



CUADERNO DE EJERCICIOS DE QUÍMICA

**FÉLIX NÚÑEZ OROZCO
VIOLETA LUZ MARÍA BRAVO HERNÁNDEZ
ESTHER FLORES CRUZ
ROGELIO SOTO AYALA**

**FACULTAD DE INGENIERÍA
DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS
DEPARTAMENTO DE FÍSICA GENERAL Y QUÍMICA**

EDICIÓN: MAYO DE 2002

PRÓLOGO

Este material es una versión revisada, corregida y aumentada en relación con la primera versión que se terminó de imprimir en marzo de 2000.

Encontrará ejercicios alusivos a cada uno de los temas que integran el programa de Química, asignatura que cursan todos los estudiantes de ingeniería, en la Facultad, en el segundo semestre de la carrera.

Para cada uno de los ejercicios se indica la respuesta correspondiente, que puede localizarse inmediatamente después del ejercicio, o bien, en los apéndices.

Todas las respuestas del tema 2 aparecen en el apéndice 1. En los temas 3 y 4 se tiene un caso particular, ya que para algunos ejercicios, las respuestas se localizan en los apéndices 2 y 3, respectivamente.

Al final del tema 1 se encuentra una tabla con constantes físicas, que se sugiere se utilicen para realizar los cálculos en los ejercicios que así lo requieran.

Para llegar a las respuestas del tema 3, se usó como referencia bibliográfica el libro "Química" del autor Raymond Chang (sexta edición), sobre todo en lo que a hibridación y teoría de la orbital molecular se refiere.

En cuanto a los resultados numéricos, se le sugiere lo siguiente : si al comparar su resultado con el que presentan los autores hubiese discrepancia, no piense automáticamente que ha cometido un error. Revise su línea de razonamiento, compruebe cada operación aritmética y corrobore la consistencia de las unidades que haya usado.

Finalmente, si la discrepancia aún persiste, calcule la diferencia porcentual entre su resultado y el del cuaderno. Si es menor al 10%, confíe en lo acertado de su respuesta. Si no, consúltelo en la asesoría o en el taller de ejercicios.

Uno de los objetivos fundamentales de este material didáctico consiste en que su calidad mejore día con día ; para ello se invita a todos los profesores y estudiantes a que dirijan sus comentarios y sugerencias a la Coordinación de Química.

Este material representa una ayuda valiosa que complementará los conceptos vistos en clase, que sin duda repercutirá en la mejor preparación académica de los usuarios.

Finalmente, los autores agradecemos la colaboración en la captura de los ejercicios del estudiante de ingeniería Héctor Jacques Flores, quien trabajó con sobresaliente entusiasmo.

Diciembre de 2001.

ÍNDICE

TEMA 1 INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y A LA ESTRUCTURA ATÓMICA

	Página
Modelo atómico de Thomson	1
Espectrómetro de masas	1
Experimento de Millikan	2
Ondas	3
Modelo atómico de Bohr	4
Números cuánticos	5

TEMA 2 CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Nomenclatura	7
Analogías verticales y horizontales	8
Energía de ionización	8
Electronegatividad	8
Afinidad electrónica	8
Tamaño atómico	9
Tamaño atómico y energía de ionización	9
Tabla periódica actual	9
Ecuación de Moseley	10

TEMA 3 ENLACES QUÍMICOS

Estructuras de Lewis	11
Enlace covalente coordinado	11
Enlace iónico y enlace covalente	11
Geometría molecular e hibridación	13
Teoría de la orbital molecular	14

TEMA 4 ESTEQUIOMETRÍA

Leyes ponderales	16
Fórmula empírica	17
Fórmula empírica y combustión	17
Fórmula molecular	17
Disoluciones	18
Estequiometría	19
Reactivo limitante	20
Titulación	21
Estequiometría y fase gaseosa	22
Balancedo de ecuaciones químicas	23
Método del ion-electrón	23
Cambio de número de oxidación	24
Método algebraico	25

TEMA 5 TERMODINÁMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICOS

	Página
Equilibrio químico	26
pH	27
Solubilidad	28
Termoquímica	28

TEMA 6 ELECTROQUÍMICA

Electroquímica	30
----------------	----

TEMA 7 INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

Principales grupos funcionales de los compuestos orgánicos	32
El petróleo como la fuente principal de hidrocarburos	37
Generalidades acerca de los principales polímeros orgánicos	38

APÉNDICE 1 RESPUESTAS DEL TEMA 2

Nomenclatura	39
Analogías verticales y horizontales	40
Energía de ionización	40
Electronegatividad	40
Afinidad electrónica	40
Tamaño atómico	41
Tabla Periódica actual	41
Ecuación de Moseley	41

APÉNDICE 2 RESPUESTAS DEL TEMA 3

Estructura de Lewis	42
Geometría molecular e hibridación	44

APÉNDICE 3 RESPUESTAS DEL TEMA 4

Método del ion-electrón	46
Cambio de número de oxidación	47
Método algebraico	48

TEMA 1

THOMSON

1. En un aparato como el del laboratorio se repite el experimento de Thomson. El radio de las bobinas de Helmholtz es 15 [cm] y el número de espiras es 130. Los rayos catódicos se aceleran con una diferencia de potencial de 190 [V]. Proponga el modelo matemático que describa el comportamiento del aparato y calcule la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos. Utilice todos los datos siguientes:

Corriente	radio 1 [m]	radio 2 [m]	radio 3 [m]	radio 4 [m]	radio 5 [m]
1.4 [A]	0.0450	0.0400	0.0430	0.0420	0.0440
2.5 [A]	0.0239	0.0236	0.0242	0.0238	0.0240

R: 1.738×10^{11} [C/kg].

2. En un experimento como el de Thomson los rayos catódicos forman un haz de 8.6 [cm] de diámetro a 11.86×10^6 [m/s] ¿Cuál es el campo, en [T], de las bobinas de Helmholtz ?

R: 1.56817×10^{-3} [T].

3. En el experimento de Thomson (como el que se realiza en el laboratorio) se usan 250 [V] como potencial de desprendimiento y se hace que las bobinas de Helmholtz impongan 4.68 [mT]. Calcule el radio del haz.

R: 1.1392 [cm].

4. En un aparato como el del laboratorio se repite el experimento de Thomson. El radio de las bobinas de Helmholtz es 15 [cm] y el número de espiras es 130. Calcule el mejor valor de la velocidad de los rayos catódicos. Use la información que da la totalidad de los puntos. El radio del haz es "r".

¿ Qué significado tiene la ordenada al origen?

I [A]	1.6	1.8	2.0	2.2	2.4
r [cm]	6.6	5.8	5.3	4.9	4.4

R: 14.2664×10^6 [m/s].

ESPECTRÓMETRO DE MASAS

1. En el selector de velocidades de un espectrómetro de masas de Bainbridge el campo eléctrico es de 1.5×10^4 [V/m] y el campo magnético en cada zona es 500 [mT]. Se introducen los iones $^{24}\text{Mg}^+$, $^{25}\text{Mg}^+$, $^{26}\text{Mg}^+$. Calcule la distancia entre las líneas que forman los isótopos sobre la placa fotográfica.

R: 0.627 [mm] una de otra.

2. El espectrómetro de masas de Bainbridge separa iones que ingresan a la misma velocidad. El campo eléctrico del selector de velocidades es 1.2×10^5 [V/m] y el campo magnético es 600 [mT], tanto en el selector de velocidades como en la cámara de separación. Si en esta zona un haz de Ne^{+1} describe una trayectoria circular de 7.66 [cm] de radio, calcule la masa del isótopo del neón.

R: 22 [uma].

3. En un espectrómetro de masas de Bainbridge se aceleran iones de $^{24}\text{Mg}^{+1}$ gracias a una diferencia de potencial de 1000 [V]. El radio que describen es $R=12$ [cm].

a) Calcule el radio de $^{25}\text{Mg}^{+1}$.

b) ¿Cuál debería ser el potencial para que $R_{25}=R_{24}$?

R: a) 12.5 [cm]; b) 960 [V].

4. En un espectrómetro de masas de Bainbridge el potencial en el acelerador es 5 [kV] y el campo magnético es 10 [mT]. Halle la separación del ion $^{68}\text{Zn}^{+1}$ con respecto del ion $^{70}\text{Zn}^{+1}$.

R: 14.39 [cm].

5. Los iones $^{235}\text{U}^{+1}$ y $^{238}\text{U}^{+1}$ entran perpendicularmente en un campo magnético uniforme (de 1.5 [T]) de un espectrómetro de masas de Bainbridge. Calcule la separación máxima si el radio del isótopo 235 es 0.8 [m] cuando los iones:

- tienen la misma energía.
- tienen la misma velocidad.

R: a) $r_{238}-r_{235} = 5.0929$ [mm].

b) $r_{238}-r_{235} = 10.2183$ [mm].

6. Un ion Li^{+1} de 1.2×10^{-26} [kg] se acelera por un potencial de 500 [V] y entra perpendicularmente en un campo magnético de 400 [mT]. Calcule el radio de la trayectoria del ion.

R: 21.63 [mm].

MILLIKAN

1. En el experimento de la caída de la gota de aceite de Millikan, se determinaron los datos siguientes:

Distancia entre placas : 1.6 [cm].

Diferencia de potencial : 4550 [V].

Densidad del aire : 1.2×10^{-3} [g/cm³].

Distancia de caída : 0.6 [cm].

Viscosidad del aire : 1.824×10^{-4} [g/cms].

Densidad del aceite : 0.9 [g/cm³].

Tiempo promedio de caída : 21.2 [s].

Tiempos sucesivos de elevación : 46.2, 27.8, 15.7, 13.0, 45.0 y 21.2 [s].

Gravedad : 9.8 [m/s²]

Calcule :

- El radio y la masa de la gota de aceite.
- La carga de cada una de las gotas de aceite.
- El valor más representativo de la carga fundamental del electrón.

R: a) 1.624×10^{-6} [m] y 1.6147×10^{-14} [kg]

b) 14.6189×10^{-19} [C]

13.0605×10^{-19} [C]

11.1138×10^{-19} [C]

9.7945×10^{-19} [C]

8.1748×10^{-19} [C]

8.1068×10^{-19} [C]

c) 1.6222×10^{-19} [C]

2. En el experimento de Millikan, una gota de 1.64 [μm] de radio y 0.851 [g/cm³] de densidad se encuentra en equilibrio cuando se aplica un campo eléctrico de 1.92×10^5 [N/C]. Determine la carga de la gota de aceite en términos de e.

R: 5e.

3. En un experimento como el de Millikan no se calibró el voltímetro, por lo que el error sistemático es grande. ¿Cuál es el mejor valor que puede darse a la carga fundamental? Las cargas de las gotas son:

Q [C] x10 ¹⁸	3.38	3.90	4.42	4.94	5.46	5.98	6.50	7.02
-------------------------	------	------	------	------	------	------	------	------

R: 2.6x10⁻¹⁹ [C].

4. Una gota de aceite de 3x10⁻¹¹ [g] y de 2x10⁻⁴ [cm] de radio tiene 17 electrones en exceso. Calcule su velocidad terminal cuando se desplaza dentro de un campo eléctrico de 3x10⁵ [N/C]. Considere los valores constantes 9.78 [m/s²] y 180x10⁻⁷ [Ns/m²] para el aire . Desprecie el efecto de la fuerza de Arquímedes.

R: 771.64x10⁻⁶ [m/s]

ONDAS

1. Calcule la energía cinética en [eV] que debe aplicarse en un microscopio electrónico para que la longitud de onda asociada con los electrones sea 0.04 [nm].

R: 940.1225 [eV].

2. En un experimento del efecto fotoeléctrico se ilumina la superficie de un metal con luz de diferentes frecuencias, obteniéndose los resultados siguientes:

Frecuencia de la luz, ν [s ⁻¹]	Energía cinética máxima, $E_{c \text{ máx.}}$ [J]
1.6393 x 10 ¹⁵	4.7420 x 10 ⁻¹⁹
1.4815 x 10 ¹⁵	3.6846 x 10 ⁻¹⁹
1.3761 x 10 ¹⁵	2.9798 x 10 ⁻¹⁹
1.2195 x 10 ¹⁵	1.9865 x 10 ⁻¹⁹
1.0989 x 10 ¹⁵	1.1534 x 10 ⁻¹⁹
1.0363 x 10 ¹⁵	7.9866 x 10 ⁻²⁰

Calcule la constante de Planck y la energía de escape o función de trabajo.

R: 6.5588x10⁻³⁴ [Js]; 6.0253x10⁻¹⁹ [J].

3. Una lámpara fluorescente puede producir luz visible de 10 [W]. Si sus fotones tienen una longitud de onda promedio de 500 [nm], ¿cuántos fotones producirá una lámpara fluorescente en 90 [min]?

R: 1.3583x10²³ fotones.

4. El color verde tiene una longitud de onda que se extiende desde 483 [nm] hasta 516 [nm]. ¿Es posible que un electrón, al pasar de una situación excitada a la situación basal en un átomo de He produzca luz verde? De ser así: ¿cuál sería la órbita en la situación excitada?.

R: no se produce el color verde.

5. Calcule la frecuencia y la energía de un cuanto de luz con una longitud de onda de 3000 [Å]. Exprese sus resultados en las unidades del S.I.

R: 1 x 10¹⁵ [s⁻¹] y 6.6261 x 10⁻¹⁹ [J].

6. Una partícula alfa es un núcleo de helio. ¿Cuál sería la energía cinética de una de estas partículas que viajara a 16000 [km/s]? Exprese su respuesta en [J].

R: 4.281984x10⁻¹³ [J].

7. Calcule la longitud de onda de De Broglie en la 4^a órbita del ion Li²⁺.

R: 4.445x10⁻¹⁰ [m].

8. En una medida de la eficiencia cuántica de la fotosíntesis en plantas verdes, se encontró que se necesitan 8 cuantos de luz roja de 685 [nm] para desprender 1 molécula de oxígeno. El almacenamiento promedio de energía en el proceso de fotosíntesis es de 469 [kJ] por mol de oxígeno desprendido. ¿Cuál es la eficiencia de conversión de la energía en este experimento?

R: 33.54 [%]

9. Un haz de luz ultravioleta de 3.5×10^{-7} [m] incide sobre una placa metálica, provocando la emisión de fotoelectrones de 6.75×10^5 [m/s]. Calcule la frecuencia umbral.

R: 5.4395×10^{14} [Hz].

10. ¿Cuántos fotones hay en una señal luminosa de 1×10^{16} [J] y 5×10^{-5} [cm]?

R: 2.5153×10^{34} fotones.

BOHR

1. La longitud de onda de la tercera línea espectral en la serie de Brackett es 5160 [Å] para un ion. ¿De qué ion se trata?

R: Del ion He^{+1} .

2. Calcule la longitud de onda de la segunda línea espectral en la serie de Brackett para el ion He^{+1} . ¿De qué color es la luz que se emite?

R: 656.11 [nm], color rojo.

3. Calcule el periodo de la radiación electromagnética que emite el Be^{3+} cuando el electrón salta de una órbita cuyo radio es igual a 1.0732×10^{-9} [m], a otra órbita donde el radio es igual a 1.1925×10^{-10} [m].

R: 1.9235×10^{-16} [s].

4. Calcule cuántas veces cabe la longitud de onda del electrón en el perímetro de la 1ª órbita de un átomo excitado de Li^{2+} .

R: una vez.

5. De acuerdo con la teoría de Bohr, calcule la energía de ionización para un átomo de deuterio, si el electrón se encontrase originalmente en la tercera órbita.

R: 2.422×10^{-19} [J].

6. Halle el radio de la tercera órbita del átomo de hidrógeno.

R: 4.761×10^{-10} [m]

7. Calcule la energía cinética del electrón que está en la 6ª órbita en el ion He^{1+} .

R: 2.4237×10^{-19} [J].

8. El único electrón de un átomo emite una señal electromagnética de periodo 89.39×10^{-18} [s], cuando salta de la séptima órbita a la cuarta. Determine de qué elemento se trata y dé el valor de los cuatro números cuánticos de su electrón diferencial.

R: Es el flúor, (2, 1, 0, -1/2).

9. Calcule la energía necesaria para expulsar a un electrón de un átomo de hidrógeno, si se hallase en la segunda órbita. Expresar su respuesta en [J/gmol].

R: 328.09×10^3 [J/gmol].

10. Cuando el electrón en un átomo de hidrógeno salta hacia la 2ª órbita emite una señal electromagnética de 397 [nm]. Calcule la velocidad del electrón en la órbita original.

R: 3.12632×10^5 [m/s].

11. Indique si se emite o se absorbe energía cuando se efectúan las siguientes transiciones energéticas del electrón en un átomo.

a) De $n = 5$ a $n = 2$.

b) De una órbita con radio 0.53 [Å] a una cuyo radio es 8.48 [Å].

R: a) emite energía; b) absorbe energía.

12. El electrón en el átomo de hidrógeno se mueve a 730.09 [km/s]. Establezca su cantidad de movimiento angular.

R: 3.16148×10^{-34} [J s].

13. El electrón de un átomo de hidrógeno salta de la 6ª órbita a la 3ª órbita. Halle la frecuencia de la onda que se emite.

R: 2.74153×10^{14} [s⁻¹].

14. Calcule la energía necesaria para excitar al átomo de hidrógeno, de forma que el electrón pase al nivel 4.

R: 2.04366×10^{-18} [J]

15. El electrón de un átomo de hidrógeno salta de una órbita donde su velocidad es 3.125×10^5 [m/s] hasta otra donde su momento angular es 3.163×10^{-34} [J.s].

a) ¿Cuál es el número cuántico principal de cada una de estas órbitas?

b) ¿Cuál es la frecuencia del fotón emitido?

R: a) 7 y 3; b) 2.98398×10^{14} [s⁻¹].

16. El electrón de un átomo de hidrógeno exhibe una longitud de onda de de Broglie de 4.32×10^{-9} [m]. Establezca la cantidad de movimiento angular, en [Js], que le corresponde al electrón.

R: 1.37083×10^{-33} [J s].

NÚMEROS CUÁNTICOS

1. ¿Cuántos electrones con valor de +1 de su número cuántico magnético hay en el átomo de Co?

R: 5 electrones.

2. Indique el valor de los cuatro números cuánticos del último electrón del Cl¹.

R: (3,1,+1,-1/2)

3. Acomode en orden creciente de energía a cada uno de las orbitales siguientes:

2p, 2s, 4f, 3d, 4s

R: 2s, 2p, 4s, 3d, 4f.

4. ¿Cuáles de los siguientes números cuánticos (listados en el orden : n, l, m, s) son imposibles para un electrón en un átomo?

a) 4, 2, 0, +1/2

b) 3, 3, -3, -1/2

c) 2, 0, +1, +1/2

d) 4, 3, 0, +1/2

R: b) y c).

5. Determine el valor de los cuatro números cuánticos para cada uno de los electrones en el ion Sc^{3+} .

a) ¿ Para cuántos electrones se cumple que $n=2$ y $l=0$?

b) ¿Cuántos electrones tienen -1 como valor de alguno de sus números cuánticos?

R: a) 2 electrones y b) 4 electrones.

6. Escriba la configuración electrónica del aluminio e indique el número de oxidación más probable para el ion.

R: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, 3+.

7. Pronostique el número atómico del gas noble que seguiría del radón.

R: 118.

8. Escriba el nombre de un átomo que sea isoelectrónico con el P^{3-} .

R: El argón.

9. El último electrón según el proceso de construcción (Aufbau) corresponde a $7h^{10}$. Dé el valor de sus cuatro números cuánticos.

R: $n = 7$, $l = 5$, $m = +4$, $s = +1/2$.

CONSTANTES FÍSICAS

CONSTANTE	NOMBRE	VALOR	UNIDAD
c	Velocidad de la luz	2.99792458×10^8	[m/s]
e	Magnitud de la carga del electrón	1.602177×10^{-19}	[C]
h	Constante de Planck	6.62608×10^{-34}	[Js]
k	Constante de Coulomb	8.9876×10^9	[Nm ² /C ²]
N_A	Número de Avogadro	6.02214×10^{23}	Partículas/gmol
m_e	Masa del electrón	9.10939×10^{-31}	[kg]
m_p	Masa del protón	1.67262×10^{-27}	[kg]
m_n	Masa del neutrón	1.67493×10^{-27}	[kg]
μ_0	Permeabilidad en el vacío	$4\pi \times 10^{-7}$	[J/(A ² m)]
R	Constante de Rydberg	10.97373153×10^6	[1/m]

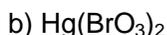
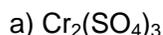
TEMA 2

NOMENCLATURA

1. Escriba la fórmula de los compuestos siguientes:

Ácido clorhídrico.
Ácido sulfúrico.
Amoníaco.
Bisulfato de aluminio.
Carbonato de sodio.
Cianuro de cinc.
Cloruro cúprico.
Cloruro de sodio.
Fluoruro de aluminio.
Fluoruro de magnesio.
Hidróxido de bario.
Hidróxido de sodio.
Nitrato de amonio.
Nitrito de berilio.
Permanganato de potasio.
Peróxido de calcio.
Sulfato de amonio.
Sulfato de calcio.
Sulfito de litio.
Yoduro de sodio.

2. Indique el número de oxidación de cada uno de los átomos en las especies siguientes:

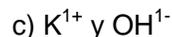
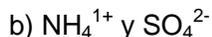
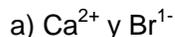


3. ¿En qué se diferencian por su estructura electrónica los átomos de los metales de transición de los átomos que no son metales?

4. Complete la tabla siguiente, llenando cada cuadro con el compuesto neutro que se forma al combinar el anión y el catión correspondientes.

	Br^{1-}	O^{2-}	NO_3^{1-}	CO_3^{2-}
K^{1+}				
Mg^{2+}				
Al^{3+}				
H^{1+}				

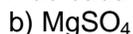
5. Escriba la fórmula de cada uno de los compuestos que se forman a partir de los iones siguientes:



6. ¿Cuál es el número de oxidación del elemento combinado con el azufre en cada uno de los sulfuros siguientes?



7. Escriba el número de oxidación de cada uno de los átomos en los compuestos siguientes:



ANALOGÍAS VERTICALES Y HORIZONTALES

Energía de Ionización

1. Proponga qué miembro de cada uno de los pares de elementos siguientes tiene el valor más grande en su primera energía de ionización.

a) Na o Mg

b) S o F

2. Acomode los átomos siguientes en orden decreciente de los valores de su primera energía de ionización. Justifique su respuesta.

Si, Cl, Na, S.

3. Los elementos X, Y y Z tienen los números atómicos 8, 10, y 11, respectivamente.

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

b) Identifique los elementos y acomódelos en orden creciente de valores de su 1^a energía de ionización.

4. El elemento Ω tiene los valores de energías de ionización en [kJ/mol] siguientes:

1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a	5 ^a	6 ^a	7 ^a	8 ^a
577	1980	2960	6190	8700	11400	14400	17700

¿Cuál es la carga probable de Ω en sus compuestos iónicos?

5. El berilio tiene una 1^a energía de ionización igual a 900 [kJ/gmol] y el boro 799 [kJ/gmol].

¿Por qué es así?

Electronegatividad

6. Acomode en orden decreciente de electronegatividad a los elementos siguientes: Ba, Na, Cs, Br, Li y K.

7. De entre los átomos de los elementos Mg, Si, Cl, y K,

a) ¿Cuál tiene mayor tendencia a ganar electrones?

b) ¿Cuál tiene mayor tendencia a perder electrones?

8. De la siguiente lista de átomos, elija a tres que tienen una mayor tendencia a perder electrones.

O, Li, S, F, Mg, Ca, Sn, Ar, K.

Afinidad Electrónica

9. Ordene los elementos siguientes en orden creciente del valor absoluto de su afinidad electrónica:

Cl, S y Te.

10. La afinidad electrónica del Li es -60 [kJ/mol] y la del Be, +240 [kJ/mol]. Indique la razón de estos valores.

Tamaño atómico

11. ¿Cuál de los elementos siguientes presenta un radio atómico mayor? Justifique su respuesta.

Cl, S, Si, Na.

12. ¿Qué ion es mayor: el Na^{1+} o el F^{1-} ?

Tamaño atómico y Energía de ionización

13. Para el periodo que va del sodio al argón:

- Explique la tendencia del radio atómico.
- Explique la tendencia de la 1ª energía de ionización.

EJERCICIO ADICIONAL

14. Acomode los átomos siguientes en orden creciente de afinidad electrónica, primera energía de ionización, electronegatividad y radio atómico.

I, Sr, Sn, Sb.

TABLA PERIÓDICA ACTUAL

1. Cierta elemento tiene la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$.

- Decida a qué periodo y a qué grupo pertenece.
- Determine su valencia.
- Identifique al elemento.

2. ¿Qué hay de común en la estructura de los átomos situados en un mismo periodo?

3. El número de protones de los núcleos de los elementos A, B, C, D y E es:

elemento	A	B	C	D	E
número de protones	2	11	9	12	13

Indique la letra del elemento que:

- Corresponde a un gas noble.
- Es el más electronegativo.
- Es un metal alcalino.
- Presenta valencia 3.
- Forma un nitrato cuya fórmula es $\text{X}(\text{NO}_3)_2$.

4. ¿Qué tipo de compuesto formarán los átomos ionizados con números atómicos 19 y 9 ? Justifique su respuesta.

ECUACIÓN DE MOSELEY

1. Se conoce que las líneas espectrales en la región de los rayos X para el titanio y el cinc son 2.748 [Å] y 1.435 [Å] respectivamente. Calcule la longitud de onda asociada al cromo mediante la ecuación de Moseley:

$$\sqrt{1/\lambda} = AZ + B$$

donde Z es el número atómico, A y B son constantes y λ es la longitud de onda.

2. Un elemento produce una línea espectral de 0.0125 [nm] en la región de los rayos X. La ecuación de Moseley correspondiente es:

$$\nu^{1/2} = [5 \times 10^7 \text{ (s}^{-1/2}\text{)}] (Z-1)$$

¿De qué elemento se trata?

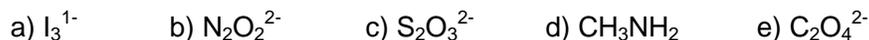
Nota: Los resultados se encuentran en el apéndice 1.

TEMA 3

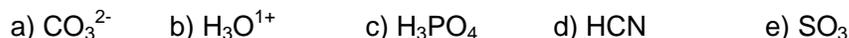
ESTRUCTURAS DE LEWIS

1. Proponga la estructura de Lewis para el ácido nítrico.

2. Dibuje las estructuras de Lewis de las especies siguientes:



3. Dibuje las estructuras de Lewis de las especies siguientes:



ENLACE COVALENTE COORDINADO

1. Calcule el número de enlaces covalentes coordinados en el ion NH_4^{1+} .

R: Uno.

2. ¿Cuántos enlaces covalentes coordinados hay el ion tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$? Justifique su respuesta.

R: Uno.

3. Diga cuántos enlaces covalentes coordinados hay en el ion fosfato.

R: Uno.

ENLACE IÓNICO Y COVALENTE

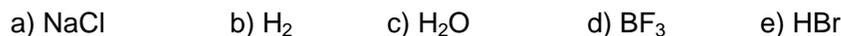
En los ejercicios siguientes obtenga el valor de electronegatividad para cada elemento de acuerdo con las tablas que se encuentran en el libro "Química", del autor Raymond Chang, McGraw Hill, 6ª edición, México, 1999, p. 341.

1. Diga cuál de los enlaces siguientes debe ser el menos polar y cuál el más polar:



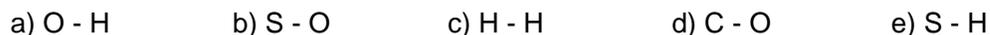
R: El menos polar es S - Br y el más polar es Se - Cl.

2. Indique el tipo de enlace en los compuestos siguientes:



R: a) Iónico.
b) Covalente no polar.
c) Covalente polar.
d) Covalente no polar.
e) Covalente polar.

3. Ordene de mayor a menor carácter iónico los enlaces siguientes:



R: O - H, S - O, C - O, S - H, H - H.

4. ¿Cuál de los compuestos siguientes es esencialmente iónico y cuál es esencialmente covalente?

- a) RbCl b) NO₂ c) BCl₃

R: Iónico RbCl, covalente NO₂

5. Acomode en orden creciente de carácter iónico los enlaces formados entre:

- a) P-S b) B-H c) Ba-Br d) Ca-O e) H-Si

R: B - H, H - Si, P - S, Ba - Br, Ca-O

6. ¿Cuál enlace es menos polar ?

- a) S - F b) N - H c) C - H d) O - F

R: C - H.

7. Escoja las sustancias que según su opinión sean solubles en agua. Justifique su respuesta.

Los hidrocarburos.
El aceite.
NaCl.
H₂.

NaHCO₃.
CsF.
El aguarrás.
Au.

R: NaCl, NaHCO₃, CsF.

8. Diga cuál de los enlaces siguientes tiene menor carácter iónico. Fundamente su respuesta .

- a) N - I b) P - I c) F - I d) Ca - I

R: P - I.

9. ¿Cuál molécula de entre BeCl₂ y SCl₂ es polar ? Exprese claramente los argumentos que justifiquen su respuesta.

R: SCl₂

10. Establezca si los enlaces formados entre los siguientes pares de elementos serán iónicos o covalentes.

- a) Na-Br b) P-H c) N-Br d) P-S

R: Covalente: P-H, N-Br, P-S. Iónico: Na-Br.

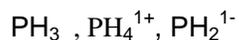
11. Ordene de mayor a menor carácter iónico los enlaces siguientes.

- a) C - O b) S - H c) O - H d) Fr - F

R: Fr - F, O - H, C - O, S - H.

GEOMETRÍA MOLECULAR E HIBRIDACIÓN

1. Acomode las moléculas siguientes en orden decreciente de su ángulo de enlace. Justifique su respuesta.



Indique la hibridación del átomo central de cada una de las especies del problema anterior.

R: PH_4^{1+} , PH_3 , PH_2^{1-} . En todas las moléculas el átomo central tiene hibridación sp^3

2. Proponga la hibridación del átomo central en el IF_3 . ¿Se trata de una molécula polar ?

R: sp^3 d. Sí es polar.

3. Indique la diferencia en la geometría molecular entre los iones SO_3^{2-} y SO_4^{2-} .

Indique la hibridación del átomo central de cada uno de los iones.

R: Ion SO_3^{2-} tiene una geometría de pirámide trigonal, mientras que el ion SO_4^{2-} tiene una geometría tetraédrica. En ambos iones la hibridación del azufre es sp^3 .

4. Establezca la diferencia en la geometría molecular entre los iones AsO_3^{3-} y AsO_4^{3-} .

R: AsO_3^{3-} es pirámide trigonal, AsO_4^{3-} es tetraédrica.

5. Proponga la geometría de la molécula del dióxido de azufre. ¿Cuál es su ángulo de enlace?.

R: Angular ; 119.5° .

6. Prediga la geometría de las moléculas siguientes:



R: a) Tetraédrica y b) Tetraedro distorsionado o "sube y baja".

7. Apóyese en la teoría adecuada y prediga la forma de los iones siguientes:



R: a) Plano cuadrado y b) Octaédrico.

8. Proponga la hibridación de las orbitales del carbono en el CO_2 .

R: sp .

9. Escriba la estructura de Lewis para el cloruro de aluminio. Indique cuál es la hibridación del aluminio en este compuesto.

R: sp^2 .

10. Apóyese en las teorías pertinentes y proponga la hibridación del átomo central del ClF_2^{1+} .

R: sp^3 .

11. Proponga la hibridación del átomo central y la geometría molecular del CS_3^{2-} .

R: sp^2 , plana trigonal.

12. Dibuje la estructura de Lewis del ion BeCl_4^{2-} . Prediga su geometría molecular e indique el estado de hibridación del átomo de berilio. Justifique su respuesta.

R: Tetraédrica, sp^3 .

EJERCICIOS ADICIONALES

1. Determine para el ion antimoniato (SbO_3^{3-}):

- a) Estructura de Lewis con cargas formales.
- b) Geometría molecular.
- c) Hibridación del átomo central.

2. Para el ion TeCl_4 , determine:

- a) Estructura de Lewis con cargas formales.
- b) Geometría molecular.
- c) Hibridación del átomo central.

3. Determine para el ion selenito:

- a) Estructura de Lewis con cargas formales.
- b) Geometría molecular.
- c) Hibridación del átomo central.

TEORÍA DE LA ORBITAL MOLECULAR

1. Acomode las moléculas siguientes en orden creciente de estabilidad e indique su carácter magnético.



R: BC^{1+} (paramagnético), C_2^{1+} (paramagnético), BC (paramagnético), CN^{1+} (diamagnético).

2. Indique la molécula más estable de entre H_2 y Ne_2 . Justifique su respuesta.

R: El H_2 (OE = 1), es más estable que el Ne_2 (OE = 0).

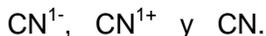
3. Use la teoría de las orbitales moleculares para predecir el carácter magnético de la molécula de cloro.

R: Diamagnética.

4. Apóyese en la teoría adecuada y prediga las propiedades magnéticas del ion NO^{1+} .

R: Diamagnético.

5. Acomode en orden creciente de estabilidad a las especies siguientes:



R: CN^{1+} (OE = 2), CN (OE = 2.5) y CN^{1-} (OE = 3)

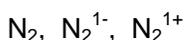
6. Establezca el carácter magnético para las especies C_2 y C_2^{2-} . ¿Cuál es menos estable?

R: C_2 es diamagnético (OE = 2) y es el menos estable. El C_2^{2-} es diamagnético (OE = 3).

7. ¿Cuál de entre las dos especies siguientes está más fuertemente unida: monóxido de carbono o cianuro ?

R: Ambas especies están igualmente unidas (orden de enlace 3).

8. Calcule el orden de enlace de las moléculas diatómicas siguientes, acomódelas en orden creciente de estabilidad e indique su carácter magnético.



R: N_2^{1-} (OE = 2.5, paramagnético), N_2^{1+} (OE = 2.5, paramagnético) y N_2 (OE = 3, diamagnético).
El orden creciente de estabilidad es $N_2^{1-} < N_2^{1+} < N_2$.

Nota : Las respuestas que no aparecen se encuentran en el apéndice 2.

TEMA 4

LEYES PONDERALES

1. El oxígeno forma cuatro compuestos con un elemento que no es metálico. Los porcentajes en masa del elemento son:

57.19 [%], 50.05 [%], 40.05 [%], 33.38 [%]

¿De qué elemento podría tratarse? Compruebe la Ley de las Proporciones Múltiples.

R: Del azufre.

2. Un elemento desconocido, Q, forma un óxido de fórmula QO_2 . El 80.127 [%] de la masa corresponde a Q. Calcule la masa atómica relativa del elemento Q.

R: 129.

3. Se analiza una muestra de cloruro de plata con bromuro de plata y se detecta que contiene 60.97 [%] en masa de plata. Calcule el porcentaje en masa de cloro en la muestra.

R: 4.8907 [%].

4. Al analizar dos muestras de cloruro de sodio se obtuvieron los resultados siguientes.

Muestra	Masa de la muestra [g]	Masa de sodio [g]	Masa del cloro [g]
1	0.2925	0.1150	0.1775
2	1.7550	0.6900	1.0650

Demuestre que tales resultados satisfacen la Ley de las Proporciones Definidas.

R: 39.3 [%] de sodio y 60.7 [%] de cloro en cada una de las muestras, por lo tanto, se trata de muestras puras.

5. El nitrógeno y el oxígeno forman cinco compuestos. De acuerdo con los datos siguientes compruebe la Ley de las Proporciones Múltiples y proponga la fórmula de cada uno de ellos.

Compuesto	[%] en masa de nitrógeno	[%] en masa de oxígeno
α	63.7	36.3
β	46.7	53.3
γ	36.8	63.2
δ	30.4	69.6
ϵ	25.9	74.1

R: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 y N_2O_5 .

6. El fósforo forma dos compuestos con el cloro. En uno de ellos, 1.94 [g] de fósforo se combinan con 6.64 [g] de cloro, en otro, 0.660 [g] de fósforo se combinan con 3.78 [g] de cloro. ¿Son estos datos congruentes con la Ley de las Proporciones Múltiples?

R: Sí. Las fórmulas son PCl_3 y PCl_5 .

FÓRMULA EMPÍRICA

1. Un compuesto de calcio, parte del sistema óseo, contiene 39.895 [%] de calcio, 18.498 [%] de fósforo, 41.406 [%] de oxígeno y 0.201 [%] de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de la sustancia?

R: $\text{Ca}_5\text{P}_3\text{HO}_{13}$

2. Un compuesto de masa molecular 184 [g/gmol] tiene la composición en masa: 47.70 [%] de estroncio, 17.46 [%] de azufre y el resto de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula del compuesto?

R: SrSO_4

3. Un compuesto tiene la composición en masa que sigue: 37.67 [%] de sodio, 39.323[%] de oxígeno y lo demás de silicio. Proponga la fórmula.

R: NaSiO_3

4. Se queman 325[mg] de una sustancia que consta de carbono, de hidrogeno, de nitrógeno y de oxígeno. Se producen a 20 [°C] y 77.17 [kPa], 37 [cm³] de nitrógeno, 185 [cm³] de agua y 443 [cm³] de dióxido de carbono, todos gaseosos. Proponga la fórmula de la sustancia.

R: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_3$

5. Un compuesto orgánico tiene los porcentajes en masa que siguen, 40 [%] de carbono, 53.33 [%] de oxígeno y lo demás de hidrógeno. Proponga la fórmula de la sustancia.

R: CH_2O

FÓRMULA EMPÍRICA Y COMBUSTIÓN

1. Una muestra de un compuesto que contiene carbono e hidrógeno se quema con exceso de oxígeno, produciendo 10.35 [mg] de dióxido de carbono y 3.42 [mg] de agua. Escriba la fórmula empírica del compuesto.

R: C_5H_8

2. Al quemar una sustancia que contiene carbono, hidrógeno y cloro se obtuvieron 0.22 [g] de CO_2 y 0.09 [g] de H_2O . Cuando una cantidad igual de la misma sustancia se analizó, su contenido de cloro fue suficiente para formar 1.44 [g] de cloruro de plata (AgCl). Determine la fórmula empírica de la sustancia.

R: CH_2Cl_2

3. Una muestra de 7.61 [g] de ácido p-aminobenzoico (APAB) se quemó en oxígeno y se obtuvo 17.1 [g] de CO_2 , 3.5 [g] de H_2O y 0.777 [g] de N_2 . El compuesto contenía carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido p-aminobenzoico?

R: $\text{C}_7\text{H}_7\text{NO}_2$

FÓRMULA MOLECULAR

1. La sacarina tiene una masa molecular aproximada de 183 [g/gmol] y 45.90 [%] de carbono, 2.75 [%] de hidrógeno, 26.20 [%] de oxígeno, 17.50 [%] de azufre y el resto de nitrógeno. Establezca la fórmula molecular de la sacarina.

R: $\text{C}_7\text{H}_5\text{SO}_3\text{N}$

2. La masa molecular del ácido cítrico es 192.13 [g/gmol] y el compuesto contiene 37.51 [%] de carbono, 58.29 [%] de oxígeno y 4.20 [%] de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido cítrico?

R: $C_6O_7H_8$

3. Se recogen 3.7 [g] de un hidrocarburo gaseoso en agua a 15 [°C], 78 [kPa] y 2 [dm³]. El porcentaje en masa del carbono en el hidrocarburo es 82.76 [%]. Proponga la fórmula molecular del hidrocarburo.

R: C_4H_{10}

4. Una sustancia orgánica tiene la composición en masa que sigue: 49.01 [%] de carbono, 2.72 [%] de hidrógeno y el resto de cloro. Si la masa molecular experimental fuese 147 [g/mol], proponga la fórmula verdadera.

R: $C_6H_4Cl_2$

5. Un compuesto orgánico tiene la composición en masa siguiente, 40 [%] de carbono, 53.33 [%] de oxígeno y 6.67 [%] de hidrógeno. Si la masa molecular fuese 180 [g/mol], proponga la fórmula verdadera de la sustancia.

R: $C_6H_{12}O_6$

DISOLUCIONES

1. ¿Cuántos mililitros de una disolución 0.25 [M] pueden prepararse con 14.8 [g] de hidróxido de calcio?

R: 800[cm³].

2. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido nítrico (HNO₃), si la disolución tiene 35 [%] en masa de HNO₃ y tiene una densidad de 1.21 [g/ml]?

R: 6.72 [M].

3. Una disolución de MgSO₄ contiene 22 [%] de MgSO₄ en masa y contiene 273.8 [g] de la sal por litro de disolución.

a) ¿Cuál es la densidad de la disolución?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

R: a) 1.24 [g/cm³] , b) 2.28 [M].

4. ¿Cuánta agua debe adicionarse a 85 [ml] de H₃PO₄ 1.0 [N] para obtener una disolución 0.650 [N] de H₃PO₄?

R: 45.769 [cm³].

5. Una disolución acuosa contiene 8 [%] en masa de azúcar y tiene una densidad de 1.03 [g/ml]. ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 400 [ml] de la disolución?

R: 32.96 [g] de azúcar.

6. Una disolución se preparó con 25 [g] de soluto y 75 [g] de agua. ¿Cuál es la concentración de la disolución en por ciento en masa?

R: 25 [%].

7. La densidad de la leche es 1.032 [kg/dm³]. El 4 [%] en volumen de la leche lo representan las grasas, cuya densidad es 0.865 [kg/dm³]. La leche descremada es la que ha perdido la grasa. Calcule la densidad de la leche descremada.

R: 1.0390 [g/cm³]

8. Se prepara una disolución con 250 [g] de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$, y con 400 [g] de agua. Expresa la concentración del azúcar en

- a) fracción molar; b) porcentaje en masa; c) molalidad [m]

R: a) 0.031847, b) 38.46 [%], c) 1.8275 [m]

ESTEQUIOMETRÍA

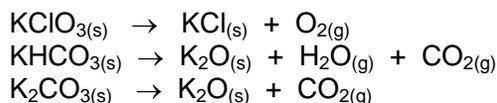
1. A continuación se describe una síntesis de cuatro etapas para obtener aspirina, $C_6H_4(OCOCH_3)CO_2H$, a partir de benceno, C_6H_6 .

- a) $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$ 80 [%]
b) $C_6H_5Cl + NaOH \rightarrow C_6H_5OH + NaCl$ 90 [%]
c) $C_6H_5OH + CO_2 \rightarrow C_6H_4(OH)CO_2H$ 70 [%]
d) $C_6H_4(OH)CO_2H + CH_3COCl \rightarrow C_6H_4(OCOCH_3)CO_2H + HCl$ 90 [%]

Empezando con 55.52 [gmol] de benceno, calcule la masa de aspirina que se obtiene. El porcentaje de rendimiento para cada etapa se indica después de la reacción.

R: 4.533×10^3 [g] de aspirina

2. Una mezcla que contiene $KClO_3$, $KHCO_3$, K_2CO_3 y KCl se sometió a calentamiento, produciendo CO_2 , O_2 y H_2O como gases, de acuerdo con las ecuaciones siguientes:



Si 150 [g] de la mezcla producen 2.16 [g] de H_2O , 15.84 [g] de CO_2 y 4.8 [g] de O_2 . ¿Cuál es la composición original (en gramos) de la mezcla? Considere que se descompuso el 80 [%] de la mezcla, y que el KCl no reacciona.

R: 15.30 [g] de $KClO_3$, 30 [g] de $KHCO_3$, 20.70 [g] de K_2CO_3 y 83.99 [g] de KCl .

3. Un trozo de cinc metálico se adiciona a un matraz que contiene ácido sulfúrico concentrado. Se producen 120 [mg] de hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de cinc se utilizaron?

R: 3.9228 [g] de cinc.

4. Se prepara una disolución de fosfato de amonio al reaccionar 200 [ml] de una disolución de ácido fosfórico al 85 [%] en masa, cuya densidad es 1.69 [g/cm³] con una cantidad exacta de amoniaco gaseoso para neutralizar todo el ácido. Si el amoniaco fue medido a 77 [kPa] y 25 [°C], Determine:

- a) La concentración porcentual en masa de la disolución resultante.
b) El volumen de amoniaco.

R: a) 89.6 [%], b) 283.14 [l].

5. Al disolver 6.2 [g] de una muestra contaminada de bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, en ácido clorhídrico se producen 990 [cm³] de CO_2 , medidos a 35 [°C] y 104 [kPa]. Calcule el porcentaje de bicarbonato de sodio en la muestra.



R: 54.464 [%] de bicarbonato de sodio.

6. Se queman 845 [dm³] de butano gaseoso (medidos a 77.17 [kPa] y 25 [°C]) con 200 [%] de exceso de aire. Debido a la rapidez del proceso, el rendimiento de la reacción es 90 [%]. En la

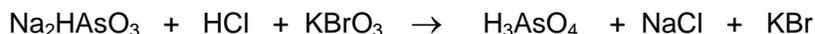
reacción se producen dióxido de carbono y agua gaseosos a 77.17 [kPa]. Calcule la fracción molar del agua en los productos.

R: 4.7265 [%].

7. Se queman 1250[l] de butano gaseoso (medidos a 77.17 [kPa] y 20 [°C]) con la cantidad estequiométrica de aire. En la reacción se forman agua y dióxido de carbono gaseosos a 77.17 [kPa]. Calcule la fracción molar del agua en los productos.

R: 14.95 [%]

8. Se ponen a reaccionar 400[cm³] de Na₂HAsO₃ 0.8[M] con 30[cm³] de HCl al 40[%] en masa, cuya densidad es 1.1980[g/cm³] y con 150[cm³] de KBrO₃ 0.5[M]. Al analizar los productos de la reacción se encontraron 6.96[g] de bromuro de potasio. Si la reacción sin ajustar es:



Calcule el rendimiento porcentual.

R: 88.98 [%]

REACTIVO LIMITANTE

1. Con base en la siguiente reacción sin balancear, indique:

- ¿Qué cantidad de Fe₂O₃ se obtendrá, si reaccionan 10 [g] de Fe con 15 [g] de oxígeno?
- ¿Cuál es el reactivo limitante?



R: a) 14.2931 [g] de óxido de hierro (III), b) El reactivo limitante es el hierro.

2. En una preparación de laboratorio 1.6660x10²² moléculas de fenol reaccionan con 4.7316x10²² moléculas de cloruro de benzoilo y con un exceso de NaOH en disolución. Si la reacción tiene un porcentaje de rendimiento del 85 [%], calcule el número de moléculas de benzoato de fenilo que se forman.

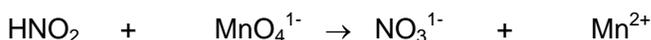


R: 1.4161x10²² moléculas de benzoato de fenilo.

3. Se ponen a reaccionar 25 [g] de ácido nitroso (HNO₂), con 0.5 [gmol] de ion permanganato (MnO₄¹⁻).

- ¿Cuántos gramos de ion manganeso, Mn⁺², se producen?
- ¿Qué cantidad del reactivo en exceso queda sin reaccionar?

La reacción (sin ajustar) en medio ácido es



R: a) 11.69 [g] de Mn²⁺, b) 34.16 [g] de MnO₄¹⁻

4. Se ponen a reaccionar 1.07x10²³ átomos de Au con 400 [cm³] de una disolución 0.42 [M] de cianuro de potasio y 0.21 [mol] de oxígeno, en medio básico. Considere que la reacción tiene un 75 [%] de rendimiento y determine el número de iones hidróxido que se producen.



R: 3.7945x10²² iones OH⁻¹

5. A una disolución que contiene 1.225 [g] de cloruro de sodio en 625 [cm³] de agua, se le añaden 1.700 [g] de nitrato de plata (AgNO₃). Los productos de reacción son nitrato de sodio y 1.375 [g] de cloruro de plata (un precipitado). Calcule el rendimiento porcentual de la reacción.

R: 95.86 [%].

6. Se bombardean 100 moléculas de nitrógeno gaseoso con 50 moléculas de hidrógeno gaseoso y se forman 10 moléculas de amoníaco. ¿Cuántos gramos de hidrógeno y de nitrógeno quedan sin reaccionar?

R: 116.24×10^{-24} [g] de H_2 y 4.4171×10^{-21} [g] de N_2

7. Se queman 3500[l] de etano gaseoso (medidos a 77.17 [kPa] y 25 [°C]) con 250 [%] de exceso de aire. Durante la reacción se producen dióxido de carbono y agua gaseosa a 77.17 [kPa]. Calcule la fracción molar del agua en los productos.

R: 5.0139[%].

8. Se hacen reaccionar 400[cm³] de sulfito de sodio 0.5[M] con 150[cm³] de yodato de potasio 0.5[M] y con 300[cm³] de ácido sulfúrico 0.1[M]. ¿Cuánto yodo se forma?.

La reacción sin ajustar es:



R: 7.6142[g].

TITULACIÓN

1. El vinagre es una disolución al 5 [%] en masa de ácido acético en agua. Se titula el vinagre con hidróxido de sodio 0.54 [M]. ¿Cuántos gramos de vinagre reaccionan completamente con 35 [cm³] de hidróxido de sodio?

R: 22.68 [g] de vinagre

2. Una muestra de 0.720 [g] de una base fuerte (KOH) se titula con una disolución 0.5 [M] de ácido sulfúrico. ¿Cuántos [ml] de la disolución de H_2SO_4 se utilizaron?

R: 20 [ml]

3. Una muestra impura de 10 [g] de cloruro de bario se disuelve en agua y se titula con 40 [cm³] de una disolución 0.1 [M] de ácido sulfúrico. Calcule el porcentaje en masa del cloruro de bario en la muestra.

R: 8.3298 [%] en masa del $BaCl_2$

4. Se titulan 6[cm³] de una disolución acuosa de ácido perclórico ($\rho = 1.2991$ [g/cm³]) con hidróxido de sodio 0.2[M]. Se usan accidentalmente 200[cm³] de hidróxido de sodio, pero el excedente se titula a su vez con 14.937[cm³] de ácido sulfúrico 0.3[M]. Calcule la molaridad y el porcentaje en masa del ácido perclórico en la disolución original.

R: 5.173 [M], 40 [%].

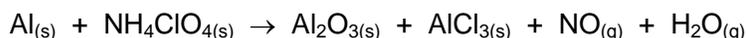
ESTEQUIOMETRÍA Y FASE GASEOSA

1. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se obtendrán si se ponen a reaccionar en la primera etapa 5 [g/mol] de piritas de hierro [FeS₂] y 336 [dm³] de oxígeno gaseoso en condiciones normales?

Etapa 1	$\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
Etapa 2	$\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
Etapa 3	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

R: 980 [g] de ácido sulfúrico.

2. El cohete secundario reutilizable del transbordador espacial de Estados Unidos utiliza una mezcla de aluminio y perclorato de amonio, NH₄ClO₄, como combustible. La reacción entre las sustancias es la siguiente:



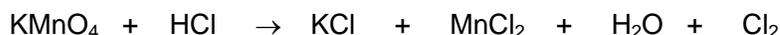
En una prueba piloto se obtiene el 95 [%] de rendimiento. ¿Qué masa de cada uno de los reactivos debe reaccionar para producir 500 [dm³] de agua en condiciones normales?

R: 316.65 [g] de aluminio y 1379.1 [g] de perclorato de amonio.

3. Una disolución de H₃PO₄ tiene una densidad de 1.343 [g/cm³] y una concentración del 44 [%] en masa. Cuando 50 [cm³] de ésta reaccionan con un exceso de cinc se desprende hidrógeno gaseoso. Si el otro producto de la reacción es fosfato de cinc, calcule el volumen de hidrógeno que se produce en condiciones normales.

R: 10.113 [dm³].

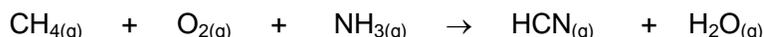
4. Se prepara cloro gaseoso, Cl₂, según la reacción siguiente sin ajustar



El cloro gaseoso va a almacenarse en un cilindro de 2 [dm³] a 7 [atm] y 30 [°C]. ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio, KMnO₄, se necesitan?

R: 35.575 [g] de KMnO₄

5. El cianuro de hidrógeno, compuesto altamente venenoso, se prepara comercialmente mediante la reacción siguiente:



Se ponen a reaccionar en condiciones normales, 160 [dm³] de metano, 145 [dm³] de oxígeno y 160 [dm³] de amoníaco.

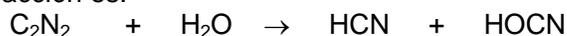
a) ¿Cuántas moléculas de cianuro de hidrógeno, medido a 70 [kPa] y 300 [°C], se producen?

b) ¿Cuántos [dm³] de cianuro de hidrógeno medidos a 70 [kPa] y 300 [°C] se producen?

R: a) 2.5990 x 10²⁴ moléculas de HCN

b) 293.6040 [dm³] de HCN

6. ¿Cuántos [dm³] de cianógeno (C₂N₂) a 15 [°C] y 202.6 [kPa] se necesitan para producir 65 [kg] de ácido cianhídrico? La reacción es:



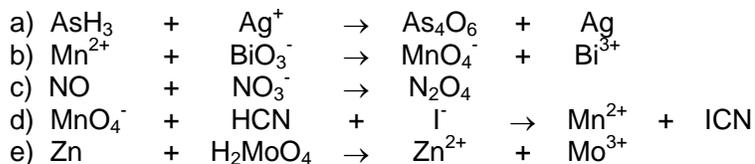
R: 28.441x10³ [dm³].

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

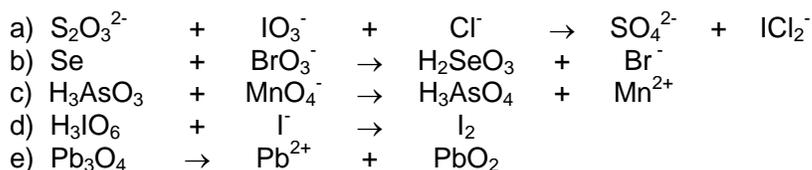
MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

A. Complete y balancee las ecuaciones químicas siguientes por el método del ion electrón. Todas las reacciones se realizan en disolución ácida.

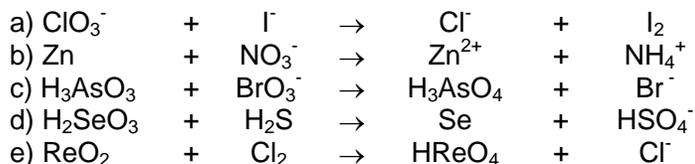
BLOQUE 1



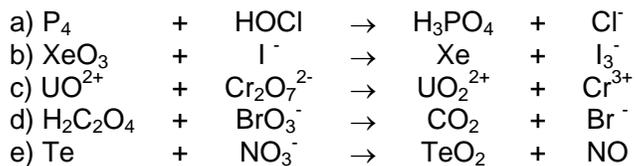
BLOQUE 2



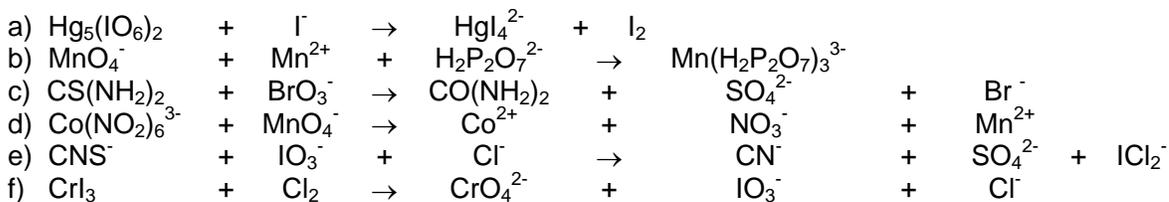
BLOQUE 3



BLOQUE 4

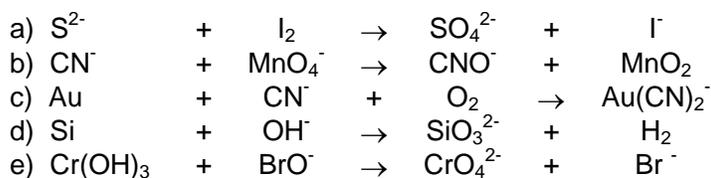


BLOQUE 5

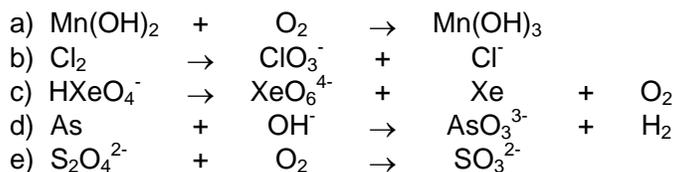


B. Complete y balancee las ecuaciones químicas siguientes por el método del ion electrón. Todas las reacciones se realizan en disolución alcalina.

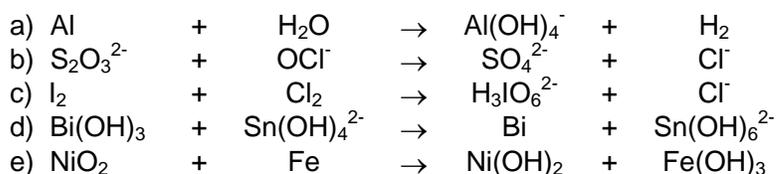
BLOQUE 1



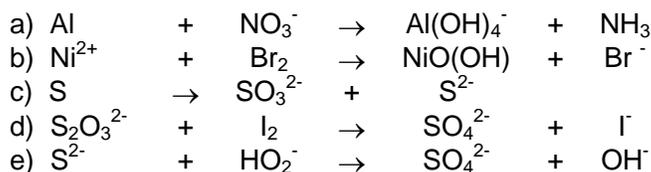
BLOQUE 2



BLOQUE 3



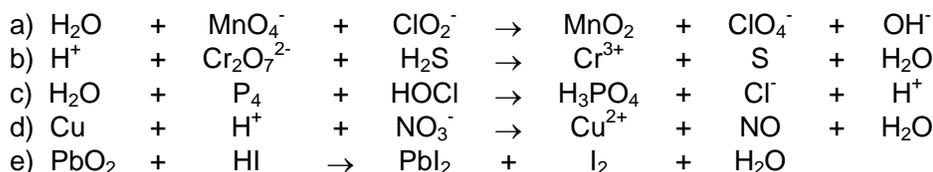
BLOQUE 4



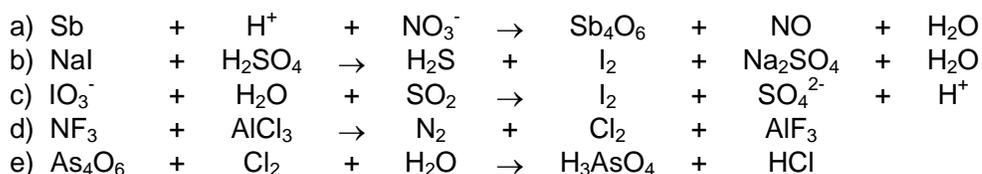
CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN

Balacee las ecuaciones químicas siguientes por el método de cambio del número de oxidación.

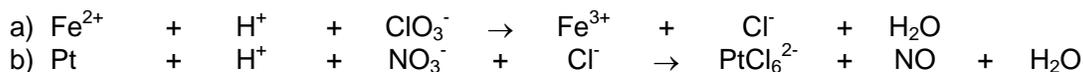
BLOQUE 1

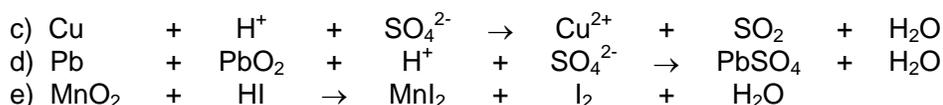


BLOQUE 2

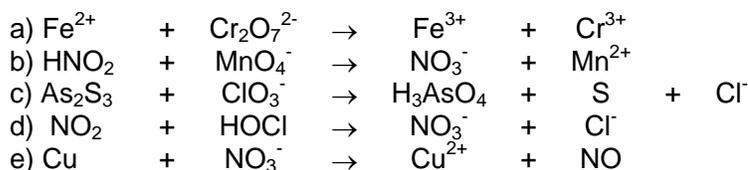


BLOQUE 3

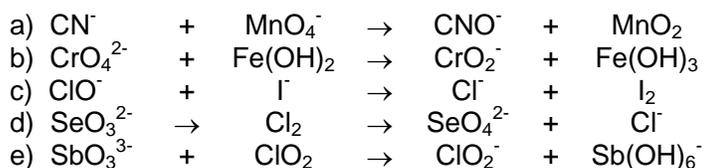




BLOQUE 4. En disolución ácida



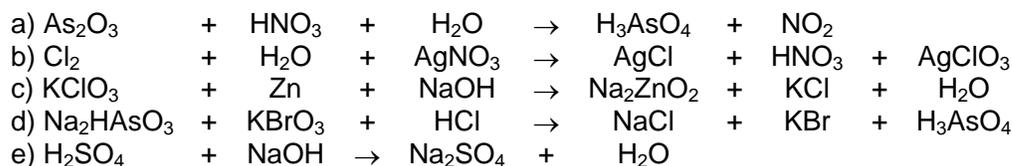
BLOQUE 5. En disolución alcalina



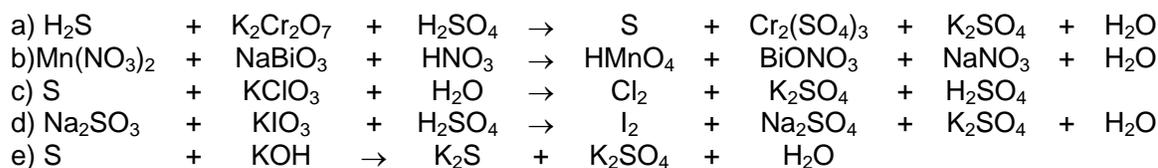
MÉTODO ALGEBRAICO

Balacee las ecuaciones químicas siguientes por el método algebraico.

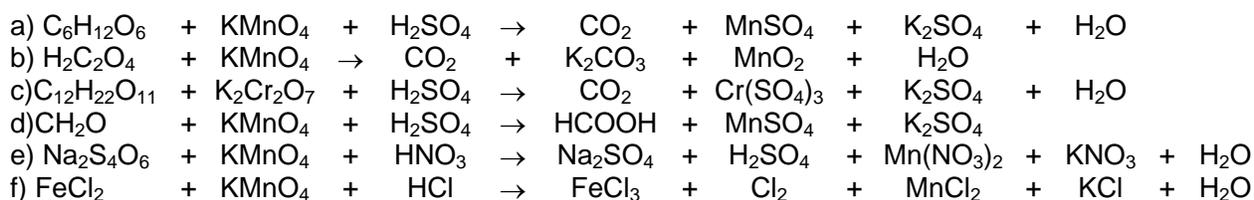
BLOQUE 1



BLOQUE 2



BLOQUE 3



TEMA 5

EQUILIBRIO QUÍMICO

1. En un recipiente de 5 [dm³] se encuentran en equilibrio a 448 [°C], 3.84 [g] de pentacloruro de antimonio, 9.14 [g] de tricloruro de antimonio y 2.84 [g] de cloro diatómico. Calcule la constante de equilibrio, K_p, y la presión parcial del pentacloruro de antimonio. La reacción es



R: K_p = 149.789 [kPa] ; P_{SbCl₅} = 15.3811 [kPa]

2. Se introducen 0.9 [gmol] de NO_(g) en un recipiente de un litro a 1400 [K]. Luego de un largo tiempo se observa que el 22 [%] del NO_(g) original se ha disociado:



Calcule el valor de la K_c en el equilibrio.

R: K_c = 19.88x10⁻³

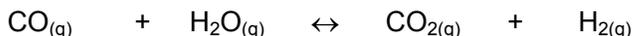
3. Se tiene una disolución 0.3 [M] de ácido cianoacético, CNCH₂CO₂H. En el equilibrio se mide [H⁺] = 3.199x10⁻² [M]. Calcule el valor de la K_a.

R: K_a = 3.8183x10⁻³[M]

4. Están en equilibrio 1 [gmol] de N_{2(g)}, 3 [gmol] de H_{2(g)} y 2 [gmol] de NH_{3(g)} en un recipiente a 50 [°C]. Si la presión total del sistema en el equilibrio es 1.5 [atm], calcule la K_c a 50 [°C].

R: K_c = 1.6667x10³ [1/M²]

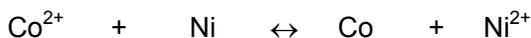
5. Se necesitan grandes cantidades de hidrógeno gaseoso para la síntesis de amoníaco. Un método para obtener hidrógeno gaseoso es a partir de la reacción siguiente:



Calcule la K_p de la reacción a 25 [°C]. Interprete su resultado.

R: K_p = 98 460.4475

6. Calcule la constante de equilibrio a 25 [°C] de la reacción siguiente:



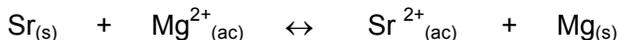
R: K = 0.1299

7. Calcule la constante de equilibrio a 25 [°C] de la reacción siguiente:



R: K = 3.4259x10⁷⁹

8. La constante de equilibrio de la reacción:



es 2.69 x 10¹² a 25 [°C]. Calcule el E° de la pila formada por las semipilas de Sr/Sr²⁺ y Mg/Mg²⁺.

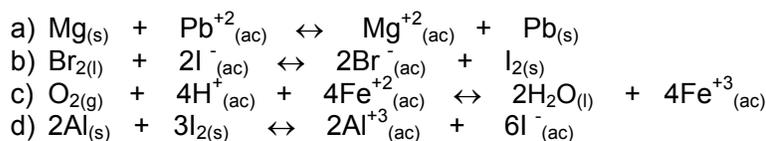
R: E° pila = 0.3673 [V]

9. Calcule la constante de equilibrio a 25 [°C] de la reacción siguiente:



R: $K = 1.1534 \times 10^{71}$

10. Utilice los potenciales estándar de reducción para determinar el ΔG° y la K_c de las reacciones siguientes a 25 [°C].



**R: a) $\Delta G^\circ = -432.320$ [kJ] $K_c = 5.0793 \times 10^{75}$
 b) $\Delta G^\circ = -104.220$ [kJ] $K_c = 1.7803 \times 10^{18}$
 c) $\Delta G^\circ = -177.560$ [kJ] $K_c = 1.2401 \times 10^{31}$
 d) $\Delta G^\circ = -1268.01$ [kJ] $K_c = e^{511}$ o bien 1.3107×10^{222}**

pH

1. En 1350 [cm³] de disolución acuosa hay disueltos 4.356 [g] de ácido acético. Calcule el pH.

R: pH = 3.0109

2. ¿Cuántos gramos de ácido fórmico (HCOOH) se disolvieron en 100 [cm³] de una disolución de pH 2.53.

R: 236.155×10^{-3} [g] de ácido fórmico

3. Una disolución se prepara al diluir 8.0 [cm³] de KOH 6 [M] en agua. Si el volumen total de la disolución es 480 [cm³], determine:

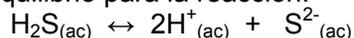
- a) La concentración molar en el equilibrio de iones OH⁻, [OH⁻].
 b) La concentración molar en el equilibrio de iones H⁺, [H⁺].
 c) El pH.

**R: a) [OH⁻] = 0.10 [M]
 b) [H⁺] = 1×10^{-13} [M]
 c) pH = $-\log(1 \times 10^{-13}) = 13$**

4. Se requiere preparar dos disoluciones, ambas con un pH de 2.0 y con un volumen de 6.0 [dm³]. ¿Cuántas moles de ácido cloroacético, HClAc se necesitarían, si una de las disoluciones se prepara con ácido clorhídrico, HCl, y la otra con ácido cloroacético, cuya $K_a = 1.4 \times 10^{-3}$?

R: 0.49 mol del HClAc

5. a) Determine la constante de equilibrio para la reacción:



sabiendo que las constantes de acidez tienen los valores siguientes: $K_{a1} = 1 \times 10^{-7}$ y $K_{a2} = 1 \times 10^{-15}$.

b) ¿Cuál es la concentración de S²⁻ en una disolución 0.10 [M] de H₂S, la cual tiene un pH de 3?

**R: a) $K_a = 1 \times 10^{-22}$
 b) [S²⁻] = 1×10^{-17} [M]**

SOLUBILIDAD

1. La constante del producto de solubilidad del cromato de plata, Ag_2CrO_4 , es 2.4×10^{-12} . Calcule la solubilidad molar de esta sal en una disolución 2×10^{-2} [M] de cromato de potasio, K_2CrO_4 .

R: $s = 5.48 \times 10^{-6}$ [M]

2. Se prepara una disolución saturada de cromato de plata. ¿Cuántos gramos de la sal se disolverían en 100 [cm³] de agua? La K_{ps} del cromato de plata es 9×10^{-12} .

R: 4.3471×10^{-3} [g] de cromato de plata.

3. Se obtuvo una solubilidad experimental para fosfato de magnesio de 0.20 [g/dm³] a 25 [°C]. Calcule la K_{ps} .

R: $K_{ps} = 2.751 \times 10^{-14}$ [M⁵]

4. Un estudiante determina que se requieren 21.4 [cm³] de NaOH 0.1 [M], para precipitar Mg^{2+} existentes en 20.8 [cm³] de una muestra de agua de mar. Si el precipitado que se forma es $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1 \times 10^{-11}$), ¿Cuál es la concentración molar de los iones de Mg^{2+} en la muestra de agua de mar?.

R: $[\text{Mg}^{2+}]_{\text{H}_2\text{O}_{\text{mar}}} = 0.0514$ [M]

5. Se añade la cantidad suficiente de Pb^{2+} a 2 [dm³] de una disolución 1×10^{-4} [M] de SO_4^{2-} para formar un precipitado, y dar una concentración de Pb^{2+} en disolución de 1×10^{-3} [M]. Si la K_{ps} para el PbSO_4 es 1×10^{-8} , indique:

- ¿Cuál es la concentración molar de iones SO_4^{2-} , [SO_4^{2-}], en la disolución final?
- ¿Qué porcentaje de iones SO_4^{2-} permanece en la disolución?
- ¿Cuántos moles de iones Pb^{2+} se añadieron?

Nota: Considere que el volumen de la disolución no cambia al añadir el Pb^{2+} .

R: a) $K_{ps} = 1 \times 10^{-5}$ [M]

b) 10 [%]

c) 2.18×10^{-3} mol

TERMOQUÍMICA

1. Cuando se queman 24.2 [g] de disulfuro de carbono líquido (CS_2) se forman dióxido de carbono gaseoso y dióxido de azufre gaseoso y se desprenden 341.86 [kJ] de calor. La combustión sucede a 101.325 [kPa] y 25 [°C]. Calcule el valor de ΔH_f° del disulfuro de carbono líquido, en [kJ/gmol].

R: $\Delta H_f^\circ = + 87.9$ [kJ/gmol]

2. Cuando se queman 18 [g] de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$ se forman $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, y se desprenden 297.21 [kJ] a 25 [°C]. Calcule el ΔH_f° de la sacarosa a 25 [°C].

R: $\Delta H_f^\circ = -2219.01$ [kJ/mol]

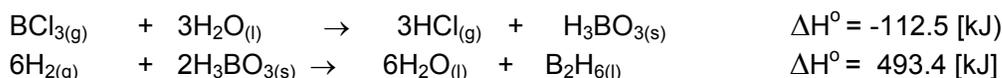
3. La entalpia de formación del propino gaseoso, C_3H_4 [g], es +185.4 [kJ/gmol]. Calcule cuánto calor se desprendería de la combustión completa de 325 [g] de propino. Todos los productos son gases a 298.15 [K]

R: $Q = -15027.75$ [kJ]

4. Se desea calentar 2000 [kg] de agua líquida desde 25 [°C] hasta 90 [°C]. Para ello se quema etileno (C_2H_4), produciéndose agua gaseosa y dióxido de carbono gaseoso. ¿Cuántos gramos de etileno se necesitan, suponiendo que todo el calor de la reacción se emplea en el calentamiento? Considere que tanto los reactivos como los productos están a 25[°C].

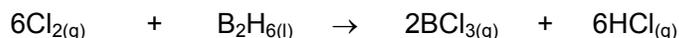
R: 11512.40 [g] de etileno

5. Con base en las reacciones siguientes:



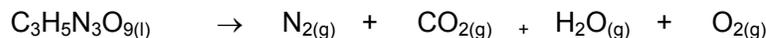


Determine la cantidad de calor involucrado en la producción de 21.42 [dm³] de BCl₃ [g] a 0.92 [atm] y 35 [°C], para la reacción que aparece a continuación:



R: $\Delta H^\circ_r = -536.56 \text{ [kJ]}$

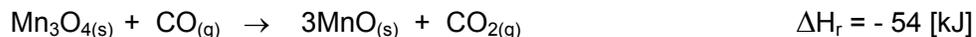
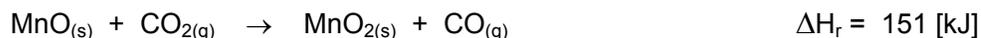
6. La nitroglicerina es un explosivo poderoso. Su descomposición se puede representar por la reacción siguiente:



Calcule la entalpia de formación (a 1 [atm] y 25 [°C]) de la nitroglicerina, si 9.033x10²⁴ [moléculas] liberan al descomponerse 21 214.464 [kJ].

R: $\Delta H^\circ_f = -370.7024 \text{ [kJ/mol]}$

7. Con base en los datos de las reacciones siguientes:



Determine la cantidad de calor involucrado en la producción de 350.3 [dm³] de CO₂ [g] medido a 77 [kPa] y 22 [°C] de acuerdo con la reacción siguiente:



R: Q = -2403.4758 [kJ]

TEMA 6

ELECTROQUÍMICA

1. Se electrodeposita hierro sobre una sola cara de una placa de 5 [cm] por 8 [cm] a partir de una disolución de sulfato de hierro [II]. Calcule el tiempo que deben circular 500 [mA] para que el espesor del depósito sea 30 [μm]. La densidad del hierro es 7.87 [g/cm³].

R: 1.8134 [h].

2. Se hacen fluir 750 [mA] durante 9 minutos en el experimento de la electrólisis del agua. ¿Qué volumen de O₂ medido a 78 [kPa] y 22 [°C] se producirá?

R: 33.0195 [cm³].

3. Se hace fluir corriente eléctrica al través de una disolución acuosa de cloruro de cinc. En la operación se desprenden 26.88 [dm³] de cloro gaseoso a las condiciones normales. Calcule la cantidad de cinc metálico que podría obtenerse.

R: 78.4077 [g] de cinc.

4. El cloruro de calcio fundido se somete a la electrólisis durante 30 minutos con 0.5 [A]. ¿Qué volumen de Cl₂ se producirá a 20 [°C] y 78 [kPa]?

R: 145.7590 [cm³].

5. ¿Cuántos coulombios [C] se necesitan para reducir a níquel metálico 750 [g] de sulfato de níquel [II]?

R: 935.479x10³ [C].

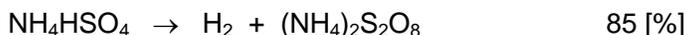
6. Un lingote de 10 [cm] x 2 [cm] x 5 [cm] se platea al sumergirse en una disolución de iones de plata, gracias al flujo de 75 [mA] durante 3[h]. Calcule el espesor (en metros) de la capa de plata que se deposita en el lingote. La densidad de la plata es 10.5 [g/cm³].

R: 0.9058 [g] , espesor= 5.3917x10⁻⁶ [m].

7. Se hacen fluir 1.07 [A] durante 2[h] por una disolución de un haluro de indio y se producen 4.57 [g] de indio. ¿Cuál era el número de oxidación del indio en el haluro?.

R: 2+.

8. Para preparar el peróxido de hidrógeno se requiere del intermediario (NH₄)₂S₂O₈ que se obtiene por la reacción electrolítica siguiente:



Tan pronto se forma el intermediario, éste reacciona con agua de acuerdo con la reacción siguiente:



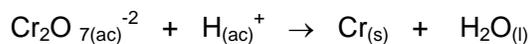
¿Qué corriente deberá circular en el sistema durante una hora para producir 300 [g] de peróxido de hidrógeno? El rendimiento de cada reacción aparece al lado de la misma.

R: 556.43 [A].

9. Una esfera de metal se platea utilizando una disolución de AgNO₃. Si el diámetro de la esfera es 9.04 [cm] y la corriente utilizada es 215 [mA]. ¿Qué tiempo durará el plateado si el espesor del depósito debe ser 3x10⁻⁵ [m]? La densidad de la plata es 10.5 [g/cm³].

R: 9.3511 [h].

10. El recubrimiento de cromo se aplica por electrólisis de objetos suspendidos en una disolución de dicromato, de acuerdo con la semirreacción (sin balancear).



¿Cuánto tiempo (en horas) tomaría recubrir con cromo, de un grosor de 1.5×10^{-2} [mm], una defensa de un auto cuya área superficial es 0.35 [m^2], en una cuba electrolítica con una corriente de 2.5×10^4 [mA]. La densidad del cromo es 7.19 [g/cm^3].

R: 4.6684 [h].

11. ¿Qué tiempo se debe electrolizar una disolución acuosa de sulfato de potasio 0.2 [M] para producir 45 [cm^3] de hidrógeno gaseoso medido a 0.76 [atm] y 22 [$^{\circ}\text{C}$]. Considere que circula una corriente de 85 [mA].

R: 0.8912 [h].

12. En una industria se produjeron 350 [kg] de magnesio metálico a partir de cloruro de magnesio fundido, utilizando una corriente de $96\,571$ [A]. La cuba electrolítica operó con una eficiencia del 50 [%].

a) ¿Cuántas horas duró el proceso?

b) ¿Cuál es la energía total en [J] que se requiere para esta electrólisis, si la fem aplicada es 4.2 [V]. Recuerde que 1 [VC] = 1 [J].

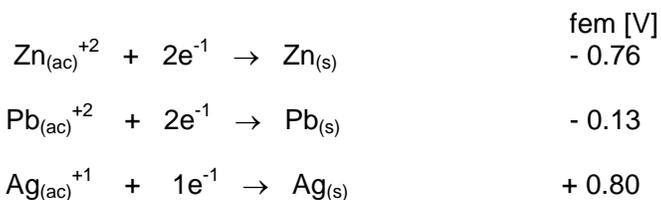
R: a) 16 h

b) 2.3362×10^{10} [J]

13. Se quiere construir una pila voltaica cuyo ánodo esté constituido por un electrodo estándar de hierro, y su cátodo, por otro electrodo, también estándar, de forma que se obtenga la fuerza electromotriz máxima. ¿De cuál de los elementos siguientes debe ser el cátodo para que se cumplan los requisitos anteriores, Cr, Sr, Ni o Pb?. Calcule la fuerza electromotriz estándar de la pila electroquímica y escriba el diagrama de la pila.

R: Cátodo de plomo, fem de la pila 0.314 [V].

14. Con los pares óxido-reducción siguientes arme una pila que producirá la mayor cantidad de energía eléctrica y calcule la fem en condiciones estándar.



R: La reacción es entre Ag^{+1} y Zn. La fem de la pila es 1.56 [V].

TEMA 7

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA.

PRINCIPALES GRUPOS FUNCIONALES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

1.- Indique a qué grupo funcional se refieren los enunciados siguientes:

a) Son hidrocarburos alifáticos en los cuales cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos. También se les conoce como parafinas o hidrocarburos saturados.

Los hidrocarburos saturados alifáticos tienen como fórmula empírica: C_nH_{2n+2}

R: Alcanos

b) Son hidrocarburos que poseen uno o más dobles enlaces carbono - carbono. Tales compuestos se denominan insaturados, pues no contienen el número máximo de átomos que cada carbono es capaz de acomodar. A menudo se les denomina olefinas, que es un término antiguo. Son compuestos relativamente apolares e insolubles en agua.

R: Alquenos

c) Son hidrocarburos insaturados que poseen uno o varios triples enlaces carbono - carbono.

R: Alquinos

d) Se denominan mediante el sufijo *ol* en el sistema de nomenclatura de la IUPAC. El metanol y el etanol son de los más conocidos. Su grupo funcional es el hidroxilo unido a un grupo alquilo.

R: Alcoholes

e) Se nombran así cuando el grupo hidroxilo está unido a un carbono de un anillo aromático.

R: Fenoles

f) Son análogos sulfurados de los alcoholes, en los que el átomo de oxígeno ha sido reemplazado por un átomo de azufre en el grupo funcional. Se nombran añadiendo el sufijo *tiol* al nombre principal. También son conocidos como mercaptanos. Su propiedad más notable es su intenso olor desagradable.

R: Tioles

g) Son compuestos en los que dos carbonos están unidos a un único oxígeno, un ejemplo es el siguiente: $CH_3CH_2OCH_2CH_3$.

R: Éteres

h) Son análogos azufrados de los éteres. Un ejemplo es CH_3SCH_3 .

R: Sulfuros

i) Son derivados orgánicos del amoníaco (NH_3). Son los compuestos de naturaleza básica más importantes de la química orgánica. Los hidrógenos del amoníaco pueden reemplazarse por uno, dos o tres grupos alquilo dando lugar a compuestos primarios, secundarios o terciarios, respectivamente.

R: Aminas.

j) Son sustancias en las que uno o más átomos de halógeno se hallan unidos a carbonos. Se nombran como hidrocarburos sustituidos, ya que no existe ningún sufijo para denominar al halógeno.

R: Compuestos orgánicos halogenados.

k) Se denominan en general compuestos carbonílicos por contener grupos carbonilo $\begin{matrix} \text{O} \\ || \\ -\text{C}- \end{matrix}$. El grupo carbonilo, desde el punto de vista químico es, uno de los grupos funcionales más comunes que existen. En el sistema de nomenclatura de la IUPAC se emplea el sufijo *ona* para designarlas.

R: Cetonas.

l) Se nombran añadiendo el sufijo *al* sobre el nombre principal. El grupo funcional es el, $\begin{matrix} \text{O} \\ || \\ -\text{CH} \end{matrix}$. También son compuestos carbonílicos.

R: Aldehídos.

m) Son los ácidos más importantes en química orgánica. Fueron unos de los primeros compuestos orgánicos estudiados por los antiguos químicos, ya que se encuentran presentes o pueden obtenerse de muchos productos naturales. En el sistema de nomenclatura de la IUPAC, la palabra ácido se antepone al nombre, que acaba con el sufijo *oico*. Este grupo funcional debe encontrarse necesariamente en posición terminal.

R: Ácidos carboxílicos.

n) Son derivados de los ácidos carboxílicos, en los cuales se reemplaza el hidroxilo por halógeno. Se nombran añadiendo el sufijo *ilo* al nombre principal, precedido de una palabra separada que designa el átomo de halógeno específico. Cuando se utilizan nombres vulgares el sufijo empleado es *il*.

R: Halogenuros de acilo.

o) Son derivados de los ácidos carboxílicos en los cuales se reemplaza el hidroxilo por carboxilato. Se nombran a partir del ácido carboxílico apropiado sustituyendo la palabra ácido por anhídrido.

R: Anhídridos carboxílicos.

p) Son derivados de los ácidos carboxílicos en los cuales se reemplaza el hidroxilo por alcoxilo. Se nombran mediante una combinación de los nombres del alcohol y del ácido carboxílico constituyentes de la molécula. El nombre radical del alcohol se emplea con la terminación *ilo*, como si fuera un sustituyente, precedido del nombre del ácido carboxílico con el sufijo *oato* en lugar de *oico* y sin la palabra ácido.

R: Ésteres.

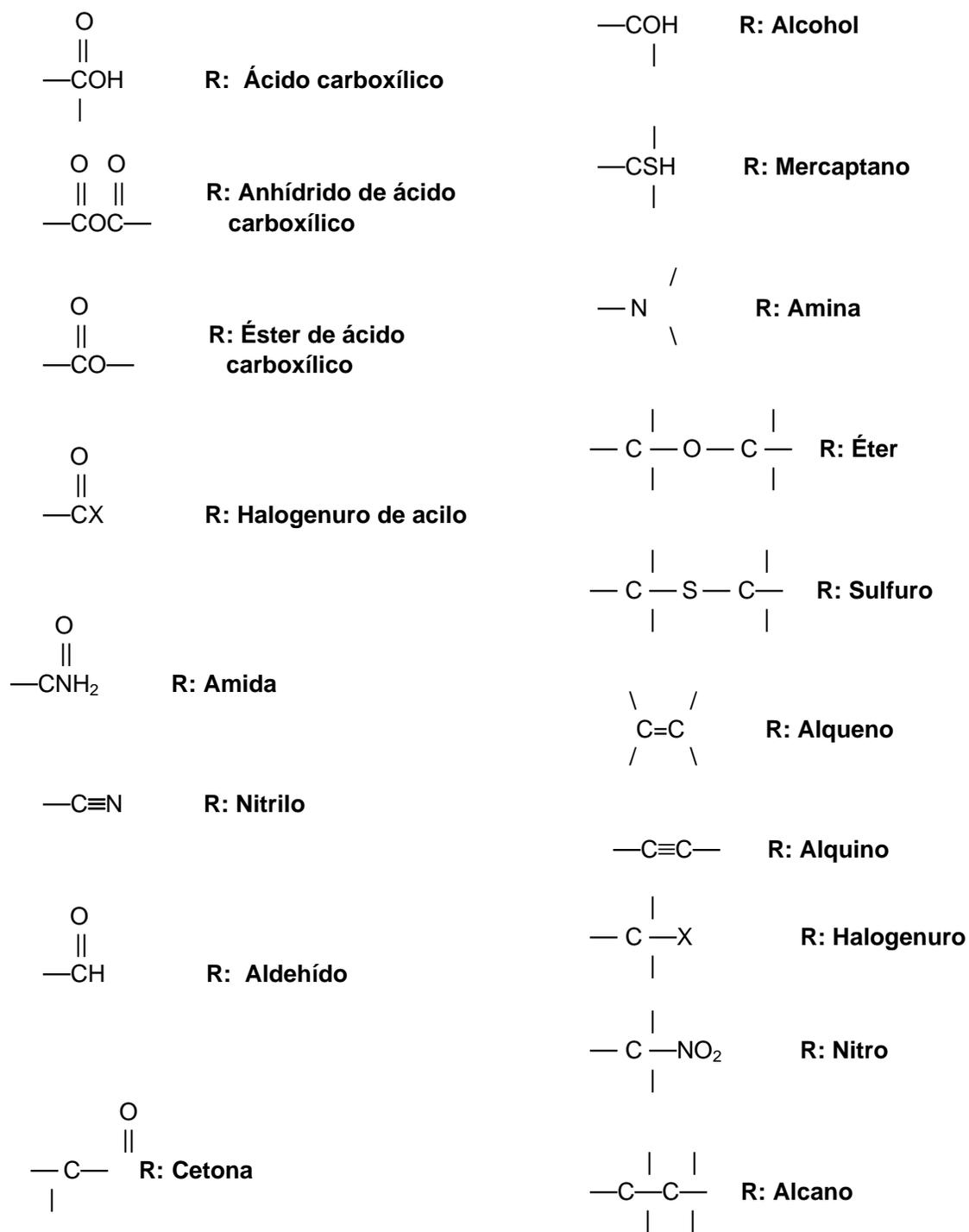
q) Son derivados de los ácidos carboxílicos en los que se reemplaza el hidroxilo por amino. Constituyen las unidades estructurales que unen entre sí los aminoácidos para formar las proteínas. Se utiliza el sufijo *amida* para designarlas.

R: Amidas.

r) Son considerados en general junto a los demás derivados de los ácidos carboxílicos. El sufijo *nitrilo* se añade al nombre principal. Cuando se nombra el grupo nitrilo como sustituyente se utiliza el prefijo *ciano*.

R: Nitrilo.

2. Según la fórmula que aparece escriba el nombre del grupo funcional al que pertenece

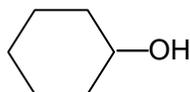


3. Indique del nombre de cada uno de los compuestos siguientes y anote entre paréntesis el grupo funcional al que pertenece.

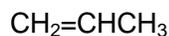


R: Metano (Alcano)

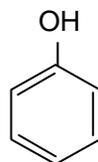
R: Ciclopropano
(Cicloalcano)



R: Ciclohexanol
(Alcohol)



R: Propeno, propileno
(Alqueno)

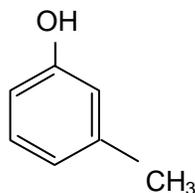


R: Hidroxibenceno,
Fenol (Fenol)

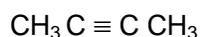
R: Ciclopenteno
(Cicloalqueno)



R: Acetileno, etino
(Alquino)



R: (Fenol)



R: 2-butino
(Alquino)

1-hidroxi-3-metilbenceno
(m-cresol)



R: Etanol, Alcohol etílico
(Alcohol)



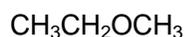
R: Metanotiol (tiol)



R: Etanotiol (tiol)



R: Dietil éter (éter)



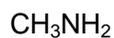
R: Etil metil éter (éter)



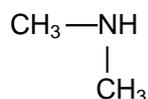
R: Sulfuro de dimetilo (sulfuro)



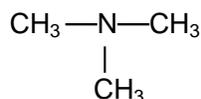
R: Sulfuro de dietilo (sulfuro)



R: Metanamina, metilamina (amina primaria)



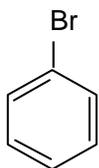
R: N-metilmetanamina, dimetilamina (amina secundaria)



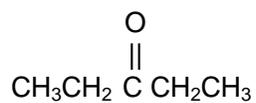
R: N,N-dimetilmetanamina, trimetilamina (amina terciaria)



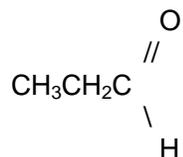
R: Clorometano (compuesto orgánico halogenado)



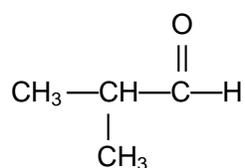
R: Bromobenceno (compuesto orgánico halogenado)



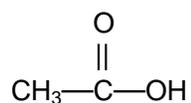
R: 3 - pentanona, dietilcetona, (cetona)



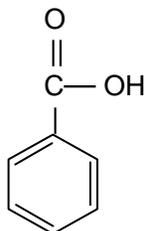
R: Propanal, propionaldehído



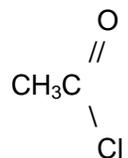
R: 2 - Metilpropanal (Aldehído)



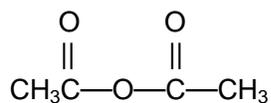
R: Ácido etanoico, ácido acético (ácido carboxílico)



R: Ácido benceno carboxílico, ácido benzoico (ácido carboxílico)

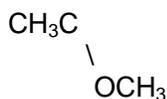


R: Cloruro de etanoílo, cloruro de acetilo (halogenuro de acilo)

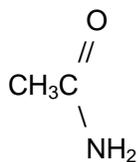


R: Anhídrido etanoico, anhídrido acético (anhídrido carboxílico)

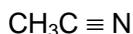




R: Etanoato de metilo (éster)



R: Etanamida, acetamida (amida)



R: Etanonitrilo, acetonitrilo (nitrilo)

EL PETRÓLEO COMO LA FUENTE PRINCIPAL DE HIDROCARBUROS

1.- ¿Cuál es la principal fuente de hidrocarburos?

R: El petróleo.

2.- ¿Qué compuestos químicos constituyen principalmente al gas natural?

R: Metano (CH₄), etano (C₂H₆) y propano (C₃H₈). Los dos últimos representan entre un 5 y un 10 % del total.

3.- ¿Cuáles son las principales fracciones del petróleo?

R: Gas natural.	Queroseno.
Éter de petróleo.	Combustóleo.
Ligroína.	Aceite lubricante.
Gasolina.	

4.- ¿Cómo se separan a nivel industrial los componentes del petróleo crudo?

R: Por destilación fraccionada.

5.- ¿En qué consiste el proceso de separación de los componentes del petróleo crudo por destilación fraccionada?

R: Se calienta el petróleo crudo a 400 [°C], lo que genera un vapor caliente y fluido. En esta forma entra en la torre de fraccionamiento. El vapor se eleva y se condensa en los diversos platos recolectores de acuerdo con la temperatura a la cual se licuan los diversos componentes del vapor. Algunos gases se drenan por el extremo superior de la columna y el aceite residual líquido se recoge en el fondo.

6.- ¿Qué relación existe entre la gasolina y su número de octano?

R: El número de octano es una medida de su tendencia a producir detonaciones, lo que disminuye la eficiencia de la conversión de la energía de combustión en energía mecánica. Los hidrocarburos de cadena lineal tienen mayor tendencia a producir detonaciones, mientras que los hidrocarburos ramificados y los aromáticos producen un impulso más suave. Se ha asignado de manera arbitraria un número de octano igual a 100 al 2, 2, 4 - trimetilpentano y de cero al n-heptano, un compuesto de cadena lineal. A mayor índice de octano de un hidrocarburo corresponde un mejor funcionamiento del motor de combustión interna.

GENERALIDADES ACERCA DE LOS PRINCIPALES POLÍMEROS ORGÁNICOS.

1.- Defina los términos siguientes:

Monómero:

R: Son unidades simples repetidas que forman parte de los polímeros.

Polímero:

R: Es un compuesto molecular formado por monómeros y que posee una masa molar grande, de miles a millones de gramos por cada g/mol.

Homopolímero:

R: Son polímeros formados por un solo tipo de monómero.

Copolímero:

R: Son polímeros que contienen dos o más monómeros distintos.

Elastómero:

R: Se llaman así a los hules sintéticos que se elaboran a partir de productos derivados del petróleo.

2.- ¿Cuáles son las reacciones más utilizadas para obtener polímeros sintéticos ?

R: Reacciones de adición y de condensación.

3.- Dé tres ejemplos de polímeros naturales y tres de polímeros sintéticos.

R: Naturales: Proteínas, la celulosa y el hule.

Sintéticos: Nylon, el dacrón y la lucita.

Tamaño atómico

11. El sodio

12. El ion fluoruro

Tamaño atómico y Energía de ionización

13. a) Disminuye al aumentar el número atómico.
b) Aumenta a través del periodo de izquierda a derecha.

14.

Orden creciente de:	
Afinidad electrónica	Sb, Sn, Sr, I
Energía de ionización	Sr, Sn, Sb, I
Electronegatividad	Sr, Sn, Sb, I
Radio atómico	I, Sb, Sn, Sr

TABLA PERIÓDICA ACTUAL

1. a) Periodo: 4 y grupo: 4
b) 4
c) $Z = 32$, por lo tanto es germanio
2. Su electrón diferencial tiene el mismo valor del número cuántico principal, n .
3. a) A b) C c) B d) E e) D
4. La diferencia de electronegatividades justifica la formación de un enlace iónico.

ECUACIÓN DE MOSELEY

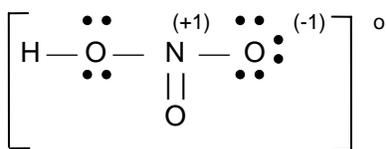
1. $R : 2.289 \text{ [Å]}$
2. $R : Z \approx 99$, se trata de einstenio.

APÉNDICE 2

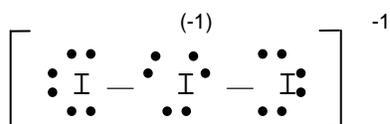
RESPUESTAS DEL TEMA 3

ESTRUCTURAS DE LEWIS

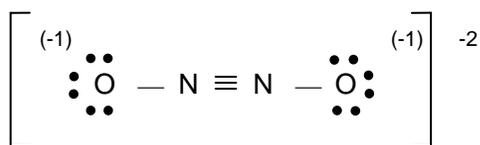
1. HNO_3 Número total de electrones de valencia = 24



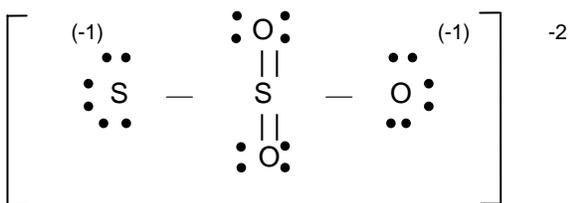
2. a) I_3^{1-} Número total de electrones de valencia = 22



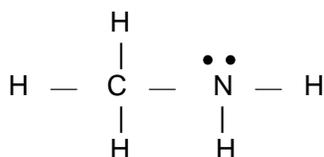
b) $\text{N}_2\text{O}_2^{2-}$ Número total de electrones de valencia = 24



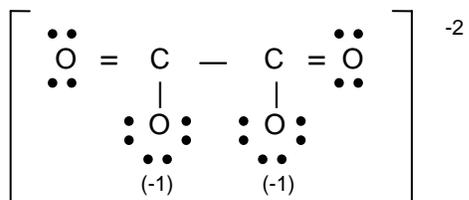
c) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ Número total de electrones de valencia = 32



d) CH_3NH_2 Número total de electrones de valencia = 14

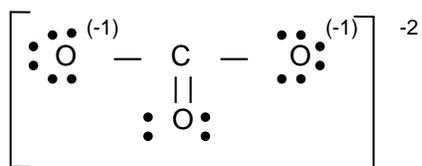


e) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ Número total de electrones de valencia = 34



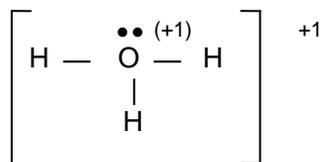
1. a) CO_3^{2-}

Número total de electrones de valencia = 24



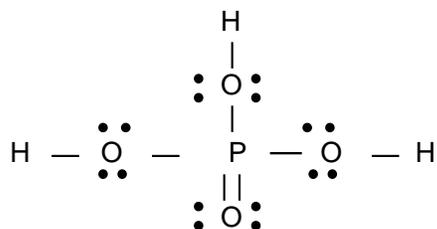
b) H_3O^{+1}

Número total de electrones de valencia = 8



c) H_3PO_4

Número total de electrones de valencia = 32



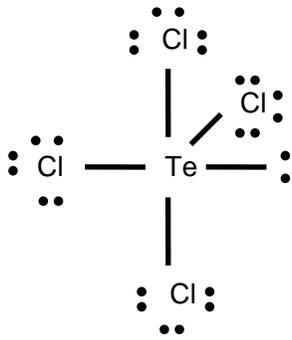
d) HCN

Número total de electrones de valencia = 10



e) SO_3

Número total de electrones de valencia = 24

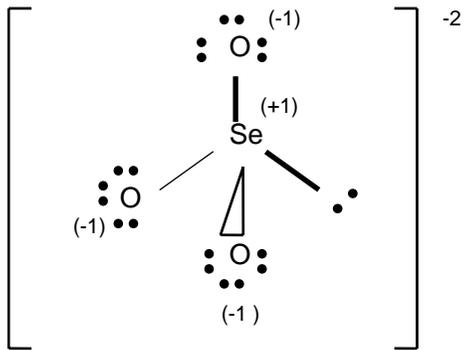


b) Tetraedro distorsionado o “sube y baja”

c) sp^3d

3. a) SeO_3^{2-}

Número total de electrones de valencia=26

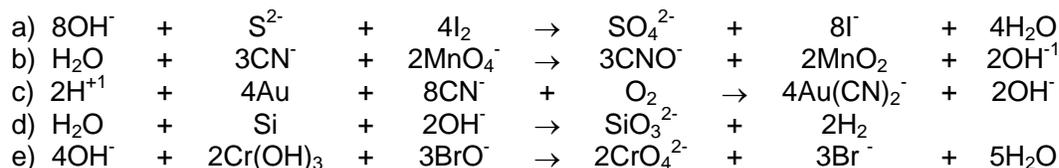


b) Pirámide trigonal

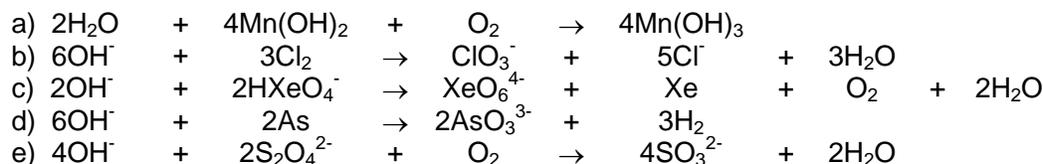
c) sp^3

B Disolución alcalina.

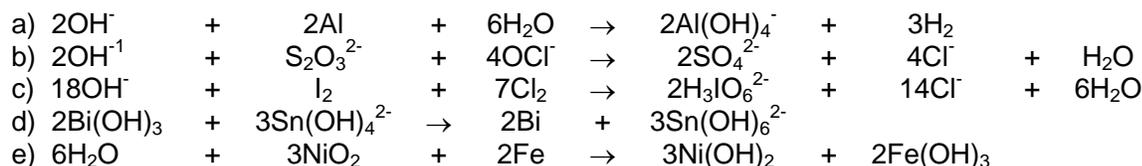
BLOQUE 1



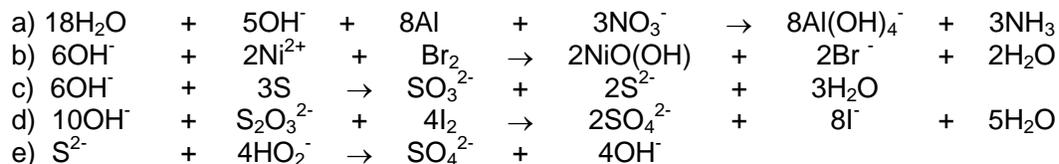
BLOQUE 2



BLOQUE 3



BLOQUE 4

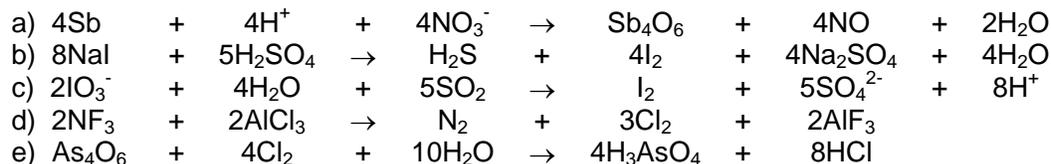


CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN

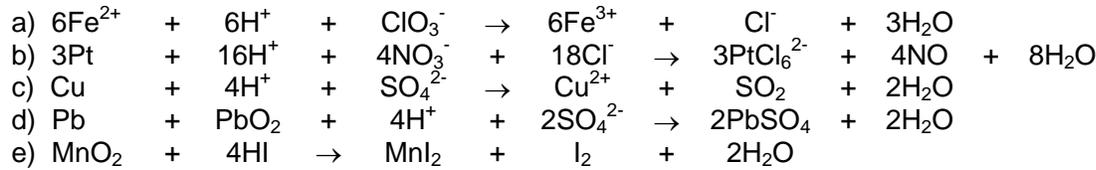
BLOQUE 1



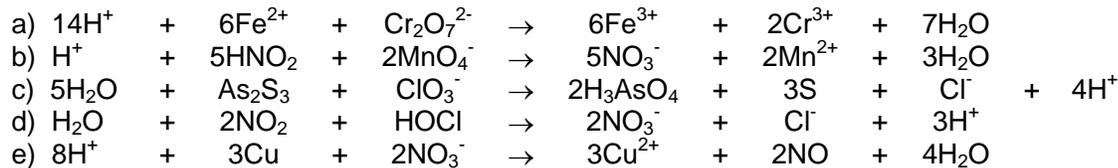
BLOQUE 2



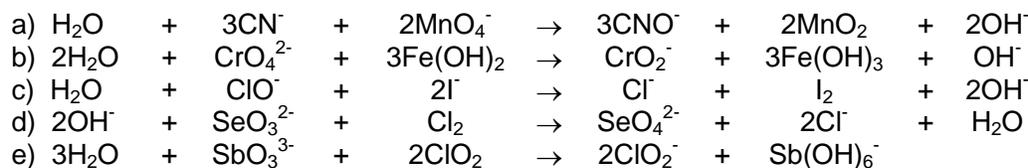
BLOQUE 3



BLOQUE 4. En disolución ácida

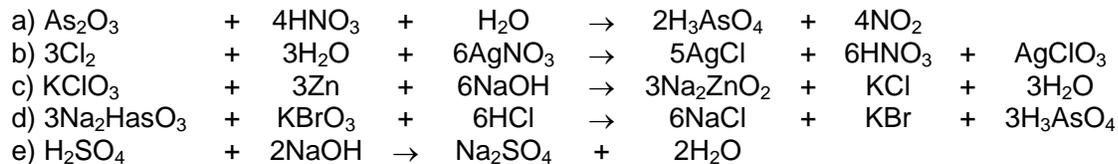


BLOQUE 5. En disolución alcalina

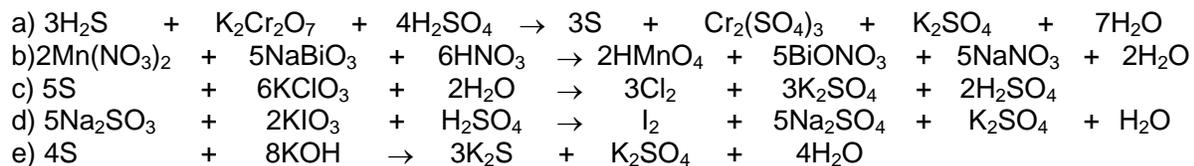


MÉTODO ALGEBRAICO

BLOQUE 1



BLOQUE 2



BLOQUE 3

