



Departamento de Química

Cuadernillo de Nivelación en Química

Ejercitación



2013

Capítulo 1

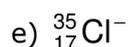
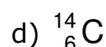
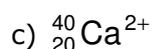
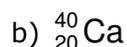
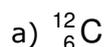
La Materia: Clasificación. Propiedades. Estados de agregación

Si bien este capítulo no tiene ejercitación propuesta, es muy importante que lo sepas.

Capítulo 2

Elementos y símbolos químicos. Tabla periódica. Átomos y moléculas.

1. ¿Qué información te proporcionan los siguientes símbolos?:



2. Para cada elemento del ejercicio anterior localiza el grupo y período al cual pertenece. ¿Qué puedes decir de a) y d)?, ¿y de b) y c)?

3. Dados los siguientes números atómicos Z indica:

a) cuál es el elemento

b) el gas noble más cercano en la tabla periódica

c) el número de electrones que tiende a ganar o perder, escribe la fórmula del ión e indica si se trata de un anión o catión

i) $Z = 3$; ii) $Z = 12$; iii) $Z = 9$; iv) $Z = 17$

4. Un isótopo de un elemento metálico tiene número de masa de 65 y 35 neutrones en el núcleo. El catión derivado del isótopo tiene 28 electrones. Escribe el símbolo del catión.

5. El número másico de un elemento es 104 y tiene 60 neutrones en su núcleo

a) ¿Cuál es el símbolo del elemento?

b) ¿Cuál es su nombre?

c) ¿Cuántos protones posee en su núcleo?

6. El número másico de un elemento es 106 y tiene 58 neutrones en su núcleo:
 a) ¿Cuál es su símbolo?
 b) ¿Cómo se llama?
 c) ¿Cuántos electrones tiene?
7. Un átomo perdió dos electrones y el ión producido tiene 54 electrones:
 a) ¿Cuál es el símbolo del átomo?
 b) ¿Cómo se llama?
 c) ¿Cuántos protones tiene en su núcleo?
8. Un elemento X, da un ión divalente negativo. En el ión hay 64 neutrones y 54 electrones:
 a) ¿Cuál es el símbolo de X?
 b) ¿Cuál es su nombre?
 c) Un isótopo de X pesa 10 unidades más que él, ¿cuántos neutrones tiene el isótopo?
9. Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	p	e ⁻	N	Configuración Electrónica
C	6				6	
Fe		56	26			
		32			16	
K ⁺					20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
O ⁻²				10	8	
Mn	25	55				
		108				[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
Rb ⁺		85	37			
			30		35	

10. Una muestra de un metal contiene $2,516 \cdot 10^{23}$ átomos y tiene una masa de 82,29 gramos. ¿Cuántos moles de átomos del metal están presentes en la muestra? ¿De qué metal se trata?
11. Imaginemos que tenemos átomos de Na y los ordenamos en una hilera a lo largo de una cuadra (120 m). Si suponemos que son esferas y no ejercen ningún tipo de fuerza entre ellas, ¿Cuántos átomos necesitamos para cubrir esa distancia? Radio Na= 186 pm
12. Se cree que el protón tiene un radio de $1,3 \cdot 10^{-13}$ cm y una masa de $1,67 \cdot 10^{-24}$ g. Una pelota de baloncesto tiene un radio de 12,0 cm ¿Cuál sería la masa de una pelota que tuviera la misma densidad del protón? ¿Podrías levantarla?
13. a) Indica el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones:
 Ca²⁺, Br⁻, C⁴⁻, Mn²⁺, S²⁻, N³⁻, N³⁺
- b) Escribe su configuración electrónica

14. a) Indica cuál de las siguientes relaciones de radio atómico es correcta:
- $r_{Ba} < r_{Mg}$
 - $r_{Li} < r_{F}$
 - $r_{Al} < r_{S}$
- b) Indica en cada uno de los siguientes pares cuál de las dos especies tiene mayor radio:
- N^{3-} o F^-
 - Cl^- o S^{2-}
 - Cl o Cl^-
 - Mg^{2+} o Al^{3+}
 - Na o Na^+
15. Responder Verdadero ó Falso justificando:
- Los elementos pertenecientes al Grupo VIA (16) poseen 6 electrones de valencia.
 - El Na y el Si tienen el mismo número de niveles de energía.
 - Los elementos pertenecientes al grupo VIIA (17) tienen tendencia a formar cationes.
 - La configuración electrónica del catión que usualmente forma el elemento magnesio es (Ne).
 - Los núcleos de los átomos, excepto el hidrógeno, están constituidos por: neutrones y protones
16. Un ión bivalente positivo posee 18 electrones y $A = 41$.
- ¿Cuántos neutrones, protones y electrones tienen el átomo neutro y el ión?
 - Escribe la configuración electrónica del átomo neutro e indica en que grupo y período se encuentra en la tabla periódica
17. ¿Cuál de los siguientes elementos: Rb, Ba, Li, Cs y At, debe ser el más parecido al estroncio en cuanto a propiedades químicas y físicas?
18. El titanio es un metal muy apreciado ya que posee propiedades de resistencia similares a las del acero pero es bastante más liviano. Indica:
- cuánto pesa 1 mol de átomos de titanio.
 - cuánto pesa un sólo átomo de titanio, expresando el resultado en gramos.
19. Calcula:
- ¿Cuántos moles hay en 37 gramos de metano CH_4
 - ¿Cuántas moléculas hay en 38 gramos de oxígeno.
 - ¿Dónde hay más gramos: en 10^7 moléculas de amoníaco o en 1,5 moles de agua?
 - ¿Dónde hay más partículas: en 3,3 moles de carbonato de calcio $CaCO_3$ o en 69 gramos de sodio?
20. Calcula:
- Si un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L en CNPT, ¿cuál será el volumen de 6 moles de un gas?
 - ¿Qué volumen ocuparán 80 g de CO_2 medidos en CNPT?
 - ¿Cuál será la masa de 6,4 L de N_2 medidos en CNPT?
21. Para el Na_2CO_3 :
- ¿Cuál es la masa de un mol de ese compuesto?
 - ¿Cuál es la masa de Na_2CO_3 que contiene un mol de átomos de Na?
 - ¿Cuál es la masa de una molécula de Na_2CO_3 ?
22. Se tienen 42 g de $AlCl_3$, calcula:
- ¿Cuántos moles de compuesto representan?
 - ¿Cuántos átomos de Al y de Cl hay en la muestra?
 - ¿Cuántas moléculas de $AlCl_3$ hay en la muestra?
23. Tenemos una sustancia pura, de la cual $1,8 \cdot 10^{18}$ moléculas pesan 1,11 mg. ¿Cuál es la masa molar de la sustancia?

24. La calcopirita (CuFeS_2) es un importante mineral de cobre. Calcula la cantidad de kilogramos de Cu contenido en 3710 kg de mineral.
25. Una gotita de mercurio del tamaño aproximado del ojo de una mosca, tiene un peso de 10 microgramos. ¿Cuántos átomos hay en esa cantidad?
26. Considera un anillo de oro que pesa 10 gramos.
- Calcula cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad.
 - ¿Cuánto pesa un átomo de oro?
 - Expresa el peso del anillo en mg.
 - ¿Cuántos kg pesarían 500 anillos?
27. ¿Cuál de los elementos siguientes: azufre, flúor, oxígeno, yodo, **no** existe en forma de moléculas diatómicas a temperatura ambiente y presión atmosférica?
28. Cuáles de estas afirmaciones son ciertas con respecto del Germanio y el Arsénico:
- contienen mismo número de niveles de energía
 - son más electronegativos que el Bromo
 - pertenecen al 4to período
 - son análogos químicamente
29. Indica si son verdaderos o falsos los siguientes enunciados. Justifique con cálculos.
- 24,31 g de magnesio contienen el mismo número de átomos que 32 g de oxígeno
 - 20 g de carbono contienen igual número de átomos que una masa de cloro gaseoso que contiene $2,0 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro
 - En 22 g de dióxido de carbono (CO_2) hay igual número de moléculas que en 11,2 lts. del mismo gas en CNPT.
 - En 0,25 moles de átomos de Cd hay $1,51 \cdot 10^{23}$ átomos de Cd (cadmio).
 - 90g de agua líquida, 220 g de CO_2 y 90 g de hielo contienen el mismo número de moléculas.
- 30.
- ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 10,0 mg de las siguientes sustancias?
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - N_2O_5
 - ¿Cuántos moles de átomos de nitrógeno hay en 0,5 kg de las siguientes sustancias?
 - NH_4NO_3
 - NH_3

Capítulo 3

Enlace Químico.

- De los siguientes pares de elementos, indica cuáles pueden formar compuestos iónicos y cuáles compuestos covalentes
a) K y Br b) Cl y O c) Cl y Mg d) H y S e) Li y S
- ¿Cuál de las siguientes moléculas contiene un enlace triple? Justifica con estructuras de Lewis
a) HCN b) SO₂
- Escribe las estructuras electrónicas de puntos para cada una de las siguientes sustancias:
a) BaS b) MgBr₂ c) Na₂O d) HBr CCl₄
- Indica cuáles son los iones que forman los siguientes compuestos iónicos:
a) BaBr₂ b) PbS₂ c) CaCl₂ d) Li₂O e) KI
- A partir de la siguiente tabla, contesta a las preguntas:
a) ¿Cuál es el signo de la carga de los iones de los elementos metálicos?
b) ¿Cuál es el signo de la carga de los iones de los elementos no metálicos?
c) Agrupa los iones que tengan la misma carga.

Nombre	Fórmula
ion sodio	Na ⁺
ion calcio	Ca ²⁺
ion cinc	Zn ²⁺
ion aluminio	Al ³⁺
ion hierro (II)	Fe ²⁺
ion cobre (II)	Cu ²⁺
ion cloruro	Cl ⁻
ion óxido	O ²⁻
ion sulfuro	S ²⁻
ion hidróxido	OH ⁻
ion sulfato	SO ₄ ²⁻
ion nitrato	NO ₃ ⁻
ion carbonato	CO ₃ ²⁻
ion clorato	ClO ₃ ⁻

-
6. El formaldehído, un gas de olor desagradable, se emplea disuelto en agua como conservante de animales muertos (formol). Su fórmula molecular es CH_2O . Dibuja la estructura de Lewis más probable para este compuesto
7. Ordena a los átomos, en cada uno de los siguientes conjuntos, según su electronegatividad creciente:
- a) P, As, Sb b) Be, Li, B c) Rb, Sr, Ca, Ba
8. Qué tipo de enlace se forma entre:
- a) elementos de los grupos 1 y 17.
b) átomos iguales
Justifica tu respuesta y cita ejemplos
9. Indica cuál es la fórmula del compuesto iónico que se forma entre el oxígeno y cada uno de los siguientes metales:
- a) Calcio b) potasio c) aluminio
10. Para el elemento de $Z = 12$, responde:
- a) ¿Tiene tendencia a formar cationes o aniones?
b) ¿Qué fórmula tiene la sustancia que forma con Br?
c) ¿Qué tipo de unión hay en dicha sustancia?
d) ¿Cuál es la estructura de Lewis de la sustancia formada?
11. El elemento O (oxígeno) pertenece al 2º período y al grupo 16 de la tabla periódica. El elemento X tiene número atómico 37.
- a) Escribe la configuración electrónica para cada elemento.
b) ¿Qué tipo de unión existirá entre los átomos de una sustancia formada por O y X? ¿Por qué?
c) Escribe la estructura de Lewis del compuesto formado.
12. ¿Cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse iónicas y cuáles covalentes?
- a) Fluoruro de estroncio, SrF_2
b) Fosfina, PH_3
c) Óxido de potasio, K_2O .
d) Óxido hipocloroso, Cl_2O
e) Nitrógeno, N_2
f) Cloruro de Berilio, BeCl_2
g) Bromuro de hidrógeno, HBr
h) Dióxido de carbono, CO_2
13. Escribe la estructura de Lewis de los siguientes compuestos, determinando primero si son iónicos o covalentes:
- a) Cloruro de cesio, CsCl
b) Fluoruro de calcio, CaF_2
d) Nitruro de calcio, Ca_3N_2
14. Para la molécula de trióxido de azufre, SO_3 , indica:
- a) Tipo y número de átomos que la forman
b) Electrones de valencia de cada átomo
c) Número total de electrones de valencia
d) Estructura de Lewis
15. Para el ión carbonato, CO_3^{2-} , indica:
- a) Tipo y número de átomos que la forman
b) Electrones de valencia de cada átomo
c) Número total de electrones de valencia
d) Estructura de Lewis

9. Si X representa un elemento de la familia del carbono, entonces la fórmula general para un compuesto entre X e hidrógeno sería:
- a) XH_5 b) X_2H_5 c) XH d) XH_2 e) XH_4
10. Cuando un elemento X que tiene dos electrones de valencia se combina con un elemento Y que tiene seis electrones de valencia, el compuesto formado tendrá la siguiente fórmula molecular:
- a) XY b) X_3Y c) XY_3 d) X_2Y e) XY_2
11. El número de oxidación para el azufre es +4 en:
- a) SF_6 b) Na_2SO_3 c) SO_3 d) H_2S
12. Cuando se quema magnesio metálico en aire se obtienen dos productos. Uno es óxido de magnesio, MgO y el otro es el producto de la reacción entre Mg y Nitrógeno molecular, nitruro de magnesio.
- a) Sabiendo que el ión nitruro tiene un estado de oxidación de -3 , indica la fórmula del nitruro de magnesio.
- b) Cuando se agrega agua al nitruro de magnesio éste reacciona para formar óxido de magnesio y amoníaco gaseoso. ¿Cuál es el estado de oxidación del Nitrógeno en el amoníaco?
13. Si nos basamos en el conocimiento de los posibles estados de oxidación de los elementos, ¿cuál de los siguientes es un peróxido?
- a) TiO_2 b) BaO_2 c) SnO_2 d) SO_2 e) SiO_2
14. Dibuja la estructura de Lewis del óxido de cloro donde este último muestra su máximo estado de oxidación.
15. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el mayor número de átomos de oxígeno en su fórmula?
- a) sulfato de sodio d) nitrito de calcio
b) sulfito de sodio e) clorato de magnesio
c) pentóxido de dinitrógeno
16. ¿Cual de los siguientes elementos forma un óxido básico?
- a) Cloro b) fósforo c) nitrógeno d) bario
17. Indica el estado de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:
- a) Li_2O f) KH
b) HBr g) $Ba(OH)_2$
c) H_3PO_4 h) H_2CO_3
d) KI i) Na_2SO_4
e) H_2O_2
18. Escribe la fórmula correspondiente a cada nombre e indica el número de oxidación con que actúa cada elemento en los siguientes óxidos:
- a) Óxido hipoyodoso d) Monóxido de dilitio
b) Óxido de cadmio e) Óxido potásico
c) Óxido fosforoso f) Óxido de estaño (IV)

- g) Dióxido de carbono
h) Óxido de plomo (II)
- i) Heptóxido de dibromo
j) Óxido de cromo (VI)

19. ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en cada caso?

- a) N_2
b) $NaNO_3$
c) NO_2^-
d) N_2O_4
- e) N_2O_5
f) NO_3^-
g) N_2O_3
h) NO
- i) HNO_2
j) NH_4^+
k) NH_3

20. Identifica las siguientes sustancias como ácidos, bases o sales:

- a) $Mg(OH)_2$ b) $HClO$ c) HNO_2 d) $CuCl_2$ e) KNO_3 f) KOH

21. Da la fórmula y nomenclatura de las sales que se forman por combinación de los siguientes aniones:

- a) S^{2-}
b) Cl^-
c) BrO_3^-
- d) NO_3^-
e) HCO_3^-
f) SO_4^{2-}
- g) PO_4^{3-}
h) HPO_3^{-2}

con cada uno de los siguientes cationes:

- a) Al^{3+}
b) Fe^{3+}
c) Cu^{2+}
- d) Hg^{2+}
e) Na^+
f) NH_4^+

22. Escribe la fórmula de los ácidos de los cuales provienen las siguientes sales, y los aniones que formarán dichos ácidos al perder el elemento metálico o el ión amonio según el caso. Nombra **todos** los compuestos.

- a) $KClO_4$
b) $Ca(ClO)_2$
c) $BaSO_4$
d) $Ni(NO_3)_2$
e) $AgNO_2$
f) K_2SO_3
- g) $NaClO$
h) $(NH_4)_2SO_4$
i) $Ca(ClO_3)_2$
j) $Al_2(CO_3)_3$
k) Na_2CO_3

23. Escribe la estructura de Lewis de los aniones originados de los compuestos: f), g) y h) del problema anterior.

24. Completa el siguiente relato y resuelve los desafíos que se presentan:

El maravilloso mundo del magnesio

*El magnesio es un elemento que se encuentra ampliamente distribuido en la superficie terrestre y en el agua de mar, la cual contiene un 0,13 % de este elemento. Esta última constituye una de sus principales fuentes de obtención. **Desafío 1: Si se quisiera extraer magnesio del agua marina, indica qué cantidad podríamos obtener a partir de una tonelada de agua.** El magnesio se presenta en la naturaleza en la forma de sales y minerales, principalmente dolomita, de los cuales también puede obtenerse el elemento.*

El magnesio, que se representa mediante el símbolo....., se ubica en la tabla periódica en el período y en el grupo Por lo tanto, debido a esta ubicación, lo clasificamos como

un y como un elemento Su número másico es , un mol de átomos de magnesio pesa gramos y un átomo de magnesio pesagramos.

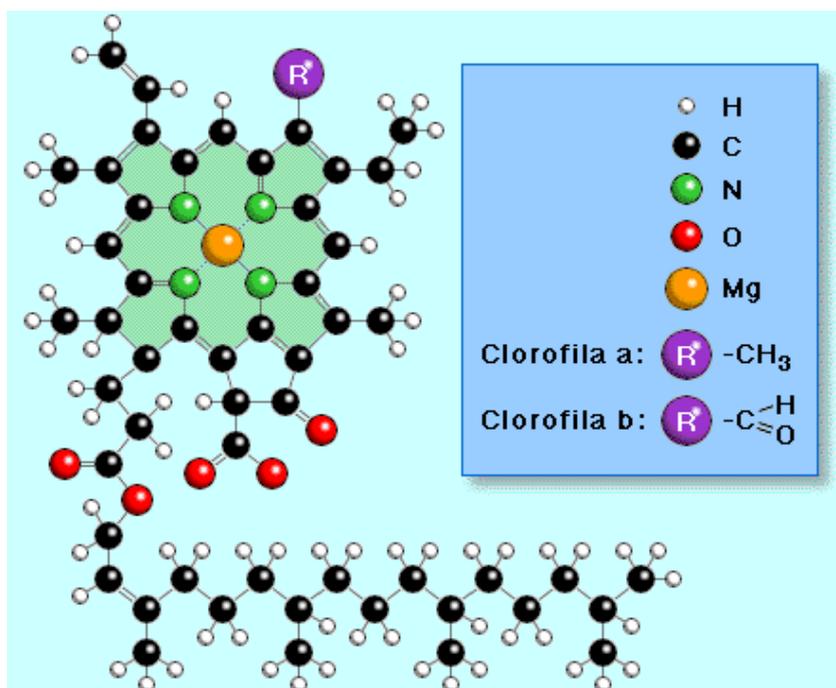
El átomo de magnesio posee protones y electrones. El número de electrones de valencia es Al perder estos electrones, el magnesio adquiere la configuración del gas noble y se transforma en el ión, el cual es un El magnesio reacciona fácilmente con elementos de los grupos VI y VII para dar compuestos predominantemente..... Entre ellos son particularmente importantes el fluoruro, componente principal de los dientes y el óxido (leche de magnesia), famoso laxante y purgante. **Desafío 2: Escribe la fórmula de estas sustancias.** De estos dos compuestos, el fluoruro presenta un carácter iónico que el óxido debido a que el oxígeno es electronegativo que el flúor.

El sulfuro de magnesio es un compuesto formado solamente por azufre y magnesio. Se trata de un sólido blanco, muy soluble en agua. La fórmula más probable para este compuesto es:

- i) Mg_2S ii) MgS iii) MgS_2

Además, el magnesio tiene una importante función biológica, ya que forma parte de una de las moléculas responsables de la vida en este planeta: la clorofila. La molécula de esta sustancia contiene un solo átomo de magnesio.

Existen dos tipos principales de clorofila, la clorofila a y la clorofila b y sus estructuras pueden verse en la siguiente figura:



Estructura de la clorofila

Capítulo 5

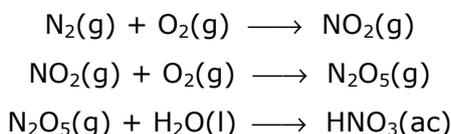
Reacciones químicas y estequiometría

1. Se queman 5,120 g de cinta de magnesio. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se forma en la combustión?

Escribe y balancea la ecuación.

2. Si el vehículo de las misiones *Apollo* a la Luna consumió 4,0 toneladas de dimetil-hidracina ($(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$, como combustible, ¿cuántas toneladas de oxidante N_2O_4 se requirieron para reacción con ella? Escribe y balancea la ecuación sabiendo que al reaccionar dimetil-hidracina con el oxidante N_2O_4 se obtienen como productos N_2 , CO_2 y H_2O .

3. Dada las siguientes reacciones:



Balancea las ecuaciones y calcula el volumen de N_2 que debe reaccionar para obtener 180 g de HNO_3 .

4. El jugo gástrico contiene aproximadamente 3,0 g de HCl por litro. Si una persona produce unos 2,5 L de jugo gástrico diariamente, ¿cuántas tabletas antiácidas, cada uno de 400 mg $\text{Al}(\text{OH})_3$, se necesitan para neutralizar todo el HCl producido en un día?

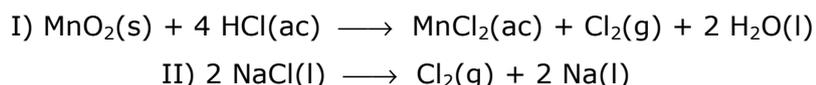


5. Calcula el volumen de dióxido de carbono obtenido en CNPT cuando se queman 100 g de propano (C_3H_8). Escribe y balancea la ecuación correspondiente.

6. El hombre exhala 0,350 g de CO_2 por minuto. Suponiendo que todo el CO_2 proviene de la reacción de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) con O_2 :

- Escribe y balancea la ecuación de la reacción.
- ¿Cuántos moles de O_2 y cuántos gramos de glucosa se consumen por minuto?
- ¿Cuántos gramos de glucosa se consumen por día en la respiración?

7. Dadas las siguientes reacciones:



Calcula el número de moléculas de HCl (según la ecuación I) que deben reaccionar para obtener igual cantidad de cloro que la que resulta a partir de 5,00 g de NaCl (según la ecuación II).

8. El nitruro de magnesio Mg_3N_2 reacciona con agua para producir hidróxido de magnesio y amoníaco. ¿Cuántos gramos de amoníaco se puede obtener a partir de 5,00 g de nitruro de magnesio?

9. En la reacción entre el óxido de cromo (III) Cr_2O_3 sólido y el aluminio metálico, que produce cromo metálico y óxido de aluminio Al_2O_3 sólido, ¿cuál es la máxima cantidad de cromo metálico que puede prepararse si reaccionan 38,0 g de Cr_2O_3 con 9,00 g de aluminio? Escribe y balancea la ecuación.

- a) 47,0 g
- b) 26,0 g
- c) 8,67
- d) 200 g
- e) 17,3

10. El magnesio metálico de los fuegos artificiales reacciona con el oxígeno del aire para producir un destello blanco brillante. El producto de esta reacción de combinación es óxido de magnesio, sólido. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se forman cuando reaccionan 0,50 moles de magnesio con 0,25 moles de oxígeno gaseoso? Escribe y balancea la ecuación.

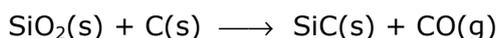
- a) 202 g
- b) 20,2 g
- c) 2 g
- d) 22 g
- e) Ninguno

11. Determina los gramos de SF_4 que se obtienen cuando 400 g de SCl_2 reaccionan con 2,00 g de NaF, de acuerdo con la siguiente ecuación de reacción:



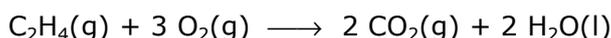
- a) 13 g
- b) 3 g
- c) 1 g
- d) 133 g
- e) Ninguno

12. El carburo de silicio SiC , también conocido como *carborundo*, es un abrasivo industrial muy importante que se prepara mediante la reacción a altas temperaturas de SiO_2 con carbono.



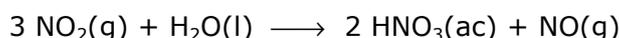
- a. Verifica si la ecuación está correctamente balanceada
- b. Determina cuál será el reactivo limitante cuando reaccionan 5 moles de SiO_2 y 6 moles de carbono.
- c. ¿Cuántos gramos de *carborundo* (SiC) se pueden formar?
- d. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan al terminar la reacción?

13. En el siguiente caso de combustión del etileno:



¿Cuántos gramos de CO_2 se formarán al encender una mezcla que contiene 1,93 g de etileno y 5,92 g de oxígeno?

14. En la reacción de producción del ácido nítrico a partir del dióxido de nitrógeno se utilizan 2 moles de H_2O y 5 moles de NO_2

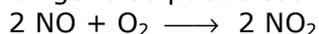


Calcula: a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico se obtendrán?

15. Dada la siguiente ecuación química: $\text{Fe(s)} + \text{HCl(ac)} \longrightarrow \text{FeCl}_2\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- Balancéala adecuadamente
 - Calcula:
 - ¿Cuántos gramos de Fe se consumieron si se obtuvieron 10 litros de H_2 en CNPT?
 - ¿Cuántos moles de HCl reaccionan con 7 gramos de Fe?
 - ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para obtener 0.25 moles de sal?
 - Si a 6 gramos de Fe se le añaden 0,4 moles de HCl:
 - ¿Cuántos gramos de sal se forman?
 - ¿Cuántos gramos del reactivo en defecto deben añadirse para que reaccione totalmente el reactivo que inicialmente se hallaba en exceso?
16. El $\text{H}_3\text{PO}_4\text{(ac)}$ reacciona con $\text{Mg(OH)}_2\text{(s)}$ produciendo $\text{Mg(H}_2\text{PO}_4)_2\text{(ac)}$. Escribe la ecuación química y calcula:
- ¿Cuántos gramos de sal se obtendrán por reacción entre 1,5 moles del ácido con 11 gramos del hidróxido?
 - ¿Cuántos moles y cuántos gramos de cada una de las especies permanecen una vez finalizada la reacción?
 - ¿Cuántos gramos del reactivo en defecto hay que agregar para que reaccione completamente el reactivo que originalmente estaba en exceso?
17. El mercurio reacciona con el bromo para producir bromuro mercúrico. Escribe la ecuación química balanceada y calcula:
Cuando 250 g de bromo reaccionan con 250 g de mercurio:
- ¿Cuál de las sustancias está en exceso?
 - ¿Cuántos g de bromuro mercúrico se producen?
 - ¿Qué masa de la sustancia en exceso quedó sin reaccionar?
 - ¿Cómo respondería a la pregunta a) si en lugar de hacer reaccionar masas iguales de los reactivos, se hacen reaccionar un número idéntico de moles de cada uno?
18. La descomposición térmica de nitrato de potasio generó 126 litros de oxígeno medidos en CNPT, según:
- $$\text{nitrato de potasio sólido} \rightarrow \text{nitrito de potasio sólido} + \text{oxígeno}$$
- Calcula:
- ¿Cuántos gramos del reactivo se han usado?
 - ¿Qué masa y qué cantidad de nitrito de potasio (moles) se han producido?
19. Considera la reacción entre níquel metálico y disolución de ácido sulfúrico para dar sulfato de níquel disuelto e hidrógeno.
- Escribe y balancea la reacción correspondiente.
 - Calcula la cantidad necesaria de ácido sulfúrico para que reaccione totalmente con 58 g de níquel.
 - ¿Cuál es la masa de hidrógeno producida?
 - ¿Qué volumen ocupará esa masa de hidrógeno si se la mide en CNPT?
 - Calcula la masa de la sal formada.
20. El cloruro de aluminio, AlCl_3 , se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales y se prepara a partir de cloruro de hidrógeno y viruta de aluminio metálico. Considerando que un balón de reacción contiene 0,15 moles de Al y 0,35 moles de HCl, calcula cuántos moles de AlCl_3 se pueden preparar a partir de ésta mezcla.
21. Dada la combustión del metano, si se colocan 2000 g de CH_4 de pureza 90% y 230 moles de O_2 calcula:
- ¿cuál es el reactivo limitante?
 - ¿cuántos gramos, moles y moléculas de H_2O se forman?
 - ¿cuál es el volumen de CO_2 que se produce medido en CNPT?

22. La reacción entre óxido nítrico y oxígeno se puede escribir de la siguiente manera:



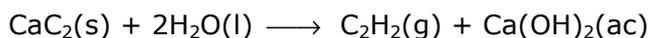
- ¿Cuántas moléculas de dióxido de nitrógeno se producirán con dos moléculas de óxido nítrico?
- ¿Cuántos moles de NO_2 se obtendrán con dos moles de NO ?
- ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en dos moles de NO ?
- ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de O_2 ?
- ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en dos moles de NO_2 ?

23. Uno de los pasos para convertir el amoníaco en ácido nítrico, comprende la oxidación catalítica del NH_3 a NO :



- ¿Cuántos gramos de NO se forman por la reacción completa de 2,50 g de NH_3 ?
- ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para reaccionar con 2,50 g de NH_3 ?
- ¿Cuántos gramos de NO se forman cuando 1,50 g de NH_3 reaccionan con 1,00 g de O_2 ?
- En el inciso c), ¿Cuál de los reactivos es el limitante y cuál es el que está en exceso?
- En el inciso c), ¿Cuánto reactivo en exceso permanece después de que el limitante se ha consumido completamente?

24. El acetileno, C_2H_2 , se puede obtener haciendo reaccionar agua con carburo de calcio, CaC_2 de acuerdo con la siguiente reacción:



Cuando reacciona 44,5 g de carburo de calcio grado comercial (impuro), se producen 0,540 moles de C_2H_2 . Suponiendo que haya reaccionado todo el CaC_2 para producir acetileno, ¿Cuál es el porcentaje de pureza del CaC_2 comercial?

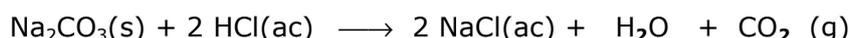
25. Hallar la pureza de una muestra de FeS sabiendo que al tratar 1,22 g de la misma con ácido clorhídrico se desprenden 230 cm^3 de H_2S medidos en CNPT. (El otro producto de la reacción es el cloruro ferroso).

26. Cuando se calientan carbonatos se forma dióxido de carbono. Este proceso se utiliza industrialmente para obtener cal viva (CaO) a partir de caliza (CaCO_3). Calcular la masa de dióxido de carbono producida al descomponerse 12 g de carbonato de calcio de 90% de pureza. Además calcula los litros en CNPT del gas producido.

27. ¿Cuál será la pureza de una muestra de sulfuro de potasio si con 2,4 g del mismo se pueden obtener 0,06 litros de ácido sulfhídrico en CNPT?

sulfuro de potasio sólido + disolución de ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de potasio disuelto + ácido sulfhídrico gaseoso

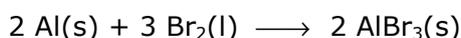
28. Dada la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 1000 g de Na_2CO_3 de pureza 95% y 700 g de HCl . Calcula:

- gramos y moles que sobran del reactivo en exceso
- gramos y moles de agua que se forman
- volumen de CO_2 obtenido en CNPT.

29. El aluminio reacciona con el bromo para formar bromuro de aluminio



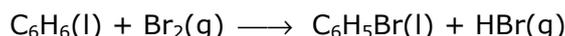
Si reaccionan 25,0 g de Al y 100 g de Br_2 y se obtienen 64,2 g AlBr_3 , ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

30. El óxido de titanio (IV), TiO_2 es una sustancia blanca que se produce por la adición de ácido sulfúrico sobre el mineral *ilmenita*, FeTiO_3 :



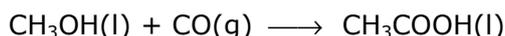
Sus propiedades de opacidad e inocuidad lo hace una sustancia idónea para pigmentos plásticos y pinturas. En un proceso 8000 kg de FeTiO_3 producen 3570 kg de TiO_2 . ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

31. Un estudiante hace reaccionar benceno, C_6H_6 con bromo, Br_2 , con el objeto de preparar bromobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$:



- ¿Cuál es el rendimiento teórico de bromobenceno en esta reacción cuando 30,0 g de benceno reaccionan con 65,0 g de Br_2 ?
- Si el rendimiento de bromobenceno fue de 56,7 g ¿Cuál fue el porcentaje de rendimiento?

32. El ácido acético CH_3COOH , se produce industrialmente por la combinación directa de metanol CH_3OH con monóxido de carbono CO de acuerdo a la siguiente reacción.



¿Cuántos gramos de metanol habría que hacer reaccionar con monóxido de carbono en exceso para preparar 5000 g de ácido acético, si el rendimiento esperado es de 88%?

33. El NaOH se conoce como sosa cáustica y se obtiene por electrólisis de una disolución concentrada de NaCl denominada salmuera. La ecuación que representa este proceso industrial es la siguiente:



Si se utilizan 37,2 kg de NaCl y 12,0 kg de agua pura

- ¿cuál de los reactivos actúa como limitante?
 - ¿Cuántos gramos de NaOH se producen si el rendimiento del proceso es del 80%?
 - ¿Qué cantidad queda del reactivo que está en exceso?
 - ¿Qué volumen de cloro se obtiene en CNPT?
34. Se tratan 200 g de una muestra de Zn de 90 % de pureza con un exceso de disolución de H_2SO_4 . Como producto de la reacción se forman ZnSO_4 y H_2 , este último en estado gaseoso. ¿Cuántos litros de H_2 en CNPT se obtendrán si el rendimiento del proceso es del 85 %?
35. Responde Verdadero o Falso justificando en cada caso:
- 4 moles de moléculas de cloro con exceso de hidrógeno, producen 2 moles de moléculas de cloruro de hidrógeno.
 - En la obtención de amoníaco, si se colocan 55 g de hidrógeno gaseoso en un recipiente junto con 55 g de nitrógeno gaseoso, el reactivo en exceso es el hidrógeno.
 - Si con 32 g de azufre obtengo medio mol de dióxido de azufre, el rendimiento fue del 100%.
 - Si una reacción tiene un rendimiento del 80%, por cada 50 moles teóricos de producto se obtienen solo 40 moles.
 - Si el reactivo B tiene una pureza del 60%, 40 de cada 100 g son realmente de B puro.

36. La urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se utiliza como fertilizante porque puede reaccionar con agua para liberar amoníaco, que proporciona nitrógeno a las plantas y dióxido de carbono. Determina:
- El número de átomos de N, C, O e H en $1,68 \times 10^4$ g de urea.
 - ¿Qué sustancia se consume por completo cuando se combinan 0,45 kg de urea, que tiene una pureza del 93 % con 150 mL de agua?
 - ¿Qué masa máxima de amoníaco se puede preparar con esas cantidades?
 - Si el rendimiento esperado es del 88 %. ¿Cuántos moles de amoníaco se formarán?
37. Se hace reaccionar nitrato de plata con cloruro de bario, produciéndose nitrato de bario y cloruro de plata.
- ¿Cuántos gramos de nitrato de bario se formaran, cuando se hacen reaccionar 31 g de nitrato de plata al 80% de pureza con 20,44 g de cloruro de bario al 90% de pureza?
 - ¿Cuántos gramos de cloruro de plata se recuperaran si el rendimiento es del 95%?

Capítulo 6

Disoluciones

- 1) ¿Qué cantidad de Na_2CO_3 se debe disolver para obtener 120 mL de disolución al 2,5 % m/v?
- 2) Se disuelven 24 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en agua hasta obtener 150 mL de disolución. ¿Cuál es el % m/v de la disolución?
- 3) ¿Cuántos moles de soluto hay en 300 mL de disolución de HCl concentrado 12 M?
- 4) Determinar la molaridad de las siguientes soluciones:
 - a) 5 g de Na_2SO_4 en 250 mL de disolución acuosa.
 - b) 40 g de KOH en 150 mL de disolución acuosa.
 - c) 34 g de NH_3 en 500 mL de disolución acuosa.
- 5) ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar:
 - a) 500 cm^3 de disolución 0,25 M de Li_2SO_4 ?
 - b) 1 dm^3 de disolución 0,15 M de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
- 6) Se tienen 20 mL de H_2SO_4 al 25 % m/v y se llevan a 50 mL de disolución con agua destilada. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución resultante, y cuál es su molaridad (M)?.
- 7) ¿Cuántos mL de disolución de NaCl 2 M deben medirse para preparar 400 mL de una disolución 0,5 M?
- 8) A 450 mL de disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ al 1,8 % m/v se le agregan 50 mL de agua. ¿Cuál es la concentración % m/v de la nueva disolución?
- 9) Se tienen 200 mL de ácido concentrado 12 M. ¿A qué volumen hay que llevar con agua para obtener un ácido 6 M?
- 10) Se tienen 300 mL de disolución de KCl al 3 % m/v y se mezclan con 200 mL de disolución de KCl 0,2 M. ¿Cuál es la concentración final de la nueva disolución expresada en molaridad?
- 11) Se somete a evaporación 200 mL de una disolución de Na_2SO_4 al 6 % m/v, hasta reducir su volumen a 150 mL.
 - a) ¿La nueva disolución será más concentrada o más diluida que la disolución original?
 - b) Calcula la concentración final en % m/v.
- 12) ¿Qué volumen de una disolución de NaOH al 12 % m/v contiene el mismo número de gramos de soluto que 100 cm^3 de una disolución 2 M de NaOH?
- 13) En 300 mL de una disolución de HCl hay 12 gramos de HCl. Determina: a) el número de moles de HCl. b) la molaridad de la disolución.
- 14) Se disuelven 12 gramos de LiCl en 250 mL de agua, completándose la disolución. Calcula:
 - a) El número de moles de soluto;
 - b) la concentración de la disolución en moles/litro

- 15) ¿Cuántos mL de disolución de ácido nítrico 69 % m/m (densidad 1,409 g/cm³) se necesitan para preparar 10 L de disolución 0,5 M?
- 16) Dos recipientes iguales, A y B contienen soluciones acuosas de ácido sulfúrico. El rótulo de A dice: ácido sulfúrico 20 % m/m, densidad 1,30 g/mL. El rótulo B ácido sulfúrico 4 M. Indique en qué recipiente está la disolución más concentrada.
- 17) Para preparar una disolución acuosa de alcohol etílico se miden con pipeta 5 mL de alcohol y se colocan en un matraz aforado completando el volumen hasta 50 mL con agua destilada. Calcular la concentración y expresarla en % v/v
- 18) Una disolución acuosa posee una concentración 96 % v/v de alcohol. ¿Qué volumen de alcohol está contenido en 2,5 cm³ de disolución?
- 19) Expresar la molaridad de las siguientes disoluciones:
- 1 mol de H₂SO₄ en 1 litro de disolución
 - 2 moles de KOH en 1.000 cm³ de disolución
 - 2,5 moles de HNO₃ en 2000 cm³ de disolución
- 20) ¿Qué masa de CrCl₃ deberá pesarse para preparar 2,8 litros de disolución 8 % m/m sabiendo que la densidad de la disolución obtenida es 1,07 g/cm³?

PROBLEMAS ADICIONALES

Problema 1

En 1766 Domenico Troili descubrió en un meteorito caído en Italia un mineral del cual se puede extraer el hierro. La troilita, llamada así en honor a su descubridor, contiene sulfuro ferroso que reacciona con el oxígeno del aire, para dar: Fe_2O_3 sólido y dióxido de azufre gaseoso. En una etapa posterior la hematita o Fe_2O_3 , se deriva a un alto horno para obtener Fe, mientras que el dióxido de azufre se usa para obtener ácido sulfúrico.

1. Escribe:

- la ecuación balanceada para la obtención del Fe_2O_3 .
- el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción química.
- la estructura de Lewis para el dióxido de azufre indicando el tipo de unión química y el número de oxidación de los átomos involucrados.

2. Calcula:

- Para la reacción del inciso 1a), ¿qué masa de Fe_2O_3 se obtiene al oxidar 1 kg de sulfuro ferroso, con un 85% de pureza?
- ¿Cuántos átomos de Fe hay en la masa de Fe_2O_3 , obtenida en el inciso anterior?

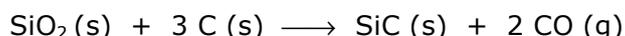
El Fe se utiliza para la fabricación del acero, mientras que el ácido sulfúrico se emplea principalmente en la producción de fertilizantes.

3. Para obtener ácido sulfúrico, es necesario hacer reaccionar previamente dióxido de azufre con oxígeno para transformarlo en trióxido de azufre, todos al estado gaseoso.

- Escribe la ecuación balanceada que representa a esta reacción.
- Si reaccionan 40,0 g de dióxido de azufre con 0,7 moles de oxígeno y se obtienen 50,0 g de SO_3 , suponiendo un 100% de rendimiento, ¿cuántos litros, medidos en CNPT, del gas que está en exceso quedaron sin reaccionar?

Problema 2

El carburo de Silicio (SiC) es uno de los materiales del futuro debido a sus múltiples aplicaciones tecnológicas. Para obtenerlo se calienta una mezcla de SiO_2 (s) y C (s), ocurriendo la siguiente reacción:



Si en esta síntesis se emplean 60,0 kg de SiO_2 (s) y 80,0 kg de C(s), indica verdadero o falso y **justifica mediante el cálculo:**

- Quedan sin reaccionar 10,0 kg de SiO_2 (s).
- Se desprenden 44,7 m³ de CO (g) medidos en CNPT.
- Se obtienen 40,0 kg de SiC (s) cuando el rendimiento de la reacción es del 60%.

Problema 3

En un laboratorio se adquiere ácido sulfúrico en envases de 2,5 L al precio de 75 euros el envase. Calcula el precio de 1g de ácido sulfúrico puro, sabiendo que la pureza del producto adquirido es del 91% y su densidad es 1,82 g/cm³.

Problema 4

Las deficiencias de Zn en la dieta de los perros pueden causar problemas en su pelaje. Los suplementos de Zn están formados generalmente por ZnO(s). Cuando éste llega al estómago del canino reacciona con HCl allí presente para dar ZnCl₂(ac) y H₂O(l).

1.

- Escribe la ecuación de la reacción química que se produce en el estómago.
- Nombra reactivos y productos.

2. Un perro toma tres dosis diarias. Cada dosis del suplemento de Zn contiene 150 mg de ZnO. Calcula:

- La masa de ZnO, expresada en gramos, que consume diariamente.
- Los miligramos de Zn que ingiere el perro en su dieta diaria.
- Los átomos de O que hay en una dosis del suplemento.

Problema 5

A) El zinc puede extraerse del mineral llamado blenda, que contiene ZnS. En un primer paso la blenda reacciona con el oxígeno del aire, para dar: óxido de zinc sólido y SO₂ gaseoso. En una etapa posterior el óxido de zinc se trata con carbono para obtener zinc metálico. El SO₂ es un contaminante atmosférico pero también se puede usar para obtener ácido sulfúrico.

1. Escribe:

- la ecuación balanceada para la obtención del óxido de zinc.
- el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción química.

2. Calcula:

- Para la reacción del inciso 1a), ¿qué masa de óxido de zinc se obtiene al oxidar 2,5 kg de ZnS, con un 75% de pureza?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la cantidad de SO₂ que se formó?

B) El Zn se utiliza para recubrir utensilios de hierro y otros metales con el objeto de protegerlos de la herrumbre, mientras que el ácido sulfúrico se emplea principalmente en la producción de fertilizantes.

Para obtener ácido sulfúrico, es necesario hacer reaccionar previamente al SO₂ con oxígeno para transformarlo en trióxido de azufre, todos al estado gaseoso.

3. Escribe:

- la ecuación balanceada que representa a esta reacción.
- la estructura de Lewis para el trióxido de azufre indicando el tipo de unión química y el número de oxidación de los átomos involucrados.

4. Si reaccionan 80,0 g de SO₂ con 0,7 moles de oxígeno y se obtienen $7,53 \times 10^{23}$ moléculas de trióxido de azufre, suponiendo un 100% de rendimiento, ¿cuántos litros, medidos en CNPT, del gas que está en exceso quedaron sin reaccionar?

Problema 6

Escribe la ecuación química balanceada que representa los siguientes procesos:

- Un clavo de hierro reacciona con el oxígeno del aire y se transforma en trióxido de dihierro sólido.
- Las emisiones gaseosas de fluoruro de hidrógeno, formado en la producción de aluminio, se pueden eliminar haciéndolo reaccionar con trióxido de dialuminio sólido, obteniéndose trifluoruro de aluminio sólido y agua gaseosa.
- A temperaturas elevadas el nitrato de amonio sólido se descompone de manera explosiva dando los siguientes gases: nitrógeno, oxígeno y agua.

Problema 7

La **urea** ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) fue el primer compuesto orgánico sintetizado por el hombre en el año 1828. En el ser humano y otros vertebrados se origina como producto de la degradación de las proteínas.

1. En el hombre la urea se elimina a través de las heces y la orina. Normalmente un adulto de 70,00 kg de peso excreta $2,70 \times 10^3$ mg de urea por día.
¿Cuántos moles de urea excretará por día y por kilogramo de peso?

La urea se obtiene industrialmente como un sólido cristalino y blanco a partir de amoníaco líquido y dióxido de carbono gaseoso.

2. En la industria, el proceso de obtención de la urea se realiza con un rendimiento del 70,0 %. Para producir 250 kg de urea, calcula:
 - a) Los gramos de amoníaco que deben hacerse reaccionar.
 - b) Los litros de dióxido de carbono, en CNPT, necesarios.
 - c) Los moles de agua líquida producidos en la reacción.

Problema 8

Predice el tipo de enlace en las siguientes situaciones:

- a) Un líquido X no conduce la corriente eléctrica, es inmisible en agua y su punto de ebullición es de 115°C .
- b) La cera que se utiliza para fabricar velas se funde a baja temperatura, no es conductora de la electricidad y es soluble en disolventes como la gasolina.
- c) El ácido de los acumuladores es una disolución de ácido sulfúrico en agua y es buena conductora de la electricidad.
- d) HCl disuelto en agua y HCl (g).

Problema 9

El compuesto que se forma cuando el elemento que tiene 11 protones se une al elemento que posee 9 electrones...

- es buen conductor de la electricidad al estado sólido.
- tiene bajo punto de ebullición y alto punto de fusión.
- a temperatura ambiente es gaseoso y sus moléculas son entidades bien diferenciadas entre sí.
- es una red cristalina en la cual no se distinguen moléculas

Problema 10

Indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y **justifica**:

- a) La mayor parte de los elementos están formados por una mezcla de isótopos que existen en la naturaleza en proporciones fijas y determinadas.
- b) Los isótopos de un mismo elemento tienen idénticas propiedades químicas.
- c) Los isótopos de un elemento tienen todos un número idéntico de neutrones en su núcleo.
- d) La masa y la carga positiva de un átomo se encuentran concentradas en el núcleo.
- e) Todos los átomos de un elemento en su estado natural tienen que poseer el mismo número de neutrones.