

Instituto Nacional
de Bachillerato
a Distancia

2^o B.U.P.

Física y Química

inbad

B. U. P. 2.º C U R S O

Física y Química



Ministerio de Educación y Ciencia
Instituto Nacional de Bachillerato a Distancia
Apartado de Correos 7069
MADRID

2-05117
T/8420-3

B. U. P. S. C U R S O

Física y Química



© Ministerio de Educación y Ciencia
Seminario de Física y Química del I.N.B.A.D.

José Luis Hernández Pérez
M.ª Jesús Carro Martínez
Carlos Parejo Farell

2.ª Edición: marzo 1984

Edita: Servicio de Publicaciones del Ministerio de Educación y Ciencia

I.S.B.N.: 84-369-1124-5 Obra completa

I.S.B.N.: 84-369-0954-2 Tomo 3

D. Legal: M. 13391-1984

Imprime: GRAFOFFSET, S.L. - GETAFE (Madrid)

Impreso en España

030805

Sumario

	<u>Página</u>
TEMA 31	
Enlace químico	5
TEMA 32	
Reacciones químicas (I)	27
TEMA 33	
Reacciones químicas (II)	57
TEMA 34	
Velocidad de reacción y equilibrio	77
TEMA 35	
Acidez y basicidad	99
TEMA 36	
Oxidación - Reducción	119
TEMA 37	
Química del Carbono (I)	149
TEMA 38	
Química del Carbono (II)	171
TEMA 39	
Química del Carbono (III)	185
TEMA 40	
Industria química. Ejemplos	207

OBJETIVOS

TEMA 31

- Enumerar las características más destacadas de los diferentes tipos de enlace químico.
- Describir la relación entre las propiedades de la sustancia y el tipo de enlace químico.

Enlace Químico

INDICE

31.1 CONTENIDOS BÁSICOS

31.2 ORIENTACIONES

31.2.1 Acerca de las erratas observadas en el texto

31.2.2 Acerca del enlace iónico

31.2.3 Acerca de la estructura cristalina

31.3 CUESTIONES ADICIONALES

31.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

31.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

- Enumerar las características más destacadas de los diferentes tipos de enlace químicos.
- Describir la relación entre el enlace químico y las propiedades de la sustancia.

INDICE

31.1 CONTENIDOS BASICOS

31.2 ORIENTACIONES

31.2.1 Acerca de las erratas observadas en el texto

31.2.2 Acerca del enlace iónico

31.2.3 Acerca de la estructura cristalina

31.3 CUESTIONES ADICIONALES

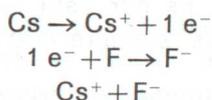
31.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

31.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Siendo el enlace iónico una transferencia total de electrones entre dos átomos, de forma que uno de ellos cede totalmente al otro uno o más electrones, mientras que el otro ha de recibirlos, es lógico que los elementos que más fácilmente puedan lograrlo serán los que tengan un marcado carácter electronegativo (que tienden a captar electrones) y los que lo tengan marcadamente electropositivo (tendencia a ceder electrones). Dentro de estos elementos, serán más electropositivos aquellos que tengan mayor volumen atómico, ya que la mayor distancia entre el núcleo y el electrón cortical, favorecerá el desprendimiento del electrón al ser menor la atracción electrostática. Por el contrario, los más electronegativos tendrán un volumen atómico pequeño, pues así, es mayor la atracción electrostática ejercida por el núcleo sobre el nuevo electrón, o si fuese más de uno, sobre los nuevos electrones.

● *Poner un ejemplo de enlace iónico puro*

Por ejemplo el metal cesio, el de mayor volumen atómico del primer grupo del sistema periódico (excepto el Fr), es un metal muy electropositivo, por tanto tendrá una marcada tendencia a formar compuestos iónicos, dado que se desprenderá fácilmente de su electrón de valencia en presencia de otro cuerpo de tendencia contraria, es decir electronegativo, con tendencia a captar electrones. El elemento más electronegativo es el flúor, el de menor volumen atómico del grupo de los halógenos, con siete electrones corticales, por tanto sólo le falta un electrón para completar su octete y adquirir estructura de gas noble. Si el cesio y el flúor reaccionan se forma un compuesto iónico.



● *¿Cómo representaríamos mediante una fórmula el fluoruro de cesio formado?*

Normalmente se representaría en la forma:



Aunque la manera más correcta de representarlo sería:



Realmente los compuestos iónicos no forman moléculas, sino que están constituidos por iones distribuidos en redes cristalinas bien determinadas, cuando están en estado sólido. Cada ión de un signo se

rodea de iones del signo contrario, de forma que existen atracciones electrostáticas entre ellos. *La fórmula de un compuesto iónico sólo da una información sobre la relación numérica en que se encuentran los iones en la red.*

Por ejemplo, en el CsF están en relación de 1 ión Cs^+ a 1 ión F^- . En cambio en el CaCl_2 la relación es de un ión positivo: Ca^{2+} (con dos cargas) a 2 iones negativos Cl^- (cada uno tiene una sola carga negativa). Por tanto por cada ión calcio hay dos iones cloro.

Llamar molécula a una representación formular de un compuesto iónico es, por tanto, algo ficticio; sin embargo, es admitido en el léxico del químico por la comodidad de su empleo, ello no exime de que a pesar de ser así usado, sepamos distinguir su verdadera realidad.

La *masa molecular* de los componentes iónicos, realmente debería llamarse *masa formular*, de todas formas hecha la aclaración, no importa su empleo.

31.2.3 Acerca de la estructura cristalina

El estado sólido es un estado ordenado que se caracteriza porque el conjunto de partículas constituyentes del cuerpo, bien sean iones, átomos o moléculas, se disponen ordenadamente, ocupando posiciones fijas según una red tridimensional. En el estado sólido, las partículas constituyentes, han perdido la capacidad de fluir, siendo el único movimiento que les es permitido, el de vibración alrededor de las posiciones fijas que ocupan en la red. Es por esta razón que los sólidos tienen una forma y un volumen fijos, siempre que no varíe la temperatura.

La mayor parte de los sólidos son cristalinos, es decir que forman agrupaciones regulares de partículas distribuidas en una red cristalina, de forma que manifiestan externamente el orden interno.

Existen cuatro tipos de sólidos cristalinos. Según sean las partículas que ocupan la red, podemos diferenciar los siguientes tipos de cristales:

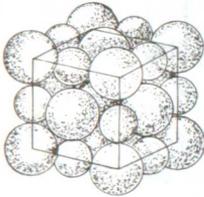
- 1.º Cristales iónicos.
- 2.º Cristales atómicos o covalentes.
- 3.º Cristales moleculares.
- 4.º Cristales metálicos.

1.º) En los **cristales iónicos**, los nudos de la red cristalina están ocupados por iones, de tal forma que cada ión positivo está rodeado

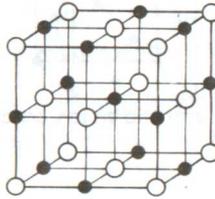
de negativos y viceversa. Los iones de signos contrarios se atraen por fuerzas electrostáticas fuertes, por eso, para romper un cristal iónico es necesario aportar una energía que permita vencerlas.

Son cristales iónicos por ejemplo el KCl, Na₂O, BaS, etc.

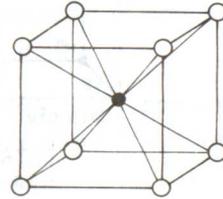
En la figura 31-1 tenemos la red del NaCl (caso A) y la del CsCl (caso B).



Los iones mayores son los de Cl⁻ y los pequeños los de Na⁺



● iones Na⁺
○ iones Cl⁻
Caso A - Red de cloruro de sodio



● iones Cs⁺
○ iones Cl⁻
Caso B - Red de cloruro de cesio

FIG. 31-1

Ambos pertenecen al sistema cúbico, pero el primero es centrado en las caras y el segundo, centrado en el cuerpo. En estas representaciones podemos observar el perfecto orden de distribución de los iones en la red.

La forma cristalina adoptada por un componente iónico depende, por supuesto de las características de los elementos constituyentes. El radio de los iones es un factor muy determinante; cuando los iones son muy pequeños, se podrá rodear de un número menor de iones mayores, que cuando su tamaño es más grande. De esta limitación, que impone el tamaño de los iones, nos da una idea la figura 31-2.



FIG. 31-2

En el caso del NaCl, hay menor diferencia entre el tamaño de los iones Na⁺ y los iones Cl⁻ que en el caso del CsCl. Esta diferencia de-

termina su distinta configuración en las respectivas redes cristalinas. La estructura más sencilla que explica (yuxtaponiéndose) toda la red cristalina recibe el nombre de «celda unidad». Podéis observar que cada ión Na^+ sólo puede rodearse de seis iones Cl^- , mientras que cada ión Cs^+ puede rodearse de ocho iones Cl^- (*).

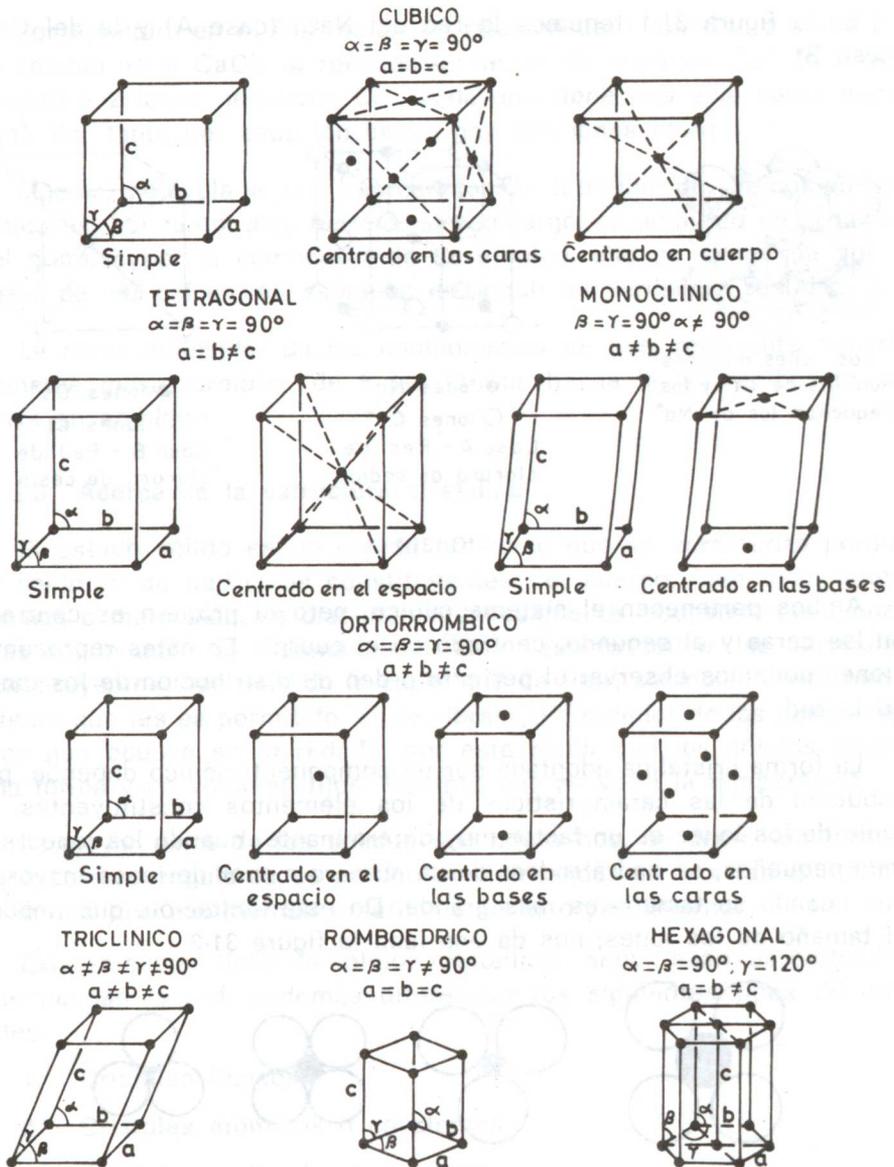


FIG. 31-3

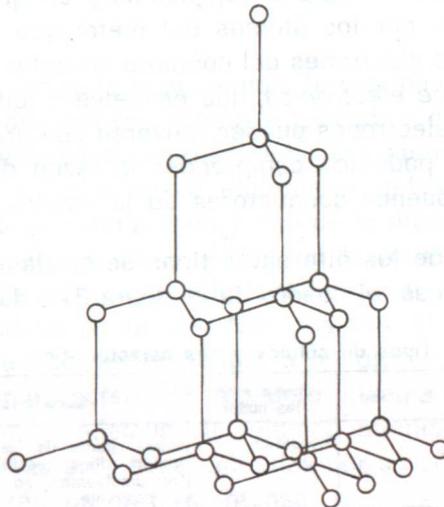
(*) Este número recibe el nombre de «índice de coordinación». Así, el índice de coordinación del ión Na^+ es 6 y el del ión Cs^+ es 8.

En la figura 31-3 podemos ver una representación de las «celdas unidad» de los siete sistemas cristalinos, que ya conocéis a través de los estudios realizados en Ciencias Naturales. Dicho esquema os ayudará a recordarlas.

2.º) Los **cristales atómicos o covalentes**, son aquellos en los que los nudos de la red están ocupados por átomos. Un ejemplo característico es la red cristalina del diamante, que como sabéis, es carbono puro. En la red del diamante, cada átomo de carbono se halla fuertemente unido a otros cuatro en forma tetraédrica. Estas uniones se realizan mediante enlaces covalentes (compartición de electrones) y el conjunto del cristal constituye una molécula gigante.

En este tipo de cristales, los enlaces entre nudo y nudo son muy fuertes, por esta razón, tienen un punto de fusión muy elevado, además son muy duros.

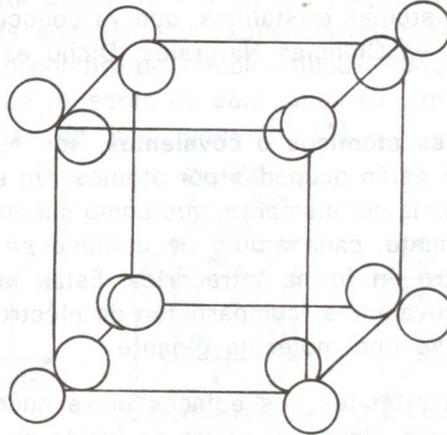
Otros ejemplos de cristales atómicos son los formados por el carburo de silicio, el dióxido de silicio, etc.



Estructura cristalina del diamante.

FIG. 31-4

3.º) Los **cristales moleculares** son aquellos en los que los nudos de la red están ocupados por moléculas, por ejemplo el yodo forma cristales moleculares en estado sólido. En este tipo de cristales las fuerzas de atracción entre nudo y nudo son débiles, los cuerpos que los presentan funden a bajas temperaturas.



Ejemplo de sólido molecular

FIG. 31-5

4.º) Los **cristales metálicos** son aquellos en que los nudos de la red están ocupados por los átomos del metal que han perdido uno o más electrones. Los electrones del conjunto de todos los átomos forman lo que se llama *nube electrónica*, que envuelve a todos los restos positivos. Como estos electrones pueden moverse con gran libertad a través de todo el cristal, podemos comprender la razón de que los metales sean, en general, buenos conductores de la electricidad.

Como resumen de los diferentes tipos de cristales y sus correspondientes características, el cuadro de la figura 31-6 da clara información.

Tipos de sólidos y sus características

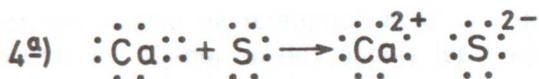
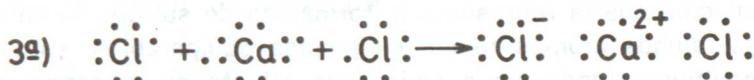
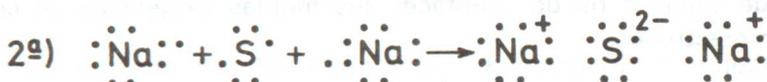
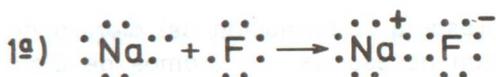
Tipo de cristal	Nudos de la red	Enlace entre los nudos	Características	Ejemplo
Cristal atómico	Átomos	Covalente	Duros, punto de fusión y de ebullición altos, insolubles en todos los disolventes, no conductores de la corriente.	C diamante
Cristal iónico	Iones	Iónico	Duros, frágiles, punto de fusión y de ebullición altos, solubles en líquidos polares como el agua, conductores si se disuelven o funden.	NaCl
Cristal metálico	Restos positivos	Metálico	Dureza y puntos de ebullición variables, tenaces, maleables, dúctiles, altas conductividades eléctricas y térmicas, opacos, con brillo, solubles en metales líquidos solamente.	Cu
Cristal molecular	Moléculas covalentes, y en el caso de los gases nobles sólidos, sus átomos.	Fuerzas de Van der Waals.	Blandos, punto de fusión y de ebullición bajos, solubles en líquidos covalentes, no conductores de la corriente.	I ₂ Ne sólido

FIG. 31-6

31.3 CUESTIONES ADICIONALES

● Cuestión 1

Explicar cada uno de los enlaces representados por las siguientes ecuaciones químicas:



Todas estas ecuaciones representan formación de compuestos iónicos. La ecuación primera representa la formación de fluoruro de sodio. En el primer miembro están representados los átomos, de ellos, el sodio está representado con nueve electrones, debemos darnos cuenta que ocho son de la penúltima capa y uno de la última, éste es su electrón de valencia y el que va a utilizar en la formación de su enlace con el átomo de flúor. El sodio cede fácilmente su electrón de valencia al flúor, convirtiéndose en un ión Na^+ positivo. El flúor representado con siete electrones correspondientes a su última capa, le falta sólo uno para completar su octete, lo que determina su gran electronegatividad, máxime cuando, además su volumen atómico es muy pequeño y por tanto las fuerzas atractivas ejercidas por su núcleo atómico sobre los electrones periféricos es muy intensa.

El átomo de flúor acepta el electrón suministrado por el átomo de sodio, pasando entonces a ser un ión negativo: F^- .

Entre ambos iones Na^+ y F^- surgen fuerzas electrostáticas de Coulomb muy intensas (revisa la lección de electricidad sobre la ley de Coulomb), responsables del enlace iónico de este compuesto, que está realmente formado por iones, y en el que hablar de molécula es simplemente una ficción, que resulta útil en su manejo para cálculos químicos, pero que debemos siempre tener en cuenta en nuestro concepto real del compuesto químico que representa.

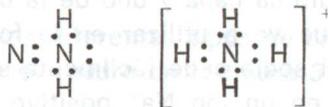
La ecuación segunda representa la formación del sulfuro de sodio. Vemos que son necesarios dos átomos de sodio, cada uno de los cuales suministrará un electrón al átomo de azufre, al cual, según la estructura electrónica representada en el ejemplo, vemos que le faltan dos electrones para completar su octete. Por otra parte, vemos que el sodio al ceder un electrón deja completo el octete de la que pasa a ser su última capa.

La ecuación tercera representa la formación del cloruro de calcio, vemos que en este caso son necesarios dos átomos de cloro frente a uno de calcio a fin de satisfacer sus mutuas exigencias de ceder y aceptar electrones.

La ecuación cuarta representa la formación de sulfuro de calcio. En este caso, ambos átomos tienen exigencias equiparables, esto es, el calcio manifiesta tendencia a ceder dos electrones, mientras que el azufre necesita dos electrones para completar su octete, por tanto es suficiente para la formación del enlace con un ión Ca^{2+} y otro de S^{2-} .

● Cuestión 2

Explicar el enlace representado por cada uno de los siguientes compuestos:



En el caso de la molécula de amoníaco vemos que hay tres enlaces

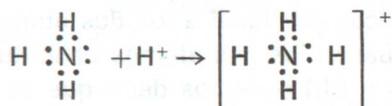


covalentes, en los que el nitrógeno comparte un electrón con otro aportado por el hidrógeno. En esta molécula vemos la existencia de un par de electrones solitario que el nitrógeno no utiliza en la formación de ningún enlace.

En el caso del ión amonio ocurre lo siguiente.

Una molécula de amoníaco cede sus dos electrones solitarios para compartirlos con un ión hidrógeno H^+ (que no tiene ningún electrón),

por tanto se forma entre ambos un enlace covalente coordinado o dativo.



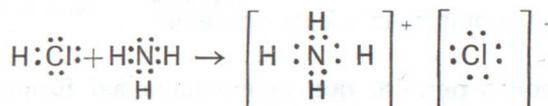
● Cuestión 3

Escribir la siguiente ecuación química:



de modo que en cada miembro de la misma, se ponga de manifiesto los enlaces existentes en las moléculas.

La ecuación pedida sería:



El HCl está formado por un enlace covalente entre el hidrógeno y el cloro, cada uno de ellos aporta un electrón y el conjunto de los dos pertenece a ambos porque los comparten. Al cloro le quedan tres pares de electrones sin compartir. Igualmente en el amoníaco, hay tres enlaces covalentes entre el nitrógeno y cada uno de los hidrógenos, quedándole al nitrógeno un par de electrones solitarios.

En el caso del NH_4Cl tenemos un enlace iónico entre ambos iones, de los cuales el NH_4^+ está formado por cuatro enlaces covalentes, tres de ellos por compartición normal de electrones, es decir aportados uno por cada átomo. El cuarto enlace es covalente dativo, ya que el nitrógeno aporta un par de electrones a un ión H^+ que los acepta. Observa que el cloruro de amonio es un compuesto iónico, soluble en el agua, disociándose en iones Cl^- y NH_4^+ .

● Cuestión 4

¿Qué es una molécula polar?

Explica cuáles de los siguientes compuestos podrían considerarse polares:

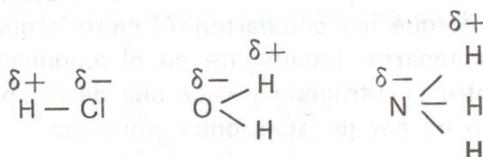


El enlace covalente se forma por compartición de electrones, de tal forma que los electrones compartidos pertenecen a los dos átomos. Ahora bien, ¿pertenecen por igual a los dos átomos? Es preciso matizar bien la respuesta, cuando los dos átomos constituyentes del enlace son iguales (caso del N_2 y Cl_2) podemos decir que sí, que los átomos están unidos por una compartición perfecta de sus respectivos electrones. En este caso la molécula es apolar, es decir, no hay desplazamiento de los electrones hacia uno de ellos.

En los ejemplos propuestos tenemos dos moléculas apolares, el N_2 y el Cl_2 .

Por el contrario, las otras tres son polares, es decir son moléculas formadas por enlaces covalentes entre átomos distintos, por este motivo los electrones compartidos están algo desplazados hacia el átomo de mayor apetencia por los electrones creándose un ligero enrarecimiento en el átomo más electropositivo.

Este proceso permite que la molécula así formada, a pesar de no ser iónica, manifieste una cierta polaridad, es decir, en estos casos la molécula es un dipolo.



En los libros de química se utiliza la notación $\delta+$ y $\delta-$ para indicar una molécula polar. Así, $\delta-$ significa que hay un desplazamiento de los electrones hacia ese átomo, por esto predomina la carga negativa sobre él, mientras $\delta+$ significa cierta ausencia de carga negativa y, por tanto, en ese átomo predomina la carga positiva.

31.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para la realización de este ejercicio las normas dadas en los ejercicios similares anteriores.

● **Completar las siguientes frases y cuadro (10 puntos):**

1. Regla del: Con frecuencia los átomos se enlazan de modo que adquieren en su nivel exterior electrónico una estructura propia de los
2. En el enlace hay una de algún electrón de un átomo a otro.
3. En un enlace los dos átomos electrones que pertenecen a los dos núcleos y los liga entre sí.
4. El enlace covalente, en el que los dos electrones que constituyen el par compartido, proceden del mismo átomo se llama

Tipos de sólidos y sus características

Tipo de cristal	Nudos de la red	Enlace entre los nudos	Características	Ejemplo
Cristal atómico	5.	6.	Duros, punto de fusión y de ebullición altos, insolubles en todos los disolventes, no conductores de la corriente.	C diamante
Cristal iónico	7.	8.	Duros, frágiles, punto de fusión y de ebullición altos, solubles en líquidos polares como el agua, conductores si se disuelven o funden.	NaCl
Cristal metálico	9.	Metálico	Dureza y puntos de ebullición variables, tenaces, maleables, dúctiles, altas conductividades eléctricas y térmicas, opacos, con brillo, solubles en metales líquidos solamente.	Cu
Cristal molecular	Moléculas covalentes, y en el caso de los gases nobles sólidos, sus átomos.	10.	Blandos, punto de fusión y de ebullición bajos, solubles en líquidos covalentes, no conductores de la corriente.	I ₂ Ne sólido

● **Cuestiones de opción única (13 puntos):**

11. Analiza las representaciones de enlaces covalentes de las siguientes sustancias: Una de ellas es INCORRECTA. Es la del:

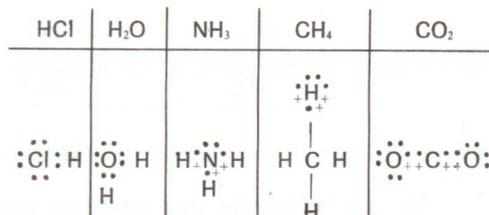
A) Acido clorhídrico.

B) Agua.

C) Amoníaco.

D) Metano.

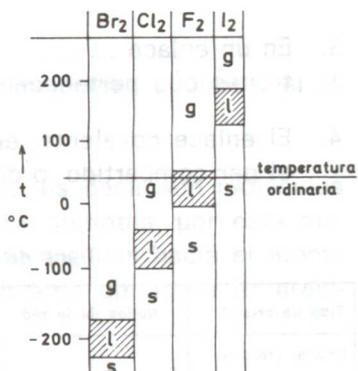
E) Dióxido de carbono.



11

12. Es cierto que cuando son más complejas, las moléculas están formadas por mayor número de átomos, las fuerzas de atracción entre las moléculas se hacen más intensas y el estado es más condensado, luego si las masas atómicas de los halógenos son $F=19$; $Cl=35,5$; $Br=80$; $I=127$, el cuadro adjunto está equivocado y el orden correcto de los elementos halógenos debe de ser:

- A) I_2 Br_2 Cl_2 F_2
- B) Cl_2 F_2 I_2 Br_2
- C) Br_2 I_2 Cl_2 F_2
- D) F_2 Cl_2 Br_2 I_2
- E) I_2 F_2 Cl_2 Br_2



(Se ha rayado para cada halógeno el intervalo de temperaturas en que permanece líquido.)

12

13. En el cuadro anexo se advierte que las sustancias tienen masas moleculares muy parecidas, pero una de las sustancias presenta un punto de ebullición más elevado que las otras sustancias, ello se explica porque:

SUSTANCIA	PUNTO EBULLICION	MASA MOLECULAR
H_2O	100	18
HF	- 19,5	20
NH_3	- 33,4	17
CH_4	- 161,3	16

- A) La molécula del agua es covalente.
- B) La molécula del agua presenta covalencia dativa.

- C) La molécula del agua es covalente y polar.
- D) Los enlaces del agua son iónicos.
- E) Aunque la molécula del agua es covalente y polar, no es suficiente razón para explicar todas sus propiedades.

13

14. ¿Qué tiene importancia en un enlace iónico?:

- A) La transferencia de electrones.
- B) La compartición de electrones.
- C) La formación de dipolos en las moléculas.
- D) La existencia de pares de electrones no compartidos.
- E) Las fuerzas de Van der Waals.

14

15. ¿Cuál de las siguientes definiciones de valencia es *aplicable* al enlace iónico?:

- A) Es la capacidad de combinación de un átomo con relación al H.
- B) Es el número de enlaces covalentes que puede formar.
- C) Es el número de pares electrónicos que puede compartir un átomo.
- D) Si se cumple la regla del octeto, el número de protones que le faltan para adquirir estructura de gas noble.
- E) Es el número de cargas que adquiere el ión.

15

16. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la covalencia es correcta?:

- A) Los enlaces covalentes están formados por la compartición de pares electrónicos.
- B) Los puntos de fusión de los compuestos covalentes son en general mucho más altos que los de los compuestos iónicos.

- C) El par electrónico en un enlace covalente siempre contiene un electrón procedente de cada átomo.
- D) Los compuestos covalentes tienen siempre formas tetraédricas.
- E) Las disoluciones de sustancias covalentes son todas conductoras.

16

17. ¿Cuál de las siguientes frases acerca de las moléculas polares es cierta?:

- A) Se presenta en los enlaces claramente iónicos.
- B) El par electrónico enlazante está compartido por igual por los dos átomos.
- C) Se produce cuando hay diferentes núcleos en una molécula que ejercen distinto grado de fuerza atractiva sobre los electrones de enlace.
- D) Las moléculas polares se atraen por sus polos de igual signo y al crecer la atracción entre las moléculas el estado físico se hace más ligero.
- E) El cloro (Cl_2) es una molécula más polar que la del agua.

17

18. Una de las siguientes NO ES una propiedad de los compuestos iónicos:

- A) El estado físico habitual de los compuestos iónicos es el sólido.
- B) El ácido clorhídrico en fase gaseosa es un ejemplo de enlaces iónicos.
- C) El punto de fusión de los compuestos iónicos es tanto más elevado cuando más pequeños son los iones y mayor es su carga.
- D) Las disoluciones en agua de los compuestos iónicos son conductoras.
- E) Los nudos de las redes cristalinas iónicas están formadas por iones.

18

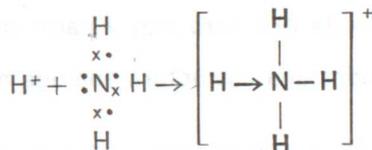
19 Una de las siguientes afirmaciones ES INCORRECTA para el enlace covalente coordinado:

- A) El enlace lo constituyen un par de electrones.
- B) Uno de los átomos del enlace deberá tener, para poder formar un enlace covalente coordinado, al menos un par de electrones solitarios o sin compartir.
- C) Uno de los átomos deberá tener, como mínimo, un orbital vacío.
- D) Una vez formado el enlace covalente coordinado no se distingue de un enlace covalente normal.
- E) Los enlaces covalentes coordinados se forman siempre entre átomos iguales.

19

20. Sólo una de las frases siguientes es correcta:

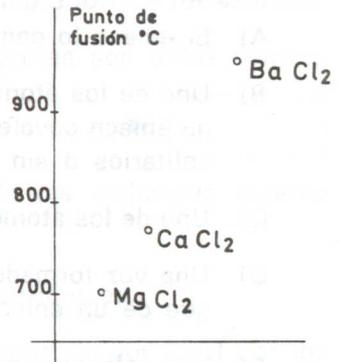
- A) Los átomos se enlazan sin la intervención en ningún caso de sus electrones más externos.
- B) En los gases nobles pueden existir átomos aislados o moléculas monoatómicas.
- C) La valencia en los compuestos covalentes coincide con el número de electrones que cada átomo del enlace ha perdido o ha ganado al enlazarse con el otro átomo.
- D) Los ácidos y las bases cuando se disuelven en agua dan lugar a disoluciones moleculares, por tanto no conductoras.
- E) La siguiente reacción iónica da lugar a un enlace iónico entre los hidrógenos y el nitrógeno:



20

21. Tomando la gráfica adjunta como referencia puedes estimar que el punto de fusión del cloruro de estroncio deberá ser:

- A) Menor de 700°C .
- B) Entre 700°C y 770°C .
- C) Alrededor de 1.000°C .
- D) Alrededor de 870°C .
- E) Mayor de 1.000°C .



21

22. Indicar la respuesta correcta respecto a las dadas referentes a los tipos de enlace que presentan las siguientes sustancias (I=enlace iónico, C=enlace covalente):

	Br_2	NaI	CH_4	CO_2
A)	I	C	I	C
B)	C	C	C	I
C)	C	I	C	C
D)	C	I	I	I
E)	C	C	C	C

22

23. La red cristalina del KCl es análoga a la del NaCl. Por tanto:

- A) Cada ión potasio está rodeado de seis iones Cl^- .
- B) Cada ión Cl^- está rodeado de seis iones K^+ .
- C) El punto de fusión de KCl será alto y parecido al del NaCl.
- D) El ión potasio tendrá una estructura análoga a la del gas noble argón.
- E) Todo lo dicho.
- F) Nada de lo dicho.

23

31.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Completar las siguientes frases y cuadro

1. Octete, gases nobles
2. iónico, transferencia
3. covalente, comparten
4. covalente, coordinado
5. átomos
6. covalente
7. iones
8. iónico
9. restos positivos
10. fuerzas de Van der Waals

● Cuestiones de opción única

11. D
12. D
13. E
14. A
15. E
16. A
17. C
18. B
19. E
20. B
21. D
22. C
23. E

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 23 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar al tema siguiente: 16 puntos.

OBJETIVOS

TEMA 32

- Escribir reacciones químicas tanto en forma molecular como iónica.
- Interpretar **Reacciones Químicas (I)**
- Realizar cálculos a partir de las ecuaciones químicas.

INDICE

32.1 CONTENIDOS BÁSICOS

32.2 ORIENTACIONES

- * Acerca del significado cualitativo y cuantitativo de una reacción química.

32.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

32.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

32.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

OBJETIVOS

- Escribir reacciones químicas tanto en forma molecular como iónica.
- Interpretar cuantitativamente las ecuaciones químicas.
- Realizar cálculos a partir de las ecuaciones químicas.

INDICE

32.1 CONTENIDOS BASICOS

32.2 ORIENTACIONES

- Acerca del significado cualitativo y cuantitativo de una reacción química.

32.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

32.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

32.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

32.1 CONTENIDOS BASICOS

- Reacciones químicas (T, D).
- Reactivos (T, D).
- Productos (T, D).
- Ley de Lavoisier (visto en el tema 21) (T, D).
- Ley de Proust (visto en el tema 21) (T).
- Ecuación química (T, D).
- Fórmula, coeficientes (T, D).
- Cálculos ponderales en las ecuaciones químicas (T, D).
- Cálculos volumétricos en las ecuaciones químicas (gases) (T, D).
- Reacciones moleculares e iónicas (ecuaciones iónicas) (T).
- Precipitación y precipitado (T).

32.2 ORIENTACIONES

● Acerca del significado cualitativo y cuantitativo de una reacción química

● Una de las primeras exigencias que impone el iniciarse en el estudio de la química, es aprender su forma de expresión, esto es, el **lenguaje químico**, mediante el cual, podamos dar una información, lo más completa posible de lo que ocurre en una transformación o proceso químico en estudio, cumpliendo a la vez la condición de que sea esquemático y breve. Para ello, el primer paso, es conocer las letras de nuestro particular abecedario, éstas serían los símbolos de los elementos químicos, y los posibles valores que cada uno de ellos puede poner en juego en sus combinaciones químicas, esto es, sus valencias. A continuación, tenemos que aprender a formar sílabas y palabras con nuestras letras, esto es, representar las moléculas de las combinaciones químicas mediante fórmulas en las que intervienen los símbolos de los átomos que las constituyen, acompañados de los correspondientes subíndices

que indiquen el número de cada uno de ellos que interviene en su formación. La fórmula de cualquier sustancia representa una molécula de la misma y su masa viene determinada por la suma de la de todos los átomos que la constituyen.

Representamos químicamente el ácido sulfúrico por la fórmula H_2SO_4 , según la cual, una molécula de este ácido está formada por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro de oxígeno. La masa de una molécula sería el resultado de sumar las masas de dos átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno.

Conocidas las **fórmulas**, que podemos interpretar como las *palabras* del lenguaje químico, tenemos que construir *frases* capaces de reflejar lo que ocurre en una **reacción química**, en forma concisa y clara, de manera que nada de lo que ocurra quede sin reflejarse en nuestra expresión, esto es, escribir una ecuación química. En procesos complicados en los que haya *fases intermedias* se hace necesario su explicación mediante varias **ecuaciones parciales** representativas de las diferentes fases, pero la mayor parte de las veces se resume en una **ecuación global** la totalidad del proceso en estudio.

● Para iniciar nuestro lenguaje, lo haremos con casos sencillos. Así, por ejemplo, la siguiente ecuación:



representa una reacción química de neutralización; dice la manera de reaccionar un ácido y una base para dar una sal y agua.

El *primer miembro de las ecuaciones químicas* indica las **sustancias reaccionantes** y el *segundo miembro, las sustancias productos de la reacción*, ambos miembros se separan por *una flecha* que indica que las sustancias del primer miembro dan lugar a las del segundo.

● Las ecuaciones químicas deben cumplir la **ley de conservación de la masa**, por tanto *en ambos miembros debe ser igual el número de átomos de cada clase que exista*, en cambio no tiene por qué ser igual el número de moléculas. El total de átomos existentes en las sustancias reaccionantes o reactivos, han de aparecer en los productos de la reacción, pero es indudable que pueden estar agrupados en formas moleculares muy diferentes.

En la reacción anterior de neutralización coinciden el número de moléculas en ambos miembros, pero no es así, por ejemplo: en la reacción de formación del amoníaco que representaríamos por la ecuación:



donde los *coeficientes* que anteceden a cada una de las *fórmulas moleculares* presentes tienen como misión ajustar la reacción de forma que el número de átomos de cada clase presentes, sea igual en ambos miembros. Así 3H_2 implica $3 \times 2 = 6$ átomos de hidrógeno en el primer miembro y en 2NH_3 es evidente que $2 \times 3 = 6$ hay también seis átomos de hidrógeno en el segundo miembro.

En la formación del amoníaco vemos que una molécula de nitrógeno con tres de hidrógeno dan dos de amoníaco, es decir cuatro moléculas dan sólo lugar a dos moléculas.

En la descomposición del agua oxigenada H_2O_2



vemos que sólo dos moléculas dan lugar a tres moléculas, sin embargo, el número de átomos de cada clase ha de conservarse. Observemos que hay en cada miembro cuatro átomos de hidrógeno y cuatro átomos de oxígeno.

Imaginemos una construcción de juguete que tiene 30 taquitos de madera diferentes y algunos repetidos, de forma que disponéis de un total de 100 taquitos. Si os ponen como condición para realizar una construcción cualquiera, el que empleéis los 100 taquitos, es indudable que podéis emplearlos de muy diversas formas, podéis hacer una casa grande en la que estén acopladas las 100 piezas, o podéis hacer dos, tres o más construcciones más pequeñas de forma que entre todas se hayan invertido las 100 piezas.

Los átomos son los taquitos de la Química, es decir, sus pilares; podemos cambiar la forma de combinarlos, pero si están, deben permanecer, la masa se conserva.

● **Una ecuación química nos da una información cualitativa y cuantitativa** del proceso químico que represente. *Desde un punto de vista cualitativo* la reacción



nos indica que el Zn ataca al ácido sulfúrico con desprendimiento de hidrógeno.

Esta misma reacción, que, como podréis observar, no necesita ningún coeficiente para ser ajustada, *desde un punto de vista cuantitativo* nos indica que por cada átomo de Zn se forma una molécula de ZnSO_4 y por cada molécula de H_2SO_4 se forma una molécula de ZnSO_4 , y además en cada caso una molécula de hidrógeno. Como las moléculas de cada sustancia tienen una masa determinada, podemos saber la masa que vamos a obtener de ZnSO_4 si sabemos la masa de los reactivos.

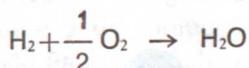
● Como las masas de las moléculas son muy pequeñas, en Química sabéis ya que utilizamos el **mol** como unidad de medida; basta con saber que un mol es siempre un número de unidades igual al que determina el número de Avogadro; por tanto, un mol de moléculas serían $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas; por tanto, para cada sustancia, un mol representa una cantidad fija de materia, de modo que la relación entre moles da también relación de masas.

Cuando decimos que tenemos cinco docenas de huevos, nadie piensa que tenemos cinco huevos, sino 60, pero resulta más cómodo contar unidades pequeñas, haciendo un número determinado de ellas, una unidad patrón.

Veamos la reacción de formación del agua, que expresamos mediante la ecuación siguiente, debidamente ajustada:

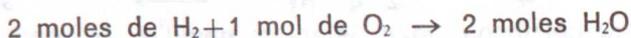


o bien:



El empleo de moles nos permite emplear coeficientes fraccionarios, los cuales carecerían de sentido si lo que se representa son moléculas, ya que éstas no se pueden partir sin perder su identidad como tales moléculas.

La primera ecuación nos dice que:



como: masa molecular de $\text{H}_2 = 2$

masa molecular de $\text{O}_2 = 16 + 16 = 32$

masa molecular del $\text{H}_2\text{O} = 2 + 16 = 18$,

podemos establecer la siguiente relación de masas:

$(2 \cdot 2)$ g de $H_2 + 32$ g de O_2 dan $(2 \cdot 18)$ g de H_2O

Las relaciones cuantitativas que permiten establecer una reacción química se llaman *relaciones estequiométricas*.

En la figura 32-1 representamos simbólicamente las reacciones químicas de formación del agua y del agua oxigenada con sus correspondientes relaciones estequiométricas.

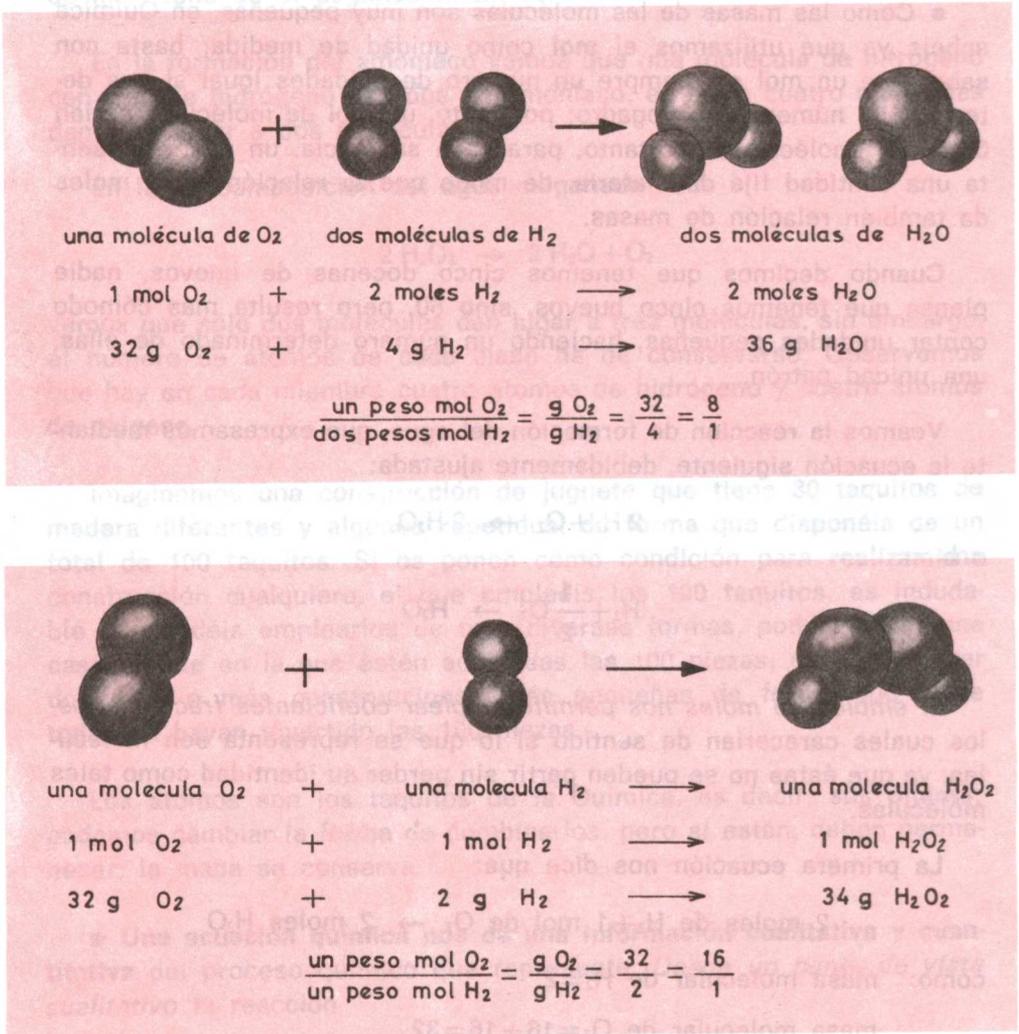


FIG. 32-1

La figura 32-2 muestra un modelo molecular que representa la formación del amoníaco, a partir del nitrógeno y del oxígeno. De forma que: 1 molécula de nitrógeno+3 moléculas de hidrógeno → 2 moléculas de amoníaco

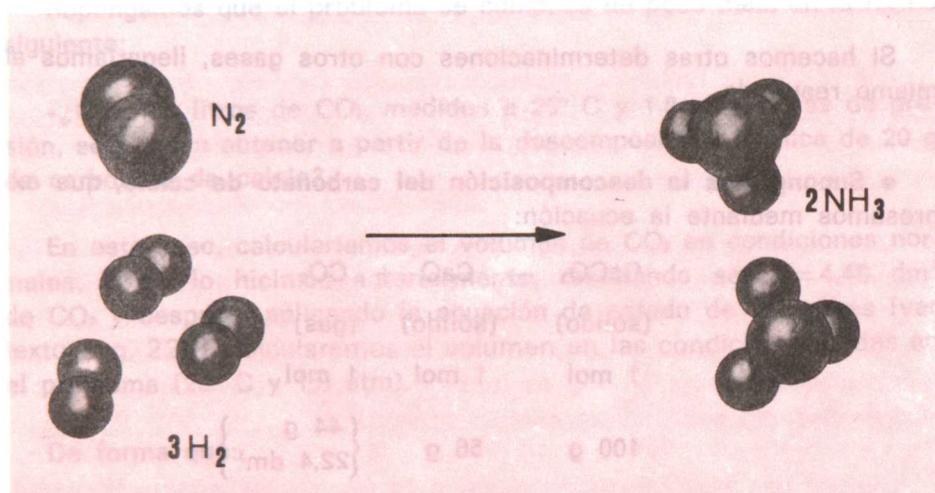


FIG. 32-2

o bien: $1 \text{ mol N}_2 + 3 \text{ moles H}_2 \rightarrow 2 \text{ moles NH}_3$
 $28 \text{ g N}_2 \quad 6 \text{ g H}_2 \quad 34 \text{ g NH}_3$

● Cuando en una reacción química interviene alguna *sustancia gaseosa*, podemos establecer **relaciones cuantitativas de volumen**. Recordemos que el *principio de Avogadro* nos dice que en igualdad de condiciones de presión y temperatura, iguales volúmenes de todos los gases tienen el mismo número de moléculas. Cuando la temperatura es 273 K y la presión 101 300 Pa (1 atmósfera) en condiciones normales, un mol de cualquier gas (es decir, $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas) ocupan todas un volumen de 22,4 dm³ (volumen molar normal de los gases). Podemos comprobar este volumen, por ej.: se determinan las densidades del oxígeno y del hidrógeno a 0° C y 1 atm. de presión, y resultan ser:

para el hidrógeno: $d_{\text{H}_2} = 0,088 \text{ g/dm}^3$

para el oxígeno: $d_{\text{O}_2} = 1,42 \text{ g/dm}^3$

Determinemos el volumen molar en estas condiciones:

$$M = V \cdot d$$

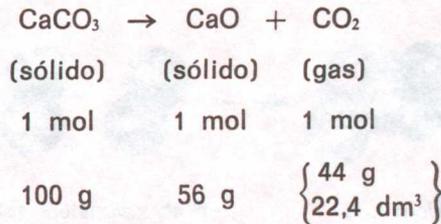
donde M = masa de 1 mol.

$$\frac{2 \text{ g mol}^{-1}}{0,088 \text{ g/dm}^3} = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$\frac{32 \text{ g mol}^{-1}}{1,42 \text{ g/dm}^3} = 22,4 \text{ dm}^3$$

Si hacemos otras determinaciones con otros gases, llegaríamos al mismo resultado.

● **Supongamos la descomposición del carbonato de calcio, que expresamos mediante la ecuación:**



Si nos dicen cuántos g de CO₂ se pueden obtener a partir de 20 g de CaCO₃ bastaría con plantearnos la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{20 \text{ g de CaCO}_3}{X \text{ g de CO}_2}$$

o bien:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{44 \text{ g de CO}_2} = \frac{20 \text{ g de CaCO}_3}{X \text{ g de CO}_2}$$

$$X = 0,88 \text{ g de CO}_2$$

Si el problema nos lo hubiesen planteado, pidiéndonos el volumen de CO₂ que se podría recoger en condiciones normales, estableceríamos la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ volumen molar de CO}_2} = \frac{20 \text{ g de CaCO}_3}{V \text{ de CO}_2}$$

O sea:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2} = \frac{20 \text{ g de CaCO}_3}{V \text{ de CO}_2}$$

de donde:

$$V = 4,48 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

Supongamos que el problema se complica un poco más, en la forma siguiente:

«¿Cuántos litros de CO_2 , medidos a 25°C y $1,8$ atmósferas de presión, se pueden obtener a partir de la descomposición térmica de 20 g de carbonato de calcio?»

En este caso, calcularíamos el volumen de CO_2 en condiciones normales, como lo hicimos anteriormente, resultando ser $V = 4,48 \text{ dm}^3$ de CO_2 y después, aplicando la ecuación de estado de los gases (ver texto pág. 227), calcularemos el volumen en las condiciones dadas en el problema (25°C y $1,8 \text{ atm}$).

De forma que:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

$$V = \frac{P_0V_0T}{T_0P}$$

siendo: $P_0 =$ presión normal $= 1 \text{ atm} = 101\,300 \text{ Pa}$

$V_0 =$ volumen $= 4,88 \text{ dm}^3$

$T_0 = 273 \text{ K}$

$T = (273 + 25) \text{ K} = 298 \text{ K}$

$P = 1,8 \text{ atm}$

tendremos:

$$V = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 4,88 \text{ dm}^3 \cdot 298 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 1,8 \text{ atm}} = 2,95 \text{ dm}^3$$

32.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

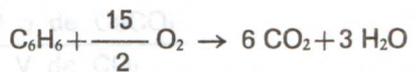
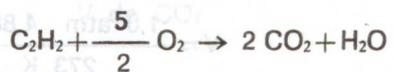
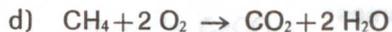
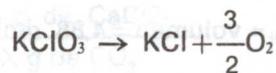
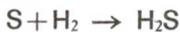
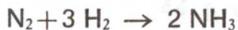
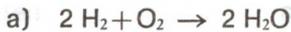
● Cuestión 1

Los términos: fenómeno químico, reacción química y transformación química se usan indistintamente para indicar que una o más sustancias en virtud del fenómeno (reacción o transformación química), se ha convertido en otro diferente o en otros.

Una transformación química exige la ruptura de los enlaces de los reactivos (sustancias que inicialmente intervienen en la transformación) y la subsiguiente formación de nuevos enlaces, constituyendo las moléculas de los productos de la reacción, es decir, de las sustancias que resultan de la misma, lo cual da lugar a que una reacción química vaya siempre acompañada de un cambio energético.

Cuando una transformación química se representa esquemáticamente, mediante el lenguaje químico de la formulación, diremos que escribimos una ecuación química.

● Cuestión 2



● Problema 3

La reacción:



a) que está debidamente ajustada, nos dice que, por cada mol de CaCO_3 se produce 1 mol de CO_2 .

Masa molecular del $\text{CaCO}_3 = 100$.

Masa molecular del $\text{CO}_2 = 44$.

Podremos establecer entonces que:

$$\frac{100 \text{ g } (\text{CaCO}_3)}{44 \text{ g } (\text{CO}_2)} = \frac{20 \text{ g } \text{CaCO}_3}{X} ; \quad X = \frac{44 \times 20}{100} = 8,8 \text{ g de } \text{CO}_2$$

En cuanto al volumen, como se dice que se mide en condiciones normales, y sabemos que 1 mol en CN ocupa $22,4 \text{ dm}^3$ para cualquier gas, podremos establecer:

$$n.^\circ \text{ moles de } \text{CO}_2 = n.^\circ \text{ moles de } \text{CaCO}_3 = \frac{m}{M}$$

Por tanto:

$$\text{moles de } \text{CO}_2 = \frac{8,8}{44} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{Volumen de } \text{CO}_2 = 0,2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 4,48 \text{ dm}^3.$$

b) La reacción dada nos dice que el número de moles de HCl es doble del de CaCO_3 .

Masa molecular del HCl = 36,5.

Podemos establecer:

$$\frac{100 \text{ g } (\text{CaCO}_3)}{(2 \cdot 36,5) \text{ g } (\text{HCl})} = \frac{20 \text{ g } \text{CaCO}_3}{X} ; \quad X = 14,60 \text{ g de HCl puro}$$

Como la disolución es del 20 por 100, la masa requerida de la misma sería:

$$\frac{100}{20} = \frac{X'}{14,6} ; \quad X' = 73 \text{ g de disolución}$$

Para saber el volumen de disolución que suponen ser estos 73 g, tendremos en cuenta que:

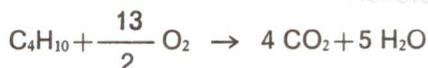
$$m = V \cdot d$$

de donde:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{73}{1,100} = 66,4 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}$$

● Problema 4

a) La reacción de combustión del butano:



nos dice que por cada mol de butano son necesarios $\frac{13}{2}$ moles de O_2 .

Como 1 mol de O_2 en condiciones normales son $22,4 \text{ dm}^3$, tendremos que $\frac{13}{2} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = \text{volumen de oxígeno necesario para quemar 1 mol de butano.}$

La masa molecular del $\text{C}_4\text{H}_{10} = 58$.

$$\text{Moles de butano} = \frac{100 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}}$$

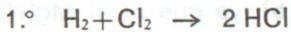
El volumen de oxígeno necesario sería:

$$\frac{13}{2} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} \cdot \frac{100}{58} \text{ mol} = 251 \text{ dm}^3$$

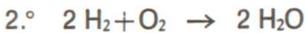
b)

$$\frac{100}{21} = \frac{X}{251} ; \quad X = 1\,195 \text{ dm}^3 \text{ de aire}$$

● Problema 5



La reacción nos dice que 1 mol de H_2 reacciona con 1 mol de cloro; por tanto, como los volúmenes son proporcionales a los moles, tendremos que 50 ℓ de cloro requerirán 50 ℓ de H_2 .



Según indica la reacción: 1 mol de oxígeno requiere 2 moles de H_2 ; por tanto, 50 ℓ de oxígeno requerirán 100 ℓ de H_2 .

● Problema 6

Dado que $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ ℓ}$ y que la reacción es: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$,

tendremos:

$$\frac{2 \text{ moles H}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}}$$

es decir, que reaccionan mol a mol.

1 000 ℓ de H_2 , en moles, serán (se suponen condiciones normales):

$$\frac{1\,000 \text{ ℓ}}{22,4 \text{ ℓ/mol}} = \text{moles de H}_2 = \text{moles de H}_2\text{O formada}$$

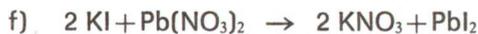
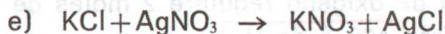
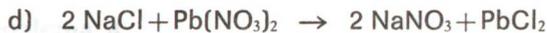
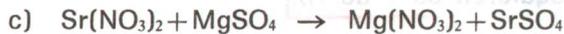
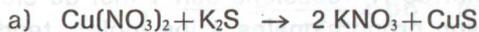
Masa molecular del $\text{H}_2\text{O} = 18$.

$$\text{Masa de agua formada} = \frac{1\,000}{22,4} \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol.}$$

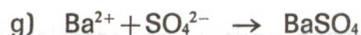
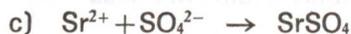
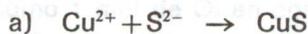
$$\text{Masa de agua} = 803 \text{ g}$$

● Cuestión 7

La única reacción que no es posible es la b), ya que ni el $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ni el KCl son insolubles. Las demás reaccionarán en la forma:



En forma iónica serán:



32.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para la realización de este ejercicio las normas dadas en ejercicios anteriores.

● Cuestiones de opción única (20 puntos):

1. ¿Cuál de los siguientes resulta ser el mejor ejemplo del cumplimiento de la ley de Lavoisier o de la conservación de la masa?

- A) 12 g de carbono se combinan con 32 g de oxígeno para dar 44 g de dióxido de carbono.
- B) Cuando 12 g de carbono se calientan en un recipiente en el que se ha hecho el vacío no hay pérdida de masa.
- C) Una muestra de aire encerrada en un globo de goma aumenta de volumen cuando se calienta a presión constante, pero su masa permanece inalterable.
- D) El peso de un trozo de platino permanece igual antes y después de calentarlo en el aire, ya que es un metal noble.

1

2. De los fenómenos que se citan a continuación:

- A) El azufre al calentarlo con mercurio da lugar a un sólido negro de sulfuro de mercurio (II).
- B) Se mezclan disoluciones de nitrato de plomo (II) y de ioduro de potasio, ambas incoloras, y dan lugar a un sólido amarillo insoluble.
- C) Se mezclan azufre en polvo amarillo y cobre en polvo rojizo, dando lugar a un polvo de color intermedio (anaranjado).
- D) Se mezclan azufre en polvo y cobre rojizo, se calienta y da lugar a un polvo negruzco.

¿En cuál de los casos puedes suponer con fundamento que NO HA TENIDO LUGAR un fenómeno químico?

2

3. Sólo una de las afirmaciones siguientes vale lo mismo para las mezclas y los compuestos:

- A) Contienen componentes en proporciones fijas.
- B) Sus propiedades son las mismas que las de sus componentes.
- C) Su masa es igual a la suma de las masas de sus componentes.
- D) Es preciso aportar una determinada cantidad de energía exterior para que se produzcan.

3

4. Aunque se utiliza mucho en los laboratorios químicos, es más bien una técnica de tipo físico que no un tipo de reacción química, y se llama:

- A) Combustión.
- B) Combinación.
- C) Destilación.
- D) Descomposición.

4

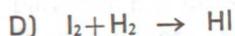
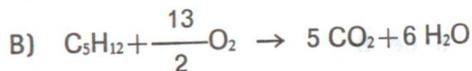
5. Una de las siguientes frases ES ERRONEA:

- A) En la teoría atómica, cada sustancia pura está formada por moléculas iguales.
- B) Dos sustancias puras diferentes están formadas por moléculas iguales.
- C) Una reacción química consiste en la rotura de los enlaces que unen los átomos de las moléculas para formar nuevos enlaces en nuevas moléculas.

- D) En las reacciones químicas se conserva la masa.
 E) Hay una relación constante en las masas de las sustancias que intervienen en una determinada reacción.

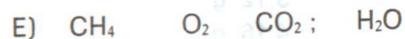
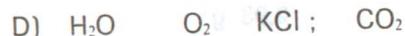
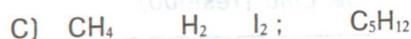
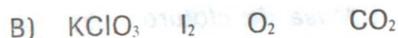
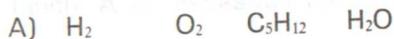
5

6. Sólo una de las siguientes ecuaciones químicas está correctamente ajustada:



6

7. De las siguientes listas de productos químicos que aparecen en la cuestión anterior, sólo una corresponde a productos que actúan todos como reactivos en las reacciones indicadas, y es:



7

8. En las ecuaciones químicas que aparecen en la cuestión 6 hay una sustancia que aparece en unas ecuaciones como reactivo y en otras como producto; es:

A) El hidrógeno. C) El agua. E) El dióxido de carbono.

B) El yodo. D) El oxígeno.

8

9. Si reaccionan 2 moléculas de un reactivo A con 5 moléculas de otro reactivo B para dar 4 moléculas de un producto C, para obtener 12 moléculas de C se precisarán:

- A) 3 moléculas de A y 7 de B.
- B) 5 moléculas de A y 10 de B.
- C) 6 moléculas de A y 15 de B.
- D) 5 moléculas de A y 15 de B.
- E) 6 moléculas de A y 6 de B.

9

10. Un alumno, orientado por su profesor, realiza la siguiente experiencia: toma cantidades variables de cinc y las trata con ácido clorhídrico, calienta para evaporar el agua presente y le queda un residuo que pesa y que está constituido por cloruro de cinc. Repite la experiencia varias veces y recoge sus datos en la siguiente tabla:

<i>Masa de cinc</i>	<i>Masa de cloruro de cinc (residuo)</i>
1,00 g	2,08 g
1,50 g	3,12 g
2,00 g	4,16 g
3,00 g	6,24 g

luego saca las siguientes conclusiones, todas correctas MENOS UNA que no lo es:

- A) Necesita más ácido clorhídrico cuanto mayor es la masa del cinc.
- B) El cloro combinado con el cinc es la diferencia entre la masa de cloruro de cinc formado y la masa del cinc empleado en cada experimento.

- C) Hay la misma proporción de cloro y de cloruro de cinc obtenido en todas las experiencias.
- D) No se cumple la ley de las proporciones constantes o de Proust.
- E) Se puede decir que con pequeños errores no apreciables hay en todos los residuos obtenidos de cloruro de cinc una proporción constante entre sus componentes.

10

11. Si se combinan 4 g de sustancia A con 5 g de otra sustancia B para dar 6 g de sustancia C y algo de sustancia D, ¿cuántos g de D cabe esperar se formen?:

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

11

12. Partiendo de los datos de la cuestión anterior, ¿cuántos g de sustancia A se necesitan para formar 135 g de sustancia D?:

A) 160 B) 180 C) 100 D) 130 E) 135

12

13. El coeficiente que hay que poner al reactivo oxígeno para que la reacción que se da a continuación quede ajustada es:



A) 22 B) 23 C) 67 D) $\frac{67}{2}$ E) 68

13

14. La ecuación para la reacción entre el cloruro de calcio y el nitrato de plomo (II) es:

- A) $\text{CaCl} + \text{PbNO}_3 = \text{CaNO}_3 + \text{PbCl}$
B) $\text{CaCl}_2 + 2 \text{PbNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{PbCl}$
C) $\text{CaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2 \text{CaNO}_3 + \text{PbCl}_2$
D) $\text{CaCl}_2 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2 \text{CaCl} + 2 \text{PbNO}_3$
E) $\text{CaCl}_2 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbCl}_2$

14

15. La masa de oxígeno que se desprende al calentar fuertemente 5 g de clorato de potasio es de:

(Cl = 35,5; O = 16; K = 39,1)

- A) $\frac{5}{122,6} \times 22,4 \text{ g}$ C) $\frac{5}{122,6} \times 32$
B) $\frac{5}{122,6} \times 3 \times 16$ D) $\frac{122,6}{5} \times 32 \times 3$

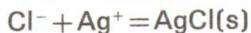
15

16. Se mezclan en un tubo de ensayo disoluciones acuosas de KCl y NaNO_3 además de los iones del agua; los iones presentes son:

- A) Cl^- , K^+ , N^- y O_3^+ D) Cl^- , K^+ , Na^+ y NO_3^-
B) Cl^- , K^+ , Na^- y NO_3^+ E) Cl^- , K^+ , NaN^+ y O_3^-
C) Cl^+ , K^- , Na^- y NO_3^+

16

17. MENOS UNA todas las ecuaciones moleculares siguientes en medios acuosos pueden representarse por la ecuación iónica:



- A) $\text{CaCl}_2 + 2 \text{AgNO}_3 = 2 \text{AgCl(s)} + \text{Ca(NO}_3)_2$
B) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3$
C) $\text{KBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr(s)} + \text{KNO}_3$
D) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl(s)} + \text{KNO}_3$
E) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl(s)} + \text{HNO}_3$

17

18. El volumen de productos de la reacción que se obtendrá al quemar completamente 20 litros de metano suponiendo todos los gases en las mismas condiciones de P y T, según la reacción:



es de:

- A) 10 ℓ B) 20 ℓ C) 40 ℓ D) 60 ℓ E) 80 ℓ

18

19. Sabiendo que las siguientes sales son insolubles en agua:



indical cuál de las siguientes mezclas NO DEBE DAR UN PRECIPITADO:

- A) soluciones acuosas de $\text{Cu(NO}_3)_2$ y de K_2S
B) soluciones acuosas de KNO_3 y de MgCl_2
C) soluciones acuosas de NaCl y de $\text{Pb(NO}_3)_2$

D) soluciones acuosas de $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ y de MgSO_4

E) soluciones acuosas de KCl y de AgNO_3

19

20. Dada la siguiente ecuación química: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2(\text{g})$ de la misma se puede deducir que:

A) Por cada átomo de Zn se forman dos moléculas de H_2 .

B) Está mal ajustada, pues hay más átomos en los productos que en los reactivos.

C) Siendo la masa atómica del $\text{Zn} = 65,4$, por cada 100 g de cinc se forman 40 l de H_2 en condiciones normales.

D) Puesto que la masa molecular de H_2SO_4 es 98 y la del hidrógeno 2, la masa molecular del sulfato de cinc es $98 + 65,4 - 2$.

E) Hay más especies químicas en los reactivos que en los productos.

20

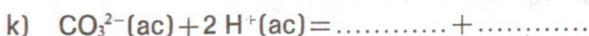
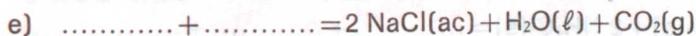
● Ejercicios de completar ecuaciones (25 puntos)

21. El carbonato de calcio y el carbonato de sodio reaccionan con el ácido clorhídrico diluido de acuerdo con las siguientes reacciones:

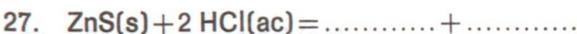
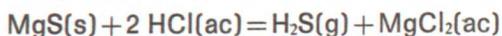
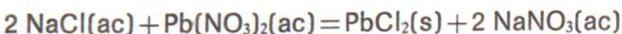
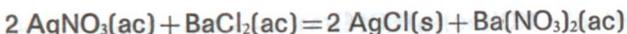
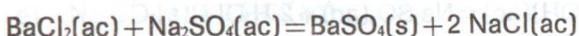
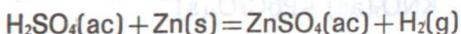


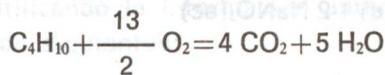
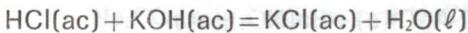
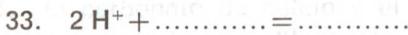
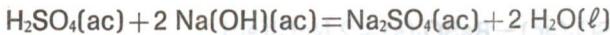
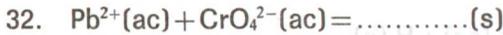
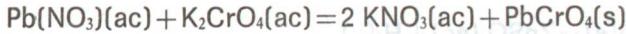
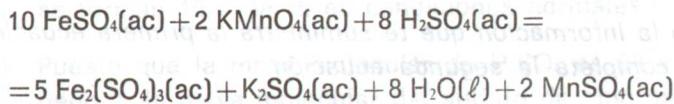
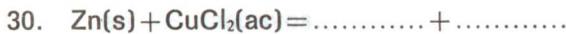
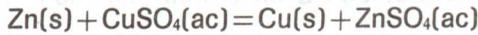
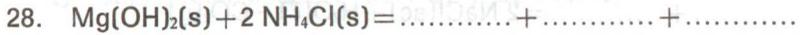
Utilizando la información anterior completa las ecuaciones químicas siguientes:





Utilizando la información que te suministra la primera ecuación de cada par completa la segunda ecuación:





32.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Cuestiones de opción única

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| 1. A | 6. E | 11. C | 16. D |
| 2. C | 7. C | 12. B | 17. C |
| 3. C | 8. D | 13. D | 18. D |
| 4. C | 9. C | 14. E | 19. B |
| 5. B | 10. D | 15. B | 20. D |

● Ejercicios de completar ecuaciones

21. a) $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
b) $2 \text{KCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
c) $2 \text{HCl}(\text{ac}); \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
d) $2 \text{HCl}(\text{ac}); \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
e) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac})$
f) $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
g) $\text{MgCO}_3(\text{s}) + 2 \text{HNO}_3(\text{ac})$
h) $2 \text{NaNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
i) $2 \text{HNO}_3(\text{ac}); \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
j) $2 \text{FeCl}_3(\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{CO}_2(\text{g})$
k) $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
22. $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$
23. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s})$
24. $\text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{MgCl}_2(\text{ac})$

25. $\text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3\text{(ac)}$
26. $\text{PbCl}_2\text{(s)} + \text{Mg(NO}_3)_2\text{(ac)}$
27. $\text{H}_2\text{S(g)} + \text{ZnCl}_2\text{(ac)}$
28. $2 \text{NH}_3\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(g)} + \text{MgCl}_2$
29. $\text{NH}_3\text{(g)} + \text{HBr(g)}$
30. $\text{Cu(s)} + \text{ZnCl}_2\text{(ac)}$
31. $\frac{5}{2} \text{Fe}_2\text{(SO}_4)_3\text{(ac)} + \frac{1}{2} \text{K}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 4 \text{H}_2\text{O(l)} + \text{MnSO}_4\text{(ac)}$
32. $\text{PbCrO}_4\text{(s)}$
33. $2 \text{OH}^- = 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
34. $\text{H}^+ + \text{OH}^-$
35. 12O_2

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 45 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 35 puntos.



OBJETIVOS

TEMA 33

- Interpretar desde el punto de vista energético las reacciones químicas
- Resolver **Reacciones Químicas (II)**
- Describir una pila eléctrica química y su funcionamiento

INDICE

33.1 CONTENIDOS BÁSICOS

33.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

33.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

33.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

OBJETIVOS

- Interpretar desde el punto de vista energético la reacciones químicas.
- Resolver ejercicios haciendo uso de la ley de Hess.
- Describir una pila eléctrica química y su funcionamiento.

INDICE

33.1 CONTENIDOS BASICOS

33.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

33.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

33.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

33.1 CONTENIDOS BASICOS

- Reacciones exotérmicas y endotérmicas (T).
- Calor de reacción (T).
- Ecuaciones termoquímicas (T).
- Ley de Hess (T).
- Calor de formación (T).
- Calor de combustión (T).
- Relación entre energía química y energía eléctrica (T).
- Pila Daniell (T).
- Acumulador de plomo (T).

33.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

● Problema 1

- a) La reacción química podemos representarla por la ecuación:



- b) Esta ecuación que hemos ajustado debidamente nos indica que por cada dos moles de magnesio, es necesario consumir un mol de oxígeno, que traducido a volumen, en condiciones normales, es lo mismo que decir:

«Dos moles de magnesio necesitan para su combustión $22,4 \text{ dm}^3$ de O_2 »,

ya que un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa el llamado volumen molar normal ($22,4 \text{ dm}^3$). Según los datos del problema, se queman $1,20 \text{ g}$ de Mg (cuya masa atómica es 24), para lo cual disponemos de $0,90 \text{ l}$ de oxígeno y nos preguntamos si hay oxígeno en exceso. Para saberlo, calculemos cuál es el oxígeno que realmente necesitan $1,20 \text{ g}$ de Mg para su combustión,

para lo cual, tendremos en cuenta la información que nos suministra la ecuación química y establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{(2 \cdot 24) \text{ g de Mg}}{2,24 \text{ l de O}_2} = \frac{1,20 \text{ g de Mg}}{X}$$

de donde: $X = 0,56 \text{ l de O}_2$.

Como disponemos de $0,90 \text{ l de O}_2$, ya podemos responder que el oxígeno está en exceso. La diferencia $(0,90 - 0,56) \text{ l} = 0,34 \text{ l de oxígeno supone el exceso de oxígeno}$.

c) La misma ecuación química, representativa del proceso, nos suministra la información siguiente:

«Por cada dos moles de magnesio se producen dos moles de óxido de magnesio», por tanto esto marca entre ambos una relación de uno es a uno.

Teniendo en cuenta que la masa molecular del MgO es 40, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{24 \text{ g de Mg}}{40 \text{ g de MgO}} = \frac{1,2}{X'}$$

$$X' = 2 \text{ g de MgO}$$

d) El calor desprendido ha elevado la temperatura del calorímetro $3,66^\circ \text{C}$. Dado que:

$$Q = m c \Delta t$$

donde $m = \text{masa} = 200 \text{ g} = 0,200 \text{ kg}$; $c = \text{calor específico del agua} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$, pero que hemos de expresar en el sistema internacional, de forma que:

$$c = \frac{4,18 \text{ J}}{10^{-3} \text{ kg K}} = 4180 \text{ J/kg K}$$

y además $\Delta t = 3,66 \text{ K}$. Sustituyendo tendremos:

$$Q = 0,200 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J/kg K} \cdot 3,66 \text{ K} = 3060 \text{ J}$$

● Problema 2

La ecuación termoquímica dada en el problema es:



donde 115,6 kcal es el llamado calor de reacción (apartado 1-3 del texto).

Dado que insistimos en la conveniencia de usar el sistema Internacional, lo primero que vamos a hacer es expresar el calor de reacción en J o kJ

$$115,6 \text{ kcal} \cdot 4,18 \text{ kJ/kcal} = 483,2 \text{ kJ}$$

Esta reacción, siguiendo el criterio que el texto explica en el apartado (1-5) es exotérmica, por tanto, la información que nos suministra la ecuación química es:

«Por cada dos moles de H_2 se desprenden 483,2 kJ»

Dado que si la reacción, considerada como de formación de dos moles de agua es exotérmica, si la consideramos en sentido contrario, sería endotérmica, por tanto, para descomponer el agua es necesario aportar una cantidad de energía; la ecuación química, nos informa de que por cada dos moles de agua (masa molecular=18), son necesarios 483,2 kJ, por tanto, podemos saber la cantidad de energía que necesitamos para descomponer 13,5 g de H_2O , sin más que establecer la siguiente proporción:

$$\frac{(2 \cdot 18) \text{ g de H}_2\text{O}}{483,2 \text{ kJ}} = \frac{13,5 \text{ g de H}_2\text{O}}{Q}$$

$$Q = 181,2 \text{ kJ}$$

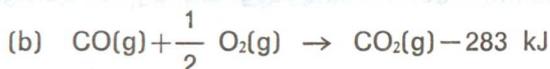
● Problema 3

Lo primero que vamos a hacer es escribir las ecuaciones termoquímicas correspondientes, pero antes, transformaremos los calores dados en kcal en unidades del SI. Así pues:

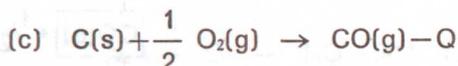
$$94,10 \text{ kcal} = (94,10 \cdot 4,18) \text{ kJ} = 393 \text{ kJ}$$

$$67,70 \text{ kcal} = (67,70 \cdot 4,18) \text{ kJ} = 283 \text{ kJ}$$

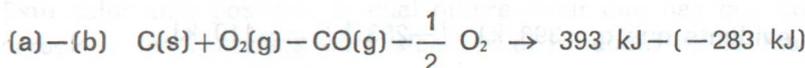
Las ecuaciones termoquímicas conocidas son:



La ecuación termoquímica cuyo correspondiente calor de combustión tenemos que calcular es:



La ley de Hess permite que podamos operar con las ecuaciones químicas, sumándolas y restándolas, como si fuesen ecuaciones matemáticas, de forma que para obtener la ecuación (c) sólo tenemos que restar la ecuación (a) de la (b), de la forma siguiente:



operando y trasponiendo términos resulta:



Esta es la ecuación que buscábamos, completada ya con el calor de combustión correspondiente:

$$Q = 110 \text{ kJ}$$

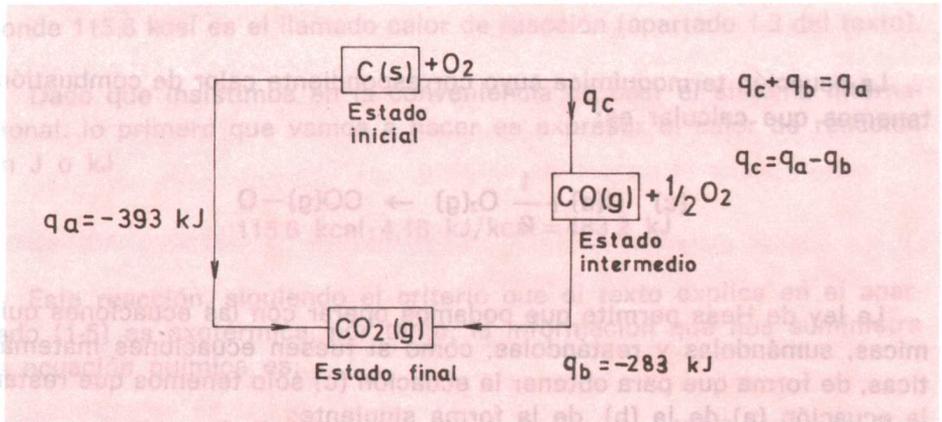
se desprenderán al quemar un mol de C para dar CO.

El diagrama representativo, según los esquemas del texto (ver apartado 1,7) sería:

El sistema inicial es la combustión de C(s).

El sistema final es CO₂(g).

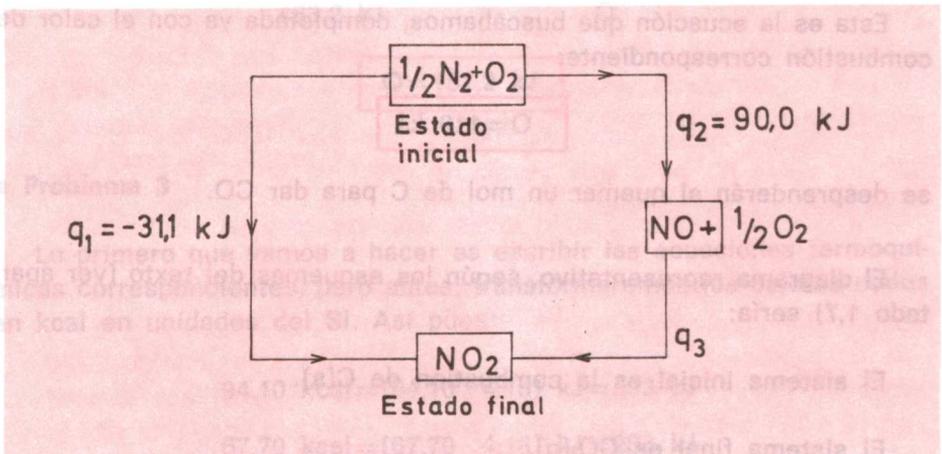
Ahora bien, si consideramos que del mismo sistema inicial podemos pasar al mismo estado final empleando un paso intermedio, se ha de verificar, según la ley de Hess que el calor de reacción ha de ser el mismo, independiente del camino seguido en la transformación. Por tanto:



Es evidente que $q_c = 393 \text{ kJ} - (-283 \text{ kJ}) = -110 \text{ kJ}$.

● **Problema 4**

Dibujamos el siguiente diagrama, en el que podéis advertir que consideramos el nitrógeno como gas diatómico.

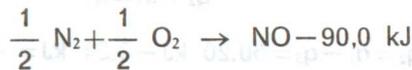


- a) El calor de formación del NO_2 vendría dado por el paso directo del estado inicial al estado final, por tanto sería $q_1 = -31,1 \text{ kJ}$.

La ecuación termoquímica representativa del proceso sería:



- b) El calor de formación del NO vendría dado por $q_2 = 90 \text{ kJ}$ y la ecuación termoquímica representativa es:



- c) El calor de la reacción $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$ sería q_3 , y dado que:
- $$q_1 = q_2 + q_3$$

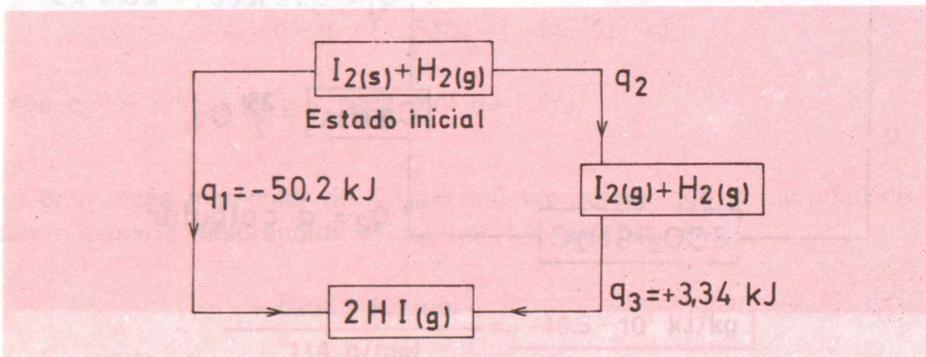
$$q_3 = q_1 - q_2 = -31,1 \text{ kJ} - (-90,0 \text{ kJ}) = 58,9 \text{ kJ}$$

Este calor sale positivo, lo cual quiere decir que hay que comunicárselo a los reactivos para alcanzar el producto de la reacción, por tanto es *endotérmica*.

● Problema 5

- a) El calor de formación de un mol de $\text{HI}(\text{g})$ partiendo de $\text{I}_2(\text{s})$ sería la mitad de q_1 , en el diagrama, por tanto:

Calor de formación de $\text{HI} = \frac{q_1}{2} = \frac{-50,20}{2} \text{ kJ} = -25,10 \text{ kJ/mol}$ a partir de $\text{I}_2(\text{s})$.



- b) El calor de formación de un mol de HI(g), partiendo de I₂(g) es q₃ del diagrama dividido por dos.

$$\text{Calor de formación de HI(g)} = \frac{q_3}{2} = \frac{3,34}{2} = \boxed{1,67 \text{ kJ/mol}}$$
 a partir de I₂(g).

El proceso sería endotérmico.

- c) El calor de sublimación de un mol de I₂ sería q₂ en la gráfica y su valor:

$$q_2 + q_3 = q_1$$

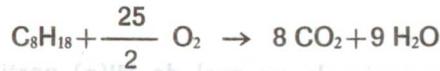
$$q_2 = q_1 - q_3 = 50,20 \text{ kJ} - 3,34 \text{ kJ} = -53,54 \text{ kJ}$$

Lo que nos piden no es el calor por mol, sino el calor de sublimación por g de I₂. Entonces, teniendo en cuenta que la masa molecular del I₂ es 254, tendremos:

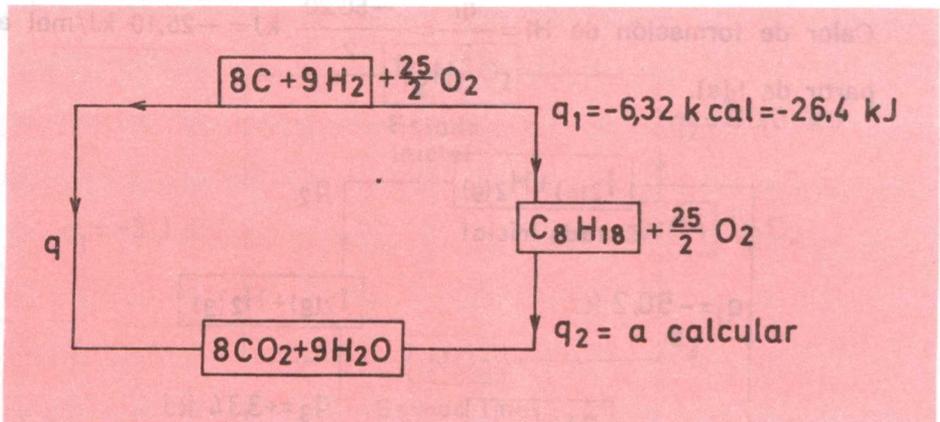
$$\frac{254 \text{ g de I}_2}{-53,54 \text{ kJ}} = \frac{1}{q_x}; \quad \boxed{q_x = -0,21 \text{ kJ/g}}$$

● Problema 6

Teniendo en cuenta que la reacción de combustión del octano es:

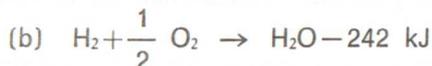


y que el diagrama representativo es:

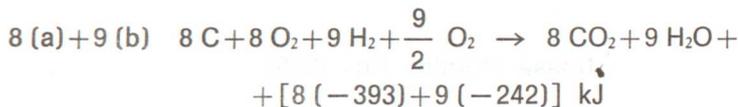


donde q es la suma de los calores de formación de 8 moles de CO_2 y 9 moles de H_2O .

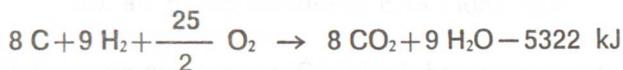
El enunciado del problema nos da como dato el calor de formación de un mol de CO_2 y de un mol de H_2O representados separadamente por las ecuaciones termoquímicas:



Si multiplicamos la (a) por 8 y la (b) por 9 y sumamos ambas resulta:



reduciendo términos tendremos:



Este calor corresponde al calor q en el diagrama.

Entonces el calor que se desprende al quemar un mol de octano (q_2 en el diagrama) sería:

$$q_1 + q_2 = q$$

$$q_2 = q - q_1 = [-5322 - (-26,40)] \text{ kJ}$$

o sea $q_2 = -5295,6 \text{ kJ}$ por cada mol de C_8H_{18} .

Como masa molecular de $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$, tendremos que la cantidad de calor necesaria desprendida al quemar 1 g de C_8H_{18} sería:

$$\frac{-5295,6 \text{ kJ/mol}}{114 \text{ g/mol}} = \underline{\underline{-46,5 \cdot 10^3 \text{ kJ/kg}}}$$

● Problema 7

- a) La reacción iónica que tiene lugar en la pila Daniell (ver texto punto 2.3 del tema 33) es:



Según esta reacción, el Zn y el Cu^{2+} reaccionan en la relación de 1 es a 1.

Si se han gastado 0,01 mol de Zn, es porque se han formado 0,01 mol de Cu y se han gastado 0,01 mol de Cu^{2+} .

Entonces:

(masa atómica Cu=63,5)

- a) Masa de cobre depositado en el cátodo:

$$0,01 \text{ mol} \cdot 63,5 \text{ g/mol} = 0,635 \text{ g de Cu}$$

Por otra parte, la cantidad de Cu SO_4 consumida serían 0,01 mol.

Como masa molecular de $\text{Cu SO}_4 = 159,5$, tendremos:

$$\text{Cantidad de } \text{Cu SO}_4 \text{ consumida} = 0,01 \text{ mol} \cdot 159,5 \text{ g/mol} = 1,595 \text{ g.}$$

- b) (Ver apartado 2,5 del texto).

La cantidad de carga en culombios que ha pasado a través del circuito será:

$q = \mathcal{E}/E$, pero podemos razonar que por cada átomo de Zn que reaccione se liberan 2 e, por tanto por mol de Zn se liberarán $2 e N_A$, siendo N_A = número de Avogadro, que representa el número de electrones que hay en un mol. Como $e N_A = F$, es decir $1 \cdot \text{faraday} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C/e} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e/mol} = 96500 \text{ C/mol}$. Entonces la carga que ha pasado en culombios sería:

para un mol:

$$q_{\text{mol}} = 2 e N_A = 2 F = (2 \cdot 96500) \text{ C/mol}$$

y para 0,01 moles:

$$q' = (2 \cdot 96500) \text{ C/mol} \cdot 0,01 \text{ mol} = 1930 \text{ C}$$

c) Como $q = I \cdot t$ (I en amperios, t en segundos)

$$I = \frac{q}{t} = \frac{1930 \text{ C}}{3600 \text{ s}} = 0,53 \text{ A}$$

33.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Para la realización de este ejercicio valen las normas dadas anteriormente. El criterio de signos para los calores de reacción coinciden con los del libro de texto.

● Cuestiones de opción única:

1. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para una reacción exotérmica?:

- A) La energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos (medidos a la misma temperatura).
- B) No se requiere energía de iniciación.
- C) La reacción desprende calor.
- D) La reacción absorbe calor.
- E) Nada de lo dicho.

1

2. Cuando se añade cinc en polvo suficiente a 50 cm³ de solución de sulfato de cobre (II) 0,4 M (densidad 1 g/cm³) se advierte un aumento de temperatura de 20° C. Suponiendo despreciable la capacidad calorífica del recipiente y suponiendo que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua 4,2 kJ/kg K el calor desprendido en la reacción siguiente:

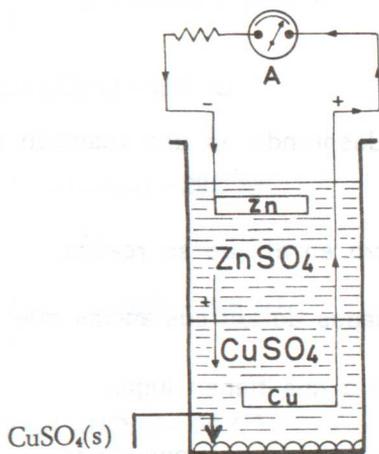


expresado en kJ/mol es:

- A) 210 B) -84 C) 84 D) -210 E) 10⁶

2

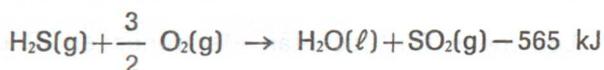
3. Si los dos electrodos de la célula del diagrama adjunto se unen por un conductor. ¿Cuál de los siguientes cambios tiene lugar?:



- A) $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow$ solamente
 B) Solamente: $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-}$
 C) Ambas: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ y $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$
 D) Ambas: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ y $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-}$
 E) Nada de lo dicho

3

4. La siguiente ecuación:



nos informa de que:

- A) La reacción es endotérmica.
 B) Se desprenden 565 kJ cuando un mol de H_2S gas arde con el suficiente oxígeno.
 C) Que la reacción es exotérmica.

- D) Hay más moléculas de reactivo que de productos.
E) Es cierto lo dicho en B), C) y D).

4

5. El calor que se desprende en una reacción química NO DEPENDE DE:
- A) Del calorímetro en el que se realiza.
B) De las cantidades de las sustancias que se transforman.
C) De la presión a que tienen lugar.
D) De la temperatura a que tiene lugar.
E) Del estado físico de los reactivos y de los productos.

5

6. En una pila Daniell, cuya reacción iónica podemos representar por:

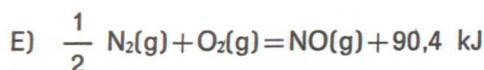
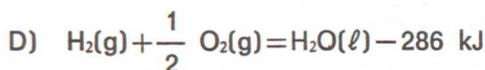
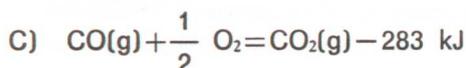
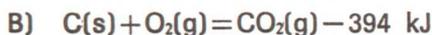
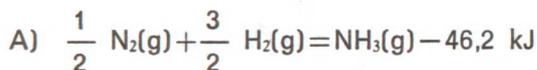


ES FALSO QUE:

- A) El Zn cede electrones.
B) Los iones Cu^{2+} aceptan electrones en el electrodo positivo.
C) El Zn se oxida en el electrodo positivo.
D) Los iones Cu^{2+} se reducen en el electrodo positivo.
E) Los electrones en el circuito exterior pasan del electrodo negativo al positivo.

6

7. En todas las ecuaciones termoquímicas siguientes expresamos calores de formación, EXCEPTO EN:



7

8. La ecuación para la reacción entre el hidrógeno y el bromo es:



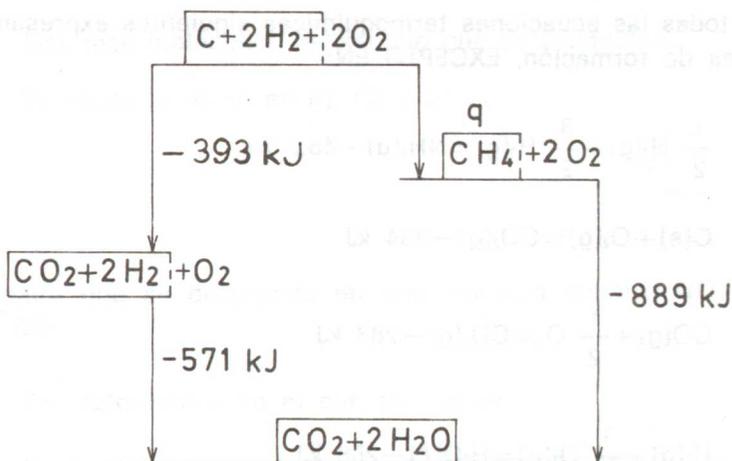
La energía necesaria para romper un mol de moléculas de hidrógeno (H_2) en sus átomos es 435 kJ y la energía necesaria para romper un mol de moléculas de bromo (Br_2) en sus átomos es 224 kJ. La energía necesaria para romper un mol de moléculas de bromuro de hidrógeno (HBr) en sus átomos, bromo e hidrógeno, es 366 kJ.

Luego la energía expresada en kJ que se desprende o que se absorbe en la reacción antes indicada es:

A) +1391 B) +293 C) +73 D) -73 E) -1391

8

9. Partiendo de: $\text{C} + 2 \text{H}_2 + 2 \text{O}_2$ como sistema inicial del esquema siguiente, se pueden deducir todas las afirmaciones siguientes: EXCEPTO que:



- A) q es el calor de formación del metano
 B) -889 kJ es el calor de combustión del metano
 C) -393 kJ es el calor de combustión del hidrógeno
 D) -964 kJ es el calor desprendido desde el estado inicial al final

9

10. El valor de q en la cuestión anterior es:

- A) 1067 kJ B) -75 kJ C) -711 kJ D) -1847 kJ

10

● Contestar cierto o falso a las frases siguientes (16 puntos):

11. En los procesos físicos siempre hay absorción de energía. C F
12. En los procesos químicos siempre hay desprendimiento de energía. C F

13. En los procesos químicos sólo se producen variaciones energéticas en forma de calor o de tipo eléctrico. C F
14. Las combustiones son reacciones exotérmicas. C F
15. Una reacción que desprende calor es endotérmica. C F
16. Calor de reacción es la cantidad de calor que se desprende o absorbe en una reacción referida al número de moles que figuran en la reacción, a presión constante y siendo el estado físico de los productos y reactivos los de 25° C y 1 atmósfera de presión. C F
17. En un calorímetro se pueden medir calores de reacción. C F
18. El calor de una reacción a presión constante depende del estado final e inicial, y, por tanto, depende del camino seguido. C F
19. Lo dicho anteriormente contradice a la ley de Hess. C F
20. Calor de combustión es el calor que se desprende en la combustión completa de un mol de sustancia. C F
21. Los cuerpos en cuya formación se desprende mucho calor son estables. C F
22. En la electrólisis se transforma energía química en eléctrica. C F
23. En la electrólisis se transforma energía eléctrica en química. C F
24. Una pila Daniell es un generador de corriente eléctrica. C F
25. Una pila Daniell en funcionamiento consume CuSO₄ que está en la disolución de electrólito. C F
26. Los procesos de carga y descarga del acumulador de plomo corresponden a las reacciones:



C F

33.4. SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● **Cuestiones de opción única (10 puntos):**

- | | | | | |
|------|------|------|------|-------|
| 1. C | 3. D | 5. A | 7. C | 9. C |
| 2. D | 4. E | 6. C | 8. D | 10. B |

● **Contestar cierto o falso a las frases siguientes (16 puntos):**

- | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| 11. F | 15. F | 18. F | 21. C | 24. C |
| 12. F | 16. C | 19. C | 22. F | 25. C |
| 13. F | 17. C | 20. C | 23. C | 26. C |
| 14. C | | | | |

Puntuación máxima a alcanzar: 26 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 20 puntos.

OBJETIVOS

TEMA 34

- Enumerar los factores que intervienen en la velocidad de una reacción química y describir su influencia en la misma.
- Predecir el efecto de las condiciones externas.

Velocidad de reacción y equilibrio

INDICE

34.1. CONTENIDOS BÁSICOS

34.2. CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

34.3. EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

34.4. SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

- Enumerar los factores que intervienen en la velocidad de una reacción química y describir su influencia en la misma.
- Predecir la evolución de un equilibrio químico al variar las condiciones externas.

INDICE

34.1 CONTENIDOS BASICOS

34.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

34.3. EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

34.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

34.1 CONTENIDOS BASICOS

- Concepto de velocidad de reacción (T).
- Factores que influyen en la velocidad de una reacción (T).
- Teoría de las colisiones o choques (T).
- Energía de activación. Complejo activado (T).
- Catalizadores (T).
- Reacciones completas o irreversibles (T).
- Reacciones incompletas o reversibles (T).
- Equilibrio químico (T).
- Desplazamiento del equilibrio (T).
- Principio de Le Chatelier (T).

34.2. CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

● Cuestión 1

El aumento de temperatura favorece la velocidad de un proceso químico. Es aceptada *como regla aproximada* que por cada 10° C de aumento de temperatura la velocidad de la reacción se duplica (ver texto, apartado 1.5).

El efecto producido por un incremento de temperatura en la velocidad de las reacciones químicas se debe a dos factores. Por una parte, al elevarse la temperatura, las partículas se moverán más rápidamente y, por tanto, el número de choques entre ellos aumentará, en un tiempo dado. Por otra parte, con el aumento de temperatura se logra que las partículas adquieran una energía más elevada, y, como consecuencia, aumentará el número de moléculas que adquieran la ENERGIA DE ACTIVACION, necesaria para que los choques entre ellas sean eficaces con formación del complejo activado, que luego dé lugar a los productos de la reacción.

● Cuestión 2

El proceso de disolución del KNO_3 a una determinada temperatura, podemos representarlo en la siguiente ecuación:



En virtud del principio de Le Chatelier, un aumento de temperatura hará que el equilibrio se desplace en el sentido que absorba calor; por tanto, en nuestro caso, se desplazaría hacia la derecha, y con ello se favorece la disolución de la sal.

● Cuestión 3

La disolución de los gases en agua debe ser un proceso exotérmico:



ya que, de este modo, al elevarse la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, sentido en el que se absorbe calor; por tanto, disminuye la solubilidad del gas.

● Cuestión 4

Al aplicar el principio de Le Chatelier al equilibrio, éste se desplazará en el sentido en que disminuya su volumen:



En este caso veremos que una variación de presión no modifica el equilibrio, dado que no hay variación de volumen, ya que el volumen es proporcional al número de moléculas y este número es igual en los dos miembros de la ecuación representativa del equilibrio químico.

En el equilibrio $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ hay disminución del número de moles en el segundo miembro; por tanto, una disminución de la presión desplazará el equilibrio hacia la izquierda, formándose menos amoníaco.

El caso del equilibrio $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$, el caso de una disminución de la presión es, análogamente al caso anterior, causa de que el equilibrio se desplace hacia la izquierda.

● Cuestión 5

Es preciso que la temperatura no sea muy baja debido a que entonces la velocidad de reacción sería muy pequeña; por tanto, es necesario encontrar una temperatura óptima que no sea muy alta para que no desplace el equilibrio hacia el sentido en que absorbe calor, contrario al de formación del amoníaco y suficientemente alta para que las moléculas reaccionantes adquieran la suficiente energía que les permita superar la energía de activación del proceso.

● Problema 6

Según podemos observar, se trata de reacciones entre sustancias disueltas, con formación de una sustancia insoluble, por lo cual podemos considerarlas como completas (texto párrafo 2.5 b).

Las reacciones ajustadas serán:



Las ecuaciones iónicas correspondientes son:



34.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para este ejercicio las normas dadas en ejercicios anteriores.

● **Cuestiones de opción única (25 puntos):**

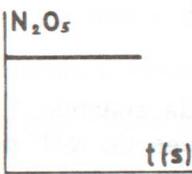
1. El pentaóxido de dinitrógeno a 30° C se descompone según la reacción:



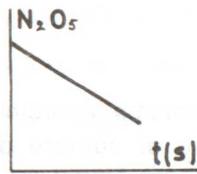
Experimentalmente se ha determinado el número de moles de N_2O_5 frente al tiempo.

Moles N_2O_5	Tiempo (s)
0,8485	0
0,5720	4 800
0,4715	7 200
0,2655	14 400
0,1800	19 200

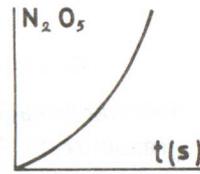
De la información anterior se deduce que la gráfica moles N_2O_5 frente al tiempo (s) será de la forma:



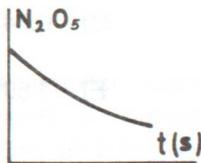
A)



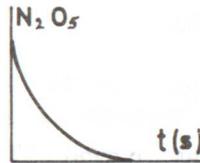
B)



C)



D)



E)

1

2. En la cuestión anterior el número de moles de oxígeno formados cuando han transcurrido 7 200 s es de:

A) $\frac{0,8485 - 0,4715}{2}$

C) $\frac{0,8485 - 0,4715}{7\ 200}$

B) $\frac{0,8485}{2}$

D) 0,4715

E) $\frac{0,4715}{2}$

2

3. El número de moles de NO_2 formados en la reacción de la cuestión 1 cuando han transcurrido 14 400 s es de:

A) 0,2655

D) $\frac{0,8485 - 0,2655}{2}$

B) $0,2655 \times 14\ 400$

E) $(0,8485 - 0,2655) \times 2$

C) $0,8485 - 0,2655$

3

4. Refiriéndose a la misma reacción de la cuestión 1, cuando han transcurrido 4 800 s el número de moles de N_2O_5 que han reaccionado son:

A) 0,8485

D) $0,8485 - 0,5720$

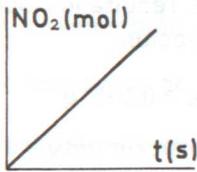
B) 0,5720

E) 4 800

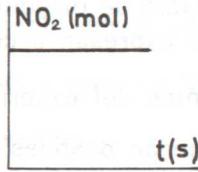
C) $0,8485 + 0,5720$

4

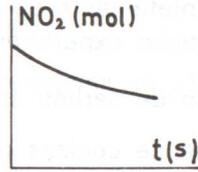
5. La gráfica que mejor representa la variación de número de moles con respecto al tiempo para la reacción cuyos datos se dan en la cuestión 1 es:



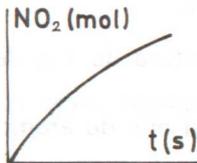
A)



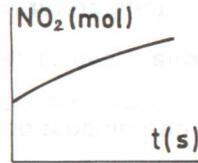
B)



C)



D)



E)

5

6. La reacción:



se verifica en un recipiente cerrado y alcanza el equilibrio, a continuación se aumenta la temperatura manteniendo la presión constante y ahora se alcanza de nuevo el equilibrio, pero son:

- A) El mismo número de moles de SO_3 .
- B) Con más moles de SO_3 , de SO_2 y de O_2 .
- C) Con menos moles de SO_3 y más de SO_2 y de O_2 .
- D) Con más moles de SO_3 y menos de SO_2 y de O_2 .
- E) Con el mismo número de moles de SO_3 , de SO_2 y de O_2 .

6

7. Si en la reacción anterior (cuestión 6) se aumenta la presión y permanece constante la temperatura, al alcanzar de nuevo el equilibrio se verifica la frase escrita ya:

- A) B) C) D) o E)

7

8. El calor de combustión del carbono se determina encontrando el aumento de temperatura producido en un calorímetro cuya agua absorbe el calor de una masa determinada de carbón que arde completamente en atmósfera de oxígeno. Los resultados obtenidos en dicho experimento se expresan a continuación:

Masa de carbón seco antes del experimento = 0,595 g

Masa de cenizas que quedan después del experimento = 0,015 g

Masa de agua utilizada = 580 cm³

Elevación de la temperatura = 7,5° C

1 julio de energía eleva la temperatura de 1 g de agua en 0,24° C

Luego el calor de combustión de un mol de átomos de carbono es:

A) $\frac{7,5 \times 580}{0,58 \times 0,24}$ J mol⁻¹

B) $\frac{7,5 \times 580 \times 12}{0,58 \times 0,24}$ J mol⁻¹

C) $\frac{7,5 \times 580 \times 0,58}{12 \times 0,24}$ J mol⁻¹

D) $\frac{7,5 \times 580}{12 \times 0,58 \times 0,24}$ J mol⁻¹

E) $\frac{580 \times 12}{7,5 \times 0,58 \times 0,24}$ J mol⁻¹

8

9. Un acumulador de plomo:

- A) Es una pila reversible.
B) El electrólito es ácido sulfúrico.
C) Transforma energía química en eléctrica.
D) Transforma energía eléctrica en química.
E) Todo lo dicho.
F) Nada de lo dicho.

9

10. Todos los siguientes son cambios químicos EXCEPTO:

- A) El quemar un madero.
- B) La desaparición del «hielo seco» en el aire.
- C) La formación de alcohol a partir de la fermentación del azúcar.
- D) La explosión de la dinamita.
- E) La descomposición del agua oxigenada por ebullición.

10

11. Del estudio de la tabla adjunta se pueden deducir las siguientes consecuencias:

Desplazamiento del equilibrio por la acción de la temperatura en la síntesis del NH_3 a la presión de 1.000 atmósferas

<i>Temperatura (°C)</i>	<i>% de NH_3 en el equilibrio</i>
300	92,55
400	79,82
500	57,47
600	31,43
700	12,87

- A) Al aumentar la temperatura disminuye el rendimiento de la reacción.
- B) Que se cumple el principio de Le Chatelier, luego la reacción de síntesis es exotérmica.
- C) Puede desplazarse el equilibrio favorablemente, disminuyendo la temperatura para conseguir más NH_3 .
- D) Todo lo dicho anteriormente.
- E) A 1.000° C el equilibrio estará totalmente desplazado en el sentido de que no habrá apenas nitrógeno ni hidrógeno en el equilibrio frente al amoníaco.

11

12. Del estudio de la tabla siguiente se deducen las siguientes consecuencias:

<u>Presión atmósferas</u>	<u>% de NH₃ en el equilibrio</u>
10	14,73
20	30,25
50	39,41
100	52,04
300	70,96
600	84,21
1.000	92,50

- A) Al aumentar la presión aumenta el número de moles de NH₃ presentes en el equilibrio.
- B) Al disminuir la presión aumenta el número de moles de N₂ y H₂ presentes en el equilibrio.
- C) El porcentaje de NH₃ en el equilibrio no es directamente proporcional a la presión total del sistema en equilibrio.
- D) Con el aumento de presión el equilibrio del proceso:
 $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$ se desplaza hacia la izquierda.
- E) Es cierto lo dicho en A), B) y C).

12

13. Los catalizadores alteran las reacciones cambiando:

- A) La posición de equilibrio.
- B) La velocidad de una reacción química.
- C) La constante de equilibrio.
- D) El grado de división de los reactivos y de los productos.
- E) La temperatura de la reacción.

13

14. La velocidad de una reacción depende de los siguientes factores EXCEPTO DE:

- A) La naturaleza de las sustancias que reaccionan.
- B) La concentración de los reactivos.
- C) Si la reacción es o no reversible.
- D) La temperatura.
- E) La presencia de catalizadores.

14

15. ¿Cuál de las siguientes frases expresa más correctamente el principio de Le Chatelier?:

- A) Si en un sistema en equilibrio físico o químico, se modifica uno de los factores que lo determinan (concentraciones, temperatura, presión) el equilibrio se desplaza alejándose lo más posible del estado inicial.
- B) Si en un sistema en equilibrio físico o químico, no se modifican ninguno de los factores que lo determinan (concentraciones, temperatura, presión) el equilibrio no se modifica.
- C) Si en un sistema físico o químico, se modifica uno de los factores que lo determinan (concentraciones, temperaturas, presión), el equilibrio se desplaza de modo que la velocidad de la reacción aumente.
- D) Si en un sistema en equilibrio físico o químico, no se modifican ninguno de los factores que lo determinan (concentraciones, temperaturas, presión), el equilibrio se desplaza tendiendo a restablecer el estado inicial.
- E) Si en un sistema en equilibrio físico o químico se modifica uno de los factores que lo determinan (concentraciones, temperaturas, presión), el equilibrio se desplaza tendiendo a restablecer el estado inicial.

15

16. Una de las siguientes frases NO PUEDE ATRIBUIRSE a los catalizadores:

- A) Son sustancias que aumentan la velocidad de una reacción química.
- B) Cuando actúan en procesos biológicos pueden recibir el nombre de enzimas o fermentos.
- C) Su acción puede explicarse porque disminuyen la energía de activación de los reactivos y proporcionan nuevos caminos para que la reacción tenga lugar.
- D) Intervienen en la reacción en cantidades generalmente ínfimas, pero se consumen totalmente.
- E) Intervienen en cantidades ínfimas en las reacciones, pero no se consumen.

16

17. Una reacción es reversible cuando:

- A) Es completa.
- B) Se alcanza un equilibrio dinámico entre reactivos y productos.
- C) Se desprende un producto en forma gaseosa que abandona el sistema.
- D) Cuando en un sistema en disolución se obtiene un producto que es una sustancia insoluble.
- E) La reacción es exotérmica.

17

18. La velocidad de una reacción:

- A) Es proporcional al número de choques por unidad de tiempo entre las moléculas de reactivo.
- B) Es inversamente proporcional al número de moles de reactivo o a su concentración.
- C) En muchos casos se duplica al aumentar la temperatura del sistema en 10°C .
- D) Es influida por la energía de activación.
- E) Lo dicho en A), C) y D).

18

19. Si una solución diluida de ácido sulfúrico se añade a una disolución dada de tiosulfato de ácido ésta tarda bastante tiempo en enturbiarse por formación de azufre precipitado. Si se repite la experiencia con ácido sulfúrico más concentrado, la turbidez aparece mucho más pronto. Ello es debido a que el ácido cuando está más concentrado:

- A) Actúa como catalizador.
- B) Tiene lugar una reacción diferente.
- C) Descompone al agua en sus elementos en lugar del tiosulfato.
- D) Aumenta la velocidad de la reacción.
- E) Disminuye la velocidad de la reacción.

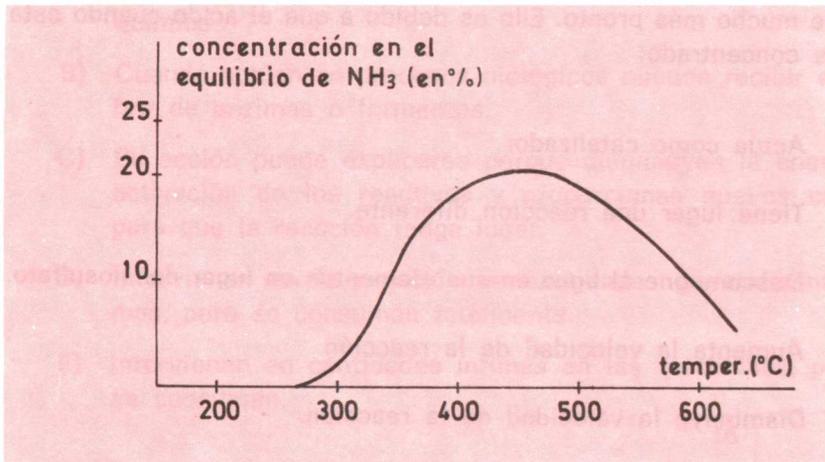
19

20. Recuerda la cuestión 1. Ahora toma una cierta cantidad de pentóxido de dinitrógeno, caliéntalo suavemente y déjalo expandirse. Algunas de sus moléculas cambiarán a:

- A) Nitrógeno y oxígeno.
- B) Dióxido de mononitrógeno.
- C) Monóxido de nitrógeno y oxígeno.
- D) Dióxido de nitrógeno y oxígeno.
- E) No se posee información suficiente para contestar.

20

21. A partir de la gráfica adjunta (representa el rendimiento en amoníaco en la reacción catalizada: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ y especiales condiciones) el mayor rendimiento de amoníaco se formará:



- A) Entre 0 y 200° C
B) Entre 200 y 300° C
C) Entre 300 y 400° C
D) Entre 400 y 500° C
E) Entre 500 y 600° C

21

22. En el equilibrio la velocidad de síntesis del amoníaco es:

- A) La misma que su velocidad de descomposición.
B) Mayor que su velocidad de descomposición.
C) Mayor que su velocidad de descomposición sólo si la temperatura está próxima a los 450° C.
D) Inferior a su velocidad de descomposición.
E) Inversamente proporcional a su velocidad de descomposición.

22

23. Un trocito de cinc se echa dentro de un vaso que contiene ácido clorhídrico 2 M y se observa que la velocidad de producción del hidrógeno alcanza su máximo y luego decrece. Un estudiante establece previamente las siguientes razones para justificar la caída en la velocidad de formación del hidrógeno:

- I. La concentración de ácido decrece a medida que transcurre la reacción.
- II. La superficie de cinc atacable decrece a medida que la reacción transcurre.
- III. La reacción es exotérmica.

¿Cuál de estas razones previas o hipótesis son válidas para explicar el descenso en la velocidad del desprendimiento gaseoso?:

- A) Las tres I, II y III.
- B) Sólo la I y la II.
- C) Sólo la II y la III.
- D) Sólo I.
- E) Sólo II.
- F) Sólo III.

23

24. Las cuatro siguientes reacciones comienzan al mismo tiempo y a la misma temperatura. ¿En cuál de ellas cabe esperar se desprenda el mayor volumen de hidrógeno durante los primeros 10 segundos de la reacción?:

- A) Un trozo de cinc de 1 g de masa en 10 cm³ de HCl 0,5 M
- B) Un trozo de cinc de 1 g de masa en 40 cm³ de HCl 0,5 M
- C) 1 g de cinc en polvo en 20 cm³ de HCl 0,5 M
- D) 1 g de cinc en polvo en 10 cm³ de HCl 12 M

E) Dos trozos de cinc de 0,5 g de masa cada uno en 50 cm³ de HCl 12 M

24

25. Una cierta sustancia X se descompone para formar un gas y la gráfica inferior representa el volumen de Y producido frente al tiempo. ¿Cuál de los siguientes resultados nos da la velocidad media de descomposición al cabo de ocho minutos de haber comenzado la reacción?:

A) 11 cm³/minuto

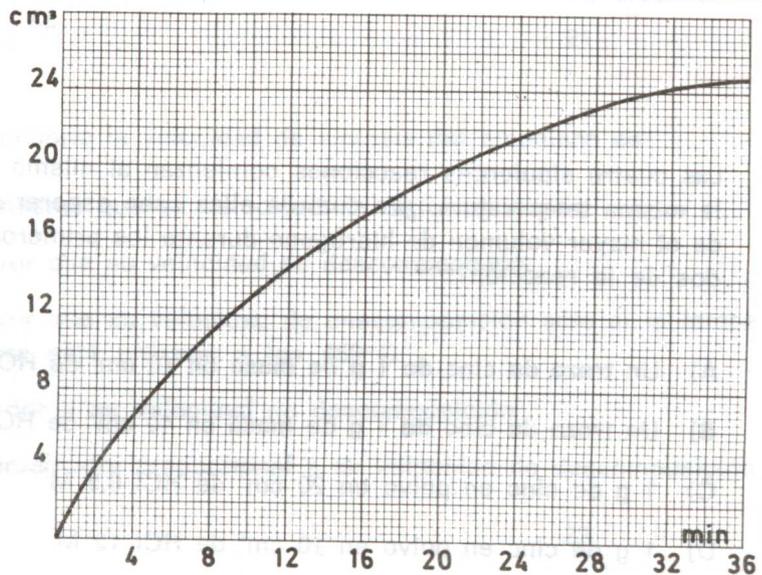
B) $\frac{11}{8}$ cm³/minuto

C) 1 cm³/minuto

D) $\frac{25}{36}$ cm³/minuto

E) 11 × 8 cm³/minuto

25



34.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Cuestiones de opción única (25 puntos):

- | | | | | |
|------|-------|-------|-------|-------|
| 1. D | 6. C | 11. D | 16. D | 21. D |
| 2. A | 7. D | 12. E | 17. B | 22. A |
| 3. E | 8. B | 13. B | 18. E | 23. B |
| 4. D | 9. E | 14. C | 19. D | 24. D |
| 5. D | 10. B | 15. E | 20. D | 25. B |

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 25 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 16 puntos.

OBJETIVOS

TEMA 35

→ Describir fenomenológicamente lo que es un ácido y una base.

→ Definir ácidos **Acidez y Basicidad** (acid-Base-Lowry).

→ Nombrar y formular ácidos y bases.

INDICE

35.1 CONTENIDOS BÁSICOS

35.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

35.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

35.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

TEMA 35

Ácidos y Basicidad

OBJETIVOS

- Describir fenomenológicamente lo que es un ácido y una base.
- Definir ácidos y bases según la teoría de Brönsted-Lowry.
- Nombrar y formular ácidos y bases.

INDICE

35.1 CONTENIDOS BASICOS

35.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

35.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

35.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

35.1 CONTENIDOS BASICOS

- Acido (T).
- Base (T).
- Indicadores (T).
- Neutralización (T).
- Acidos y bases fuertes o débiles (electrólitos) (T).
- Definición experimental de ácido y de base (T).
- Hidrácido y oxoácidos (T).
- El ión hidronio (T).
- Definición conceptual: Acido y base según Brönsted (T).
- Acidos y bases conjugados (T).
- Ionización del agua (T).
- Valoración ácido-base (T).
- Obtención de ácidos (T).
- Nomenclatura de los ácidos y de las bases (T).

35.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

● Cuestión 1

- HClO_4 → ácido perclórico
- HNO_3 → ácido nítrico
- HClO_3 → ácido clórico
- H_2SO_4 → ácido sulfúrico
- H_3PO_3 → ácido fosforoso
- H_3BO_3 → ácido bórico

● **Cuestión 2**

- Acido hipocloroso → HClO
 Acido nitroso → HNO₂
 Acido fosfórico → H₃PO₄
 Acido silícico → H₄SiO₄
 Acido iódico → HIO₃
 Acido bromoso → HBrO₂

● **Cuestión 3**

a) NITRATOS

b) SULFATOS

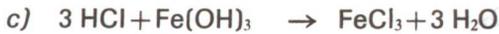
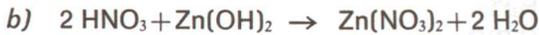
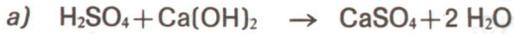
c) FOSFATOS

NaNO ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₃ PO ₄
Ca(NO ₃) ₂	CaSO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂
Al(NO ₃) ₃	Al ₂ (SO ₄) ₃	AlPO ₄
CuNO ₃	Cu ₂ SO ₄	Cu ₃ PO ₄
Cu(NO ₃) ₂	CuSO ₄	Cu ₃ (PO ₄) ₂
Fe(NO ₃) ₂	FeSO ₄	Fe ₃ (PO ₄) ₂
Fe(NO ₃) ₃	Fe ₂ (SO ₄) ₃	FePO ₄
Pb(NO ₃) ₂	PbSO ₄	Pb ₃ (PO ₄) ₂
Sn(NO ₃) ₂	SnSO ₄	Sn ₃ (PO ₄) ₂
Zn(NO ₃) ₂	ZnSO ₄	Zn ₃ (PO ₄) ₂
Co(NO ₃) ₂	CoSO ₄	Co ₃ (PO ₄) ₂
Co(NO ₃) ₃	Co ₂ (SO ₄) ₃	CoPO ₄
AgNO ₃	Ag ₂ SO ₄	Ag ₃ PO ₄

● **Cuestión 4**

KOH	Hidróxido de potasio
KClO	Hipoclorito de potasio
KI	Ioduro de potasio
NaNO ₂	Nitrito de sodio
MgSO ₄	Sulfato de magnesio
CuSO ₃	Sulfito de cobre (II)
CaCO ₃	Carbonato de calcio
Cr(ClO ₄) ₃	Perclorato de cromo (III)
Na ₃ PO ₄	Fosfato de sodio

● Problema 5



● Problema 6



● Problema 7



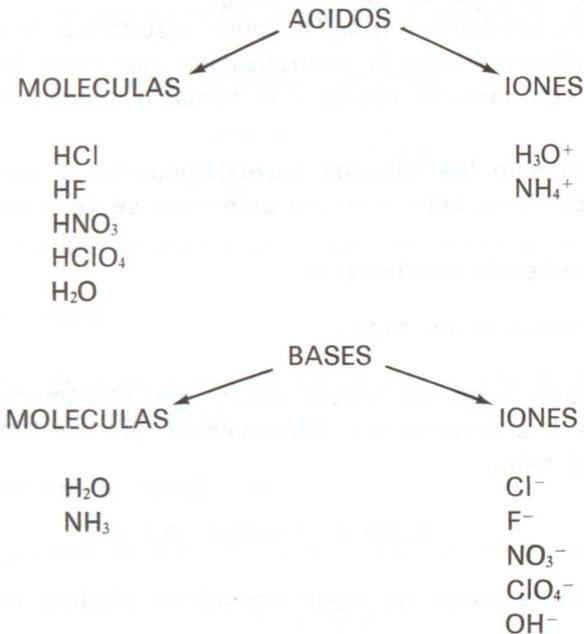
● Problema 8



● Problema 9



● Problema 10



● Problema 11

El papel de tornasol, en medio básico toma color *azul*. En toda reacción de neutralización se verifica que:



Si se verifica la neutralización completa, por tanto, se ha de cumplir que:

$$\text{núm. moles de H}_3\text{O}^+ = \text{núm. moles OH}^-$$

a) Masa molecular NaOH=40.

El número de moles de OH⁻, puesto que la base se disocia totalmente según: NaOH → Na⁺+OH⁻, vendrá dado por el número de moles de NaOH. Este número es:

$$\frac{4 \text{ g de NaOH}}{40 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

0,1 mol de HCl equivalen a los siguientes gramos:

Masa molecular HCl → 36,5

Luego: 0,1 mol · 36,5 g/mol = 3,65 g

Como sólo añadimos 3 g de HCl puro, resulta que el ácido agregado no es suficiente para la neutralización, por tanto la solución permanece con carácter básico y el tornasol seguirá siendo azul.

b) Realiza tú solo los cálculos correspondientes y comprobarás que el tornasol toma color *rojo* (en este caso se ve a simple vista).

c) Podrás contestar rápidamente.

La neutralización es exacta.

d) Se consigue la neutralización, puesto que el número de moles del ácido es exactamente 0,1. Observemos que en 100 cm³ de solución 1 M habrá:

$$0,100 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mol}$$

e) El número de moles de ácido clorhídrico añadido serán:

$$0,040 \text{ l} \cdot 2 \text{ mol/l} = 0,08 \text{ mol}$$

Como 0,08 < 0,1, la solución permanece básica y el tornasol azul.

f) 0,050 l · 1 mol/l = 0,05 mol de H₂SO₄.

Ahora bien, la disociación del H₂SO₄ se realiza según la ecuación:



Luego por cada mol de ácido se producen dos moles de iones hidrógeno. Por tanto:

$$0,05 \text{ moles de ácido} \cdot 2 = 0,1 \text{ moles de iones}$$

Entonces se logra la neutralización exacta.

● Problema 12

La reacción que tiene lugar es: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

a) El número de moles de NaOH será:

$$0,100 \text{ l} \cdot 6 \text{ mol/l} = 0,6 \text{ mol}$$

b) El número de moles de HNO_3 serán en la disolución ácida:

masa molecular del $\text{HNO}_3 = 63$

$$\frac{37,8 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

c) Sí, ya que número de moles $\text{OH}^- =$ número moles de H_3O^+ .

d) Según la reacción:

Por cada mol de ácido y de base se obtiene un mol de sal, por tanto se obtendrán *0,6 mol de sal*.

e) Masa molecular de $\text{NaNO}_3 = 85$.

Masa en gramos de 0,6 mol de sal = $0,6 \text{ mol} \cdot 85 \text{ g/mol}$.

$$m = 51,0 \text{ g}$$

● Problema 13

a) Se han gastado 20 cm^3 de disolución de HCl M. Por tanto, el número de moles empleados en la valoración serán:

$$0,020 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol/l} = 0,02 \text{ moles de HCl gastados}$$

b) Como se ha llegado a la neutralización el número de moles de $\text{OH}^- = \text{número moles de } \text{H}_3\text{O}^+$ y como lo mismo el ácido que la base se disocian de forma que por cada mol de ácido o de base se forma un mol de H_3O^+ es un mol de OH^- , respectivamente, podemos contestar que el número de moles de NaOH que han reaccionado serán 0,02.

c) Siendo la masa molecular de $\text{NaOH} = 40$. La masa, en gramos, de NaOH que ha reaccionado, será:

$$40 \text{ g/mol} \cdot 0,02 \text{ mol} = 0,8 \text{ g de NaOH}$$

d) Como 0,8 g de NaOH corresponden a 0,025 l de la disolución, a los 0,100 l iniciales, teóricamente, deben corresponder:

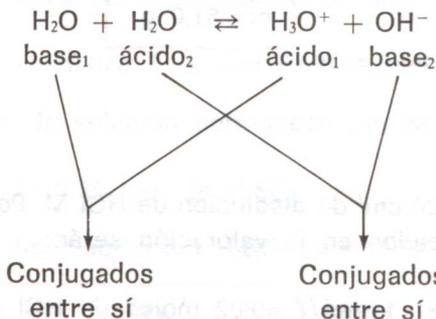
$$\frac{0,8 \text{ g}}{0,025 \text{ l}} \cdot 0,100 \text{ l} = 3,2 \text{ g}$$

d) Como 0,8 g de NaOH corresponden a 0,025 l de la disolución, a los 0,100 l iniciales, teóricamente, deben corresponder:

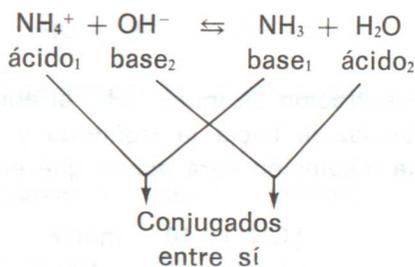
$$\frac{3,2}{4} = \frac{100}{x} = 80 \%$$

● Problema 14

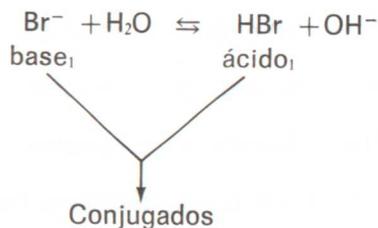
a) y b) Considerando el equilibrio:



c) Considerando el equilibrio:



d) El ión Br^- es una base, puesto que es capaz de aceptar un protón:



● Problema 15

El equilibrio de ionización del agua es:



siendo, en el agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol}/\ell$, por tanto la disociación es muy pequeña.

a) Al agregar un ácido cualquiera, por ejemplo, ácido tipo AH, éste se ioniza:



Aumentando la concentración de iones H_3O^+ . En virtud del principio de Le Chatelier, el equilibrio de ionización del agua se desplazará hacia la izquierda y la concentración de iones H_3O^+ será mayor que $10^{-7} \text{ mol}/\ell$.

b) Al agregar una base



aumenta la concentración de iones OH^- , el equilibrio de ionización del agua se desplazará hacia la izquierda y la concentración de iones OH^- en la disolución será mayor que en el agua:

$$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$$

35.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para este ejercicio las normas dadas en los ejercicios anteriores.

● **Completar las siguientes frases (27 puntos):**

1. La fórmula del hidróxido de sodio es
2. La fórmula del hidróxido de amonio es
3. La fórmula del hidróxido de hierro (III) es
4. La fórmula del hidróxido de plomo (IV) es
5. El nombre del compuesto de fórmula: $\text{Al}(\text{OH})_3$ es
6. La fórmula del compuesto de fórmula: $\text{Ni}(\text{OH})_2$ es
7. El nombre común aceptado por la IUPAC par el compuesto HClO_3 es

Los nombres aceptados por la IUPAC para los siguientes ácidos cuyas fórmulas escribimos a continuación son:

8. HClO_3
9. HClO_4
10. HNO_3
11. H_2SO_4
12. H_3PO_4

Los nombres comunes de los ácidos siguientes aceptados por la IUPAC son:

13. H_2CO_3
14. HNO_2
15. H_2SO_3

De acuerdo con la nomenclatura sistemática de la IUPAC, los nombres de los ácidos a que corresponden las siguientes fórmulas son:

16. H_6TeO_6
17. H_4SiO_4
18. H_3PO_3

Nombra las fórmulas de las siguientes sales:

19. KNO_3
20. CuSO_4
21. $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
22. $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$
23. $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$
24. $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$
25. Na_3BO_3
26. BaCl_2
27. CoPO_4

● **Cuestiones de opción única (20 puntos):**

28. Sólo uno de los siguientes ácidos no contiene oxígeno en su molécula:
 - A) Acido sulfúrico.
 - B) Acido nítrico.
 - C) Acido sulfhídrico.
 - D) Acido fosfórico.
 - E) Acido nitroso.

29. ¿Cuál de las siguientes NO ES una propiedad experimental general de los ácidos?:

- A) Tienen sabor agrio.
- B) Contienen hidrógenos reemplazables por un metal.
- C) Tiñen de azul el papel de tornasol.
- D) Conducen la corriente eléctrica.
- E) Reaccionan con las bases.

29

30. ¿Cuál de las siguientes NO ES una característica general de los ácidos?:

- A) Son sustancias que ceden protones.
- B) Se neutralizan en presencia de bases.
- C) A cada uno le corresponde una base conjugada.
- D) Son sustancias que aceptan protones.
- E) En disolución acuosa dan lugar a iones hidronio.

30

31. En las valoraciones a menudo se añade a la solución a valorar un producto que nos pone de manifiesto cuándo la reacción se completa. Este producto químico se le llama:

- A) Un producto orgánico.
- B) Un álcali.
- C) Un catalizador.
- D) Un polímero.
- E) Un indicador.

31

32. Cuando el cloruro de hidrógeno gas (HCl seco) se disuelve en agua se forma un equilibrio que se representa por la ecuación:



Usando los números romanos que hay debajo de cada fórmula, indicar cuáles de los siguientes compuestos son base según Brönsted:

- A) I y III.
- B) I y IV.
- C) II y III.
- D) II y IV.
- E) III y IV.

32

33. La UNICA PROPIEDAD QUE NO corresponde a una base considerada experimentalmente es:

- A) Conducen la corriente eléctrica.
- B) Tienen sabor amargo.
- C) Tienen tacto jabonoso.
- D) Enrojecen el papel de tornasol.
- E) Reaccionan con los ácidos para dar sales.

33

34. Del ácido acético se puede decir lo siguiente:

- A) Es inorgánico.
- B) Es un hidrácido.
- C) Es un oxoácido y orgánico.
- D) Es un oxoácido e inorgánico.
- E) Tiene de fórmula CH_3COOH y es un compuesto inorgánico.

34

35. Una de las siguientes reacciones permite obtener cal apagada:

- A) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- B) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- C) $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- D) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- E) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$

35

36. 0,4 g de hidróxido de sodio (NaOH) se disuelven con agua hasta alcanzar 500 cm³, luego (Na=23, O=16, H=1):

- A) La concentración es de 8 g de NaOH por litro.
- B) La concentración es de 10 mol ℓ⁻¹
- C) La solución tiene pH ácido.
- D) 2×10^{-2} mol · ℓ⁻¹
- E) 0,2 molar.

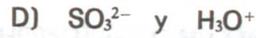
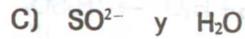
36

37. Una sal se puede definir como el producto resultante de la reacción de un ácido con una base, por tanto:

- A) Se produce al mismo tiempo que la sal una cantidad de agua si se parte del supuesto antes citado.
- B) La neutralización es esencialmente una reacción entre los iones causantes de la acidez y los iones causantes de la basicidad, dando un compuesto molecular. Las sales, por lo tanto, no deben contener iones.
- C) Una sal se puede formar solamente por reacción con un ácido.
- D) La neutralización es una reacción análoga a la ionización del agua.
- E) No puede haber neutralización si no hay un indicador presente que nos indique el final de la reacción.

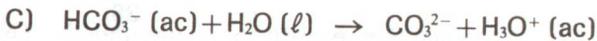
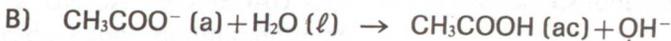
37

38. Los iones HSO_3^- considerados como un ácido de Brønsted cuando reaccionan con los iones hidróxido OH^- los productos a que dan lugar son:



38

39. ¿En cuál de las siguientes reacciones representadas por las siguientes ecuaciones el agua actúa como base, es decir, como aceptor de protones?



39

40. ¿Cuál de estas sustancias no la conoces como un indicador de acidez?



B) Naranja de metilo.

C) Anfetamina.

D) Fenolftaleína.

40

41. Podemos conocer que un ácido es más fuerte que otro cuando:

- A) Es más concentrado. C) Es más coloreado.
B) Es menos conductor. D) Es más conductor.
E) Es más oxidante.

41

42. El ácido fosfórico H_3PO_4 es un ácido tribásico, y una de sus sales es el dihidrogenofosfato de sodio NaH_2PO_4 (de masa molecular 120). ¿Qué volumen de una solución 1 M de NaOH será necesario emplear para que 12 g de NaH_2PO_4 se conviertan en Na_3PO_4 ?

- A) 80 cm^3 C) 200 cm^3 E) 120 cm^2
B) 100 cm^3 D) 300 cm^3

42

43. ¿Cuál de los siguientes óxidos de nitrógeno es el «anhídrido» del ácido nítrico (HNO_3), de forma que si reacciona con H_2O forma solamente HNO_3 ?

- A) NO B) N_2O_3 C) NO_2 D) N_2O_5 E) N_2O_4

43

44. ¿En cuál de las siguientes reacciones actúa como ácido uno de los reactivos *en cursiva*?

- A) $\text{OH}^- (a) + \text{H}^+ (ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$
B) $\text{NH}_3^+ (ac) + \text{OH}^- (ac) \rightarrow \text{NH}_3 (g) + \text{H}_2\text{O} (l)$

- C) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + \text{NaOH} (\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
D) $\text{NaCl} (\text{ac}) + \text{AgNO}_3 (\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{ac}) + \text{NaNO}_3 (\text{ac})$
E) $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$

44

45. Se forma una solución X, con nitrato de bario y cloruro de bario disueltos en agua. Igualmente se forma una solución Y con sulfato de sodio y cloruro de potasio en agua. Cuando se mezcla la solución X con la solución Y se forma un precipitado blanco. ¿A qué sustancia corresponde dicho precipitado?

- A) Sulfato de bario. D) Carbonato de potasio.
B) Carbonato de bario. E) Nitrato de potasio.
C) Cloruro de sodio.

45

35.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Completar las siguientes frases:

1. NaOH
2. NH_4OH
3. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
4. $\text{Pb}(\text{OH})_4$
5. Hidróxido de aluminio
6. Hidróxido de níquel (II)
7. Acido clórico
8. Acido trioxoclórico (V)
9. Acido perclórico
10. Acido nítrico
11. Acido sulfúrico
12. Acido fosfórico
13. Acido carbónico
14. Acido nitroso
15. Acido sulfuroso
16. Acido exaoxotelúrico (VI)
17. Acido tetraoxosilícico (IV)
18. Acido trioxofosfórico (III)
19. Nitrato de potasio
20. Sulfato de cobre (II)
21. Carbonato de hierro (III)
22. Clorato de calcio
23. Nitrito de aluminio
24. Sulfato de níquel (III)
25. Borato de sodio
26. Cloruro de bario
27. Fosfato de cobalto (III)

● **Cuestiones de opción única:**

- | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| 28. C | 32. D | 36. D | 40. C | 43. D |
| 29. C | 33. D | 37. A | 41. D | 44. B |
| 30. D | 34. C | 38. C | 42. C | 45. A |
| 31. E | 35. D | 39. C | | |

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 45 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 28 puntos.



OBJETIVOS

TEMA 36

- Identificar entre las reacciones químicas las de oxidación-reducción.
- Señalar las reacciones redox que ocurren en la pila Daniell y en la electrolisis.
- Ajustar ecuaciones redox por el método del ion-electrón.

Oxidación-Reducción

INDICE

36.1 CONCEPTOS BASICOS

36.2 ORIENTACIONES

36.2.1 Acerca del número de oxidación

36.2.2 Acerca del método de reacción redox por el método del ion-electrón

36.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

36.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

36.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

- Identificar entre las reacciones químicas las de oxidación-reducción.
- Señalar las reacciones redox que ocurren en la pila Daniell y en la electrolisis del cloruro de sodio.
- Ajustar ecuaciones redox por el método del ión-electrón.

INDICE

36.1 CONTENIDOS BASICOS

36.2 ORIENTACIONES

36.2.1 Acerca del número de oxidación

36.2.2 Acerca del ajuste de reacción redox por el método del ión-electrón

36.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

36.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

36.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

36.1 CONTENIDOS BASICOS

- Oxidante y reductor (T).
- Concepto actual de oxidación-reducción. Transferencia de electrones (T).
- Reacción redox. Semirreacciones (T).
- Electrólisis. Cátodo. Anodo (T).
- Pilas electroquímicas y reacciones redox (T).
- Número de oxidación (D).
- Método del ión-electrón (T, D).

36.2 ORIENTACIONES

36.2.1 Acerca del número de oxidación

El estado de oxidación de los elementos se mide por su número de oxidación. Vamos a ver cómo se determina. Es práctico recordar las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un elemento libre es cero.
2. El número de oxidación del hidrógeno y metales alcalinos es +1, en sus combinaciones químicas.
3. El número de oxidación del oxígeno en todas sus combinaciones químicas es siempre -2, con la excepción de los peróxidos, como Na_2O_2 , BaO_2 , en los cuales actúa con número de oxidación -1.
4. En todo compuesto químico la suma de los números de oxidación de los elementos que lo componen ha de ser igual a cero, dado que los compuestos químicos son eléctricamente neutros; por tanto, el total de carga positiva será igual al total de carga negativa.

5. En el caso de los iones, lo mismo los positivos que los negativos, el número de oxidación viene dado por la carga que manifiesta.

Apliquemos estas reglas a unos cuantos ejemplos:

Vamos a hallar el número de oxidación del cloro en el NaClO . Para ello la llamaremos X.

Se ha de cumplir que:

Número de oxidación del Na + número de oxidación del Cl + número de oxidación del O = 0. Por tanto:

$$(+1) + X + (-2) = 0 ; \quad \text{luego } X = +1$$

¿Cuál será el número de oxidación del manganeso en el cloruro de manganeso, y en el KMnO_4 ?

1. En MnCl_2 se ha de verificar que:

$$X + 2(-1) = 0 ; \quad \text{luego } X = +2$$

2. En el KMnO_4 :

$$(+1) + X + (-2) = 0 ; \quad \text{luego } X = +7$$

¿Cuál es el número de oxidación del azufre en $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$?

Se cumple que:

$$2(+3) + 3X + 3[4(-2)] = 0$$

$$3X = 24 - 6 = 18 ; \quad \text{luego } X = +6$$

¿Cuál es el número de oxidación del cromo en $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

$$2(+1) + 2X + 7(-2) = 0$$

$$2X = 14 - 2 = 12$$

$$X = +6$$

36.2.2 Acerca del ajuste de reacciones redox, por el método del ión-electrón

Nos parece conveniente que practiquéis un poco la igualación de reacciones redox por el método del ión-electrón [apartado (4,2) del texto]. La explicación que de ello os da el texto es muy clara, pero luego en los ejercicios y problemas propuestos no hay ninguna aplicación; por esta razón, incluiremos una serie de igualación de sistemas redox, que os permitan practicar sobre ello.

● Ejemplo 1

Igualar, por el método del ión-electrón, la siguiente redacción redox:



Analicemos la reacción: ¿Cuál es el oxidante? ¿Cuál es el reductor?

El cobre, metal, pasa a ión cobre Cu^{2+} , por tanto, *cede electrones y al hacerlo se oxida*, para lo cual *reduce* al HNO_3 .

En el HNO_3 , el número de oxidación del nitrógeno es +5, mientras que en el NO_2 es +4; por tanto, el nitrógeno reduce su número de oxidación positivo, *acepta electrones reduciéndose*, al par que *oxida* al cobre.

Las dos semirreacciones en que podemos descomponer el proceso serán:

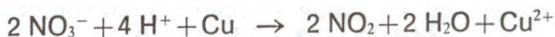
a) Reducción del oxidante:



b) Oxidación del reductor:



Reacción iónica global ajustada:



A esta reacción iónica le corresponde la reacción molecular siguiente:



Para pasar de la reacción iónica a la molecular es necesario comprender el proceso para poder dar una interpretación correcta. Así, en nuestro caso, como la reacción iónica implica 4 iones H^+ , aunque para esta reacción es suficiente con dos iones NO_3^- , se comprende que al pasar a la reacción molecular necesitaremos 4 moles de HNO_3 , ya que parte de ese ácido se emplea en formar el $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, que no aparece en la reacción iónica y además de esta forma tendremos los cuatro iones H^+ , que necesitamos en el proceso redox.

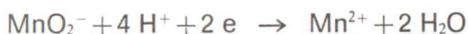
● Ejemplo 2

Igualar, por el método del ión-electrón, la reacción:



En este proceso, el óxido de manganeso (IV) oxida al ácido clorhídrico, dando cloro, a la vez que se forma cloruro de manganeso y agua.

a) *Semirreacción de reducción del oxidante:* Números de oxidación:



b) *Semirreacción de oxidación del reductor:*



Como en este caso hay igual número de electrones en ambas ecuaciones, basta con que los sumemos para obtener la ecuación iónica global:



Debes hacer siempre un balance final para comprobar que no hay errores. Para ello comprueba que en ambos miembros de la ecuación hay el mismo número de átomos de cada clase.

En nuestro caso podrás comprobar que en ambos miembros hay: 1 átomo de Mn, 2 átomos de oxígeno, 4 átomos de hidrógeno y 4 átomos de cloro.

● Ejemplo 3

Sabiendo que las disoluciones ácidas de permanganato oxidan al ión, (Sn^{2+}) a ión (Sn^{4+}) pasando el permanganato a sal de manganeso (II) y formándose agua, fórmese la reacción que tiene lugar en el supuesto de que se parta de permanganato de potasio y disolución de ácido clorhídrico con el cloruro de estaño (II).

La reacción sin ajustar será:



n.º de oxidación del Mn +7



Para la igualación electrónica, multiplicaremos la ecuación a) por 2 y la ecuación b) por 5. Después sumamos y obtendremos la ecuación iónica global:



La reacción molecular sería:

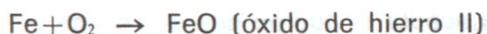


Comprueba que el número de átomos de cada clase es igual en los dos miembros de la ecuación.

36.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

● Problema 1

Siempre que un elemento se combina con el oxígeno forma una combinación química que, genéricamente, se denomina OXIDO. En el proceso que tiene lugar el elemento sufre una oxidación. Ejemplo:



Desde el punto de vista clásico, una oxidación es la combinación de un elemento con oxígeno. Hoy día, se considera la oxidación como el resultado de una transferencia de electrones, de tal forma que cuando un elemento cede uno o más electrones y se convierte en un ión positivo, se dice que se ha oxidado. Ejemplo:



El Zn ha sufrido una oxidación, pues pasa de número de oxidación cero a número de oxidación +2, cediendo dos electrones.

La reacción del Zn con el oxígeno:



es también una oxidación desde el punto de vista actual, en ella vemos que el Zn, sin carga, pasa a Zn^{2+} .

En cuanto a la reducción, desde el punto de vista clásico, es un proceso químico en el que una sustancia pierde oxígeno. Ejemplo:



El óxido de cobre (II) cede su oxígeno al hidrógeno, y sufre una reducción, pasando a cobre metálico. Desde el punto de vista actual, la reducción es un proceso químico, en virtud del cual una sustancia acepta electrones pasando a un número de oxidación menor. En la reacción anterior el cobre, evidentemente, se ha reducido, pues acepta dos electrones y pasa de cobre (II) de número de oxidación 2+, a cobre, de número de oxidación cero, pero también es una reducción la que sufre

cualquier ión positivo al que se le suministre un número de electrones igual al de su carga y pasando así a número de oxidación cero:



El concepto actual de oxidación y reducción amplía el concepto clásico de las mismas, demasiado restringido, y, por otra parte, se deduce que ambos fenómenos han de realizarse simultáneamente, es decir, que cuando un cuerpo sufre una oxidación, es porque simultáneamente otro sufre una reducción. En efecto, los electrones cedidos por el cuerpo que se oxida, los acepta el cuerpo que se reduce.

La oxidación-reducción son, pues, procesos simultáneos que tienen lugar por transferencia de electrones. Imaginemos una moneda que tiene dos caras diferentes, pero ambas constituyen la moneda, que no tendría existencia si faltase una de ellas.

● Problema 2

Oxidante, desde el punto de vista clásico, es la sustancia que cede oxígeno, y, consiguientemente, ella se reduce:



el Fe_2O_3 es oxidante, pues cede parte de su oxígeno, pasando a FeO .

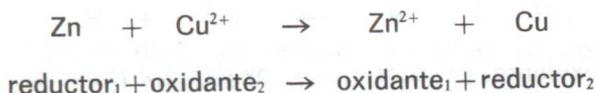
Reductor será, en cambio, aquella sustancia que acepta oxígeno y, por tanto, se oxida. Tal es el caso del CO que pasa a CO_2 .

Hoy decimos que *oxidante* es toda sustancia capaz de ganar electrones y, consiguientemente, se reduce, y *reductor* es toda sustancia capaz de ceder electrones y, consiguientemente, se oxida.

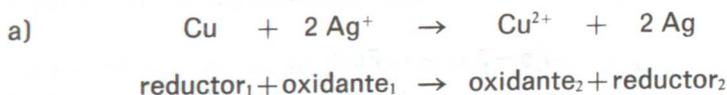
Dado que oxidación-reducción son procesos simultáneos que se producen por transferencia electrónica del reductor al oxidante, podemos escribir un proceso redox en la forma:



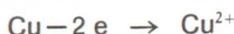
o, mejor, en forma iónica, ya que la transferencia electrónica tiene lugar entre el Zn y el Cu:



● Problema 3



El reductor se oxida:

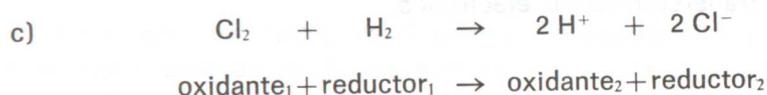
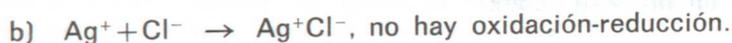


(cede electrones, aumenta el número de oxidación positivo).

El oxidante se reduce:



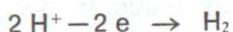
(acepta electrones, disminuye su número de oxidación positivo).



El oxidante se reduce:



El reductor se oxida:



d) En esta reacción no hay un proceso redox, puesto que no se produce ninguna transferencia de electrones.

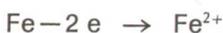
● **Problema 4**



El oxidante se reduce:



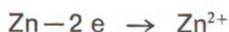
El reductor se oxida:



El oxidante se reduce:



El reductor se oxida:



c) No es un proceso redox.

No hay transferencia de electrones.

● **Problema 5**

a) Si se convierte en un ión positivo quiere decir que ha cedido electrones; por tanto, se oxida:



b) Un átomo metálico es reductor, por su tendencia manifiesta a ceder electrones y convertirse en ión positivo. Por el contrario, su ión positivo con valencia máxima será oxidante, es decir, que en sus reacciones químicas aceptará electrones, reduciéndose, mientras que se oxida el otro cuerpo (dador de electrones).

c) Un no metal, al convertirse en ión negativo, por ejemplo:



acepta electrones, es decir, se reduce; por tanto, un no metal tendrá carácter oxidante si el pasar a ión negativo le resulta fácil, es decir, si tiene gran afinidad electrónica:



La energía que se desprende en el proceso mide la afinidad electrónica del no metal representado por X.

Es lógico que si la tendencia del no metal a pasar a ión negativo es grande, que es lo mismo que decir que el no metal tiene un carácter oxidante fuerte, su correspondiente ión negativo X^- tendrá un carácter reductor débil.

Recordemos la similitud con un ácido fuerte, al que corresponde siempre una base conjugada débil, y viceversa.

● Problema 6

La ordenación de la serie indicada en el texto (pág. 342) también indica el poder reductor: el mayor es el de Li y va disminuyendo en el orden en que se han colocado los elementos.

a) En el caso de CuO y Ag_2O podrán ser oxidantes, dado que en ellos el cobre está en su forma oxidada Cu^{2+} y la plata igualmente, como ión Ag^+ . Dado que el carácter reductor del metal cobre y del metal plata es pequeño, sus correspondientes iones positivos tendrán un carácter oxidante bastante fuerte.

Por el contrario, en el caso del MgO y Al_2O_3 resulta que el Mg y el Al son buenos reductores; por tanto, sus iones correspondientes Mg^{2+} y Al^{3+} tendrán un carácter oxidante muy débil.

b) En el caso del Zn, actuando sobre el ácido sulfúrico, la reacción iónica sería:



Fijémonos en la serie de elementos y observemos que el Zn está por encima del hidrógeno en la ordenación de estos elementos respecto a su poder reductor; por tanto, la reacción es posible, ya que en ella tiene lugar la reducción del ión H^+ por el cinc metálico, pasando el hidrógeno a estado neutro (se reduce), mientras que el cinc se oxida al pasar a ión Zn^{2+} con la consiguiente pérdida de 2 electrones.

Sin embargo, en el caso de la plata, la reacción iónica sería:



Es fácil ver que esta reacción no es posible, ya que el hidrógeno tiene mayor poder reductor que la plata; por tanto, no se puede reducir por ella.

c) Razonando de la misma forma, la reacción



es posible, el Zn reduce al ión Cu^{2+} , que pasa a cobre: Cu^0 , mientras él se oxida a Zn^{2+} . En la serie ordenada, el Zn está bastante más alto que el cobre, lo que permite que la reacción se realice fácilmente.

En cambio, el cobre no puede reducir al hierro, según indica la reacción:



ya que el hierro tiene mayor poder reductor que el cobre.

● Problema 7

Si te fijas en la primera pila, la corriente fluye del cobre al cinc, lo cual quiere decir que los electrones van del cinc al cobre (esto es un convenio aceptado por todos).

El Zn se oxida:



El Cu se reduce:



La reacción global es:



En el segundo dibujo, la corriente fluye de la plata al cobre, luego los electrones van del cobre a la plata.

El cobre se oxida:



La plata se reduce:



Observando la tabla del problema 6, ves que el Zn está por encima del Cu, por eso en la pila lo reduce. También el Cu está por encima de la Ag y en la correspondiente pila es el cobre el que reduce a la plata.

36.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para este ejercicio normas dadas en ejercicios anteriores.

● Cuestiones de opción única (21 puntos):

1. El profesor de química dice: «Todos los compuestos que tienen oxígeno son agentes oxidantes», y cita un ejemplo para reforzar su afirmación: el dióxido de manganeso reacciona con el ácido clorhídrico concentrado y lo oxida dando cloro y agua. Cinco alumnos, A, B, C, D y E emiten sus opiniones en favor o en contra de tal afirmación. ¿Cuál supones considera correcta el profesor?
- A) La afirmación y el ejemplo son ambas verdaderas, y además el ejemplo resulta ser una explicación correcta de ello.
 - B) La afirmación y el ejemplo son ambas verdaderas, pero el ejemplo no explica correctamente tal afirmación.
 - C) La afirmación es falsa, y también el ejemplo.
 - D) La afirmación es falsa, pues no es una definición completa de oxidante, pero el ejemplo es cierto.
 - E) La afirmación es cierta, pero el ejemplo es falso.

1

2. El profesor de química sigue diciendo: «Una combustión es una oxidación, pues oxidación es toda reacción en que una sustancia se combina con el oxígeno. Los alumnos A, B, C, D y E volvieron a opinar. ¿Quién tuvo razón?

- A) La afirmación y la razón son verdaderas, y además la razón es explicación correcta.
- B) La afirmación y la razón son ambas falsas.
- C) La afirmación es verdadera, pero la razón es falsa, pues este concepto de oxidación es demasiado restringido.
- D) La afirmación es falsa, pues la razón es falsa.
- E) La afirmación y la razón son verdaderas, pero tal razón no explica la afirmación.

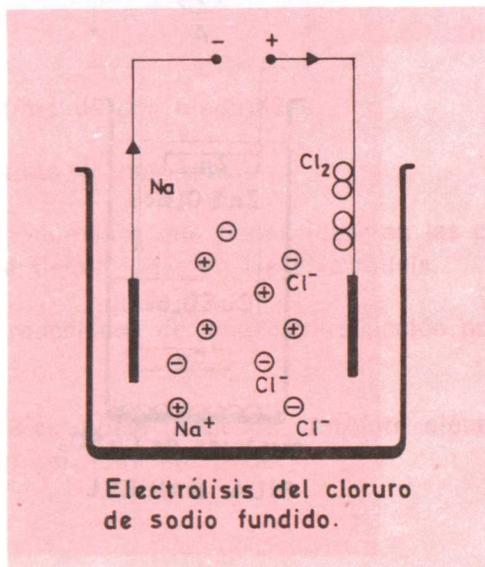
2

3. Un alumno propone al profesor esta frase: «En todo proceso de oxidación hay una reducción simultáneamente, por ejemplo el nitrato de plata reacciona con el cloruro de sodio para dar cloruro de plata que precipita y nitrato de sodio que permanece en disolución.» El profesor propone a los demás alumnos que juzguen dicha aseveración y su ejemplo. ¿quién acertó con la respuesta correcta?:

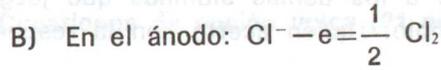
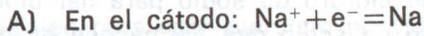
- A) Es falso todo lo dicho, aseveración y ejemplo.
- B) Es cierta la aseveración, pero el ejemplo es falso.
- C) Es cierta la aseveración y también el ejemplo, pero no tienen relación alguna entre sí.
- D) Ambos: aseveración y ejemplo son ciertos, y el ejemplo explica dicha aseveración.
- E) La aseveración es falsa, pero el ejemplo es cierto.

3

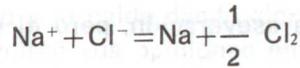
4. Observa el esquema adjunto:



Del mismo se pueden deducir las siguientes consecuencias MENOS QUE:



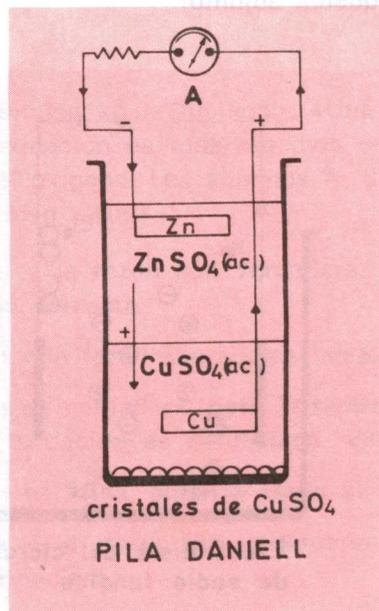
C) El proceso total que tiene lugar en los dos electrodos es:



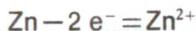
D) Por la electrólisis y con consumo de energía hemos verificado la descomposición del cloruro de sodio en sus iones correspondientes. En el ánodo se forma un gas.

4

5. En el esquema de la pila de Daniell adjunto se puede comprobar que:



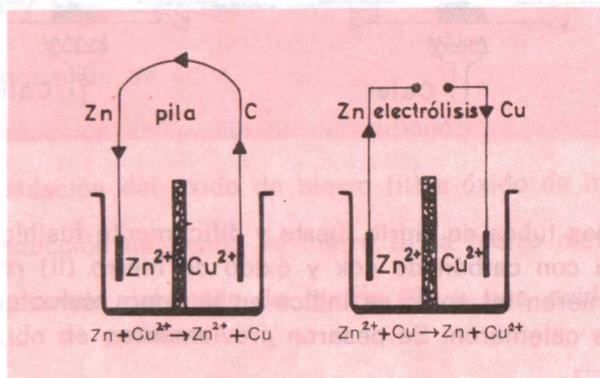
- A) Se verifica una transferencia de protones.
- B) En el polo negativo el oxidante acepta protones.
- C) En el polo positivo:



- D) La disolución de CuSO_4 está saturada y por tanto, es más densa que la de ZnSO_4 .
- E) Nada de lo dicho.

5

6. Del atento estudio de los esquemas adjuntos se puede deducir:



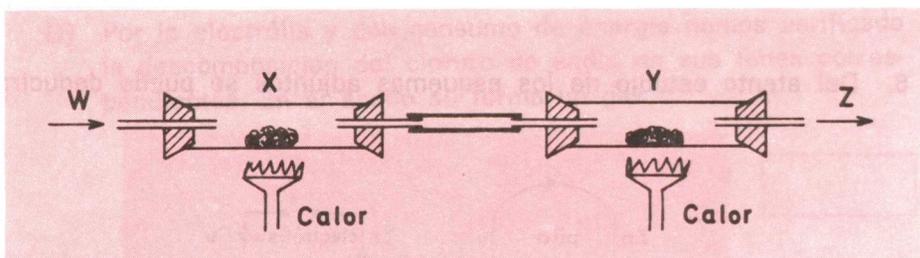
- A) Que se trata de dos electrólisis.
- B) Que se trata de dos pilas.
- C) Que los fenómenos que tienen lugar en las pilas son iguales a los que tienen lugar en las electrólisis.
- D) Que las reacciones de oxidación-reducción pueden ser reversibles.
- E) Que las electrólisis producen corriente eléctrica y las pilas consumen corriente eléctrica.

6

7. Las siguientes sustancias se descomponen por el calor, pero una de ellas no será oxidante según el concepto antiguo de oxidante y es:
- A) Nitrato de plomo.
 B) Clorato de potasio.
 C) Oxido de mercurio (II).
 D) Peróxido de Bario.
 E) Sulfuro de mercurio (I).

7

Las cuestiones siguientes se refieren a la figura y a la información adjuntas:



Los dos tubos de vidrio fuerte y difícilmente fusible, X e Y, se llenaron con carbón de cok y óxido de hierro (II) respectivamente. Se unieron tal como se indica en la figura, salvo que inicialmente no se calentaron. Se pesaron previamente.

Se hace entrar un chorro de gas de dióxido de carbono por W y al cabo de algunos minutos se pesaron X e Y lo más rápidamente posible para evitar cambios.

Se observa que en X el peso disminuye y que en Y la masa también disminuye.

8. La reacción que ha tenido lugar en el tubo X es:
- A) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO}$
 B) $\text{CO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4$
 C) $2 \text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{C}_3\text{O}_4$
 D) $\text{CO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow \text{C}_3\text{O}_2$
 E) $2 \text{CO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow 4 \text{CO}$

8

9. En el tubo X ha tenido lugar:
- A) Una reducción del carbono.
 - B) Una reducción del dióxido de carbono.
 - C) Una reducción del carbono y una oxidación del dióxido de carbono.
 - D) Una reducción del dióxido de carbono y una oxidación del carbono.
 - E) No ha habido ningún cambio químico.

9

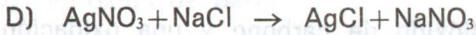
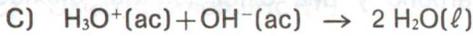
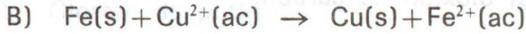
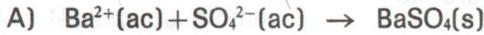
10. En el tubo Y ha tenido lugar:
- A) Una formación de agua.
 - B) Una reducción del monóxido de carbono.
 - C) Una oxidación del óxido de hierro (II) a óxido de hierro (III).
 - D) Una reducción del óxido de hierro (II) a hierro metal.
 - E) Una reducción del óxido de hierro (II) y una oxidación del monóxido de carbono.

10

11. Del gas que sale en Z se puede decir:
- A) Que es el mismo que en W y pesa lo mismo.
 - B) Que no es el mismo que en W y pesa distinto.
 - C) Que es el mismo que en W y pesa menos.
 - D) Que es el mismo que en W y pesa más.
 - E) Que no sale ningún gas.

11

12. De las siguientes reacciones sólo una puede considerarse de oxidación-reducción:



12

13. Un determinado sólido desconocido se calienta dentro de un crisol abierto al aire durante varios minutos y se advierte que ha aumentado su masa. La reacción que con más probabilidad ha tenido lugar ha sido una:

A) Reducción.

D) Neutralización.

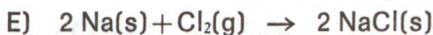
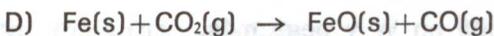
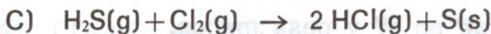
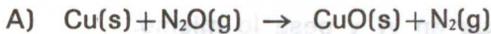
B) Descomposición térmica.

E) Precipitación.

C) Oxidación.

13

14. Cada una de las siguientes ecuaciones representa una reacción de oxidación-reducción. ¿En cuál de ellas el segundo reactivo actúa como agente reductor?:



14

15. Una de las siguientes definiciones es incorrecta:

- A) Una reacción redox consiste en una transferencia de electrones.
- B) El reductor cede electrones y se oxida.
- C) Oxidación es todo proceso en que se pierden electrones.
- D) El oxidante pierde electrones y se reduce.
- E) Reducción es todo proceso en que se ganan electrones.

15

16. Puede establecerse un paralelismo entre las reacciones ácido-base y las de oxidación, reducción, así serán correctas todas las afirmaciones siguientes MENOS UNA:

- A) En toda reacción de oxidación-reducción intervienen dos pares de oxidación-reducción.
- B) Las reacciones ácido-base pueden explicarse como transferencia de protones del ácido a la base.
- C) Las reacciones de oxidación-reducción pueden explicarse como transferencia de electrones del reductor al oxidante.
- D) La fuerza de un ácido depende de su tendencia a ceder protones.
- E) La fuerza de un oxidante depende de su tendencia a ceder electrones.

16

17. ¿En cuál de las siguientes reacciones una de las sustancias escritas en *letra cursiva* actúa como un agente reductor?

- A) *Sodio* + agua → hidróxido de sodio + hidrógeno.
- B) *Acido clorhídrico* + óxido de cinc → cloruro de cinc + agua.
- C) *Dióxido de carbono* + carbono → monóxido de carbono.

D) *Oxido de cobre (I)*+hidrógeno → cobre+agua.

E) *Cloro*+sodio → cloruro de sodio.

17

18. ¿En cuál de las siguientes reacciones una de las sustancias escritas en *letra cursiva* actúa siendo reducida?

A) *Monóxido de carbono*+óxido de cobre (I) → cobre+dióxido de carbono.

B) *Oxido de cobre (II)*+ácido clorhídrico → cloruro de cobre+agua.

C) *Vapor de agua*+hierro → hidrógeno+óxido de hierro (III).

D) *Hidrógeno*+óxido de cobre (II) → agua+cobre.

E) *Agua*+óxido de calcio → hidróxido de calcio.

18

19. ¿En cuál de las siguientes ecuaciones químicas las fórmulas subrayadas corresponden a reactivos que se oxidan?:

A) H₂O(g)+C(s) → H₂(g)+CO(g)

B) S²⁻(ac)+2 Fe³⁺(ac) → S(s)+2 Fe²⁺(ac)

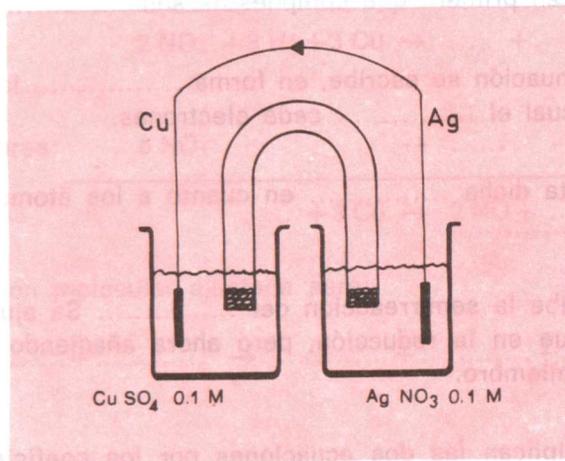
C) Cu²⁺(ac)+Zn(s) → Cu(s)+Zn²⁺(ac)

D) Cu²⁺(ac)+2 e⁻ → Cu(s)

E) CO₂(g)+C(s) → 2 CO(g)

19

20. Cuando se monta una pila como la que se indica en la figura adjunta la corriente circula en el sentido indicado en la misma. Las semirreacciones que tienen lugar son:



- A) Polo positivo $\text{Cu(s)} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$
 B) Polo negativo $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
 C) Polo positivo $\text{Ag(s)} - \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$
 D) Polo negativo $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)}$
 E) Polo positivo $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)}$

20

21. Una pila electroquímica en funcionamiento normal:

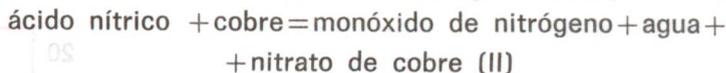
- A) La corriente eléctrica sale por el ánodo negativo y entra por el cátodo positivo.
 B) En el cátodo se depositan los aniones.
 C) En el ánodo se depositan los aniones.
 D) En el ánodo se depositan los cationes.
 E) En el cátodo los cationes pierden electrones.

21

● **Completar las frases y ecuaciones siguientes (17 puntos):**

22. Para ajustar una reacción redox por el método del ión-electrón se identifican primero qué compuestos son y cuáles son
23. A continuación se escribe, en forma, la semirreacción por la cual el cede electrones.
24. Se ajusta dicha en cuanto a los átomos y en cuanto a las
25. Se escribe la semirreacción del Se ajusta del mismo modo que en la reducción, pero ahora añadiendo al primer miembro.
26. Se multiplican las dos ecuaciones por los coeficientes mínimos necesarios para que el número de cedidos por el sea igual al de electrones tomados por el
27. Se suman las dos miembro a miembro.

Ajustar la siguiente ecuación por el método ión-electrón:



28. $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
29. El agente reductor es el
30. El agente oxidante es el
31. Semirreacción del reductor: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$
32. Semirreacción del oxidante: $\text{NO}_3^- + \dots + \dots \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

33. Ajuste iónico: ($\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$)

34. (

35. $2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 3 \text{Cu} \rightarrow \dots + \dots + \dots$

36. Iones
espectadores: $6 \text{NO}_3^- \rightarrow \dots$

37. + 3 Cu $\rightarrow 2 \text{NO} + \dots + \dots$

38. La ecuación molecular ajustada será:

..... + \rightarrow + +

- A. 3
- B. 4
- C. 5
- D. 6
- E. 7

• Completar las frases y ecuaciones siguientes (17 puntos):

- 22. Oxidantes, reductores.
- 23. Iónico, reductor.
- 24. Reducción, carga eléctrica.
- 25. Oxidantes, electrones.
- 26. Fracciones, reductor, oxidante.
- 27. Ecuaciones.
- 28. NO.
- 29. Cobre (Cu).
- 30. Ión nitrato (NO_3^-).
- 31. 2 e⁻.

36.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Cuestiones de opción única (12 puntos):

- | | |
|-------|-------|
| 1. D | 12. B |
| 2. C | 13. C |
| 3. C | 14. B |
| 4. D | 15. D |
| 5. D | 16. E |
| 6. D | 17. A |
| 7. E | 18. C |
| 8. A | 19. B |
| 9. D | 20. E |
| 10. E | 21. C |
| 11. D | |

● Completar las frases y ecuaciones siguientes (17 puntos):

- Oxidantes, reductores.
- Iónica, reductor.
- Semirreacción, cargas eléctricas.
- Oxidantes, electrones.
- Electrones, reductor, oxidante.
- Ecuaciones.
- NO.
- Cobre (Cu).
- Ión nitrato (NO_3^-).
- $2 e^-$.

32. $3 e^{-}$, $4 H^{+}$.
33. 2.
34. 3, $2 e^{-}$.
35. $2 NO$, $4 H_2O$, $2 Cu^{2+}$.
36. $6 NO_3^{-}$.
37. $8 NO_3^{-}$, $3 Cu^{2+}$, $4 H_2O$.
38. $8 HNO_3 + 3 Cu = 2 NO + 4 H_2O + 3 Cu(NO_3)_2$.

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 38 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 30 puntos.

OBJETIVOS

— Formular y nombrar los hidrocarburos y sus derivados halogenados.

TEMA 37

INDICE

37.1 CONTENIDO **Química del Carbono (I)**

37.2 PREGUNTAS Y PROBLEMAS DEL TEXTO

37.3 EJERCICIOS ADICIONALES

37.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

37.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

— Formular y nombrar los hidrocarburos y sus derivados halogenados.

INDICE

37.1 CONTENIDOS BASICOS

37.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

37.3 EJERCICIOS ADICIONALES

37.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

37.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

37.1 CONTENIDOS BASICOS

- Química orgánica (T).
- Hidrocarburos. Clases (T).
- Alcanos o hidrocarburos parafínicos (T).
- Modelos moleculares y fórmulas planas (T).
- Isomería de cadena (T).
- Radicales alquílicos (T).
- Cicloalcanos (T).
- Alquenos. Doble enlace (T).
- Isomería de cadena y de posición (T).
- Alquinos (T).
- Alcadienos (T).
- Derivados halogenados (T).

37.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

● Cuestión 1

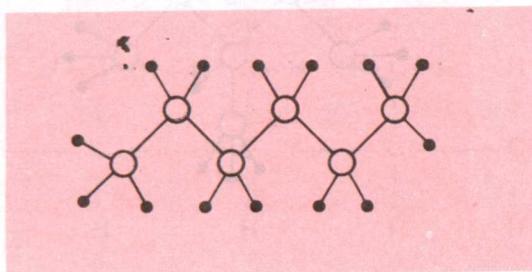
- a) Esta primera afirmación hoy no puede ser considerada como cierta, dado que en la actualidad el número de compuestos de la Química Orgánica es enorme y muchos de ellos obtenidos sintéticamente, sin procedencia animal o vegetal. La primera síntesis de un compuesto orgánico fue realizada en 1828 por Wöhler, químico alemán, el cual obtuvo urea a partir del isocianato amónico, por un proceso de isomerización, que tuvo lugar cuando calentando una disolución de isocianato con objeto de concentrar y obtener posteriormente una buena cristalización, por enfriamiento, se dio cuenta que allí lo que había era urea, producto orgánico en el sentido tradicional por encontrarse en la orina.

El descubrimiento de Wöhler fue trascendental, pues desde ese momento el horizonte de la Química Orgánica se ensancha, dando cabida a muchos más compuestos, que aquéllos a los que hasta entonces estuvo constreñida, y por otra parte se viene abajo la famosa creencia de que los compuestos orgánicos sólo podían ser elaborados por los seres vivos, ya que exigían el concurso de la llamada fuerza vital.

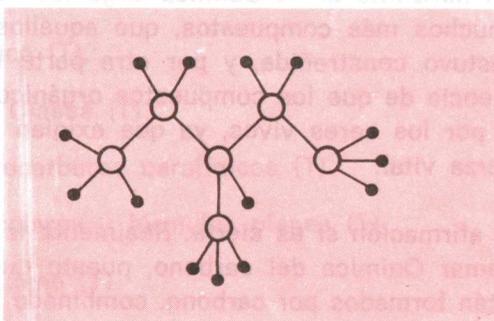
- b) La segunda afirmación sí es cierta. Realmente la Química orgánica se debe llamar Química del carbono, puesto que todos sus compuestos están formados por carbono, combinado fundamentalmente con hidrógeno, también oxígeno, nitrógeno, azufre y pocos elementos más, a pesar de lo cual el número de compuestos cuyo estudio es objeto de la Química Orgánica es muy superior al de los compuestos de la Química Inorgánica, ello es debido a las características especiales del átomo de carbono, la posibilidad de unirse con otros átomos de carbono formando cadenas, lineales o ramificadas, abiertas o cerradas, da tal número de posibilidades que realmente podemos afirmar que no es previsible establecer un límite en el número de compuestos que puede abarcar.
- c) Existen compuestos de carbono cuyo estudio está comprendido en la Química Inorgánica, por la analogía que guardan con los formados por los otros no metales, tales son CO , CO_2 , CaCO_3 , etc.
- d) Sí, con la excepción del agua y algunas sales inorgánicas como el fosfato de calcio, típica constituyente de los huesos de los animales.

● Cuestión 2

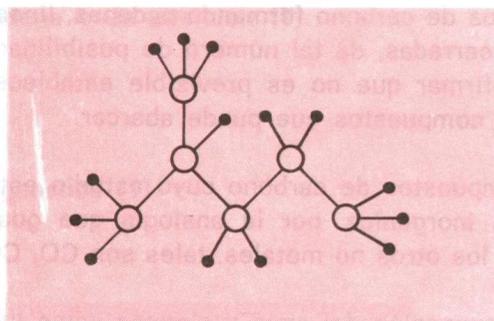
- a) Hexano:



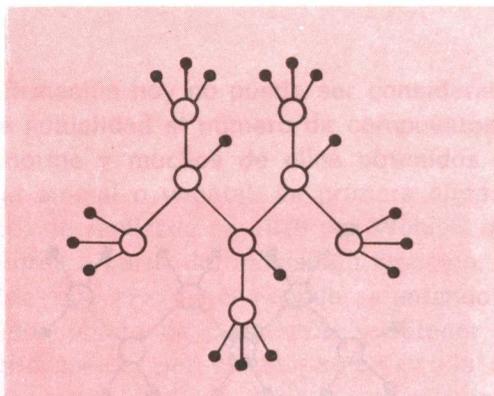
3-Metilpentano:



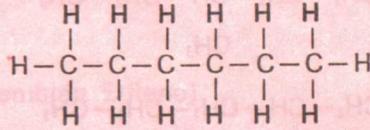
2-Metilpentano:



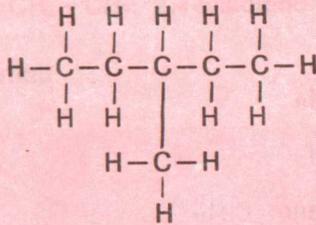
2, 3, 4-Trimetilpentano:



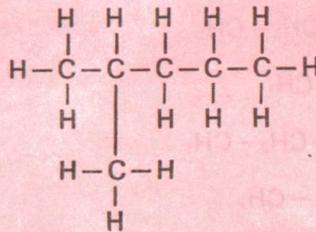
b) Hexano:



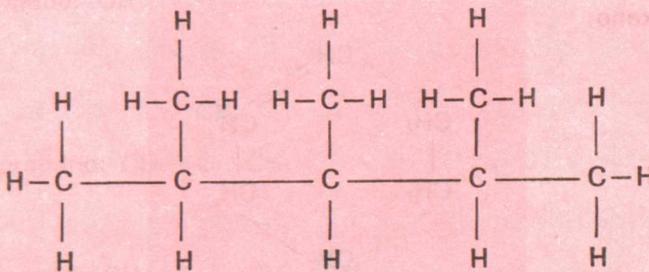
3-Metilpentano:



2-Metilpentano:



2, 3, 4-Trimetilpentano:



c) Hexano: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

3-Metilpentano: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2-Metilpentano: $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2, 3, 4-Trimetilpentano: $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

d) Hexano: C_6H_{14}

3-Metilpentano: C_6H_{14}

2-Metilpentano: C_6H_{14}

2, 3, 4-Trimetilpentano: C_8H_{18}

● Cuestión 3

Pentano: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

Butano: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

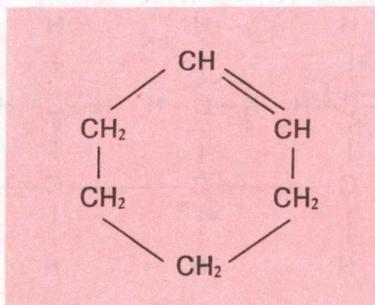
Propeno: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$

1-Buteno: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2-Butino: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

Ciclobutano: $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array}$

Ciclohexeno:



● **Cuestión 4**

CH_3-CH_3 : Etano

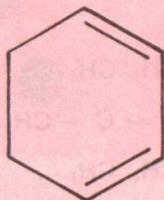
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ Eteno (también Etileno)

$\text{CH}\equiv\text{CH}$: Etino (también Acetileno)

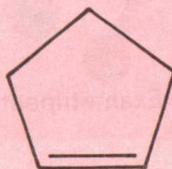
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{C}=\text{CH}_2$: 1,2-Butadieno

$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2-\text{CH}_3$: 2,4-Exadieno

$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$: Butino



1,3-Ciclohexadieno



Ciclopenteno

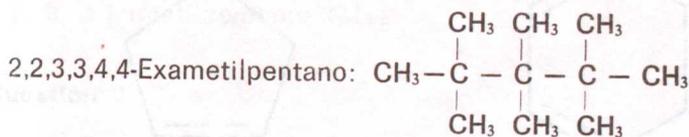
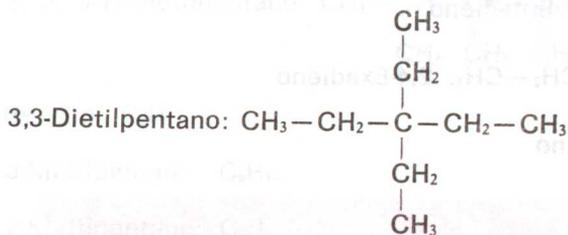
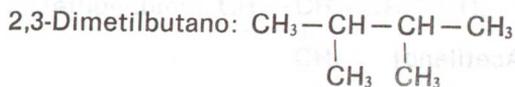
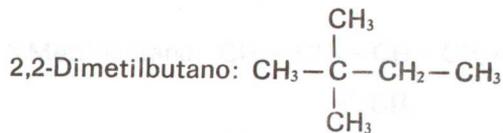
● **Cuestión 5**

Metilpropano: $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3$
 |
 CH_3

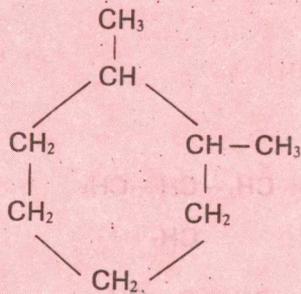
Metilpropeno: $\text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_3$
 |
 CH_3

Dimetilpropano: $\text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3$
 |
 CH_3

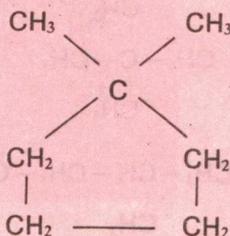
2-Metilbutano: $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 |
 CH_3



1,2-Dimetilciclohexano:



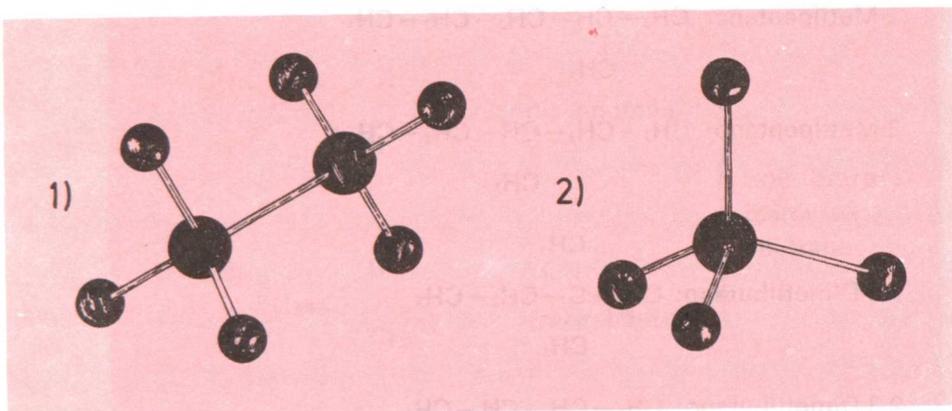
1,1-Dimetilciclopentano:



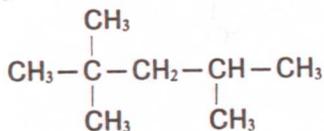
37.3 EJERCICIOS ADICIONALES

● Número 1

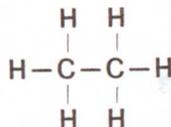
Nombrar los siguientes compuestos:



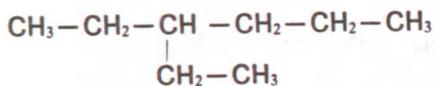
3)



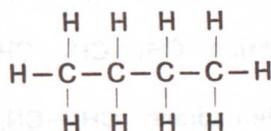
4)



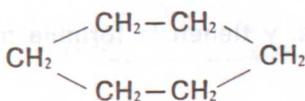
5)



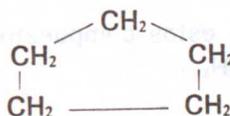
6)



7)



8)



1. Etano

2. Metano

3. 2,2,4-Trimetilpentano

4. Etano

5. 3-Etilexano

6. Butano

7. Ciclohexano

8. Ciclopentano

● **Número 2**

Escribe los posibles isómeros que responden a la fórmula molecular C_6H_{14} y nómbralos.

Exano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

2-Metilpentano: $CH_3-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH}-CH_2-CH_2-CH_3$

3-Metilpentano: $CH_3-CH_2-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH}-CH_2-CH_3$

2,2-Dimetilbutano: $CH_3-\underset{\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ C \\ | \\ CH_3 \end{array}}{-}CH_2-CH_3$

2,3-Dimetilbutano: $CH_3-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH}-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH}-CH_3$

● **Número 3**

Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos: 1-Pentino; 1,2-Pentadieno, 1,3-Pentadieno. ¿Son isómeros estos compuestos?

1-Pentino: $CH_3-CH_2-CH_2-C \equiv CH$

1,2-Pentadieno: $CH_3-CH_2-CH=C=CH_2$

1,3-Pentadieno: $CH_3-CH=CH-CH=CH_2$

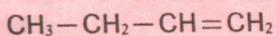
Todos estos compuestos son isómeros, y tienen la fórmula molecular C_5H_8 .

● **Número 4**

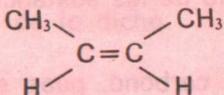
Escribe las fórmulas de los compuestos que respondan a la fórmula C_6H_{14} y nómbralos:

A la fórmula general C_nH_{2n} responden los hidrocarburos etilénicos o alquenos y también los cicloalcanos o cicloparafinas:

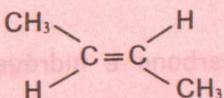
Responden a la fórmula C_4H_8 , los siguientes:



1-Buteno

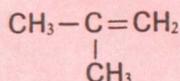


cis-2-buteno

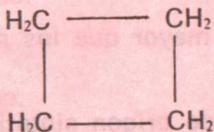


trans-2-buteno

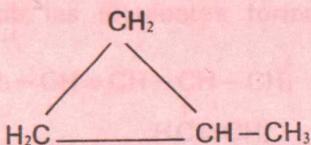
Son, entre sí,
isómeros
cis-trans



Metilpropeno



Ciclobutano



Metilciclopropano

37.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para la realización de este ejercicio las normas dadas en ejercicios anteriores.

● **Cuestiones de opción única (11 puntos):**

1. La química orgánica:

- A) Se dedica únicamente al estudio de las sustancias que se encuentran en los seres vivos.
- B) Se llama también química del carbono, pues en estos compuestos aparece como componente fundamental.
- C) Se dedica al estudio de productos sintéticos a partir del carbono.
- D) Se dedica a compuestos de carbono e hidrógeno exclusivamente.
- E) Se puede estudiar solamente en los seres vivos.

1

2. Los compuestos orgánicos:

- A) Están formados esencialmente por carbono, hidrógeno, oxígeno y otros pocos elementos.
- B) Se conocen en número mucho mayor que los compuestos inorgánicos.
- C) Los hay de origen biológico y de origen sintético y artificial.
- D) Todo lo dicho es cierto.
- E) Todo lo dicho es falso.

2

3. Un hidrocarburo puede ser:

- A) Saturado.
- B) No saturado.
- C) De cadena abierta.
- D) De cadena cerrada.
- E) Todo lo dicho.

3

4. En los compuestos el átomo de carbono casi siempre:

- A) Es tetravalente.
- B) Cuando está combinado posee cuatro orbitales de igual energía.
- C) Da lugar a enlaces dirigidos según los vértices de un tetraedro.
- D) Todo lo dicho.
- E) Nada de lo dicho.

4

5. Indica cuál de los siguientes compuestos no es un hidrocarburo saturado.

- A) Metano.
- B) Butano.
- C) Borano.
- D) Decano.
- E) Pentano.

5

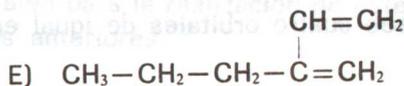
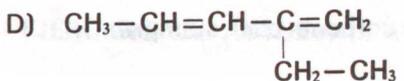
6. El nombre de un hidrocarburo saturado de 20 carbonos es:

- A) Metano.
- B) Butano.
- C) Decano.
- D) Icosano.
- E) Triacotano.

6

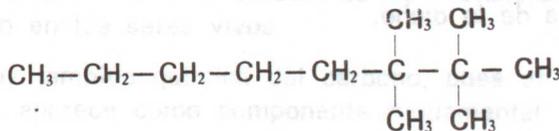
7. ¿Cuál de las siguientes fórmulas es del 2-Propil-1,3-butadieno?:

- A) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{HC}=\text{CH}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- B) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{HC}=\text{CH}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$
- C) $\text{CH}_2=\text{CH}=\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}-\text{CH}_3$



7

8. El compuesto de fórmula:

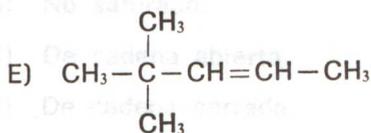
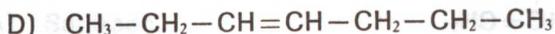
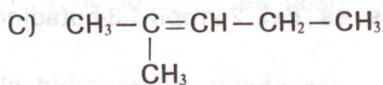
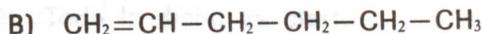
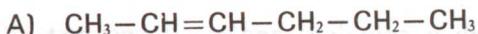


tiene de nombre:

- A) Dodecano.
- B) Tetrametiloctano.
- C) 6,6,7,7-Tetrametiloctano.
- D) 2,2,3,3-Tetrametiloctano.
- E) 2,2-Dimetil-3,3-dimetiloctano.

8

9. SOLO UNO de estos compuestos ES un isómero del 3-Hexeno:



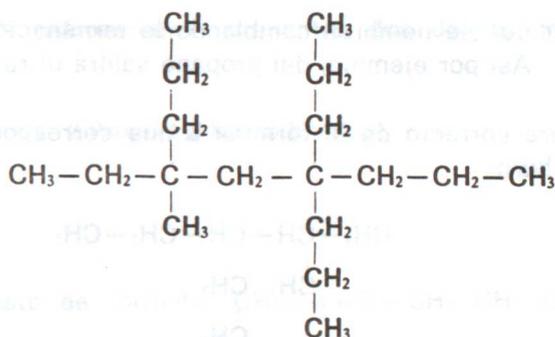
9

10. Hay un tipo de isomería que sólo se presenta en los enlaces dobles en que no hay libertad de rotación, es:

- A) La isomería de cadena.
- B) La isomería de posición.
- C) La isomería funcional.
- D) La isomería geométrica o cis-trans.

10

11. En la fórmula:



la cadena principal o más larga corresponde a un:

- A) Eneadecano.
- B) Nonano.
- C) Octano.
- D) Decano.
- E) Heptano.

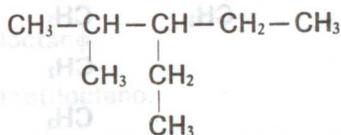
11

● Completar las siguientes frases (22 puntos):

12. Los se llaman también hidrocarburos saturados o parafinas.

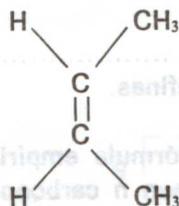
13. La fórmula empírica de un hidrocarburo saturado que en general poseen n carbonos es

14. Dos sustancias que tienen la misma fórmula empírica, pero diferente distribución de sus elementos y por tanto propiedades se llaman
15. El Butano y el Metil-propano son y esto es un fenómeno que es debido en este caso a la distinta forma de la carbonada.
16. La serie de los diez primeros alcanos es: Metano, Propano, Heptano, Nonano y
17. Cuando en la molécula de un alcano se elimina un átomo de hidrógeno, queda un resto llamado
18. Los radicales se nombran cambiando la terminación -ano por Así por ejemplo, del propano saldrá el radical
19. El nombre correcto de la fórmula a que corresponde el siguiente hidrocarburo:



es:

20. La fórmula correcta de 2,2,4-Trimetilpentano es:
21. La fórmula del Ciclooctano desarrollada es:
22. Los son hidrocarburos con un doble enlace entre carbonos.
23. La fórmula del 2-Penteno es:
24. El isómero geométrico del *cis*-2-buteno:



es el:

25. La fórmula del 3-Metil-3-hexeno es:
26. Los son hidrocarburos con un triple enlace entre
27. El alquino, cuya fórmula es:
- se llama 3-Metil-1-pentino.
28. Cuando los hidrocarburos presentan dos dobles enlaces se llaman
29. La fórmula del 2-Propil-1,3-butadieno es:
30. El compuesto de fórmula: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$, se llama
31. Los se forman por sustitución de uno o varios átomos de en un hidrocarburo por átomo de halógeno.
32. La fórmula del 1,1,2,2-Tetracloroetano es:
33. El compuesto de fórmula: $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CHBr}-\text{CH}_3$ se llama
34. Fórmula del 2,2,3,4,4-Hexametilpentano es:

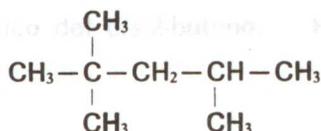
37.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Cuestiones de opción única (11 puntos):

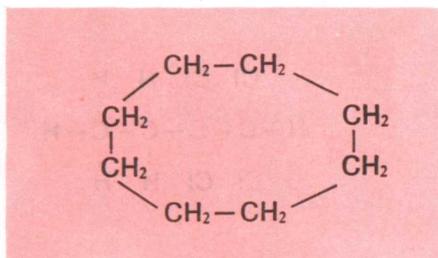
- | | |
|------|-------|
| 1. B | 7. E |
| 2. D | 8. D |
| 3. E | 9. B |
| 4. D | 10. D |
| 5. C | 11. B |
| 6. D | |

● Completar las siguientes frases (22 puntos):

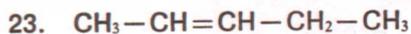
- Alcanos.
- C_nH_{2n+2} .
- Distintas, isómeros.
- Isómeros, cadena.
- Etano, Butano, Pentano, Hexano, Octano, Decano.
- Radical alquílico.
- Ilo, propilo.
- 2-Metil-3-etilpentano.
- 3-Etil-2-metilpentano



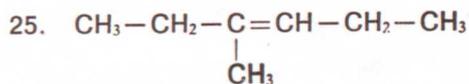
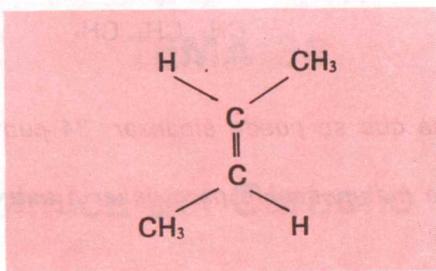
21.



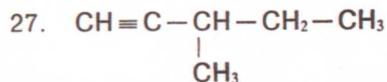
22. Alquenos.



24. *Trans*-2-buteno

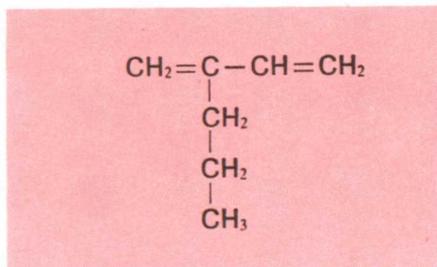


26. Alquinos, carbonos.



28. Alcadienos.

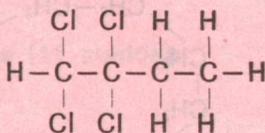
29.



30. 2-Hexen-4-ino.

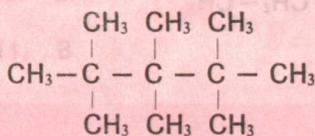
31. Derivados halogenados, hidrógeno:

32.



33. 1,3-Dibromobutano:

34.



Puntuación máxima que se puede alcanzar: 34 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 24 puntos.

OBJETIVOS

- Describir las propiedades físicas y químicas de los hidrocarburos.
- Escribir algunos de los hidrocarburos que se obtienen del petróleo y de la hulla.

TEMA 38

INDICE

Química del Carbono (II)

- 38.1 CONTENIDOS BÁSICOS
- 38.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO
- 38.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN
- 38.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

OBJETIVOS

- Describir las propiedades físicas y químicas de los hidrocarburos.
- Escribir algunos de los hidrocarburos que se obtienen del petróleo y de la hulla.

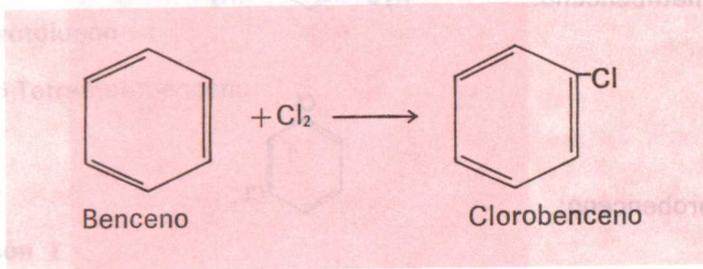
INDICE

- 38.1 CONTENIDOS BASICOS
- 38.2 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO
- 38.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION
- 38.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION



1,3-Butadieno

1,4-Dicloro-2-buteno



● **Cuestión 2**

Consulta el texto.

● **Cuestión 3**

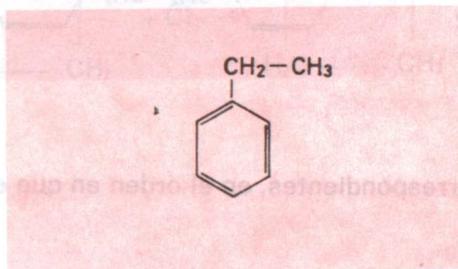
No tienes información en el texto para contestar.

● **Cuestión 4**

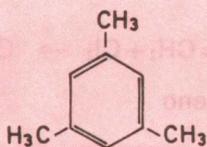
- a) $\text{CH}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
- b) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
- c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH}$

● **Cuestión 5**

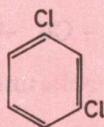
Etilbenceno:



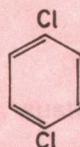
1,3,5-Trimetilbenceno:



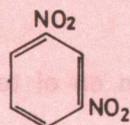
1,3-Diclorobenceno:



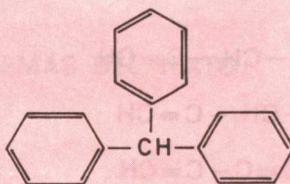
p-Diclorobenceno:



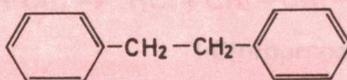
m-Dinitrobenceno:



Trifenilmetano:



1,2-Difeniletano:



● Cuestión 6

Los nombres correspondientes, en el orden en que están escritas son:

Metilbenceno

Propilbenceno

Fenileteno [estireno (nombre vulgar)]

1,3,5-Triclorobenceno

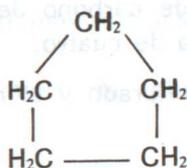
m-Nitrotolueno

1,2,3,5-Tetrametilbenceno

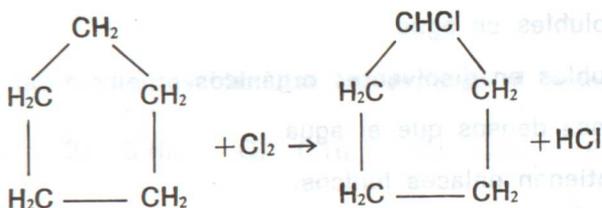
● Cuestión 7

La fórmula C_5H_{10} puede responder a un alqueno, o un cicloalcano. Ahora bien, como no reacciona con el cloro en la oscuridad no es un alqueno (mira la página 358 del texto).

El cuerpo podría ser:



Al reaccionar con Cl_2 a la luz solar se produce la reacción:



NOTA.—Hay una errata en el libro, dice C_6H_9Cl y debe ser C_5H_9Cl .

38.3 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Para la resolución de este ejercicio valen las normas dadas en los ejercicios anteriores.

● Cuestiones de opción única (14 puntos):

1. Dos hidrocarburos lineales tienen las siguientes fórmulas:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de dichos compuestos es INCORRECTA?:

- A) Uno de los compuestos es una parafina y el otro es un alqueno.
- B) Ambos son inflamables.
- C) Ambos decoloran rápidamente el bromo en disolución.
- D) Todos los átomos de carbono de cada compuesto presentan la misma covalencia de cuatro.
- E) Un compuesto es saturado y el otro insaturado.

1

2. De las siguientes propiedades indica la que NO es atribuible a los hidrocarburos:

- A) Insolubles en agua.
- B) Solubles en disolventes orgánicos.
- C) Menos densos que el agua.
- D) Contienen enlaces iónicos.
- E) Contienen enlaces covalentes.

2

3. SOLO una de estas propiedades es atribuible a los alcanos como específica y que le distingue de otros hidrocarburos:

- A) Son combustibles.

- B) Sus puntos de ebullición crecen con la longitud de las cadenas hidrocarbonadas.
- C) Son menos densos que el agua.
- D) Reacciona con el bromo con formación de HBr.
- E) Se presentan en estado sólido, líquido o gaseoso, según sea mayor o menor la longitud de la cadena hidrocarbonada.

3

4. Respecto a la polimerización se puede decir que:

- A) Consiste en unir sucesivamente muchas unidades de una molécula sencilla que se llama polímero.
- B) Muchos compuestos de doble enlace se pueden polimerizar.
- C) Algunos polímeros tienen aplicación industrial como plásticos.
- D) Un ejemplo de polímero de aplicación industrial es el polieteno o polietileno.
- E) Es incorrecto lo dicho en A) y cierto lo dicho en los puntos siguientes.

4

5. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al benceno?:

- A) C_6H_{14} B) C_6H_{12} C) C_6H_{10} D) C_6H_6 E) C_6H_3

5

6. Todas estas propiedades son atribuibles al benceno MENOS:

- A) Presenta derivados disustituídos.
- B) Presenta reacciones de adición con dificultad.

C) Presenta derivados halogenados.

D) Presenta derivados nitrados.

E) No da lugar a reacciones de Friedel y Carfts.

6

7. La fórmula empírica general que corresponde a los cicloalcanos es:

A) C_nH_{2n-2}

C) C_nH_{2n+2}

E) C_nH_{2n-4}

B) C_nH_{2n}

D) C_nH_n

7

8. El compuesto de fórmula $C_6H_4Cl_2$ puede llamarse:

A) Clorobenceno.

B) Diclorobenceno.

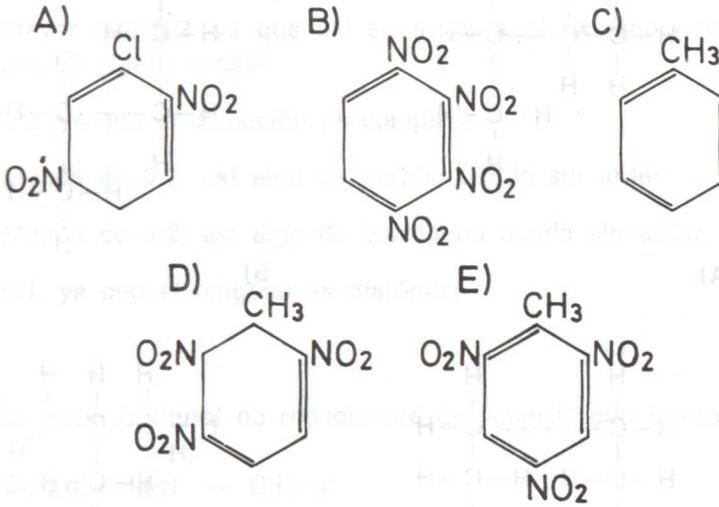
C) 1,6-Diclorobenceno.

D) 1,2-Diclorobenceno.

E) No podemos nombrarlo correctamente si no conocemos su fórmula estructural.

8

9. Una de las siguientes fórmulas corresponde a un compuesto conocido como T.N.T., un violento explosivo:



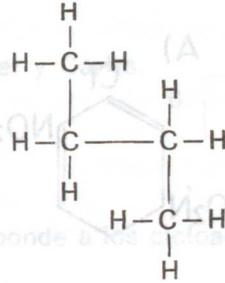
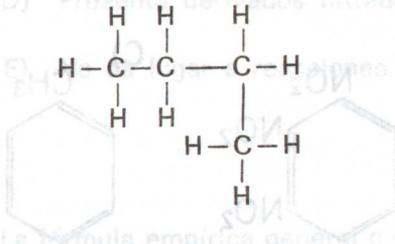
9

10. El mejor método y el más usado para separar los componentes del petróleo crudo es:

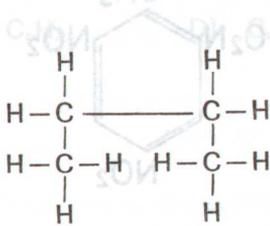
- A) Catálisis.
- B) Destilación.
- C) Destilación fraccionada.
- D) Cracking.
- E) Precipitación.

10

11. El compuesto que es un isómero del butano normal o lineal es de los representados a continuación:

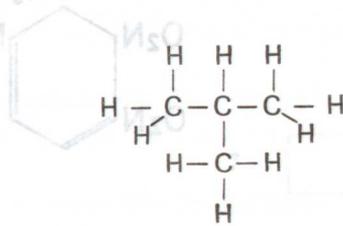


A)



C)

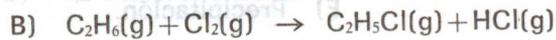
B)



D)

11

12. La reacción entre volúmenes iguales de etano y cloro, medidos a la misma temperatura y presión, está mejor representada por la ecuación:



12

13. Dado que la combustión completa del etino (acetileno) está correctamente representada por la ecuación:



cuando este gas, el acetileno, arde en el aire, la relación de moléculas de oxígeno frente a la de moléculas de etino que reaccionan debe ser:

- A) Mayor que 5:2, ya que así se asegura el oxígeno necesario con un ligero exceso.
- B) 5:2, ya que la oxidación es completa.
- C) Menos de 5:2, así algo de carbón queda sin arder.
- D) Menos de 5:2, así algo de hidrógeno queda sin arder.
- E) 5:1, ya que el oxígeno es diatómico.

13

14. El gas eteno (etileno) no reaccionará de acuerdo con la reacción:

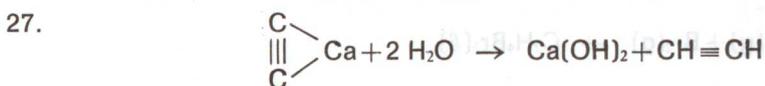
- A) $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$
- B) $C_2H_4(g) + 2 Cl_2(g) \rightarrow C_2H_2Cl_2(l) + 2 HCl(g)$
- C) $C_2H_4(g) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 2 H_2O(g)$
- D) $C_2H_4(g) + Br_2(g) \rightarrow C_2H_4Br_2(l)$
- E) $n C_2H_4(g) \rightarrow (C_2H_4)_n(s)$

14

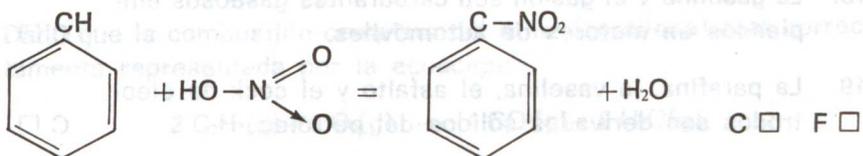
● Contestar cierto C o falso F a las frases siguientes (18 puntos):

- 15. Los petróleos son mezclas de hidrocarburos. C F
- 16. Para obtener los derivados del petróleo se emplea la destilación fraccionada. C F
- 17. El butano y el propano son líquidos combustibles derivados del petróleo. C F
- 18. La gasolina y el gas-oil son carburantes gaseosos empleados en motores de automóviles. C F
- 19. La parafina, la vaselina, el asfalto y el coque de electrodos son derivados sólidos del petróleo. C F

20. El producto del petróleo cuya demanda es mayor es la gasolina. C F
21. El cracking es un tratamiento a que se someten los productos pesados derivados del petróleo para obtener mayor cantidad de gasolina y otros productos ligeros. C F
22. Los productos resultantes de la destilación de la hulla son el carbón de cok, gases y un líquido negro viscoso llamado asfalto. C F
23. El alquitrán de la hulla es un material de gran valor para la obtención de diversos compuestos aromáticos como el benceno, naftaleno y otros. C F
24. El acetileno se obtiene a partir de carbón, caliza y agua. C F
25. El acetileno es el nombre comunmente empleado para nombrar al eteno. C F
26. A partir del acetileno y por la acción del agua se obtiene el carburo de calcio. C F



28. Los alcanos, los alquenos y los alquinos dan lugar a tres series homólogas. C F
29. La combustión completa de un hidrocarburo produce CO_2 y H_2O . C F
30. La combustión incompleta de un hidrocarburo da lugar a una llama casi incolora y la formación de negro de humo. C F
31. La primera fórmula aceptable para explicar la estructura y propiedades del benceno se debe al químico alemán Kekulé. C F
32. A partir de la siguiente reacción se obtiene el nitrobeneno:



38.4 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Cuestiones de opción única (14 puntos):

- | | |
|------|-------|
| 1. C | 8. E |
| 2. D | 9. E |
| 3. D | 10. C |
| 4. E | 11. D |
| 5. D | 12. B |
| 6. E | 13. A |
| 7. B | 14. B |

● Contestar cierto C o falso F a las frases siguientes (18 puntos):

- | | |
|-------|-------|
| 15. C | 24. C |
| 16. C | 25. F |
| 17. F | 26. F |
| 18. F | 27. C |
| 19. C | 28. C |
| 20. C | 29. C |
| 21. C | 30. F |
| 22. F | 31. C |
| 23. C | 32. C |

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 32 puntos.

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 23 puntos.

OBJETIVOS

- Identificar los grupos funcionales oxígeno y nitrógeno.
- Escribir la reacción de esterificación.
- Escribir la reacción de oxidación de alcoholes.

TEMA 39

Química del Carbono (III)

INDICE

39.1 CONTENIDOS BÁSICOS

39.2 ORIENTACIONES

- Acerca de las funciones orgánicas. Uso de una tabla-resumen

39.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

39.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

39.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

- Identificar los grupos funcionales con oxígeno y nitrógeno.
- Escribir la reacción de esterificación.
- Escribir la reacción de oxidación de alcoholes.

INDICE

39.1 CONTENIDOS BASICOS

39.2 ORIENTACIONES

- Acerca de las funciones orgánicas. Uso de una tabla-resumen

39.3 CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEXTO

39.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

39.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

39.1 CONTENIDOS BASICOS

- Combinaciones oxigenadas (T).
- Alcoholes (T).
- Polialcoholes (T).
- Fenoles (T).
- Aldehidos y cetonas (T).
- Acidos carboxílicos (T).
- Esterificación y saponificación (T).
- Esteres (T).
- Combinaciones nitrogenadas (T).
- Aminas y amidas (T).

39.2 ORIENTACIONES

● Acerca de las funciones orgánicas. Uso de una tabla-resumen

El tema 39 puede resultarte excesivamente complicado, al tener un exceso de información. Por esta razón te ofrecemos una tabla-resumen de las principales funciones orgánicas.

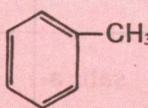
La debes usar constantemente, puedes copiarla aparte, y como objetivo trata de encuadrar cualquier fórmula que te den en los grupos funcionales de la tabla. El segundo objetivo es el nombre del compuesto, pero es secundario respecto al primero.

TABLA

Compuestos	Grupo funcional	general Fórmula	Sufijo
1. Hidrocarburos saturados	$\begin{array}{c} \quad \\ -C-C- \\ \quad \end{array}$	C_nH_{2n+2}	ano
2. Hidrocarburos de doble enlace	$\begin{array}{c} -C=C- \\ \quad \end{array}$	C_nH_{2n}	eno
3. Hidrocarburos de triple enlace	$-C \equiv C-$	C_nH_{2n-2}	ino
4. Hidrocarburos aromáticos			
5. Alcoholes	$-OH$	$R-OH$	ol
6. Aldehídos	$\begin{array}{c} O \\ // \\ -C \\ \backslash \\ H \end{array}$	$R-CHO$	al
7. Cetonas	$\begin{array}{c} -C- \\ \\ O \end{array}$	$R-CO-R'$	ona
8. Eteres	$-O-$	$R-O-R'$	oxi
9. Ácidos	$\begin{array}{c} O \\ // \\ -C \\ \backslash \\ OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ R-C \\ \backslash \\ OH \end{array}$	oico
10. Aminas	$-NH_2$	$R-NH_2$	amina
11. Amidas	$\begin{array}{c} O \\ // \\ -C \\ \backslash \\ NH_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ R-C \\ \backslash \\ NH_2 \end{array}$	amida
12. Esteres	$\begin{array}{c} O \\ // \\ -C \\ \backslash \\ O- \end{array}$	$R-COO-R'$	ato de ilo

Escojamos unas cuantas fórmulas tomadas del libro de texto y tratemos de identificar sus grupos funcionales:

1) $\text{CH}_3-\text{COH}-\text{CH}_3$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{CH}_3$

2) 

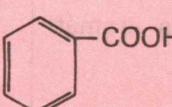
3) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix}$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{CH}_3$

4) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CO}-\text{CH}_3$

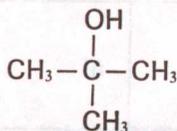
5) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$

6) $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$

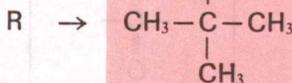
7) $\text{CH}_3-\text{COOCH}_3$

8) 

1. Esta fórmula lleva un grupo OH, lo verás mejor si lo escribes así:



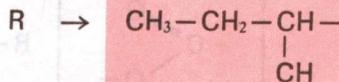
la puedes identificar con R-OH siendo:



2. La fórmula sólo tiene átomos de C e H, luego se trata de un hidrocarburo; como lleva el núcleo bencénico, se trata de uno aromático derivado del benceno.

3. Lleva un grupo al extremo de la cadena $-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix}$, lo puedes identificar en la tabla con R-CHO o más apropiadamente R-C $\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix}$,

se trata de un aldehído, siendo:



4. A primera vista puede confundirte esa fórmula, pues no se identifica con la tabla. Hay dos grupos $-\text{CO}-$, luego debe ser una dicetona (es decir el grupo $-\text{CO}-$ está repetido dos veces).

5. Corresponde al grupo $-\text{COOH}$, o bien $-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$ se trata de un ácido, siendo R igual a $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$

6. El grupo $-\text{COOH}$ está repetido, es un diácido.

7. $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$ lo puedes identificar con $\text{R}-\text{COO}-\text{R}'$, luego se trata de un éster.

8. Lo primero es que no es un hidrocarburo, aunque lleve el anillo benzenico, tiene el grupo $-\text{COOH}$, luego se trata de un ácido, siendo R igual



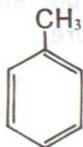
Una vez identificados los grupos funcionales puedes proceder a su nomenclatura.



Numera la cadena lineal que contenga el grupo funcional que tiene tres carbonos.

En el carbono 2 hay un grupo metilo, luego el nombre
 2 Metil-2 *propan ol* (ol terminación de alcoholes)
 3 carbonos

2. Es un hidrocarburo que puedes considerarlo derivado del benceno, o sea



benceno más un grupo metilo, su nombre Metilbenceno.

8.



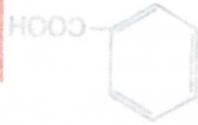
es un ácido, luego

ácido

benceno
por el
anillo
bencénico

oico
por ser
ácido

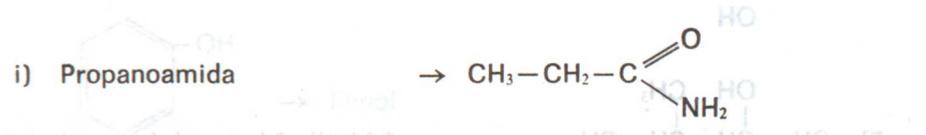
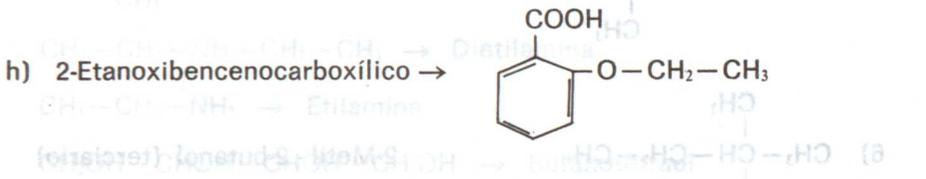
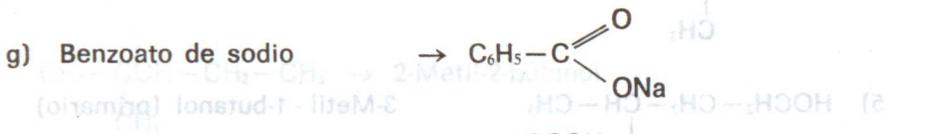
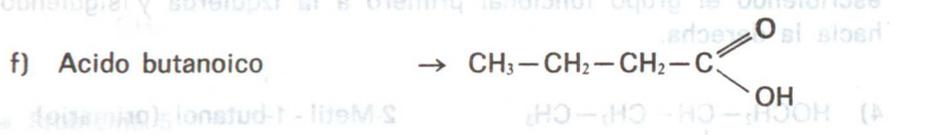
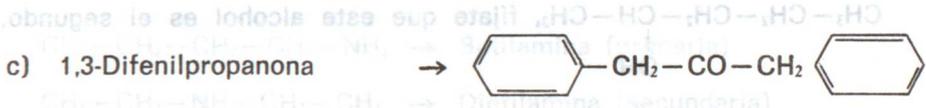
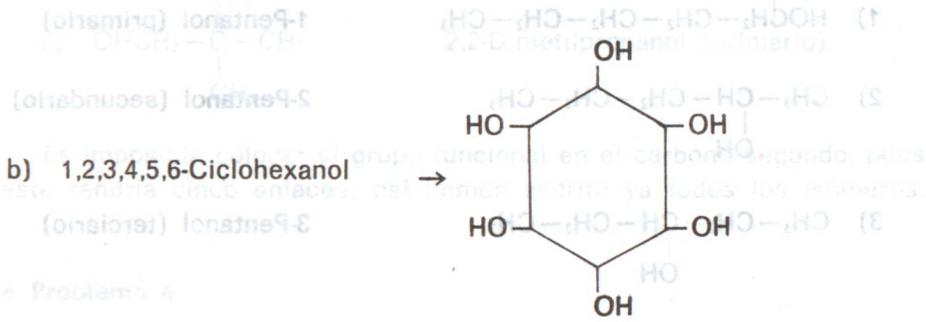
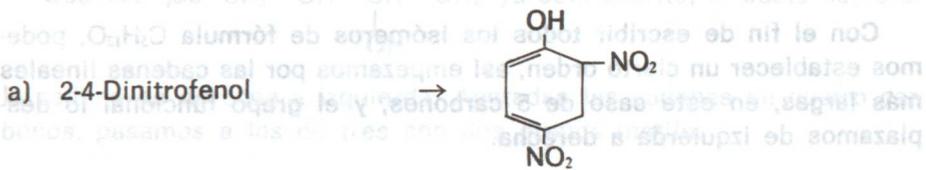
fonéticamente
ácido benzoico



● Problema 1

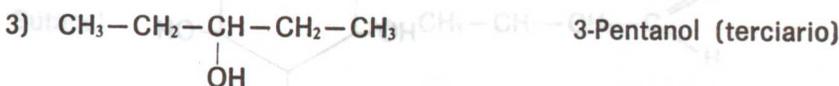
- a) 2-Butanol → $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{CH}_3$
- b) 2-Metil-2-propanol → $\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- c) Butanal → $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$
- d) Butanodiona → $\text{CH}_3\text{-CO-CO-CH}_3$
- e) Butendioico → $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array} \text{-CH=CH-} \begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
- f) 2-Hidroxipropanoico → $\text{CH}_3\text{-CHOH-C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$
- g) 2,3-Hidroxibutanodioico → $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{HO} \end{array} \text{-CHOH-CHOH-C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$
- h) Propanoato de calcio → $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO})_2$
- i) Acetato de butilo → $\text{CH}_3\text{-C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \end{array}$
- j) Formiato de sodio → $\text{H-C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{ONa} \end{array}$

● Problema 2



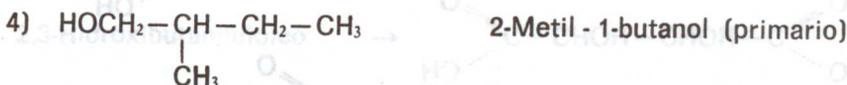
● Problema 3

Con el fin de escribir todos los isómeros de fórmula $C_5H_{12}O$, podemos establecer un cierto orden, así empezamos por las cadenas lineales más largas, en este caso de 5 carbonos, y el grupo funcional lo desplazamos de izquierda a derecha.



$CH_3-CH_2-CH_2-\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}-CH_3$, fíjate que este alcohol es el segundo,

para observarlo empieza a numerar la cadena de derecha a izquierda. Ahora, una vez terminados los alcoholes con una cadena carbonada de cinco miembros, pongamos las de cuatro con un grupo metilo, escribiendo el grupo funcional primero a la izquierda y siguiendo hacia la derecha.



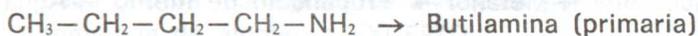
Observa que $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{OH}}{\text{CH}}}-\text{CH}-\text{CH}_3$ ya está escrito, te basta numerar

la cadena de derecha a izquierda. Agotadas las cadenas de cuatro carbonos, pasamos a las de tres con dos grupos metilo.

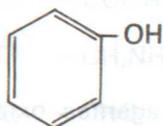
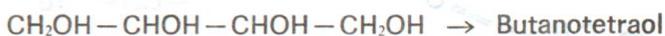
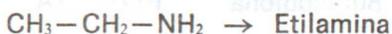
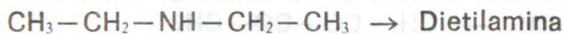
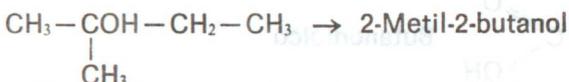


Es imposible colocar el grupo funcional en el carbono segundo, pues éste tendría cinco enlaces; así hemos escrito ya todos los isómeros.

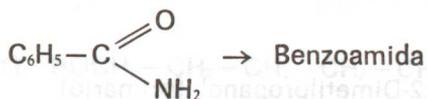
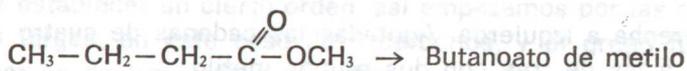
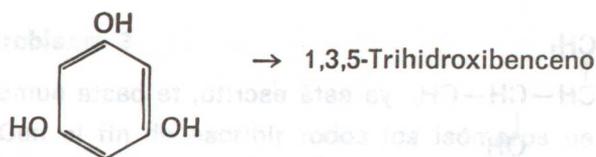
● **Problema 4**



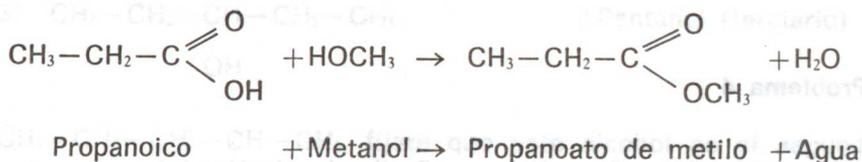
● **Problema 5**



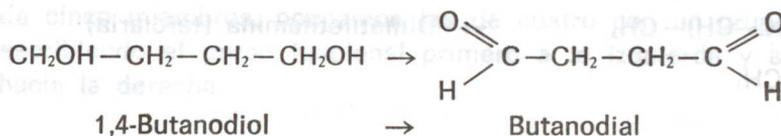
\rightarrow Fenol



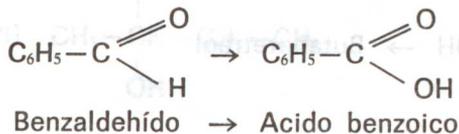
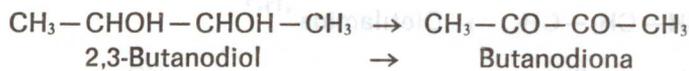
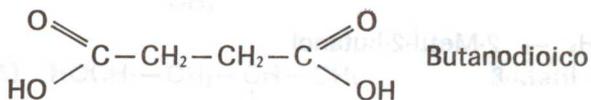
● **Problema 6**



● **Problema 7**



Si la oxidación continúa se forma:



El 2-Metil-2-butanol no se oxida fácilmente; con agentes oxidantes muy fuertes, la cadena se rompe, dando acetona y ácido acético.

39.4 EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

Valen para la realización de este ejercicio las normas dadas en ejercicios anteriores.

● Cuestiones de opción única (11 puntos):

1. Una de las siguientes NO ES una clase de compuesto orgánico oxigenado:

- A) Alcoholes.
- B) Cetonas.
- C) Aminas.
- D) Eteres.
- E) Esteres.

1

2. Cada uno de los siguientes alcoholes pertenece a la misma serie homóloga de alcoholes EXCEPTO:

- A) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
- B) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$
- C) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
- D) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$
- E) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$
- E) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$

2

3. El grupo funcional de la función cetona es:

- A) $-\text{OH}$
- B) $-\text{CO}-$
- C) $-\text{COOH}$
- D) $-\text{CH}_2\text{NH}_2$
- E) $-\text{CHO}$

3

D) Acido 2-Metilpropanoico.

E) Acido acético.

5

6. Uno de los siguientes compuestos NO ES un isómero del 2-Pentanol:

A) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$

B) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

D) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CHO}$

E) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{COH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

6

7. Sólo una de las siguientes NO es una propiedad de los alcoholes:

A) Sus puntos de ebullición son más altos que los de hidrocarburos de otros compuestos sin OH de masa molecular parecida.

B) La solubilidad en agua aumenta con el número de grupos OH en la molécula.

C) La solubilidad en agua disminuye con la longitud de la cadena.

D) Por oxidación pueden dar lugar a aldehídos, cetonas o a rotura de la cadena.

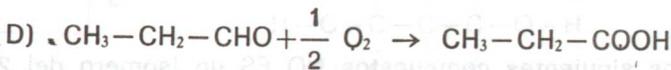
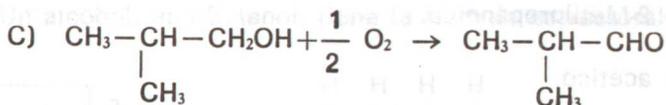
E) Sus disoluciones tienen carácter básico y olor amoniacal.

7

8. Una de estas reacciones corresponde a la oxidación de un aldehído:

A) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHO} + \text{H}_2\text{O}$

B) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$



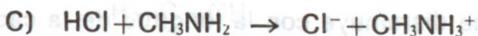
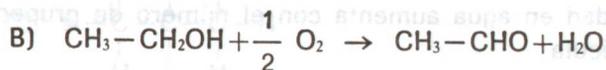
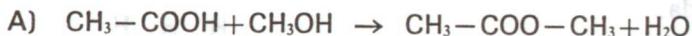
8

9. La esterificación es:

- A) La oxidación de los alcoholes secundarios dando cetonas.
- B) Lo mismo que saponificación.
- C) La sustitución de un hidrógeno del amoníaco por un radical alquílico o ácido.
- D) La deshidratación de un alcohol.
- E) La reacción entre un ácido y un alcohol.

9

10. Una de las siguientes reacciones es una reacción de saponificación:



10

11. Una amida importante desde el punto de vista histórico por dar origen a la *primera síntesis orgánica*, por su papel en la biología y por sus usos industriales es:

- A) La formamida.
- B) La propanoamida.
- C) La sulfamida.
- D) La urea.
- E) La anilina.

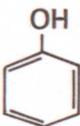
11

● Ejercicio de emparejar (22 puntos):

A cada grupo funcional de la izquierda le corresponde una terminación o sufijo de la derecha:

- | | | |
|--------------|-----|-----------|
| 12. amina | () | A) -ol |
| 13. alqueno | () | B) -ano |
| 14. alquino | () | C) -al |
| 15. aldehído | () | D) -ona |
| 16. amida | () | E) -oico |
| 17. alcohol | () | F) -amina |
| 18. ácido | () | G) -amida |
| 19. cetona | () | H) -eno |
| 20. alcano | () | I) -ino |

Emparejar los términos de la izquierda con los que se correspondan de la derecha:

- | | | |
|---|-----|------------------------|
| 21. $\begin{array}{c} \text{HN}_2 \\ \diagup \\ \text{OC} \\ \diagdown \\ \text{HN}_2 \end{array}$ | () | A) Metil propano |
| 22. $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$ | () | B) 2-Metil-1-propanol |
| 23. CH_3NH_2 | () | C) alcohol terciario |
| 24. CH_3COOH | () | D) 1,2,3-Propanotriol |
| 25. $\text{COOH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ | () | E) Fenol |
| 26. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ | () | F) 2-Metilpropanal |
| 27. $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$ | () | G) 3-Pentanona |
| 28. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CONH}_2$ | () | H) ácido acético |
| 29. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{COH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | () | I) ácido Propanodioico |
| 30. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | () | J) Etanoato de etilo |
| 31. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CHO} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | () | K) Urea |
| 32.  | () | L) Metilamina |
| 33. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | () | LL) Butanoamida |

39.5 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● **Cuestiones de opción única (11 puntos):**

- | | | |
|------|-------|-------|
| 1. C | 5. EA | 9. E |
| 2. C | 6. D | 10. D |
| 3. B | 7. E | 11. D |
| 4. A | 8. DE | |

● **Ejercicios de emparejar (22 puntos):**

- | | | |
|-------|-------|--------|
| 12. F | 20. B | 28. LL |
| 13. H | 21. K | 29. C |
| 14. I | 22. D | 30. B |
| 15. C | 23. L | 31. F |
| 16. G | 24. H | 32. E |
| 17. A | 25. I | 33. A |
| 18. E | 26. G | |
| 19. D | 27. J | |

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 33 puntos:

Puntuación mínima indispensable para pasar a estudiar el tema siguiente: 23 puntos.

- A) La formamida. ()
 B) La propionamida. ()

- C) La sulfamida. ()
 D) La urea. ()





OBJETIVOS

TEMA 40

— Citar alguna de las razones por las que la industria química y su influencia en la economía y la ecología.

— Describir la industria siderúrgica como ejemplo de industria química.

Industria Química. Ejemplos

INDICE

40.1 CONTENIDOS BÁSICOS

40.2 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

40.3 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

OBJETIVOS

- Citar alguna de las realizaciones de la industria química y su influencia en la economía y la ecología.
- Describir la industria siderúrgica como ejemplo de industria química.

INDICE

40.1 CONTENIDOS BASICOS

40.2 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

40.3 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Formulas	Nombre del mineral
Fe_2O_3	Óxido de hierro (II, III)
Fe_3O_4	Óxido de hierro (III)
$FeCO_3$	Carbonato de hierro (II)
FeS_2	Disulfuro de hierro (II)

40.1 CONTENIDOS BASICOS

- Industria química (T).
- Materia prima (T).
- Contaminación (T).
- Siderurgia. Alto horno (T).
- Fundición o arrabio (T).
- Refractario (T).
- Carbón de cok (T).
- Mineral y fundente. Mena y ganga (T).
- Alto horno (T).
- Acero y hierro dulce (T).

40.2 EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

Valen para este ejercicio las normas dadas en los ejercicios anteriores.

- **Completar los siguientes párrafos acerca de la siderurgia:**

Materias primas (11 puntos)

La materia prima de esta industria son los minerales de (1)

Los minerales más importantes son:

<i>Fórmula</i>	<i>Nombre químico</i>	<i>Nombre del mineral</i>
Fe ₃ O ₄	óxido de hierro (II, III) ...	(2).
(3)	óxido de hierro (III)	Oligisto o hematites roja.
Fe(OH) ₃ ...	(4)	Limonita o hematites parda.
(5)	Carbonato de hierro (II) ...	Siderita o espato de hierro.
FeS ₂	(6)	Pirita.

La segunda materia prima para la obtención del hierro es el (7)

En España hay dos cuencas (8): la una en Asturias-León y la segunda en las vertientes de la Marianica.

Las instalaciones siderúrgicas en España se encuentran en: (9) , Santander, (10) (11) y Veriña.

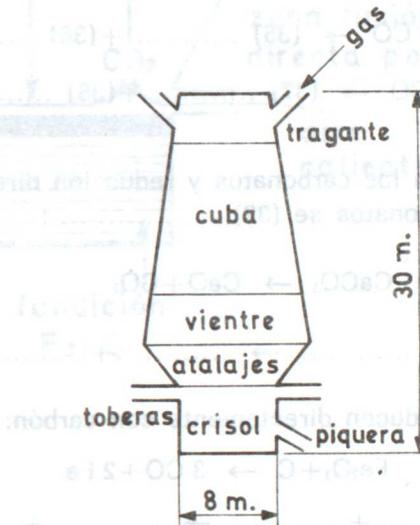
El alto horno (19 puntos)

La transformación de los minerales de hierro en (12) o arrabio, se verifica en un (13) La operación consiste esencialmente en una (14) de los óxidos de hierro y en su última fase una (15) o combinación de una parte del hierro con (16)

El alto horno más frecuente es del tipo llamado de (17) Tiene la forma de dos (18) de unidos por su base mayor.

Su altura es de 20-35 m y el diámetro alrededor de 8 m.

En su interior está recubierto de ladrillos (19) , es decir, de un material resistente a las elevadas (20) que se alcanzan.



En el alto horno se produce una (21) circulación de material (véase figura):

Por el (22) se añaden capas alternativas de (23) y mezcla de (24) con (25)

El fundente es generalmente caliza y tiene la misión de formar con la ganga silícea un silicato fácilmente fusible, la (26)

Por las (27) que son tubos situados en los (28) se insufla (29) Este aire quema el carbón produciendo CO_2 que al subir en el horno se transforma en (30), reductor.

La transformación del mineral en el alto horno (20 puntos)

Al descender el mineral en el alto horno se producen los siguientes fenómenos:

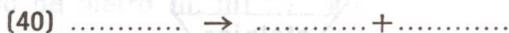
- a) (31) En la parte superior del horno a temperaturas por debajo de (32), el mineral se deseca y los hidróxidos se deshidratan:



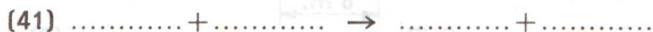
- b) (34) Cuando el mineral ha alcanzado los 400°C empieza la reducción por el óxido de carbono (II):

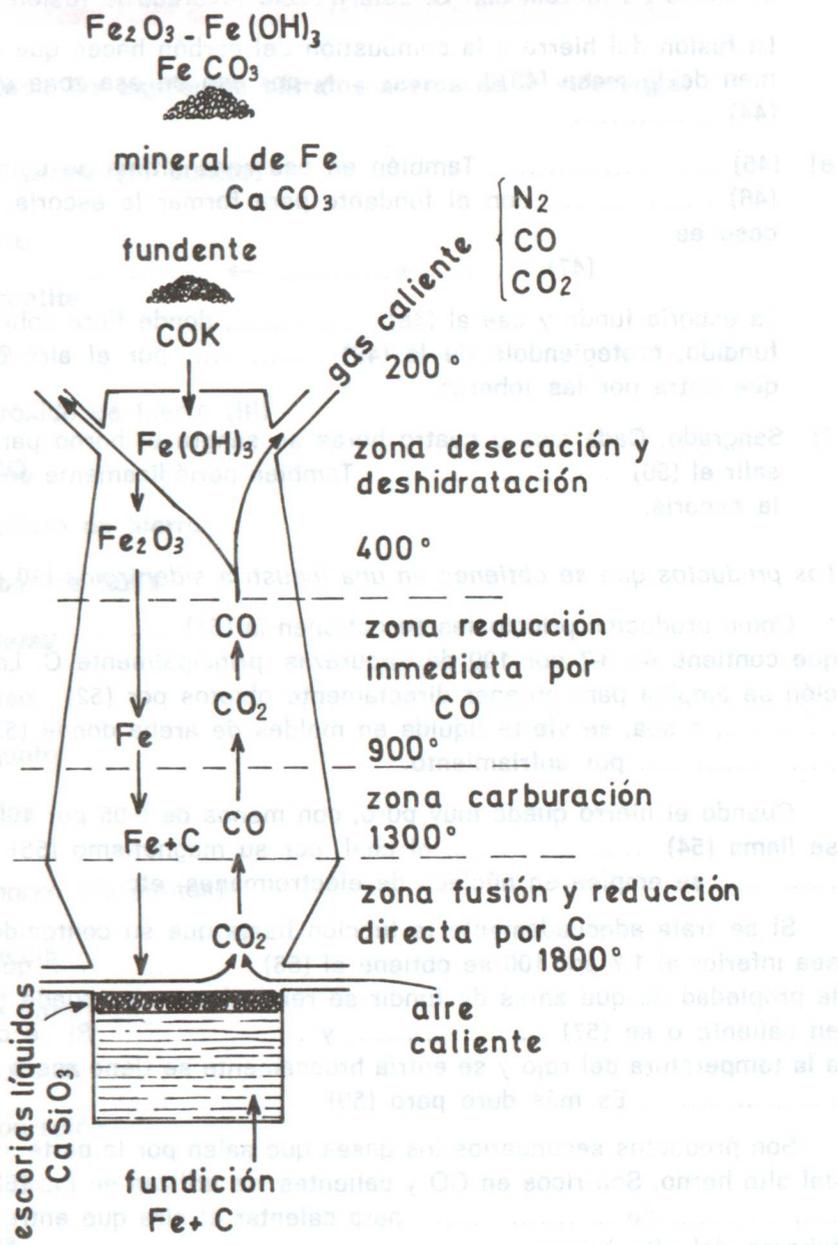


- c) Descomposición de los carbonatos y reducción directa. Por encima de 900°C los carbonatos se (39)



y los óxidos se reducen directamente con carbón:





d) Carburación y fusión. Hacia los 1.000° C en la zona de (42)
el hierro se mezcla con C. Esta mezcla favorece la fusión;

La fusión del hierro y la combustión del carbón hacen que el volumen de la masa (43) y por eso en esa zona el horno (44)

e) (45) También en esa zona última se combina la (46) con el fundente para formar la escoria. El proceso es:



La escoria funde y cae al (48), donde flota sobre el Fe fundido, protegiéndole de la (49) por el aire caliente que entra por las toberas.

f) Sangrado. Cada tres o cuatro horas se sangra el horno para dejar salir el (50) También periódicamente se sangra la escoria.

Los productos que se obtienen en una industria siderúrgica (10 puntos)

Como productos principales se obtienen la (51) que contiene de 3-7 por 100 de impurezas, principalmente C. La fundición se emplea para obtener directamente objetos por (52) o sea, se vierte líquida en moldes de arena donde (53) por enfriamiento.

Quando el hierro queda muy puro, con menos de 0,05 por 100 de C, se llama (54), el cual, por su magnetismo (55), se emplea en núcleos de electroimanes, etc.

Si se trata adecuadamente la función hasta que su contenido en C sea inferior al 1,7 por 100 se obtiene el (56), que tiene la propiedad de que antes de fundir se reblandece y se puede trabajar en caliente o se (57) y Si se calienta a la temperatura del rojo y se enfría bruscamente se tiene acero (58) ... Es más duro pero (59)

Son productos secundarios los gases que salen por la parte superior del alto horno. Son ricos en CO y calientes, se utilizan en los (60) de para calentar el aire que entre en las toberas del alto horno.

40.3 SOLUCIONES AL EJERCICIO DE AUTOEVALUACION

● Completar los siguientes párrafos acerca de la siderurgia:

Materias primas (11 puntos)

1. hierro
2. magnetita
3. Fe_2O_3
4. Hidróxido de hierro (III)
5. FeCO_3
6. disulfuro de hierro
7. carbón de hulla
8. hulleras
9. Bilbao
10. Sagunto
11. Avilés

El alto horno (19 puntos)

12. fundición
13. alto horno
14. reducción
15. carburación
16. carbón
17. cuba
18. troncos de cono
19. refractarios
20. temperaturas

- 21. doble
- 22. tragante
- 23. cok
- 24. mineral
- 25. fundente
- 26. escoria
- 27. toberas
- 28. atalajes
- 29. aire caliente
- 30. CO

La transformación del mineral en el alto horno (20 puntos)

- 31. Deseccación y deshidratación
- 32. 400° C
- 33. Fe₂O₃
- 34. Reducción por CO
- 35. 3 CO₂
- 36. 2 Fe
- 37. CO₂
- 38. Fe
- 39. descomponen
- 40. FeCO₃=FeO+CO₂
- 41. FeO+C=Fe
- 42. carburación
- 43. disminuya
- 44. se estrecha

45. Formación de la escoria
46. ganga
47. $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3$
48. crisol
49. oxidación
50. hierro fundido

Los productos que se obtienen en una industria siderúrgica (10 puntos)

51. Fundición
52. colada
53. solidifica
54. hierro dulce
55. temporal
56. acero
57. forja y lamina
58. templado
59. frágil
60. recuperadores de calor

Puntuación máxima que se puede alcanzar: 60 puntos.

Puntuación mínima indispensable para dar por terminado el estudio de este tema: 35 puntos.



*Servicio de Publicaciones
del Ministerio de Educación y Ciencia*