elementos de transición.** En la tabla en azul, y en verde los de transición interna o también llamados tierras raras, que son los lantánidos y los actínidos.

Elementos de transición interna	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

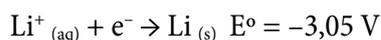
Elementos Representativos		Elementos de transición											Elementos representativos					
A	A												T	C	N	C	H	g
l	l												é	a	i	a	a	a
c	c												r	r	r	l	l	s
a	a												r	b	r	c	ó	e
l	n												e	o	o	ó	g	s
i	i												o	n	o	g	e	n
n	o												s	o	e	e	n	o
o	t													i	n	n	o	b
s	é													d	o	o	s	l
	r													e	i	s	e	s
	r													o	d			
	e													s	e			
	o													s				
	s																	
IA	IIA	IIIB		IVB	VB	VIB	VII B	VIII.B	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
s ¹	s ²	d ¹		d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
1	2	3		4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

2. Elementos s

⇒ *Elementos s¹ o alcalinos*

símbolo	configuración	densidad (kg·m ⁻³)	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización (kJ·mol ⁻¹)	electronegatividad
Li	2s ¹	534	179	520	1,0
Na	3s ¹	970	97,6	496	0,9
K	4s ¹	860	63	419	0,8
Rb	5s ¹	1530	39	403	0,8
Cs	6s ¹	1870	28	375	0,7

Características generales. Son elementos blandos, con brillo metálico, bajo punto de fusión y poca densidad. El último, francio (Fr), es radiactivo y no lo vamos a estudiar. No están libres en la naturaleza, por su gran reactividad. Tienden a formar cationes M⁺ debido a su baja energía de ionización, que les permite perder su electrón de valencia con gran facilidad. De la misma manera, son buenos agentes reductores, con un potencial de reducción muy negativo:



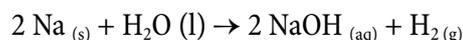
- **Reacciones características.** Son elementos muy reactivos y normalmente forman compuestos iónicos:

- Con oxígeno del aire forman óxidos y peróxidos:



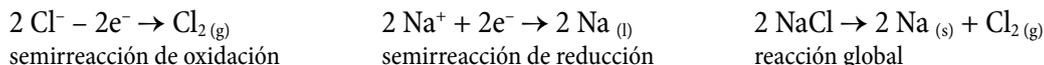
- Con halógenos forman halogenuros solubles en agua: $2 \text{K}_{(\text{s})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{KCl}_{(\text{s})}$

- Con agua forman hidróxidos reaccionando muy violentamente:

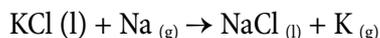


- **Preparación:**

- El sodio se prepara por electrólisis del cloruro de sodio fundido en la *célula Downs*. Añadiendo otra sal se rebaja el punto de fusión del sodio hasta unos 600 °C. El sodio fundido se recoge en la superficie del fundido. El cloro se ha oxidado en el ánodo y el sodio se ha reducido en el cátodo:



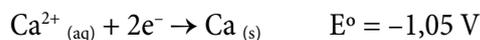
- El potasio se prepara por electrólisis del cloruro de potasio fundido en la célula Downs. El proceso tiene lugar a unos 900 °C según la reacción:



⇒ *Elementos s² o alcalinotérreos*

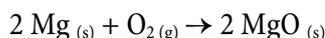
símbolo	configuración	densidad (kg·m ⁻³)	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización (kJ·mol ⁻¹)	electronegatividad
Be	2s ²	1860	1280	899	1,5
Mg	3s ²	1740	650	738	1,2
Ca	4s ²	1550	838	590	1,0
Sr	5s ²	2600	770	548	1,0
Ba	6s ²	3500	714	502	0,9

- Características generales.** Son elementos blandos, de color gris plateado. El último, radio (Ra), es radiactivo y no lo vamos a estudiar. No están libres en la naturaleza, por su gran reactividad. Son más densos, más electronegativos y con mayor punto de fusión que los alcalinos. Tienen a formar cationes M²⁺ debido a su relativamente baja energía de ionización, que les permite perder sus electrones de valencia con gran facilidad. De la misma manera son bastante buenos agentes reductores, con un potencial de reducción negativo:

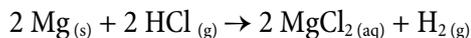


- Reacciones características.** Son elementos muy reactivos, menos que los alcalinos, y normalmente forman compuestos iónicos a excepción del berilio, que los forma covalentes:

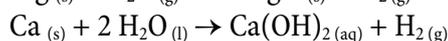
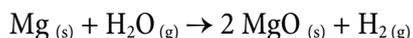
- Con oxígeno del aire forman óxidos:



- Con ácidos forman sales binarias y desprenden hidrógeno:

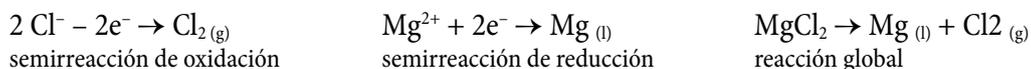


- Con agua forman óxidos o hidróxidos:

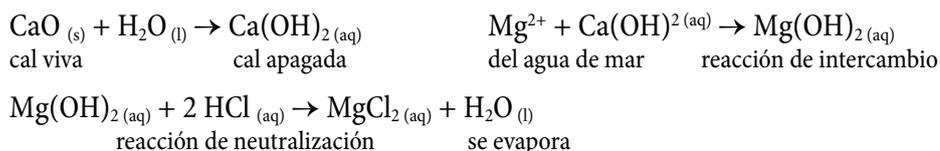


- Preparación:**

- El magnesio y en general los otros alcalinotérreos se obtienen de manera semejante a los alcalinos, es decir, por electrólisis de los respectivos cloruros fundidos. En el caso del magnesio, el proceso tiene lugar a unos 750 °C, con lo que el metal fundido se recoge en la superficie del fundido. El cloro se ha oxidado en el ánodo y el magnesio se ha reducido en el cátodo:



El cloruro de magnesio de base se obtiene a partir de la reacción del agua de mar con *cal apagada*:



3. Elementos d y f

⇒ *Elementos d o metales de transición*

- **Características generales.** Son elementos con brillo metálico, dureza, densidad y puntos de fusión y ebullición mayores que el resto de los metales. Tienden a formar cationes Mx^+ (siendo x el número de oxidación muy variado, de 1 a 7), *iones complejos* y compuestos coloreados. Su energía de ionización y su electronegatividad van aumentando ligeramente hacia abajo en un mismo grupo y hacia la derecha en un mismo período.
- **Reacciones características.** En general forman compuestos iónicos, pero el carácter iónico disminuye al aumentar el número de oxidación. El carácter ácido de los óxidos o ácidos que forman tiende a aumentar con el número de oxidación. Por otra parte, son utilizados como catalizadores en muchas reacciones.
 - Con los ácidos algunos no reaccionan, otros lo hacen a una temperatura más alta desprendiendo hidrógeno (aunque en general se protegen de ellos recubriéndose por una capa protectora de óxido):

$$\text{Fe}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$
 - La formación de óxido protector también tiene lugar en algunos de ellos al someterlos al aire libre mediante una reacción relativamente lenta:

$$4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$$

⇒ *Elementos f o de transición interna*

Los elementos de transición interna, también llamados *tierras raras*, por ser peculiares, son los lantánidos y los actínidos. Están agrupados en 14 grupos que estarían situados entre el 3º y 4º grupos de metales de transición, pero que se colocan habitualmente debajo de la tabla periódica, aparte. La primera fila, los *lantánidos*, son relativamente abundantes en la naturaleza. La segunda fila, los *actínidos*, son raros, poco abundantes y sintéticos algunos de ellos.

4. Elementos p

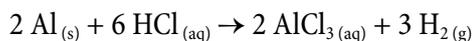
⇒ *Elementos p¹ o térreos*

símbolo	configuración	densidad (kg·m ⁻³)	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización (kJ·mol ⁻¹)	electronegatividad	estados de oxidación más comunes
B	2s ² 2p ¹	2340	2300	801	2,0	±3
Al	3s ² 3p ¹	2700	660	578	1,5	+3
Ga	4s ² 4p ¹	5910	29,8	576	1,7	+1,+3
In	5s ² 5p ¹	7310	156,6	556	1,6	+1,+3
Tl	6s ² 6p ¹	11850	303,5	586	1,6	+1,+3

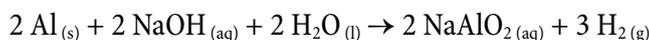
- **Características generales.** El boro es semimetálico. Es un sólido covalente y de ahí su elevado punto de fusión. El resto son metálicos, y con puntos de fusión más bajos. De arriba abajo aumenta su carácter metálico.

- **Reacciones características.** Pueden formar compuestos covalentes, con un número de oxidación de +3 normalmente. Además, Al, Ga e In también pueden formarlos iónicos, con cationes M^{3+} .

- ◻ Con el ácido clorhídrico reaccionan todos excepto el boro desprendiendo hidrógeno:



- ◻ Con las bases fuertes, como hidróxido de sodio, todos excepto los dos últimos desprendiendo hidrógeno:

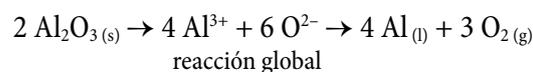
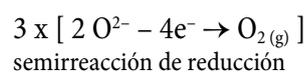
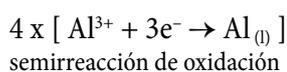


- ◻ Con el oxígeno reaccionan formando óxidos: $4 \text{Al}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$

- ◻ Con el hidrógeno y con número de oxidación +3, el aluminio forma hidruros metálicos como alano ($[\text{AlH}_3]_x$) o hidruro de litio y aluminio (LiAlH_4), pero también con hidrógeno, el boro, con número de oxidación -3, forma hidruros no metálicos, como son los boranos, de fórmula general B_nH_{n+4} o B_nH_{n+6} .

- **Preparación:**

- ◻ El aluminio se obtiene por electrólisis del óxido de aluminio mezclado con *criolita*, siendo este último un fluoruro doble de aluminio y sodio, que se le añade como *fundente*, para rebajar el punto de fusión del óxido, que está por encima de 2000 °C. El proceso tiene lugar en una *cuba electrolítica*, a 950 °C, y el aluminio fundido se deposita por densidad en el fondo de la cuba. Luego se extrae y se hace solidificar en *lingotes*. El oxígeno se ha oxidado en el ánodo y el aluminio se ha reducido en el cátodo:

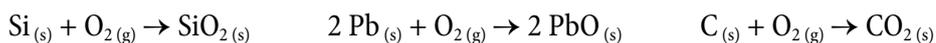


El óxido de aluminio se obtiene a partir del mineral *bauxita*, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$, que se purifica hasta obtener *alúmina* pura, Al_2O_3 .

⇒ **Elementos p^2 o carbonoides**

símbolo	configuración	densidad ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$)	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	electronegatividad	estados de oxidación más comunes
C	$2s^2 2p^2$	2250 (grafito)	3570	1086	2,5	$\pm 2, \pm 4$
Si	$3s^2 3p^2$	2330	1410	786,3	1,8	± 4
Ge	$4s^2 4p^2$	5350	959	760	1,9	+2,+4
Sn	$5s^2 5p^2$	7280	232	709	1,8	+2,+4
Pb	$6s^2 6p^2$	11400	328	716	1,7	+2,+4

- **Características generales.** El carbono es no metálico, que puede encontrarse en diferentes formas alotrópicas, que son *grafito* y *diamante*. El primero está formado por redes hexagonales de átomos y es conductor de la electricidad. El segundo está formado por redes tetraédricas de átomos y es muy duro y también conductor. Si y Ge son semimetálicos, y semiconductores. Sn y Pb son metálicos. Los puntos de fusión de los tres primeros son muy elevados, porque forman cristales covalentes. De arriba abajo aumenta su carácter metálico, disminuye la 1ª energía de ionización y la electronegatividad.
- **Reacciones características.** Pueden formar compuestos covalentes, con un número de oxidación variable. Los metálicos pueden producir con mayor facilidad cationes M^{2+} .
 - ◻ Con oxígeno forman los dióxidos correspondientes. El plomo forma un monóxido y el carbono arde:



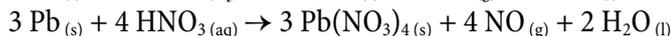
- Con halógenos dan derivados tetrahalogenados, excepto el plomo, que forma un derivado dihalogenado:



- Con el ácido clorhídrico el estaño y el plomo forman sales binarias y desprenden hidrógeno:



- Con ácidos oxácidos como sulfúrico o nítrico se disuelven, como Ge o Sn, aunque también, en el caso del Pb, se puede formar un precipitado bastante insoluble:

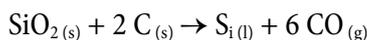


- Con el hidrógeno y con número de oxidación -4 forman *metano* (CH_4) o *silano* (SiH_4).

- Preparación:**

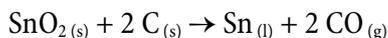
- El carbono puede prepararse de maneras diferentes: para el grafito se hace pasar una corriente eléctrica intensa durante un tiempo por unas barras de carbón de coque, que acaba transformándose así en grafito. El diamante se obtiene a partir del grafito en condiciones de presión y temperatura altas.

- El silicio se obtiene en un horno a 3000°C a partir de arena *silícea*, SiO_2 , y carbón de coque, que proviene de la destilación seca de la hulla.

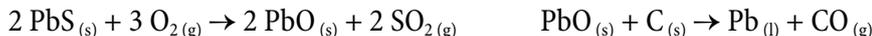


- El germanio se obtiene por reducción del GeO_2 con reductores fuertes como hidrógeno o aluminio.

- El estaño se obtiene por reducción del mineral *casiterita*, SnO_2 , con carbono a 1200°C :



- El plomo se obtiene por tostación del mineral galena, PbS , y posterior reducción con carbón de coque:



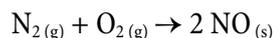
\Rightarrow **Elementos p^3 o nitrogenoideos**

símbolo	configuración	densidad ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$)	punto de fusión ($^\circ\text{C}$)	1ª energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	electronegatividad	estados de oxidación más comunes
N	$2s^2 2p^3$	1,25 (gas)	-210	1402	3,0	de -3 a $+5$
P	$3s^2 3p^3$	1820	44	1012	2,1	$\pm 3, +5$
As	$4s^2 4p^3$	5780	814	947	2,1	$\pm 3, +5$
Sb	$5s^2 5p^3$	6690	631	834	1,9	$\pm 3, +5$
Bi	$6s^2 6p^3$	8900	271	703	1,8	$\pm 3, +5$

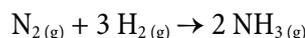
- Características generales.** El nitrógeno es un gas diatómico. El fósforo es un sólido también no metálico que forma partículas tetraédricas P_4 , conociéndose en este estado por *fósforo blanco*. As y Sb son semimetálicos y Bi es un metal. De arriba abajo aumenta su carácter metálico, disminuye la 1ª energía de ionización y la electronegatividad.

- Reacciones características.** El nitrógeno y el fósforo forman compuestos covalentes, con un número de oxidación variable, pero As, Sb y Bi tienden a formar cationes M^{3+} . En general, en condiciones estándar les cuesta reaccionar, pero con una temperatura más elevada se hacen más reactivos. Tal es el caso del nitrógeno, que es bastante inerte en condiciones estándar.

- Con oxígeno forman los óxidos correspondientes:



- Con hidrógeno forman los hidruros correspondientes. Están aquí los comúnmente llamados *amoníaco* (NH_3), *fosfina* (PH_3), *arsina* (AsH_3) y *estibina* (SbH_3).



- Con halógenos forman los trihaluros y pentahaluros:

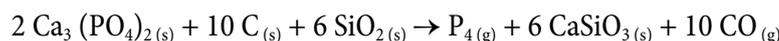


- Con metales o semimetales y con número de oxidación -3 forman los nitruros, fosfuros, arseniuros, por ejemplo, el nitruro de hierro (III), FeN , o el nitruro de boro, BN , entre otros.

- Preparación:**

- El nitrógeno se obtiene por *licuación* del aire atmosférico, en el que está presente en un 78%. Por posterior *destilación fraccionada*, se separa el nitrógeno, que tiene su punto de ebullición en -196°C .

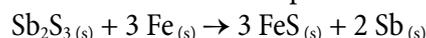
- El fósforo se obtiene en un horno por reducción del fosfato de calcio con carbón en presencia de *silice* que actúa como *fundente*. El fósforo se obtiene como gas pero se condensa haciéndolo pasar a través de agua:



- El arsénico se obtiene por tostación del sulfuro y posterior reducción del óxido:



- El antimonio se obtiene por calentamiento del sulfuro con hierro:



- El bismuto se puede obtener como subproducto en dos procesos: en la preparación del plomo, y en el refinado del cobre.

⇒ **Elementos p^4 o calcógenos**

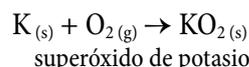
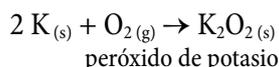
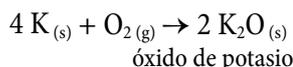
símbolo	configuración	densidad ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$)	punto de fusión ($^\circ\text{C}$)	1ª energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	electronegatividad	estados de oxidación más comunes
O	$2s^2 2p^4$	1,43 (gas)	-218	1314	3,5	-2
S	$3s^2 3p^4$	2090	112	1000	2,5	$\pm 2, +4, +6$
Se	$4s^2 4p^4$	4810	217	941	2,4	$\pm 2, +4, +6$
Te	$5s^2 5p^4$	6250	450	869	2,1	$\pm 2, +4, +6$
Po	$6s^2 6p^4$	9400	254	812	1,9	-2, +6

- Características generales.** El oxígeno es un gas diatómico. También existe otra forma alotrópica llamada *ozono*, oxígeno triatómico. El azufre es un sólido que forma moléculas octoatómicas, también con dos formas alotrópicas (el *azufre rómbico* y el *azufre monoclinico*). El selenio forma moléculas octoatómicas. Estos tres primeros son típicamente no metálicos. Te y Po son semimetálicos. De arriba abajo aumenta su carácter metálico, disminuye la 1ª energía de ionización y la electronegatividad.

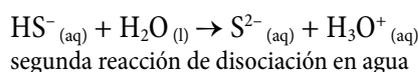
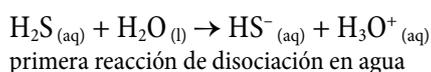
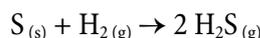
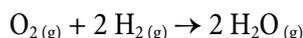
- Reacciones características.**

- El oxígeno se combina con casi todos los elementos de la tabla para dar óxidos (O^{2-}), peróxidos (O_2^{2-}), hiperóxidos o superóxidos (O_2^-) y, a veces, óxidos dobles (con dos elementos, por ejemplo AuKO_2 , óxido dobles de oro (III) y potasio). Paralelamente, los demás, con metales, forman sales binarias: el azufre forma sulfuros (S^{2-}), el selenio seleniuros (Se^{2-}) y el telurio telururos (Te^{2-}).

Algunos ejemplos son: sulfuro de plomo (II), que es la fórmula del mineral *galena* (PbS), seleniuro de cadmio (CdSe) o hidrogenotelururo de sodio (NaHTe).

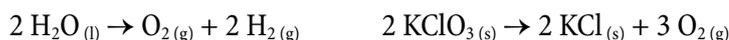


- Exceptuando el oxígeno, los demás con los halógenos forman halogenuros, compuestos covalentes y muy reactivos, como S₂Cl₂ o SCl₂.
- Exceptuando el mismo oxígeno, los demás, con el oxígeno, forman los dióxidos y trióxidos correspondientes, como SeO₂ o TeO₃.
- Con hidrógeno forman los hidruros correspondientes. El agua es bien conocida, pero además están los calcogenuros de hidrógeno, en su forma gas, o también llamados *ácidos hidrácidos* en disolución acuosa, que son dipróticos, y más bien débiles:

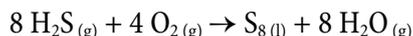


• **Preparación:**

- El oxígeno se obtiene industrialmente por licuación del aire atmosférico, en el que está presente en un 19%. Por posterior destilación fraccionada, se separa el oxígeno, que tiene su punto de ebullición en -183 °C. En el laboratorio por electrólisis del agua en presencia de ácido sulfúrico, o bien por descomposición del clorato de potasio, reacción catalizada por MnO₂:



- El azufre puede obtenerse de bolsas de sulfuro de hidrógeno gas presentes junto a gas natural en yacimientos de petróleo por un proceso de oxidación en hornos, llamado *proceso Claus*. También puede obtenerse de yacimientos de tipo sedimentario, en donde se inyecta agua caliente a presión para fundir el azufre, el cual, después de inyectar aire, sube. Este último es el llamado *proceso Frasch*.



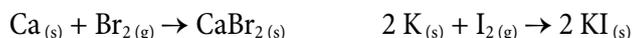
- Selenio y telurio se obtienen como subproductos en la preparación de cobre, plomo y otros metales.

⇒ **Elementos p⁵ o halógenos**

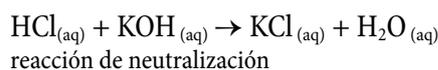
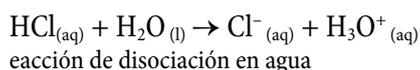
símbolo	configuración	densidad (kg·m ⁻³)	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización (kJ·mol ⁻¹)	electronegatividad	estados de oxidación más comunes
F	2s ² 2p ⁵	1,70 (gas)	-223	1680	4,0	-1
Cl	3s ² 3p ⁵	3,21 (gas)	-102	1251	3,0	±1,+3,+5,+7
Br	4s ² 4p ⁵	3120	-7	1139	2,8	±1,+3,+5,+7
I	5s ² 5p ⁵	4953	114	1003	2,5	±1,+3,+5,+7

- **Características generales.** El último, astato (At) no se estudia, por ser raro. Todos los demás son diatómicos. Los dos primeros son gases, el tercero líquido y el cuarto sólido. Son no metálicos, tienen elevadas energías de ionización y electronegatividad, siendo el flúor el que más marcados tiene estos caracteres, lo cual le hace el elemento más electronegativo de la tabla, y un oxidante fortísimo, con un potencial estándar de reducción muy positivo. De arriba abajo aumenta su carácter metálico, disminuye la 1ª energía de ionización y la electronegatividad.
- **Reacciones características.**
 - Con casi todos los elementos de la tabla forman halogenuros: el flúor forma los fluoruros (F⁻), el

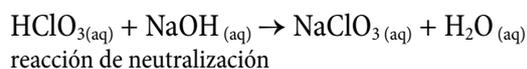
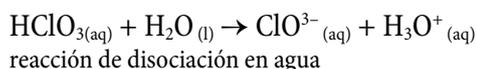
cloro cloruros (Cl⁻), el bromo bromuros (Br⁻) y el yodo yoduros (I⁻). Con los elementos metálicos representativos, forman compuestos iónicos. Con los metales de transición forman halogenuros con algún grado de carácter covalente. Con los no metálicos forman halogenuros de marcado carácter covalente:



- Con hidrógeno forman los halogenuros de hidrógeno, en su forma gas, o también llamados *ácidos hidrácidos* en disolución acuosa, que son monopróticos, y relativamente fuertes (el primero, HF, no es fuerte). Éstos, además sirven de base para la formación de las llamadas *sales hidrácidas* (binarias, tienen H y X) en las reacciones de neutralización:

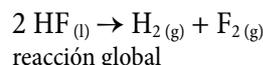
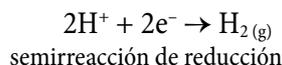
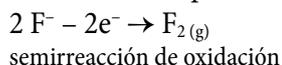


- Con hidrógeno y oxígeno forman los llamados *ácidos oxoácidos*, que son monopróticos, y son de diferente fuerza según el halógeno y el número de oxígenos. Éstos, además, sirven de base para la formación de las llamadas *sales oxosales* (ternarias, tienen H, X y O) en las reacciones de neutralización:



• Preparación:

- El flúor se obtiene industrialmente por electrólisis del fluoruro de hidrógeno líquido mezclado con fluoruro de potasio, a 75 °C:



- El cloro se obtiene industrialmente por electrólisis del cloruro de sodio, fundido o en disolución acuosa. Ya vimos cómo cuando estudiábamos los alcalinos.
- El bromo y el yodo se obtienen del agua de mar, tras oxidar sus aniones con cloro:
 - $2 \text{Br}^{-}_{(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$

⇒ Elementos p⁶ o gases nobles

símbolo	configuración	punto de fusión (°C)	1ª energía de ionización (kJ·mol ⁻¹)
He	1s ²	-268,9	2373
Ne	2s ² 2p ⁶	-245,9	2080
Ar	3s ² 3p ⁶	-185,7	1521
Kr	4s ² 4p ⁶	-152,9	1241
Xe	5s ² 5p ⁶	-106,9	1167

- Características generales.** El último, radón (Rn), no lo vamos a considerar, por ser radiactivo. Los otros son gases monoatómicos son muy estables, no reaccionan muy a menudo, por lo que se suelen llamar *inertes*. Los puntos de fusión son muy bajos, pero aumentan con el número atómico. Las energías de ionización son, en general, muy altas, aunque disminuyen con el número atómico.
- Reacciones características.** Son bastante inertes, aún así forman algún compuesto:
 - Con halógenos, como flúor, el Kr y el Xe dan compuestos como KrF₂ o XeF₄.
 - Con oxígeno, el Xe da compuestos como XeO₃ o XeO₄.

- Con oxígeno y flúor, el Xe da compuestos como XeOF₄.
- **Preparación:**
 - El helio se obtiene del gas natural, que contiene de un 2 a un 5 % de éste. Tras licuar los otros componentes que condensan antes, el helio permanece en estado gaseoso.
 - Ar, Kr y Xe se preparan por destilación fraccionada del aire líquido.

5. El hidrógeno

Este elemento se estudia fuera de los alcalinos por sus distintas propiedades, que hacen de él un elemento especial.

- **Características generales.** Es el gas más abundante en el universo. Es un gas diatómico, incoloro, inodoro, poco soluble en agua e inflamable. Su punto de fusión está en $-252\text{ }^{\circ}\text{C}$. Tiene tres isótopos como sus propios nombres indican: protio (*primero*, sin neutrón), deuterio (*segundo*, con un neutrón) y tritio (*tercero*, con dos neutrones).
- **Reacciones características.** El hidrógeno reacciona con casi todos los elementos de la tabla. Lo hace con números de oxidación +1 o -1.
 - Forma hidruros con casi todos los elementos de la tabla. Con metales alcalinos y Ca, Sr y Ba forma compuestos iónicos, con número de oxidación negativo, como NaH. En todos los demás compuestos, actúa con número de oxidación +1: con berilio, magnesio, calcógenos y halógenos, forma compuestos de variable grado de carácter covalente. Algunos de estos últimos tienen carácter básico, como NH₃, y otros ácido, como HCl y los demás ácidos hidrácidos, que ya estudiamos cuando vimos los halógenos. Dentro de este grupo de también estaría el agua, compuesto esencial para la vida y que da nombre al hidrógeno (*hidrógeno* significa en su origen *formador de agua*). Con los metales de transición forma hidruros metálicos, como CuH.
- **Preparación:**
 - Industrialmente, se obtiene del metano o propano, procedentes del gas natural y refinamiento del petróleo, con vapor de agua, a alta temperatura:

$$\text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)}$$
 - En el laboratorio puede prepararse a partir de la acción corrosiva de ácidos, como HCl, sobre metales activos, como Zn:

$$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow 2\text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$
 - También puede obtenerse en el laboratorio, a partir de la electrólisis del agua en una disolución de ácido sulfúrico 0,1 M:

$$2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$$

Actividades

1. ¿Cómo se distribuyen los elementos en la tabla periódica?.
2. Busca en internet 3 aplicaciones de los semimetales y anótalas.
3. ¿Crees que se prepara de la misma manera un elemento en el laboratorio que en la industria? Justifica tu respuesta.
4. Explica cómo cambia la energía de ionización en los bloques de elementos que has estudiado.
5. ¿Mediante qué proceso se preparan industrialmente los metales alcalinos y alcalinotérreos?

15. Química inorgánica. Metales y metalurgia

1. Los metales
2. La metalurgia
3. Operaciones premetalúrgicas. Preparación de la mena
4. Operaciones metalúrgicas. Tratamiento de la mena
5. Obtención y purificación del metal. El afino
6. Operaciones y tratamientos químicos posteriores. Las aleaciones
7. Caso práctico: la industria del hierro o siderurgia
8. Actividades

1. Los metales

⇒ Caracterización de los elementos metálicos

Como ya hemos estudiado, los elementos metálicos son la mayoría de los presentes en la tabla periódica, incluyendo elementos representativos y de transición interna y externa. Su carácter metálico aumenta de derecha a izquierda, y de arriba abajo en un grupo; justo lo contrario que ocurre con la electronegatividad. Sólo un pequeño número de metales se encuentra en estado libre en la corteza terrestre, como por ejemplo, el oro o el cobre, pero son muy escasos en ella. El aluminio, el hierro, el calcio o el sodio son más abundantes en la corteza terrestre, y como la mayoría, aparecen combinados con oxígeno u otros elementos más electronegativos que ellos, formando los minerales, que son sustancias naturales de composición química característica y que se crearon mediante un proceso de formación característico. Algunos minerales son:

- **Óxidos.** Hematites (Fe_2O_3), magnetita (Fe_3O_4), cuprita (Cu_2O), casiterita (SnO_2), rutilo (TiO_2), cincita (ZnO) y bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).
- **Carbonatos.** Calcita (CaCO_3), cerusita (PbCO_3), smithsonita (ZnCO_3), magnesita (MgCO_3) y siderita (FeCO_3).
- **Halogenuros.** Fluorita (CaF_2), halita (NaCl) y silvina (KCl).
- **Sulfuros.** Galena (PbS), blenda (ZnS), pirita (FeS_2), cinabrio (HgS) y argentita (Ag_2S).
- **Sulfatos.** Baritina (BaSO_4), anglesita (PbSO_4) y celestina (SrSO_4).
- **Silicatos.** Circón (ZrSiO_4) y berilo ($\text{Be}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$).

En el mar, algunos de estos compuestos están disueltos, habiendo iones Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} y K^+ . Por evaporación de grandes masas de agua en épocas geológicas pasadas, se han formado depósitos salinos de cloruros, carbonatos y sulfatos solubles. Además, en los fondos oceánicos aparece manganeso asociado a otros metales, como hierro, níquel, cobalto y cobre.

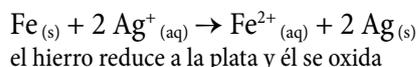
⇒ Propiedades de los elementos metálicos

- **Físicas.** Son buenos conductores de la electricidad y del calor, tienen una elevada densidad en general, y son muy deformables.
- **Mecánicas.** Dentro de las propiedades físicas, sería interesante definir unas propiedades relacionadas con las fuerzas a las que son sometidos los metales, y que son de gran interés industrial:
 - **Dureza.** Resistencia que opone un cuerpo al ser penetrado por otro. Ejemplo: un cuerpo es rallado por otro.
 - **Elasticidad.** Capacidad de recobrar la forma original cuando un cuerpo es deformado. Ejemplo: una regla es elástica.

- **Plasticidad.** Capacidad de un cuerpo por deformarse permanentemente sin llegar a romperse. Ejemplo: la plastilina.
- **Ductilidad.** Plasticidad de un cuerpo frente a un esfuerzo de tracción. Ejemplo: de un metal pueden hacerse hilos.
- **Maleabilidad.** Plasticidad de un cuerpo frente a un esfuerzo de compresión. Ejemplo: de un metal pueden hacerse películas o capas muy delgadas.
- **Tenacidad.** Capacidad de absorber energía frente a esfuerzos bruscos antes de romperse o deformarse. Ejemplo: algo frágil, que se rompe con facilidad, no es tenaz.
- **Fusibilidad.** Rapidez con que un cuerpo pasa del estado sólido al líquido por efecto del calor. Ejemplo: un metal funde más rápido que otro cuando empiezan ambos a fundir.
- **Químicas.** Son poco electronegativos. Tienen tendencia a ceder electrones de valencia para formar cationes metálicos. Sus números de oxidación en los compuestos suelen ser positivos. Veamos una tabla con sus potenciales estándar de reducción (E°/V) ordenados de manera creciente:

Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Hg	Pt	Au	
3,05	2,93	2,87	2,71	2,37	1,66	0,76	0,74	0,44	0,40	0,28	0,25	0,14	0,13	0	0,15	0,80	0,85	1,20	1,50	
Potenciales de reducción negativos															Potenciales reducción positivos					

Los primeros son los llamados *metales reductores* o *activos*, y mayor es su efecto reductor cuanto más negativo es su E° . Los segundos son los *metales oxidantes* o *nobles*, y menor es su actividad reductora cuanto mayor sea su E° . Entonces, un metal de esta tabla siempre puede reducir a otro de su derecha (estando éste en forma catiónica), pero no al revés. Por ejemplo:



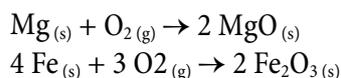
⇒ *Importancia biológica de los elementos metálicos*

Muchos metales son oligoelementos muy importantes para la vida. Algunos son *esenciales*, que significa que son imprescindibles para un correcto desarrollo de las funciones vitales, y evitar trastornos en ellas, como el calcio, que es componente fundamental de los huesos o el hierro, componente esencial en la hemoglobina.

⇒ *Reacciones de los elementos metálicos*

Como dijimos, los hay que se encuentran en estado libre o nativo, como oro, plata, platino o cobre, pero lo normal es que aparezcan combinados con oxígeno u otros elementos más electronegativos que ellos, formando los minerales.

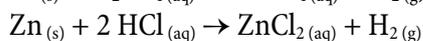
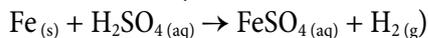
- **Con oxígeno.** Los metales activos se oxidan más fácilmente cuanto menor sea su E° . Son óxidos estables de carácter básico. Con los metales nobles, los óxidos son más difíciles de formar y son más inestables.



- **Con agua.** Los metales activos reaccionan más fácilmente con agua cuanto menor sea su E° . Puede incluso ser una reacción violenta. Tras la reacción se forma hidrógeno gas. Cuanto menos reductores son, más les cuesta reaccionar con el agua, y sólo lo hacen con agua vapor. Los metales nobles no reaccionan.



- **Con ácidos.** Los metales activos reaccionan con ácidos no oxidantes, como clorhídrico o sulfúrico diluido, con formación de hidrógeno. Los metales nobles sólo reaccionan con ácidos oxidantes, como nítrico o sulfúrico concentrado. Los nobles sólo pueden ser atacados por *agua regia*, mezcla de clorhídrico y nítrico.



2. La metalurgia

Metalurgia es la ciencia y tecnología que trata de la obtención de los metales. Ya de épocas remotas los metales han estado ligados a la cultura humana, tras la *Edad de piedra*. Los primeros metales conocidos fueron los que se encontraban en *estado nativo* o libre, como el oro, el cobre o la plata, y se utilizaban para la ornamentación, o para fabricación de utensilios, como en el caso del cobre, que da nombre a la cultura llamada *Edad de cobre*. Más tarde, alrededor del 3000 aC. se obtuvo estaño a partir de sus minerales, y después, por aleación con cobre se obtuvo bronce, comenzando así una nueva cultura, en torno al 2500 aC., la *Edad de bronce*. Posteriormente, o también de manera independiente, alrededor del 2000 aC. se obtuvo hierro, empezando una nueva época, la *Edad de hierro*.

El panorama actual de la metalurgia no ha dejado de ser prometedor. Su interés económico es enorme. Actualmente, podríamos considerar que nos encontramos en la *Edad de acero*. Diferentes metales se utilizan con diferentes fines, y deben obtenerse y tratarse según diferentes procesos metalúrgicos. Nosotros vamos a diferenciar tres etapas básicas que se siguen en el proceso metalúrgico: las operaciones premetalúrgicas, las metalúrgicas y los tratamientos posteriores.

3. Operaciones premetalúrgicas. Preparación de la mena

Una etapa previa a cualquier proceso metalúrgico químico incluye obviamente un estudio de las condiciones de rentabilidad para la extracción del metal a partir de la materia prima de la que se dispone. De la fuente natural del mineral o *mina* se extrae un mineral de calidad y pureza variables, que habrá que depurar. Sólo si el balance de costos de todo el proceso resulta rentable (lo cual depende de la calidad de la materia prima y del valor económico del metal), pasaremos a la primera etapa del proceso metalúrgico. Ésta consiste en preparar la materia prima a partir de la cual se obtendrá el metal. Esta materia se llama *mena*, y se trata de mineral sucio que hay que procesar hasta concentrarlo al máximo, separándolo de la parte inútil, llamada *ganga*. Los pasos son los siguientes:

- **Trituración.** Se reduce la mena hasta un tamaño en el que la mayor parte de ella pueda quedar separada de la parte inútil o ganga.
- **Concentración.** Se aumenta la riqueza de la mena tratando de eliminar más parte de ganga. Hay varios métodos:
- **Separación magnética.** En minerales que contienen metales ferromagnéticos (como Fe o Co) se aprovechan sus cualidades magnéticas para separar la mena de la ganga, mediante un potente electroimán acoplado a una cinta.
- **Flotación.** Muy útil para sulfuros, carbonatos y silicatos. El mineral triturado se introduce en una célula de flotación. Se añade una *sustancia colectora*, que recubre las partículas de mena, y un *agente espumante*. Mediante la inyección de corrientes de aire, se logra que la mena con los aditivos ascienda, con lo cual puede recogerse con la espuma, mientras que la ganga sale de la célula por otra vía.
- **Sinterización.** En muchos casos los minerales obtenidos después de los procesos anteriores están en forma de polvo y necesitan ser procesados. Hay que sinterizarlos, es decir, calentarlos energícamente.

te, aproximándose a su punto de fusión, para que se aglomeren de nuevo sus partículas en masas compactas de mayor tamaño con las que poder continuar trabajando en el proceso metalúrgico.

4. Operaciones metalúrgicas. Tratamiento de la mena

Estas operaciones tienen como finalidad reducir el metal, es decir, transformar su número de oxidación positivo llevándolo hasta cero, lo cual equivale a aislar el metal. La preparación de cada metal a partir de cada mineral tiene su propio método (como pudiste ver en los apartados de preparación de los distintos elementos en el tema 14):

- **Metales súper activos** (Li, K, Ca, Na, Mg). Se obtienen por reducción electrolítica de los cloruros fundidos.
- **Aluminio**. Se obtiene por reducción electrolítica del óxido anhidro con criolita fundida.
- **Metales de transición** (Mn, Zn, Cr, Fe, Ti, V, W, Mo) y Pb y Sn. Se obtienen por reducción del óxido con un metal más reductor, con carbón de coque, monóxido de carbono o hidrógeno.
- **Metales nobles** (Cu, Ag, Pt, Au) y Hg. El metal está en *estado nativo*, por tanto no hay que tratarlo. Si está con azufre, hay que tostarlo.

Nosotros vamos a estudiar dos vías de operaciones metalúrgicas:

⇒ Por reducción química (*pirometalurgia*)

Se trata de una reducción por acción térmica y se utiliza para obtener metales de transición y demás, como Fe, Cu, Zn, Pb, Sn, etc. Se pueden diferenciar dos pasos en este proceso:

- **Obtención de óxido del metal**. Se puede conseguir por dos caminos:
 1. **Calcinación**. Se realiza en minerales formados por hidróxidos o carbonatos.

$$2 \text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

$$\text{ZnCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{ZnO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$
 2. **Tostación**. Se realiza en minerales formados por sulfuros. En el caso del mercurio, se obtiene directamente en forma gas y libre de oxígeno, y luego se hace condensar:

$$2 \text{ZnS} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ZnO} (\text{s}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$$

$$\text{HgS} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Hg} (\text{g})$$
- **Obtención del metal libre de oxígeno**, haciendo reaccionar el óxido con carbón de coque, monóxido de carbono, hidrógeno u otro metal más reductor:

$$\text{SnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{Sn} (\text{l}) + 2 \text{CO} (\text{g})$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{CO} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe} (\text{l}) + 3 \text{CO}_2 (\text{g})$$

$$\text{WO}_3 (\text{s}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{W} (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{Al} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Cr} (\text{l}) + 3 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$$

⇒ Por reducción electrolítica (*electrometalurgia*)

Este método de reducción se utiliza para los metales muy reductores y reactivos, como K, Na, Mg o Al. Para ello, se realiza la lisis de las menas de los respectivos metales, en una cuba electrolítica, y a elevada temperatura. Los metales suelen obtenerse fundidos, en forma de lingotes, en el cátodo de la cuba. Debido a su importancia, nosotros vamos a estudiar dos ejemplos (que ya vimos en el tema 14):

- **Obtención del aluminio**. Este elemento se obtiene a partir del mineral bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$), que se purifica hasta conseguir alumina pura (Al_2O_3). En una cuba electrolítica, y por un proceso estándar llamado *Hall-Héroult*, que data del siglo XIX, se obtiene aluminio líquido que se hace solidificar en lingotes, tras rebajar su punto de fusión con la adición de *criolita* (Na_3AlF_6). Puedes repasar el proceso en el tema 14 (preparación del aluminio).

- **Obtención del magnesio.** Este elemento se obtiene a partir del agua de mar, en donde se encuentra en un 0,13 % en masa. Puedes repasar el proceso en el tema 14 (preparación del magnesio). A partir de este proceso se separa por electrólisis la sal $MgCl_2$ en Cl_2 gas y Mg líquido.

5. Obtención y purificación del metal. El afino

Una vez hemos conseguido un metal bastante puro y libre de otros elementos que le acompañaban en la mena, ahora hace falta retirar otras impurezas, producto de los tratamientos electrolíticos anteriores, y que rebajan sus cualidades como buen metal. Vamos a estudiar diferentes métodos que hay para ello, se trata del *afino*:

- **Por destilación.** Se utiliza para purificar los metales con punto de ebullición relativamente bajo, como Hg, Zn y Mg. Se trata de destilar o separar fraccionadamente el metal y sus impurezas, por lo que es una técnica óptima para cuando más diferentes tengan estos sus puntos de ebullición. El cinc (pe. 906 °C), por ejemplo, puede separarse por este proceso de las impurezas de cadmio (pe. 765 °C) y plomo (pe. 1725 °C).
- **Por zonas.** Se trata de una técnica empleada en casos en los que es necesario obtener un metal muy puro para sus aplicaciones. Es el caso del silicio como semiconductor, por ejemplo. Un sistema de calefacción eléctrico por inducción va recorriendo una barra de metal bruto, con lo que funde y arrastra a su paso sus impurezas. Repitiendo este proceso se logra una barra de metal de pureza superior al 99,99 %.
- **Afino electrolítico.** Mediante este proceso se obtiene el cobre, que requiere ser purificado para mejorar sus cualidades como conductor eléctrico. En una cuba electrolítica el cobre bruto (con impurezas de Zn, Fe, Au, Ag) actúa como ánodo y en el cátodo se recoge el cobre puro.
- **Por oxidación.** Es el proceso que se sigue para la purificación del hierro bruto y fabricación de acero. El oxígeno se combina con las impurezas del fundido para formar óxidos, que se volatilizan. Se pueden retirar del acero de esta manera C, Si, Mn y S, hasta lograr las cantidades deseadas, ya que en exceso empeorarían las cualidades del acero.
- **Por fusión.** Basado en la misma idea que el afino por destilación, se pueden separar los metales fundiéndolos justo por encima de su punto de fusión, sin sobrepasarlo mucho, para que no fundan sus impurezas también. Es un método utilizado con el Sn.

6. Operaciones y tratamientos químicos posteriores. Las aleaciones

Como hemos visto, es importante retirar las impurezas del metal, pero como vamos a ver ahora, también es importante añadirle otros elementos en pequeñas cantidades para mejorar de la misma manera sus propiedades. Este hecho es bien conocido desde la antigüedad. Desde un punto de vista químico se trata de aprovechar las propiedades coligativas de una disolución formada por dos metales fundidos en diferente proporción, una vez éstos han solidificado. Normalmente se habla de *metal base*, en mayor porcentaje (que sería el disolvente), y de *agentes ligadores* (que serían los solutos, uno o varios). Estas mezclas se llaman *aleaciones*, y ciertas de sus propiedades coligativas son mejores para determinadas aplicaciones que las de los metales que se unen por separado antes de hacerlo. Así, las aleaciones pueden ser más tenaces, elásticas o duras. Según la mejora que aportan, las aleaciones pueden clasificarse en anticorrosivas (evitan el deterioro del metal causado por diferentes agentes), fusibles (reducen el punto de fusión del metal), magnéticas (aportan calidad de imantable), ligeras (reducen el peso específico del metal), etc. Vamos a ver algunos ejemplos:

- **Bronce.** Aleación de cobre y estaño, conocida desde el 3000 aC. y que fundó la Edad de bronce. Es un compuesto de típico color cobrizo, como podemos ver en las estatuas.
- **Acero.** Aleación de hierro con elementos no metálicos, como carbono y silicio, entre otros. El contenido de carbono puede llegar hasta el 1,5 %.

- **Acero inoxidable.** Acero tratado con cromo y níquel, que lo hacen más duro a la vez que le dan el color característico. Con manganeso gana tenacidad. Tiene un brillo muy noble, aunque los hay también mates, o semimates. Es muy resistente a la corrosión, por lo que aguanta muy bien en la intemperie, aunque no se suele utilizar en obra pública por su elevado coste, y por haber otras opciones también eficientes y más baratas. Se utiliza mucho en varias tecnologías y maquinaria muy variada. El de los utensilios de cocina contiene 72 % Fe, 18 % Cr y 10 % Ni.
- **Latón.** Aleación de cobre, blando, y cinc, que lo endurece. No tiene un brillo muy noble. 25 – 45 % Zn y 75 – 55 % Cu.
- **Alpaca.** También llamadas platas alemanas, tienen aspecto de plata con brillo mate. 50 – 70 % Cu, 13 – 25 % Ni y 13 – 25 % Zn.
- **Oro blanco.** Se utiliza en joyería. 80 % Au, 5 % Cu, 10 % Ni y 5 % Zn.
- **Magnalio.** Se utiliza para brazos de balanzas y elementos ligeros. 90 % Al y 10 % Mg.
- **Duraluminio.** Muy duro y resistente al calor, común en la industria aeronáutica. 94,5 % Al, 4 % Cu, 1 % Mg y 0,5 % Mn.
- **Soldadura blanda.** Funde a menos de 450 °C y se utiliza en circuitería electrónica. 67 % Pb y 33 % Sn. La soldadura fuerte, en contraposición, es la que se utiliza para otras necesidades (unir mayores piezas, más resistencia, etc.) y utiliza otros materiales y técnicas, como cable de cobre o electrodos de acero suave, y una temperatura superior a los 450 °C.
- **Constantán.** Se utiliza en termoelementos, es decir, elementos en los que se requiere una conductividad eléctrica constante en un amplio rango de temperaturas. 55 % Cu y 45 % Ni.
- **Oros.** El oro puro o de 24k es demasiado blando para ser usado normalmente y se endurece aleándolo con plata y/o cobre, con lo cual podrá tener distintos tonos de color o matices. Vamos a ver algunas de sus aleaciones utilizadas en joyería:
 - a) Oro amarillo. 1000 g de oro amarillo contienen 750 g de oro, 125 g de plata y 125 g de cobre.
 - b) Oro rojo. 1000 g de oro rojo contienen 750 g de oro y 250 g de cobre.
 - c) Oro rosa. 1000 g de oro rosa contienen 750 g de oro, 50 g de plata y 200 g de cobre.
 - d) Oro blanco. 1000 g de oro blanco contienen 750 g de oro y 160 g de paladio y 90 g de plata.
 - e) Oro gris. 1000 g de oro gris contienen 750 g de oro, alrededor de 150 g de níquel y 100 g de cobre.
 - f) Oro verde. 1000 g de oro verde contienen 750 g de oro y 250 g de plata.
 - g) Oro azul. 1000 g de oro azul contienen 750 g de oro y 250 g de hierro.

Además de estos tratamientos químicos de los que hemos hablado, existen otros tratamientos térmicos y/o termoquímicos que se aplican a los metales en vista a mejorar todavía más sus cualidades. Como la mayoría de estos tratamientos se hacen sobre el acero, vamos a hablar de ellos en el siguiente punto, de la industria del hierro y acero.

7. Caso práctico: la industria del hierro o siderurgia

⇒ *Panorama mundial*

La industria del hierro, también llamada siderurgia, es muy importante a nivel mundial, ya que el hierro se utiliza para infinidad de aplicaciones, como materiales soporte para la construcción, maquinaria diversa, ferrocarril, construcción de puentes y barcos, etc. El hierro representa un 4,7 % de la masa de la corteza terrestre. En estado puro tiene el punto de fusión sobre los 1500 °C y una densidad casi 8 veces la del agua. Se encuentra en diversos minerales, como oligisto (Fe_2O_3), limonita ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), magnetita (Fe_3O_4), siderita (FeCO_3) y pirita (FeS_2). Las principales reservas de hierro se encuentran en Estados Unidos, Rusia, Suecia, Noruega, Francia, Gran Bretaña, India y Alemania.

⇒ **Situación en España. Operaciones premetalúrgicas**

En España el hierro se extrae del oligisto y la limonita, y los yacimientos más importantes están en el centro-norte y noroeste de la península, y en el centro-este y sureste. Las menas se concentran lo necesario y se aglomeran debidamente para ser procesadas posteriormente.

⇒ **Operaciones metalúrgicas**

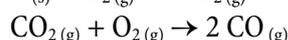
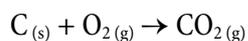
En España el hierro fundido o *arrabio* se obtiene por el método del *horno alto*. Se trata de un horno de gran capacidad, que puede producir unas 3000 Tm diarias de arrabio, y que tiene una forma bicónica (dos conos truncados con la base común, en posición vertical), con varias zonas estratégicas: por encima tiene el *tragante*, o boca para introducir la materia prima. También tiene aquí una salida para los gases producidos. La temperatura del horno (cuando éste funciona) va aumentando desde arriba gradualmente conforme nos acercamos a la zona de diámetro máximo del horno, estando la máxima en el llamado *vientre*. Justo por debajo del vientre se encuentran las *toberas*, o entradas de aire caliente. En los *crisoles* se recoge el arrabio y la *escoria*, es decir, los subproductos sin hierro, resultantes de todo el proceso.

La materia prima introducida por el tragante consiste en:

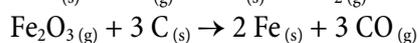
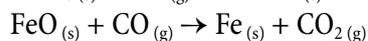
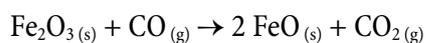
- **Mena** concentrada y debidamente tratada.
- **Carbón de coque**, que sirve para mantener la combustión, subir la temperatura, y reducir químicamente la mena.
- **Fundente**, que es un compuesto que va a unirse a la ganga de la mena bruta formando la escoria, o parte desechable, sin hierro. El fundente utilizado no siempre es el mismo, sino que se utiliza el más afín a la ganga, según la naturaleza del mineral de hierro.

En el horno tienen lugar varias reacciones. En general, los gases ascienden y la carga sólida desciende verticalmente:

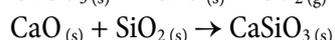
- **El aire caliente inyectado** por las toberas quema el carbón de coque y se forma el monóxido, agente reductor muy importante en el proceso. Las reacciones son fuertemente exotérmicas.



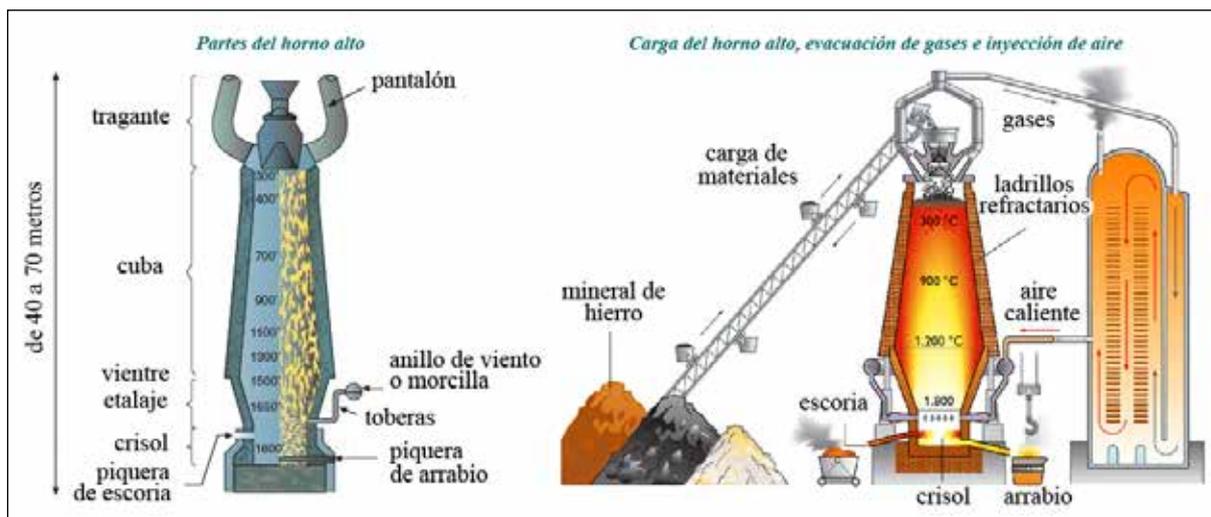
- El monóxido reduce los óxidos de hierro. Como resultado se produce dióxido que puede volver a transformarse en parte en monóxido como vimos antes. Muchos gases escapan por el tragante, pero se utilizan para calentar el aire introducido por las toberas. El carbón de coque también puede reducir directamente los óxidos de hierro.



- **Formación de la escoria.** Veamos qué escoria se forma cuando el fundente es caliza (CaCO₃) y la ganga del mineral es *silice* (SiO₂):



- **Carburación y fusión.** En el vientre del horno, o zona de carburación, tiene lugar la reacción de combinación del hierro con el carbón de coque, formando carburo de hierro, que reduce el punto de fusión del hierro, y permite recoger en los crisoles un arrabio o *fundición de primera fusión*, que contiene de un 3,5 a un 4,5 % de carbono. Esta fundición queda protegida de la oxidación del aire por una capa de escoria, que flota por encima de ella. Las escorias se utilizan posteriormente para la preparación de abonos, cementos o materiales *refractarios* (que mantienen el calor).



⇒ El afino. Obtención de productos siderúrgicos

La fundición de primera fusión una vez sólida no tiene unas buenas cualidades mecánicas, es frágil y rompible y, por tanto, no puede utilizarse directamente en distintas aplicaciones. Como hemos visto contiene carbono de un 3,5 a un 4,5 %, además de distintas impurezas, provenientes del mineral o del carbón. El afino del hierro trata de rebajar básicamente su contenido en carbono hasta los índices deseados, lo cual se consigue, en general, oxidando con oxígeno parte del carbono y otras impurezas del arrabio. Como consecuencia, cambian las propiedades de la aleación y la hacen más indicada para determinados usos. En general, el menor contenido en carbono da un aspecto y un brillo más metálicos y aumenta el punto de fusión de la mezcla. Veamos diferentes grados de afino:

- **Fundiciones.** Tras una nueva fusión, y adición de oxígeno, el arrabio se descarbura hasta contener de un 2,5 a un 3,5 % de carbono. Es el llamado *hierro colado* o *fundición*. Las fundiciones *blancas* tienen su punto de fusión sobre 1100 °C y son duras y quebradizas. Las *grises* tienen un punto de fusión algo más alto, de 1200 °C, con lo que son más blandas pero menos frágiles que las blancas. Estos tipos de hierro se pueden utilizar para hacer moldes de piezas, bancadas de maquinaria, bloques de motores, alcantarillado y alumbrado, etc., es decir, piezas en donde se requiere la fuerza del hierro, pero que no tengan que soportar grandes esfuerzos ni estén sometidas a fuertes golpes, ya que estas fundiciones son en general poco tenaces y poco dúctiles. Se pueden romper con cierta facilidad.
- **Hierro dulce.** Es un hierro muy puro, contiene de un 0,1 a un 0,2 % de carbono, menos que en el caso anterior por haber sido sometido a un proceso de oxidación más fuerte. Su punto de fusión está sobre los 1500 °C. Es muy tenaz, resistente al choque y a la corrosión. Entonces se utiliza en casos en donde se necesita un material más noble y de más precisión, como en la fabricación de electroimanes, etc. El *hierro forjado* es una variedad de hierro dulce cuyas aplicaciones en la artesanía de este metal son históricas. El nombre hace referencia a la manera de tratarlo, porque se le da forma martillándolo encima de un yunque, cuando está muy caliente (al rojo) y se endurece enfriándose rápidamente, en un cubo de agua. Es poco tenaz y puede soldarse mediante forja. Es duro, maleable y fácilmente aliable con otros metales, sin embargo es relativamente frágil. El hierro forjado ha sido empleado durante miles de años, y ha sido la composición más habitual del "hierro" tal como se ha conocido a lo largo de la historia.
- **Acero.** Es el más importante de los productos siderúrgicos. Se utiliza en la construcción de maquinaria, recipientes en industria química, instrumentos médicos, en la construcción, etc. Su contenido en carbono está entre 0,2 y 1,5 %. Su punto de fusión es más bajo que en el hierro dulce: 1400 °C. Resiste a la corrosión, es higiénico, duro, elástico, y se puede procesar de muchas maneras para darle brillos y texturas diferentes. También se le añaden otros elementos, como Cr, Ni, V, W, Ti, Mo, etc. para darle

otras cualidades interesantes. Son los llamados aceros especiales. Industrialmente, se obtiene en una cuba llamada *convertidor*, que está recubierta interiormente por material refractario, para mantener la temperatura de fusión.

⇒ *Operaciones y tratamientos térmicos posteriores*

Como dijimos, los tratamientos térmicos posteriores pueden incluir procesos propiamente térmicos o procesos termoquímicos. Estos últimos no los incluimos dentro de aleaciones, porque en ellos sólo cambian las propiedades de la superficie del metal que se expone a dicho tratamiento, y no la totalidad de la masa.

• **Tratamientos térmicos**

- **Temple.** Su finalidad es aumentar la dureza y la resistencia del acero. Para ello, se calienta el acero a una temperatura ligeramente más elevada que la *crítica superior* (entre 900 – 950 °C) y se enfría luego más o menos rápidamente (según características de la pieza) en un medio como agua, aceite, etc.
- **Revenido.** Sólo se aplica a aceros previamente templados, para disminuir ligeramente los efectos del temple, conservando parte de la dureza y aumentar la tenacidad. El revenido consigue disminuir la dureza y resistencia de los aceros templados, se eliminan las tensiones creadas en el temple y se mejora la tenacidad, dejando al acero con la dureza o resistencia deseada. Se distingue básicamente del temple en cuanto a temperatura máxima y velocidad de enfriamiento.
- **Recocido.** Consiste básicamente en un calentamiento hasta temperatura de *austenitización* (800-925 °C), que es la temperatura a la que el acero forma austenita. Esto es deseable, porque la austenita, al ser enfriada rápidamente genera martensita, que es el cristal que da al acero la máxima resistencia posible si a ella le sigue un enfriamiento lento. Con este tratamiento se logra aumentar la elasticidad, mientras que disminuye la dureza. También facilita el mecanizado de las piezas al homogeneizar la estructura, afinar el grano y ablandar el material, eliminando la acritud (pérdida de ductilidad y maleabilidad) que produce el trabajo en frío y las tensiones internas.
- **Normalizado.** Tiene por objeto dejar un material en estado normal, es decir, ausencia de tensiones internas y con una distribución uniforme del carbono. Se suele emplear como tratamiento previo al temple y al revenido.

• **Tratamientos termoquímicos**

- **Cementación.** Aumenta la dureza superficial de una pieza de acero dulce, aumentando la concentración de carbono en la superficie. Se consigue teniendo en cuenta el medio o atmósfera que envuelve el metal durante el calentamiento y enfriamiento. El tratamiento logra aumentar el contenido de carbono de la zona periférica, obteniéndose después, por medio de temple y revenidos, una gran dureza superficial, resistencia al desgaste y buena tenacidad en el núcleo.
- **Nitruración.** Al igual que la cementación, con nitrógeno se aumenta la dureza superficial, aunque lo hace en mayor medida, incorporando nitrógeno en la composición de la superficie de la pieza. Se logra calentando el acero a temperaturas comprendidas entre 400 y 525 °C, dentro de una corriente de gas amoníaco, más nitrógeno.
- **Cianuración.** Con carbono y nitrógeno, se logra un endurecimiento superficial de pequeñas piezas de acero. Se utilizan baños con cianuro, carbonato y cianato sódico. Se aplican temperaturas entre 760 y 950 °C.
- **Carbonitruración.** Al igual que la cianuración, introduce carbono y nitrógeno en una capa superficial, pero con hidrocarburos como metano, etano o propano; amoníaco (NH₃) y monóxido de carbono (CO). En el proceso se requieren temperaturas de 650 a 850 °C y es necesario realizar un temple y un revenido posterior.

- **Sulfurización.** Con azufre, nitrógeno y carbono, se aumenta la resistencia al desgaste por acción del azufre. El azufre se incorporó al metal por calentamiento a baja temperatura (565 °C) en un baño de sales.

8. Actividades

1. Elige una opción:
 - a) Busca imágenes de despieces de los elementos de un coche e indica de qué tipo de metal podrían ser cada una de las piezas.
 - b) Piensa en grandes obras de la civilización humana que han sido realizadas con metal y enuméralas.
2. ¿Cuál es la situación de la industria del hierro en tu país? ¿Hay yacimientos de hierro? ¿Cuál es el producto que sale de las industrias siderúrgicas y en qué forma sale ese producto? ¿Qué otras empresas utilizan esos productos y cómo los transforman? Compara esta industria con la del aluminio y su importancia en tu país.
3. Busca información en internet sobre la corrosión de los metales y piensa qué consecuencias y daños puede causar en la sociedad.
4. Busca información e imágenes en internet acerca de los procesos de galvanizado y cincado e intenta buscar elementos de tu entorno que tengan tal revestimiento.
5. ¿De qué maneras pueden unirse dos piezas de hierro? ¿Cómo pueden luego protegerse de la corrosión?

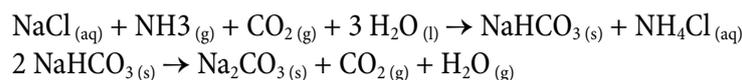
16. Moléculas de interés industrial

1. *Compuestos con elementos del bloque s*
2. *Compuestos con elementos del bloque d y f*
3. *Compuestos con elementos del bloque p*
4. *Compuestos con hidrógeno*
5. *Actividades*

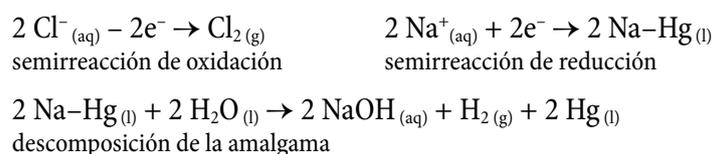
1. Compuestos con elementos del bloque s

⇒ *Compuestos con alcalinos*

- El **cloruro de sodio** (NaCl) es la conocida *sal de cocina*. Se extrae de las minas de sal, lugares donde se acumuló por desecación de grandes masas de agua marina. También puede obtenerse por evaporación del agua de mar. Se utiliza a nivel industrial para la preparación de otras sustancias, como las que veremos en seguida. En España están las minas de sal de Cardona (Barcelona), Cabezón de la Sal (Cantabria) y Torrevieja (Alicante), entre otras. Esto significa que el mar antes bañaba esos territorios y luego retrocedió.
- El **carbonato de sodio** (Na₂CO₃) es un sólido blanco que se utiliza en la industria del vidrio, para la fabricación de jabones, productos farmacéuticos, aditivos alimentarios, tratamiento de aguas. Se obtiene por el proceso Solvay en dos etapas:

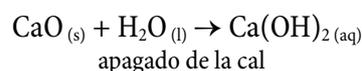
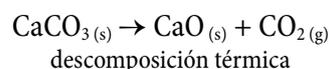
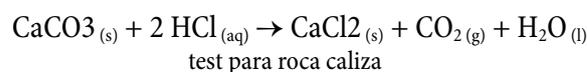


- El **hidróxido de sodio** (NaOH) es un sólido cristalino blanco muy soluble en agua, y tiene carácter muy básico disuelto en ella, que se utiliza en la fabricación del jabón, industria del colorante, del papel, seda artificial, y para la obtención de muchos otros productos químicos. Se puede preparar por electrólisis del cloruro de sodio en una cuba electrolítica en cuyo ánodo de grafito se desprende cloro gaseoso y en cuyo cátodo de mercurio se produce una amalgama de sodio con éste. Esta mezcla después se descompone con agua y produce hidróxido de sodio:



⇒ *Compuestos con alcalinotérreos*

- El **carbonato de calcio** (CaCO₃) es el compuesto de calcio más abundante en la naturaleza, presentándose en forma de *roca caliza*, típica del paisaje cárstico de Centroeuropa, por ejemplo. Se comprueba si una roca es de este tipo echándole una gotita de HCl, si reacciona y se desprende gas, lo es. El *mármol* es una forma cristalina, que puede presentar diferentes coloraciones, según sus impurezas. A partir de él se obtiene la *cal viva* (CaO), que es un subproducto industrial muy importante, mediante una reacción de descomposición a 800 °C. Esta cal, mediante una reacción de apagado con agua, se transforma en hidróxido de calcio (Ca(OH)₂ o *cal apagada*). Ésta, mezclada con arena, lleva usándose en construcción desde épocas remotas.



2. Compuestos con elementos del bloque d y f

⇒ *Compuestos con metales de transición*

- Muchos metales *d* y sus compuestos se utilizan como catalizadores para distintos procesos químicos. También tienen otras aplicaciones. Algunos ejemplos son:
 - **Titanio:** aceros especiales, material protésico-ortopédico, centrales energéticas, industria (aero) náutica, automovilística.
 - **Vanadio:** endurecimiento del acero, fabricación de herramientas.
 - **Cromo:** endurecimiento del acero, derivados oxidantes, acero, pinturas, tratamientos anticorrosivos.
 - **Manganeso:** derivados oxidantes, industria siderúrgica, aleaciones, pinturas y tintes.
 - **Hierro:** industria siderúrgica, acero.
 - **Cobre:** cableado eléctrico, aleaciones. Por considerarlo de interés, vamos a explicar el cambio de coloraciones de los tejados o esculturas de cobre: expuesto al aire, el color rojo salmón inicial del cobre se torna rojo violeta por la formación de óxido cuproso (Cu_2O), después se ennegrece por la formación de óxido cúprico (CuO), y finalmente, la coloración azul del Cu^{2+} se debe a la formación del ion complejo $[\text{Cu}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$.
 - **Cinc:** blanqueador en industrias variadas, como en pinturas, aleaciones, baterías y metalurgia de los metales preciosos.
 - **Plata:** aplicaciones variadísimas, desde el uso como metal precioso, aleaciones, espejos, electrónica, hasta armas blancas o fotografía, por la sensibilidad a la luz que presentan algunos derivados.
 - **Wolframio:** también llamado tungsteno, empezó a utilizarse en la fabricación de bombillas, sustituyendo al osmio o al rutenio en su época. El carburo de wolframio o *widia* (cuyo nombre heredó del alemán *Metal hart wie Diamant*) fue un logro de la tecnología alemana del siglo pasado, siguiéndose utilizando hoy en día por su g dureza a la abrasión y tratamiento del acero.
 - **Platino:** utilería química, como electrodos, catalizadores químicos, catalizadores de vehículos, que reducen la contaminación, joyería, electrónica.
 - **Oro:** metal precioso. El oro y sus muchas aleaciones se emplean bastante en joyería, fabricación de monedas y como patrón monetario en muchos países. Por su nobleza se utiliza en varios patrones, y en electrónica, por su resistencia a la corrosión.
 - **Mercurio:** termómetros, acumuladores eléctricos, piezas eléctricas variadas, como lámparas fluorescentes.
 - **Uranio:** enriquecido se utiliza para tecnologías nucleares, como la fisión, que tiene lugar en los reactores nucleares, que produce plutonio, entre otros subproductos raros y tóxicos. El uranio empobrecido se guarda como hexafluoruro (UF_6) en reservas.

⇒ *Compuestos con metales de transición interna*

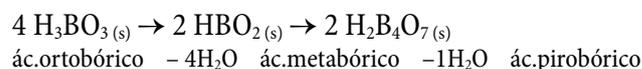
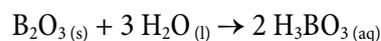
- Los lantánidos son metales muy activos y se suelen utilizar como catalizadores para el craqueo del petróleo, aprovisionamiento de materiales luminiscentes con aplicaciones tecnológicas, lámparas de mercurio, entre otros usos.

3. Compuestos con elementos del bloque p

⇒ *Compuestos con térreos*

- El aluminio tiene buenas cualidades como metal (poca densidad, maleable, tenaz, buen conductor de la electricidad, resistente a corrosión, etc.) pero aún mejores cuando se alea con otros metales. Se utiliza en líneas eléctricas de alta tensión, elementos de construcción, *menaje* casero, etc.

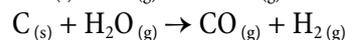
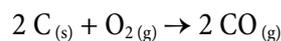
- Trióxido de boro y ácidos bóricos. El primero es un óxido ácido, B_2O_3 , que por disolución con agua da lugar al ácido ortobórico, H_3BO_3 . Por calentamiento y deshidratación se obtienen varios ácidos, y de ellos sales, como el tetraborato sódico decahidratado o *bórax* ($Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$) que se utiliza ampliamente en detergentes, suavizantes, jabones, desinfectantes y pesticidas, fungicidas y bactericidas.



- Hidruros de boro o boranos. El más importante es el diborano, B_2O_6 .

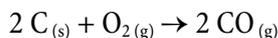
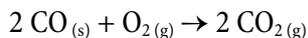
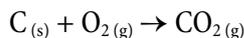
⇒ *Compuestos con carbonoideos*

- El carbono es un elemento muy importante por dos razones. La primera es que es un elemento fundamental para la vida, y se encuentra siempre en todas las biomoléculas, y por tanto en toda la materia viva, pudiendo formar cadenas hidrogenocarbonadas de larga longitud y gran masa molecular (consulta el tema de las biomoléculas). La segunda, porque es el elemento central sobre el que se basa toda la química del carbono, llamada también química orgánica, la cual incluye un enorme número de moléculas sintéticas muy importantes para la sociedad (consulta los temas de química orgánica), además de las ya mencionadas biomoléculas, que son naturales, aunque también pueden obtenerse en el laboratorio.
- El carbón y los combustibles fósiles. Según el grado de evolución en el proceso de formación de estos combustibles fósiles, consideramos distintos tipos de carbones según cuál sea el grado de carbonificación, y asimismo, su poder calorífico: turba (menos evolucionado y menos poder calorífico), lignito, hulla y antracita (más evolucionado y más poder calorífico). En el proceso de craqueo del petróleo, que puedes encontrar en el tema correspondiente de química orgánica, podrás observar la variedad de compuestos carbonados de gran interés industrial que se forman como resultado del tratamiento de los combustibles fósiles.
- Formas alotrópicas del carbono: el diamante es una piedra preciosa, muy dura, y el grafito es exfoliable, pudiéndose utilizar como lápiz, o en aplicaciones eléctricas, por ser conductor de la electricidad. El grafeno es un nuevo material muy prometedor y con nuevas posibilidades en el mundo de la tecnología, que está formado por capas únicas de las que componen el grafito. Tiene gran conductividad eléctrica y térmica, y sería un sustituto del silicio en la elaboración de chips.
- El monóxido de carbono (CO) es un gas incoloro, inodoro, muy tóxico y poco soluble en agua. Es un gas comúnmente utilizado en metalurgia por su carácter reductor. Es uno de los gases contaminantes más importantes de la atmósfera. Su toxicidad en elevadas concentraciones se basa en que se une al hierro del grupo hemo de la hemoglobina de los eritrocitos, por el que tiene unas doscientas veces más afinidad que el oxígeno. Este hecho reduce el transporte de O_2 por la sangre y puede causar una asfixia que puede conducir a la muerte, llamada muerte dulce, por no tener constancia de la pérdida de conocimiento. El gas se produce por combustión incompleta del carbono o por reacción del vapor de agua por encima del carbón de coque:

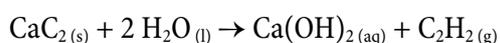


- El dióxido de carbono (también llamado anhídrido carbónico, CO_2) es un gas incoloro, inodoro, muy tóxico y poco soluble en agua. Es importante desde un punto de vista biológico, porque sirve de molécula base para la formación de materia orgánica a partir de la energía luminosa por organismos autótrofos mediante el proceso de la fotosíntesis. Además, es producto de desecho de la respiración celular. Es un gas importante en la atmósfera (0,9 % en el aire), y además es gas invernadero, es decir,

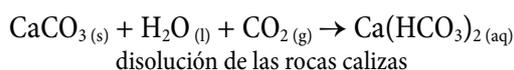
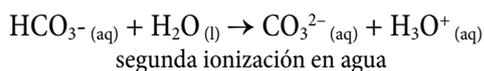
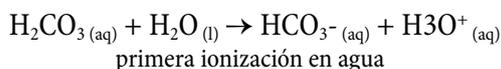
responsable, entre otros gases, de la subida de la temperatura del planeta. Se produce por combustión completa del carbono, combustión del CO, combustión completa de hidrocarburos, descomposición térmica de carbonatos, fermentación de la glucosa, tratamiento de carbonatos con ácidos, etc.:



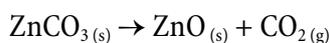
- Los carburos (de fórmula general C^{4-} o C_2^{2-}) son compuestos iónicos, como Be_2C o CaC_2 , aunque también los hay de mayor grado covalente, como SiC , el carborundo, casi tan duro como el diamante, semejante a él en estructura y que se utiliza, entre otras cosas, como abrasivo, en muelas y lijas. A partir del CaC_2 se obtiene acetileno (etino) por reacción con agua. El acetileno es un gas que se utiliza para un tipo de soldadura especial, el soplete acetilénico, que no sólo se utiliza para soldar, sino para cortar metales.



- El ácido carbónico (H_2CO_3) es una sustancia importante por dos cosas. Primera, porque es el resultado de la disolución del CO_2 de la atmosfera en el medio acuoso de la hidrosfera, y por tanto cierra el ciclo del carbono producto de la respiración celular en la hidrosfera. En realidad, las especies químicas que encontramos en disolución son el ion carbonato (CO_3^{2-}) y el ion hidrógenocarbonato (HCO_3^-). La segunda razón es porque constituye un sistema tampón de pH para los seres vivos, amortizando los cambios de pH de nuestro medio interno. El gas carbónico en disolución puede disolver el carbonato de calcio de las rocas calizas de la superficie terrestre y formar el hidrogenocarbonato de calcio, soluble. El gas carbónico también se utiliza para gasificar las bebidas gaseosas, también llamadas carbónicas o carbonatadas:



- Los carbonatos e hidrogenocarbonatos son compuestos formados a partir del ácido carbónico y cationes metálicos: sales ternarias. Los hidrogenocarbonatos suelen llamarse también sales ácidas, por contener restos de hidrógeno. Aún así, compuestos como el comúnmente llamado bicarbonato sódico (NaHCO_3), utilizado para neutralizar el ácido del estómago, tiene carácter básico. Cabe destacar, por su gran importancia en el ciclo del carbono, el carbonato de calcio, CaCO_3 , que se encuentra en la roca caliza del paisaje cárstico, y en una parte importante de la biomasa marina, en seres vivos como protozoos foraminíferos y moluscos (muy importantes para el plancton), en los celentéreos tipo corales que forman arrecifes, entre otros. Por tanto, si se desprende de estos por una subida global de la temperatura, una vez muertos, el carbono puede volver a la atmosfera. Por calentamiento, los carbonatos de cierto metal se rompen dando lugar al óxido de dicho metal y a dióxido de carbono:

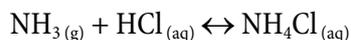
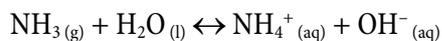


- El silicio se utiliza en la preparación de aleaciones de acero, fabricación de polímeros y como semiconductor en transistores, pilas solares, chips, etc.
- El *sílice* ($\text{SiO}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$) es importante para la vida por formar parte del caparazón de las algas diatomeas, y muy importante en la producción de biomasa oceánica.

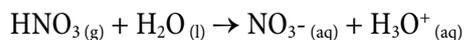
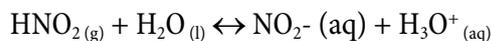
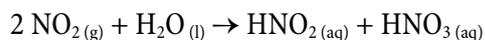
- Los silicatos (SiO_4 n veces · con metales intercalados, estructura básica de un átomo de silicio central en un tetraedro con 4 átomos de oxígeno en los vértices) tienen la misma importancia para la litosfera que los compuestos de carbono para la biosfera. Los silicatos son muy variados, y constituyen el 90 % de la corteza terrestre. El elemento silicio representa un 26 % de ésta en peso. Los átomos metálicos pueden ser Mg, Ca, Al, etc. Veamos algunos ejemplos:
 - Ortosilicatos: tetraedros independientes;
 - Piroxenos: cadenas simples de tetraedros que comparten dos átomos de oxígeno;
 - Anfíboles: cadenas dobles de tetraedros que comparten dos o tres átomos de oxígeno;
 - Filosilicatos: láminas de tetraedros que comparten tres átomos de oxígeno. Un ejemplo es la *caolinita*, que contiene aluminio;
 - Tectosilicatos: red tridimensional en la que cada tetraedro comparte sus cuatro átomos de oxígeno con tetraedros vecinos. No hay átomos metálicos. Un ejemplo es el *cuarzo*, que responde a la misma fórmula que el sílice, SiO_2 , pero deshidratado, y con diferente estructura molecular.
- El germanio se utiliza como semiconductor.
- El estaño se usa en la preparación de aleaciones, como el bronce (cobre con un 20 % de estaño) y en la fabricación de envases.
- El plomo se utilizaba antiguamente en las tuberías, pero hoy en día se usa básicamente en la fabricación de acumuladores eléctricos.

⇒ **Compuestos con nitrogenoideos**

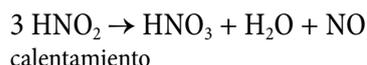
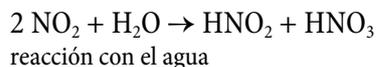
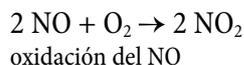
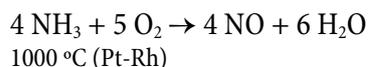
- El nitrógeno es un constituyente esencial para las proteínas y los ácidos nucleicos.
- El amoníaco (NH_3) es un compuesto covalente en el que el nitrógeno actúa con número de oxidación -3 . Sus moléculas son piramidales y muy polares. Es un gas incoloro, irritante, y su aplicación más importante es la fabricación de *fertilizantes*, entre muchas otras. En algunos fertilizantes se habla de su composición NPK (o índice relativo de nitrógeno, fósforo y potasio, por ejemplo 15-15-15), y es que el nitrógeno es muy importante porque limita el crecimiento de las plantas. Industrialmente se obtiene por el *proceso Haber*, que data de principios del siglo XX. En el laboratorio se puede preparar por reacción del cloruro de amonio (NH_4Cl) con exceso de base fuerte. El amoníaco es muy soluble en agua y se comporta como una base débil. Su ácido conjugado, el *amonio* (NH_4^+) también es muy soluble en agua y se comporta como ácido débil. La neutralización del amoníaco con ácidos da lugar a la formación de sales de amonio.



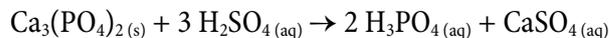
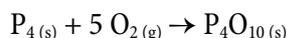
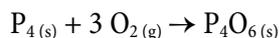
- Óxidos y oxácidos de nitrógeno. El nitrógeno actúa con número de oxidación positivo para formar N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 y N_2O_5 . Tienen carácter ácido y todos menos el último son gases. El monóxido de nitrógeno es un gas contaminante, que mezclado con el agua de la lluvia también se transforma en ácido nítrico, HNO_3 , uno de los causantes de la *lluvia ácida*. El dióxido de nitrógeno reacciona con el agua para formar los ácidos nitroso y nítrico:



- El ácido nítrico (HNO_3) es un líquido incoloro, muy soluble en agua, y que se obtiene industrialmente mediante el *proceso Ostwald*, cuyas reacciones principales tienes más abajo. Es un agente oxidante muy fuerte y reacciona con metales y no metales:



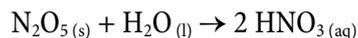
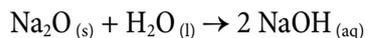
- Óxidos y oxoácidos de fósforo. El fósforo forma dos óxidos, P_4O_6 y P_4O_{10} . Tienen carácter ácido y son sólidos. Se preparan por combustión del *fósforo blanco* (forma alotrópica que vimos en el tema 14). En cuanto a los ácidos, son muy variados: está el ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , el ortofosforoso, H_3PO_3 , el ortofosfórico, H_3PO_4 , y el pirofosfórico, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, entre otros. El más importante es el ortofosfórico, por dos cosas. La primera es que forma parte de nucleótidos, ya bien constituyendo ácidos nucleicos, o bien moléculas de intercambio energético para los seres vivos (ATP, ADP, AMP, etc.). La segunda razón es que se utiliza para la producción de fertilizantes (P_2O_5), detergentes, dentífricos, bebidas carbonatadas, etc.



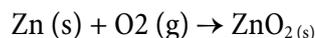
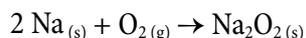
- Otras formas de fósforo también están presente en muchos compuestos orgánicos. Nuestros huesos, por ejemplo, tienen un 60 % de fosfato cálcico. En los dientes también es importante el fosfato cálcico hidratado, como constituyente del esmalte.

⇒ *Compuestos con calcógenos*

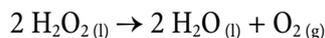
- El oxígeno se presenta en muchos compuestos, tanto inorgánicos, que son los que vamos a estudiar aquí, como orgánicos (repara los temas de química orgánica). También hay que recordar que es un elemento que siempre se encuentra en las biomoléculas y que forma el agua, que vamos a tratar en el último punto del tema, el del hidrógeno.
- Los óxidos (O^{2-}) pueden tener carácter básico e iónico, como Na_2O o MgO , o anfótero, como Al_2O_3 , o ácido y covalente, como SiO_2 , P_4H_{10} , SO_3 , o Cl_2O_7 , según el grupo al que pertenezca el elemento metálico combinado. En su reacción con agua dan bases o ácidos según el carácter metálico del elemento combinado:



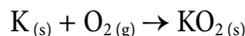
- Los peróxidos (O_2^{2-}) se forman por calentamiento al aire de metales alcalinos o alcalinotérreos:



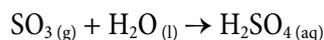
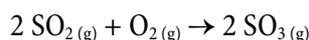
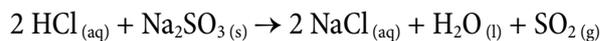
- El peróxido de hidrógeno (H_2O_2 , comúnmente llamada agua *oxigenada*) es utilizada en disoluciones diluidas como antiséptico, por su acción oxidante, además de ser agente blanqueador o combustible para cohetes espaciales. Se descompone fácilmente por calentamiento:



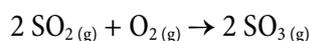
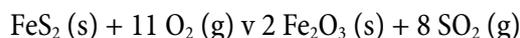
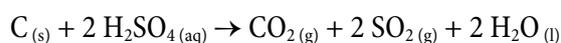
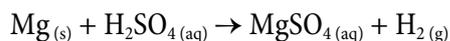
- Los superóxidos (O_2^-) los forman los metales alcalinos más reactivos tras reaccionar con el oxígeno:



- Los óxidos de azufre SO_2 y SO_3 son gases incoloros, tóxicos y responsables de la *lluvia ácida*, porque están en la atmosfera como contaminantes y forman ácido sulfúrico en combinarse con el agua de la lluvia, lo que causa su efecto corrosivo. El dióxido puede obtenerse en el laboratorio por reacción del ácido clorhídrico sobre sulfitos o por corrosión del cobre por ácido sulfúrico. El trióxido se obtiene por oxidación del dióxido. Ambos tienen carácter ácido y reaccionan con el agua formando los respectivos ácidos sulfuroso y sulfúrico:

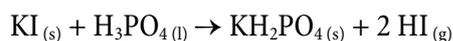
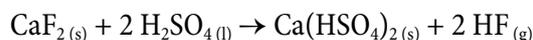
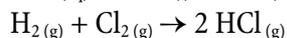
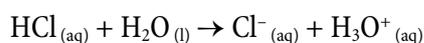
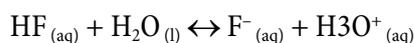


- El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un líquido incoloro y viscoso y sus disoluciones acuosas tienen carácter muy ácido y funciona como ácido fuerte. Se utiliza como agente deshidratante en procesos químicos, así como para la fabricación de fertilizantes, colorantes, detergentes, compuestos petroquímicos, fibras textiles, explosivos, acumuladores eléctricos (baterías de coches, por ejemplo), etc. Reacciona tanto con metales, desprendiendo hidrógeno, como con elementos no metálicos. Industrialmente se obtiene por el llamado *proceso de contacto*: primero se obtiene el dióxido a partir de minerales sulfurados, como la pirita (FeS_2) o por combustión del azufre. Después hay que oxidar éste a trióxido y finalmente tras otro ajuste, se hace reaccionar con agua:



⇒ *Compuestos con halógenos*

- Los halogenuros de hidrógeno, HF, HCl, HBr y HI, son gases incoloros y sus moléculas presentan marcada polaridad, a excepción del primero, que es un líquido porque sus moléculas polares presentan puentes de hidrógeno intermoleculares que hacen que su punto de fusión sea distinto de los otros. Como ya estudiamos, en disolución acuosa tienen carácter ácido, y se llaman *ácidos hidrácidos* (consulta el tema 14). El HF es débil, y los demás fuertes. El HCl también se conoce como *agua fuerte* (o *sulfumán*), y a la mezcla de éste con ácido nítrico sobre base acuosa, agua regia, que se llamaba así ya en tiempos de alquimia por resultar un ácido extremadamente fuerte, siendo el único que podía atacar incluso al rey (de ahí “regia”) de los metales, que era el oro. Los halogenuros de hidrógeno se pueden formar por reacción directa del hidrógeno con los respectivos halógenos, de manera violenta, o mediante una reacción de intercambio, por acción de un ácido concentrado, no volátil, sobre un halogenuro metálico:



⇒ *Compuestos con gases nobles*

Los gases nobles no son muy reactivos (como ya vimos en el tema 14) y no tienen muchas aplicaciones, por lo que son de escaso interés industrial.

4. **Compuestos con hidrógeno**

El hidrógeno forma hidruros (puedes repasarlos en el tema 14). Aparte de eso, aquí vamos a hablar del agua, como compuesto súper importante para la vida. Hidrógeno significa “formador de agua”.

- El agua está formada por un átomo central de oxígeno y por dos de hidrógeno, formando un ángulo de $104,5^\circ$. Además de esta geometría especial, como el átomo de oxígeno es de elevada electronegatividad, esto determina que la molécula sea fuertemente polar. Considerando ahora las cargas de la molécula, ésta presenta dos polos eléctricos, $\delta+$ y $\delta-$. El primero correspondería a los hidrógenos y el segundo al oxígeno. Por esa razón se les llaman *dipolos* también a las moléculas de agua. Por otra parte, entre moléculas de agua vecinas se establecen enlaces de hidrógeno. En el hielo cada molécula se une a otras cuatro como en una red tetraédrica, resultando una estructura rígida.

El punto de fusión del agua, que coincide con el de congelación, es de 0°C . Es la temperatura a la que coexisten los estados sólido (hielo) y líquido del agua. El punto de ebullición es 100°C : a esa temperatura coexisten los estados líquido y gaseoso (vapor de agua). Este amplio margen entre ambos puntos tiene un gran interés en la naturaleza: garantiza la existencia de agua líquida en un amplio margen de temperaturas. Su punto de fusión es muy alto, si lo comparamos con compuestos homólogos del mismo grupo, debido a los enlaces de hidrógeno que se forman entre moléculas en el solo caso del agua. Este mantenimiento del agua líquida tiene gran importancia para su circulación por el planeta y también para la biosfera.

Una de las propiedades físicas más curiosas e importantes del agua es su dilatación anómala. La experiencia nos dice que, cuando calentamos un cuerpo, se dilata y, cuando lo enfiamos, se contrae. Pero con el agua esto no sucede así. Cuando el agua se congela, se dilata. Es decir, aumenta de volumen: una masa de hielo tiene mayor volumen que la misma masa de agua. Este hecho se denomina *dilatación anómala del agua*, y es el responsable de que la densidad del hielo sea menor que la del agua líquida. Por esa razón flotan parcialmente los icebergs. La densidad del agua varía con la temperatura, de forma que la densidad máxima (1 g/cm^3) corresponde al agua líquida a una temperatura de $3,98^\circ\text{C}$. El hielo es menos denso. También es menos densa el agua más caliente que a estos $3,98^\circ\text{C}$. Gracias a la dilatación anómala del agua es posible la vida en los ecosistemas acuáticos. En un lago de montaña, por ejemplo, al llegar el invierno, el agua se congela. Pero como el hielo flota, solo se congela una delgada capa de agua, que queda en la superficie. El agua por debajo está muy fría, pero el hielo la aísla de las bajas temperaturas del exterior y así no llega a congelarse. Gracias a esto, las plantas y los animales acuáticos pueden sobrevivir en invierno. En la naturaleza, normalmente, siempre hay agua líquida bajo el hielo. En un charco de centímetros de profundidad no, claro está.

La polaridad de la molécula de agua la hace un disolvente muy bueno, en la naturaleza y en el laboratorio. Disuelve sustancias iónicas, como la sal de cocina, pero también moleculares polares, como el amoníaco. Al proceso de disolución de una sustancia con agua se le llama solvatación. En disolver sal en agua, por ejemplo, los cristales de sal se rompen y los iones Na^+ y Cl^- quedan separados y ambos se rodean o *solvatan* por los dipolos de agua, de manera que quedan enfrentadas cargas de signo contrario.

El agua tiene carácter anfótero, eso significa que dependiendo de las circunstancias y de con qué está reaccionando, puede comportarse como ácido o como base, es decir, puede ceder o tomar protones. Eso es así porque el agua se autoioniza (puedes repasarlo en el tema de ácidos y bases).

El calor específico de una sustancia es la cantidad de energía (en forma de calor) que hay que aportar para elevar en 1°C la temperatura de un gramo de esa sustancia. Se mide en julios por gramo y grado centígrado. El calor específico del agua es notablemente elevado: $4,184\text{ J/g }^\circ\text{C}$ (compárese este valor con

el del mercurio, 0,139 J/g °C). Esto quiere decir que para subir 1 °C la temperatura del agua, hace falta mucha energía y que, cuando el agua se enfría, libera mucho calor. Así, en zonas cercanas a la costa la temperatura ambiente suele ser más moderada que en las zonas de interior.

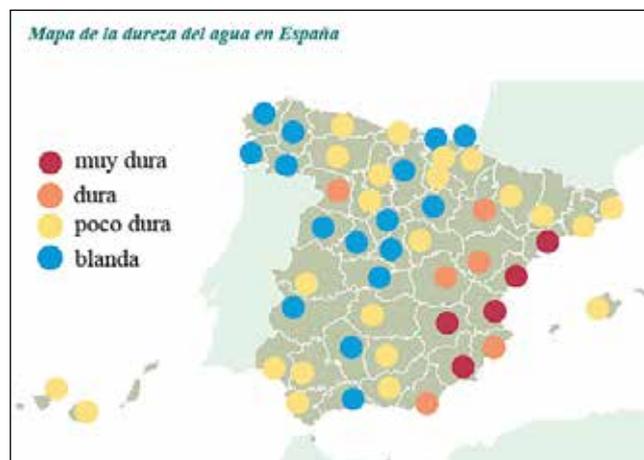
El calor de vaporización es la cantidad de calor que hay que aportar a un gramo de una sustancia en estado líquido para que se vaporice, es decir, para que pase a estado gaseoso. El agua tiene un calor de vaporización muy elevado. Esto quiere decir que es necesario aportar mucha energía para que se vaporice, y que, cuando se condensa, libera mucha energía. Esto hace que el agua sea una buena sustancia refrigerante del organismo. El agua que se evapora en la superficie de un ser vivo absorbe calor del organismo actuando como un regulador térmico.

El agua también forma hidratos de compuestos iónicos, al evaporarse de las disoluciones acuosas de los mismos, permaneciendo un resto en sus redes cristalinas. Un ejemplo sería $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Para terminar el tema, y como curiosidad, mencionaremos distintos tipos de agua: el agua salada sería la de los mares y océanos; el agua dulce la de ríos y resto de reservorios, también agrupadas dentro del término aguas continentales; el agua sosa o agua dura, es la que tiene una importante concentración de iones (por lo suele estropear antes los electrodomésticos, impide la formación de jabón, es peor para mantener una boca sana a salvo de las caries, etc.); el agua blanda vendría a ser lo contrario; el agua lluvia, sería la caída del cielo, con mucha menos salinidad; el agua destilada contiene trazas de elementos y se utiliza para prácticas concretas, el agua desmineralizada es agua comercial a la que se le quitan los iones (pudiéndola utilizar para el radiador del coche o para la plancha); las aguas blancas son las aptas para el consumo y las aguas negras son las residuales.

5. Actividades

1. Busca información sobre el proceso Haber de síntesis industrial del amoníaco y razona por qué motivos es tan importante.
2. Observa el siguiente gráfico y responde después:



Investiga por qué razones el mapa es así y no de otra manera. Busca un mapa de tu país que muestre el tipo de agua, según su dureza, por zonas. Infórmate de los problemas que conlleva el agua dura.

3. Busca información sobre la lluvia ácida e indica después cómo se podría solucionar este problema.
4. Busca información sobre el efecto invernadero e indica después si es un problema, y si lo es, indica cómo se podría solucionar.
5. ¿Cómo ayuda el flúor de la pasta dentífrica a mantener sanos nuestros dientes y libres de caries?

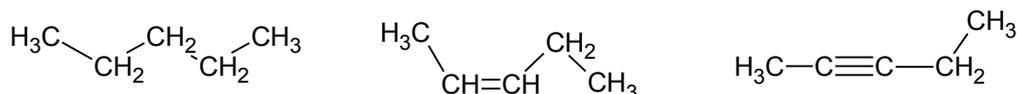
17. El átomo de carbono. Isomería y reacciones orgánicas

1. Cadenas carbonadas
2. Tipos de enlace del carbono
3. Propiedades físico-químicas
4. Representación de las moléculas orgánicas
5. Grupos funcionales y series homólogas
6. Isomería
7. Reacciones orgánicas
8. Actividades

Cadenas carbonadas

Más del 95% de las sustancias químicas conocidas son compuestos del carbono y más de la mitad de los químicos actuales en el mundo se denominan a sí mismos químicos orgánicos. Todos los compuestos responsables de la vida (ácidos nucleicos, proteínas, enzimas, hormonas, azúcares, lípidos, vitaminas, etc.) son sustancias orgánicas. La industria química (fármacos, polímeros, pesticidas, herbicidas, etc.) juega un papel muy importante en la economía mundial e incide en muchos aspectos de nuestra vida diaria con sus productos.

El carbono es el único elemento que puede unirse a otros átomos de carbono formando cadenas que pueden llegar a tener más de 100 átomos. Los ángulos entre orbitales con hibridación sp^3 y con hibridación sp^2 determinan que estas cadenas no tengan aspecto de línea recta, sino de zigzag. Sólo son lineales los sectores de moléculas que presentan triples enlaces.



Las cadenas carbonadas pueden ser abiertas o cerradas y pueden presentar ramificaciones o no. Los átomos de carbono de las moléculas orgánicas se clasifican según estén unidos a 1, 2, 3 ó 4 átomos de carbono:

Primarios (C1)	Secundarios (C2)	Terciarios (C3)	Cuaternarios (C4)
H_3C-CH_3	$H_3C-CH_2-CH_3$	$H_3C-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-CH_3$	$H_3C-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-CH_3$

Las propiedades determinadas por átomos o grupos de átomos son diferentes según estén sobre un C1, C2 ó C3 debido a la diferente polarización de los enlaces C – C respecto a los C – H y a las diferentes posibilidades de estabilización de los intermedios de la reacción.

2. Tipos de enlace del carbono

La configuración electrónica del C es $1s^2 2s^2 2p^2$ por lo que en teoría podría formar dos enlaces covalentes a partir de los dos electrones desapareados de su capa de valencia.

Sin embargo, la mayoría de los compuestos están formados por carbono tetravalente debido a que uno de los dos electrones del orbital 2s “promociona” hasta el orbital 2pz que está vacío. Así se obtienen cuatro electrones desapareados que pueden formar 4 enlaces covalentes.

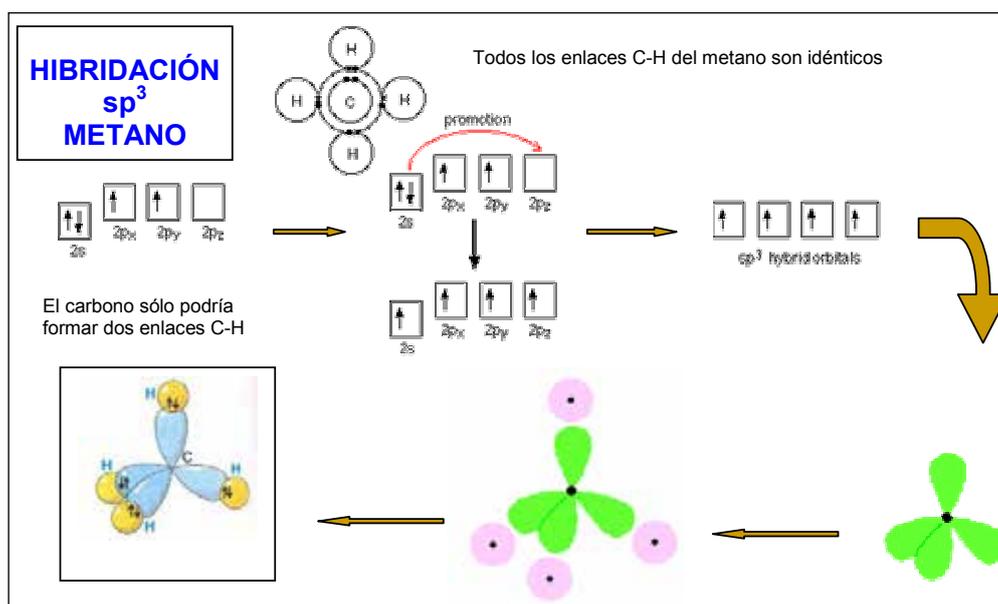
En los compuestos orgánicos, los átomos de carbono forman enlaces simples, dobles y triples, cada uno de los cuales tiene unas energías de enlace, unas distancias de enlace y unas geometrías determinadas. Para explicar los distintos enlaces a partir de la configuración electrónica, Pauling propuso la combinación de **orbitales atómicos** con la formación de **orbitales híbridos** idénticos entre ellos. En las distintas sustancias el C se presenta en tres tipos de hibridación según forme enlaces simples, dobles o triples:

a) Hibridación sp^3 (enlace simple)

Propia de los átomos de C con 4 enlaces simples. Surge de la combinación de un orbital s y 3 orbitales p. Se forman 4 orbitales híbridos sp^3 iguales entre sí, en un tetraedro formando ángulos de 109.5° .

La probabilidad de encontrar el electrón en una zona del espacio es máxima en la zona que corresponde al enlace y mínima donde no se forma el enlace.

Ejemplos: alcanos, alcoholes, éteres, aminas, tioles, halogenuros de alquilo

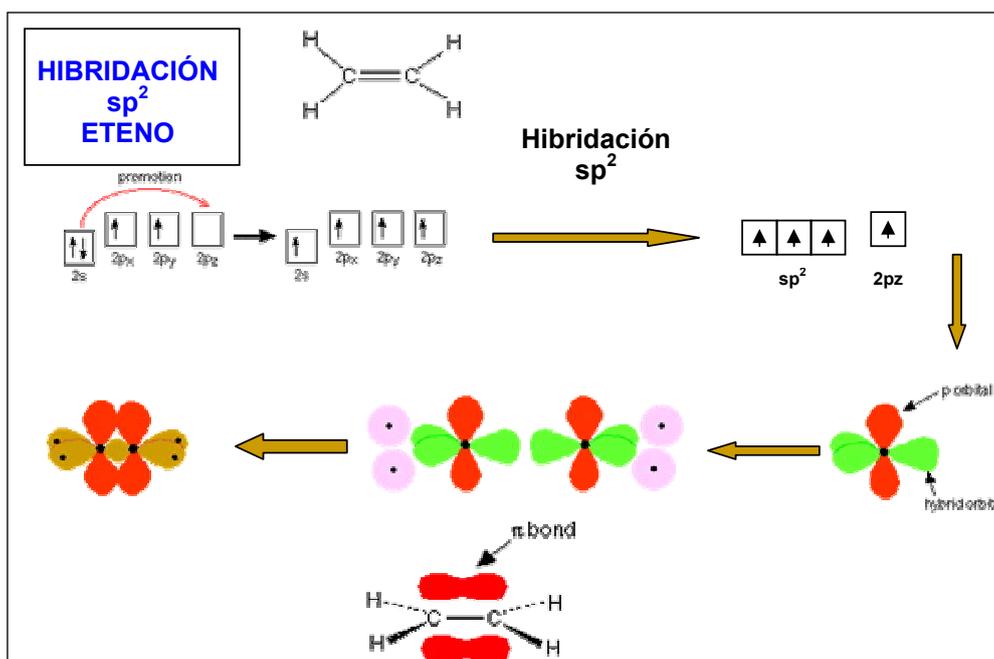


b) Hibridación sp^2 (enlace doble)

Propia de átomos de C con dos enlaces simples y uno doble, surge por la combinación de un orbital s y 2 orbitales p.

Se forman 3 orbitales híbridos sp^2 iguales (forman ángulos de 120°), y un orbital p sin hibridar. Se trata de un enlace rígido que no permite el libre giro de los átomos. El doble enlace se forma a partir de un orbital híbrido sp^2 (que forma un enlace tipo σ) y de un orbital p (que forma un enlace tipo π). Se disponen formando un ángulo de 180° .

Ejemplos: alquenos, ácidos, aldehídos, cetonas, iminas ($C=N$), tioles ($C=S$)

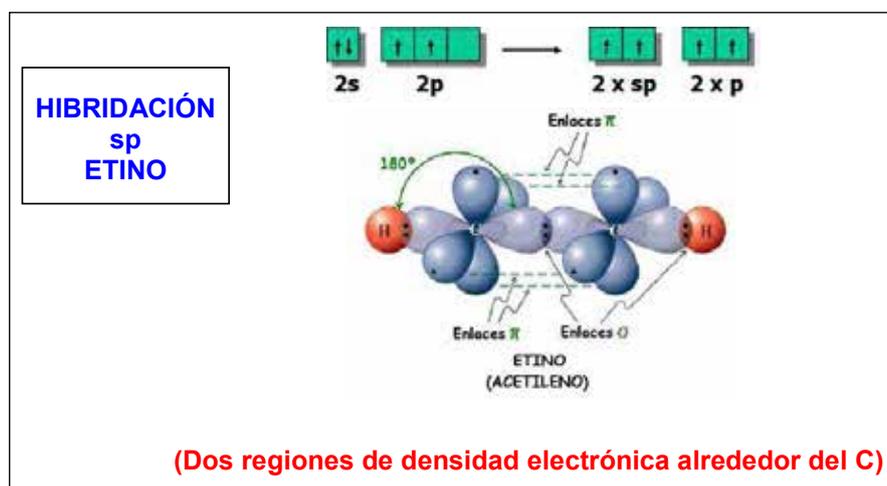


c) Hibridación sp (enlace triple)

Propia de átomos de C con un enlace simple y un enlace triple. Se produce la combinación de un orbital s y un orbital p.

Se forman 2 orbitales híbridos sp (estructura lineal), iguales, y 2 orbitales p sin hibridar. El triple enlace se forma a partir de un orbital híbrido sp (que forma un enlace tipo σ) y de ambos orbitales p (que forman enlaces tipo π). Se disponen formando un ángulo de 180° .

Ejemplos: alquinos, nitrilos ($C\equiv N$)



3. Propiedades físico-químicas.

3.1 Longitud y energía de enlace.

La longitud de un enlace depende de las fuerzas atractivas y repulsivas existentes entre los átomos que intervienen en dicho enlace. La **energía de enlace** está definida como la cantidad de energía necesaria para disociar la molécula covalente A-B de una sustancia gaseosa en los átomos A y B.

- Cuanto menor es la longitud, más fuerte es el enlace, por tanto se necesita más energía para romperlo.
- Los enlaces dobles o triples tienen una energía de enlace mayor que los sencillos.

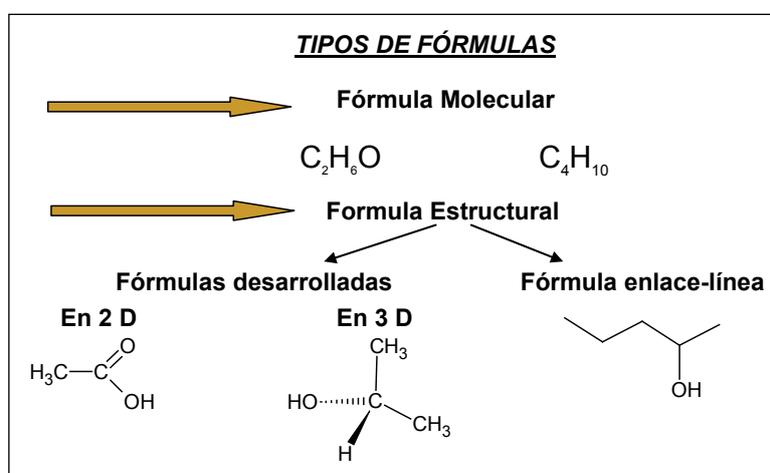
3.2 Electronegatividad

La electronegatividad crece en el sentido $p < sp^3 < sp^2 < sp < s$ porque los electrones s están más cerca del núcleo y son atraídos con más fuerza que los electrones p. Por tanto, cuanto mayor sea la proporción de orbitales s con respecto a p mayor es la electronegatividad. De ello se derivan variaciones en una serie de propiedades de los compuestos orgánicos.

- La **acidez** de los átomos de H unidos a los átomos de C es siempre muy débil pero crece en el sentido: alquino > alqueno > alcano porque los e^- del enlace C-H son atraídos con más fuerza por el átomo de C cuando éste tiene hibridación sp que cuando la tiene sp^2 y que cuando la hibridación es sp^3 .

4. Representación de las moléculas orgánicas.

Los compuestos orgánicos se representan generalmente utilizando las llamadas **fórmulas estructurales**, las cuales además de indicar el número y tipo de átomos que constituyen la molécula, nos informan sobre la ordenación que presentan estos átomos.

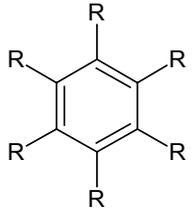
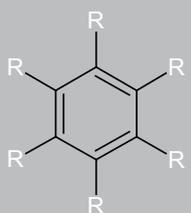
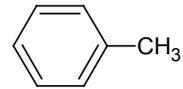
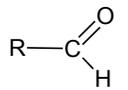
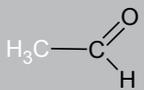
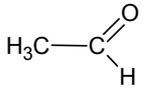
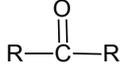
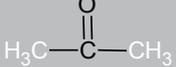
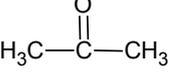
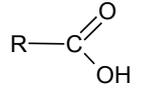
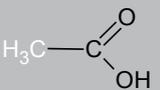
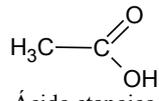
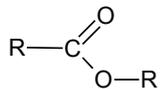
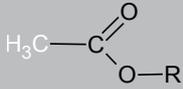
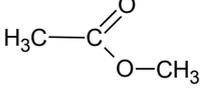
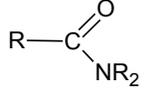
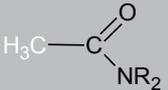
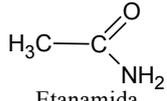
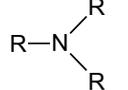
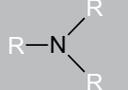


La estructura espacial de las moléculas orgánicas se comprende fácilmente cuando se utilizan los llamados **modelos moleculares**.

5. Grupos funcionales y series homólogas.

En Química Orgánica es muy importante el concepto de grupo funcional. Un grupo funcional es un átomo o conjunto de átomos cuya presencia en una molécula le otorga a ésta un comportamiento químico característico.

Clase	Estructura general (R: cadena carbonada ó H)	Grupo funcional	Ejemplo
Alcanos	$\begin{array}{c} R & R \\ & \\ R-C & -C-R \\ & \\ R & R \end{array}$		H_3C-CH_3 Etano
Alquenos	$\begin{array}{c} R & R \\ & \\ R-C & -C-R \\ & \\ R & R \end{array}$	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$ Eteno
Alquinos	$R-C \equiv C-R$	$R-C \equiv C-R$	$H-C \equiv C-H$ Etino

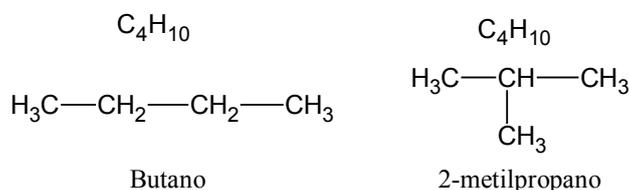
Compuestos aromáticos			 Metilbenceno (Tolueno)
Haloalcanos	$R-X$ (X = F, Cl, Br, I)	$H-X$	H_3C-Cl Clorometano
Alcoholes	$R-OH$	$R-OH$	H_3C-OH Metanol
Éteres	$R-O-R$	$R-O-CH_3$	$H_3C-O-CH_3$ Dimetil éter (Metoximetano)
Aldehídos			 Etanal
Cetonas			 Propanona
Ácidos carboxílicos			 Ácido etanoico
Ésteres			 Etanoato de metilo
Amidas			 Etanamida
Aminas			H_3C-NH_2 Metanamina (Metilamina)
Nitrilos	$R-C\equiv N$	$R-C\equiv N$	$H_3C-C\equiv N$ Etanonitrilo (Cianuro de metilo)

Serie homóloga: es un conjunto de compuestos que posee el mismo grupo funcional, y cada término de la serie difiere del anterior y posterior en un grupo $-CH_2-$.

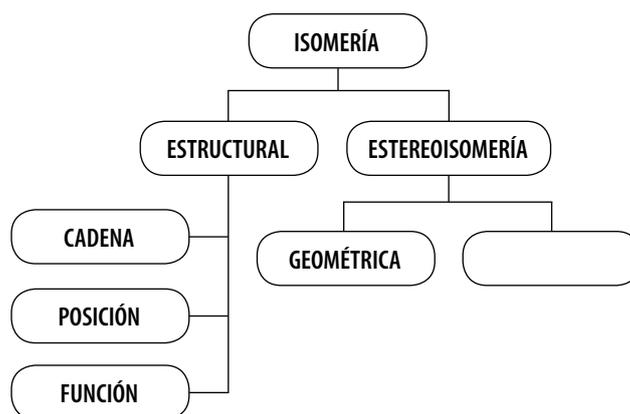
Nombre	Propano	Butano	Pentano
Fórmula	$H_3C-CH_2-CH_3$	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

6. Isomería

La isomería es un fenómeno que consiste en que dos o más compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero distintas estructuras moleculares; esto hace que dichos compuestos tengan diferentes propiedades físicas y químicas.



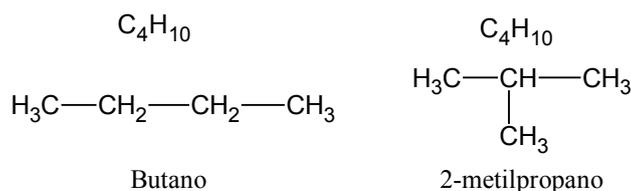
A continuación se muestra un esquema de los distintos tipos de isomería que se puede establecer:



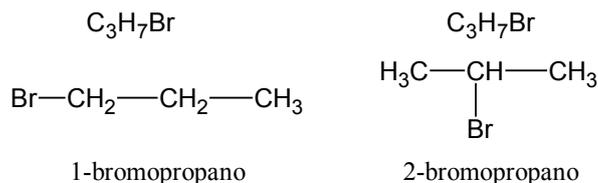
6.1 Isomería estructural

Se debe a las diferencias existentes en la unión y ordenación de los átomos dentro de las moléculas. La isomería estructural se clasifica en:

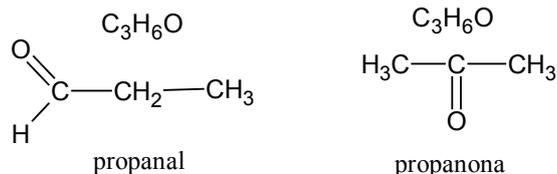
- **Isomería de cadena:** los isómeros de este tipo se caracterizan por la diferente posición de los átomos de carbono que forman la cadena carbonada. Por ejemplo, el butano y el 2-metilpropano tienen la misma fórmula molecular pero su estructura es diferente.



- **Isomería de posición:** se caracteriza porque los isómeros tienen la misma cadena carbonada, pero se diferencian en la posición en la que se encuentra el grupo funcional. El bromopropano presenta dos isómeros de posición, dependiendo de si el átomo de bromo está en el primer carbono o en el segundo.



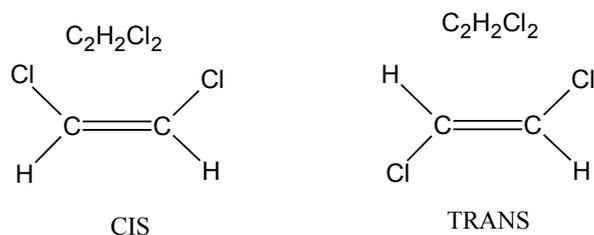
- **Isomería de función:** tienen la misma fórmula molecular, pero poseen grupos funcionales distintos. Por ejemplo, la propanona y el propanal.



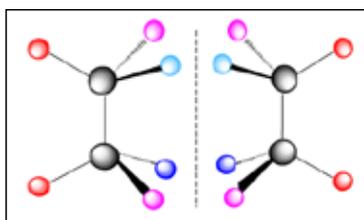
6.2 Estereoisomería

Es la isomería en la que los compuestos sólo se diferencian por la orientación espacial de sus átomos. Puede ser de dos tipos:

- **Isomería geométrica:** la presentan los compuestos que presentan dobles enlaces en sus moléculas y que tienen sustituyentes iguales dos a dos.



- **Isomería óptica:** se presenta en compuestos que no tienen ningún plano de simetría en sus moléculas. Se debe a la existencia en sus moléculas de átomos de **carbono asimétricos**, es decir son los que están unidos a cuatro sustituyentes diferentes. Los átomos de carbono asimétricos también se llaman átomos o **centros quirales** y las moléculas que los contienen se llaman moléculas quirales.



7. Reacciones orgánicas

En Química Orgánica se conocen muchas reacciones mediante las cuales unos compuestos se transforman en otros. Aunque existen muchas reacciones orgánicas, la mayoría de ellas se pueden agrupar en unos pocos tipos de reacciones, lo que facilita su estudio.

Podemos clasificar las reacciones en función de:

- Cambio estructural producido.
- Según la manera en que se rompen los enlaces.

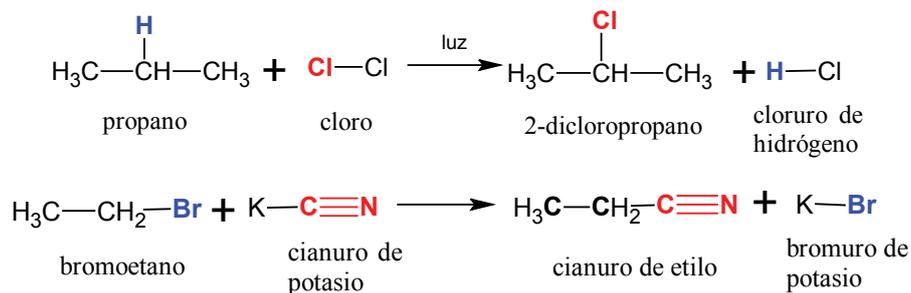
7.1 Clasificación según el cambio de la estructura.



Reacción de sustitución	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{X} \\ \\ \text{R} \end{array} + \text{Z} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{Z} \\ \\ \text{R} \end{array} + \text{X}$
Reacción de adición	$\begin{array}{c} \text{R} & & \text{R} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{R} & & \text{R} \end{array} + \text{X}-\text{Z} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{R} & \text{R} \\ & \\ \text{X}-\text{C} & - & \text{C}-\text{Z} \\ & \\ \text{R} & \text{R} \end{array}$
Reacción de eliminación	$\begin{array}{c} \text{R} & \text{R} \\ & \\ \text{X}-\text{C} & - & \text{C}-\text{Z} \\ & \\ \text{R} & \text{R} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{R} & & \text{R} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{R} & & \text{R} \end{array} + \text{X}-\text{Z}$
Reacción de transposición	$\begin{array}{c} \text{R} & \text{H} \\ & \\ \text{R}-\text{C} & - & \text{C}-\text{X} \\ & \\ \text{R} & \text{H} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{R} & \text{H} \\ & \\ \text{X}-\text{C} & - & \text{C}-\text{R} \\ & \\ \text{R} & \text{H} \end{array}$

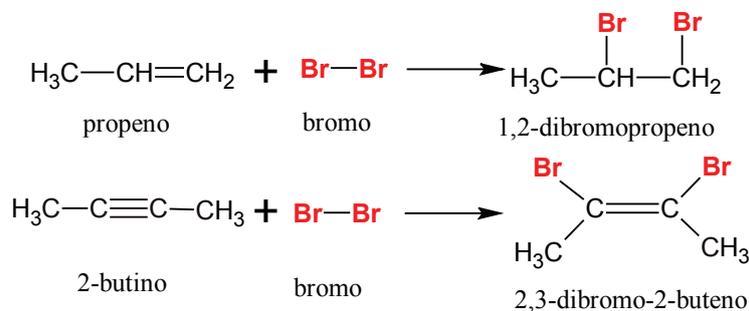
- **Reacciones de sustitución**

Son aquellas donde un átomo o grupo atómico sustituye a otro átomo o grupo atómico en la molécula reaccionante.



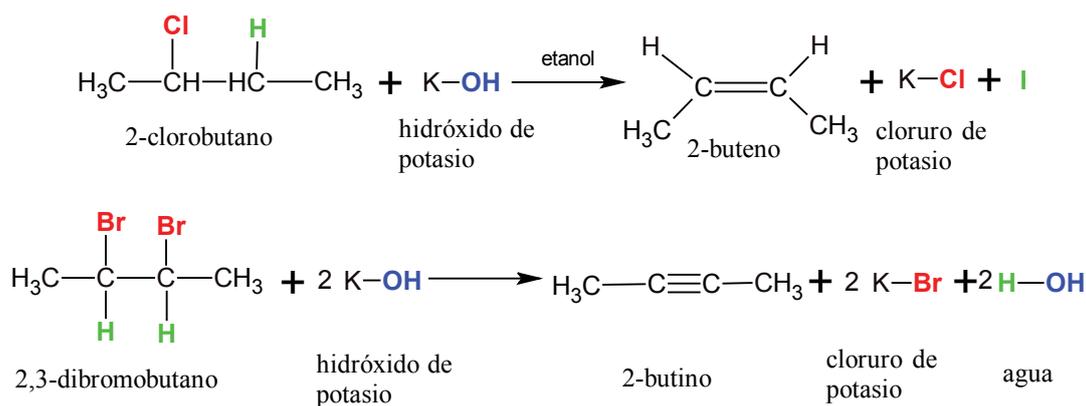
- **Reacciones de Adición**

Ocurre cuando las moléculas tienen dobles o triples enlaces, y se obtienen moléculas con mayor grado de saturación:



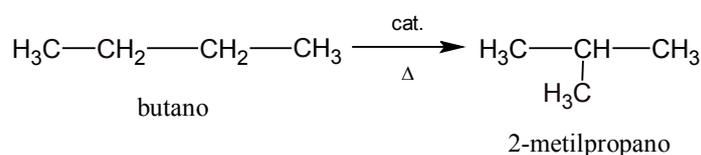
- **Reacciones de Eliminación**

Consisten en la eliminación de dos átomos o grupos atómicos de la molécula reaccionante, formándose enlaces múltiples (dobles o triples) o también ciclos.

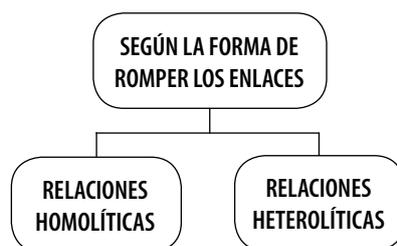


• Reacciones de Transposición

Consiste en un reordenamiento de los átomos dentro de la molécula, originando una molécula con simetría diferente.



7.2 Ruptura de enlaces. Especies intermedias



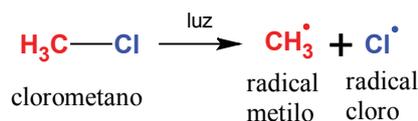
• Reacciones Homolíticas

Se producen cuando los enlaces se rompen simétricamente, es decir, cada átomo que forma el enlace se lleva uno de los dos electrones que forman el enlace. Se originan especies radicales. Para la ruptura de este enlace se necesita aporte de energía: calor, luz, peróxidos, etc.

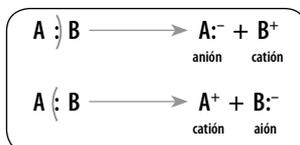


Los productos pueden ser átomos libres o grupos de átomos. Por ejemplo:

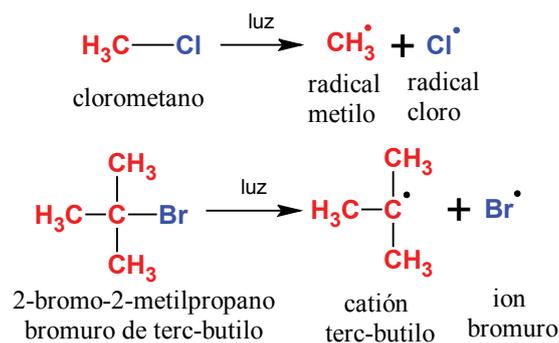
• Reacciones heterolíticas:



Los enlaces se rompen asimétricamente, es decir uno de los dos átomos se lleva los dos electrones quedando cargado negativamente (anión) y el otro sin electrones del enlace con carga positiva (catión).



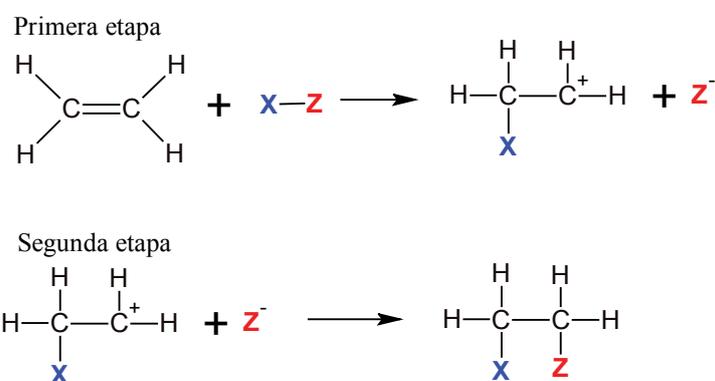
Se forman iones. Por ejemplo:



7.3 Reacciones concertadas y no concertadas

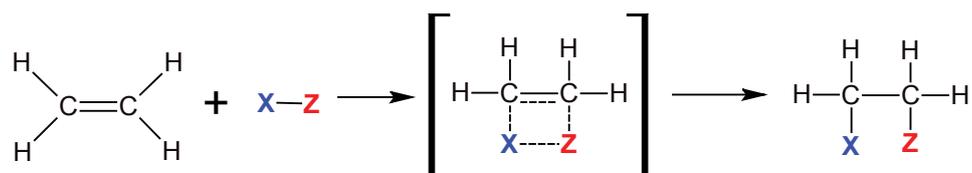
- Reacciones no concertadas

La ruptura y formación de enlaces se produce en etapas separadas. Se forman especies intermedias más o menos estables.



- Reacciones concertadas

La ruptura y formación del enlace se producen simultáneamente



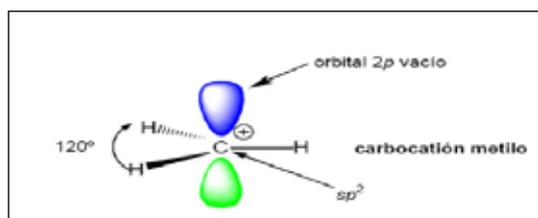
7.4 Intermedios de reacción

Los intermedios de reacción son especies intermedias que se forman a medida que la reacción avanza desde los reactivos hacia los productos. Son menos estables que los reactivos y que los productos y tienen una vida media muy corta.

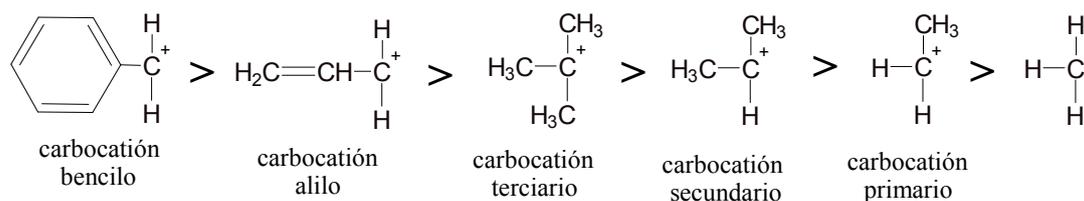
Carbocationes	Carbaniones	Radicales libres	Carbenos
$ \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}^+ \\ \\ \text{R} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}^- \\ \\ \text{R} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}^\bullet \\ \\ \text{R} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{R} \\ \diagdown \\ \text{C}^\bullet \\ \diagup \\ \text{R} \end{array} $

- **Carbocationes**

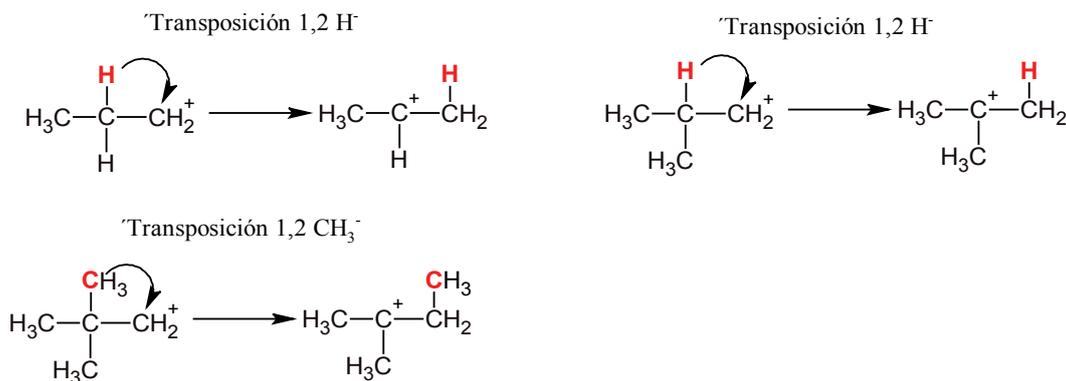
Tienen hibridación sp^2 con una estructura plana y un ángulo de 120° .



Se ha observado experimentalmente que la estabilidad de los carbocationes aumenta con su grado de sustitución:

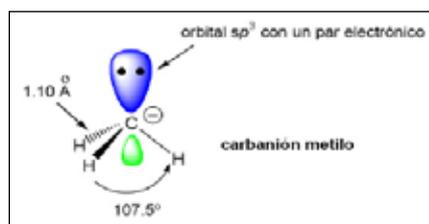


Se ha observado que los carbocationes presentan una característica muy importante que es la **transposición**, que consiste en la migración de un átomo de hidrógeno o resto alquilo con su par de electrones desde un carbono a otro que tenga carga positiva para dar un carbocatión más estable.



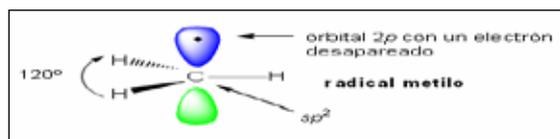
- **Carbaniones**

Son especies cargadas negativamente, y el átomo de carbono presenta hibridación sp^3 .

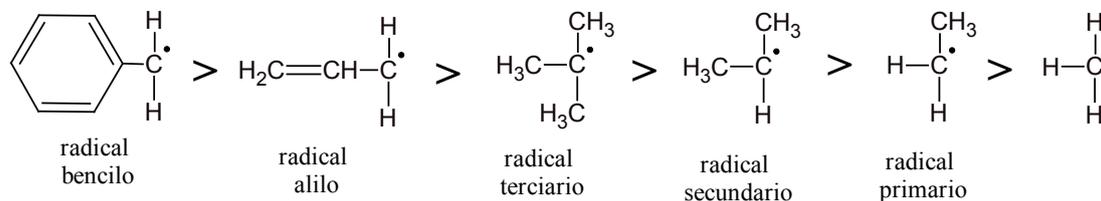


- **Radicales**

Poseen hibridación sp^2 , y a diferencia de los carbocationes, el orbital p no está vacío, sino que tiene un electrón.



La estabilidad de los radicales es la siguiente, debido a la estabilización por el efecto inductivo.



7.5 Tipos de reactivos.

- **Reactivos electrofílicos o electrófilos**

Son iones positivos o moléculas con átomos sin octeto completo que aceptan electrones del sustrato.

Electrófilos cargados		
H^+ protón	$\text{O}=\text{N}^+=\text{O}$ catión nitronio	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}^+-\text{CH}_3 \end{array}$ catión terc-butilo
Electrófilos neutros		
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{Al}-\text{Cl} \end{array}$ tricloruro de aluminio	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{Br}-\text{Fe}-\text{Br} \end{array}$ tribromuro de hierro	

- **Reactivos nucleofílicos o nucleófilos**

Son aniones o moléculas que tienen pares de electrones no compartidos y pueden cederlos a átomos deficientes de electrones.

Nucleófilos cargados		
Cl^- ión cloruro	HO^- ión hidroxilo	
Nucleófilos neutros		
NH_3 amoníaco	$\text{R}-\text{OH}$ alcohol	H_2O agua

Actividades

1. Describe los tipos de hibridación que puede presentar el átomo de carbono.
2. Haz una clasificación de los compuestos carbonados en función del tipo de enlace que podemos encontrar.
3. Indique los principales tipos de isomería que podemos encontrar en los compuestos orgánicos.
4. Nombra los posibles isómeros del $C_4H_{10}O$.
5. Haz una clasificación del tipo de reacciones que presentan los compuestos carbonados en función del tipo de ruptura del enlace.
6. Explique la importancia de conocer el mecanismo de una reacción.
7. Especies intermedias. Carbocationes y carbaniones.
8. Pon un ejemplo de reacción de eliminación, adición y sustitución.

18. Compuestos orgánicos I: Hidrocarburos

1. Clasificación
2. Alcanos
3. Alquenos
4. Alquinos
5. Hidrocarburos alicíclicos
6. Compuestos aromáticos o arenos
7. Actividades

1. Clasificación

Los hidrocarburos son compuestos formados sólo por átomos de carbono e hidrógeno que se unen a través de enlaces covalentes. Son los compuestos orgánicos más sencillos.

Los hidrocarburos se clasifican en compuestos alifáticos y aromáticos. Los hidrocarburos alifáticos son el grupo más amplio y están formados por cadenas abiertas de átomos de carbono, o por estructuras cíclicas. Cuando todos los átomos de carbono del compuesto están unidos a otros cuatro átomos mediante enlaces σ , los hidrocarburos reciben el nombre de saturados. Por ejemplo, en el metano (CH_4) el átomo de carbono se une a cuatro átomos de hidrógeno. En los hidrocarburos insaturados algún átomo de carbono del compuesto está unido solamente a dos o tres átomos, es decir, se puede formar un triple enlace o un doble enlace entre dos átomos de carbono a través de un enlace π .

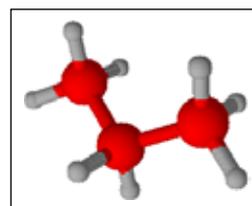
Por otra parte, los hidrocarburos aromáticos son un grupo especial de compuestos cíclicos ya que todos son derivados del benceno.



2. Alcanos

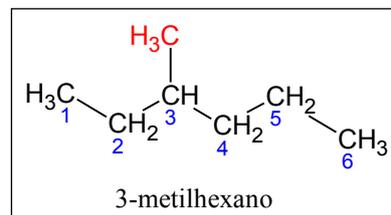
Son hidrocarburos alifáticos saturados. La fórmula general de los alcanos es: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, donde “n” representa los átomos de carbono que hay en el compuesto. Todos los átomos de carbono de la molécula tienen hibridación sp^3 y presentan estructura tetraédrica.

Prefijo	Nº C	Prefijo	Nº C
Met-	1	Hex-	6
Et-	2	Hept-	7
Prop-	3	Oct-	8
But-	4	Non-	9
Pent-	5	Dec-	10



⇒ *Nomenclatura*

- **Alcanos lineales:** se nombran utilizando el prefijo que corresponde al número de carbonos que tiene el compuesto seguido del sufijo **-ano**. Por ejemplo, el $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ es el etano.
- **Alcanos ramificados:** para nombrarlos se siguen los siguientes pasos:
 1. Buscar la cadena principal (es la cadena hidrocarbonada más larga).
 2. Enumerar los átomos de carbono de la cadena principal empezando por el extremo más próximo a la ramificación.
 3. Nombrar las cadenas laterales como radicales alquilo precedida de un número que indica la posición en la cadena principal. Si hay dos o más sustituyentes iguales se utilizan los prefijos di-, tri-, tetra-.
 4. Se nombra la cadena principal.
- **Radicales de alcanos o radicales alquilo:** se obtienen cuando se pierde un hidrógeno que está unido a un átomo de carbono. Se nombran sustituyendo el sufijo **-ano** por **-ilo**. Por ejemplo el $\text{CH}_3\cdot$ se nombra como metilo.

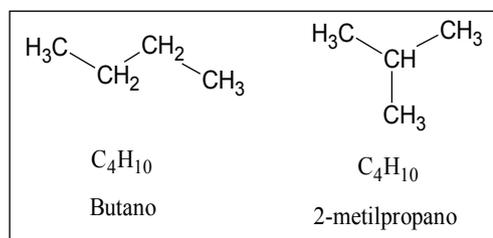
⇒ *Propiedades*

Los alcanos son sustancias moleculares apolares. Por esta razón, no son solubles en agua, pero sí lo son en disolventes apolares.

Los enlaces intermoleculares son fuerzas débiles de Van der Waals, lo que implica que las temperaturas de fusión y ebullición son bajas. Estas temperaturas aumentan al aumentar el peso atómico, de forma que los hidrocarburos de pesos atómicos más bajos son gases, los de pesos atómicos intermedios son líquidos y los hidrocarburos que tienen pesos atómicos altos son sólidos a temperatura ambiente. Los alcanos ramificados tienen puntos de fusión y ebullición menores porque es más difícil que las moléculas se acerquen entre sí.

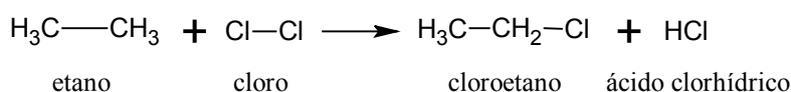
Los alcanos pueden presentar isomería de cadena cuando dos moléculas tienen la misma fórmula molecular pero las uniones entre los átomos de carbono que forman la cadena hidrocarbonada son distintas.

Se obtienen a partir del petróleo y del gas natural por destilación fraccionada, es decir, se separan en función de los diferentes puntos de fusión y ebullición.

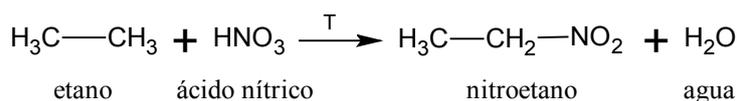
⇒ *Reactividad*

Los alcanos son poco reactivos en general, porque los enlaces C-C y C-H son muy estables y poco polarizados.

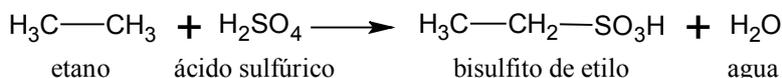
- **Reacciones de sustitución:** se sustituye uno o más átomos de hidrógeno por otro átomo o grupo de átomos, como por ejemplo por halógenos, grupo nitro o grupo bisulfito.
 - Halogenación: se sustituye un H por un átomo de halógeno. La reactividad de los halógenos desciende al bajar por el grupo.



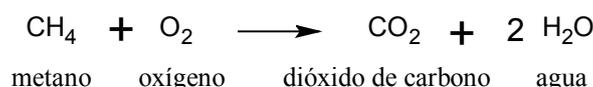
- Nitración: se sustituye un H por el grupo nitro (NO_2). La reacción se produce con ácido nítrico a alta temperatura (más de 400°C).



- **Sulfonación:** se sustituye un H por el grupo bisulfito (HSO_3^-). La reacción se produce con ácido sulfúrico.

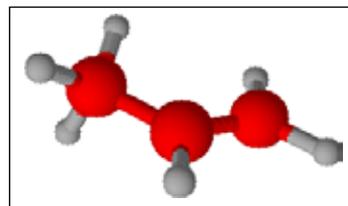


- **Reacciones de pirólisis o cracking:** los alcanos se transforman en alcanos o alquenos de menor masa molecular. La reacción se produce a elevadas temperaturas o utilizando catalizadores.
- **Reacciones de combustión:** la reacción se produce con O_2 a alta temperatura y se forma dióxido de carbono, agua y se desprende calor. Por esto, los alcanos se utilizan como combustible.



3. Alquenos

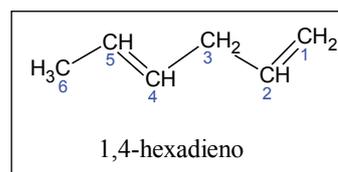
Son hidrocarburos alifáticos insaturados, que tienen la fórmula general de C_nH_{2n} , donde n corresponde al número de átomos de carbono que tiene el compuesto. En los alquenos, al menos dos átomos de carbono consecutivos forman un doble enlace ($\text{C}=\text{C}$). El doble enlace se forma por un enlace σ (enlace sencillo) a través de los orbitales híbridos sp^2 , que presentan estructura trigonal plana y un enlace π que se forma por el solapamiento de dos orbitales p perpendiculares al plano de la molécula.



⇒ Nomenclatura

Las reglas para nombrar los alquenos son las siguientes:

1. Se selecciona la cadena principal, que debe ser la cadena más larga que incluye a los dos carbonos del doble enlace.
2. Se enumera la cadena a partir del extremo más cercano al doble enlace.
3. Indicar la posición del enlace múltiple seguido del prefijo que indica el número de carbonos y la terminación **-eno**. Si existe más de un doble enlace, la terminación será **-dieno**, cuando hay dos; **-trieno** cuando hay tres, etc.

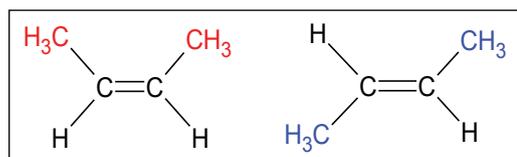


⇒ Propiedades

Son parecidos a los alcanos. Son insolubles en agua, pero solubles en disolventes apolares. También son menos densos que el agua.

Las temperaturas de fusión y ebullición son un poco más altas que las temperaturas de los alcanos con el mismo número de carbonos, pero también aumentan al aumentar el número de carbonos. Los alquenos hasta cuatro átomos de carbono son gases, y a partir de diecisiete átomos de carbono son sólidos.

Los alquenos pueden presentar isomería de posición cuando el doble enlace de dos isómeros está en diferente posición. Además, cuando los sustituyentes de cada átomo de carbono del doble enlace son iguales dos a dos, los alquenos presentan isomería cis-trans.

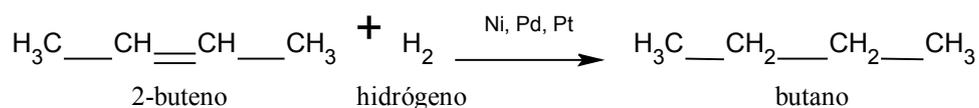


⇒ **Reactividad**

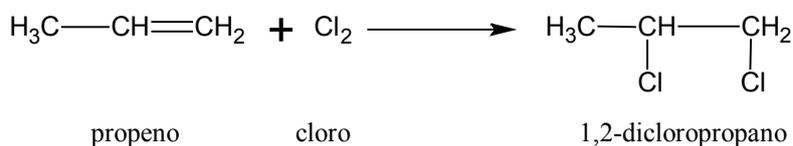
El doble enlace es polar porque tiene una gran densidad electrónica. Por eso los alquenos son más reactivos que los alcanos.

- **Reacciones de adición:** se rompe el enlace π y se forman dos enlaces simples. Si el reactivo es simétrico, por ejemplo una molécula de Cl_2 , se forma un único producto. Sin embargo, según la regla de Markovnikov si el reactivo y el alqueno son asimétricos, se obtiene mayoritariamente el producto en el que se adiciona la parte que tiene carga parcial positiva (electrófilo) del reactivo al carbono menos sustituido (con más hidrógenos).

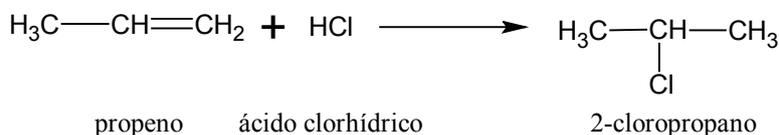
- **Hidrogenación:** se une un átomo de hidrógeno a cada carbono del doble enlace. Esta reacción se produce a altas presiones y temperaturas o con un catalizador metálicos como el níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt).



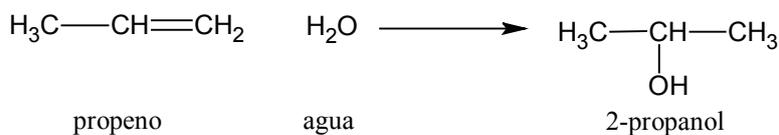
- **Halogenación:** se adiciona un átomo de halógeno a cada C del doble enlace.



- **Adición de halogenuros de hidrógeno:** se adiciona un hidrógeno y un halógeno. Si además el alqueno es asimétrico se aplica la regla de Markovnikov. El átomo de hidrógeno (electrófilo) se une al carbono menos sustituido.

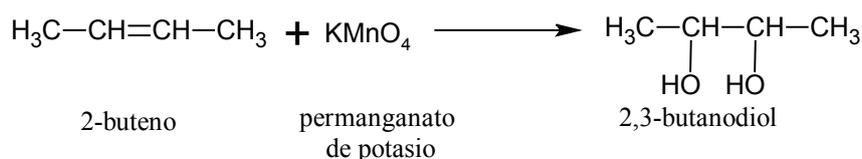


- **Adición de agua:** se adiciona un hidrógeno y un grupo hidroxilo (OH) y se obtienen alcoholes. Esta reacción se produce con catálisis ácida. Se cumple la regla de Markovnikov si el alqueno es asimétrico.

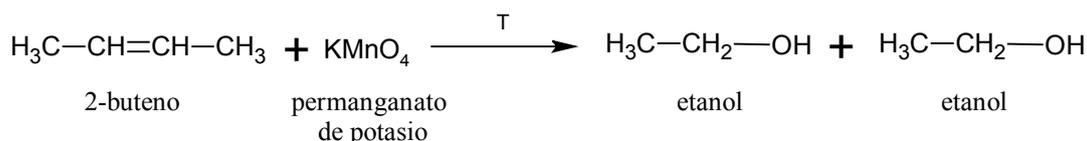


- **Reacciones de oxidación:** se utilizan como agentes oxidantes sales de permanganato (NaMnO_4) o sales de dicromato ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Dependiendo de las condiciones se pueden obtener diferentes productos:

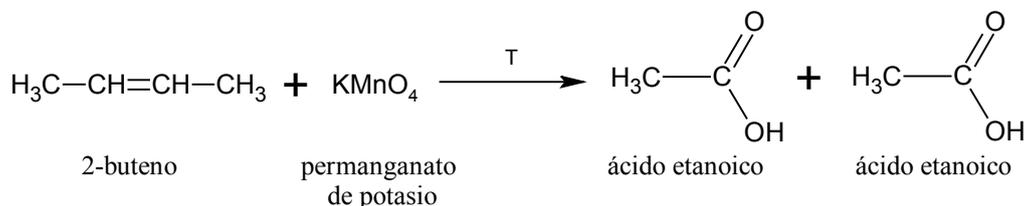
- Con el agente oxidante diluido y en frío se obtienen dioles.



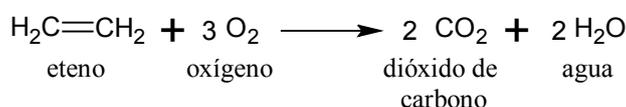
- Con el agente oxidante concentrado y en caliente se rompe el doble enlace produciendo dos moléculas de alcohol.



- Con el agente oxidante concentrado, en exceso y en caliente los alcoholes se siguen oxidando para dar ácidos carboxílicos.



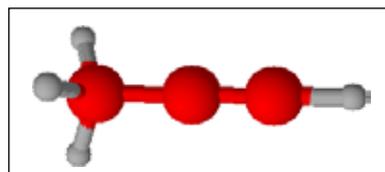
- Reacciones de combustión:** se producen con O_2 a alta temperatura y se obtiene dióxido de carbono, agua y se desprende calor.



4. Alquinos

Son hidrocarburos alifáticos insaturados, que tienen la fórmula general de $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, donde n corresponde al número de átomos de carbono que tiene el compuesto.

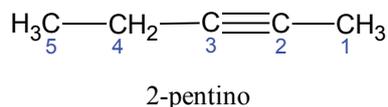
En los alquinos, al menos dos átomos de carbono consecutivos forman un triple enlace. Los triples enlaces están formados por un enlace σ a partir de los orbitales híbridos sp y por solapamiento de los dos orbitales π que son perpendiculares a la dirección del enlace triple de la molécula.



⇒ Nomenclatura

Las reglas para nombrar los alquinos son similares a las indicadas para los alquenos:

- Se selecciona la cadena principal, que debe ser la cadena más larga que incluye a los dos carbonos del triple enlace.
- Se enumera la cadena a partir del extremo más cercano al triple enlace.
- Indicar la posición del enlace múltiple seguido del prefijo que indica el número de carbonos y la terminación **-ino**. Si existe más de un triple enlace, la terminación será **-diino**, cuando hay dos; **-triino** cuando hay tres, etc.



⇒ Propiedades

Sus propiedades son parecidas a las de los alcanos y alquenos. Son insolubles en agua, pero solubles en disolventes apolares, y también son menos densos que el agua.

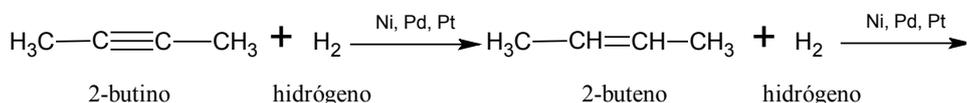
Las temperaturas de fusión y ebullición son un poco más altas que las temperaturas de los alcanos y alquenos que tienen el mismo número de carbonos, y también aumentan al aumentar la masa de la molécula.

Los alquinos que están en los extremos de la cadena son ácidos débiles.

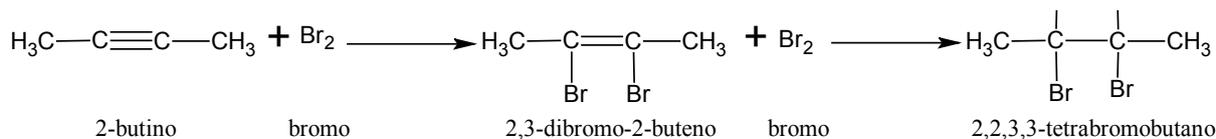
⇒ **Reactividad**

Son más reactivos que los alcanos por tener un triple enlace.

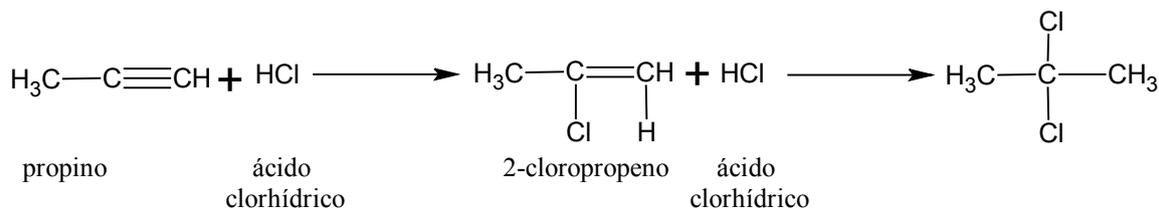
- **Reacciones de adición:** son similares a las de los alquenos.
 - **Hidrogenación:** se producen utilizando catalizadores de níquel, paladio o platino. Si se controlan las condiciones la reacción se para cuando se produce el alqueno. En caso contrario la reacción continúa hasta obtener los alcanos.



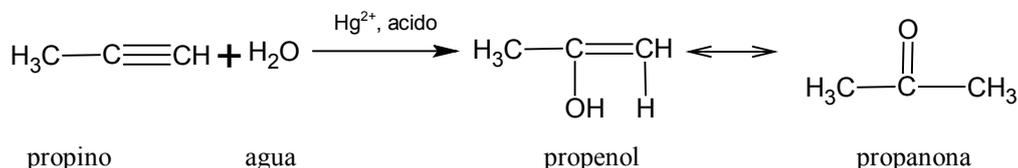
- **Halogenación:** el grado de halogenación depende del control de las condiciones de la reacción.



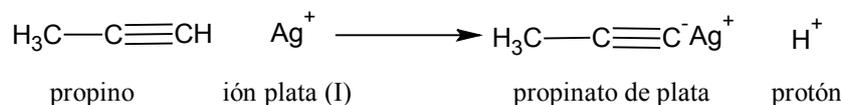
- **Adición de halogenuros de hidrógeno:** si el alquino es asimétrico, la reacción sigue la regla de Markovnikov.



- **Adición de agua:** la reacción produce primero la formación de un enol (alcohol + doble enlace) que se convierte en una cetona. La reacción es catalizada por ácidos y el ión mercurio (II).



- **Formación de sales:** los alquinos que tienen carácter ácido débil, es decir los alquinos que tienen el triple enlace en el extremo, pueden reaccionar con bases fuertes o con iones de metales como el ión de plata (I) o cobre (I) para formar sales que precipitan.

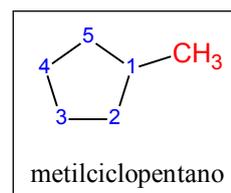


5. Hidrocarburos alicíclicos

Son compuestos que forman una cadena cerrada. Se pueden clasificar en cicloalcanos, cicloalquenos o cicloalquinos, dependiendo de si no tienen ninguna insaturación, tienen algún doble enlace o tienen algún triple enlace, respectivamente.

 ⇒ **Nomenclatura**

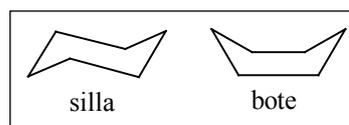
Se nombran anteponiendo el prefijo **ciclo-** antes del nombre correspondiente al hidrocarburo de cadena abierta con el mismo número de átomos.



⇒ **Propiedades:**

Las propiedades de los hidrocarburos cíclicos son similares al los equivalentes de cadena abierta, aunque los puntos de fusión y ebullición son algo mayores.

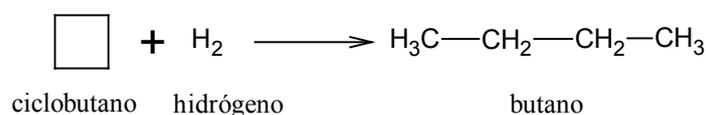
Los cicloalcanos que tienen tres o cuatro átomos de carbono son muy reactivos porque los ángulos entre los enlaces son muy inferiores a los ángulos de un tetraedro (109°) y produce que los C-C tengan mucha tensión. El resto de los cicloalcanos son estables porque adoptan estructuras no planas para que los ángulos de enlace sean próximos a los del tetraedro. Por ejemplo, las dos estructuras más estables para el ciclohexano son la estructura de silla y la estructura de bote.



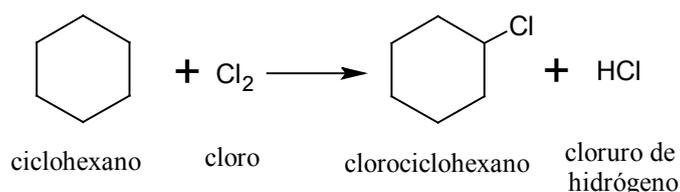
⇒ **Reactividad**

Cicloalcanos

- **Hidrogenación y apertura de anillo:** el ciclopropano y el ciclobutano son muy reactivos porque hay mucha tensión entre los enlaces C-C, por lo que se produce la apertura del anillo.

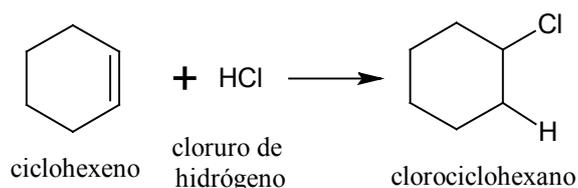


- **Reacciones de sustitución:** se produce en el ciclopentano y los cicloalcanos superiores. Un átomo de hidrógeno se sustituye por un átomo o grupo de átomos, de la misma forma que los alcanos.



• **Cicloalquenos y cicloalquinos**

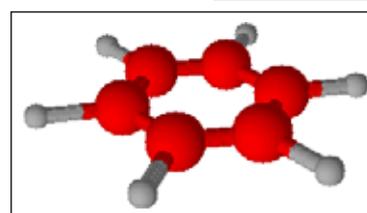
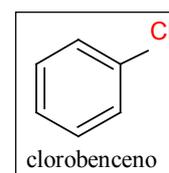
- **Reacciones de adición:** se produce la ruptura del enlace múltiple y la adición de un átomo a cada átomo de carbono del doble o triple enlace. Se produce la misma reacción que en los alquenos y alquinos.



6. Compuestos aromáticos o arenos

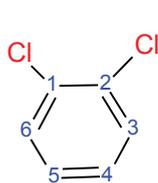
Son hidrocarburos insaturados cíclicos, que se llaman aromáticos porque muchos de ellos tienen un fuerte aroma.

Entre ellos, el más importante es el benceno, que tiene la fórmula molecular C₆H₆. Es un hidrocarburo cíclico insaturado que está formado por seis carbonos, cada uno con hibridación sp², que utiliza para unirse a los dos átomos de carbono vecinos y a un átomo de hidrógeno. Los orbitales p de cada átomo de carbono que no se han hibridado se encuentran por encima y por debajo del plano del anillo y es donde están deslocalizados los seis electrones π.

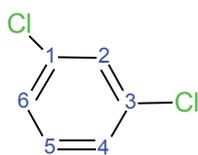


⇒ **Nomenclatura**

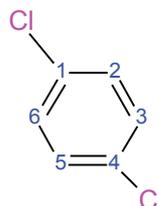
- **Derivados monosustituídos:** se nombra el sustituyente como radical seguido de la palabra benceno.
- **Derivados disustituídos:** se nombran los sustituyentes por orden alfabético indicando previamente las posiciones con los prefijos **orto-** (posición 1,2), **meta-** (posición 1,3) o **para-** (posición 1,4), seguido del sustituyente y de la palabra benceno.



orto-diclorobenceno

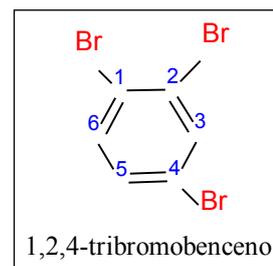


meta-diclorobenceno

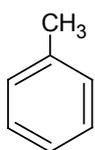


para-diclorobenceno

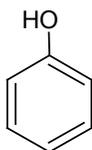
- **Derivados con más de dos sustituyentes:** se numeran los átomos de carbono de forma que a los átomos que tienen sustituyentes les corresponda el número más bajo posible. Se nombran indicando la posición de los sustituyentes ordenados por orden alfabético seguido de la palabra benceno.



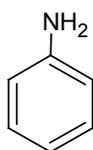
- **Nomenclatura tradicional:** algunos compuestos se siguen nombrando normalmente con el nombre tradicional.



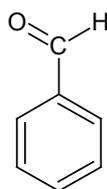
Tolueno



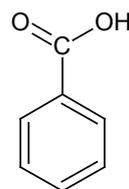
Fenol



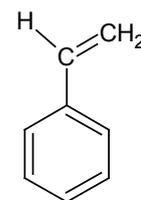
Anilina



Benzaldehído



Ácido benzoico



Estireno

 ⇒ **Propiedades**

Los dobles enlaces proporcionan a los compuestos aromáticos mayor estabilidad que los alquenos con igual número de átomos de carbono.

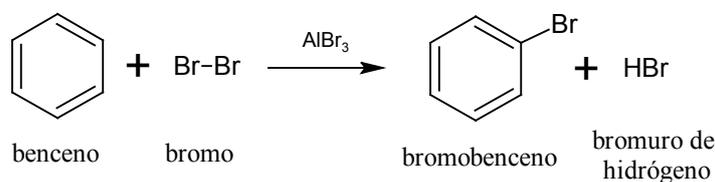
Los puntos de fusión y ebullición también son mayores que los de los alquenos correspondientes. También son más densos que los alquenos pero menos que el agua.

Son compuestos apolares, por eso se disuelven en disolventes apolares pero no en agua. Algunos de ellos se utilizan como disolventes de grasas. Se obtienen por destilación fraccionada del petróleo o destilación seca de la hulla.

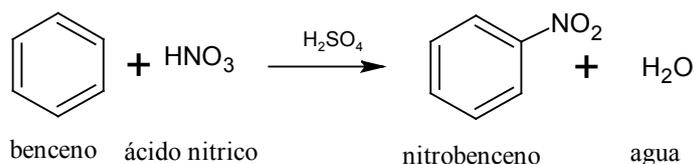
 ⇒ **Reactividad**

Los alquenos normalmente reaccionan con reacciones de adición, pero los compuestos aromáticos lo hacen con reacciones de sustitución porque el anillo bencénico es muy estable.

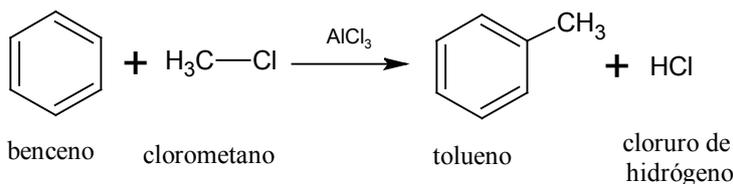
- **Reacciones de sustitución:** se sustituye un átomo de hidrógeno por un átomo o grupo de átomos.
 - **Halogenación:** está catalizada por ácidos de Lewis como AlCl_3 o FeCl_3 .



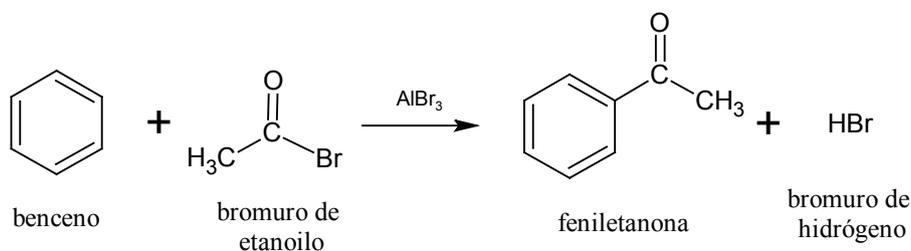
- **Nitración:** se sustituye un átomo de hidrógeno por el grupo nitro (NO₂). La reacción se produce con ácido nítrico (HNO₃) y con ácido sulfúrico (H₂SO₄) como catalizador.



- **Alquilación de Friedel-Crafts:** se sustituye un átomo de hidrógeno por un radical alquilo (R). Se utilizan ácidos de Lewis como catalizadores.

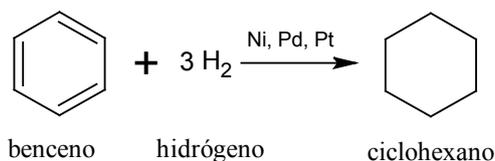


- **Acilación de Friedel-Crafts:** se sustituye un átomo de hidrógeno por un radical acilo (R-C=O). La reacción está catalizada con ácidos de Lewis.



- **Reacciones de adición:** se añaden átomos a cada carbono de los dobles enlaces. Para que se produzcan estas reacciones se necesitan condiciones muy enérgicas (altas presiones y catalizadores).

 - **Hidrogenación:** se forma el ciclohexano. Los catalizadores que se pueden utilizar son el níquel (Ni), paladio (Pd) o el platino (Pt).

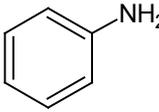
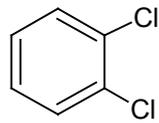
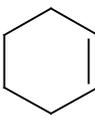


7. Actividades

1. Formula los siguientes compuestos:

para-dibromobenceno	2,5-dimetilheptano	propeno
4-metil-2-pentino	Tolueno	3-etilpentano

2. Nombra los siguientes compuestos:

a) $\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{H}_3\text{C}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	b) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	c) 
d) 	e) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	f) 
g) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$	h) 	i) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$

3. Escribe los productos de las siguientes reacciones e indica el tipo de reacción que se produce:

a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \longrightarrow$	b) $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{HBr} \longrightarrow$
c) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$	c)  + HCl \longrightarrow

19. Compuestos orgánicos II. Haluros, compuestos Oxigenados y Nitrogenados

1. Clasificación
2. Haloalcanos o haluros de alquilo
3. Alcoholes
4. Éteres
5. Aldehídos y cetonas
6. Ácidos carboxílicos
7. Ésteres
8. Amidas
9. Aminas
10. Nitrilos o cianuros de alquilo
11. Actividades

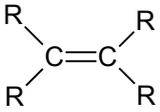
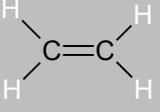
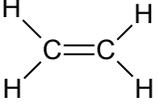
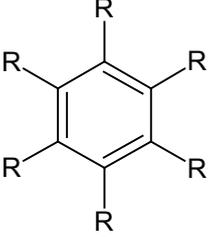
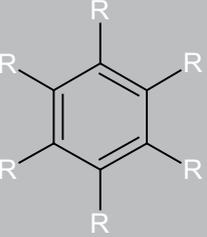
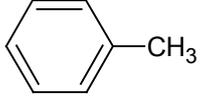
1. Clasificación

Muchos compuestos orgánicos tienen, además de carbono e hidrógeno, otros átomos como oxígeno, nitrógeno, halógenos, etc. Estos compuestos se llaman hidrocarburos derivados.

Como se ha definido en la unidad 17, un grupo funcional es un átomo o conjunto de átomos que confiere a la molécula un comportamiento característico. Los compuestos que tienen el mismo grupo funcional y se diferencian del término anterior y posterior por un grupo metileno ($-\text{CH}_2-$) forman una serie homóloga. Los compuestos que forman una serie homóloga tienen propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían de forma gradual.

Hay compuestos orgánicos que tienen más de un grupo funcional, y sus propiedades dependen de la coexistencia de los dos grupos.

Los principales grupos funcionales son los siguientes:

Clase	Estructura general (R: cadena carbonada ó H)	Grupo funcional	Ejemplo
Alquenos			 Eteno
Alquinos	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{R}$	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{R}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ Etino
Compuestos aromáticos			 Metilbenceno (Tolueno)

Haloalcanos	$R-X$ (X = F, Cl, Br, I)	$H-X$	H_3C-Cl Clorometano
Alcoholes	$R-OH$	$R-OH$	H_3C-OH Metanol
Éteres	$R-O-R$	$R-O-CH_3$	$H_3C-O-CH_3$ Dimetil éter (Metoximetano)
Aldehídos	$R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown H \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown H \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown H \end{array}$
Cetonas	$R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown R \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown CH_3 \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown CH_3 \end{array}$ Propanona
Ácidos carboxílicos	$R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown OH \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown OH \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown OH \end{array}$ Ácido etanoico
Ésteres	$R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown O-R \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown O-R \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown O-CH_3 \end{array}$ Etanoato de metilo
Amidas	$R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown NR_2 \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown NR_2 \end{array}$	$H_3C-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown NH_2 \end{array}$ Etanamida
Aminas	$R-N \begin{array}{l} \diagup R \\ \diagdown R \end{array}$	$R-N \begin{array}{l} \diagup R \\ \diagdown R \end{array}$	H_3C-NH_2 Metanamina (Metilamina)
Nitrilos	$R-C \equiv N$	$R-C \equiv N$	$H_3C-C \equiv N$ Etanonitrilo (Cianuro de metilo)

Cuando en la molécula existe más de un grupo funcional, los grupos se nombrarán dependiendo del orden de preferencia que se indica a continuación:

Ácidos carboxílicos > Ésteres > Amidas > Nitrilos > Aldehídos > Cetonas > Alcoholes > Aminas > Éteres > Alquenos > Alquinos > Haloalcanos > Alcanos

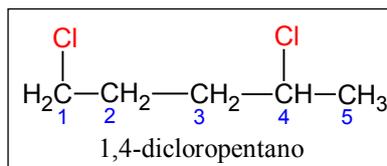
2. Haloalcanos o Haluros de alquilo

Se obtienen sustituyendo uno o más átomos de hidrógeno por átomos de halógenos en los hidrocarburos. Algunos haloalcanos son muy importantes por sus propiedades prácticas, como por ejemplo el cloroeteno ($\text{CH}_2=\text{CHCl}$) que se utiliza para la fabricación del PVC (que desaparece) y es un importante polímero, o los CFCs o freones, que son compuestos clorofluorohidrocarbonados que se utilizan como aerosoles o como refrigerantes en los aparatos de aire acondicionado o en los frigoríficos, pero están relacionados con la destrucción de la capa de ozono.

⇒ Nomenclatura

Se nombran siguiendo estas reglas:

1. Se busca la cadena más larga que contenga al halógeno y se enumera empezando por el extremo más cercano a este átomo.
2. Se indica la posición del grupo funcional seguido del nombre del nombre del halógeno y el del hidrocarburo.
3. Si hay más de un átomo de halógeno igual en la cadena se utilizan los prefijos di-, tri-, etc,...



⇒ Propiedades físicas

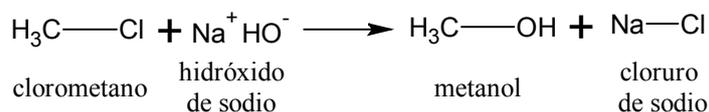
Son muy poco solubles en agua pero muy solubles en disolventes apolares.

Son incoloros.

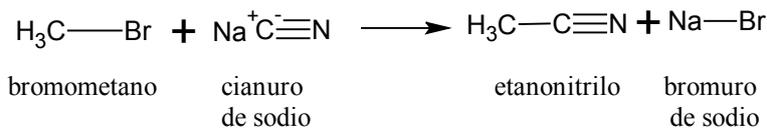
Los puntos de fusión y ebullición son mayores que los de los hidrocarburos que tienen el mismo número de átomos de carbono.

⇒ Reactividad

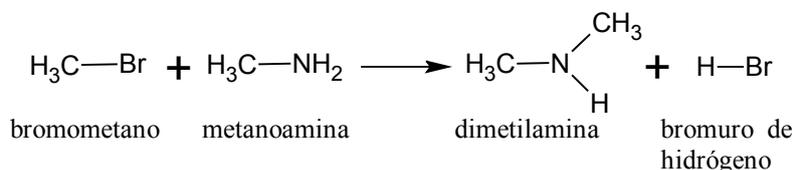
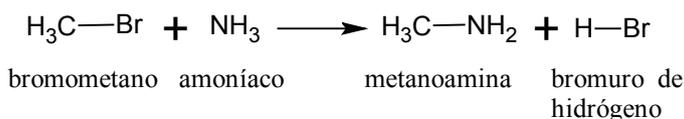
- **Reacciones de sustitución:** el átomo de halógeno es sustituido por otro átomo o grupo de átomos.
 - **Reacción con hidróxidos básicos:** se obtienen alcoholes.

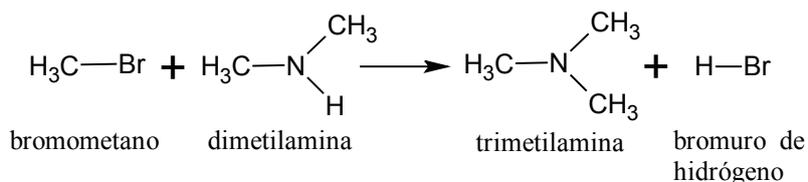


- **Reacción con sales de cianuro:** se obtienen nitrilos.

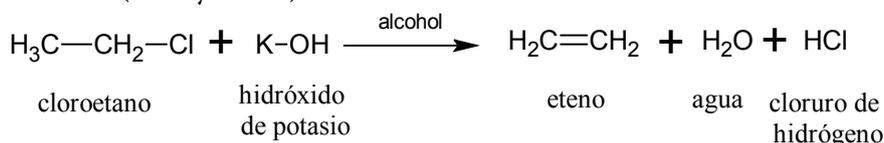


- **Reacción con amoníaco, aminas primarias o secundarias:** se obtienen aminas de orden superior. Es decir, cuando reaccionan con el amoníaco se obtienen aminas primarias, cuando la reacción se produce con una amina primaria se obtiene una amina secundaria, y cuando reacciona una amina secundaria el producto es una amina terciaria.





- **Reacciones de eliminación:** se obtienen alquenos cuando reaccionan con una base fuerte y el disolvente es un alcohol (KOH y etanol).

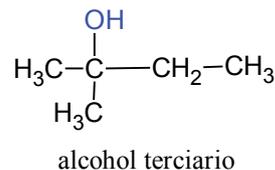
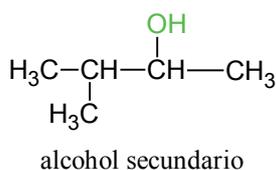
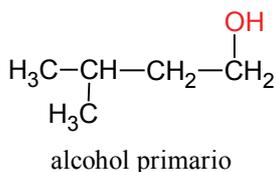


- **Síntesis de compuestos organometálicos:** cuando reaccionan con magnesio metálico en éter etílico se obtienen los compuestos de Grignard (halogenuros de alquilmagnesio) que son reactivos muy importantes para la formación de alcanos y compuestos aromáticos.



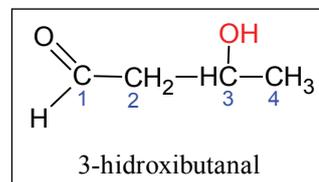
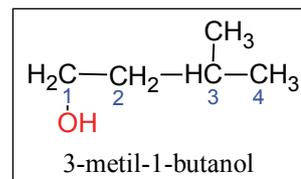
3. Alcoholes

Son compuestos en los que se ha sustituido un átomo de hidrógeno por el grupo hidroxilo (OH). Se clasifican en alcoholes primarios, secundarios y terciarios en función del número de carbonos que se unan al átomo de carbono que está enlazado al grupo hidroxilo.



⇒ Nomenclatura

1. Se nombran siguiendo estas reglas:
2. Se busca la cadena más larga que contenga al grupo hidroxilo y se enumera empezando por el extremo más cercano al grupo OH.
3. Se indica la posición del grupo funcional seguido del nombre del hidrocarburo cambiando la terminación **-o** por **-ol**.
4. Si hay más de un grupo OH en la cadena se utilizan los prefijos di-, tri-, etc,...
5. Si el alcohol no es el grupo funcional principal el alcohol se nombra con el prefijo hidroxí-.



⇒ Propiedades físicas

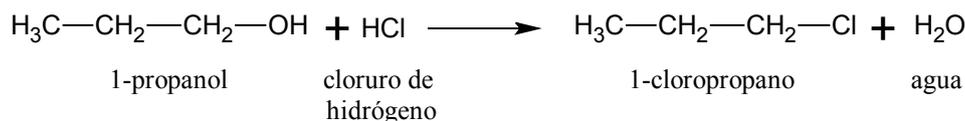
El grupo OH hace que los alcoholes sean sustancias polares y se pueden formar puentes de hidrógeno entre las moléculas. Esto provoca que los puntos de fusión y ebullición son muy altos comparados con los hidrocarburos que tienen el mismo número de átomos de carbono, de hecho los alcoholes de bajo peso molecular son líquidos.

Los alcoholes son ácidos débiles, esto se produce porque el oxígeno es muy electronegativo y el enlace entre el oxígeno y el hidrógeno está polarizado y por eso el hidrógeno puede ser arrancado por una base. El orden de acidez en los alcoholes es: fenol > alcohol primario > alcohol secundario > alcohol terciario.

Los alcoholes de bajo peso molecular son totalmente solubles en agua porque se forman puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua y las de alcohol. La solubilidad disminuye cuando aumenta el número de átomos de carbono.

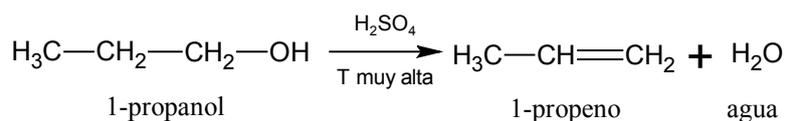
⇒ **Reactividad**

- **Reacciones de sustitución:** el grupo OH se sustituye por otro átomo o grupo de átomos cuando un reactivo nucleófilo ataca al alcohol.

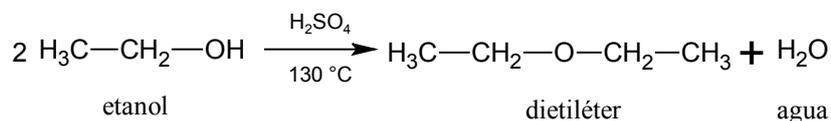


- **Deshidratación:** es una reacción donde se produce la pérdida de una molécula de agua. En los alcoholes se pueden producir dos reacciones dependiendo de la temperatura.

- **Formación de alquenos:** se produce una reacción de eliminación, se elimina agua de forma intramolecular. La reacción se produce en medio ácido fuerte, por ejemplo utilizando ácido sulfúrico, y a temperatura alta.

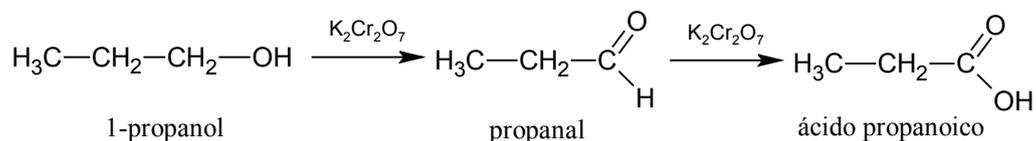


- **Formación de éteres:** se produce una reacción de condensación, se elimina agua de forma intermolecular. La reacción se produce en medio ácido fuerte, también se puede utilizar ácido sulfúrico, pero a temperaturas más bajas (130° C).

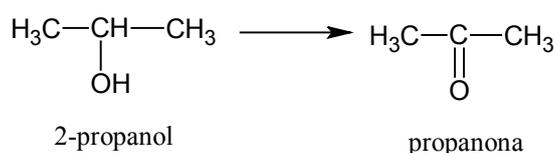


- **Oxidación:** los alcoholes se oxidan cuando reaccionan con oxidantes. El producto que se obtiene depende del tipo de alcohol (primario, secundario o terciario). Los agentes oxidantes que más se utilizan son el permangano de potasio (KMNO₄), el dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) o el reactivo de Jones, que está formado por trióxido de cromo, ácido y agua (CrO₃/H⁺/H₂O)

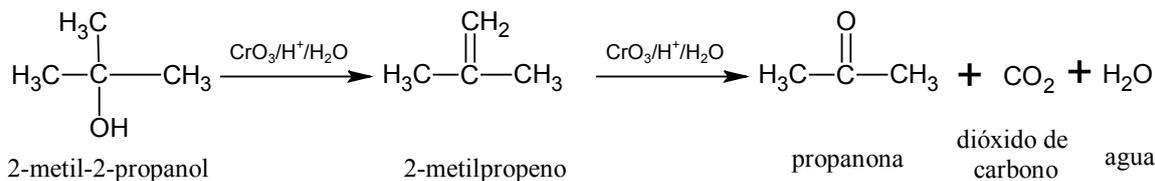
- **Oxidación de un alcohol primario:** se produce un aldehído pero la reacción continúa y el producto final es un ácido carboxílico, excepto el metanol que da dióxido de carbono (CO₂).



- **Oxidación de un alcohol secundario:** se produce una cetona.



- **Oxidación de un alcohol terciario:** se produce la ruptura de la cadena carbonada. Primero se forma el alqueno que se oxida para dar una cetona y se desprende dióxido de carbono (CO₂). Se necesita que el medio sea muy ácido.



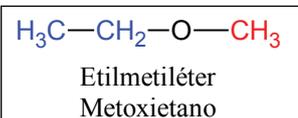
4. Éteres

Son compuestos en los que un átomo de oxígeno está enlazado a dos cadenas carbonadas. Se pueden considerar como derivados de los alcoholes en los que se ha sustituido el átomo de hidrógeno del grupo hidroxilo por un radical alquilo.

⇒ Nomenclatura

Existen dos formas de nombrar a los éteres:

- Se nombran las cadenas carbonadas ordenadas por orden alfabético y termina el nombre con la palabra **-éter**.
- Se nombra el radical más sencillo (con menos átomos de carbono) con la terminación **-oxi** seguido del nombre del hidrocarburo más complejo.



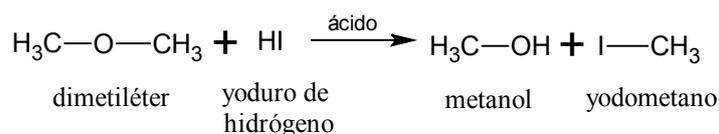
⇒ Propiedades físicas

Los éteres son líquidos volátiles, excepto el dimetiléter que es un gas. Son menos densos que el agua. Son insolubles en agua pero solubles en disolventes apolares, de hecho algunos éteres se utilizan como disolventes. Tienen carácter básico.

⇒ Reactividad

Los éteres son poco reactivos, y la mayoría de sus reacciones necesitan mucha energía para que se produzcan.

- Ruptura del enlace éter:** se forma un alcohol. Es necesario utilizar un ácido como catalizador.

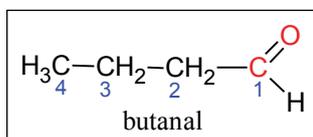


5. Aldehídos y cetonas

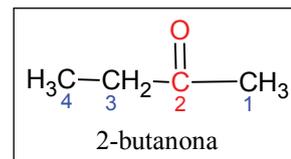
Los dos tienen el mismo grupo funcional, el grupo carbonilo (C=O). En los aldehídos el grupo carbonilo está en un extremo de la cadena, mientras que en las cetonas el grupo carbonilo está en una posición intermedia de la cadena.

⇒ Nomenclatura

- Los aldehídos:** se nombran con la terminación **-al** unida al nombre de la cadena hidrocarbonada. Si existe un grupo carbonilo en cada extremo la terminación es **-dial**. Cuando no es el grupo funcional principal se nombra con el prefijo **formal-**.



- **Las cetonas:** se nombran con la terminación **-ona** unida al nombre de la cadena indicando la posición en la que se encuentra el grupo carbonilo. Si hay más de un grupo se utilizan los prefijos di-, tri-, etc. Cuando la cetona no es el grupo funcional principal se nombra con el prefijo oxo-.



⇒ *Propiedades físicas*

El enlace carbonilo es muy polar porque el oxígeno es mucho más electronegativo que el carbono. Esto explica que los aldehídos y las cetonas tengan puntos de fusión y de ebullición mayores que los hidrocarburos, pero los valores son menores que los de los alcoholes.

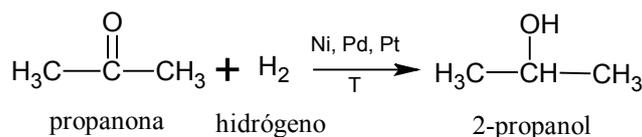
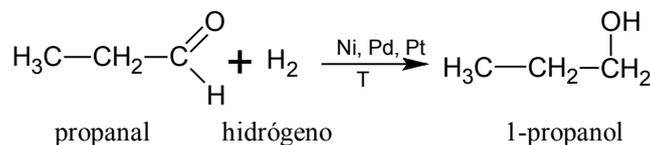
Los aldehídos y las cetonas son líquidos o sólidos a temperatura ambiente, excepto el metanal que es un gas. Los aldehídos con menos de 11 carbonos son líquidos y en el caso de las cetonas serán las que tengan hasta 10 átomos.

La presencia del oxígeno también provoca que los compuestos de menor masa molecular sean solubles en agua, y decrece al aumentar la cadena carbonada.

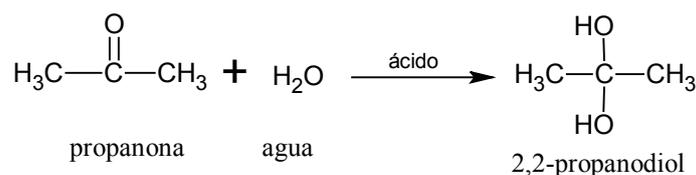
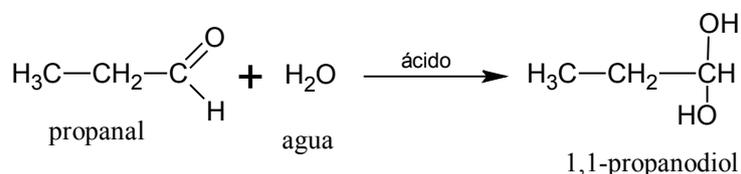
⇒ *Reactividad*

El enlace carbonilo es muy polar porque el oxígeno es mucho más electronegativo que el carbono. Por tanto, el enlace carbonilo es muy reactivo. Los aldehídos son más reactivos que las cetonas.

- **Reacciones de adición:** un átomo o grupo de átomos se unen al carbono y al oxígeno rompiendo en doble enlace.
 - **Hidrogenación:** se produce a presiones y temperaturas muy altas y es necesario utilizar un catalizador de níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt). Esta reacción también es una reacción de reducción porque la proporción de oxígeno disminuye. Los aldehídos producen alcoholes primarios, mientras que las cetonas dan alcoholes secundarios.

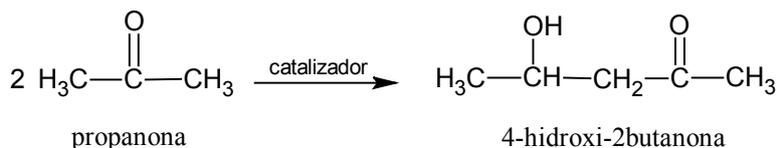
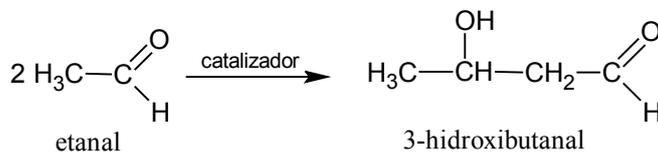


- **Adición de agua:** se utiliza un ácido como catalizador y se forman dioles.



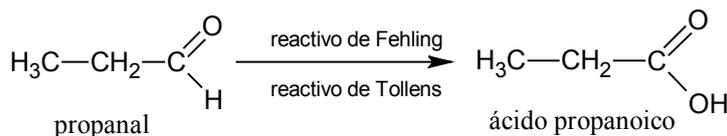
• **Reacciones de condensación:**

- **Condensación aldólica:** dos aldehídos reaccionan para dar un hidroxialdehído. De la misma forma dos cetonas producen una hidroxicetona. Para que esta reacción se pueda producir el carbono vecino al grupo carbonilo tiene que tener algún hidrógeno. Además es necesario utilizar un ácido o una base como catalizador.

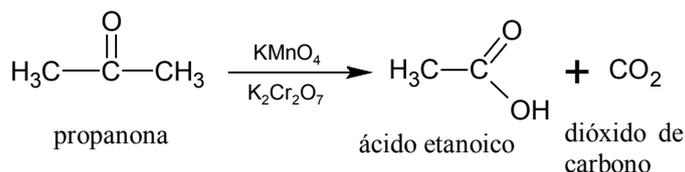


- **Reacciones de oxidación:** los aldehídos se oxidan fácilmente formando un ácido carboxílico, pero las cetonas necesitan condiciones muy fuertes porque se va a romper el enlace entre el carbono del grupo carbonilo y el carbono vecino para formar un ácido carboxílico y dióxido de carbono.

- **Oxidación de aldehídos:** se utilizan agentes oxidantes débiles, como por ejemplo el reactivo de Fehling (iones Ag^+ o Cu^{2+}) o el reactivo de Tollens (nitrato de plata (AgNO_3) y amoníaco (NH_3)).

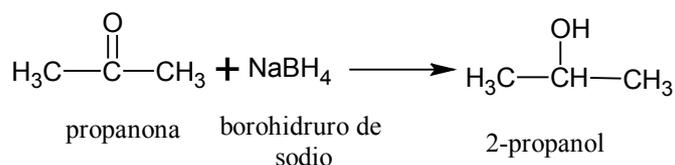
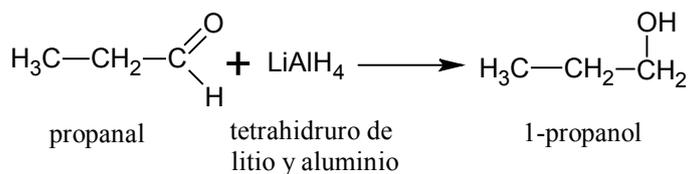


- **Oxidación de cetonas:** se necesitan oxidantes muy fuertes, como son el permanganato de potasio (KMnO_4) o el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), y temperaturas muy elevadas.

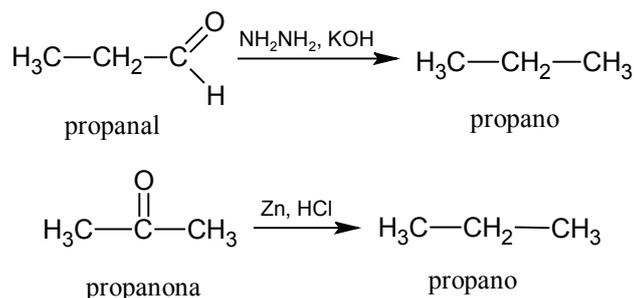


- **Reacciones de reducción:** se pueden obtener alcoholes o alcanos dependiendo de los reactivos que se utilicen.

- **Reducción a alcoholes:** los aldehídos forman alcoholes primarios, y las cetonas alcoholes secundarios. Los reductores que se pueden utilizar son, hidrógeno molecular (H_2) con un catalizador de níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt), tetrahidruro de litio y aluminio (LiAlH_4) o borohidruro de sodio (NaBH_4).



- **Reducción a alcanos:** se utiliza el reactivo de Wolf-Kishner (hidracina (NH_2NH_2) e hidróxido de potasio (KOH)) o el reactivo Clemmensen (zinc (Zn) y ácido clorhídrico (HCl)).

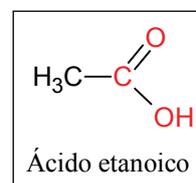


6. Ácidos carboxílicos

El grupo funcional es el carboxilo ($-\text{COOH}$) y siempre está en el extremo de la cadena. Es el grupo que tiene mayor preferencia.

⇒ *Nomenclatura*

Se nombra poniendo la palabra **ácido** seguida del prefijo que indica el número de carbono y el sufijo **-oico**.



⇒ *Propiedades físicas*

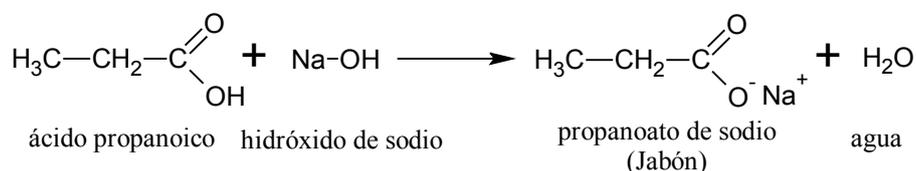
Son muy polares. Pueden formar puentes de hidrógeno entre sí y con el agua, y este enlace es más fuerte que el de los alcoholes porque es más polar.

Los puntos de fusión y ebullición son mayores que los de los alcoholes que tienen el mismo número de carbonos, y aumenta al aumentar la masa molecular. Los diez primeros ácidos de la serie son líquidos y los siguientes son sólidos a temperatura ambiente.

Los ácidos carboxílicos de menor masa molecular son solubles en agua debido a la polaridad del grupo funcional. La solubilidad en agua disminuye al aumentar la cadena de carbonos. La polaridad del grupo carboxilo también explica el carácter ácido de estos compuestos, que también disminuye al aumentar la masa molecular.

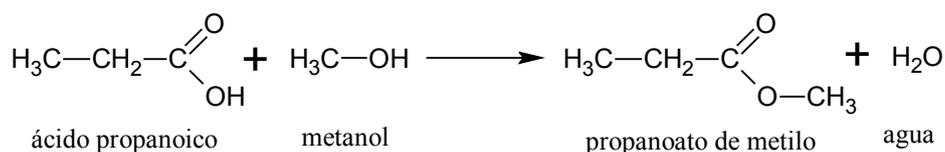
⇒ *Reactividad*

- **Reacciones de neutralización:** reaccionan con bases para formar sales. Por ejemplo los ácidos reaccionan con hidróxido de sodio (NaOH) o hidróxido de potasio (KOH) para formar jabones. Esta reacción se llama saponificación.

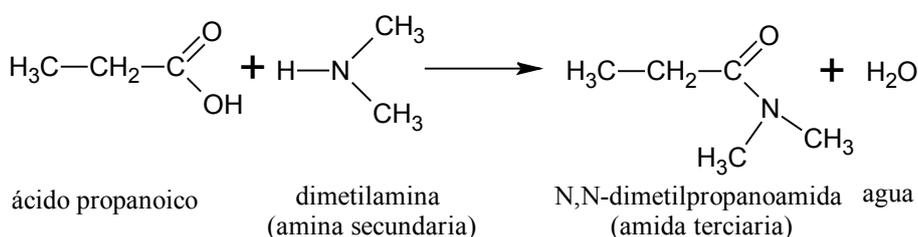
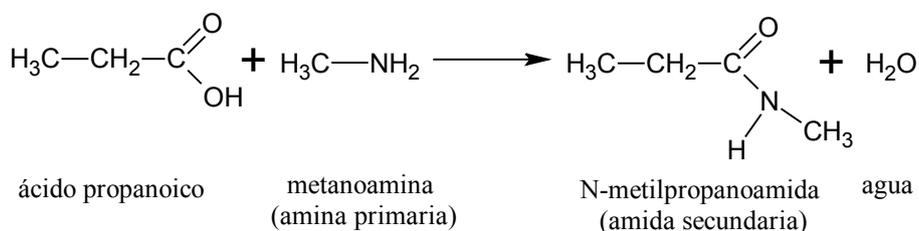
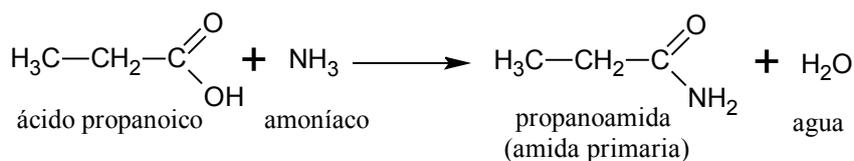


- **Reacciones de condensación:** los ácidos reaccionan con otras moléculas orgánicas para formar una molécula más grande y se elimina agua.

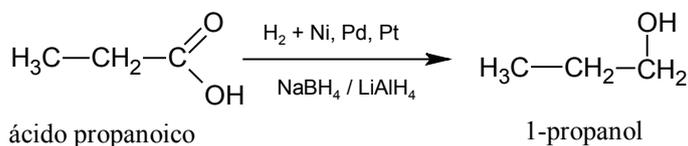
- **Esterificación:** un ácido carboxílico reacciona con un alcohol para formar ésteres.



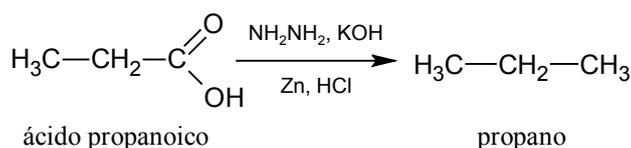
- Formación de amidas:** el ácido carboxílico cuando reacción con el amoníaco o con una amina primaria o secundaria produce una amida primaria, secundaria o terciaria, respectivamente.



- Reacciones de reducción:** dependiendo del agente reductor se pueden obtener alcoholes primarios o alcanos. El primer paso de la reducción produce aldehídos, pero la reacción continúa.
- Reducción a alcoholes:** se forman alcoholes primarios. Los reductores que se pueden utilizar son, hidrógeno molecular (H_2) con un catalizador de níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt), tetrahidruro de litio y aluminio (LiAlH_4) o borohidruro de sodio (NaBH_4).



- Reducción a alcanos:** se utiliza el reactivo de Wolf-Kishner (hidracina (NH_2NH_2) e hidróxido de potasio (KOH)) o el reactivo Clemmensen (zinc (Zn) y ácido clorhídrico (HCl)).

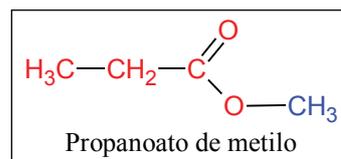


7. Ésteres

Se obtienen cuando se sustituye el grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) de los ácidos carboxílicos por un grupo alcoxi ($-\text{OR}$).

⇒ *Nomenclatura*

Se nombran cambiando la terminación -oico de los ácidos por -oato, y al final se nombra el radical alquilo unido al oxígeno con la terminación -ilo.



⇒ **Propiedades físicas**

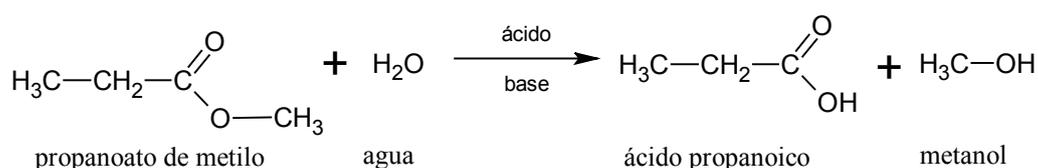
Los puntos de fusión y ebullición son menores que los de los ácidos carboxílicos y alcoholes que tienen el mismo número de carbonos porque, aunque son polares, no tienen el grupo hidroxilo y no pueden formar puentes de hidrógeno.

La solubilidad en agua también es menor que en los ácidos carboxílicos y alcoholes por la misma razón.

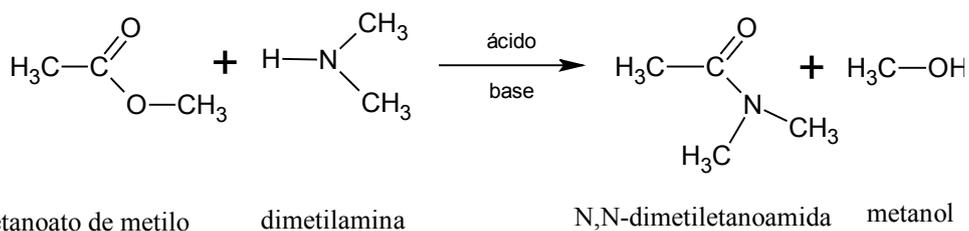
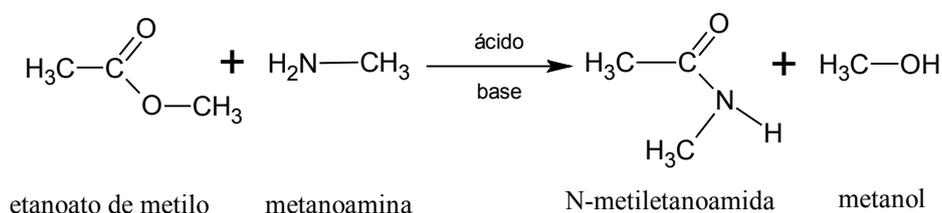
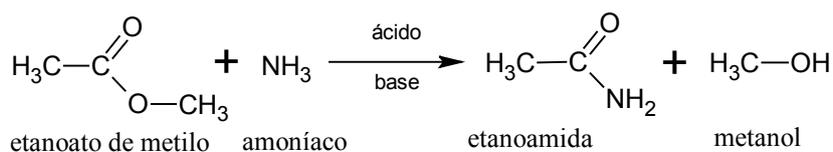
Los compuestos de menor masa molecular desprenden un olor agradable y son, generalmente, los responsables de los aromas de frutas, flores y aceites.

⇒ **Reactividad**

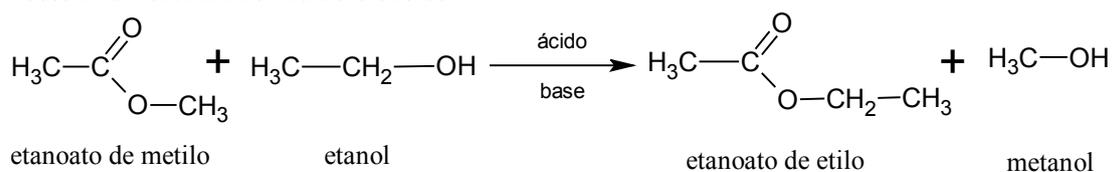
- **Reacciones de sustitución:** se sustituye el grupo alcoxi (OR) por otro átomo o grupo de átomos.
 - ◻ **Hidrólisis:** reaccionan con agua para formar un ácido carboxílico y un alcohol. La reacción puede estar catalizada por ácidos o por bases.



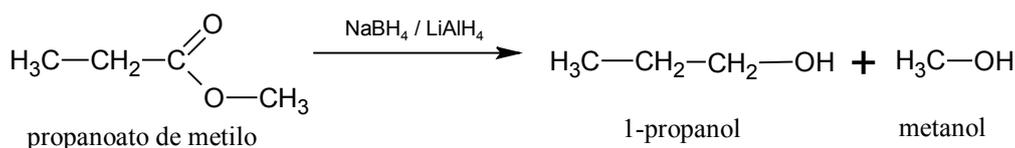
- **Formación de amidas:** los ésteres reaccionan con amoníaco, aminas primarias o secundarias para formar amidas primarias, secundarias o terciarias respectivamente y un alcohol. Es necesario un catalizador ácido o básico.



- **Transesterificación:** cuando reaccionan con un alcohol se produce un éster distinto. La reacción necesita un catalizador ácido o básico.



- **Reacciones de reducción:** se obtienen dos alcoholes primarios. El agente reductor puede ser el tetrahidruro de litio y aluminio (LiAlH_4) o el borohidruro de sodio (NaBH_4).



8. Amidas

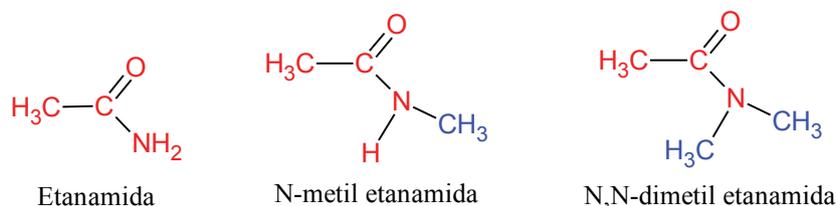
Son compuestos derivados de los ácidos carboxílicos, sustituyendo el grupo hidroxilo (-OH) por el grupo amino (-NH₂). Las amidas pueden ser primarias, secundarias o terciarias dependiendo del número de átomos de carbono que están unidos al nitrógeno.

⇒ Nomenclatura

Las amidas primarias se nombran a partir del ácido carboxílico sustituyendo la terminación -oico por **-amida** y eliminando la palabra ácido.

Las amidas secundarias y terciarias se nombran como derivados N-sustituidos o N,N-disustituidos de las amidas primarias.

Cuando las amidas no son el grupo funcional principal se nombran con el prefijo carbamoil-.



⇒ Propiedades físicas

Los puntos de fusión y de ebullición de las amidas primarias y secundarias son altos porque pueden formar enlaces de hidrógeno intermoleculares, pero en el caso de las amidas terciarias son bajos ya que estos enlaces no se pueden producir.

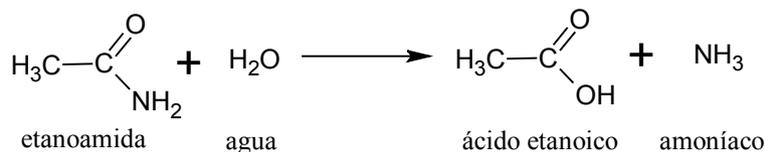
Esta razón también explica que las amidas primarias y secundarias de bajo peso molecular son solubles en agua. La solubilidad disminuye al aumentar la masa molecular.

Son bases de Lewis, aunque son bases débiles.

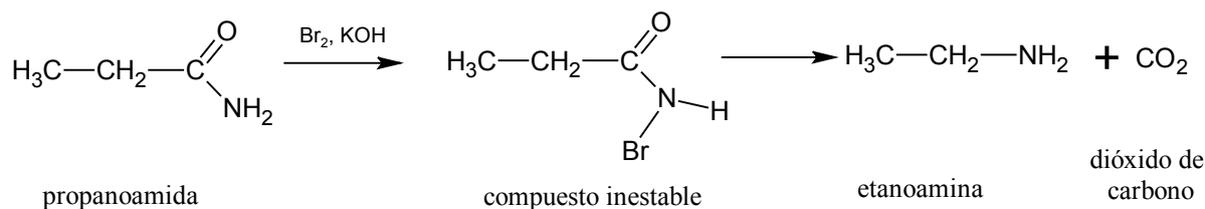
⇒ Reactividad

• Reacciones de sustitución

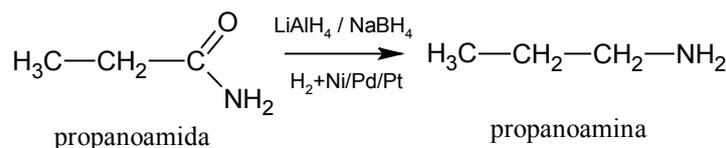
- **Hidrólisis:** se forma el ácido carboxílico y amoníaco (NH₃), una amina primaria o una amina secundaria dependiendo de si la amida es primaria, secundaria o terciaria.



- **Degradación o transposición de Hoffmann:** las amidas cuando reaccionan con bromo (Br₂) en medio básico fuerte producen una amina con un átomo de carbono menos y dióxido de carbono (CO₂). La reacción se produce en varias etapas, primero se forma un derivado bromado pero es inestable y se descompone en la amina y el dióxido de carbono.



- **Reacciones de reducción:** se reducen a aminas. Según el tipo de amida, primaria, secundaria o terciaria, se obtendrá la amina, primaria, secundaria o terciaria. El agente reductor puede ser un hidruro (hidruro de litio y aluminio (LiAlH_4) o borohidruro de sodio (NaBH_4)) o hidrógeno catalizado con níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt).



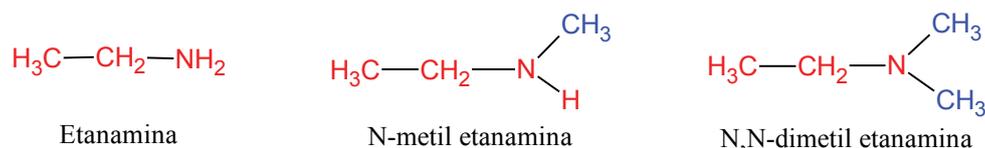
9. Aminas

Son derivadas del amoníaco, mediante la sustitución de un átomo de hidrógeno por un grupo alquilo. Se pueden clasificar en aminas primarias, secundarias o terciarias dependiendo del número de carbonos que estén unidos al nitrógeno.

⇒ Nomenclatura

- Las aminas primarias se nombran como derivados de los alcanos sustituyendo la terminación -o por **-amina**. La posición del grupo funcional se antepone al nombre mediante un localizador numérico.
- Las aminas secundarias y terciarias se nombran tomando el sustituyente más grande (mayor número de carbonos) como la cadena principal, y los demás sustituyentes como N-alquilos o N,N-dialquilos antes del nombre de la cadena principal.

Cuando las aminas no son el grupo funcional principal se nombran con el prefijo amino-.



⇒ Propiedades físicas

Los puntos de fusión y ebullición de las aminas primarias y secundarias son mayores que los de los hidrocarburos pero menores que los de los alcoholes, ya que pueden formar enlaces de hidrógeno, pero son más débiles que en el caso de los alcoholes porque el nitrógeno es menos electronegativo. Las aminas terciarias no pueden formar enlaces de hidrógeno, por eso sus temperaturas de fusión y ebullición son menores que las de los hidrocarburos análogos.

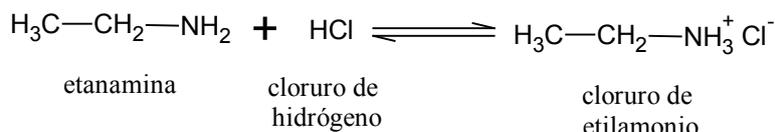
Las aminas de baja masa molecular son solubles en agua porque el grupo amino es polar, pero al aumentar el número de carbonos la solubilidad disminuye.

Las aminas de bajo peso molecular huelen a amoníaco, pero las superiores son inodoras.

Las aminas son bases de Lewis. Su carácter básico es mayor que el de las amidas.

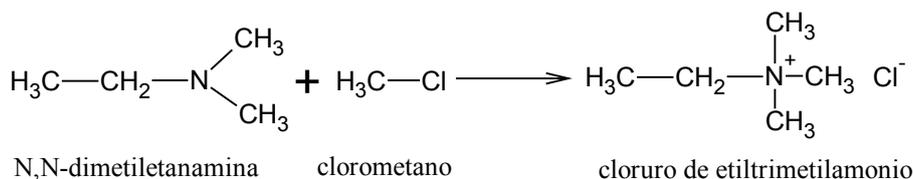
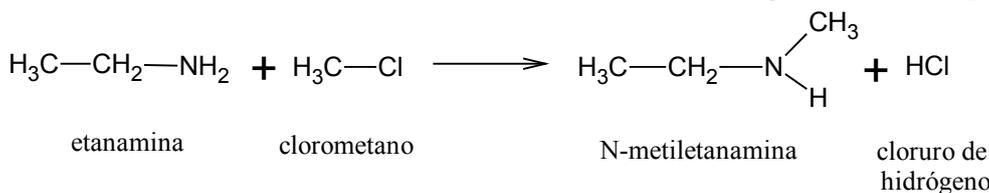
⇒ **Reactividad**

- **Reacciones de neutralización:** las aminas por ser básicas reaccionan con ácidos para dar sales de amonio.

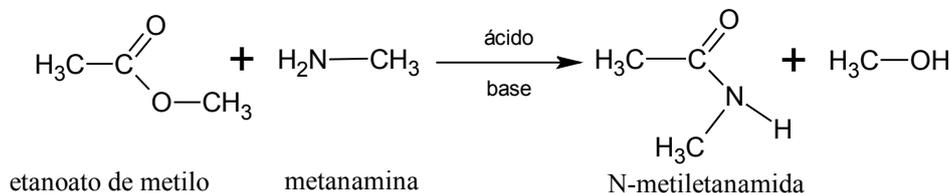


- **Reacciones de condensación:** dos moléculas orgánicas reaccionan entre sí para dar una molécula más grande y liberan una molécula más pequeña, como puede ser agua (pero podría ser otra molécula pequeña)

- **Alquilación:** el amoníaco, las aminas primarias y secundarias producen aminas de orden superior, pero si la amina inicial es terciaria se forma una sal de amonio (halogenuro de tetraalquilamonio)



- **Acilación:** las aminas reaccionan con ésteres para formar amidas



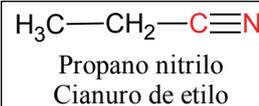
10. Nitrilos o cianuros de alquilo

Son compuestos derivados del cianuro de hidrógeno (HCN), en el que el átomo de hidrógeno ha sido sustituido por un radical alquilo.

 ⇒ **Nomenclatura**

Se pueden nombrar de dos formas:

- Se añade la terminación **-nitrilo** al nombre de la cadena hidrocarbonada que está unida al nitrógeno.
- Se nombran como **cianuros de alquilo**, en este caso el carbono del grupo ciano ($-\text{C}\equiv\text{N}$) no se considera en el grupo alquilo.


 ⇒ **Propiedades físicas**

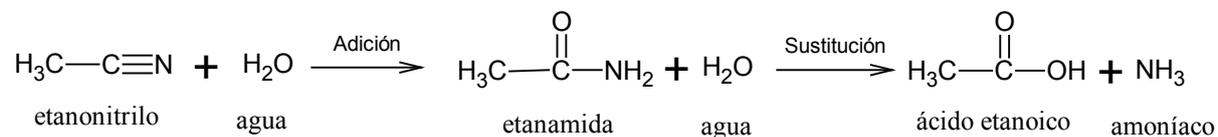
Los puntos de fusión y ebullición son mayores que los de los hidrocarburos porque el grupo ciano es polar.

Son solubles en disolventes apolares e insolubles en agua, excepto los compuestos que tienen uno o dos átomos de carbono que son solubles en agua debido a la polaridad del enlace ciano.

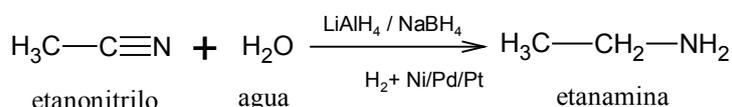
⇒ **Reactividad**

- **Reacciones de adición:** se añade un átomo o grupo de átomos a los elementos que forman el enlace múltiple.

▫ **Hidrólisis:** en primer lugar se adiciona agua al grupo ciano y se obtiene una amida, pero la reacción continua para dar el ácido carboxílico mediante una reacción de sustitución.



- **Reacciones de reducción:** se forman aminas primarias. Los agentes reductores pueden ser hidruros (tetrahidruro de litio y aluminio (LiAlH_4) o borohidruro de sodio (NaBH_4)) o utilizando hidrógeno con níquel (Ni), paladio (Pd) o platino (Pt) como catalizador.



11. Actividades

1. Formula los siguientes compuestos:

a) 4-bromo-2-cloropentano	b) 2-metil-1-propanol	c) dimetiléter
d) ácido butanodioico	e) propanal	f) trimetilamina
g) cianuro de propilo	h) propanamida	i) etanonitrilo
j) 3-cloro-2-butanona	k) etoxipropano	l) 1-cloro-3-buteno
m) N,N-dimetil-butanoamida	n) propanona	o) 1,4-butanodiol
p) ácido 2-metil propanoico	q) N-etil-2-butanamina	r) 2,3-dimetilpentanal

2. Nombra los siguientes compuestos:

a) $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	b) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{C}\equiv\text{N}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	c) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Cl}$
d) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	e) $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$	f) $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$
g) $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	h) $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	i) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$
j) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$	k) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Cl}}{\text{C}}=\underset{\text{Cl}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	l) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$

20. Polímeros

1. *Macromoléculas y polímeros*
2. *Clasificación de polímeros*
3. *Reacciones de polimerización*
4. *Propiedades de los polímeros*
5. *Actividades*

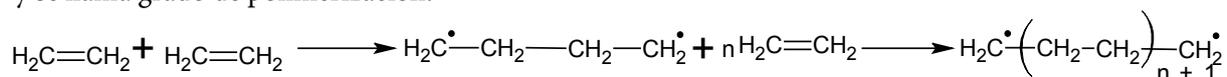
1. Macromoléculas y polímeros

Las macromoléculas son moléculas que están formados por un gran número de átomos que normalmente se unen a través de enlaces covalentes.

Dentro de las macromoléculas hay unos compuestos muy importantes que se llaman polímeros. Los polímeros son macromoléculas que están formados por la combinación repetida de muchas unidades pequeñas llamadas monómeros. Por tanto, la estructura química de los polímeros es muy simple.

Los monómeros pueden repetirse cientos o miles de veces, y se unen entre sí a través de enlaces covalentes. El proceso por el que se combinan los monómeros se llama polimerización.

Por ejemplo, el polietileno (PE) está formado por la unión repetida y consecutiva de moléculas de etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (monómero). El doble enlace del etileno se rompe, lo que permite que la cadena crezca por los dos lados. La unidad monomérica que se repite "n" veces formando una cadena es $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$. El polímero se representa como $-(\text{CH}_2-\text{CH}_2)_n-$, donde n corresponde al número de monómeros que hay en la cadena y se llama grado de polimerización.



2. Clasificación de polímeros

Los polímeros se pueden clasificar en función de diferentes criterios:

⇒ Según su origen

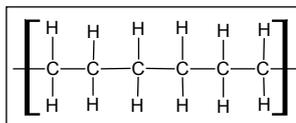
- **Polímeros naturales:** existen en la naturaleza. Por ejemplo, las proteínas están formadas por la unión repetida de aminoácidos, o la celulosa que es un polisacárido que está presente en la pared de las células vegetales y está formado por un mínimo de 3000 unidades de glucosa unidas por enlaces β (1→4).
- **Polímeros semisintéticos o artificiales:** se obtienen por la transformación de polímeros naturales para obtener productos de mayor interés comercial. Dentro de esta categoría podemos destacar el rayón, que se obtiene cuando las fibras de algodón se tratan con una disolución de hidróxido sódico. El producto que se obtiene es más resistente que el algodón, tiene un brillo parecido al de la seda y no encoge, por lo que este producto es muy útil para la fabricación de telas. El caucho vulcanizado es otro buen ejemplo, ya que el tratamiento del caucho con azufre permite obtener un material más resistente al frío, al calor y a los rayos ultravioletas que se utiliza en la fabricación de neumáticos.
- **Polímeros sintéticos:** se obtienen industrialmente a partir de los monómeros. Actualmente existen muchos polímeros sintéticos, como por ejemplo el nylon, que es la primera fibra sintética que se ha fabricado o el PVC (policloruro de vinilo) que se obtiene por polimerización del cloruro de vinilo y es un material rígido que se utiliza en muchas aplicaciones, como puede ser la fabricación de tubos o el recubrimiento de cables.



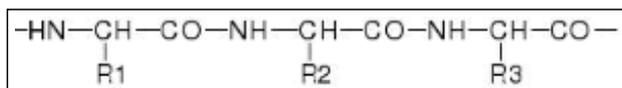
⇒ *Según su composición química*

- **Polímeros orgánicos:** tienen en la cadena principal átomos de carbono. Se pueden clasificar en dos grupos:

- **Polímeros vinílicos:** la cadena principal está formada sólo por átomos de carbono e hidrógeno, como puede ser el polietileno formado por la unión de muchas moléculas de eteno.



- **Polímeros orgánicos no vinílicos:** además del carbono tienen oxígeno o nitrógeno en su cadena principal. Por ejemplo las proteínas, en la que un grupo amino de un aminoácido se une con el grupo ácido carboxílico de otro aminoácido a través de un enlace peptídico.

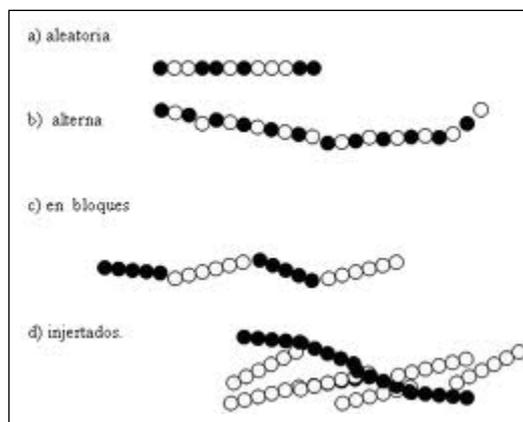


- **Polímeros inorgánicos:** se clasifican dependiendo del átomo principal que contengan:
 - **Tienen azufre:** por ejemplo los polisulfuros que son sales que contienen aniones Sn-.
 - **Tienen silicio:** los más importantes son las siliconas, que tienen múltiples aplicaciones, desde aplicaciones industriales (moldes, adhesivos, etc.) hasta aplicaciones médicas (prótesis).

⇒ *Según la composición de los monómeros*

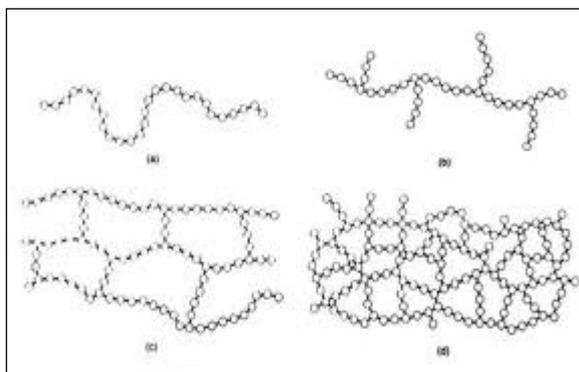
- **Homopolímeros:** están formados por un único tipo de monómero, como por ejemplo el PVC (cloruro de polivinilo) o el PE (Polietileno).
- **Heteropolímeros:** estos materiales se obtienen a partir de varios monómeros diferentes. Normalmente los heteropolímeros tienen dos o tres tipos de monómeros:

- **Copolímeros:** materiales formados por dos tipos de monómeros. Existe una gran variedad de polímeros de este tipo como puede ser el nylon que se obtiene a partir de diaminas y ácidos dicarboxílicos. Los monómeros pueden distribuirse de distinta manera a lo largo del polímero: al azar, alternada, en bloque, etc.
- **Terpolímeros:** materiales formados por tres monómeros diferentes.



⇒ *Según su estructura*

- **Lineales:** formados por monómeros difuncionales que se unen por los dos extremos de la cadena. Por ejemplo el PE (polietileno).
- **Ramificados:** formados por monómeros trifuncionales. Por ejemplo el PS (poliestireno).
- **Entrecruzados:** cadenas lineales cercanas se unen entre sí linealmente mediante enlaces covalentes. Por ejemplo el caucho.
- **Reticulados:** cadenas ramificadas se entrelazan en las tres direcciones del espacio. Por ejemplo, las resinas epoxi.



⇒ *Según sus aplicaciones*

- **Elastómeros:** materiales que se deforman mucho al someterlos a un esfuerzo pero recuperan su forma inicial al eliminar el esfuerzo.
- **Plásticos:** materiales que cuando se produce un esfuerzo suficientemente intenso no pueden volver a su forma original.
- **Fibras:** materiales que se unen formando cadenas largas de polímeros con gran resistencia, ligereza y elasticidad.
- **Recubrimientos:** materiales líquidos que cubren la superficie de otros materiales para protegerlos.
- **Adhesivos:** sustancias que combinan una alta adhesión y una alta cohesión, lo que les permite unir dos o más cuerpos por contacto superficial.



⇒ **Según su comportamiento al elevar la temperatura:**

- **Termoplásticos:** materiales que después de fundirse o ablandarse cuando se calientan, recuperan sus propiedades originales al enfriarse. Generalmente son polímeros lineales. Un ejemplo es el PE (polietileno), o el PVC (cloruro de polivinilo).
- **Termoestables:** materiales que después de calentarlos se convierten en sólidos más rígidos que los polímeros originales. Generalmente son polímeros entrecruzados, y tiene este comportamiento porque con el calor se forman nuevos entrecruzamientos que producen una mayor resistencia a la fusión. Por ejemplo la baquelita, que es el primer polímero sintético que se ha fabricado. Es un material que se puede moldear durante su obtención, pero después es duro, insoluble en agua, aislante eléctrico y fácil de producir.

3. Reacciones de polimerización

Existen dos tipos fundamentales de polimerización:

⇒ *Polimerización por adición*

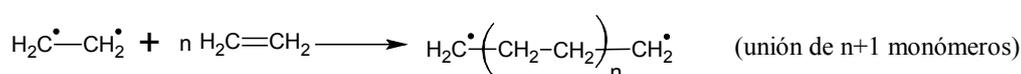
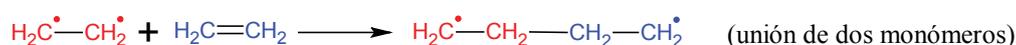
Se produce, generalmente, con monómeros que tienen dobles enlaces. Los enlaces π se rompen y los electrones desapareados quedan libres y reaccionan con moléculas vecinas y forman una cadena polimérica. La cadena se forma utilizando todos los átomos de los monómeros. Es una reacción de adición intermolecular.

El mecanismo general ocurre en tres fases:

- **Etapas de iniciación:** el proceso comienza mediante un mecanismo de radicales libres gracias a un catalizador, que puede ser por ejemplo una molécula de peróxido (R-O-O-R) que produce un radical libre que reacciona con el monómero y pone en marcha la reacción:

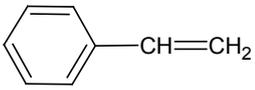


- **Propagación o crecimiento:** se produce una reacción en cadena en la que los monómeros se unen a los dos extremos de la cadena polimérica:



- **Terminación:** Esta etapa se produce cuando los radicales libres de los extremos reaccionan con otros radicales libres. Esto puede ocurrir de dos formas:
 - Los radicales libres de los extremos se unen a impurezas que hay en la reacción.
 - Los radicales libres de los extremos de una cadena se unen a dos cadenas que tengan un extremo neutralizado (ese extremo ya no es reactivo).

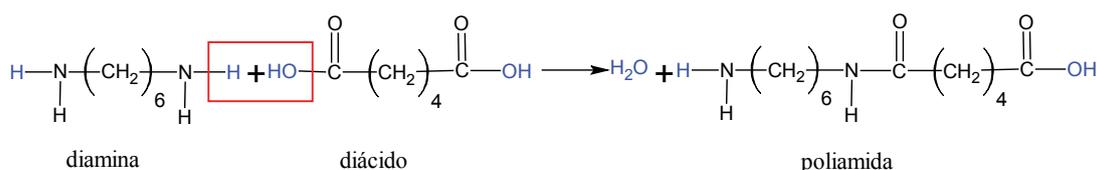
Algunos ejemplos de polímeros de adición muy utilizados son:

Monómero	Polímero	Aplicaciones
Eteno (etileno) $H_2C=CH_2$	Polietileno (PE)	Tuberías, bolsas, juguetes, film de cocina, botes y envases de alimentación
Cloroeteno (cloruro de vinilo) $H_2C=CH-Cl$	Cloruro de polivinilo (PVC)	Tuberías, discos, sillas, ventanas y suelos
Feniletano (estireno) 	Poliestireno (PS)	Juguetes, embalajes, aislante térmico y acústico
2-Metil-1,3-butadieno (isopreno) $H_2C=C(CH_3)-CH=CH_2$	Caucho o látex (poliisopreno)	neumáticos, chupetes, preservativos, guantes, pelotas, artículos impermeables y aislantes

⇒ **Polimerización por condensación**

Se produce una reacción de condensación, en la que dos moléculas orgánicas reaccionan para formar una molécula más grande y se libera una molécula de agua.

La reacción se produce entre monómeros polifuncionales, deben ser polifuncionales para que la reacción se produzca en dos puntos de la molécula. El polímero que se obtiene puede ser un copolímero (formado por dos monómeros) o un homopolímero (formados por un tipo de monómero).



Los principales polímeros de condensación son:

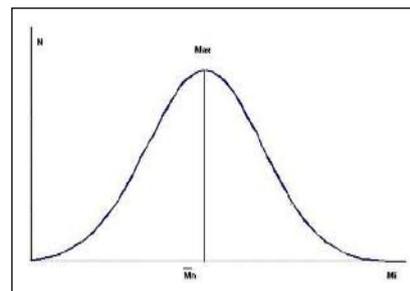
Tipos de Monómeros	Tipo de Polímeros	Aplicaciones
Dioles + Diácidos	Poliésteres	Tergal: telas PET (polietilentereftalato): tejidos inarrugables, botellas de bebida, ...)
Diaminas + Diácidos	Poliamidas	Nylon (ropa interior, telas de paracaídas, ...)
$R_2Si(OH)_2$	Siliconas	Adhesivos, lubricantes, aplicaciones médicas, ...

4. Propiedades de los polímeros

La estructura de los polímeros determina sus propiedades físicas. Las más importantes son:

- **Grado de polimerización**

Las reacciones de polimerización producen productos de diferente tamaño, es decir, el producto de polimerización no es homogéneo. Se forma una mezcla de polímeros de diferentes pesos moleculares, que se distribuyen estadísticamente según la curva de Gauss. La masa molecular determina las propiedades mecánicas; los polímeros de cadenas cortas son más fluidos, y los de cadenas largas son más compactos.



- **Cristalinidad**

Las cadenas de polímeros normalmente están desordenadas, forman un conjunto amorfo, pero en algunos casos aparecen zonas ordenadas que se llaman zonas cristalinas. Un mismo material puede tener zonas amorfas y zonas cristalinas. La abundancia de zonas cristalinas proporciona al material mayor resistencia mecánica, y las zonas amorfas aportan elasticidad.

- **Entrecruzamiento o reticulación**

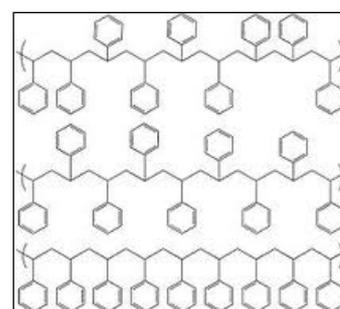
La reticulación es la formación de enlaces covalentes laterales entre las cadenas poliméricas. Cuando la reticulación es baja el polímero se comporta como termoplástico y es soluble en algunos disolventes, pero cuando el entrecruzamiento es alto el material es termoestable, insoluble y es muy rígido. Por ejemplo, el proceso de vulcanización del caucho consiste en la formación de puentes disulfuro entre las cadenas poliméricas, de forma que el caucho que es inelástico y frágil se convierte en un material elástico, resistente al desgaste, al calor y al frío, por lo que se puede utilizar para la fabricación de neumáticos.

- **Rigidez intrínseca**

Es la incapacidad que tienen algunos polímeros de rotar alrededor de sus enlaces. Este fenómeno se produce cuando las cadenas laterales son muy voluminosas. Por ejemplo, las cadenas laterales del PS (poliestireno) son grupos fenilos que son muy voluminosos e impiden la rotación libre de los enlaces C-C de la cadena principal. En cambio, el PE (polietileno) no tiene ese obstáculo y puede rotar. Los materiales que presentan rigidez intrínseca son más rígidos.

- **Polimerización estereoespecífica**

Los carbonos de la cadena principal, normalmente, tienen hibridación sp^3 y forman cuatro enlaces sencillos con estructura tetraédrica. Dos enlaces se utilizan para formar la cadena principal y los otros dos se unen a los grupos laterales. Cuando los grupos laterales son diferentes, como por ejemplo en el PS (poliestireno), el radical fenilo se puede colocar a un lado o al otro del plano. Dependiendo de su colocación se pueden obtener tres estereoisómeros:



- **Atáctico:** los grupos fenilo se colocan aleatoriamente a un lado o al otro
- **Sindiotáctico:** los grupos fenilo ocupan posiciones alternadas
- **Isotáctico:** todos los grupos fenilo se disponen hacia el mismo lado

Los polímeros que son más regulares tienen más zonas cristalinas y por tanto son más resistentes.

5. Actividades

1. Explica qué es un polímero e indica un ejemplo de polímero natural y otro de un polímero sintético
2. Describe los dos tipos de reacciones de polimerización
3. Define las siguientes términos:
 - Polímeros entrecruzados
 - Copolímeros
 - Elastómeros
 - Termoplásticos

4. Relaciona con flechas:

Un colchón es	un polímero de recubrimiento porque se utiliza para proteger los objetos
El hilo de pescar es	un elastómero porque vuelve a su forma original cuando la fuerza de deformación se termina
El barniz es	un polímero natural
El pegamento es	un adhesivo porque se utiliza para unir dos superficies
El ADN es	una fibra porque es una cadena muy larga y resistente

21. Biomoléculas

1. Los bioelementos.
2. El agua y sales minerales.
3. Los Glúcidos.
4. Los Lípidos.
5. Las Proteínas.
6. Los ácidos nucleicos.
7. Actividades.

1. Los bioelementos

Los seres vivos son conjuntos organizados de materia. Todos los seres vivos están formados por el mismo tipo de átomos, entre los que destaca el carbono.

De los elementos químicos de la tabla periódica, sólo se encuentran unos 20 en los seres vivos, a éstos elementos los llamamos bioelementos, y no todos ellos son igualmente abundantes. Ciertos elementos se llaman oligoelementos por estar presentes en pequeñísimas cantidades (menos del 0,01 %).

BIOELEMENTOS			OLIGOELEMENTOS	
Elemento	Símbolo	Porcentaje en peso	Elemento	Símbolo
Oxígeno	O	62,00		
Carbono	C	20,00		
Hidrógeno	H	10,00	Cobre	Cu
Nitrógeno	N	3,00	Manganeso	Mn
Calcio	Ca	2,50	Molibdeno	Mo
Fósforo	P	1,00	Cobalto	Co
Azufre	S	0,25	Boro	B
Potasio	K	0,25	Zinc	Zn
Cloro	Cl	0,20	Flúor	F
Sodio	Na	0,10	Selenio	Se
Magnesio	Mg	0,07	Cromo	Cr
Yodo	I	0,01		
Hierro	Fe	0,01		

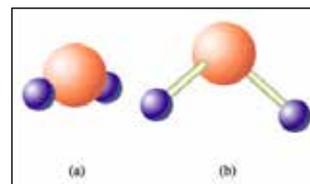
La mayoría de los átomos no poseen una configuración estable, y se unen entre sí mediante enlaces para formar biomoléculas, las moléculas que constituyen los seres vivos las podemos agrupar en dos grandes grupos:

- *biomoléculas inorgánicas*: se encuentran en los seres vivos, pero no son exclusivas de ellos, y son **agua** y **sales minerales**.
- *biomoléculas orgánicas*: son exclusivas de los seres vivos, y siempre presentan carbono en su composición. son **glúcidos**, **lípidos**, **proteínas** y **ácidos nucleicos**.

2. El agua y las sales minerales

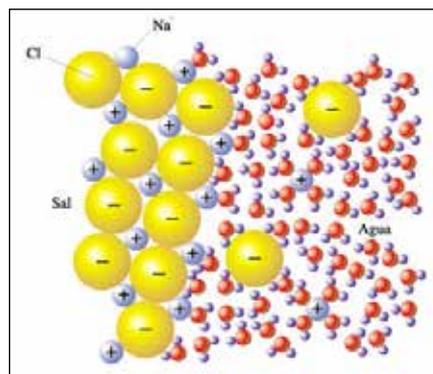
El **agua** es la biomolécula más abundante en los seres vivos, representa entre el 60 y 90 % de su peso. Su estructura molecular es un átomo de oxígeno que se une covalentemente a dos átomos de hidrógeno. Al ser el átomo de oxígeno más electronegativo, atrae los electrones quedando cargado parcialmente negativo (δ^-) mientras que el exceso de carga positiva queda sobre los dos hidrógenos. Como resultado la molécula de agua es **polar**, con dos zonas débilmente positivas y una zona débilmente negativa.

En consecuencia, entre sus moléculas se forman enlaces débiles. Entre un átomo de oxígeno, que tiene cierta carga negativa, con otro de hidrógeno (de otra molécula) que posee cierta carga positiva, se conocen como puentes de hidrógeno. Cada molécula de agua puede formar **puentes de hidrógeno** con otras cuatro moléculas de agua. Aunque los enlaces individuales son débiles y se rompen continuamente, la fuerza total de los enlaces que mantienen a las moléculas juntas es muy grande. Ésta estructura proporciona a la molécula de agua propiedades importantes para la vida:



⇒ *Propiedades*

- a) **cohesión**, que es la atracción que existe entre moléculas de agua y que da como resultado la formación de puentes de hidrógeno (la fuerza que une las moléculas de agua entre sí es una tensión tan elevada que sólo es superada por el Hg) y la **adhesión** o unión con otras moléculas polares diferentes, como monosacáridos o aminoácidos. Estas dos propiedades dan lugar a los fenómenos de:
 - *Tensión superficial*, al entrar en contacto con otro medio, por ejemplo el aire, las moléculas de agua se cohesionan fuertemente y la superficie del líquido se comporta como una fina película elástica capaz de sostener pequeñas partículas.
 - *Capilaridad*, con esto se explica como el agua al entrar en contacto con un papel poroso, sus moléculas avanzan por los poros y se extiende, empapando la superficie del papel. Del mismo modo las moléculas ascienden por el interior de un conducto estrecho.
- b) **calor específico elevado**, es decir se requiere mucha energía para elevar la temperatura del agua. Del mismo modo al bajarla, se desprende mucho calor. Gracias a esta gran capacidad que tiene el agua para absorber el calor producido por las reacciones metabólicas, la temperatura de los seres vivos puede mantenerse sin sufrir grandes oscilaciones. Además posee una alta conductividad térmica los animales se sirven de ésta propiedad para perder calor al sudar.
- c) **la densidad del agua** (1kg/dm^3) es mayor que la densidad del hielo. La densidad del agua aumenta a medida que desciende la temperatura, porque las moléculas de agua se mueven más lentamente y no ocupan tanto espacio, de modo que en un mismo volumen hay más moléculas. El valor máximo de la densidad lo alcanza cuando la temperatura del agua es 4°C y a temperaturas inferiores, las moléculas de agua establecen entre ellas muchos puentes de hidrógeno, los cuales se estabilizan si dichas moléculas se separan ligeramente entre ellas. Esto produce un aumento de volumen y con ello disminución de la densidad. Por esto en estado sólido (hielo) el agua flota sobre el estado líquido y así se explica la vida de muchos animales en los polos, los cuales pasan la mayor parte del invierno protegidos bajo esa capa de hielo, ya que la temperatura por debajo de ella será más elevada que la de la superficie.
- d) **el agua es disolvente universal**. Cuando una molécula se disuelve, sus componentes se separan (moléculas o iones) y se rodean de moléculas del disolvente. Dentro de los sistemas vivos, muchas sustancias se encuentran en solución acuosa. La polaridad de las moléculas de agua es la responsable de la capacidad solvente del agua. Las moléculas polares de agua tienden a separar sustancias iónicas, como el cloruro de sodio (NaCl), en sus iones constituyentes. Las moléculas de agua se aglomeran alrededor de los iones con carga y los separan unos de otros (proceso de solvatación), por el contrario las moléculas no polares, no son solubles en agua y forman interfases, en las que tienen lugar muchas reacciones químicas de los seres vivos. Ésta propiedad permite que en el agua se realicen la



mayoría de las reacciones químicas de las células. Este diagrama muestra al cloruro de sodio (NaCl) disolviéndose en el agua a medida que las moléculas de ésta se aglomeran alrededor de los iones individuales sodio y cloruro separándolos unos de otros.

Las **sales minerales** son moléculas inorgánicas que pueden encontrarse en estado sólido o disuelto. Las sales minerales regulan los procesos osmóticos asociados al paso de agua a través de membranas semipermeables, el pH., y las concentraciones de iones. Además cada ión puede desempeñar funciones concretas, como el Ca^{2+} que interviene en la contracción muscular. Las sales en estado sólido, forman parte de estructuras esqueléticas, como el fosfato cálcico $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ y el carbonato cálcico CaCO_3 que forman parte de los huesos y dientes de vertebrados, o las conchas de los moluscos.

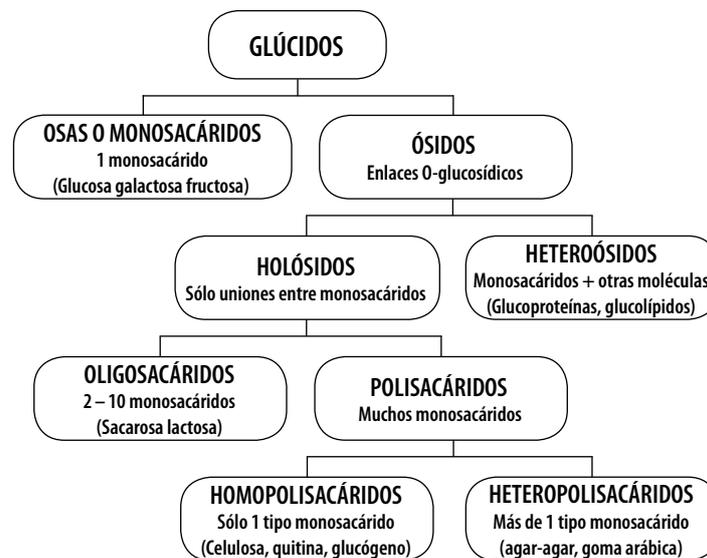
Las sales minerales que aparecen en disolución se disocian en sus iones, los principales son:

Cationes: (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+})

Aniones: (Cl^- , CO_3^{2-} , HPO_4^- , SO_4^{2-} , HCO_3^-)

3. Los glúcidos

Son los compuestos orgánicos denominados azúcares, y están formados por carbono, oxígeno e hidrógeno. Éstas son las biomoléculas más importantes de la naturaleza. Los glúcidos están formados por una o varias unidades constituidas por cadenas de entre 3 a 7 átomos de carbono. Uno de éstos carbonos es un grupo carbonilo, aldehído $-\text{CHO}$, o cetona $-\text{CO}-$, el resto de los átomos están unidos a grupos hidroxilo $-\text{OH}$. Por ello se denominan polihidroxialdehídos o aldosas y polihidroxicetonas o cetosas. Las polihidroxialdehídos y las polihidroxicetonas se pueden unir mediante enlaces covalentes, para dar lugar a polímeros, éstos enlaces se denominan enlaces **O-glucosídico**. Los glúcidos se clasifican en los siguientes grupos:



Los glúcidos se utilizan para producir y almacenar energía por las células (glucosa, glucógeno y almidón), algunos como la celulosa constituyen importantes estructuras celulares, algunos asociados a lípidos (glucolípidos) y proteínas (glucoproteínas) desempeñan papel clave en el reconocimiento entre las células.

⇒ *Monosacáridos*

Son los hidratos de carbono elementales, su fórmula general es $(\text{CH}_2\text{O})_n$, donde n es el número de átomos de carbono (entre 3 y 7). Según el número de carbonos se denominan triosas, tetrasas, pentosas, etc. En general son sólidos cristalinos blancos, de sabor dulce y solubles en agua. La forma general para nombrarlos es:

Grupo funcional	Nº de carbonos	Terminación
aldo ceto	tri tetr pent hex hept	osa

Sin embargo, la mayoría de los monosacáridos tienen un nombre específico que es el que se utiliza. Por ejemplo, la glucosa es una aldohexosa.

La mayoría de los monosacáridos tienen C quirales (excepción: la cetotriosa). Estas moléculas presentan estereoisomería y pueden tener 1 o más C quirales. Se clasifican en estereoisómeros D (el grupo -OH está a la derecha) y L (el grupo -OH está a la izquierda) dependiendo de la posición del grupo -OH del carbono quiral más alejado del grupo carbonilo. Curiosamente en la naturaleza casi todos los glúcidos se encuentran en la forma D.

Los monosacáridos que tienen más de 4 carbonos cuando se disuelven en agua (estado en el que se encuentran en los seres vivos) forman un ciclo pentagonal o hexagonal.

El ciclo se forma mediante un enlace hemiacetalítico entre el grupo carbonilo y un grupo hidroxilo. Cuando se ciclan se forman dos nuevos isómeros:

- **Forma α** : el grupo OH está por debajo del plano
- **Forma β** : el grupo OH está por encima del plano

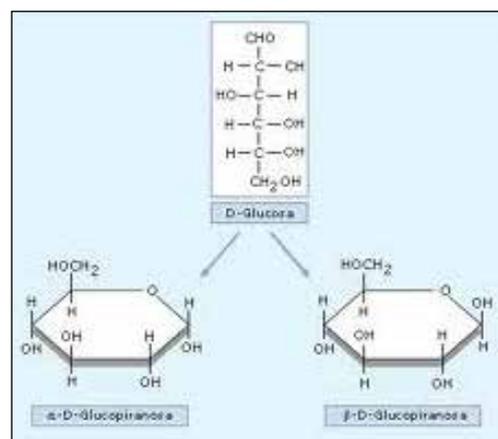
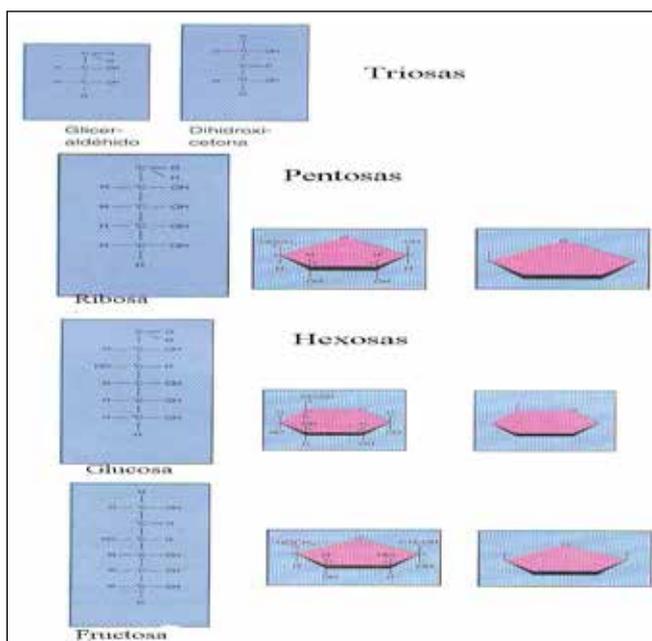
La función principal de los monosacáridos es energética, pero también son intermediarios de procesos biológicos importantes como por ejemplo en la respiración celular, fotosíntesis, etc. El más abundante de todos es la glucosa.

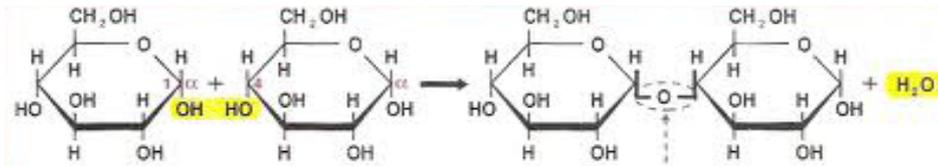
⇒ *Oligosacáridos*

Son compuestos formados por la unión de 2 a 10 monosacáridos, unidos mediante enlaces O-glucosídicos. En general son solubles en agua y tienen sabor dulce. Los oligosacáridos son cadenas cortas y lineales.

El enlace O-glucosídico se produce mediante una reacción de condensación entre dos grupos hidroxilo de diferentes monosacáridos con la pérdida de una molécula de agua. Se pueden formar dos tipos de enlaces:

- **Enlace α** : se forman con el grupo hidroxilo que está hacia abajo en el plano. Son más débiles (se encuentran en polisacáridos de reservas, por ejemplo el almidón o el glucógeno)
- **Enlace β** : se forman con el grupo hidroxilo que está hacia arriba en el plano. Son más fuertes (se encuentran en polisacáridos estructurales, por ejemplo en la celulosa)





En presencia de agua y de una enzima se puede producir la reacción inversa, en la que los productos que se obtienen son los monosacáridos.

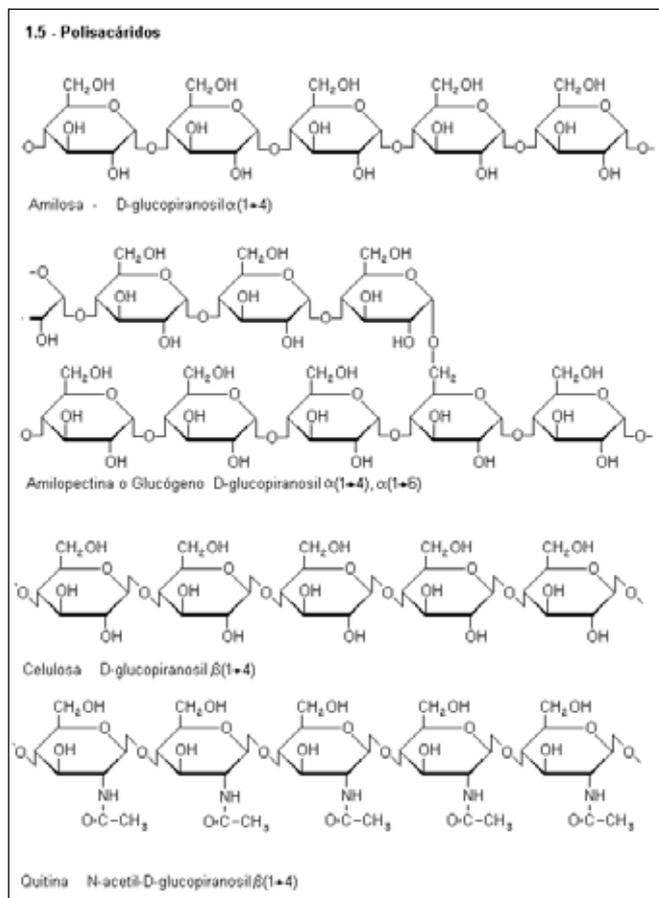
Los **disacáridos** se forman por la unión de dos monosacáridos. Los disacáridos más abundantes en la naturaleza son: la maltosa, la lactosa y la sacarosa.

- Maltosa**, formada por la unión de 2 moléculas de glucosa, se encuentra en los granos de la cebada y se conoce como malta.
- Lactosa**, resulta de la unión de una molécula de glucosa y una de galactosa. es el azúcar presente en la leche de los mamíferos.
- Sacarosa**, formada por la unión de una molécula de glucosa y una de fructosa. la sacarosa es el principal disacárido de los vegetales, muy abundante en la caña de azúcar y en la remolacha. el enlace glucosídico puede romperse en presencia de agua y las correspondientes enzimas: maltasa, lactasa y sacarasa, el resultado son las correspondientes moléculas de monosacárido.

⇒ **Polisacáridos**

Compuestos por un gran número de monosacáridos unidos entre ellos mediante enlaces O-glucosídicos. En general no son dulces ni solubles en agua. Los polisacáridos más frecuentes en los seres vivos como el almidón, glucógeno y celulosa están formados únicamente por unidades de glucosa. Otros polisacáridos como la quitina, no contienen glucosa sino un monosacárido derivado de ella.

- Almidón**, es el polisacárido de reserva de las plantas, constituido por dos polímeros de glucosa, amilosa (30%) y amilopectina (70%). La amilosa es un polímero formado por unidades de glucosa unidas por enlaces α (1→4). La amilopectina es también un polímero de la glucosa formado por enlaces pero ramificado, las ramificaciones se inician con enlaces α (1→6). La amilopectina presenta ramificaciones cada 24 a 30 unidades de glucosa aproximadamente.
- Glucógeno**, es la principal sustancia de reserva de los animales. es especialmente abundante en el hígado y en los músculos estriados. Está formado por cadenas lineales de glucosa unidas mediante enlaces α (1→4) que presentan también ramificaciones α (1→6), que aparecen cada 10 unidades de glucosa aproximadamente. El glucógeno no posee estructura helicoidal, lo que lo hace más accesible a la acción de las enzimas, y puede ser degradado en las células animales más rápidamente que el almidón en los vegetales.



- c) **Celulosa**, es un polisacárido muy importante de las células vegetales, siendo por ello la molécula orgánica más abundante sobre la Tierra. Es una cadena lineal de glucosas que se unen por enlaces β (1 \rightarrow 4). Nosotros no podemos degradar la celulosa que ingerimos por carecer de las enzimas digestivas capaces de romper los enlaces β (1 \rightarrow 4), pasando inalterada por el tracto digestivo sin proporcionarnos energía.
- d) **Quitina**, es el principal componente del exoesqueleto de los insectos y de los crustáceos y de la pared que envuelve las células de los hongos. Se trata de un polímero de N-acetil glucosamina unidas por enlace α (1 \rightarrow 4). De estructura similar a la celulosa pero con enlaces de hidrógeno más fuertes debido al grupo N-acetil.

⇒ *Glucoproteínas y glucolípidos*

En las membranas plasmáticas la mayor parte de las proteínas y algunos de los lípidos expuestos al exterior de la célula, poseen restos de oligosacáridos unidos covalentemente. Algunos de los monosacáridos que aparecen en las glucoproteínas son: galactosa, glucosa, glucosamina y galactosamina.

4. Los lípidos

Los lípidos agrupan una gran cantidad de moléculas orgánicas de muy diversa naturaleza química, que comparten una propiedad, la de ser insolubles en agua. Esto se debe a que poseen numerosos enlaces apolares carbono-hidrógeno, sin embargo se disuelven en disolventes orgánicos como alcohol, benceno, éter, cloroformo, etc. Están formados por carbono, oxígeno e hidrógeno y en ocasiones contienen otros elementos como el fósforo y nitrógeno.

Están formados por cadenas hidrocarbonadas, lineales, o cíclicas, en las que pueden presentarse grupos carboxilo, hidroxilo o amino. Son biomoléculas que realizan funciones muy diversas en los organismos:

- reserva de energía (ácidos grasos, triacilglicérolos y ceras).
- función estructural (glicerofosfolípidos, esfingolípidos y los esteroides).
- funciones específicas (caso de las hormonas y vitaminas de composición lipídica).

Para clasificarlos distinguiremos entre los lípidos que poseen ácidos grasos, por tanto saponificables, de los lípidos que no poseen ácidos grasos, los insaponificables.

Lípidos saponificables	Lípidos insaponificables
Acilglicéridos	Esteroides
Ceras	Terpenos
Fosfolípidos	Prostaglandinas

⇒ *Ácidos grasos*

Son sustancias que se encuentran formando parte de otros compuestos como los triacilglicérolos o las ceras. Están formados por una cadena hidrocarbonada con un grupo carboxilo, en general la cadena es lineal y posee un número par de átomos de carbono que oscila entre 10 y 22. Cuando los enlaces son sencillos los ácidos grasos se denominan **saturados** y cuando presentan algún doble o triple enlace se denominan **insaturados**, esto hace que disminuya el punto de fusión de los ácidos grasos.

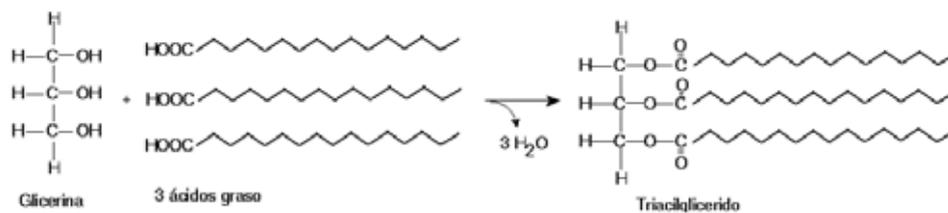
Ácido (saturado)	Fórmula	Ácido (insaturado)	Fórmula
Cáprico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_8\text{-COOH}$	Palmitoleico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_5\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_7\text{-COOH}$
Láurico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{10}\text{-COOH}$	Oleico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_7\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_7\text{-COOH}$
Palmitico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{14}\text{-COOH}$	Linoléico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_4\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_4\text{-COOH}$
Esteárico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{16}\text{-COOH}$	Linoleico	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_4\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_7\text{-COOH}$

La cadena hidrocarbonada de los ácidos grasos es hidrofóbica, mientras que el extremo que contiene el grupo carboxilo polar será hidrofílico, éstas moléculas heteropolares tienen la peculiaridad, que si añadimos una pequeña gotita de aceite a un agua, forman unas estructuras donde las largas cadenas se orientan hacia el interior, permitiendo construir membranas biológicas.

⇒ **Acilglicéridos**

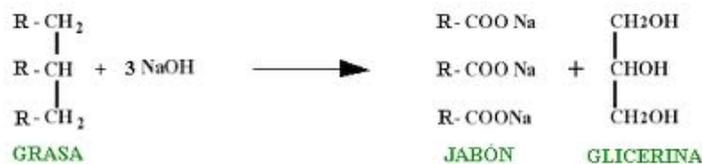
Son ésteres de glicerol con ácidos grasos. Según cuantos grupos –OH del glicerol se esterifiquen, se forman los mono- di- o triacilglicéridos. Los ácidos grasos implicados pueden ser iguales o diferentes. El punto de fusión de los triglicéridos depende de los ácidos grasos que lo componen. Los triglicéridos son apolares, insolubles en agua, pero los mono y diglicéridos son parcialmente solubles en agua porque tienen un grupo –OH libre que puede formar puentes de hidrógeno. La reacción de formación de los triglicéridos se denomina **esterificación**. Es una reacción de condensación mediante la cual se une el carbono de un grupo hidroxilo con el carbono de un grupo carboxilo y como consecuencia se pierde una molécula de agua.

Reacción de esterificación



Los que son sólidos a temperatura ambiente se denominan grasas, y los que se mantienen en estado líquido, aceites. Generalmente las grasas proceden de los animales y poseen mayor porcentaje de ácidos grasos saturados. La hidrogenación de los ácidos grasos insaturados produce ácidos grasos saturados, pasando por tanto a sólidos, por éste procedimiento se fabrican las margarinas.

Reacción de saponificación



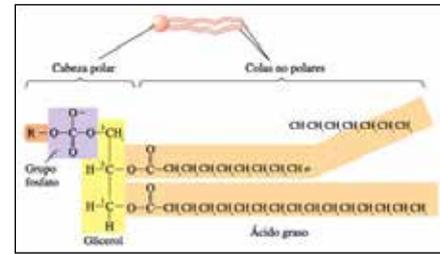
La hidrólisis de los triglicéridos es un tipo de **saponificación** y da lugar a la liberación de glicerol y ácidos grasos. Cuando se produce la hidrólisis de los triacilglicéridos en presencia de bases como el KOH y el NaOH, los ácidos liberados se unen a los iones K^+ o Na^+ y dan lugar a las sales denominadas jabones, esta reacción recibe el nombre de saponificación.

⇒ **Ceras**

Son lípidos derivados de los ácidos grasos, formados por ácidos grasos de cadena larga unidos mediante enlaces éster a monoalcoholes de 16 a 30 átomos de carbono. Esto determina que las ceras sean sólidas y tengan puntos de fusión muy alto. Se encuentran en las membranas protectoras e impermeables de muchos organismos, como en la piel, pelo, plumas, exoesqueleto de los insectos, o en las hojas y frutos de muchos vegetales. También forman el cerumen existente en el conducto auditivo. Algunas ceras tienen importancia económica: la cera de palmera se emplea para abrillantar, la de abeja para fabricar velas, la lanolina en la fabricación de cosméticos.

⇒ Fosfolípidos: Glicerofosfolípidos y esfingolípidos

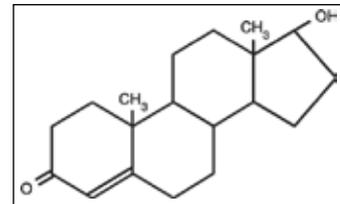
Son los lípidos estructurales más importantes. Derivan del ácido fosfatídico. En los **glicerofosfolípidos**, su esqueleto está formado por glicerol-3-fosfato. Los carbonos C1 y C2 del glicerol se esterifican con ácidos grasos, siendo el C2 el carbono asimétrico. Dado que contienen fosfato y otros grupos polares, poseen un extremo polar y otro apolar, de ahí que formen fácilmente micelas y estructuras membranosas. Las «colas» de ácido graso son no polares y por lo tanto, hidrofóbicas; la «cabeza» polar que contiene a los grupos fosfato es soluble, es hidrofílica. Esta disposición de las moléculas de fosfolípido, con sus cabezas hidrofílicas expuestas y sus colas hidrofóbicas agrupadas, forman la base estructural de las membranas celulares.



Los **esfingolípidos**, por su parte, son lípidos en los que en lugar de glicerina, hay esfingosina, que es un alcohol insaturado con dos grupos hidroxilo y un amino. Los esfingolípidos están formados por una molécula denominada ceramida. La ceramida está constituida por un ácido graso y una esfingosina. Dependiendo de la molécula que enlace con la ceramida, podemos encontrar **fosfoesfingolípidos** o **glucoesfingolípidos**. La esfingosina es muy abundante, se encuentra en casi todas las membranas celulares junto con fosfolípidos. Los glucoesfingolípidos se obtienen al unirse la *ceramida* a un *azúcar* mediante *enlace glucosídico*. Así pues, la unión de la ceramida al compuesto polar se realiza directamente y no a través de una molécula de ácido fosfórico como en los fosfoesfingolípidos; los glucoesfingolípidos no contienen fósforo, sino glúcidos. Se localizan en la parte exterior de la bicapa, quedando los oligosacáridos hacia el exterior de la superficie celular. Son moléculas abundantes en las membranas de las neuronas.

⇒ Esteroides

Este grupo de lípidos incluye moléculas con actividad biológica muy variada, como lípidos de membrana, ciertas hormonas y vitaminas. Sin embargo todas ellas derivan de un núcleo básico común: el ciclopentano perhidrofenantreno. El esteroide más abundante es el **colesterol**, esencial en las membranas de las células animales, cerebro y tejido nervioso.



⇒ Terpenos

Son también lípidos simples, derivados de una molécula de 5 carbonos denominada isopreno, ésta molécula puede polimerizarse originando otras moléculas de estructura lineal o cíclica. Los terpenos constituyen algunos de los aceites esenciales de las plantas, que les confieren olores y sabores característicos, como el mentol o el alcanfor. Entre los terpenos de estructura más complicada se encuentra el fitol, que forma parte de la molécula de clorofila, el escualeno precursor del colesterol y los carotenoides, pigmentos de las células vegetales.

⇒ Prostaglandinas

Presentes en la mayoría de los tejidos animales, en los que ejercen numerosas acciones de naturaleza reguladora. Algunas estimulan la contracción del músculo liso y disminuyen la presión sanguínea. Otras relacionadas con el ciclo menstrual, las reacciones alérgicas o las respuestas inflamatorias durante las infecciones. Parece que la aspirina inhibe la síntesis de prostaglandinas, y éste puede ser el mecanismo por el que la aspirina reduce la inflamación y la fiebre.

5. Proteínas

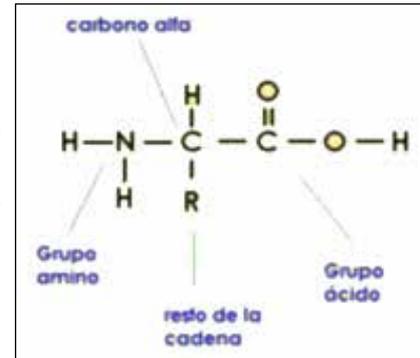
Las proteínas son biomoléculas formadas básicamente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Pueden además contener azufre y otros elementos como por ejemplo fósforo, hierro, magnesio, cobre, etc. Las proteínas son unas de las moléculas más abundantes en los sistemas vivos, constituyen el 50 % o más

del peso seco. Hay muchas moléculas de proteína diferentes: enzimas, hormonas, proteínas de almacenamiento como la que se encuentra en los huevos de las aves y los reptiles, proteínas de transporte como la hemoglobina, proteínas contráctiles como las que se encuentran en el músculo, inmunoglobulinas y proteínas de membrana entre otras.

Son biopolímeros de unas pequeñas moléculas que se llaman aminoácidos (aa), es decir los aminoácidos son los monómeros de las proteínas. Los aminoácidos están unidos por enlaces peptídicos y se pueden clasificar dependiendo del número de aa en: oligopéptido hasta 10 aa, polipéptido entre 11 y 50 aa y proteína si tiene más de 50 aa.

⇒ **Los aminoácidos (aa)**

Los aminoácidos se caracterizan por poseer un grupo carboxilo (-COOH) y un grupo amino (-NH₂) unidos al mismo átomo de carbono, llamado carbono-α. El C-α se une, también, a un átomo de H y a un grupo lateral R. Pueden existir muchos aa distintos, pero sólo 20 aa se utilizan para formar las proteínas y se diferencian en el grupo lateral. El grupo amino (-NH₂) tiene características básicas débiles y el grupo carboxilo (-COOH) tiene características ácidas débiles. Por tanto, un aminoácido es en realidad una sustancia anfótera.



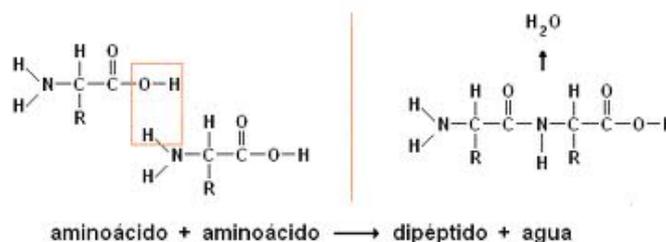
En disolución acuosa, los aminoácidos muestran un comportamiento anfótero, es decir pueden ionizarse, dependiendo del pH, como un ácido liberando protones y quedando (-COO⁻), o como una base, los grupos -NH₂ captan protones, quedando como (-NH₃⁺), o pueden aparecer como ácido y base a la vez. En este caso los aminoácidos se ionizan doblemente, apareciendo una forma dipolar iónica llamada zwitterion.

Clasificación de aminoácidos

- *Aminoácidos apolares:* Aminoácidos cuyo grupo R no es polar. El grupo R está formado por cadenas hidrocarbonadas, es decir, no poseen cargas eléctricas en R. Estos aa si están en gran abundancia en una proteína, la hacen insoluble en agua.
- *Aminoácidos polares no ionizables:* Aminoácidos cuyo grupo R está formado por cadenas hidrocarbonadas en las que hay funciones polares (alcohol, tiol o amida). Si una proteína tiene muchos aa de este tipo será soluble en agua.
- *Aminoácidos polares ácidos:* son los aminoácidos que tienen más de un grupo carboxilo. En las proteínas, si el pH es básico o neutro, estos grupos se encuentran cargados negativamente.
- *Aminoácidos polares básicos:* son los aa que tienen más de un grupo amino. En las proteínas, si el pH es ácido o neutro, estos grupos amino están cargados positivamente.

Enlace peptídico

El enlace peptídico se produce a través de una reacción de condensación entre el grupo carboxilo de un aa y el grupo amino del siguiente produciendo un enlace amida y se pierde una molécula de agua.

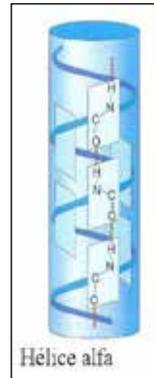


El enlace peptídico es un enlace covalente muy fuerte, lo que hace posible que las proteínas sean muy grandes y muy estables.

⇒ Niveles de organización

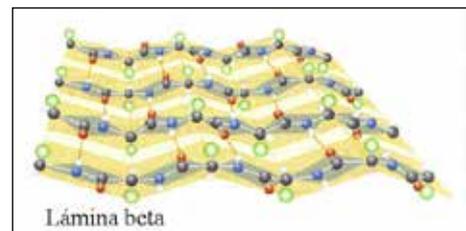
La secuencia lineal de aminoácidos, dictada por la información hereditaria contenida en la célula para esa proteína, se conoce como **estructura primaria** de la proteína.

A medida que la cadena se ensambla, comienzan a ocurrir interacciones entre los distintos aminoácidos de la proteína, se establecen interacciones por puentes de hidrógeno entre el hidrógeno ligeramente positivo del grupo amino de un aminoácido y el oxígeno ligeramente negativo del carbonilo de otro aminoácido, se forman dos tipos de estructuras: hélice α y lámina β . ambas estructuras forman la **estructura secundaria de la proteína**.

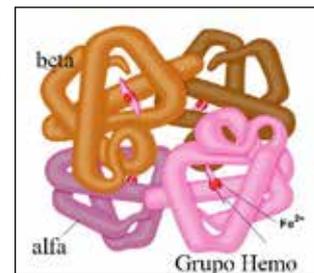


- hélice α .** ésta hélice mantiene su estructura gracias a las interacciones entre el oxígeno de un grupo amino y el hidrógeno del grupo amino de otro aminoácido situado a cuatro aminoácidos de distancia en la cadena.
- lámina β .** los pliegues se forman por la existencia de puentes de hidrógeno entre distintos átomos del esqueleto del polipéptido, los grupos R se extienden por encima y por debajo de los pliegues de la hoja.

A medida que la molécula se tuerce y entra en solución, los grupos R-hidrofóbicos tienden a agruparse en el interior de la molécula y los grupos R-hidrofílicos tienden a extenderse hacia fuera en la solución acuosa. Se forman puentes de hidrógeno que enlazan segmentos del esqueleto de aminoácidos. La estructura tridimensional que resulta se denomina estructura terciaria de la proteína. En muchas proteínas la **estructura terciaria** hace que toda la molécula adquiera una estructura globular que se pliega, formando las proteínas globulares. Las enzimas son proteínas globulares.



Muchas proteínas están compuestas por más de una cadena polipeptídica. Éstas cadenas pueden permanecer asociadas por puentes de hidrógeno, puentes disulfuro, fuerzas hidrofóbicas, atracciones entre cargas positivas y negativas. Estas proteínas se llaman multiméricas. La proteína de insulina es un dímero, compuesta por dos cadenas polipeptídicas. Éste nivel de organización de las proteínas, que implica la interacción de dos o más polipéptidos, se llama **estructura cuaternaria**.



⇒ Propiedades y funciones

Especificidad, las proteínas son específicas de cada individuo, dependen de la información genética. Cada una de ellas tiene una secuencia de aminoácidos y una estructura tridimensional característica, por tanto es funcional solo en el organismo que ha sido sintetizada. Dada la variedad de aminoácidos, las proteínas pueden tener un alto grado de especificidad. Un ejemplo es la **hemoglobina**, compuesta de cuatro cadenas polipeptídicas la hemoglobina está formada por dos cadenas alfa idénticas y dos cadenas beta idénticas, cada una de ellas formada por 150 aminoácidos, cada una unida a un grupo que contiene hierro (hemo).

Solubilidad, las proteínas son solubles en agua si disponen de suficientes aminoácidos polares. En solución las proteínas pueden actuar como ácidos o como bases en función del pH del medio, por eso se denominan anfóteras, ésta es la base para la separación de proteínas por electroforesis, técnica analítica de separación, que aprovecha las propiedades eléctricas de los péptidos y aminoácidos ionizados.

Desnaturalización, el calor, valores extremos de pH o la presencia de ciertos disolventes orgánicos, como el alcohol o cetona, producen la rotura de los enlaces no covalentes o alteran la carga de la proteína. Como consecuencia la proteína se desnaturaliza, es decir se despliegan parcial o totalmente y no pueden llevar a cabo su función.

Algunos ejemplos de las diferentes proteínas teniendo en cuenta su función:

Función	Ejemplos
Estructural	el <i>colágeno</i> , forma parte de los huesos y los tendones, alfa-queratina.
De reserva	la <i>ovoalbúmina</i> , proteína de reserva de la clara del huevo, y la caseína de la leche.
De regulación	la <i>insulina</i> es una hormona peptídica que favorece la absorción de la glucosa.
Catalizadora	La <i>lisozima</i> hidroliza los polisacáridos de la pared celular de lagunas bacterias.
Defensiva	las <i>inmunoglobulinas</i> o anticuerpos reconocen los agentes patógenos.
Transportadora	la <i>hemoglobina</i> de la sangre transporta oxígeno y las lipoproteínas, lípidos.
Contráctil	<i>miosina</i> y <i>actina</i> permiten la contracción de los músculos.

6. Los nucleótidos y los ácidos nucleicos

La información que dicta las estructuras de las proteínas está codificada en moléculas conocidas como **ácidos nucleicos**. La información contenida en los ácidos nucleicos es transcrita y luego traducida a las proteínas. Son las proteínas las moléculas que finalmente ejecutarán las «instrucciones» codificadas en los ácidos nucleicos. Así como las proteínas están formadas por cadenas largas de aminoácidos, los ácidos nucleicos están formados por cadenas largas de nucleótidos.

⇒ Nucleótidos

Un *nucleótido* está formado por tres subunidades: un **grupo fosfato**, un **azúcar de cinco carbonos**, que puede ser ribosa o desoxirribosa y una **base nitrogenada**; esta última tiene las propiedades de una base y, además, contiene nitrógeno. Al conjunto base nitrogenada + pentosa se le llama nucleósido.

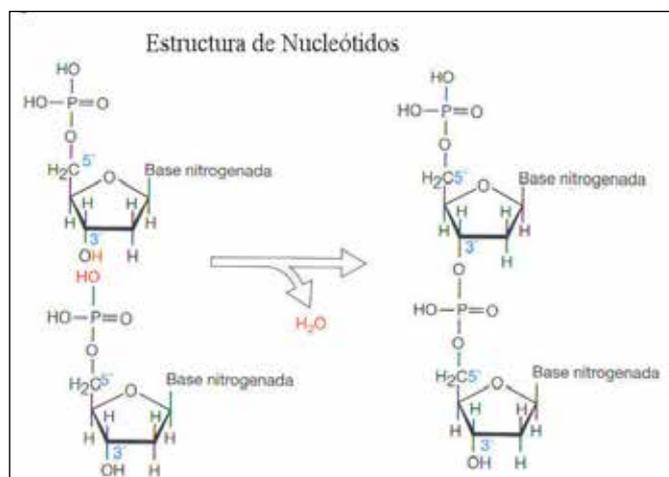
La diferencia entre los azúcares es leve. En la ribosa, el carbono 2 lleva un átomo de hidrógeno por encima del plano del anillo y un grupo hidroxilo por debajo del plano; en la desoxirribosa, el grupo hidroxilo del carbono 2 está reemplazado por un átomo de hidrógeno.

Los nucleótidos pueden unirse en cadenas largas por reacciones de condensación que involucran a los grupos hidroxilo de las subunidades de fosfato y de azúcar. En la figura se muestra una molécula de ARN, formada por una sola cadena de nucleótidos. Las moléculas de ADN, constan de dos cadenas de nucleótidos enrolladas sobre sí mismas, formando una doble hélice.

La ribosa es el azúcar en los nucleótidos que forman ácido ribonucleico (ARN) y la desoxirribosa es el azúcar en los nucleótidos que forman ácido desoxirribonucleico (ADN).

Hay cinco bases nitrogenadas diferentes en los nucleótidos, dos de ellas, la adenina y la guanina, se conocen como **purinas**. Las otras tres, citosina, timina y uracilo se conocen como **pirimidinas**.

La adenina, la guanina y la citosina se encuentran tanto en el ADN como en el ARN, mientras que la timina se encuentra sólo en el ADN y el uracilo sólo en el ARN. Aunque sus componentes químicos son muy semejantes, el ADN y el ARN desempeñan papeles biológicos muy diferentes. El ADN es el constituyente



primario de los cromosomas de las células y es el portador del mensaje genético. La función del ARN es transcribir el mensaje genético presente en el ADN y traducirlo a proteínas.

Los nucleótidos, además de su papel en la formación de los ácidos nucleicos, tienen una función independiente y vital para la vida celular. Cuando un nucleótido se modifica por la unión de dos grupos fosfato, se convierte en un transportador de energía, necesario para que se produzcan reacciones químicas celulares y el principal transportador energético es una molécula llamada adenosín trifosfato o ATP.

⇒ Ácido Desoxirribonucleico

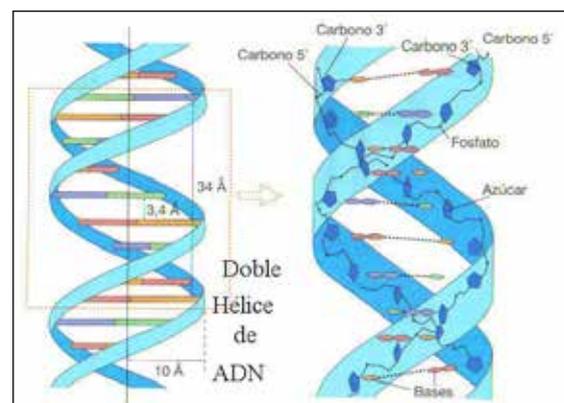
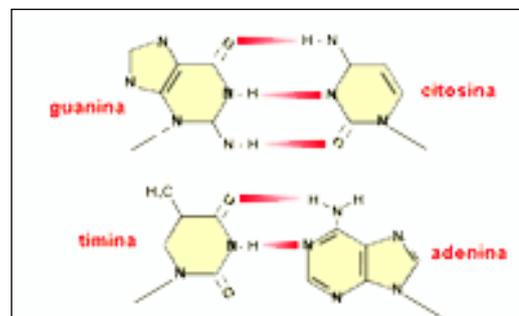
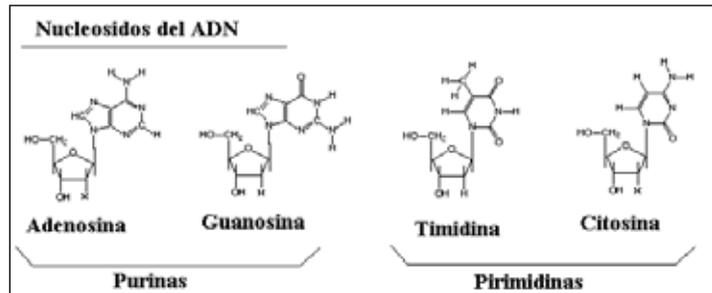
Podemos definir la **estructura primaria** del ADN como una cadena larga lineal definida por su secuencia de nucleótidos. Esta secuencia es característica de la especie apareciendo incluso diferencias entre los individuos.

La **estructura secundaria**, o disposición espacial del ADN fue propuesta por Watson y Crick, y la llamaron el **modelo de doble hélice de ADN**. La composición del ADN cumple el principio de equivalencia de bases, según Chargaff: El contenido de adenina es igual al de timina y el de guanina al de citosina ($A = T$ y $C = G$). Las bases se enfrentan constituyendo puentes de Hidrógeno. Adenina forma dos puentes de hidrógeno con Timina. Guanina forma tres puentes de hidrógeno con Citosina.

- La estructura secundaria del ADN es una doble hélice dextrógira de dos cadenas complementarias enrolladas sobre un eje común. Las cadenas son complementarias (la secuencia de B.N. se corresponde con las leyes de Chargaff), opuestas (las B.N. están enfrentadas) y antiparalelas (una va en sentido $3' - 5'$ y la otra en sentido $5' - 3'$).
- Las bases nitrogenadas se disponen hacia el interior y los grupos fosfato hacia el exterior.
- Las bases complementarias están unidas mediante puentes de hidrógeno.
- Cada vuelta mide 3.4 nm e incluye unos diez nucleótidos.

El modelo de doble hélice beta es el más característico pero existen otras formas de doble hélice, tales como el Z-ADN, levógiro, con vueltas de 4.5 nm y 12 nucleótidos y el A-ADN, dextrógira, con giros cada 2.8 nm y 11 nucleótidos, con las bases inclinadas sobre el eje.

Se han observado otras estructuras secundarias: algunos virus presentan cadenas sencillas de ADN y en las bacterias el ADN es bicatenario circular. Además de esta estructura secundaria, el ADN debido a las cargas negativas de los grupos fosfatos se asocia con unas proteínas que poseen carga positiva, denominadas Histonas, el ADN se enrolla sobre ellas dando lugar a los nucleosomas, éstos a su vez constituyen la cromatina del núcleo, que sólo cuando la célula se encuentra en proceso de división celular se observa en forma de cromosomas.



⇒ **Ácido Ribonucleico**

La función del ARN es transcribir el mensaje genético presente en el ADN y traducirlo a proteínas. Existen distintos tipos de ARN, todos ellos son monocatenarios, y su estructura es muy diversa teniendo en cuenta la función que desempeñan.

ARN mensajero (ARNm). Es un ARN lineal, que puede presentar algunos bucles. Contiene la información genética necesaria para sintetizar una proteína. Se forma en el núcleo celular, a partir de una secuencia de ADN. Sale del núcleo y se asocia a ribosomas, donde se construye la proteína. A cada tres nucleótidos (codón) corresponde un aminoácido distinto. Así, la secuencia de aminoácidos de la proteína está configurada a partir de la secuencia de los nucleótidos del ARNm.

ARN ribosómico (ARNr) o ribosomal se encuentra unido a proteínas de carácter básico y forma los ribosomas. Los ribosomas son las estructuras celulares donde se ensamblan aminoácidos para formar proteínas, a partir de la información que transmite el ARN mensajero. Hay dos tipos de ribosomas, el que se encuentra en células procariotas y en el interior de mitocondrias y cloroplastos, y el que se encuentra en el hialoplasma o en el retículo endoplásmico de células eucariotas.

ARN transferente (ARNt) es un ARN no lineal. En él se pueden observar tramos de doble hélice intracatenaria, es decir, entre las bases que son complementarias, dentro de la misma cadena. Esta estructura se estabiliza mediante puentes de Hidrógeno. Además de los nucleótidos de Adenina, Guanina, Citosina y Uracilo, el ARN transferente presenta otros nucleótidos con bases modificadas. Estos nucleótidos no pueden emparejarse, y su existencia genera puntos de apertura en la hélice, produciendo bucles. En el ARNt se distinguen tres tramos (brazos). En uno de ellos aparece una secuencia de tres nucleótidos, denominada anticodón. Esta secuencia es complementaria con una secuencia del ARNm, el codón. En el brazo opuesto, en el extremo 3' de la cadena, se une un aminoácido específico de la secuencia de anticodón. La función del ARNt consiste en unirse en el ribosoma a la secuencia complementaria del ARNm, mediante el anticodón. A la vez, transfiere el aminoácido correspondiente a la secuencia de aminoácidos que está formándose en el ribosoma.

ARN heteronuclear (ARNhn)

El ARN heteronuclear, o heterogéneo nuclear, agrupa a todos los tipos de ARN que acaban de ser transcritos (pre-ARN). Son moléculas de diversos tamaños. Este ARN se encuentra en el **núcleo de las células eucariotas. En células procariotas no aparece. Su función consiste en ser el precursor de los distintos tipos de ARN.**

7. Actividades

1. ¿Por qué decimos que el ADN es la molécula estable? ¿Qué diferencias químicas y biológicas hay entre el ADN y el ARN?
2. Escribe como se forma el enlace O-glicosídico y los tipos que existen. Escribe algunas moléculas que se forman gracias a este enlace.
3. Señala las diferencias entre los ácidos grasos saturados e insaturados. Escribe la reacción de esterificación de un triglicérido.
4. Los aminoácidos son compuestos anfóteros que se caracterizan por tener un grupo amino y otro carboxilo. ¿se podrían separar los distintos aminoácidos de una mezcla en función de su carga eléctrica? Razona la respuesta.
5. Comenta la importancia de la estructura de las proteínas.

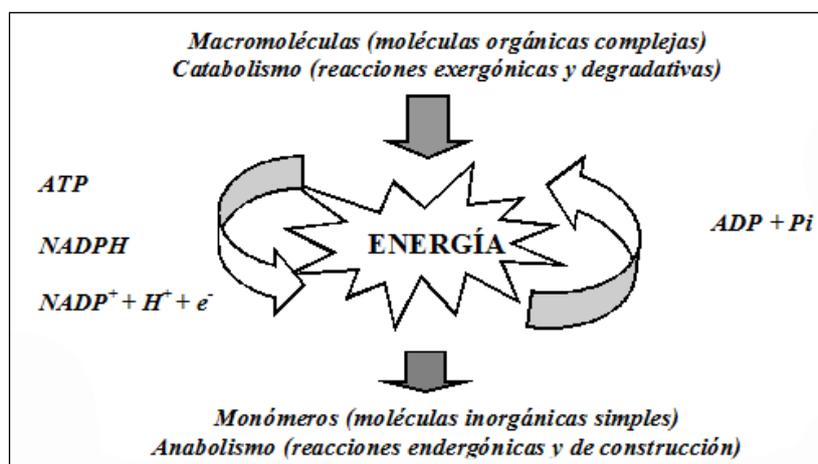
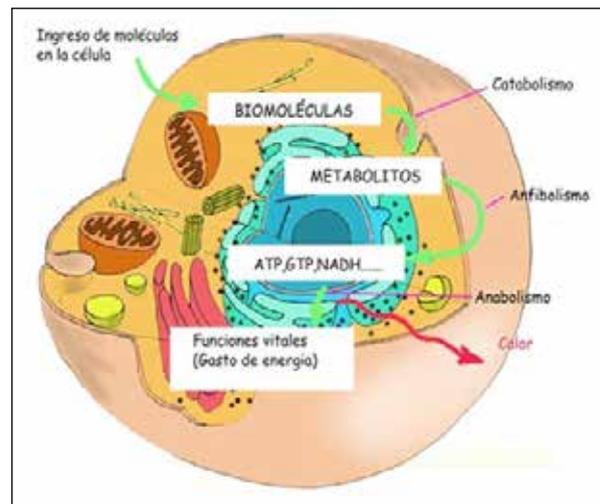
22. Metabolismo catabólico: Glucólisis y respiración celular

1. Concepto de metabolismo
2. Transporte de energía: ATP
3. Tipos de organismos según su metabolismo
4. Concepto de catabolismo: Catabolismo de la glucosa
5. Actividades

1. Concepto de metabolismo: ATP

El metabolismo es el conjunto de reacciones bioquímicas que se producen en el interior de la célula y que permiten la transformación de los diferentes compuestos. Las distintas reacciones químicas que coordinan todos los procesos se llaman **rutas metabólicas** y las moléculas intermediarias que llevan a cabo estas transformaciones son los llamados **metabolitos**. Cada una de estas rutas está regulada por enzimas que catalizan las reacciones.

El metabolismo se puede dividir en dos fases: una de destrucción de la materia orgánica o **catabolismo**, proceso en el que se obtiene energía y otra de construcción de la materia orgánica o **anabolismo**, proceso para el cual se necesita energía. Ambos procesos están relacionados entre sí ya que la energía obtenida del catabolismo se utiliza para llevar a cabo las rutas metabólicas del anabolismo. Cada uno de los pasos consecutivos de una ruta metabólica, causa un pequeño cambio químico, normalmente la eliminación, transferencia o adición de un átomo o grupo funcional determinado.



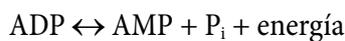
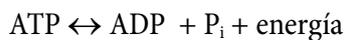
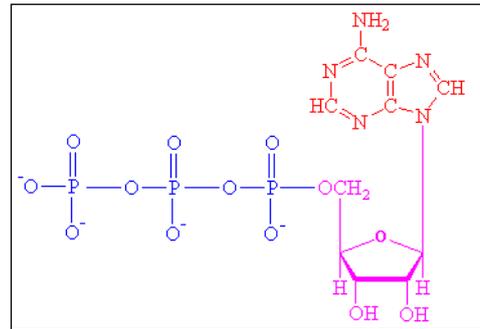
Se pueden resumir las funciones del metabolismo en los siguientes puntos:

- Obtener energía química a partir de la degradación de las biomoléculas que resultan de la digestión de los alimentos
- Obtener moléculas precursoras, es decir, moléculas necesarias para la síntesis de las biomoléculas, como monosacáridos, ácidos grasos, aminoácidos...

- Síntesis de biomoléculas como glúcidos, lípidos, proteínas...

2. Transporte de energía: ATP

El ATP (adenosín - trifosfato) es una molécula que se le considera el portador universal de la energía metabólica que une las rutas catabólicas, donde las reacciones químicas son exergónicas (producen energía) y las anabólicas, cuyas reacciones químicas son endergónicas (consumen energía). El ATP también puede actuar como co-enzima en algunas reacciones metabólicas, pero su enorme importancia se debe a la cantidad de energía que puede almacenar en sus enlaces segundo y tercero anhidros. Cuando uno de estos enlaces se rompe, la mayoría de las veces por una molécula de agua, se liberan entre 11 y 13 Kcal/mol



En el ATP los dos grupos fosfato terminales están unidos al resto de la molécula por enlaces tipo anhidro denominados enlaces de alta energía, mientras que el enlace entre el fosfato y el nucleósido (formado por adenina y ribosa) es un enlace éster (de menor energía).

Así que, se puede decir que el ATP es la moneda energética, la forma de tener almacenada la energía de pronto uso. En casi todas las reacciones metabólicas en las que se necesita energía se utiliza el ATP. Esta molécula proporciona dicha energía mediante la defosforilación o ruptura de un enlace que libera un grupo fosfato.

Existen otras moléculas que actúan como transportadores de energía, como por ejemplo los transportadores de electrones. En algunas reacciones exergónicas, como en el metabolismo de la glucosa (glucólisis), la energía es transportada gracias a este tipo de moléculas. Los electrones energéticos (a veces, forman parte de un átomo de hidrógeno) pueden ser capturados por transportadores de e⁻, que pueden donarlos junto con su energía a otras moléculas. Algunos de los transportadores de electrones más importantes son: NAD⁺/ NADH (forma oxidada y reducida respectivamente) NADP⁺/ NADPH y FAD/ FADH₂

Por ejemplo: el enlace que se establece entre el hidrógeno y el anillo de nicotinamida del NAD⁺, originando el NADH, es un enlace de alta energía. $\text{NAD}^+ + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NADH}$

3. Tipos de organismos según su metabolismo

Los organismos se pueden dividir en dos grupos según la forma química a partir de la que obtienen carbono del medio:

- Si la fuente de carbono es el CO₂ de la atmósfera, los organismos se denominan autótrofos y a partir del CO₂ constituyen todas sus moléculas carbonadas. Son las plantas y la mayoría de las bacterias.
- Si la fuente de carbono es la materia orgánica, los organismos se llaman **heterótrofos** y son la mayoría de los animales y microorganismos los cuales no pueden utilizar el dióxido de carbono atmosférico y usan el carbono que obtienen en su medio y que está en forma de moléculas orgánicas relativamente complejas como la glucosa.

A su vez, estos organismos pueden subdividirse en otros dos grupos dependiendo de donde obtengan su energía para realizar las funciones metabólicas:

- Si la fuente de energía es el Sol, son organismos **fotosintéticos**. Obtienen su energía química (ATP) a partir de energía luminosa, como las plantas, algas y cianobacterias.
- Si la fuente de energía es química, son organismos **quimiosintéticos**, es decir, obtienen su energía

química (ATP) a partir de la energía que se desprende en las reacciones de oxidación de compuestos orgánicos, en las rutas catabólicas. A este grupo pertenecen los animales, hongos y la mayoría de las bacterias.

Las vías en las que se consume ATP para formar moléculas complejas, son las rutas anabólicas y son comunes a los organismos autótrofos y heterótrofos, teniendo en cuenta cual es su fuente de energía.

4. Concepto de catabolismo

El catabolismo en general, es el conjunto de reacciones del metabolismo que permiten la **degradación de moléculas** como glúcidos, lípidos y proteínas, para transformarse en productos finales más simples y **liberando energía** (degradación oxidativa).

Estas reacciones forman parte del metabolismo celular y se llevan a cabo a través de diferentes rutas catabólicas, que son secuencias de reacciones oxidativas que conducen a la transferencia de electrones de las moléculas de combustible (como por ejemplo la glucosa) a través de una serie de transportadores de electrones para llegar finalmente al oxígeno. La alta afinidad del O_2 por los electrones hace que el proceso de transferencia de electrones sea altamente exergónico, suministrando la energía que conduce a la síntesis de ATP, que es el objetivo más importante del catabolismo.

El catabolismo, como se explicará más adelante, puede darse en medios con oxígeno (catabolismo aerobio) o sin oxígeno (catabolismo anaerobio). Dependiendo de estas condiciones, el número de moléculas de ATP que se obtienen al final de cada proceso varía considerablemente, pues será mayor en medios con oxígeno (38 ATP) que en los medios sin oxígeno (2 ATP).

Nos vamos a centrar más en el catabolismo aerobio, formado por varias rutas metabólicas que conducen finalmente a la obtención de moléculas de ATP. Después, estas moléculas de ATP serán necesarias para dar energía en las rutas anabólicas. La energía que no se usa se disipará en forma de calor.

⇒ Rutas catabólicas más importantes

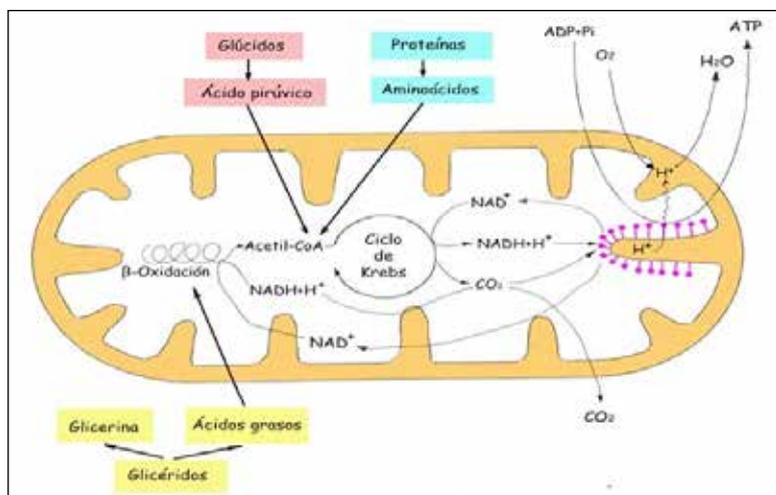
La glucólisis: es el proceso en el que una molécula de glucosa se degrada hasta obtener dos moléculas de ácido pirúvico (tres átomos de carbono). Podemos decir que es el catabolismo de glúcidos.

La β -oxidación: es el conjunto de reacciones en el que se produce la oxidación de los ácidos grasos para dar un compuesto de dos átomos de carbono, el acetil-CoA. Podemos decir que es el catabolismo de lípidos.

La transaminación y desaminación: es el conjunto de procesos que tienen lugar en la degradación de los aminoácidos mediante la separación del grupo amina del esqueleto carbonado. Podríamos decir que es el catabolismo de las proteínas.

En general estas rutas convergen hacia la formación de un compuesto de dos átomos de carbono, el acetil coenzima A (acetil-CoA). Este producto se incorpora al **Ciclo de Krebs** o ciclo del ácido cítrico, que representa la ruta central de todo el metabolismo.

Debido a que los glúcidos son los principales nutrientes de los que obtienen la energía la mayoría de los organismos, se explica el catabolismo o la oxidación completa de la glucosa.



4.1 Catabolismo de la glucosa

En la degradación completa de una molécula de **glucosa** se consume oxígeno y se obtienen como productos finales CO_2 , **agua** y energía en forma de **ATP**. Se trata de una reacción de oxidación que permite que las células obtengan energía y productos intermedios que actúan como moléculas precursoras de diferentes biomoléculas.

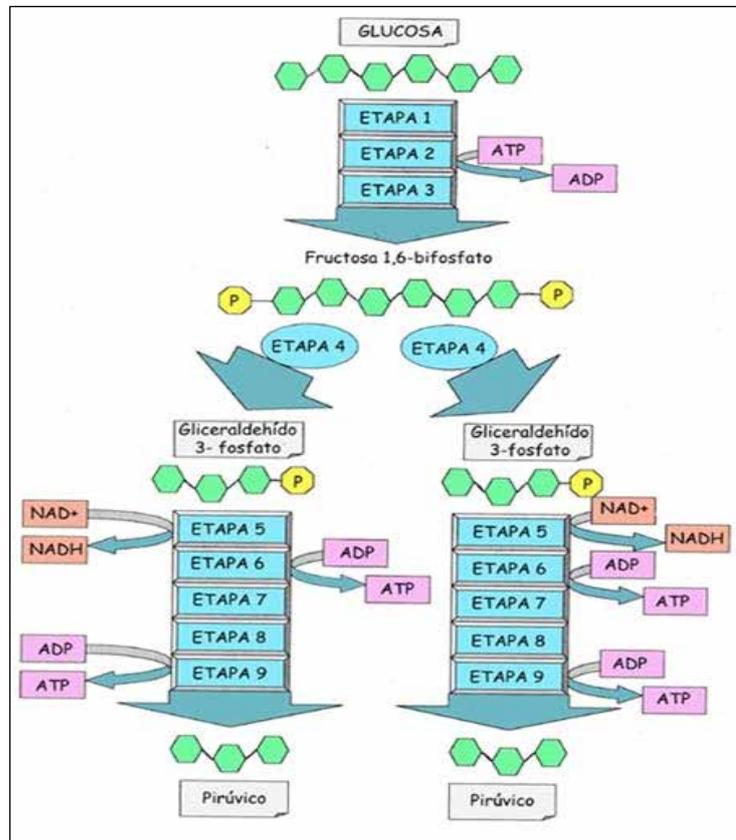
⇒ Glucólisis

Cuando la glucosa es incorporada a la vía metabólica procedente de la dieta (los disacáridos o polisacáridos como sacarosa y glucógeno respectivamente) el primer paso que ocurre es la glucólisis, a partir de la cual se obtiene **piruvato**. Según el tipo de célula y las condiciones metabólicas, el piruvato se puede degradar por dos vías diferentes: oxidación (presencia de oxígeno: aerobia) o fermentación (ausencia de oxígeno: anaerobia).

Por lo tanto, se puede decir que la glucólisis es el proceso metabólico por el cual una molécula de glucosa se degrada en dos moléculas de piruvato (ácido pirúvico), mediante una secuencia de diez reacciones.

La glucólisis se divide en **dos etapas**, una en la que se **consume energía**, y otra en la que se **obtiene**. Ambas se realizan en el **citoplasma** de la célula, de esta manera:

- La glucosa se activa por fosforilación, y al final resultan dos moléculas de gliceraldehído-3-fosfato. En esta etapa pueden entrar otros azúcares si se fosforilan previamente con ATP. Se consumen ATP, por lo que se consume energía.
- En esta etapa se produce la energía contenida en dos moléculas de gliceraldehído-3-fosfato, mediante reacciones de **oxido-reducción** y **fosforilaciones**.



Al final se forman dos moléculas de **piruvato** y se produce energía.

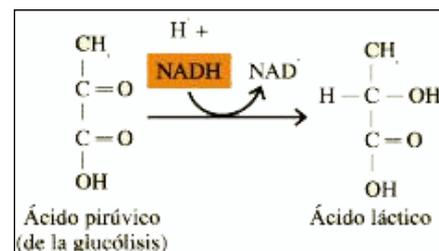
⇒ Balance energético de la glucólisis:

En la 1ª etapa se consumen 2 ATP, y en la 2ª etapa se producen 4 ATP y 2 NADH.



⇒ Catabolismo del piruvato

La fase siguiente a la glucólisis es la degradación de las dos moléculas de piruvato. Esta etapa es diferente dependiendo de si hay o no oxígeno.



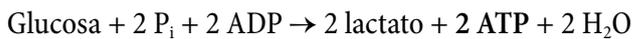
En ausencia de oxígeno o condiciones anaeróbicas, el piruvato sufre el proceso de **fermentación** y se transforma en lactato o en etanol. En estos casos la oxidación del piruvato es parcial.

Las **fermentaciones** producen mucho menos ATP que la respiración aerobia, a causa de que tanto el lactato como el etanol retienen gran parte de la energía libre original de la glucosa.

En las fermentaciones, el **aceptor final** no es el oxígeno, sino una **molécula orgánica**, distinta según la fermentación: piruvato en la fermentación láctica y acetaldehído en la fermentación alcohólica.

⇒ **Fermentación láctica**

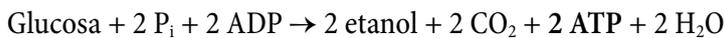
En microorganismos y en células de organismos superiores (como el tejido muscular), en condiciones anaeróbicas, el piruvato se transforma en lactato, en una reacción catalizada por la enzima lactato deshidrogenasa.



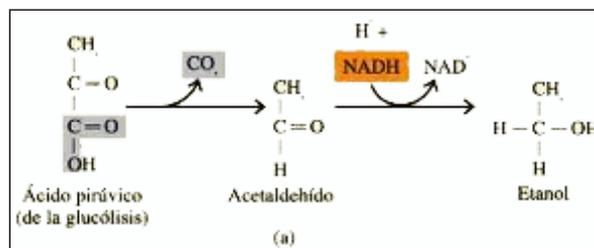
Algunas bacterias como *Lactobacillus* y *Streptococcus* hacen el proceso, transformando la lactosa (disacárido) de la leche en glucosa, y luego en ácido láctico (yogurt, queso, etc.). También es el proceso por el cual tenemos agujetas. Después de un esfuerzo muscular elevado en condiciones en las que el músculo no recibe suficiente aporte de oxígeno, las reservas de glucosa que hay en él empiezan a sufrir fermentación y se transforman en ácido láctico que cristaliza y nos pincha produciéndonos las agujetas.

⇒ **Fermentación alcohólica**

En levaduras y microorganismos anaerobios, el piruvato se descarboxila y origina acetaldehído que luego se reduce a etanol.



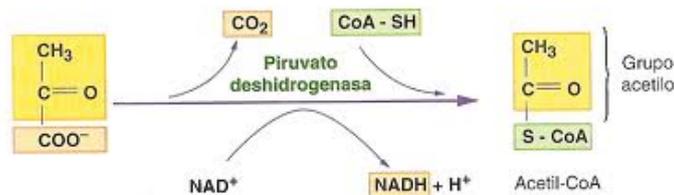
La levadura *Saccharomyces cerevisiae* es la base de la fabricación de la cerveza, el vino y el pan. Es anaeróbica facultativa, sólo realiza la fermentación en ausencia de oxígeno.



⇒ **Oxidación del piruvato: Respiración celular**

En presencia de oxígeno o condiciones aeróbicas, el piruvato se oxida totalmente y da lugar a una molécula de Acetil-CoA, CO_2 y H_2O . Este proceso constituye la **respiración celular**.

Es el proceso de degradación del piruvato hasta Acetil-CoA, en presencia de oxígeno. Esto ocurre en la matriz mitocondrial.



La molécula de piruvato pierde un grupo carboxilo en forma de CO_2 y da lugar a acetil-CoA y a NADH, por tanto dos moléculas de piruvato da lugar a 4 NADH. La degradación de una molécula de glucosa a Acetil-CoA se representa:



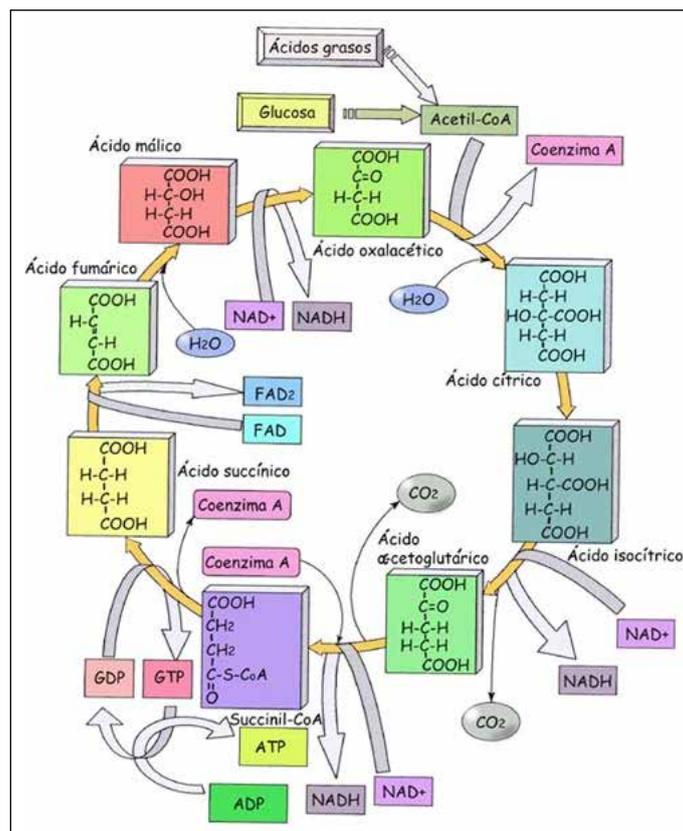
El lactato o el etanol no se degradan más, mientras que el acetil-CoA continúa degradándose, ya que se incorpora al ciclo de Krebs. Así que por ahora, podemos deducir por los balances energéticos, que las fermentaciones son rutas catabólicas que producen poca energía, ya que de la degradación anaeróbica de una molécula de glucosa obtenemos 2 ATP y de la degradación aeróbica (hasta la obtención del acetil-CoA) se generan 2 ATP y 4 NADH.

⇒ **Ciclo de Krebs**

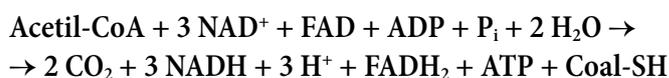
También conocido como ciclo del ácido cítrico (o de los ácidos tricarbóxicos, debido a que muchos compuestos que participan en este proceso son ácidos constituidos por tres grupos carboxilo), el ciclo de Krebs es una secuencia de reacciones en las que el acetil-CoA se oxida a CO₂ y H₂O. Las reacciones tienen lugar en la **matriz mitocondrial**. Es una ruta o **vía anfibólica**. Esto quiere decir que se utiliza tanto en procesos catabólicos como en anabólicos, ya que algunos de los compuestos intermedios del ciclo son precursores en las rutas de síntesis de biomoléculas.

El acetil-CoA que se introduce en el ciclo de Krebs sufre una descarboxilación y el acetil inicial se oxida hasta CO₂ y se expulsa fuera de la célula. Cada molécula de glucosa produce dos vueltas al ciclo de Krebs, por dar lugar a dos moléculas de piruvato en la glucólisis.

La mayor parte de la energía se encuentra en los portadores de electrones: NADH y FADH₂.



La oxidación completa de los grupos acetilo sigue el balance:



Los NADH y los FADH₂ obtenidos en el ciclo de Krebs, así como los procedentes de la glucólisis y en la oxidación del piruvato, ceden sus electrones a diferentes moléculas transportadoras de la membrana

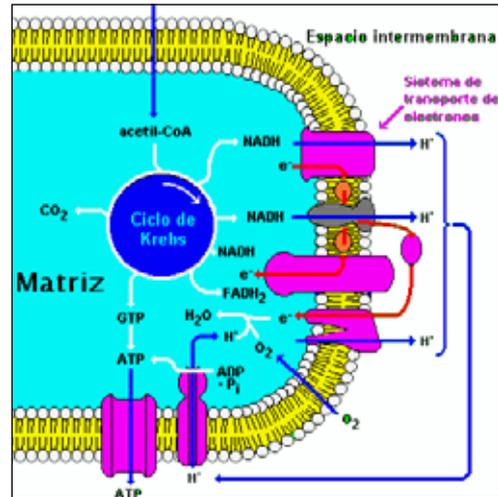
mitocondrial interna para reducir el O_2 a H_2O y para impulsar la síntesis de ATP a través de la última fase de la respiración.

⇒ **Transporte de electrones y síntesis de ATP**

Los electrones procedentes de la glucólisis, de la oxidación del ácido pirúvico y del ciclo de Krebs se encuentran en un nivel energético aún muy alto. En esta última fase los electrones son conducidos a través de una cadena con sucesivos aceptores que los aceptan y los pasan a un nivel inferior. Los transportadores pueden existir en dos estados de oxidación, pasando del uno al otro según acepten o desprendan electrones.

Estas moléculas son **complejos enzimáticos** fijos o móviles en la membrana interna de la mitocondria y constituyen la cadena respiratoria.

Cuando los electrones se mueven por la cadena transportadora salen a niveles energéticos inferiores liberando energía. Esta energía se emplea para fabricar ATP, a partir de ADP, en el proceso de **fosforilación oxidativa**. Por cada dos electrones que pasan del NADH al oxígeno se forman 3 moléculas de ATP, y por cada dos electrones que pasan del $FADH_2$ al oxígeno forman 2 de ATP.



El mecanismo por el que se produce ATP se explica por la **teoría quimiosmótica de Mitchell**, que estudió la molécula de ATP y la liberación de energía que se produce por el desprendimiento de dos átomos de fósforo. Afirma que la síntesis de ATP está acoplada al transporte de electrones mitocondrial y se basa en:

- La transferencia de electrones va acompañada por un transporte de protones desde la matriz mitocondrial hasta un espacio intermembrana, a través de complejos transportadores que funcionan como bombas de protones.
- El aporte de protones al espacio intermembrana produce una diferencia de cargas eléctricas y de pH entre la matriz y la membrana interna llamado potencial electroquímico.
- Este potencia lo aprovecha el complejo **ATP sintetasa**, para formar ATP. El proceso de síntesis de ATP impulsado por el transporte de electrones es lo que llamamos fosforilación oxidativa.

⇒ **Balance energético global del catabolismo de la glucosa:**

La célula el 40 % de energía liberada de la combustión de la glucosa se emplea en convertir ADP en ATP. Resumiendo todos los procesos de la respiración oxidativa (sin incluir la cadena de electrones) se hace un balance energético global del catabolismo de los azúcares:

Fase del catabolismo de la glucosa	ATP formados	NADH formados	FADH2 formados
Glucólisis	2	2	0
Oxidación del piruvato	0	2	0
Ciclo de Krebs	2	6	2
Total	4	10	2

Debido al transporte de electrones en la cadena respiratoria y a la fosforilación oxidativa, las moléculas de NADH y $FADH_2$ forman un número diferente de moléculas de ATP:

Por cada molécula de NADH se forman 3 ATP ($10 \times 3 = 30$ moléculas de ATP)

Por cada molécula de $FADH_2$ se forman 2 ATP ($2 \times 2 = 4$ moléculas de ATP)

Por lo tanto, la suma de todas las moléculas de ATP, (4 ATP + 30 ATP resultado de los NADH totales + 4 ATP, resultado de los FADH₂ totales) todos ellas formadas en el mecanismo de oxidación completa de una molécula de glucosa, nos da un balance de 38 moléculas de ATP sintetizadas, ya que el flujo de electrones es el que dirige la síntesis de ATP.

Las moléculas de ATP una vez formadas se exportan a través de las membranas de las mitocondrias para que sean utilizadas en toda la célula.



5. Actividades

1. Explica qué significa que un proceso es catabólico o anabólico y la relación que hay entre ellos.
2. Escribe las rutas catabólicas más importantes y que productos se degradan en ellas.
3. Explica qué es la glucólisis y dónde ocurre. En condiciones aerobias, ocurre un proceso después de la glucólisis, ¿cuál es? ¿La molécula que se obtiene aquí por qué es importante?
4. En condiciones anaerobias, ¿qué proceso ocurre tras la glucólisis? Indica los dos tipos que conoces y los productos que se obtienen.
5. En cuanto al ciclo de Krebs y el transporte de electrones, describe brevemente: en qué consisten, dónde ocurren, productos iniciales y finales de ambos procesos y por qué son importantes.

23. Metabolismo anabólico: fotosíntesis y quimiosíntesis

1. Concepto de anabolismo y enzimas.
2. La fotosíntesis.
3. La quimiosíntesis.
4. Actividades

1. Concepto de anabolismo

El anabolismo, también llamado biosíntesis, es un proceso del metabolismo a través del cual moléculas pequeñas y sencillas, se transforman en moléculas mucho mayores y complejas, entre las que se incluyen polisacáridos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.

Las reacciones químicas que se llevan a cabo en las rutas anabólicas requieren un aporte de energía, generalmente en forma del potencial de transferencia del grupo fosforilo del ATP y del poder reductor de otros transportadores de energía como el NADH, NADPH y FADH₂, así los precursores sencillos se convertirán en macromoléculas.

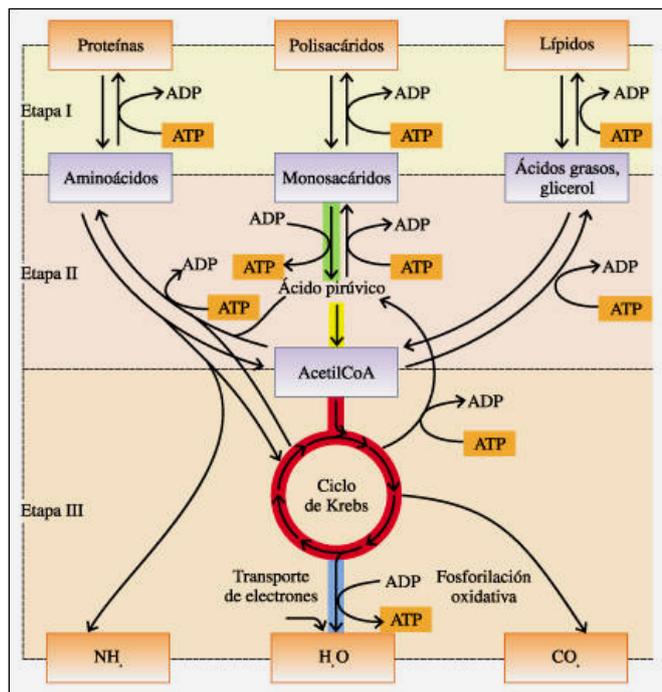
1.1 Anabolismo y catabolismo: relación de ambos procesos

Las rutas anabólicas se dice que son divergentes, pues en la mayoría de los casos, un intermediario clave servirá como precursor del que saldrán diferentes rutas consumiendo energía para formar, cada una sus macromoléculas, es decir, del mismo modo que las diferentes rutas catabólicas convergen hacia el ciclo de Krebs, muchos de los compuestos que intervienen en él, son después precursores de las rutas anabólicas. Por este motivo, el ciclo de Krebs tiene un papel central en el metabolismo.

1.2 Enzimas

Las enzimas juegan un papel fundamental en el metabolismo, por lo que haremos una pequeña referencia a ellas en sus aspectos más importantes.

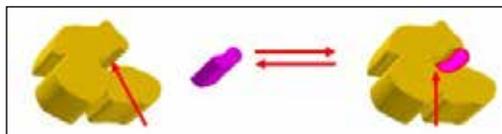
Son en general prótidos, algunas son proteínas en el sentido estricto (formadas solo por aminoácidos) y otras son asociaciones de proteínas con otras moléculas orgánicas o inorgánicas. Su función es **catalizar** los procesos químicos que se dan en los seres vivos, es decir facilitan las transformaciones químicas. Esto es posible porque aceleran las reacciones y disminuyen la energía de activación que muchas reacciones necesitan. Además, las enzimas no modifican la constante de equilibrio y tampoco se transforman, recuperándose intactas al final del proceso. Por estas razones solo las necesitamos en pequeñísimas cantidades.



Las enzimas son **específicas** atendiendo a:

- **Substrato:** enzimas que sólo puede actuar sobre un sustrato o un grupo de sustratos relacionados pero no sobre otros; por ejemplo: la sacarasa solo reacciona con la sacarosa
- **Modo de acción:** enzimas que sólo pueden realizar una acción determinada pero sobre múltiples sustratos; por ejemplo: las lipasas que hidrolizan los enlaces éster en los lípidos.

Debido a la alta especificidad de las enzimas, en la célula existen miles de enzimas diferentes. Esta especificidad ha llevado a comparar a las enzimas con llaves y a los sustratos con cerraduras. (Modelo llave-cerradura).



En cuanto al modo de actuación, la conformación espacial de la parte proteica (apoenzima) es la responsable de la función que realiza la enzima. Para ello la sustancia que van a reaccionar y transformarse se une a la enzima en una zona que se llama centro activo y son las interacciones químicas entre los restos de los aminoácidos del **centro activo** y el sustrato, las responsables de la transformación. Estas interacciones producen reordenamientos de los electrones que debilitan ciertos enlaces y favorecen la formación de otros desencadenando la transformación química. Así que la parte proteica es también la que determina la especificidad de la enzima. Por ejemplo, la sacarasa actúa sobre la sacarosa por ser ésta la única molécula que se adapta al centro activo.

Muchas enzimas necesitan la presencia de otras sustancias no proteicas: los **cofactores**. Químicamente son sustancias muy variadas. En algunos casos se trata de simples iones (Cu^{2+} , Zn^{2+}) en otros, son sustancias orgánicas mucho más complejas, en cuyo caso se llaman **coenzimas**. Muchas vitaminas son coenzimas y son imprescindibles para que la enzima actúe, por que son las responsables de su actividad química. Por ejemplo, muchas reacciones de oxidación necesitan NAD^+ , que es el responsable de captar los electrones y sin su presencia la enzima no puede actuar. Otro ejemplo lo tenemos en las reacciones que necesitan energía en las que actúa el ATP como coenzima.

Las enzimas se nombran añadiendo la terminación **-asa**, al nombre del sustrato sobre el que actúan (sacarasa) o al tipo de actuación que realizan (hidrolasas), o ambos (ADN polimerasa). En el siguiente cuadro se resumen los tipos de enzimas más importantes, la función que desempeñan y algunos ejemplos.

Tipo de enzima	Acción	Ejemplo
Oxido – reductasas	Catalizan óxido – reducciones de sustratos, generalmente para obtener energía de los carburantes metabólicos.	Deshidrogenasas, que tienen como coenzimas a los nucleótidos FAD, FMN, NAD y NADP.
Transferasas	Transferencia de grupos funcionales de un sustrato a otro.	Transaminasas
Hidrolasas	Hidrólisis de enlaces éster (1), enlaces glucosídicos (2) y enlaces peptídicos (3).	Lipasas y fosfatasa (1). Sacarasas y amilasas (2). Tripsina y pepsina (3).
Isomerasas	Isomerización que producen transferencia de radicales de una parte a otra de la molécula	Topoisomerasa de ADN
Ligasas o sintetasas	Forman enlaces entre moléculas o grupos funcionales y sintetizan nuevas moléculas.	Citrato sintasa, ATP sintasa.

Volviendo de nuevo al metabolismo, en este tema estudiaremos los procesos anabólicos más importantes en la naturaleza: fotosíntesis y quimiosíntesis, pero hacemos un breve resumen de los diferentes tipos de anabolismo y basándonos en cual es la fuente de obtención de la energía de los distintos seres vivos, se pueden distinguir dos tipos principales de anabolismo:

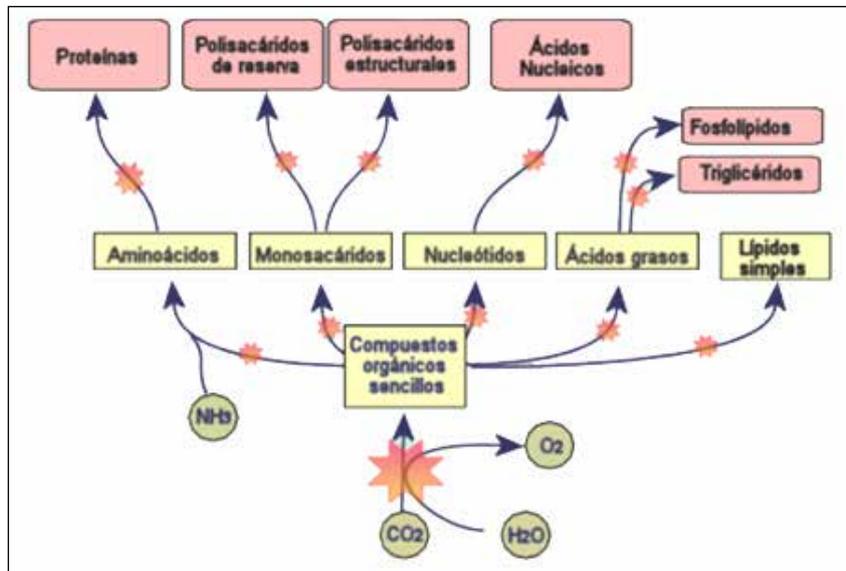
- **Anabolismo autótrofo**, en el que la energía necesaria para llevar a cabo este metabolismo, procede del exterior, del medio ambiente. Las células autótrofas son células vegetales y algunos tipos de bacterias, que pueden aprovechar distintas fuentes de energía y dependiendo de cual sea esa fuente, este

anabolismo puede ser fotosintético (cuando la energía la obtienen de la luz del Sol) o quimiosintético (si obtienen la energía de reacciones químicas que se producen en el exterior de la célula).

- **Anabolismo heterótrofo**, en el que las células de los animales, hongos y de la mayoría de las bacterias son heterótrofas porque solo pueden utilizar en su anabolismo energía química resultado de la destrucción de compuestos orgánicos que previamente se han tomado del exterior. La fuente de energía procede del interior de la propia célula. En el anabolismo heterótrofo, se parte de sustancias orgánicas sencillas y con ellas se elaboran otras más complejas.

En cuanto al anabolismo heterótrofo, se resumen en el esquema del dibujo las rutas más importantes:

- **Anabolismo de los glúcidos**, formada por una secuencia de reacciones que conducen a la formación de glucosa a partir del piruvato, aunque también puede tener lugar a partir de otros compuestos como el ácido láctico o la mayoría de los aminoácidos. Se producen en la matriz mitocondrial.
- **Anabolismo de los ácidos grasos**, tiene lugar a partir del acetyl CoA procedente de la oxidación del piruvato o del catabolismo de los aminoácidos. Se produce en el citosol de las células animales y en los cloroplastos de las vegetales.
- **Anabolismo aminoácidos**, se forman principalmente a partir de compuestos intermedios de la glucólisis o del ciclo de Krebs.



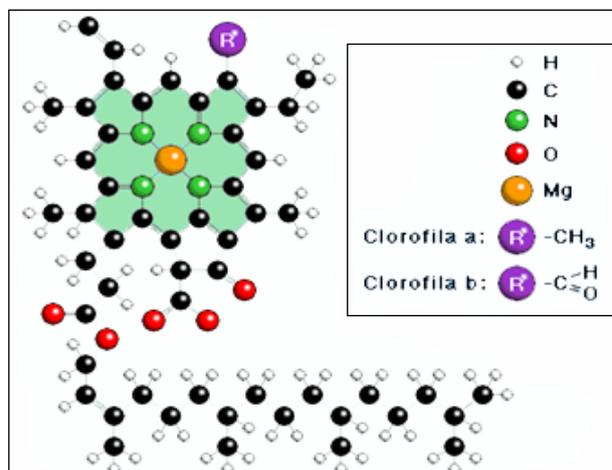
2. La fotosíntesis: transformación de la energía

2.1 Concepto de fotosíntesis y absorción de la energía luminosa

La fotosíntesis, es la conversión de energía luminosa procedente del sol en energía química acumulada en los enlaces de la molécula de ATP y que puede utilizarse para la síntesis de materia orgánica a partir de materia inorgánica (H_2O y CO_2), desprendiendo a la vez O_2 a la atmósfera.

Los organismos fotosintéticos (plantas, algas y cianobacterias) pueden utilizar la luz porque la absorben gracias a unas moléculas que se llaman pigmentos y se encuentran en los tilacoides de los cloroplastos. Contienen un cromatóforo o grupo químico capaz de absorber la luz de distintas longitudes de onda del espectro visible. Estos pigmentos pueden ser: clorofilas (a y b), xantofilas, carotenoides, etc.

Cuando un fotón (*cuanto de luz*) choca con un electrón de la clorofila, este electrón capta la energía del fotón y salta a posiciones más alejadas del núcleo,

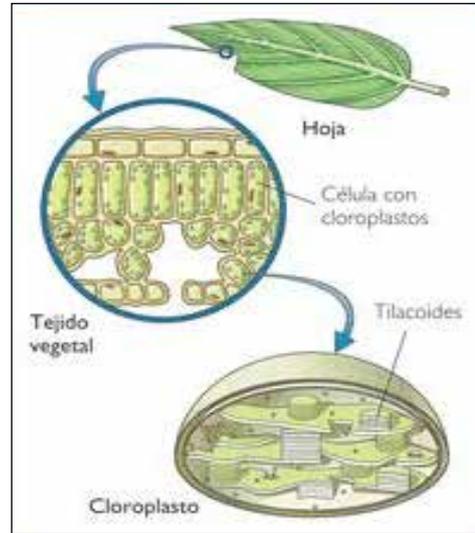


pudiendo perderse y dejar ionizado el átomo. El pigmento que contiene ese átomo queda con menos electrones, por lo tanto oxidado. La molécula que se los cede se llama primer dador de electrones.

Los electrones perdidos, pasan a una molécula denominada primer aceptor de electrones y luego a una serie de aceptores que se reducen y se oxidan sucesivamente, al captar y después liberar dichos electrones. Durante estos procesos se libera la energía captada, que se aprovecha para la síntesis de ATP, quedando almacenada en sus enlaces (fotofosforilación)

Los pigmentos de las membranas de los tilacoides (parte interna del cloroplasto) que absorben la luz, están ordenados en conjuntos funcionales con proteínas denominados **fotosistemas**. En los cloroplastos, cada fotosistema, contiene un número determinado de moléculas de clorofila (también hay otros pigmentos accesorios como los carotenos o xantófilas) y todas ellas pueden absorber fotones, pero solo unas pocas pueden transformar la energía luminosa en energía química. Se produce así un flujo de electrones a través de una serie de transportadores ligados a membrana.

En la fotosíntesis oxigénica típica de plantas, algas y cianobacterias, el dador de electrones es el agua (es un dador eléctrico pobre, por eso se necesita el aporte extra de luz, para crear un buen dador) y como consecuencia de esto se desprende oxígeno.



2.2 Proceso de la fotosíntesis

A diferencia de las otras rutas anabólicas, la fotosíntesis tiene como compuestos precursores moléculas inorgánicas y la llevan a cabo los organismos fotoautótrofos. Es un proceso anabólico y comprende dos fases:

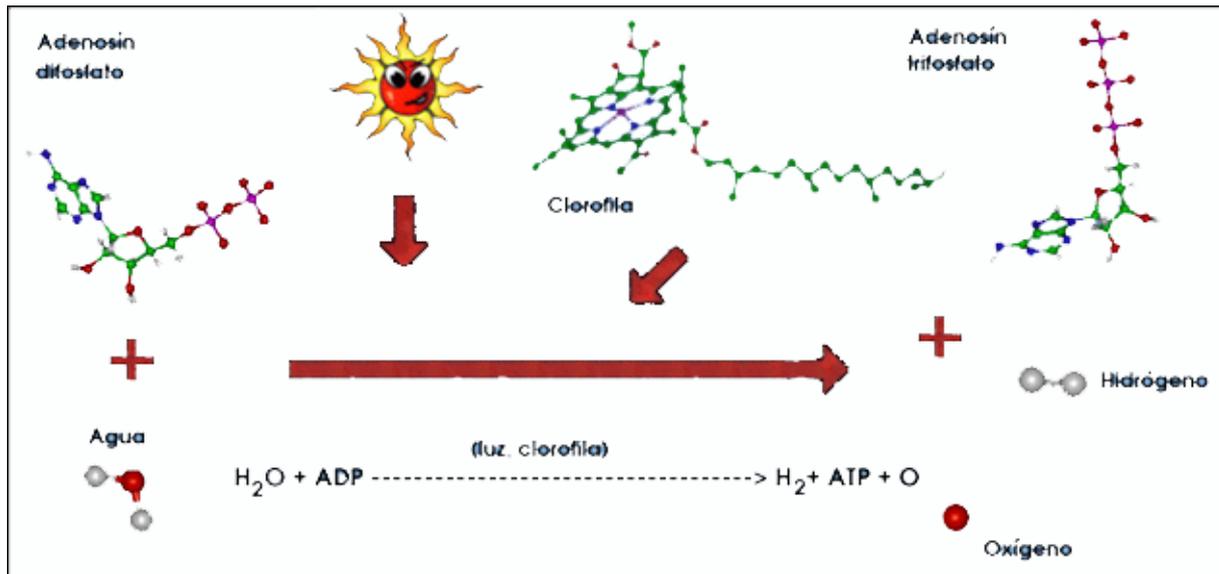
Las reacciones dependientes de la luz ocurren en la denominada **fase lumínica** y sólo tienen lugar cuando les llega luz a las plantas. Durante las reacciones luminosas se absorbe energía solar gracias a la clorofila, conservándola en forma de ATP y NADPH; a la vez se elimina O_2 .



La segunda fase es la llamada **fase oscura**, que tiene lugar tanto en la luz como en la oscuridad y cuya finalidad es la fijación del carbono y la síntesis de determinadas biomoléculas. Para esto, se producen una serie de reacciones donde se utiliza el ATP y NADPH obtenidos en la fase lumínica, para reducir el CO_2 y formar triosas fosfato y otras moléculas precursoras de almidón y sacarosa.

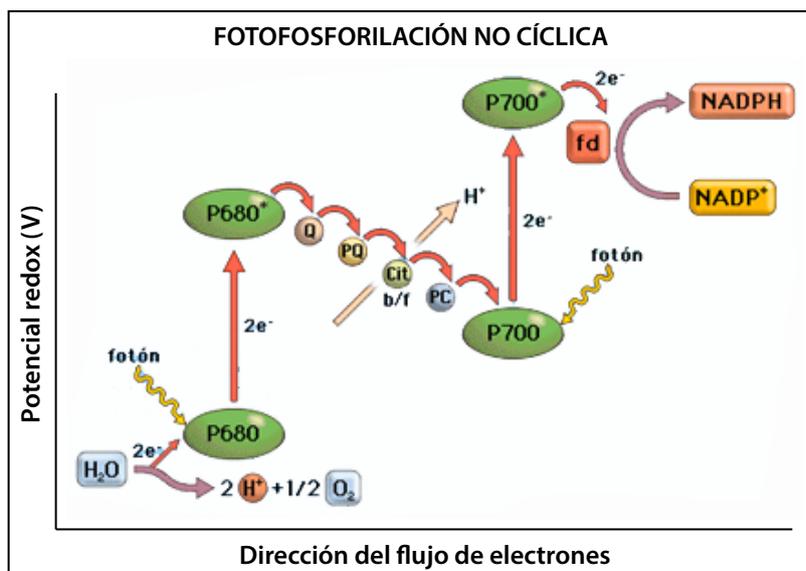
⇒ Fase lumínica

En esta fase se forma ATP y NADPH (ambos se utilizarán después en la fase oscura). Es una fase dependiente de la luz e intervienen en ella:



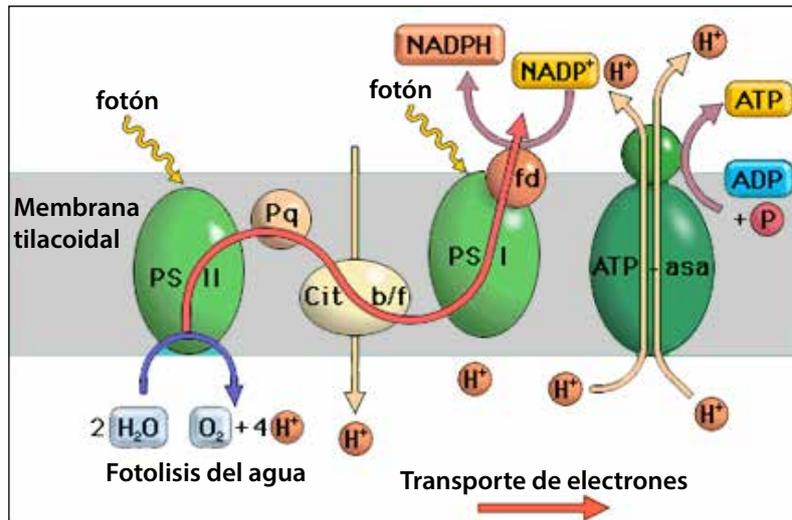
- **Luz:** La más eficaz es la de longitud de onda correspondiente a nuestro espectro visible, es decir, entre 400 nm y 700 nm.
- **Pigmentos:** Los más abundantes son las clorofilas *a* y *b*. Son pigmentos fotosintéticos verdes y se diferencian en los máximos de absorción (entre 663 nm y 420 nm para la clorofila *a* y entre 644 nm y 430 nm para la *b*). Las moléculas de pigmentos están agrupadas en las membranas de los tilacoides formando el fotosistema I (FSI) y el fotosistema II (FSII) y en cada uno de ellos se distinguen dos grupos de moléculas, las que recogen la luz o moléculas antena y las que forman el centro de reacción fotoquímico. El FSI contiene más clorofila *a* y el centro de reacción se llama P700 porque es un pigmento (P) formado por clorofila que presenta su máximo de absorción a 700 nm de longitud de onda. Con el mismo razonamiento, el FSII se llama P680, aunque éste contiene la misma cantidad de clorofila *a* y *b*.
- **Moléculas transportadoras de electrones:** son moléculas que relacionan los dos FS y están en la membrana de los tilacoides. Pueden ser proteínas (plastocianina, ferredoxina) o compuestos lipídicos (plastoquinona).

En esta fase lumínica, se produce la **conversión de la energía solar en química**. La luz proporciona la energía necesaria para que se de la transferencia de electrones desde el agua (dador electrónico) hasta el NADP⁺ (aceptor). En este paso, participan los pigmentos y las moléculas transportadoras oxidándose y reduciéndose. En el esquema en Z, se observa la relación entre el transporte electrónico fotosintético y el potencial redox de los pigmentos y moléculas que participan. Por lo tanto los procesos que ocurren en la fase lumínica se resumen en estos puntos:



Esquema en Z

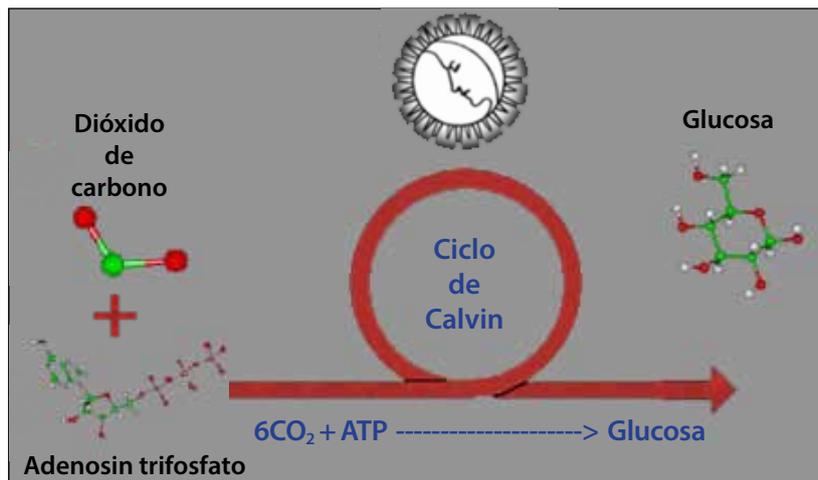
- Al incidir la luz en los FS, los pigmentos antena transfieren la excitación producida por la luz a los centros de reacción y los electrones de estos centros pasan a un orbital energéticamente superior.
- La incidencia de la luz también provoca la **fotólisis de una molécula de agua**, la cual cede los electrones al FSII y además se **desprende oxígeno**.
- Los electrones resultantes de la excitación del FSII, se transfieren a moléculas transportadoras de electrones, que unen ambos FS.
- Los electrones resultantes de la excitación del FSI, se transfieren a moléculas transportadoras de electrones, que transforman el NADP^+ en NADPH .
- Como consecuencia del transporte de electrones, se produce un bombeo de protones desde el estroma hasta los tilacoides y esto da lugar a una diferencia de cargas eléctricas y de pH que produce un potencial electroquímico, que aporta la energía necesaria aprovechada por la ATP sintetasa para **formar ATP**.



La síntesis de ATP se llama **fosforilación no cíclica** porque el flujo de electrones no es cíclico, es unidireccional. Esto implica el uso de ambos FS y se forma ATP y NADPH que se utilizan en la siguiente fase de la fotosíntesis.

⇒ **Fase oscura**

Esta fase es independiente de la luz, ocurre tanto con luz como sin ella. Se produce en el estroma del cloroplasto.

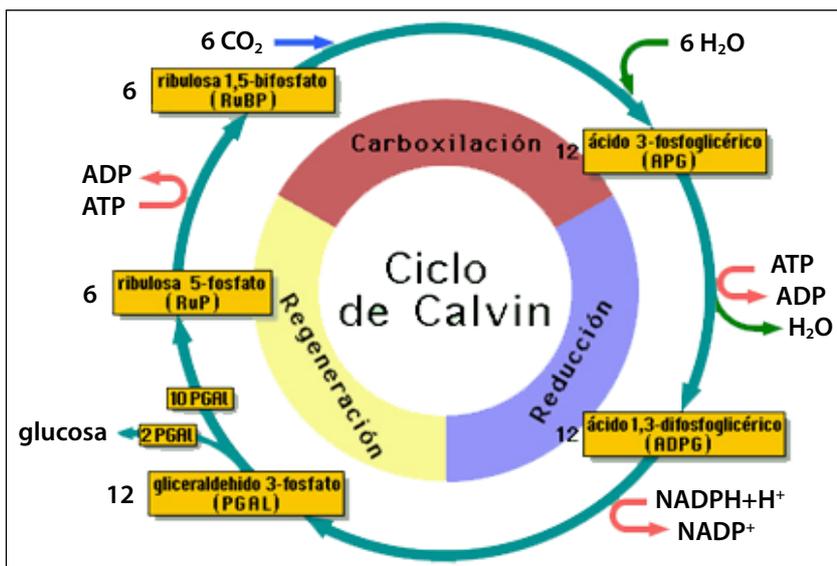


Se utilizan en ella el NADPH y el ATP producidos en la fase lumínica. Estas moléculas proporcionan la energía necesaria y los protones para que se produzca la reducción de CO_2 a través de una secuencia de reacciones cíclicas, **Ciclo de Calvin**, para obtener un compuesto orgánico, generalmente glúcidos.

Este proceso se llama **fijación del CO_2** y ocurre mediante las reacciones químicas que forman el Ciclo de Calvin, donde también participa una enzima, *rubisco*, que se activa con la luz del Sol y es la que realmente fija la molécula de CO_2 .

El compuesto inicial del ciclo es la **ribulosa 1,5 bifosfato (RuBP)**, glúcido de cinco carbonos que se une al CO_2 y se rompe en dos moléculas de **ácido 3-fosfoglicérico (APG)**. En el siguiente paso el PGA se reduce a **gliceraldehído 3-fosfato (PGAL)**.

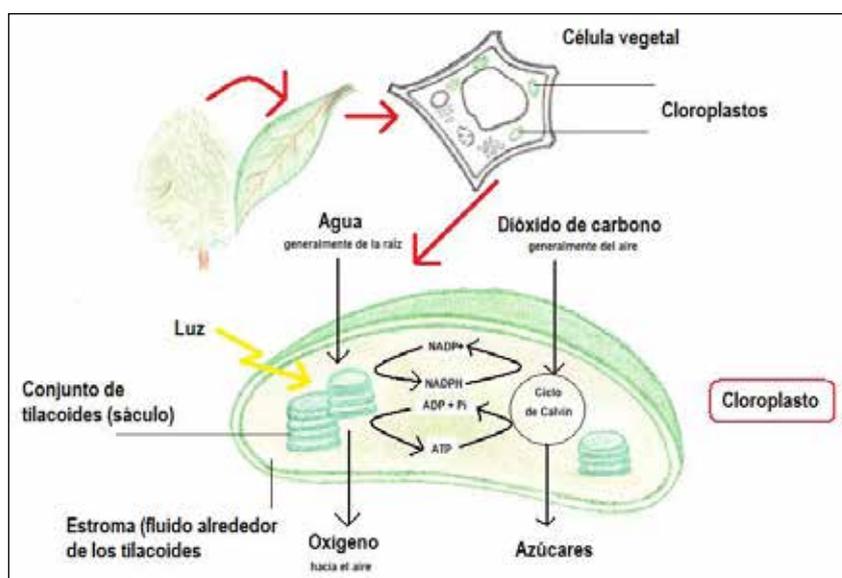
Por cada 3 moléculas de CO_2 fijadas se producen 6 moléculas de GAP. Finalmente, el GAP puede formar **glucosa** o **fructosa** en una ruta metabólica muy similar al proceso inverso a la glucólisis.



2.3 Balance energético de la fotosíntesis:

- La fase luminosa de la fotosíntesis produce ATP y NADPH. Si se sintetiza una molécula de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) se necesitan 6 CO_2 y 6 moléculas de agua.
- Las moléculas de agua se rompen en la fase luminosa y se liberan 6 moléculas de O_2 a la atmósfera y a la vez aporta 12 hidrógenos a la molécula de glucosa que se va a formar.
- En la fase oscura, por cada molécula de CO_2 asimilado en el Ciclo de Calvin, se consumen 2 NADPH y 3 ATP procedentes de la fase lumínica y se termina de formar la molécula de glucosa, gracias al carbono fijado.

Para que se produzca la síntesis de una molécula de glucosa, se tienen que fijar 6 moléculas de CO_2 , por lo que se tienen que dar seis vueltas en el ciclo y esto implica el consumo de 12 NADPH (6 x 2NADPH) y 18 ATP (6 x 3ATP).



3. La quimiosíntesis

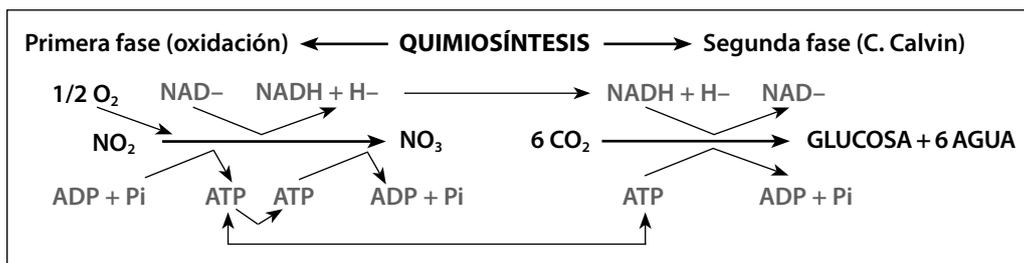
La quimiosíntesis es un proceso en el que se sintetiza materia orgánica a partir de materia inorgánica. Tiene dos fases: en la primera se produce ATP a partir de la energía liberada en reacciones de oxidación de determinadas sustancias orgánicas y en la segunda fase, gracias a esta energía liberada, se sintetiza materia orgánica. Es decir, para sintetizar materia orgánica, en la fotosíntesis se necesitaba la luz, aquí, en la quimiosíntesis, se utiliza la energía liberada de reacciones redox.

Los organismos que realizan quimiosíntesis se denominan quimioautótrofos y en su mayoría son bacterias, como las **bacterias** nitrificantes que oxidan el amoníaco a nitritos y los nitritos a nitratos. Estas bacterias son muy importantes, porque transforman sales inorgánicas, formando parte de los ciclos biogeoquímicos de muchos elementos fundamentales para la vida, como el nitrógeno, fósforo y carbono. Según el sustrato utilizado, las bacterias se clasifican en diferentes grupos, como las del azufre, las del nitrógeno, las del hidrógeno o las del hierro.

3.1 Fases de la quimiosíntesis

Como en la fotosíntesis, en la quimiosíntesis también hay dos fases:

- En la primera fase, se **obtiene** ATP y coenzima reducida (poder reductor) que en las bacterias es NADH (en las plantas era NADPH). Las reacciones redox de las sustancias inorgánicas liberan energía, que aprovecha el ADP para su fosforilación y paso a ATP. Esta fase se llama **fosforilación oxidativa** y parte de la obtención de ATP, también se utiliza para provocar un transporte inverso de electrones en la cadena respiratoria, con lo que se **obtiene** NADH.



Fases de la quimiosíntesis

- La segunda fase, en la que se utiliza el ATP y el NADH para **sintetizar materia orgánica** a partir de moléculas inorgánicas como CO_2 o NO_3^- . En esta fase, las vías metabólicas coinciden con las de la fase oscura de la fotosíntesis, por ejemplo, el carbono se incorpora a partir del CO_2 mediante el ciclo de Calvin y el nitrógeno lo hace a partir de NO_3^- .

4. Actividades

1. Relaciona el concepto de anabolismo con reacción endérgica. Define enzima y explica por qué son importantes en el metabolismo.
2. Explica que son los fotosistemas: dónde están y diferencias entre ellos.
3. Explica los siguientes aspectos sobre las fases de la fotosíntesis:
 - a) Localiza ambas fases y explica por qué se llaman así
 - b) Compuestos iniciales y finales
 - c) Relaciona ambos procesos
4. Explica brevemente que es la quimiosíntesis.

24. Principales procesos químicos en el medio ambiente

1. *Medio ambiente, impacto medioambiental y contaminación*
2. *La atmósfera terrestre*
3. *El agua: disponibilidad y consumo. Los procesos de potabilización*
4. *El impacto ambiental de la industria química*
5. *Desarrollo sostenible y reciclaje*
6. *Actividades*

1. Medio ambiente, impacto medioambiental y contaminación

1.1 Importancia de la química en el medio ambiente

Los procesos químicos tienen una importancia extraordinaria en el medio ambiente. Así, muchas de las transformaciones que ocurren en nuestro planeta son de naturaleza química, y el conjunto de ellas permite la existencia de la vida y, por tanto, de la especie humana. Es fácil imaginar cómo los distintos ciclos de materiales consisten, en esencia, en diferentes reacciones químicas encadenadas. ¿Alguna vez te has preguntado cómo puede ser la historia de un átomo de carbono desde que entra en una planta por los estomas hasta que vuelve a la atmósfera?

Sin embargo, el concepto de medio ambiente engloba también otro tipo de procesos. De hecho, llamamos **medio ambiente** al conjunto de factores físicos, químicos, biológicos y sociales que pueden tener un efecto directo o indirecto sobre los seres vivos y sus actividades.

En el ámbito de la química hay que destacar que el creciente desarrollo humano está teniendo una relevancia muy considerable desde un punto de vista medioambiental. Las nuevas investigaciones permiten el descubrimiento de nuevos materiales, el mejor aprovechamiento de las fuentes de energía, la síntesis de medicamentos o la mejora de productos alimenticios entre otros. Sin embargo, la otra cara de la moneda es que dichas innovaciones químicas frecuentemente causan alteraciones importantes en el medio ambiente, las cuales pueden perjudicar el bienestar humano.

1.2 Impacto medioambiental y contaminación

Se entiende por **impacto medioambiental** al efecto que produce una determinada acción sobre el medio ambiente. Actualmente, muchos de los procesos químicos controlados por los humanos conllevan un elevado impacto medioambiental. Una importante forma de impacto medioambiental es la **contaminación**, que consiste en la alteración nociva del estado natural del medio ambiente como consecuencia de la introducción de una o más sustancias ajenas a dicho medio (agente contaminante). Si el agente contaminante es de naturaleza química el concepto se amplía al de **contaminación química**. Ejemplos significativos de contaminación química son:

- Gases tóxicos en la atmósfera (CO , NO , NO_2 , SO_2 , SO_3 , O_3 , Cl_2 y HCl)
- Sustancias disueltas en agua, como por ejemplo los cationes procedentes de metales pesados o los compuestos que alteran el pH de forma considerable.
- Compuestos que alteran la composición de los suelos, como pueden ser los residuos, los pesticidas y los abonos.

Lamentablemente, el paso del tiempo y el desarrollo tecnológico hacen que cada vez sean más frecuentes los procesos de contaminación, perjudicando, en muchas ocasiones, la calidad de vida de las especies biológicas y, en consecuencia, de los humanos. A continuación se expone una tabla que resume algunos agentes contaminantes, su procedencia y sus efectos en el medio ambiente y en el bienestar humano.

AGENTE CONTAMINANTE	PROCEDENCIA	EFFECTOS
Óxidos de azufre (SO ₂ y SO ₃)	Combustión de carbón y petróleo	Producen irritación de los ojos y de las vías respiratorias. Participan en la lluvia ácida
Sulfuros	Refinerías y procesos industriales	Son tóxicos cuando se inhalan o se ingieren. Producen malos olores
Monóxido de carbono (CO)	Combustiones incompletas (motores, calefacciones...)	Es muy tóxico. Puede causar la muerte si se respira en altos niveles
Dióxido de carbono (CO ₂)	Combustión de productos orgánicos	Es muy tóxico y contribuye al efecto invernadero
Hidrocarburos	Motores de gasolina	Muchos son tóxicos y son agentes cancerígenos
Óxidos de nitrógeno (NO y NO ₂)	Combustiones a temperaturas elevadas	Son tóxicos, producen enfermedades respiratorias y contribuyen a la lluvia ácida

En este tema se tratarán algunas características generales del medio ambiente relacionadas con la química, para después considerar, con más detalle, los eventos de impacto ambiental y los procesos de contaminación más importantes que se dan hoy en día en nuestro planeta.

2. La atmósfera terrestre

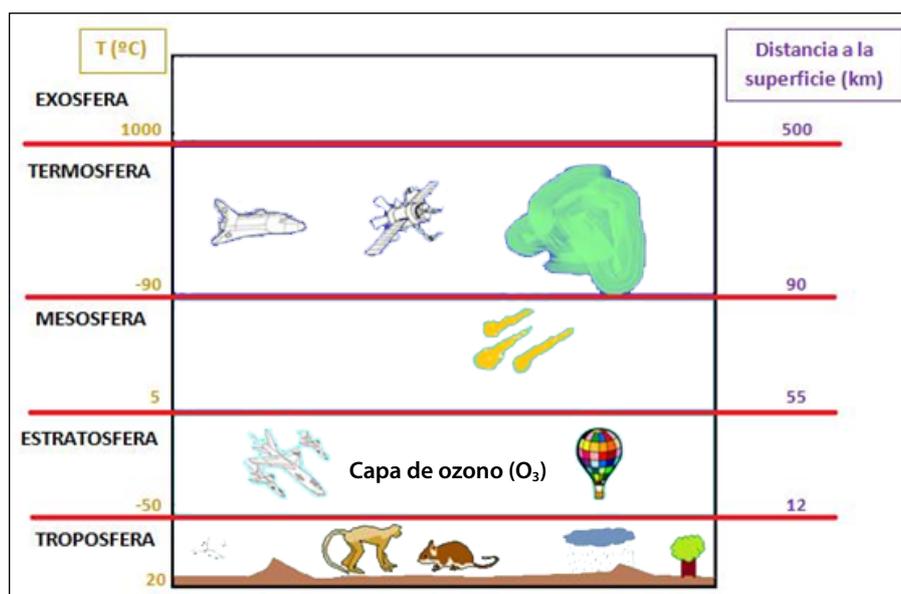
2.1 Composición de la atmósfera terrestre

GAS	%V EN LA ATMÓSFERA
Nitrógeno (N ₂)	78,084
Oxígeno (O ₂)	20,946
Argón (Ar)	0,934
Dióxido de carbono (CO ₂)	0,037
Neón (Ne)	0,001818
Helio (He)	0,000524
Hidrógeno (H ₂)	0,00005

La Tierra es un planeta único en el Sistema Solar debido a la presencia de una capa gaseosa en su superficie denominada **atmósfera**. Esta capa consiste en una serie de sustancias distintas que constituyen una mezcla que comúnmente llamamos aire. Así, la atmósfera está constituida principalmente por N₂(g) y O₂(g) aunque, tal y como se muestra en la tabla, existen también pequeñas cantidades de otros gases. De este modo, además de ser indispensable para la vida, la atmósfera es una fuente importante de productos químicos.

⇒ Capas de la atmósfera terrestre

En la siguiente figura se muestran las distintas capas de la atmósfera de La Tierra en función de la distancia a la superficie terrestre y teniendo en cuenta, asimismo, cómo varía la temperatura en cada una de ellas.



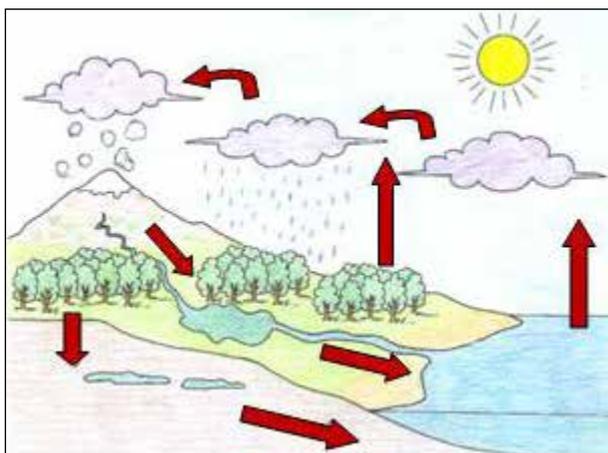
- **Troposfera:** Constituye casi el 90% de la masa total de la atmósfera y se concentra en los primeros 12 km a partir de la superficie de La Tierra. Es la capa en la cual existe la vida y tienen lugar los fenómenos meteorológicos. Además, en esta zona se concentra la mayor parte del oxígeno (O₂) y del vapor de agua (H₂O). Este último es un excelente regulador térmico y, si no existiese, las diferencias de temperatura entre el día y la noche en la superficie terrestre serían tan grandes que no podríamos sobrevivir.
- **Estratosfera:** Se extiende desde los 12 km hasta los 55 km, medidos desde la superficie del planeta. Su zona inferior se caracteriza por temperaturas extremadamente bajas (hasta -50°C) mientras que al desplazarnos a la zona superior la temperatura incrementa, hasta alcanzar valores aproximados de 5°C. Esta diferencia de temperaturas se debe a que en la estratosfera se encuentra la capa de ozono (O₃), la cual absorbe gran cantidad de radiación UV precedente del sol. Asimismo, esta es la zona de vuelo de algunas aeronaves, como por ejemplo los aviones supersónicos.
- **Mesosfera:** Se extiende aproximadamente desde el km 55 hasta el km 90 desde la superficie de La Tierra y contiene un porcentaje muy bajo de la masa total de la atmósfera. Su temperatura desciende a medida que nos aproximamos a su zona superior, pudiendo llegar a alcanzar valores de hasta -90°C. En esta capa ocurren algunas reacciones químicas y procesos de ionización así como la desintegración de pequeños meteoritos, que dan lugar a lo que vulgarmente se llaman estrellas fugaces.
- **Termosfera:** Es una capa muy extensa de la atmósfera terrestre, abarcando desde los 90 km hasta los 500 km aproximadamente. En ella la temperatura crece hacia la zona superior, alcanzando valores que sobrepasan los 1000 °C. Esto se debe a la intensa radiación electromagnética precedente del sol que llega a esta zona. Además, esta misma radiación produce la ionización de átomos de sodio y otras moléculas. Son típicas en esta región de la atmósfera las proyecciones de auroras boreales y, además, es esta la zona atmosférica donde se sitúan los transbordadores espaciales y muchos satélites.
- **Exosfera:** Es la última capa de la atmósfera terrestre y en ella los gases poco a poco se dispersan hasta llegar al espacio exterior. Su límite superior puede llegar a estar 10.000 km sobre la superficie terrestre. En esta capa la temperatura prácticamente no varía, y el aire pierde sus cualidades físico químicas.

3. El agua: disponibilidad y consumo. Los procesos de potabilización

3.1 Disponibilidad y consumo del agua

En el estudio del medio ambiente y de su relación con la química es importante abordar uno de los compuestos que hace posible la vida tal como la conocemos, y que además está íntimamente relacionado con el bienestar humano: el agua (H_2O). Aunque el agua es un recurso natural abundante, solo una pequeña parte se puede usar directamente. De hecho, menos del 3 % del agua del planeta es agua dulce y tan solo un 1% de esta agua dulce es fácilmente accesible, ya que el resto se encuentra en zonas subterráneas o en los casquetes polares y glaciares.

Al analizar el ciclo del agua, se puede observar cómo, gracias a fenómenos de evaporación, una parte del agua de los mares, océanos, ríos y lagos se transporta a la atmósfera, concretamente a la troposfera. Esta agua puede ser transportada al medio terrestre, donde los procesos de condensación hacen posible que se deposite en la superficie, formando los ríos y los lagos. De este modo, los cursos fluviales devuelven el agua a los mares y océanos. Sin embargo, es importante considerar que gran parte del agua queda en el nivel freático del suelo, es decir, en las zonas subterráneas de éste. Esta agua subterránea muchas veces se sitúa a gran distancia de la superficie terrestre y, por tanto, es difícil acceder a ella.



3.2 El agua potable y los procesos de potabilización

Se denomina **agua potable** al agua que puede ser consumida sin restricción y sin que presente ningún riesgo para la salud humana. A pesar de las limitaciones en lo que se refiere su obtención, este recurso puede considerarse abundante en muchas zonas del planeta. Sin embargo, en algunos lugares, las fuertes sequías y escasas precipitaciones hacen que la disponibilidad de agua potable pueda ser un problema. En el desierto del Sahara, por ejemplo, existen grandes extensiones de terreno donde no hay agua superficial en absoluto, por lo que las poblaciones humanas que allí viven tienen que construir pozos subterráneos para conseguir agua que, además, no cumple las condiciones de potabilidad.

En relación a lo anterior, se han desarrollado mecanismos físicos y químicos que permiten obtener agua potable a partir de agua no potable. Estos, en conjunto, se denominan **procesos de potabilización**. A continuación se explican brevemente, a modo de ejemplo, algunos de estos procesos de naturaleza química:

- **Cloración:** Es el proceso de desinfección de agua mediante el empleo del agua o compuestos clorados.
- **Ozonización:** Es el proceso de eliminación de compuestos orgánicos e inorgánicos del agua mediante la adición de O_3 .
- **Potabilización mediante yodo:** Es el proceso de desinfección del agua usando yodo como agente desinfectante.
- **Potabilización mediante plata:** Es el proceso de eliminación de bacterias, hongos y levaduras mediante el uso de la plata.

Pese a que el desarrollo tecnológico conlleva a un perfeccionamiento de las técnicas de potabilización, muchos de estos procesos implican un elevado gasto económico y además producen un considerable impacto ambiental. Y por supuesto, hay que destacar, que las mencionadas técnicas no están al alcance de los países más pobres, que lógicamente, son los que más las necesitan.

4. El impacto ambiental de la industria química

En los últimos dos siglos, el desarrollo industrial en el ámbito de la química ha crecido de forma exponencial. Esto supone que los recursos naturales están siendo sobreexplotados, y que la contaminación está llegando a unos niveles muy preocupantes. Algunos procesos químicos e industriales producen tal impacto ambiental que, según comentan los expertos, pueden causar grandes problemas en un futuro próximo. Ejemplos de ellos son el agujero en la capa de ozono, la lluvia ácida y el cambio climático producido por el efecto invernadero.

4.1 El agujero en la capa de ozono

Como ya se ha mencionado, en la estratosfera de la atmósfera terrestre se encuentra la **capa de ozono**, que es una zona que contiene una cantidad relativamente alta de O_3 . Esta capa absorbe entre el 97 % y el 99 % de la radiación ultravioleta procedente del sol y, por tanto, es indispensable para el desarrollo de la vida en el planeta.

La exposición a la **radiación ultravioleta** puede producir diversas enfermedades como pueden ser cataratas, cáncer de piel o daños genéticos irreversibles. Esto se debe a que los rayos UV son un mutágeno, por lo que hacen que aumenten las tasas de mutaciones en las células de los sistemas vivos. De este modo, además, dicha radiación altera considerablemente los ecosistemas de La Tierra.

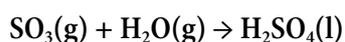
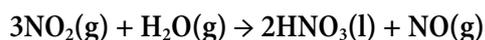
En 1985 se observó, en una estación de estudio situada en la Antártida, que los niveles de O_3 en la capa de ozono eran demasiado bajos. Desde entonces hasta la actualidad el fenómeno ha ido aumentando, de manera que hay una zona, cada vez más amplia, en la que la concentración de O_3 es tan baja que puede considerarse que hay un agujero por donde puede pasar gran cantidad de radiación ultravioleta: el **agujero de la capa de ozono**. En las muestras que se analizaron en esta capa se encontraron grandes concentraciones de unos gases denominados, en conjunto, **clorofluorocarbonos (CFCs)**, los cuales proceden de usos humano, siendo típicos de productos envasados en sprays y sistemas de refrigeración de frigoríficos y aires acondicionados, entre otros.

Es urgente la búsqueda de alternativas para evitar que la capa de ozono se siga deteriorando y, por ello, es necesario eliminar de inmediato aquellos productos que utilicen CFCs así como reciclar los gases de los circuitos de los electrodomésticos que los utilizan.

4.2 La lluvia ácida

La **lluvia ácida** es otra de las consecuencias de la contaminación atmosférica. Este fenómeno se debe a la presencia en la troposfera de óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre que tienen un doble origen: natural y antropogénico. Así, las erupciones volcánicas son responsables de una parte de las emisiones de SO_2 mientras que diversas actividades humanas están relacionadas con las emisiones del resto de los óxidos de nitrógeno y azufre que desencadenan la lluvia ácida. Estas son, por ejemplo, las actividades industriales, el uso de combustibles y las emisiones de gases procedentes de automóviles y aviones.

Cuando los óxidos de nitrógeno y azufre acumulados en la atmósfera reaccionan con el vapor de agua que hay en ésta, se producen compuestos de carácter ácido, tal y cómo se muestra en las siguientes reacciones:



Así, cuando el aire se enfría y sube a las zonas altas de la troposfera, el vapor de agua, que contiene disueltas ciertas cantidades de ácidos, se condensa y forma las nubes. En consecuencia, cuando llueve, el agua que cae tiene carácter ácido, por lo que el proceso se denomina **lluvia ácida**. Este evento causa grandes alteraciones en los ecosistemas ya que, por ejemplo, modifica el pH de los suelos y produce la acidificación de ríos y lagos. En algunas zonas altamente industrializadas se han registrado lluvias ácidas con pH de hasta 1,5, lo que supone un carácter extremadamente ácido.



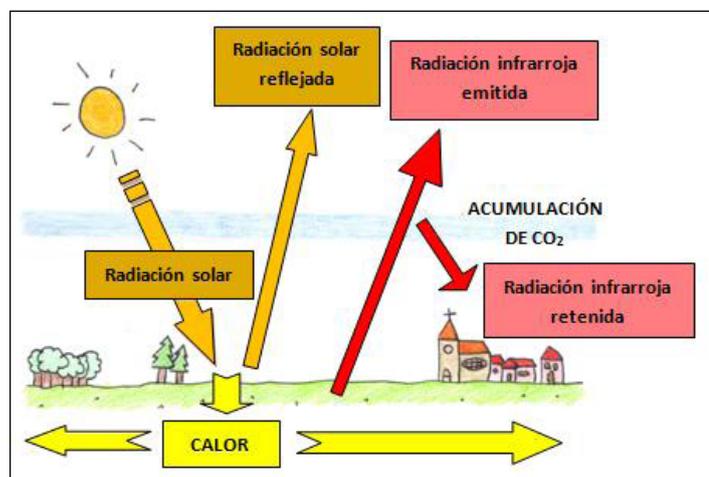
4.3 El efecto invernadero y el cambio climático

El **efecto invernadero** es el fenómeno producido por la presencia de ciertos gases en la atmósfera que evitan que una parte de la radiación solar sea reflejada al espacio, por lo que queda retenida en el planeta. Este efecto tiene como consecuencia un aumento de la temperatura media terrestre, que es conocido como **cambio climático o calentamiento global**. Algunos ejemplos de gases que contribuyen al efecto invernadero son el vapor de agua (H₂O), el metano (CH₄), el monóxido de dinitrógeno (N₂O), el ozono troposférico (O₃) y los clorofluorocarbonos (CFCs), aunque sin duda el máximo responsable del fenómeno es el **dióxido de carbono (CO₂)**.

Sin embargo, este último gas es indispensable para la vida en La Tierra, ya que, por ejemplo, es la fuente de carbono que utilizan los productores primarios durante la fotosíntesis. Además, niveles moderados de CO₂ en la atmósfera provocan el **efecto invernadero natural**, el cual mantiene la temperatura del aire y del suelo dentro de los límites necesarios para la vida. Este fenómeno se produce del siguiente modo: la energía solar que llega a nuestro planeta lo hace en forma de luz visible y radiación infrarroja de onda corta. Parte de esta radiación es reflejada directamente hacia el espacio exterior, pero otra parte calienta la superficie terrestre haciendo que ésta emita radiación infrarroja de onda larga, la cual es parcialmente retenida por gases invernaderos tal como el CO₂ y el H₂O. Así, el planeta se calienta lentamente de un modo natural.

Sin embargo, el desarrollo industrial, el elevado consumo de energía de nuestra sociedad y la quema de bosques y selvas han provocado una emisión y acumulación excesiva de CO₂, que implica un sobrecalentamiento no natural de La Tierra. De hecho, en el periodo desde el año 1906 hasta el año 2005 la temperatura promedio mundial del aire cercano a la superficie terrestre aumentó 0,74°C, que es una cantidad muy preocupante. Los efectos de este cambio climático ya son observables en los polos y glaciares así como en algunos oasis de desiertos, que poco a poco van desapareciendo. Además, dicho calentamiento está perjudicando de manera destacable a muchas especies y, por tanto, a los ecosistemas.

La solución a este problema, teniendo en cuenta el crecimiento demográfico de la población, es bastante complicada. Aún así, parece evidente que deben promoverse, con urgencia, iniciativas de reducción del gasto energético, uso de las energías renovables y mayor eficiencia en los procesos de producción.



5. Desarrollo sostenible y reciclaje

Desde finales del siglo XX se están tomando iniciativas por parte de diversos organismos para trabajar sobre lo que se denomina **desarrollo sostenible**, que es aquel desarrollo que permite satisfacer las necesidades de las generaciones presentes sin comprometer las posibilidades de las generaciones futuras para atender sus propias necesidades. Para que esto se pueda llevar a cabo, se necesita un cambio en cuanto a la explotación de los recursos y, en lo que a la química se refiere, sería necesario revisar los procesos industriales químicos y buscar soluciones para problemas tales como el agujero en la capa de ozono, la lluvia ácida o el efecto invernadero.

En relación con el desarrollo sostenible está el tratamiento de residuos. Las sociedades occidentales generan cada vez más residuos, hasta el punto de que, según algunos cálculos, se estima que en el año 2020 se generará un 45 % más de basura de lo que se generó en el año 1995. Teniendo en cuenta estos alarmantes datos, el sector industrial debería ayudar a resolver este problema diseñando productos que se fabriquen con menor gasto energético, con materiales que no sean nocivos para el medio ambiente, que duren mucho tiempo, que sean fáciles de reparar, que se puedan reciclar y que se desechen de la forma que menos contaminación y residuos generen.

Asimismo, se debe promover el **reciclaje**, ya que, de este modo, se reduce considerablemente la cantidad de residuos que terminan en los vertederos. En muchos países se están estableciendo políticas de reciclaje bastante serias, pero aún falta más sensibilización respecto al tema por parte de las sociedades humanas. Para demostrar la necesidad del reciclaje basta entender el siguiente ejemplo: el reciclaje de una tonelada de papel de periódico evita la emisión de 2,5 toneladas de CO₂ a la atmósfera, salva 17 árboles, ahorra 3 m³ de espacio en un vertedero y la energía suficiente para calentar una casa durante 6 meses. Además, el cartón y los periódicos reciclados pueden convertirse en cajas, artículos de papelería, pañuelos, toallitas de papel y servilletas por ejemplo. El plástico reciclado puede usarse para fabricar tuberías de agua, alfombras, aislantes para abrigos, botellas y recipientes entre otros. Y el cristal reciclado se usa frecuentemente para fabricar nuevos recipientes de cristal y fibra de vidrio.

6. Actividades

El profesor divide los estudiantes de la clase en los siguientes grupos:

- **Primer grupo:** Representa una población de los campamentos de refugiados saharauis en Tindouf (Argelia).
- **Segundo grupo:** Representa una población de Tierra de Fuego.
- **Tercer grupo:** Representa una comunidad indígena de la selva del Amazonas.
- **Cuarto grupo:** Representa una asociación ecologista.
- **Quinto grupo:** Representa un conjunto de directivos de una empresa que se dedica a la fábrica de automóviles.

Cada uno de los grupos debe buscar información en casa para posteriormente, durante una sesión de 45 minutos, realizar un debate, moderado por el profesor, en el cual se deben tratar los siguientes temas, todos ellos analizados desde un punto de vista químico.

- a) El agua como recurso natural.
- b) El agujero en la capa de ozono.
- c) La lluvia ácida.
- d) El efecto invernadero y el cambio climático.
- e) El desarrollo sostenible y el reciclaje.
- f) Posibles soluciones en el ámbito de la química de los problemas medioambientales actuales.

25. El papel de la química en la sociedad

1. *Introducción*
2. *La química y la salud*
3. *La química y la alimentación*
4. *La química y la higiene*
5. *La química y el transporte*
6. *La química y el deporte*
7. *La química y el vestido*
8. *La química y la cultura*
9. *La química y las nuevas tecnologías*
10. *La química y el hogar*
11. *La química y la construcción*
12. *Química verde para un desarrollo sostenible*
13. *Nuevos materiales*
14. *Actividades*

1. Introducción

En la antigüedad, los primeros hombres mantenían una relación directa con la naturaleza, sirviéndose de ella tal y como la encontraban. El descubrimiento del fuego, la fabricación de instrumentos, la invención del comercio... hasta alcanzar el nivel tecnológico y el conocimiento científico de los que disponemos en la actualidad, sin los cuales la historia de la humanidad no podría haberse escrito. La ciencia es la herramienta mediante la cual el ser humano ha alcanzado una mayor esperanza y calidad de vida. La esperanza de vida hace 20 siglos era tan solo de 25 años, y a finales del siglo XIX apenas había aumentado hasta los 35. Actualmente, la esperanza de vida aumenta dos años y medio cada año. Fueron, en particular, los grandes descubridores y científicos de los siglos XVIII y XIX los que sentaron las bases de la química, gracias a la cual el agua se hizo potable, aparecieron los medicamentos, antibióticos y vacunas, se multiplicaron las cosechas y la disponibilidad de alimentos, se mejoraron las condiciones de higiene. La química también hizo posible la existencia de los medios de transporte, los viajes espaciales, la informática y las telecomunicaciones. Actualmente aparecen nuevos retos, ¿cómo se alimentarán los más de 9000 millones de habitantes que poblarán La Tierra en 2050?, ¿conseguiremos erradicar las enfermedades actuales y aquellas que aún no conocemos?, ¿cómo podremos reducir el impacto de la acumulación de CO₂ en la atmósfera?, ¿podremos desarrollar tratamientos médicos personalizados, basados en la prevención y no en la cura?, ¿cómo conseguiremos que las próximas generaciones tengan una buena calidad de vida? De entre todas las ciencias, la química tendrá un papel fundamental en dar respuestas innovadoras a todas estas preguntas.

2. La química y la salud

Desde los orígenes de la alquimia, parte de la química desarrollada entre el año 300 a.C. y el año 1600 d.C., pasando por la investigación de compuestos orgánicos en el s.XIX, como los alcaloides, las vitaminas, las hormonas, o la síntesis de compuestos como la urea, la química ha estado ligada directamente a la medicina. En la actualidad, la química para la salud será una de las ciencias que va a sorprender a la humanidad con espectaculares avances en el próximo futuro. Los nuevos desarrollos y aplicaciones de la química en la prevención y cura de las enfermedades estarán muy vinculados a la combinación de la bioquímica con la genética. Los descubrimientos en genética conductual permitirán identificar los genes que inclinan a cada persona a ser agradable o desagradable, un individuo triste o un espíritu alegre, así como buscar soluciones a enfermedades como el cáncer y el Alzheimer, o desarrollar nuestras propias células madre para regenerar tejidos dañados en nuestro propio cuerpo, evitando así el posible rechazo implícito en cualquier trasplante.

La química ha multiplicado la esperanza de vida en un factor exponencial. El desarrollo de la química en el campo de la farmacología hizo posible la obtención de vacunas o antibióticos, que lograron reducir drásticamente los índices de mortalidad. Actualmente el ser humano vive en mejores condiciones hasta edades más avanzadas, ya que los medicamentos no sólo curan nuestras enfermedades, sino que alivian el dolor. La química del futuro prevé el uso de fármacos personalizados, específicos para cada paciente y

con un campo de aplicación exclusivo a las células dañadas, reduciendo así los efectos secundarios que actualmente tienen los medicamentos, los cuales son muchas veces insostenibles.

La invención y posterior comercialización de los plásticos, en especial del plástico, ha permitido el desarrollo de las operaciones quirúrgicas, las cuales actualmente se realizan con la utilización de numerosos productos como antisépticos, desinfectantes, gases medicinales e infinidad de materiales químicos que han revolucionado la medicina.

El plástico presenta una serie de características que lo hacen un material óptimo para la cirugía. Sin el uso de materiales plásticos, no serían posibles las intervenciones quirúrgicas tal y como las conocemos. El plástico es un material adaptable y moldeable, aséptico, y compatible con otros materiales. Desde hace años, la reconstrucción de las partes dañadas del ser humano ya no forma parte de la ciencia-ficción. Más de 50 millones de personas en todo el mundo tienen implantado algún tipo de prótesis fabricadas con plásticos y aleaciones especiales de base química.



El ritmo vertiginoso de la investigación, encabezado por ciencias como la genómica, la biomedicina, la ingeniería molecular y la de los nuevos materiales, tienen a la química como estandarte, y han abierto un campo con infinitas posibilidades y fronteras imprevisibles. Se abre un campo infinito en el desarrollo de células nerviosas para reparar lesiones medulares, células óseas y células pancreáticas para producir insulina, así como la fabricación de órganos artificiales a partir de estructuras poliméricas. La nanotecnología, los biosensores, el transporte de medicamentos a zonas específicas del organismo, la oncología personalizada, las películas protectoras de polímero resistentes a las bacterias o los tejidos inteligentes para la liberación controlada de fármacos.

3. La química y la alimentación

Para que los alimentos lleguen a nuestras cocinas, es necesario cuidar las plantas y protegerlas de plagas y parásitos, obtener abundantes cosechas y criar un ganado sano y bien alimentado. Aquí intervienen los productos agroquímicos y fitosanitarios, los fertilizantes, y los fármacos zoonosanitarios, así como materiales plásticos, que permiten el aprovechamiento de los recursos naturales, llegando incluso a convertir tierras pobres en explotaciones muy productivas, mediante sistemas de riego, invernaderos, etc.

Los desarrollos en agroquímica han permitido multiplicar hasta por diez veces el rendimiento de las cosechas. La química es hoy en día uno de los procesos más aplicados en la industria de los alimentos, ya que a través de ella los alimentos sufren ciertas transformaciones o modificaciones para su propia conservación mejorando así las propiedades que los constituyen. Los procesos utilizados en la industria de alimentos constituyen el factor de mayor importancia en las condiciones de vida y en la búsqueda de soluciones que permitan preservar las características de los alimentos por largos períodos, utilizando procedimientos adecuados en la aplicación de sustancias químicas en los alimentos tales como el enfriamiento, congelación, pasteurización, secado, ahumado, conservación por productos químicos y otros de caracteres similares que se les puede aplicar estas sustancias para su conservación y al beneficio humano. El uso de diferentes aditivos, como los conservantes, permite la manutención de los alimentos con sus cualidades nutritivas intactas, evitando que se pudran o estropeen. También el plástico es un protagonista destacado en la conservación, al proporcionar envases y embalajes que protegen los alimentos.

4. La química y la higiene

Aunque el agua es fuente de vida, también es fuente de enfermedades para el ser humano. El enorme desarrollo de la potabilización del agua no sería posible sin el proceso químico de cloración, que proporciona el 98 % del agua potable que se consume en el mundo. La desinfección del agua mediante el cloro líquido permite que, al ser el cloro un oxidante, se libere oxígeno, matando así a los agentes patógenos, que son por lo general bacterias anaerobias. Otros desinfectantes usados son el hipoclorito de sodio, hipoclorito de calcio, ozono, luz ultravioleta.

Además de la desinfección del agua, la química proporciona innumerables productos de higiene para mantener limpios espacios y ambientes, como desinfectantes y detergentes, que constituyen la primera barrera de defensa contra las infecciones. También proporciona diversos productos que, como ambientadores, abrillantadores, limpiacristales, ceras, desengrasantes o diferentes limpiadores y germicidas, nos permiten vivir en condiciones higiénicas y seguras.

El descubrimiento del jabón fue un avance muy importante para la salud, ya que redujo el número de infecciones y contagios, y es el principal reductor de la mortalidad infantil. Tanto a nivel estético (cosméticos, lacas, tintes, perfumes...) como a nivel de higiene (jabones y geles, pasta de dientes, champú o cremas protectoras), la química ha desarrollado numerosos productos sin los cuales nos sería imposible vivir.

5. La química y el transporte

Podemos hallar productos químicos en tres cuartas partes de los materiales utilizados en la fabricación de automóviles y otros vehículos de transporte. Lubricantes, aditivos al caucho, pintura exterior, combustibles, fibra de carbono, cristales, así como múltiples polímeros, han permitido el desarrollo de medios de transporte más eficientes, ligeros, ecológicos, duraderos, seguros, silenciosos, bellos y cómodos. Más de 800 millones de vehículos se desplazan cada día, y entre ellos, 200 millones de toneladas de plástico circulan en los automóviles actuales. Antioxidantes, agentes antidesgaste, inhibidores de corrosión y estabilizantes al calor; mayor comodidad gracias a los sistemas de climatización (hidrofluorocarbonados), espumas de poliuretano y fibras sintéticas para mayor comodidad, así como más seguridad (faros de policarbonato). Mayor seguridad, proporcionada por el airbag, que ante los impactos frontales reduce el riesgo de muerte un 30 %. Está fabricado con una fibra química sintética como el nylon, un detector de impacto activa su inflado mediante una reacción de boro y nitrato sódico, que provoca la expansión dentro de la bolsa de un gran volumen de gas nitrógeno. El casco, indispensable en determinados vehículos, tiene un caparazón de material termoplástico o de polímero reforzado con fibra de vidrio, una pantalla de policarbonato y una espuma interior de materia sintética recubierta por un tejido de 'comfort'.

Para reducir la contaminación, se está investigando en la tracción híbrida, los coches eléctricos o la pila de combustible, así como en carrocerías de fibra de carbono y mezcla de resinas poliméricas que pueden almacenar y descargar energía con mayor rapidez que las baterías convencionales, la construcción de carreteras que disminuyan la temperatura del asfalto para propiciar el ahorro energético. La disminución de emisiones y la captación de gases nocivos de los tubos de escape es otro de los campos donde se está avanzando. El desarrollo de biocombustibles a través de microalgas o el uso de carburantes alternativos son ya una realidad.

6. La química y el deporte

La superación de récords deportivos, que se creían insuperables, ha sido capaz en parte gracias al desarrollo de materiales que permiten a los deportistas maximizar el rendimiento. Las zapatillas de los corredores se fabrican con polímeros; las pértigas de madera o bambú, fueron sustituidas por las de poliéster reforzado con fibra de vidrio, y éstas por las de resinas y fibra de carbono; la ropa deportiva se fabrica actualmente con nylon, lycra, poliéster y otras fibras sintéticas que mejoran la transpiración, permiten mayor circulación del aire y optimizan la temperatura corporal.

En todas las disciplinas, la química ha desarrollado múltiples aplicaciones para que los deportistas superen sus límites. Las condiciones meteorológicas son, a menudo, obstáculos a los que el deportista debe hacer frente. Pero gracias a materiales como el Goretex® o el Thinsulate® que protegen del frío y de la lluvia, y prendas de polipropileno, ultrex o microfibras que ofrecen mayor protección y ligereza, se ha logrado batir récords y superar límites insospechados. En la escalada, las cuerdas de cáñamo trenzado han sido sustituidas por el nylon recubierto que ofrece mayor resistencia y absorción de energía, y oxígeno. En el mar, el submarinista utiliza un traje de neopreno y botellas de aire comprimido, las tablas de windsurf son de espuma revestida de una cubierta termoplástica de polietileno o de resina ABS, los mástiles de las embarcaciones son de resina epoxi y la fibra de carbono, y las velas son de poliéster, y el casco suele fabricarse con poliéster reforzado con fibras de vidrio o carbono que recubren un núcleo de espuma de policloruro de vinilo (PVC). Y en el aire, los globos y paracaídas utilizan fundamentalmente nylon, mientras que las alas deltas están fabricadas con materiales ultraligeros como poliamidas y fibras de carbono con el fin de asegurar la combinación óptima de solidez, flexibilidad y ligereza. Los tenistas reemplazan las raquetas de maderas y aluminio por fibras de vidrio, fibra de carbono, Kevlar® o cerámica, con cordajes de nylon, multifilamentos o poliéster; los cuadros de las bicicletas de competición son de paramidas o fibra de carbono, los esquiadores se deslizan sobre espumas de poliuretano, fibra de vidrio y plásticos epoxi, y los balones y pelotas se fabrican con polibutadieno.

7. La química y el vestido

La combinación de las fibras naturales con las sintéticas permite vestir a cada vez un mayor número de personas sin necesidad de intensificar la explotación ganadera o agrícola en todo el mundo. Una sola planta de fabricación de fibras químicas sintéticas proporciona la misma materia prima que un 'rebaño' de 12 millones de ovejas. Las fibras sintéticas se fabrican conforme a las demandas de los consumidores. Desde tejidos impermeables (poliuretano microporoso, poliéster hidrofílico, teflón...), materiales ignífugos para bomberos o pilotos, material antibalas (Kevlar®) y fibras de polietileno, hasta fibras nanométricas que no se arrugan y repelen las manchas y los líquidos... todo esto pasando por la numerosísima variedad de tintes y pigmentos, que permiten desarrollar casi cualquier color que deseemos.

8. La química y la cultura

Desde el invento del papel (tratamiento químico de la celulosa) y la tinta (barniz, pigmentos, agente de extensión, aceite mineral destilado, aceite vegetal, aditivos...), la química es imprescindible para escribir o leer, también en pantallas, ya sean de diodos orgánicos de emisión de luz (OLED), cristal líquido (LCD), proyector (DLP), plasma, o los más antiguos tubos de rayos catódicos (CRT). Artes como la pintura, la escultura o la música, no podrían haber experimentado una evolución tan importante si no fuera por la química: desde los pigmentos naturales con los que pintaba el hombre primitivo, hasta la conservación del patrimonio cultural, mediante productos químicos como pegamentos, materiales protectores, adhesivos, disolventes, resinas, fungicidas o siliconas; pasando por los discos de vinilo, las cintas magnéticas, los CD o DVD... sin olvidar la fotografía y los materiales de los que se sirve para el revelado, o los nuevos materiales con los que se elaboran esculturas más resistentes, más diversas y originales, más innovadoras.

9. La química y las nuevas tecnologías

El desarrollo de los ordenadores y, con ellos, las tecnologías de la comunicación, que han transformado el mundo drásticamente, no hubiera sido posible sin la química. Los chips (silicio o arseniuro de galio), soportes magnéticos (DVD, CD-ROM), pantallas, carcasas, teclados, cableado, ratón (polímeros sintéticos), baterías (NiCad, NiMH, iones de litio), plásticos multirreciclables, circuitos electrónicos, así como nuevos instrumentos de comunicación, materiales y nuevas aplicaciones que están revolucionando las tecnologías de la información y transformando drásticamente las relaciones sociales. Hoy las comunicaciones

dependen de los materiales que la química ha sintetizado, y la capacidad y calidad de las conexiones se ha multiplicado gracias a una contribución química como la fibra óptica.

Un avance tecnológico muy importante se ha dado en los OLED o diodos orgánicos de emisión de luz. Están formados por una película de componentes orgánicos que reaccionan a una determinada estimulación eléctrica, generando y emitiendo luz por sí mismos. La aplicación de las tecnologías basadas en OLED es realmente amplia, y se utilizan ya en pantallas de ordenadores, teléfonos móviles, mp3 y televisores ultraplano. Es posible crear pantallas de una gran flexibilidad, teclados táctiles flexibles basados en OLED, o pantallas curvas enrollables, así como la incorporación de pantallas incluso a prendas de vestir.

10. La química y el hogar

Estamos rodeados de luz artificial, tanto dentro de nuestras casas como fuera de ellas. Los grandes edificios comerciales, hospitales, vehículos, calles y carreteras, así como instrumentos tecnológicos e iluminación decorativa... La lámpara incandescente fue inventada por Thomas Edison en 1878. Permite el paso de electricidad a través de un filamento de wolframio, y se ha sustituido por las lámparas fluorescentes compactas, que se componen de un tubo de vidrio revestido interiormente con diversas sustancias químicas que contiene vapor de mercurio y un gas inerte (generalmente neón o argón), halógenos (que contienen este gas en su interior) o las basadas en tecnología LED, en cuya fabricación pueden emplearse diversas sustancias como arseniuro de galio, arseniuro fosforo de galio, nitruro de galio, seleniuro de zinc o carburo de silicio.

La química ha mejorado nuestra calidad de vida hasta límites de los que aún no somos conscientes. Si antes se dedicaba una media de 16 horas a las tareas domésticas, actualmente se emplean 2 para realizar estas con mayor efectividad y eficacia. Los polioles se utilizan en las casas para producir espumas flexibles de alta suavidad, rígidas para electrodomésticos, sellantes o adhesivos. El metano de los vertederos puede utilizarse para la fabricación de látex para alfombras, o los múltiples utensilios plásticos que hallamos en las cocinas, desde los muebles y bancos de cocina, hasta los films transparentes para envolver, el papel de aluminio, bandejas antideslizantes, placas vitrocerámicas, o sartenes recubiertas con materiales antiadherentes como el teflón.

También la pintura es un compuesto totalmente químico. Pigmentos aglutinantes, disolventes o plastificantes entre otros, determinan su aspersión, grosor, secado, impermeabilidad, adhesión, resistencia a la abrasión, durabilidad o color. Su función principal es la de proteger las superficies que cubren, aunque las pinturas, barnices, lacas y esmaltes están desarrollados también con una importante función estética. El desarrollo de pinturas insecticidas es otro logro de la química, especialmente en países subdesarrollados, donde las picaduras de insectos son un serio problema de salud.

11. La química y la construcción

La construcción no sería posible sin la química. La incorporación en las viviendas de elementos que disminuyan el consumo energético ha sido uno de los pilares en la simbiosis química – construcción. El uso de aislantes químicos permite evitar hasta el 80% de las emisiones contaminantes derivadas del consumo energético de las viviendas. La química permite reducir la emisión de gases efecto invernadero mediante la fabricación de materiales aislantes, como el poliuretano, capaces de reducir hasta el 80% del consumo energético de una vivienda, convirtiéndose en una de las más poderosas armas en la lucha contra el cambio climático.

Se están desarrollando ventanas con recubrimientos inteligentes para vidrio, que permiten reflejar o absorber, según las necesidades, el calor del sol tanto en edificios como en vehículos. También se han sustituido, en gran parte, las maderas por polímeros, como el PVC, material versátil e inocuo, resistente y de larga duración. En muchos edificios ya existen células de parafina microencapsuladas que, incorporadas a los muros, se comportan como un amortiguador térmico, absorbiendo el calor y modificando

su estado de sólido a líquido a medida que se incrementa la temperatura. Dependiendo del clima, esta solución aportada por la química limita las necesidades de aire acondicionado y reduce entre el 15 y el 32% del consumo energético. Y por poner ejemplos de otros materiales poliméricos: los aerogeles tienen una capacidad aislante térmica equivalente a 10 – 20 vidrios de ventana, las planchas de pared de yeso con microcápsulas inteligentes que regulan la temperatura ambiente, o los nuevos papeles pintados aislantes, fabricados a partir de poliestireno expandido y partículas de grafito, que reflejan la radiación térmica y reduce por tanto las pérdidas de calor.

12. Nuevos materiales

Revestimiento de fachadas (paneles sólidos, sin poros y homogéneos, de grandes prestaciones y elevada estética y funcionalidad), suelos (composite: 100 % reciclable, antideslizantes e impermeables a las manchas), madera tratada en suelos para terrazas y lugares públicos, muelles, jardines, cubiertas, perfiles de puertas y ventanas (biocompuestos madera/plástico WCP: fabricados en gran parte con materiales reciclados), tuberías de agua (PVC: inoxidable, no sufre incrustaciones, no reacciona químicamente con el agua que conduce, resisten mejor al depósito de materia orgánica que la mayoría de las otras tuberías).

13. Química verde para un desarrollo sostenible

El término química verde hace referencia al uso de la química para prevenir la contaminación a través del diseño de productos y procesos químicos que sean ambientalmente benignos. Este concepto ha crecido sustancialmente desde su aparición a principios de los años 90, el cual se basa en fuerte desarrollo científico guiado por la necesidad económica de lograr un desarrollo sustentable. Es en favor de este desarrollo que la contribución de la química a la protección del medio ambiente debe proveer de soluciones cada vez más eficientes a esta industria. La química es una herramienta imprescindible cuando se hace necesario introducir mejoras tecnológicas ya que se ocupa de estudiar y modificar todos los aspectos de los procesos químicos que generen impactos negativos tanto sobre la salud humana como sobre el ambiente. Se parte de la base de que el camino más eficiente para prevenir la contaminación consiste en: i) diseñar productos nuevos que sean útiles y viables comercialmente pero cuya toxicidad sea mínima; ii) diseñar, para productos ya existentes, pasos sintéticos alternativos que no requieran sustratos o solventes tóxicos ni generen subproductos tóxicos.

Actualmente, se ha logrado reducir a un 10 % el volumen de emisiones de un vehículo actual respecto a otro de hace 50 años, se han creado aislantes capaces de reducir hasta el 80% los gases de efecto invernadero que emiten nuestras viviendas, o se han ideado alternativas a los combustibles energéticos, como por ejemplo los paneles solares, que se basan en células fotovoltaicas creadas a partir de películas de silicio cristalino, o híbridos de nanopartículas y polímeros que mejorarán su eficiencia, y que incluso podrán ser formulados en una pintura que podría aplicarse directamente en tejados y todo tipo de superficies. También la energía eólica precisa de la química. Las aspas de los aerogeneradores, que pueden alcanzar una longitud de 80 metros, se fabrican con poliéster reforzado con fibra de vidrio o PVC, que resisten a las inclemencias climatológicas a lo largo de su ciclo de vida y mejoran las prestaciones de otros materiales tradicionales como la madera o el hierro.

14. Actividades

Junto con el resto de tus compañeros de clase, realiza un debate en el cual se discuta el papel de la química en la sociedad, a partir de los siguientes puntos: ¿cómo se inclina la balanza entre los beneficios y los perjuicios que ha aportado la química al mundo en el que vivimos? ¿Consideras que hay algún sector de la química al que debe prestarse mayor atención y, por tanto, debe desarrollarse más? Por último, desarrolla alguna idea innovadora sobre una posible aplicación de algún producto químico que podría aportar alternativas o soluciones a los perjuicios propuestos en la primera pregunta.

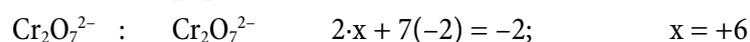
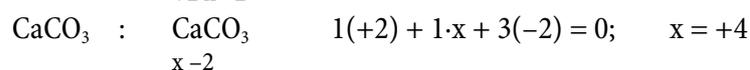
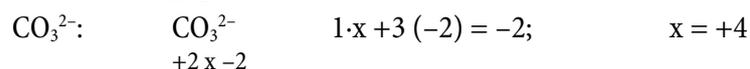
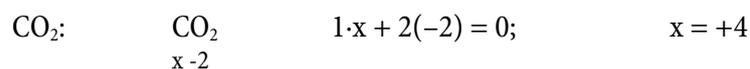
SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES

Tema 1.

- Sol: Na_2SO_4 (Sulfato sódico)
- Sol: a. NH_3 ; b. 3,059 g.
- Sol: 0,86 g de plata tiene la moneda, que corresponden a 17,8 %.
- Sol: En ambos casos se trata del CuO (Óxido de cobre (II))
- Sol: a. 24,6 L; b. 0,78 moles
- Sol: a. correcta; b. correcta; c. Incorrecta (contiene el doble de átomos de O)
- Sol: 27,05 % 16,48 % y 56,47 % de Na, N y O respectivamente
- Sol: Aplicando la ley de Dalton tenemos que $PT = 12,28 \text{ atm}$.

Tema 2.

- Sol: $x = -2$



- Sol:

Óxido de sodio	Na_2O	Óxido de magnesio	MgO
Óxido de plomo (IV)	PbO_2	Óxido de hierro	Fe_2O_3
Agua oxigenada	H_2O_2	Anhídrido sulfuroso	SO_2
Anhídrido silícico	SiO_2	Heptaóxido de dibromo	Br_2O_7
Óxido de yodo (V)	I_2O_5	Hidruro de aluminio	AlH_3
Hidruro de estaño (IV)	SnH_4	Seleniuro de hidrógeno	H_2Se
Amoníaco	NH_3	Trihidruro de arsénico	AsH_3
Fluoruro de litio	LiF	Bromuro cuproso	CuBr
Cloruro de hierro (II)	FeCl_2	Sulfuro de boro	B_2S_3
Ácido hipocloroso	HClO	Ácido nitroso	HNO_2
Ácido fosfórico	H_2PO_4	Ácido carbónico	H_2CO_3
Trioxoclorato (V) de hidrógeno	HClO_3	Ácido ortofosfórico	H_3PO_4
Ácido metabórico	HBO_2	Tetraoxotecnato (VII) de hidr.	HTcO_4
Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH)_2	Hidróxido de sodio	NaOH
Ión tetraoxosulfato (VI)	SO_4^{2-}	Catión calcio	Ca^{2+}
Catión hierro (III)	Fe^{3+}	Ión sulfuro	S^{2-}
Trioxocarbonato (IV) de litio	Li_2CO_3	Oxoclorato (I) de sodio	NaClO

3. Sol:

	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
BaO	Monóxido de bario	Óxido de bario	Óxido de bario
Cu ₂ O	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)	Óxido cuproso
FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
I ₂ O	Monóxido de diyodo	Óxido de yodo (I)	Anhídrido hipoyodoso
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico
BeH ₂	Dihidruro de berilio	Hidruro de berilio	Hidruro de berilio
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	-----	-----
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	-----	Amoníaco
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	-----	Metano
CuBr ₂	Dibromuro de cobre	Bromuro de cobre (II)	Bromuro cúprico
BrF ₃	Trifluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (III)	-----
HClO ₄	Tetraoxoclorato (VII) de hid.	Ácido tetraoxoclórico (VII)	Ácido perclórico
H ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato (VI) de hidr.	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Ácido sulfúrico
H ₃ PO ₄	-----	-----	Ácido ortofosfórico
H ₂ MnO ₄	Tetraoxomanganato (VI) de h.	Ácido tetraoxomangánico (VI)	Ácido mangánico
NaOH	Hidróxido de sodio	-----	-----
K ⁺	Catión potasio	-----	-----
Fe ³⁺	Catión de hierro (III)	Catión hierro (III)	Ión férrico
ClO ₃ ⁻	Ión trioxoclorato (V)	Ión trioxoclorato (V)	Ión clorato
K ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato (VI) de potasio	Tetraoxosulfato (VI) de potasio	Sulfato de potasio

Tema 3.

1. Sol: La energía se emitirá en forma de fotón, cuya energía es la diferencia de energía de los niveles:

$$E = E_f - E_i = E_{10} - E_5 = R_H \cdot \left(\frac{1}{n^2_2} - \frac{1}{n^2_1} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} J \cdot \left(\frac{1}{10^2} - \frac{1}{5^2} \right) = \dots \cdot 10^{-19} J$$

La frecuencia del fotón viene dada por:

$$E = h \cdot \nu, \quad \nu = \frac{E}{h} = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} J}{6,63 \cdot 10^{-34} J \cdot s} = 6,17 \cdot 10^{14} Hz$$

Por tanto la longitud de onda que corresponde con esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,17 \cdot 10^{14}} = 4,86 \cdot 10^{-7} m.$$

2. a) Cuatro números cuánticos, n, l, m y s.
b) ver teoría del tema.

3. Sol:

	Nº Z	Nº A	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de electrones
${}_{16}\text{S}^{34}$	16	34	16	18	16
${}_{7}\text{N}^{15}$	7	15	7	8	7
${}_{91}\text{Pa}^{234}$	91	234	91	143	91
${}_{10}\text{Ne}^{22}$	10	22	10	12	10

4. Sol: La contribución de cada isótopo a su peso atómico es la masa isotópica de cada uno (expresada en tanto por 1) multiplicada por su masa.

$$\text{Ar (B)} = \frac{19,60 \cdot 10,01294 + 80,4 \cdot 11,00931}{100} = 10,8114 \text{ g/mol}$$

5. Cr (Z= 24): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^4 \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
 Cu (Z= 29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^9 \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^9$

Las configuraciones anteriores son teóricas. Para ganar estabilidad, un electrón del orbital 4s pasa al orbital 3d disponible, ya que la diferencia de energía no es muy grande y queda compensada con el aumento de estabilidad. Las configuraciones reales son:

Cr	↑↓	↑	↑	↑	↑	
Cr estable	↑	↑	↑	↑	↑	↑
	4s	3d	3d	3d	3d	3d

Cu	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
Cu estable	↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
	4s	3d	3d	3d	3d	3d

6. Sol: a. $E_c = 3,31 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; b. $\lambda = 3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

7. Sol: a. $\Psi(3,1,0,-)$ b. $\Psi(5,2,0,-)$ c. $\Psi(2,0,0,1/2)$ d. $\Psi(3,2,1,1/2)$

8. a) A (Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
 B (Z=19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [\text{Ar}] 4s^1$

b) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo. Según las configuraciones electrónicas, el átomo B adquiere la configuración electrónica de gas noble (ns2 np6) si pierde un electrón, por lo tanto la energía de ionización es menor que la correspondiente al proceso en el átomo A, que adquiriría una configuración 3s2 3p3 .

$$c) E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2856 \text{ \AA}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ \AA} \text{ atomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 419,5 \text{ kJ / mol.}$$

9. Sol: Principio de exclusión de Pauli: “en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. De acuerdo con este principio, en un orbital d puede haber, como máximo 10 electrones: $l=2 \rightarrow m \{-2,-1,0,1,2\}$ y cada m puede ser $s = +1/2$ y $-1/2$.

En un orbital p, $l=1 \rightarrow \{m=-1,0,1\}$ por tanto tenemos 6 electrones.

Tema 4

1. Sol: a) Consultar el punto 1 de este tema. b) Consultar el punto 2 de este tema. c) Consultar el punto 3 de este tema. d) Consultar el punto 4 de este tema.

2. Sol: Semejanza existente entre los elementos ${}_6\text{C}$, ${}_{14}\text{Si}$ y ${}_{32}\text{Ge}$: los tres elementos pertenecen al grupo de los carbonoides, aunque el C es un no metal, y el Si y el Ge son semimetales. Al ser del mismo grupo, presentan la misma estructura en su nivel más externo o capa de valencia, y como las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia, pues estos tres elementos presentan propiedades químicas semejantes. Su capa externa característica es ns^2np^2 .

Semejanza existente entre los elementos ${}_4\text{Be}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{20}\text{Ca}$: los tres elementos pertenecen al grupo de los alcalino térreos, y son todos ellos metales. Al ser del mismo grupo, presentan la misma estructura en su nivel más externo o capa de valencia, y como las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia, pues estos tres elementos presentan propiedades químicas semejantes. Su capa externa característica es ns^2 .

Semejanza existente entre los elementos ${}_5\text{B}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{31}\text{Ga}$: los tres elementos pertenecen al grupo de los térreos, aunque el B y el Al tienen comportamiento de semimetales, y el Ga es un metal. Al ser del mismo grupo, presentan la misma estructura en su nivel más externo o capa de valencia, y como las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia, pues estos tres elementos presentan propiedades químicas semejantes. Su capa externa característica es ns^2np^1 .

3. Sol:

a)

Número atómico	Período	Grupo
9	2	VIIA, Halógenos
28	4	VIII B, Metales de transición
38	5	IIA, Alcalino térreos
50	5	IVA, Carbonoides
53	5	VIIA, Gases nobles
68	6	IIIB, Elementos de transición interna

b)

Número atómico	Período	Grupo
15	3	VA, Nitrogenoides
39	5	IIIB, Elementos de transición
40	5	IVB, Elementos de transición
47	5	IB, Elementos de transición
77	6	VIII B, Elementos de transición
102	7	IIIB, Elementos de transición interna

4. Sol:

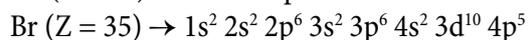
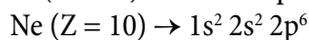
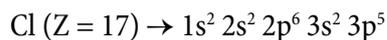
a) $\text{O} < \text{N} < \text{P} < \text{Al} < \text{Li} < \text{Na} < \text{Ca}$

b) $\text{Ca} < \text{N} < \text{Al} < \text{Na} < \text{Li} < \text{P} < \text{O}$

c) $\text{Na} < \text{Ca} = \text{Li} < \text{Al} < \text{P} < \text{N} < \text{O}$

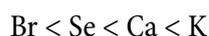
d) $\text{Na} < \text{Li} < \text{Ca} < \text{Al} < \text{P} < \text{N} < \text{O}$

5. Sol:



Los átomos que tienen el mismo número de electrones de valencia, en orbitales del mismo tipo, muestran propiedades químicas similares. Por tanto, de los elementos dados, serán el cloro y el bromo los que tengan propiedades químicas similares, ya que ambos tienen 7 electrones de valencia: 2 en un orbital de tipo s y 5 en orbitales de tipo p .

6. Sol: Dentro de un mismo período, el tamaño atómico disminuye al avanzar a lo largo del período. Por tanto, los elementos dados, dispuestos por orden creciente del tamaño de sus átomos, quedan:



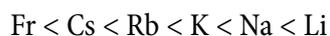
7. Sol:

a) La capa más externa es la cuarta, en la que hay alojados 6 electrones: 2 en el subnivel $4s$ y 4 en el subnivel $4p$. Por tanto, el selenio tiene 6 electrones de valencia.

b) Pertenece al período cuarto, ya que la última capa con electrones es la cuarta.

c) Se trata de un elemento representativo, ya que el último electrón se aloja en un orbital p .

8. Sol: La energía de ionización disminuye al descender en el grupo, ya que el tamaño atómico aumenta de modo que el electrón más externo se encuentra más alejado del núcleo y, en consecuencia, retenido con menos fuerza. Por tanto, el orden de los metales alcalinos en modo creciente del potencial de ionización es:



Tema 5

1. Sol:

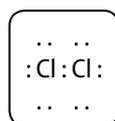
1.1 Las moléculas con enlace covalente polar, como el HCl, forman dipolos eléctricos (a) y se atraen entre sí con más fuerza que las moléculas con enlace covalente apolar (d).

1.2 Según la teoría del enlace covalente, un átomo con tres electrones desapareados puede formar tres enlaces covalentes (a).

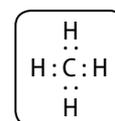
1.3 La sílice, SiO_2 , es un sólido covalente. Con esta información, podemos predecir que la sílice tiene un punto de ebullición muy alto (d).

2. Sol: La unión de dos átomos mediante compartición de un par de electrones se denomina enlace covalente simple. Lewis representó las moléculas formadas mediante una estructura, que lleva su nombre, donde los electrones del último nivel energético figuran como puntos (·) agrupados por parejas alrededor de los símbolos de los elementos.

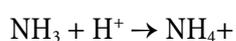
El modelo de Lewis para el Cl_2 es:



El modelo de Lewis para el CH_4 es:



3. Sol: Se forma un enlace covalente coordinado cuando los electrones compartidos son proporcionados por uno solo de los elementos. Así sucede en la formación del ión amonio NH_4^+ en el que el nitrógeno proporciona el par electrónico para unirse al H^+ .



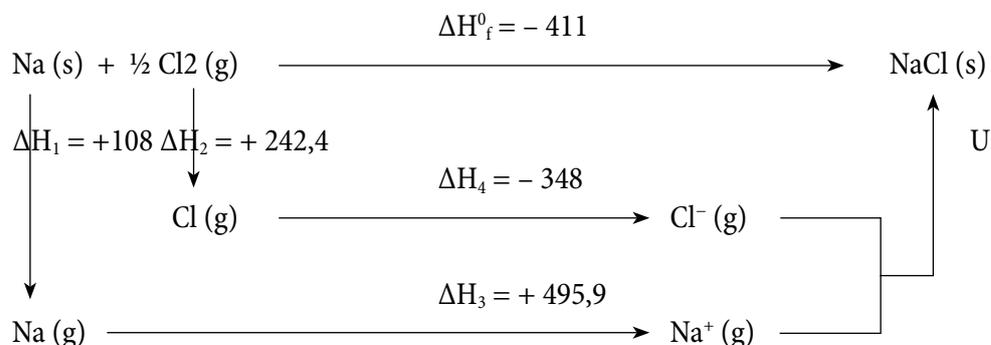
Tema 6

1. Sol: Aplicando al ciclo la ley de Hess, obtenemos la ecuación:

$$U = \Delta H_f^0 - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 = (-411 - 108 - 242,4 - 495,9 + 348) = -778,1$$

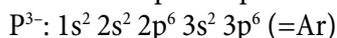
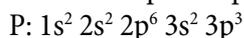
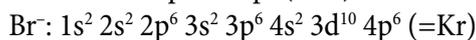
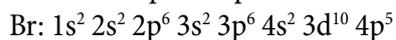
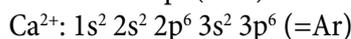
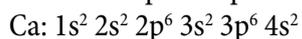
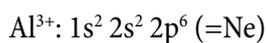
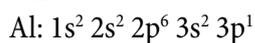
La energía de red del cloruro de sodio es:

$$U = -778,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

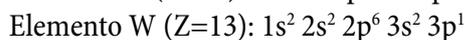
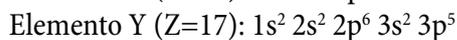
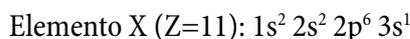


2. Sol: a. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; b. CuO ; c. AlCl_3 ; d. Na_2SO_3 ; e. CaCO_3

3. Sol:



4. Sol:



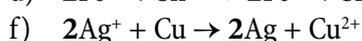
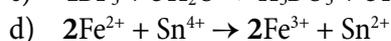
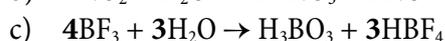
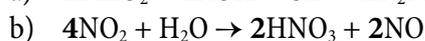
X-X. Al combinarse dos átomos X, lo harían compartiendo el electrón del orbital $3s^1$, con lo que formarán un enlace covalente (en la forma X_2) o mediante un enlace metálico. La tendencia del X a ionizarse es tan grande que en la práctica, el comportamiento covalente para formar una molécula diatómica no se verá.

X-Y. Los átomos de X tenderán a ceder el electrón de su orbital $3s^1$. Los átomos de Y tenderán a capturar un electrón para completar la órbita de valencia ($3p^6$). El electrón cedido por X será capturado por Y y se formarán los correspondientes iones, que se atraerán por interacción electrostática. Se formará un enlace iónico.

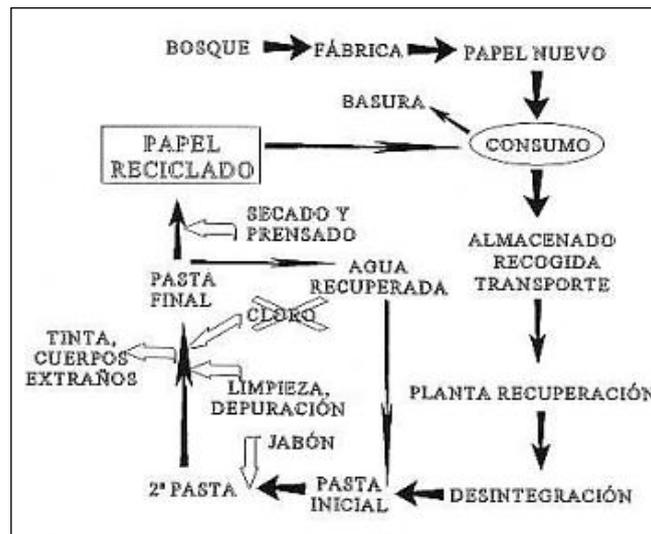
Y-W. El elemento Y tendrá un electrón listo para compartir. W compartirá su propio electrón (o tres en el caso de que haya hibridación). Así la combinación de ambos elementos tomará forma de YW o Y_3W .

Tema 7

1. Sol:



2. Sol: Etapas en el reciclado del papel



Ventajas	Inconvenientes
<p>Evita la deforestación masiva de bosques. 1 Tm de papel reciclado evita la tala de 17 árboles adultos, de aproximadamente 15 o 17 años de edad.</p> <p>En la producción de papel reciclado solo se usa la mitad de agua invertida en el papel normal..</p> <p>Si se reciclara la mitad del papel usado en el planeta se salvarían 8 millones de hectáreas de bosque al año, se evitaría el 73 % de la contaminación y se obtendría un ahorro energético del 60 % en todo el mundo.</p>	<p>Su precio. Las cosas recicladas son más caras ya que en su proceso de elaboración se invierte más trabajo y porque la mayoría de ellas son hechas a mano.</p> <p>Utilización de sustancias químicas para el blanqueado de la pasta en la elaboración de papel reciclado, porque algunas de ellas son contaminantes.</p>

- Sol: Elaborar un informe supone que el alumno trabaje los siguientes aspectos: una introducción, marco teórico, hipótesis, diseño experimental, resultados, interpretación de los resultados, conclusiones y bibliografía consultada.
- Sol: Elaborar un informe supone que el alumno trabaje los siguientes aspectos: una introducción, marco teórico, hipótesis, diseño experimental, resultados, interpretación de los resultados, conclusiones y bibliografía consultada.

Tema 8

4. sol:

$$\Delta U = Q + T = -24 + -60 = -84 \text{ J}$$

5. Sol :

a) De acuerdo con la Primera Ley de la Termodinámica, y utilizando el convenio moderno de signos:

$$\Delta U = Q + W = +45 + 32 = +77 \text{ J}$$

El calor es positivo, ya que es absorbido por el sistema. El trabajo es positivo, puesto que se realiza sobre el sistema.

b) $\Delta U = Q + W$

$$+84 \text{ J} = Q - 62 \text{ J}$$

$$Q = 146 \text{ J}$$

El calor es positivo, ya que es absorbido por el sistema.

6. Sol: $\Delta U = Q + W$

$W \rightarrow$ Trabajo de expansión o compresión del sistema, a presión constante.

$$\Delta U = Q - P\Delta V$$

Teniendo en cuenta que los líquidos y sólidos no modifican apreciablemente el volumen, y que los gases de la reacción tienen comportamiento ideal, usaremos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}}$$

y considerando solamente las especies gaseosas:

$$\Delta U = Q - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q = -2218,8 \text{ KJmol}$$

$$\Delta n = 3 - 6 = -3 \text{ mol}$$

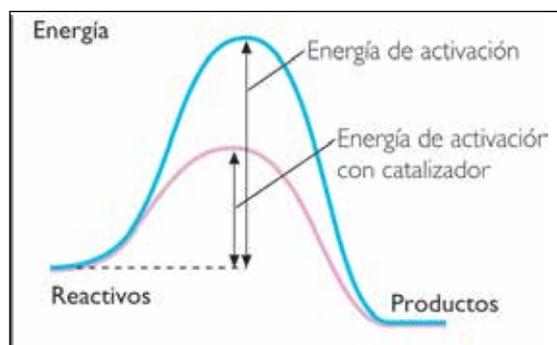
Se produce una compresión del propano, puesto que en la reacción disminuye el número de partículas gaseosas: 3 moles de CO_2 en productos por 6 moles (1 de C_3H_8 y 5 de O_2) en reactivos.

$$T = 298 \text{ K}$$

$$\Delta U = -2218,8 - 3 \cdot 8,31 \cdot 298 = 5210,34 \text{ KJmol}$$

Tema 9

- Sol.: a) Porque según la teoría de las colisiones, al disminuir el volumen aumenta el número de choques entre las moléculas, haciendo que aumente la velocidad de la reacción ; b) Teniendo en cuenta la ecuación de Arrhenius, vemos que la constante de velocidad depende de la temperatura. Una disminución de la temperatura produce una disminución de la velocidad de la reacción; c) Las limaduras tienen mayor superficie efectiva de contacto y por tanto mayor es la probabilidad de que tenga el choque de moléculas.
- Sol:



- Sol: Según los coeficientes de la reacción por cada mol de N_2 desaparecen 3 moles de H_2 y se forman 2 moles de NH_3 , $v(\text{H}_2) = 3 \cdot 0,3 \text{ M/min} = 0,9 \text{ M/min}$. $v(\text{NH}_3) = 2 \cdot 0,3 \text{ M/min} = 0,6 \text{ M/min}$.
- Sol: $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{NO}]^2$, $K = 288,52$.
- Sol: a) $v_2 = 2 \cdot v_1$ b) $v_2 = 4 \cdot v_1$ c) $v_2 = 1/4 \cdot v_1$ d) $v_2 = 16 \cdot v_1$

Tema 10

- Sol: Los moles en el equilibrio de H_2 , CO_2 , H_2O y CO son respectivamente: 0,05 ; 0,05 ; 0,11 y 0,11 M.
- Sol: $K_{p,d} = 59,42$ $K_{p,i} = 0,01683$.
- Sol: $K_c = 0,01144$; $K_p = 0,0802$.
- Sol: a) Las variaciones de presión afectan a todos los equilibrios en los que interviene algún gas y

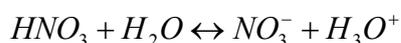
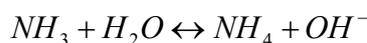
cuando hay variaciones de volumen, si \uparrow la presión, el sistema evoluciona hacia la formación de NH_3 ; b) Teniendo en cuenta la expresión de la K_c , la reacción se desplaza hacia la descomposición del NH_3 ; c) Un aumento de la T^a , el sistema se opone, de manera que la reacción evoluciona hacia la izquierda, descomposición del NH_3 para formar N_2 e H_2 .

5. Sol: $K_c = 0,08$ moles/L

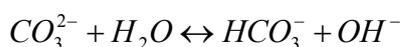
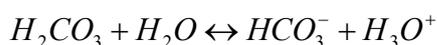
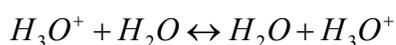
6. Sol: $K_c = K_p \cdot (RT)^{-(c+d-a-b)} = K_x \left(\frac{V}{n_T} \right)^{-\Delta n}$

Tema 11

1. Sol: a) Según Brönsted y Lowry, un ácido es toda aquella sustancia capaz de producir H^+ , y base aquella sustancia capaz de aceptar. b) Según la teoría de Arrhenius no podemos clasificar el NH_3 , pues no se disocia para producir OH^- .



2. Sol: H_2O (anfótera), H_3O^+ (ácido), OH^- (base), H_2CO_3 (ácido), CO_3^{2-} (base), H_2S (ácido), S_2 (base) y HCl (ácido).



3. Sol: $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$

4. Sol: $\text{pH} = 1,17$

5. Sol: a. $8,71$ mol/L ; b. 36% .

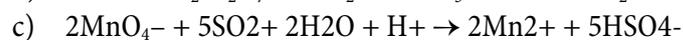
6. $\text{pH} = 3,37$

7. Sol: $\text{pH} = 6,03$

8. Sol: $\text{pH} = 9,1$

Tema 12

1. Sol:



2. Sol:
- $3\text{N}_2\text{O}_4 + \text{Br}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow 6\text{NO}_2^- + \text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $6\text{KI} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{I}_2 + \text{KCl} + 6\text{KOH}$
 - $2\text{Cl}_2 + 4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $4\text{P}_4 + 12\text{OH}^- + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 12\text{PH}_2\text{O}_2^- + 4\text{PH}_3$
3. Sol:
- $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag(s)}$
 $E^\circ\text{pila} = +1,56 \text{ V}$
4. Sol: $E^\circ\text{pila} = +2,91 \text{ V}$
5. Sol: Como $E^\circ\text{pila} > 0$ la reacción es espontánea.

Tema 13

- Sol: Se producirá 0,931 g de precipitado $\text{CaCO}_3(\text{s})$.
- Sol: Teniendo en cuenta que las cargas de los iones de ambos compuestos son iguales, la energía reticular (de red) de cada uno de ellos depende de la distancia que existe entre los centros de sus átomos o, dicho de otro modo, de los radios de los átomos que forman los compuestos. Como el radio atómico del Li es menor que el radio atómico del Na y el radio atómico del F es menor que el radio atómico del I podemos concluir que la distancia entre el centro de los átomos en el caso del LiF es menor que en el caso del NaI. Considerando que la energía reticular disminuye, en valor absoluto, cuando aumenta esta distancia, se puede deducir que la energía reticular del NaI es menor, en valor absoluto, que la energía reticular del LiF. De este modo, analizando los factores que influyen en la solubilidad de los compuestos iónicos, se concluye la solubilidad del NaI es más alta que la del LiF, porque la energía reticular del primero es menor en valor absoluto.
- Sol: $\text{SrSO}_4(\text{s}) \leftrightarrow \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow$ Como $Q > K_s$ precipitará la cantidad de sal necesaria hasta que Q se iguale con K_s .
- Sol: $K_s = 1,35 \cdot 10^{-5}$; $[\text{Ag}^+] = 3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- Sol: $S = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$; $[\text{Zn}^{2+}] = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 4,48 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
- Sol: Cuando $[\text{SO}_4^{2-}] = 6,65 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ precipita el SrSO_4 y cuando $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,51 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ precipita el BaSO_4 .
- Sol: $S = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

Tema 14

- Sol: Los elementos de la tabla se distribuyen en grupos y períodos según sus propiedades periódicas, como radio atómico, energía de ionización, carácter metálico, etc. No se distribuyen propiamente según estado de agregación, abundancia o criterio de sintético, aunque a veces se pueden agrupar según estos criterios.
- Sol: Los semimetales se utilizan como semiconductores, eso significa sustancias que bajo ciertas circunstancias dejan pasar el corriente eléctrico y bajo otras condiciones no, funcionando entonces como aislantes. Aplicaciones serían la fabricación de diodos (válvulas electrónicas), transistores (amplificadores de señal eléctrico) y termisores (resistencias variables con la temperatura).
- Sol: Efectivamente los productos químicos se preparan de manera diferente en el laboratorio y en la industria. A nivel industrial, parámetros como costo en la preparación y purificación de reactivos, energía requerida en los diferentes procesos, acondicionamiento del producto final, reciclado de sub-

productos, rendimiento del proceso global, impacto ambiental del mismo, transporte de materiales, etc. cobran mucha importancia, mientras que en el laboratorio muchas veces estos parámetros se obvian, por trabajar a pequeña escala. A gran escala los costos se multiplican varias veces, debido a la gran magnitud de material que tiene que procesarse, aunque por otro lado, no se suele requerir la pureza precisada en el laboratorio, que también suele resultar cara de lograr. En resumen, cuando la *cantidad* de material a procesar aumenta, esto aumenta el costo global del proceso, y cuando la *calidad* requerida aumenta, este costo también aumenta.

4. Sol: La energía de ionización es siempre positiva, pero aumenta hacia la derecha en un mismo período, y hacia arriba en un mismo grupo. Así, los alcalinos, por ejemplo, la tienen baja, y los halógenos alta. Los gases nobles la tienen muy elevada, por tener una estructura atómica muy ventajosa y poca predisposición a perder electrones.
5. Sol: Los metales alcalinos y alcalinotérreos se obtienen por electrólisis de sus respectivas sales fundidas, en cubas electrolíticas y a una temperatura en general elevada. En el ánodo se obtiene el elemento electronegativo por oxidación (halógeno, normalmente) en forma gas, y en el cátodo, por reducción, el metal o una aleación de metal fundido.

Tema 15

1. Sol: Opción a) A la hora de determinar los materiales que se van a emplear en la carrocería de un coche, hay que seleccionarlos teniendo en cuenta factores tales como prestaciones, duración del proceso de fabricación, disponibilidad de material, fiabilidad, etc., compatibilizando todo ello en un mínimo coste y un peso adecuado. Las exigencias varían según la función de dicho componente: una pieza estructural tiene que atender a los criterios de funcionalidad y seguridad, pero una pieza cosmética, por el contrario, no afecta demasiado a la funcionalidad y seguridad. Así, por ejemplo, la carcasa del coche puede fabricarse a partir de rollos de chapa fina de acero contraplacada con potentes prensas, por el método de *embutición*, que se basa en una fuerza de deformación. Así, por ejemplo, se utilizan moldes distintos para hacer las puertas delanteras, las traseras, el capó, el maletero, etc. Otro ejemplo sería la carcasa del motor, que puede ser de fundición, pero las piezas internas requieren materiales de más calidad. Así, los pistones pueden hacerse de aleaciones de aluminio con otros elementos, como silicio o cromo, para que sean ligeros y resistentes a elevadas temperaturas. Los pistones pueden ser *forjados* o *fundidos*, según se ponga a presión el fundido en el molde o no. Los primeros aguantan más presiones, son más resistentes, pero se dilatan más que los segundos.

Opción B) Existen muchas construcciones de metal, como los puentes Iron Bridge o Coalbrookdale (Inglaterra, 1779, 60 m), que fue el primero en su rama, Brooklyn (EUA-Nueva York, 1883, casi 2 km), Forth Rail Bridge (Escocia, 1890, 2.5 km), Puente 25 de abril o Salazar (Portugal, 1966, más de 2 km), Gran puente del estrecho de Akashi (Japón, 1998, casi 4 km), Ambassador Bridge (EUA-Detroit, 1929, más de 2 km), puente colgante de Severn (Gales, 1966, más de 1.5 km), de estructura hueca, o Al-Sarafiya (Irak, 1950, 80 m). Muchas veces constituyen un claro reflejo de la modernidad y son buenos indicadores de los avances tecnológicos de su época, empezándose a construir un poco antes de que acabara el siglo XIX, gracias a la revolución industrial. Otra construcción muy famosa es la Torre Eiffel (Francia, 1889, 330 m) o el Titanic (Inglaterra, 1911, 269 m).

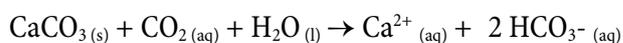
2. Sol: Respuesta abierta. Habría que incidir en el hecho de cómo son los lingotes que se obtienen de la fundición, dónde estos vuelven a fundirse, qué formas se les da posteriormente. Si se les da forma de barras, adónde van a parar éstas, si se hacen piezas concretas, para qué se utilizan éstas, etc.
3. Sol: Los metales que no son nobles se oxidan con el oxígeno del aire. Este proceso se llama *corrosión*. Algunas veces, sólo se forma una capa de óxido en la superficie expuesta que protege el resto del metal (como en el caso del aluminio), pero otras veces esta corrosión se convierte en un grave problema

(como la *herrumbre* típica del hierro, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$), que deteriora y disminuye la vida del metal y del objeto. Así pues, la corrosión puede dañar seriamente estructuras de edificios, puentes, barcos, automóviles, etc. Soluciones más-menos buenas para este problema pueden ser: recubrimiento con pinturas protectoras, tratamiento con oxidantes fuertes (como ácido nítrico), recubrimiento con películas (finas capas) de metales con potencial estándar de reducción más negativo, integración de un ánodo de sacrificio que se corroe evitando la corrosión del depósito donde se encuentra el ánodo (por ejemplo, las varillas de magnesio de los termos eléctricos o calentadores de agua), etc. En términos electroquímicos, hay que partir de la base de que cuando se colocan juntos en una instalación dos metales con potenciales de reducción muy distintos, uno va a ir en detrimento del otro. Y salvar la vida de un metal implica sacrificar la vida de otro.

4. Sol: El galvanizado o galvanización es el proceso electroquímico por el cual se puede cubrir un metal con otro de potencial estándar de reducción más negativo, protegiendo al primero parcialmente de la corrosión. La galvanización puede hacerse, tras previas etapas de limpieza y preparación de las piezas de metal, *en frío* (*galvanoplastia*), o *en caliente* (a 450 °C). La galvanización más frecuente consiste en dar una o varias capas de cinc, de ahí el nombre de *cincado*. El cincado común consistiría en un baño de cinc en una cuba, aunque también existen procesos de cincado menos agresivos con el medio ambiente, como el cincado por *metalización*, cuando se pulveriza cinc fundido con pistola, o el cincado por *sheradización*, cuando se aplica polvo de cinc distribuido uniformemente sobre la pieza en un horno especial.
5. Sol: Dos piezas de hierro pueden unirse de varias maneras: a) soldándolas; b) remachándolas; c) atornillándolas. En el primer y segundo casos la unión es permanente, y en el tercero no. En los dos últimos casos, hay que haber perforado las piezas antes, para pasar el remache, tornillo o espárrago. Para protegerlas luego de la corrosión, se puede: a) pintarlas con una primera mano de imprimación; b) galvanizarlas; c) cincarlas, etc.

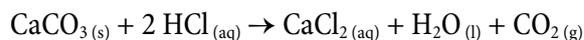
Tema 16

1. Sol: El proceso Haber de obtención industrial del amoníaco consiste en hacer reaccionar nitrógeno del aire atmosférico con hidrógeno, que se puede obtener bien de la reacción del agua con carbón a alta temperatura, bien como subproducto del craqueo del petróleo. La mezcla de gases N_2 y H_2 se hace reaccionar a una velocidad alta, de 450 °C, para aumentar la velocidad del proceso, pero la mezcla tiene que enfriarse justo después, porque termodinámicamente la reacción es mejor a bajas temperaturas, y además se tiene que ir licuando el amoníaco obtenido, para cebar el proceso. La importancia del proceso está en que se trata de un sistema de fijación del nitrógeno atmosférico, elemento muy abundante, que una vez en forma líquida sirve de base para muchísimos productos, desde productos de limpieza hasta fertilizantes.
2. Sol: La dureza del agua en el mapa se distribuye de esta manera atendiendo al tipo de terreno según su formación geológica y a las concas hidrográficas de la península. En Galicia, por ejemplo, tierra granítica (a causa de la orogenia del precámbrico), hay agua muy blanda. En levante, tierra de sedimentación (en donde hubo también regresiones y transgresiones marinas en el mesozoico), por el contrario, el agua es muy dura, en algunas zonas. El agua dura comporta problemas en tuberías y aparatos que trabajen con agua y a elevada temperatura. Ésta contiene mucha cantidad de iones calcio, magnesio y bicarbonato, debido a la disolución de la caliza del terreno con el CO_2 del aire, por efecto del agua de la lluvia que se filtra bajo el suelo:



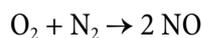
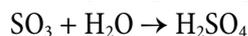
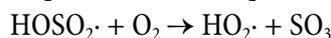
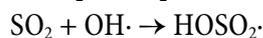
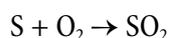
Cuando el electrodoméstico, pongamos por ejemplo, calienta agua con su resistencia, la reacción anterior se invierte y precipitan carbonatos de calcio y magnesio, obstruyendo tuberías, conductos,

y depositándose una costra blanca sobre resistencias y demás piezas. Además, el efecto detergente del jabón se pierde en parte con la dureza del agua. Si se añade un ácido fuerte (en la tubería) o débil (en el electrodoméstico) lograremos invertir otra vez la reacción y disolver la costra:



El agua dura no suele resultar dañina para la salud, salvo en casos en que esté indicada la toma de un *agua de mineralización débil*.

3. Sol: La lluvia ácida se forma cuando la humedad en el aire se combina con los óxidos de nitrógeno y el dióxido de azufre emitidos por fábricas, centrales eléctricas y vehículos que queman carbón o productos derivados del petróleo. En interacción con el vapor de agua, estos gases forman ácido sulfúrico y ácido nítrico. Finalmente, estas sustancias químicas caen a la tierra acompañando a las precipitaciones, constituyendo la lluvia ácida, de pH ácido y con efectos negativos sobre el medio ambiente, no sólo sobre edificios y construcciones de caliza, sino también sobre bosques y el medio natural. Ejemplos de reacciones sobre la formación de los ácidos y el efecto sobre la caliza son:



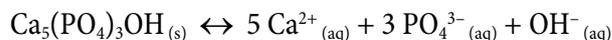
Es irremediable que se produzca gas SO_2 en cantidades considerables debido a las erupciones volcánicas, pero sí que sería remediable disminuir el uso de combustibles fósiles, o al menos tratar de controlar el vertido de gases a la atmósfera.

4. Sol: El efecto invernadero es un fenómeno natural que se ha desarrollado en nuestro planeta y ha posibilitado la existencia de vida, permitiendo un rango de temperaturas óptimas para la misma. La atmósfera permite la entrada de algunos rayos solares que calientan la Tierra. Ésta, al calentarse, también emite calor, pero esta vez la atmósfera impide que se escape todo hacia el espacio y lo devuelve a la superficie terrestre. El efecto invernadero no tiene nada de malo, lo que pasa es que el hombre ha logrado que este mecanismo natural de la Tierra se esté convirtiendo en un problema muy serio. El desarrollo industrial ha causado y sigue causando una producción y vertido de gases de impacto ambiental que crece continuamente. El impacto de estos gases está en el efecto termoactivo que tienen. Son los llamados *Gases de Efecto Invernadero* o *GEI*, como el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), los óxidos de nitrógeno (NO_x), el vapor de agua, el ozono (O_3) y los clorofluorocarbonos (CFCs), que por una parte son naturales todos ellos excepto los últimos, aunque no se encuentren en tanta concentración. Este aumento de concentración está causando un cambio progresivo en el clima mundial, que se conoce como *cambio climático*. Así pues, efecto invernadero es un fenómeno natural, pero cambio climático es un problema ambiental. Las consecuencias de este cambio climático son variadísimas y se sucederían en cadena, a medio o largo plazo. Un ejemplo es el derrite de los casquetes polares y consiguiente subida del nivel del mar y los océanos.

Actualmente la concentración de CO_2 presente en la atmósfera está creciendo de modo no natural por las actividades humanas, principalmente por la combustión de carbón, petróleo y gas natural, que está liberando el carbono almacenado en estos combustibles fósiles. La deforestación de la selva pluvial libera asimismo carbono almacenado en los árboles, alterando el ritmo natural del ciclo del carbono. Una posible solución sería respetar los acuerdos internacionales para las emisiones permi-

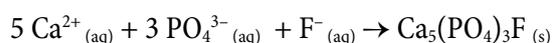
tidades de gases y en pro a un desarrollo sostenible, y tratar de utilizar más energías alternativas, menos contaminantes. Desafortunadamente, todos contribuimos en la producción de CO₂, por ejemplo, cuando volamos en avión.

5. Sol: La siguiente reacción muestra la desmineralización (vía directa) o mineralización (vía inversa) de la hidroxiapatita del esmalte de los dientes:



Después de comer, por acción bacteriana, disminuye el pH ácido en la boca, y por consiguiente, el equilibrio de la reacción anterior se ve desplazado hacia la derecha, lo cual es perjudicial para los dientes.

Los iones F⁻ de ciertas pastas dentífricas sustituyen en parte a los iones OH⁻ produciendo un compuesto muy resistente a los ácidos, la fluoroapatita. Además, el ion fluoruro tiene efecto bactericida. La reacción correspondiente sería la siguiente:



Pero hay que pensar que en algunos casos de ingesta prolongada de una cantidad excesiva de flúor en el agua, por ejemplo, se producen reacciones adicionales que dan lugar a la formación de fluoruro cálcico, y esto causaría otra vez una desmineralización del esmalte (fluorosis dental):

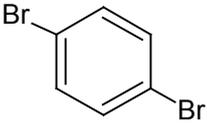
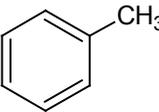


Tema 17

4. Sol: butanol; 2-butanol; 2-metil-propanol; 2-metil-2-propanol; dietiléter ; metil-propiléter.

Tema 18

1. Sol:

	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{HC}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{H}_3\text{C} \qquad \qquad \qquad \text{CH}_3 \end{array}$	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{HC}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2. Sol:

3-metil-1-butino	3-metil-hexano	anilina
orto-dicloro benceno	2-buteno	ciclohexeno
1-butino	ciclopentano	2,2-dimetil propano

3. Sol:

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Br} + \text{HBr}$	Sustitución
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{HBr} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Br}}{\text{C}}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Br}}{\overset{\text{Br}}{\text{C}}}-\text{CH}_3$	Adición (regla de Markonikov)

	Sustitución (alquilación de Friedel-Crafts)
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{HO}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	Adición (regla de Markonikov)
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 9/2 \text{O}_2 \longrightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$	Combustión
	Sustitución

Tema 19

1. Sol:

$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$
	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\text{O}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{N}}-\text{CH}_3$
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{H}_2\text{C}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}_2}-\text{CH}=\text{CH}_2$
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{N}}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	$\text{HO}-\underset{\text{CH}_2}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}$
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{N}}-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{H}}{\text{C}}=\text{O}$

2. Sol:

ácido etanoico	2-cianuro de propilo	1-cloro-3-metil butano
3-metil butanal	etanoamida	2,4-pentadiona
N-etil etanoamida	etanal	1-propanol
propanoamina	2,3-dicloro-2-buteno	metilpropiléter
triethylamina	etanonitrilo	ácido 3-metil pentanoico
4-metil-2-hexanona	dimetiléter	1-hidroxil-2-buteno

3. Sol:

$\text{H}_3\text{C}-\text{Br} + \text{K}-\text{OH} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{OH} + \text{KBr}$	Sustitución
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{NH}_3$	Adición + Sustitución
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow[\text{T muy alta}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	Eliminación
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Oxidación
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Zn, HCl}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{HO}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	Adición (Reducción)
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2 \xrightarrow{\text{LiAlH}_4} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$	Reducción
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{H}_3\text{C}-\text{OH} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Condensación
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\text{N}}(\text{CH}_3) + \text{H}_3\text{C}-\text{Cl} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{N}}(\text{CH}_3) + \text{HCl}$	Condensación
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{NaBH}_4 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	Reducción
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} + \text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$	Sustitución

Tema 21

1. Sol: Los enlaces entre los distintos nucleótidos son enlaces covalentes muy fuertes, enlaces fosfodiéster establecidos entre el grupo fosfato y las correspondientes pentosas, esto asegura una estabilidad de la secuencia de nucleótidos. Los enlaces de hidrógeno permiten adoptar al ADN la estructura de doble hélice y sus sucesivos plegamientos, pero a la vez permiten, la separación de las cadenas para la replicación o la transcripción.

ADN: Ácido desoxirribonucleico	ARN: Ácido ribonucleico
Azúcar: desoxirribosa	Azúcar: ribosa
Bases nitrogenadas: A, T, G, C	Bases nitrogenadas: A, U, G, C
Estructura de doble hélice dextrógira. Sólo existe un tipo de ADN	Monocatenario, con diferente estructura dependiendo de la función que desempeñan. Existen varios tipos de ARN.
Función: constituyente primario de los cromosomas de las células y es el portador del mensaje genético.	Función: transcribir el mensaje genético presente en el DNA y traducirlo a proteínas.

2. Sol: El enlace o-glucosídico se produce mediante una reacción de condensación entre dos grupos hidroxilo de diferentes monosacáridos con la pérdida de una molécula de agua. Se pueden formar dos tipos de enlaces:

Enlace α : se forman con el grupo hidroxilo que está hacia abajo en el plano. Son más débiles (se encuentran en polisacáridos de reservas, por ejemplo el almidón o el glucógeno)

Enlace β : se forman con el grupo hidroxilo que está hacia arriba en el plano. Son más fuertes (se encuentran en polisacáridos estructurales, por ejemplo en la celulosa)

3. Sol: Los ácidos grasos son sustancias que se encuentran formando parte de otros compuestos como los triacilgliceroles o las ceras. Están formados por una cadena hidrocarbonada con un grupo carboxilo, en general la cadena es lineal y posee un número par de átomos de carbono que oscila entre 14 y 22. Cuando los enlaces son sencillos los ácidos grasos se denominan **saturados** y cuando presentan algún doble enlace se denominan **insaturados**, esto hace que disminuya el punto de fusión de los ácidos grasos.

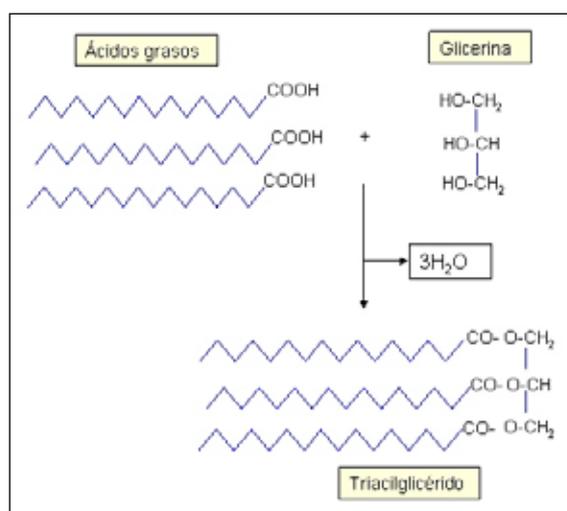
Ej. de saturados: Esteárico $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$

Ej. de insaturados: Oléico $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$

Las cadenas saturadas, es decir formadas por enlaces sencillos $-\text{C}-\text{C}-$ poseen un empaquetamiento mayor, es decir son más densos, éstos son el componente mayoritario de las grasas y hace que las grasas sean sólidas a temperatura ambiente. Por el contrario los ácidos grasos que poseen más de una insaturación, poseen una estructura que impide el empaquetamiento, y por tanto constituyen sustancias que son líquidas a temperatura ambiente, es el tipo de los aceites.

La reacción de formación de los triglicéridos se denomina **esterificación** y es la reacción mediante la cual se une el carbono de un grupo hidroxilo con el carbono de un grupo carboxilo y como consecuencia se pierde una molécula de agua. Los que son sólidos a temperatura ambiente se denominan grasas, y los que se mantienen en estado líquido, aceites.

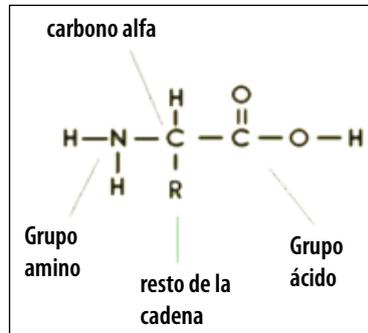
La reacción de esterificación consiste en la condensación entre el grupo ácido del ácido graso y el grupo hidroxilo del trialcohol (glicerina), como resultado se forma un éster.



4. Sol: Los aminoácidos, son sustancias anfóteras, es decir se comportan como ácidos o como bases en función del pH en el que se encuentran, esto es debido a los grupos $-\text{COOH}$ y $-\text{NH}_2$, ambos grupos poseen un pKa y pKb (la fuerza que tienen las moléculas de disociarse) característico, por tanto en función del pH podemos encontrar los grupos ionizados como $-\text{COO}^-$, y el $-\text{NH}_3^+$. Además las cadenas laterales $-\text{R}$ suelen de muy variado tipo, pueden tener carga, o sin carga, con lo cual utilizando la electroforesis y ajustando el pH adecuado se pueden separar los distintos aminoácidos de

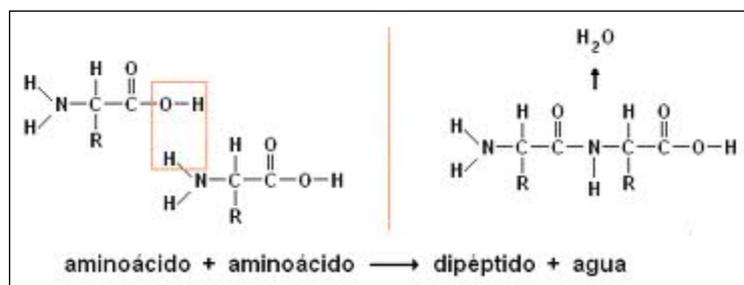
una mezcla.

La ordenación de los aminoácidos de una proteína constituye su secuencia o estructura primaria, ésta se pliega y adopta una determinada conformación tridimensional. Estos plegamientos son debidos a las interacciones entre los aminoácidos. Adoptando una estructura globular o fibrosa, su estructura es fundamental para determinar el tipo y función que la proteína va a desarrollar.



5. Sol: Los aminoácidos se caracterizan por poseer un grupo carboxilo ($-\text{COOH}$) y un grupo amino ($-\text{NH}_2$) unidos al mismo átomo de carbono, llamado carbono- α . El C- α se une, también, a un átomo de H y a un grupo lateral R. Pueden existir muchos aa distintos, pero sólo 20 aa se utilizan para formar las proteínas y se diferencian en el grupo lateral. El grupo amino ($-\text{NH}_2$) tiene características básicas débiles y el grupo carboxilo ($-\text{COOH}$) tiene características ácidas débiles. El enlace peptídico se produce a través de una reacción de condensación entre el grupo carboxilo de un aa y el grupo amino del siguiente produciendo un enlace amida y se pierde una molécula de agua.

El enlace peptídico es un enlace covalente muy fuerte, lo que hace posible que las proteínas sean muy grandes y muy estables.



BIBLIOGRAFÍA

- *Química 2º Bachillerato*. Antonio Pozas Magariños y otros. Ed. Mc Graw Hill
- *Química Bachillerato*. T. García Pozo y otros. Ed. Guadiel grupo Edebé
- *Química. Pruebas de acceso a la Universidad*. José M^a Teijón y otros. Ed. Tebar
- *Química Bachillerato 2*. S. Zubiaurre Cortés, J.M. y otros. Ed. Anaya. 2009
- *Biosfera. Biología y Geología 4º Secundaria*. Luis del Carmen, Emilio Pedrinaci. Ed. S.M.
- *Biosfera. Biología y Geología 3º Secundaria*. Luis del Carmen, Emilio Pedrinaci. Ed. S.M.
- *Química Bachillerato*. T. García Pozo, J.R. García-Serna Colomina Ed. Edebé. 1999
- *Química Bachillerato LOGSE*. J. Morcillo Rubio y otros. Ed. Anaya. 2000.
- *Ejercicios de Química*. Francisco Navarro González. Ed. Espasa
- *Química. Schaum*. Amanda Fernández Oncala y Carmen Pérez Escribano. Ed. Mc Graw Hill
- *Química Orgánica*. Vollhardt, K.P.; Schore, N. Ed. Omega
- *Profesores de Educación Secundaria. Física y Química*. López, V.; Morales, J.V; Sánchez, J.A. Editorial MAD
- *Química 2º Bachillerato*. Zubiaurre, S.; Arsuaga, J.M.; Garzón, B. Ed. Anaya
- *Principios de química: introducción a los conceptos teóricos*. Ander, P., Sonnessa, A.J. Editorial Limusa, México, 2002
- *Breve historia de la química*. Asimov, I. Ed. Alianza, Madrid, 2004.
- *Química General Moderna*. Babor, J., Ibarz Aznarez, J. Ed. Marín, Barcelona, 1986.
- *Química. La ciencia central*. Brown, Lemay, Bursten. Ed. Prentice Hall. 7ª edición
- *Temas básicos de química*. Morcillo, J. Ed. Alhambra-Universidad. Madrid, 1998.
- *El sueño de Mendeleiev. De la alquimia a la química*. Strathern, P. Ed. Siglo XXI Editores, Madrid, 2000.
- *Física general. XXXI*. Burbano de Ercilla, S., Burbano García, E., García Muñoz, C. Ed. Mira Editores. Zaragoza.
- *Física moderna*. Tipler, P.A. Ed. Reverté, Barcelona, 2003

Web

- <http://www.alonsoformula.com/organica/>
- <http://www.xente.mundo-r.com/explora/quimica3/Polimeros.pdf>
- http://www.quimicaysociedad.org/anio_internacional_quimica.php
- <http://www.youtube.com/watch?v=y6Zl7MsXbag>



El sistema educativo eslovaco tiene como prueba final una prueba de madurez (Maturita) en la que los alumnos demuestran, de forma oral, los conocimientos aprendidos durante toda la enseñanza secundaria.

Los estudiantes de las secciones bilingües tienen la opción de obtener el título de bachillerato español si superan esta prueba en las asignaturas de Lengua y Literatura españolas y también, al menos, en una de las asignaturas de ciencias impartidas en español (Biología, Física, Matemáticas y Química).

Los profesores de las distintas secciones bilingües en Eslovaquia, que imparten la asignatura de Química y Biología, han elaborado una guía práctica para Maturita, con el propósito de facilitar el aprendizaje de la materia a los estudiantes y a la vez, intentar unificar los contenidos didácticos de la asignatura de cada sección bilingüe, ya que no todas tienen los mismos temas para la prueba de madurez.

Los profesores de ciencias deben adaptarse al currículo eslovaco, pudiendo realizar cambios limitados en él. Por este motivo, los libros de texto en español no se adaptan a los contenidos que se exigen en el examen final de madurez. Así que, esta fue una de las razones principales para que la Agregaduría de Educación y un grupo de profesores de ciencias decidiesen elaborar estos materiales prácticos para Maturita.

En esta guía se podrán consultar los temas vistos a lo largo de toda la formación de educación secundaria y servirá también de apoyo en las clases habituales para los profesores. Por tanto, estos materiales podrían ser aprovechados por profesores de diferentes centros y en general por alumnos de todos los niveles, sirviendo de guía en particular a los estudiantes que decidan elegir Biología como asignatura para la prueba de Maturita.

Se ha hecho una recopilación ilustrada de 25 temas, con los principales conceptos de las Ciencias Químicas, ejercicios de aplicación y comprensión al final de cada tema y las soluciones correspondientes.