

Formulación y estequiometría (rc-137)

J. A. Montiel Tosso. IES Séneca (Córdoba)

INTRODUCCIÓN

Este es el tercer capítulo de la serie sobre los contenidos básicos de la materia de Química del segundo curso de Bachillerato, haciendo uso del hipertexto, una herramienta muy útil para introducir en el desarrollo de los mismos determinados hiperenlaces que nos remitan a direcciones Web que sirvan para ampliar o ilustrar con animaciones, dibujos o fotografías, los conceptos presentados o bien que nos localicen de manera inmediata la solución de los diferentes ejercicios de aplicación y de revisión de dichos contenidos.

Otros artículos relacionados son:

[ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO](#)

[EL ENLACE QUÍMICO](#)

VALENCIA (NÚMERO DE OXIDACIÓN)

La valencia negativa de un no metal se obtiene restando 8 al número de su grupo de la tabla periódica. Por ejemplo, para el azufre, $6 - 8 = - 2$.

Es más complicado el caso de las valencias positivas, no obstante unas sencillas reglas generales nos pueden ser muy útiles para las valencias más frecuentes:

Para los elementos del grupo I (alcalinos, Li, Na, K, Rb, Cs) y II (alcalinotérreos, Be, Mg, Ca, Sr, Ba) sus valencias se corresponden con su número de grupo: +1 y +2, respectivamente. Para los de los grupos III (B, Al), IV (C, Si, Ge, Sn, Pb), V (N, P, As, Sb), VI (S, Se, Te) y VII (F, Cl, Br, I), obtenemos las valencias positivas comenzando por el número del grupo y restando de dos en dos mientras sea posible. Así, para el Cl, grupo VII: +7, +5, +3 y +1. Hay elementos con valencias especiales que debemos memorizar, como:

Ag	+1
Cu y Hg	+1 y +2
Au	+1 y +3
Fe, Co y Ni	+2 y +3
Pt	+2 y +4
Zn y Cd	+2

COMPUESTOS BINARIOS

Se denominan compuestos binarios aquellos que resultan de la combinación de dos elementos.

Para formular un compuesto binario se escribe en primer lugar el elemento con valencia positiva y luego el de valencia negativa. El número de oxidación del primer elemento, prescindiendo de su signo, se coloca como subíndice del símbolo del segundo elemento y viceversa. Si alguno de ellos coincide con la unidad, se omite. Si uno es múltiplo del otro se dividen ambos por el menor y los resultados correspondientes se fijan como subíndices definitivos.

El nombre de cualquier compuesto binario se establece citando en primer lugar el elemento de la derecha seguido de la terminación *-uro* (excepto los óxidos); a continuación se nombra el elemento de la izquierda precedido de la preposición *de*. En el caso de que dicho elemento pueda actuar con distintos índices de oxidación se escribirá a continuación en números romanos y entre paréntesis, aquél con el cual interviene en la formación del compuesto (salvo el signo). Este método se conoce como nomenclatura de Stock.

Otra forma de nomenclatura para los compuestos binarios, aceptada asimismo por la I.U.P.A.C., consiste en expresar el número de átomos de cada molécula, o lo que es lo mismo, sus subíndices, mediante los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, etc. para los números 1, 2, 3, 4, 5, etc.

Las anteriores reglas generales de formulación y nomenclatura serán aplicadas a continuación a casos concretos que corresponden a diferentes tipos de compuestos binarios.

Sales binarias

Se las denomina en ocasiones genéricamente *sales en -uro*, por ser ésta la terminación sistemática de su nombre. Son combinaciones iónicas de los no metales *F, Cl, Br, I, S, Se, Te*, con elementos metálicos. Tanto su formulación como su nomenclatura se ajustan estrictamente a las reglas generales dadas inicialmente. Ejemplos:

Cloruro de sodio: Na (+1) Cl (-1) → NaCl

Yoduro de plata: Ag (+1) I (-1) → AgI

Cloruro de hierro (III): Fe (+3) Cl (-1) → FeCl₃

Tetracloruro de carbono: CCl₄

Sulfuro de cinc: Zn (+2) S (-2) → ZnS

PbCl₄ Pb (+4) Cl (-1) cloruro de plomo (IV) o tetracloruro de plomo

Al₂S₃ Al (+3) S (-2) sulfuro de aluminio (III) o trisulfuro de dialuminio

KCl cloruro de potasio

CuI Cu (+1) I (-1) yoduro de cobre (I)

LiBr bromuro de litio

En la nomenclatura clásica cuando el metal posee dos valencias se nombra acabado en *-ico* para señalar la mayor y en *-oso* para la menor. Por ejemplo, cloruro férrico para señalar el cloruro de hierro (III) y cloruro ferroso para el cloruro de hierro (II).

Compuestos binarios del oxígeno: óxidos

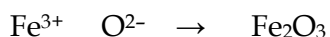
Las combinaciones binarias del oxígeno con cualquier otro elemento del sistema periódico reciben el nombre de *óxidos*.

Supongamos que se trata de formular el óxido de potasio. En primer lugar habrán de recordarse las respectivas valencias de los elementos oxígeno y potasio para después colocarlas en forma de subíndices intercambiados. Dado que el K es un metal actuará con valencia positiva y el O con la negativa: $K^+ \quad O^{2-} \rightarrow K_2O$

De forma análoga se procedería para los óxidos siguientes:

Óxido de calcio: $Ca^{2+} \quad O^{2-} \rightarrow Ca_2O_2 \rightarrow CaO$

Óxido de hierro (III): El III indica el índice de oxidación que posee el Fe en este compuesto:



Óxido de carbono (IV): $C^{4+} \quad O^{2-} \rightarrow C_2O_4 \rightarrow CO_2$

Óxido de azufre (VI): $S^{6+} \quad O^{2-} \rightarrow S_2O_6 \rightarrow SO_3$

Óxido de nitrógeno (V): $N^{5+} \quad O^{2-} \rightarrow N_2O_5$

Compuestos binarios del hidrógeno

Tanto la nomenclatura como la formulación de tales compuestos se rige por las normas generales; sin embargo, es preciso hacer constar que las combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos F, Cl, Br, I, S, Se y Te reciben el nombre especial de *hidrácidos*, pues tales compuestos, en solución acuosa, se comportan como ácidos. Por esta razón, cuando se hallan disueltos en agua se nombran anteponiendo la palabra *ácido* al nombre abreviado del elemento (que junto con el hidrógeno forma la combinación), al que se le añade la terminación *hídrico*. Los referidos elementos actúan en tal caso con su número de oxidación negativo: -1 para los cuatro primeros y -2 para los tres últimos. Ejemplos:

Ácido clorhídrico, H actúa con +1 y Cl con -1: HCl.

Trihidruro de nitrógeno: Esta forma de nomenclatura indica directamente que la proporción de hidrógeno a nitrógeno es de 3:1, luego la fórmula será: NH_3 , más conocido como amoníaco.

Sulfuro de hidrógeno: H_2S

Ácido fluorhídrico: $H^+ \quad F^- \rightarrow HF(aq)$

HI: Ioduro de hidrógeno

HBr (aq): Ácido bromhídrico

H_2Se : Seleniuro de hidrógeno

PH_3 : Trihidruro de fósforo (o fosfina)

CaH_2 : Hidruro de calcio

NaH: Hidruro de sodio

HIDRÓXIDOS

Un *hidróxido* está formado por la combinación del grupo hidroxilo OH^- con un ion positivo, por lo general metálico. El grupo OH^- es un caso típico de ion poliatómico negativo

y a efectos de nomenclatura se trata como si fuera un solo elemento con grado de oxidación (-1); de ahí que los hidróxidos sean considerados como compuestos pseudobinarios.

Se escribe en primer lugar el elemento metálico y a continuación el radical hidroxilo entre paréntesis, si el subíndice que le corresponde es superior a la unidad. En cuanto a la nomenclatura, los hidróxidos se nombran anteponiendo la palabra *hidróxido* al nombre del *metal* que irá precedido de la preposición *de*. En el caso de que el metal pueda actuar con más de un grado de oxidación, se hará constar éste entre paréntesis de la forma habitual. La situación es, pues, semejante a la establecida para los compuestos binarios. Ejemplos:

Hidróxido de calcio: Ca (+2) (OH) (-1) → Ca (OH)₂

Hidróxido de aluminio: Al (+3) (OH) (-1) → Al (OH)₃

Hidróxido de sodio: Na (+1) (OH) (-1) → NaOH

KOH: hidróxido de potasio

Fe(OH)₂: hidróxido de hierro (II)

Ni(OH)₃: hidróxido de níquel (III).

COMPUESTOS TERNARIOS

Como su nombre indica, son compuestos formados por la combinación de tres elementos diferentes. Distinguiremos dos tipos: los *oxoácidos* y las sales ternarias u *oxosales*.

Oxoácidos

Son ácidos formados por la combinación de hidrógeno H, oxígeno O y otro elemento X, por lo general no metálico. Su fórmula típica es, pues, H_aX_bO_c. En ellos el oxígeno actúa con número de oxidación -2, el hidrógeno con +1, por lo que conocida la fórmula y teniendo en cuenta que el índice de oxidación resultante para una molécula ha de ser nulo, resulta sencillo determinar el número de oxidación correspondiente al elemento central X, que será siempre positivo.

El hecho de que los óxidos no metálicos al combinarse con el agua den oxoácidos, se puede utilizar para elaborar sus fórmulas. Por ejemplo, el ácido nítrico se obtiene agregando H₂O al óxido nítrico N₂O₅, formando H₂N₂O₆, que finalmente se queda en HNO₃.

Para nombrar los oxoácidos, la I.U.P.A.C. admite las reglas tradicionales. Al nombre del *elemento central X* se le antepone la palabra *ácido* y se le hace terminar en *-oso* o en *-ico*, según que dicho elemento actúe con el índice de oxidación menor o mayor respectivamente. Esta regla puede extenderse al caso de que tenga cuatro, sin más que combinar los prefijos *hipo-* y *per-* con los sufijos *-oso* e *-ico* de la siguiente manera:

<i>ácido per</i>	<i>ico</i>	para el grado de oxidación mayor
<i>ácido</i>	<i>ico</i>	para el inmediato inferior
<i>ácido</i>	<i>oso</i>	para el siguiente
<i>ácido hipo</i>	<i>oso</i>	para el grado de oxidación menor

Por otra parte, cuando a un óxido se adicionan dos moléculas de agua se le añade el prefijo orto- al nombre del ácido resultante. Por ejemplo H_3PO_4 , ácido ortofosfórico.

Existe, no obstante, una segunda forma de nomenclatura especialmente recomendada por la I.U.P.A.C. por su sencillez y su carácter sistemático. Consiste en nombrar en primer lugar la palabra oxo precedida de los prefijos *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc. en el caso de que el subíndice del oxígeno en la fórmula del ácido sea 2, 3, 4, etc. A continuación se escribe el nombre del elemento central con la terminación *-ato* y entre paréntesis la valencia con que actúa dicho elemento. Finalmente, se añaden las palabras *de hidrógeno*. Por ejemplo, si se trata de nombrar el oxoácido de fórmula H_2SO_4 se identificará primero el elemento central que en este caso es el azufre, que actúa con número de oxidación VI (el mayor) en la formación de este compuesto. Según la nomenclatura tradicional será, pues, el ácido sulfúrico. Si se emplea la nomenclatura sistemática su nombre será tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno.

HClO: ácido hipocloroso, o lo que es lo mismo, el oxoclorato (I) de hidrógeno.

HBrO_4 : el Br puede actuar con los números de oxidación positivos +1, +3, +5 y +7. Aplicando la condición de electroneutralidad se tiene que es +7. Será, pues, el ácido perbrómico, o lo que es lo mismo, el tetraoxobromato (VII) de hidrógeno.

De forma análoga se procederá en los casos siguientes:

HNO_3 ácido nítrico trioxonitrato (V) de hidrógeno

H_2SO_3 ácido sulfuroso trioxosulfato (IV) de hidrógeno

Ácido nitroso: el nitrógeno puede actuar con índices de oxidación positivos 3 y 5. La terminación *-oso* hace referencia al más bajo de los dos, luego se trata del HNO_2 .

Trioxoclorato (V) de hidrógeno: HClO_3 .

Ácido carbónico: el sufijo *-ico* indica que el carbono actúa en este compuesto con índice de oxidación +4. Su fórmula será por tanto: H_2CO_3 o trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno.

Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno: HMnO_4

Oxosales

Resultan de la sustitución del hidrógeno en los oxoácidos por átomos metálicos. Al igual que las sales binarias son compuestos iónicos. El ion positivo o catión es un ion monoatómico metálico, pero el anión es poliatómico, esto es, una agrupación de átomos con exceso de carga negativa. Si a efectos de formulación y nomenclatura dicho grupo se considera como si fuera un elemento, las cosas se simplifican mucho, pues se procede prácticamente como si se tratara de un compuesto binario del catión y del anión.

La fórmula del anión se obtiene haciendo perder a la del ácido sus átomos de hidrógeno y asignándole por consiguiente igual número de cargas negativas. En cuanto al nombre, se obtiene cambiando la terminación *-oso* del ácido por *-ito* y la *-ico* por *-ato* y sustituyendo la palabra *ácido* por la de ion. Los prefijos, si los hubiere, permanecen inalterados. Si se desea proceder utilizando la nomenclatura sistemática bastará anteponer al nombre del ácido la palabra *ion* y suprimir *de hidrógeno*.

Para formular las *oxosales* se escriben los iones y se ponen como subíndices los respectivos números de oxidación intercambiados, como si se tratara de un compuesto binario (se considera como número de oxidación del anión su carga eléctrica). El nombre de

las oxosales se forma anteponiendo el del anión poliatómico correspondiente al del elemento metálico, precedido de la preposición de y seguido del número de oxidación en el caso de que el metal pueda actuar con más de uno. Ejemplos:

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ Hg (+2) NO_3^- Nitrato de mercurio (II), nitrato mercúrico o trioxonitrato (V) de mercurio (II)

ZnSO_3 Zn (+2) SO_3^{2-} sulfito de cinc o *trioxosulfato (IV) de cinc*

MgCO_3 Mg (+2) CO_3^{2-} carbonato de magnesio o *trioxocarbonato (IV) de magnesio*

PbSO_4 Pb (+4) SO_4^{2-} Sulfato de plomo (IV) o *tetraoxosulfato (VI) de plomo (IV)*

Sulfato de hierro (III). Hacemos el ácido sulfúrico, $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$, luego el anión sulfato, SO_4^{2-} . Seguidamente combinamos el catión férrico Fe^{3+} con el sulfato: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Dioxonitrato (III) de potasio: KNO_2

Carbonato de calcio: $\text{Ca}^{2+} \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

Si el anión lleva subíndices 2, 3, 4, 5, se indican con el prefijo bis, dis, tetraquis, pentaquis, como: Tris-tetraoxoclorato (VII) de aluminio $\rightarrow \text{Al}(\text{ClO}_4)_3$.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ Tris-tetraoxosulfato (VI) de dihierro.

EJEMPLO 1. Formular o nombrar los siguientes compuestos: a) Hidróxido de platino (IV) b) Dióxido de azufre c) KMnO_4 d) CsHSO_3 e) Hidrogenocarbonato de sodio f) Sulfuro de plomo (II) g) Al_2O_3 h) H_2CrO_4 i) Hidróxido de hierro (III) j) Sulfato de potasio k) BaCO_3 l) H_2O_2 m) Permanganato de bario n) Dióxido de azufre o) NaNO_2 p) AgF q) Peróxido de bario r) Ácido clórico s) MnI_2 t) FeSO_4 u) Hidróxido de plata v) Fluoruro de hidrógeno w) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ x) RbNO y) H_2Se z) Hidruro de Litio

SOLUCIÓN: a) $\text{Pt}(\text{OH})_4$ b) SO_2 c) Permanganato potásico d) Hidrogenosulfito de cesio o bien trioxosulfato (IV) de hidrógeno y cesio e) NaHCO_3 f) PbS g) Óxido de aluminio h) Ácido crómico i) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ j) K_2SO_4 k) carbonato de bario l) Agua oxigenada m) $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ n) SO_2 o) Nitrito sódico p) Fluoruro de plata q) BaO_2 r) HClO_3 s) Yoduro de manganeso (II) t) Sulfato de hierro (II) u) AgOH v) HF w) Sulfato amónico x) Hiponitrito de rubidio y) Seleniuro de hidrogeno (ácido selenhídrico) z) LiH

EJEMPLO 2. Formular o nombrar los siguientes compuestos: a) Óxido de cromo (III) b) Nitrato de magnesio c) HgS d) H_3BO_3 e) Hidrogenosulfato de aluminio f) Cloruro de estaño (IV) g) $\text{Cu}(\text{BrO}_2)_2$ h) SbH_3 i) Nitrato de hierro (II) j) Sulfuro de hidrógeno k) As_2O_3 l) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ m) Ácido nitroso n) Yoduro de níquel (II) o) HMnO_4 p) ZrO_2 q) Sulfito de aluminio r) Hidróxido de berilio s) WO_3 t) NH_4F u) Ácido hipocloroso v) Fosfato de plata w) PbO_2 x) NaH y) Ácido perclórico z) OsO_4 .

SOLUCIÓN: a) Cr_2O_3 b) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ c) Sulfuro mercúrico d) Ácido ortobórico e) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ f) SnCl_4 g) Bromito cúprico h) Estibina (trihidruro de antimonio) i) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ j) H_2S k) Trióxido de diarsénico l) Hidróxido de cromo (III) m) HNO_2 n) NiI_2 o) Ácido permangánico p) Dióxido de circonio q) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ r) $\text{Be}(\text{OH})_2$ s) Trióxido de wolframio t) Fluoruro de amonio u) HClO v) Ag_3PO_4 (ortofosfato) w) Dióxido de plomo x) Hidruro de sodio y) HClO_4 z) Tetróxido de osmio.

MÁS SOBRE FORMULACIÓN

FORMULACIÓN CON CLARAS EXPLICACIONES

FORMULACIÓN BÁSICA

PROGRAMA SOBRE FORMULACIÓN PARA DESCARGAR

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN

Formular o nombrar los siguientes compuestos:

- 1) Cloruro sódico
- 2) Fluoruro potásico
- 3) Sulfuro magnésico
- 4) Yoduro de litio
- 5) Bromuro de plata
- 6) Cloruro de cesio
- 7) Nitruro de mercurio (II)
- 8) Antimoniuro sódico
- 9) Bromuro de plomo (II)
- 10) Fluoruro de cobre (II)
- 11) Sulfuro de cobre (I)
- 12) Cloruro de plomo (IV)
- 13) Trifluoruro de hierro
- 14) Dibromuro de hierro
- 15) Yoduro de cromo (III)
- 16) Antimoniuro de mercurio(I)
- 17) Nitruro argéntico
- 18) Fluoruro de oro (I)
- 19) Bromuro de oro (III)
- 20) Arseniuro de oro (I)
- 21) Óxido de hierro (II)
- 22) Óxido sódico
- 23) Óxido de cobre (II)
- 24) Óxido aluminico
- 25) Óxido de níquel (II)
- 26) Óxido de cromo (VI)
- 27) Óxido de platino (II)
- 28) Óxido de platino (IV)
- 29) Óxido de cobre (I)
- 30) Óxido de plata
- 31) Óxido de cobalto (II)
- 32) Oxido de plomo (IV)
- 33) Óxido de cloro (III)
- 34) Dióxido de carbono
- 35) Óxido de bromo (V)
- 36) Óxido de yodo (I)
- 37) Óxido de nitrógeno(I)
- 38) Trióxido de azufre
- 39) Óxido de fósforo (III)
- 40) Óxido de cloro (III)
- 41) Óxido de yodo (V)
- 42) Óxido de carbono (II)
- 43) Trióxido de nitrógeno
- 44) Monóxido de carbono
- 45) Dióxido de azufre
- 46) Óxido de cloro (V)
- 47) Dióxido de carbono
- 48) Óxido de antimonio (V)
- 49) Hidruro de litio
- 50) Hidruro de hierro (II)
- 51) Hidruro de mercurio(II)
- 52) Hidruro magnésico
- 53) Hidruro de berilio
- 54) Hidruro de plata
- 55) Hidruro de níquel (III)
- 56) Hidruro de plomo (IV)
- 57) Hidruro cálcico
- 58) Hidruro de rubidio
- 59) Hidruro de bario
- 60) Hidruro de platino (II)
- 61) Hidróxido sódico
- 62) Hidróxido cálcico
- 63) Hidróxido aluminico
- 64) Hidróxido de hierro (III)
- 65) Hidróxido de litio
- 66) Hidróxido potásico
- 67) Hidróxido de oro (III)
- 68) Hidróxido de cobalto (III)
- 69) Hidróxido magnésico
- 70) Hidróxido de oro (I)
- 71) Hidróxido de plata
- 72) Hidróxido de estroncio
- 73) Hidróxido bórico
- 74) Hidróxido de cesio
- 75) Hidróxido de mercurio (I)
- 76) Hidróxido de plomo (II)
- 77) Ácido clorhídrico
- 78) Ácido sulfhídrico
- 79) Ácido fluorhídrico
- 80) Ácido yodhídrico
- 81) Ácido bromhídrico
- 82) Ácido selenhídrico
- 83) Ácido telurhídrico
- 84) Ácido clórico
- 85) Ácido sulfúrico
- 86) Ácido sulfuroso
- 87) Ácido nitroso
- 88) Ácido hipobromoso
- 89) Ácido nítrico
- 90) Ácido cloroso
- 91) Ácido carbónico
- 92) Ácido hiponitroso
- 93) Ácido peryódico
- 94) ácido bromoso
- 95) Ácido yódico
- 96) Ácido perclórico
- 97) Ácido hipobromoso
- 98) Ácido yodoso
- 99) Ácido hiposulfuroso
- 100) Ácido ortofosforoso
- 101) Ácido perbrómico
- 102) Ácido crómico
- 103) Ácido permangánico
- 104) Ácido ortofosfórico
- 105) Ácido brómico
- 106) Ácido ortoarsénico
- 107) Ácido hipoarsenioso
- 108) Ácido ortoantimonioso
- 109) Sulfato potásico
- 110) clorito sódico
- 111) Nitrato cálcico
- 112) Hipobromito de mercurio (II)
- 113) Sulfito de cobre (I)
- 114) Nitrito de hierro (II)
- 115) Clorato magnésico
- 116) Perbromato de plomo (IV)
- 117) Hiponitrito bórico
- 118) Nitrato de

platino (IV) 119) Bromito argéntico 120) Ortofosfato de aluminio (III) 121) Peryodato
 sódico 122) Sulfato de magnesio 123) Sulfito de rubidio 124) Hiponitrito de oro (I)
 125) Hiposulfito cálcico 126) Arseniato de bario 127) Nitrato de cobalto (II)
 128) Antimoniato de estroncio 129) Peryodato potásico 130) Carbonato sódico
 131) Silicato de hierro (III) 132) Ortosilicato de hierro (II) 133) Sulfato de litio
 134) Nitrito de cesio 135) hipoclorito potásico 136) Carbonato cálcico 137) Clorito de
 berilio 138) Yodato de cobre (II) 139) Sulfato de cadmio 140) Ortofosfato de Cinc
 141) Hipobromito sódico 142) Carbonato de oro (III) 143) Perclorato de hierro (II)
 144) Yodito de manganeso (II) 145) Óxido potásico 146) Hidruro de aluminio (III)
 147) Óxido de cloro (I) 148) Cloruro de hierro (III) 149) Sulfuro de Cadmio
 150) Yodito de litio 151) Hidróxido de plata 152) Dióxido de manganeso 153) Fluoruro
 de cobre(II) 154) Carbonato de hierro (III) 155) Óxido de níquel (II) 156) Yoduro de
 Cromo (VI) 157) Perbromato cálcico 158) Sulfato de plomo (II) 159) Hidruro de boro
 (III) 160) Óxido de antimonio (III) 161) Bromito de estroncio 162) Silicato de Cinc
 163) Clorato de cadmio 164) Sulfuro argéntico 165) Nitrato de cobalto (III)
 166) Óxido de oro (I) 167) Hidróxido de níquel (III) 168) Ortofosfato de platino (II)
 169) Carbonato bárico 170) Ortosilicato sódico 171) Óxido de plomo (IV)
 172) Hidruro de litio 173) Hidróxido de oro (I) 174) Yodito de cadmio 175) Seleniato
 sódico 176) Pentacloruro de fósforo 177) Telurito de oro (I) 178) Hidróxido de boro (III)
 179) Nitrato de plomo (IV) 180) Tricloruro de nitrógeno 181) $Mg(OH)_2$ 182) CO_2
 183) Cl_2O_7 184) $FeBr_3$ 185) $CuCl$ 186) $ZnSO_4$ 187) $Co(NO_3)_2$ 188) $Hg(ClO)_2$
 189) $RbOH$ 190) $CaSO_3$ 191) $Pb(ClO_2)_4$ 192) AlH_3 193) $PbSe$ 194) $Ca(OH)_2$
 195) Na_3PO_4 196) KF 197) Na_2S 198) NH_3 199) HBr 200) HNO_2 201) H_2SO_3
 202) $HClO$ 203) $AgNO$ 204) $Au(OH)_3$ 205) H_2S 206) Cl_2O_7 207) V_2O_5
 208) $Fe(ClO_3)_3$ 209) KBr 210) CaO 211) $HgSO_4$ 212) $Ni(NO_2)_3$ 213) Na_2SO_3
 214) $KMnO_4$ 215) H_2O_2 216) BaO 217) $K_2Cr_2O_7$ 218) HIO_4 219) CaO_2
 220) $NaHCO_3$ 221) AgI 222) $Al_2(SO_3)_3$ 223) $SbCl_5$ 224) SiH_4 225) HCl
 226) $HBrO_2$ 227) CS_2 228) MnO_2 229) $CrCl_3$ 230) $NaHSO_3$ 231) $RbNO$
 232) HIO_3 233) $Pb(CO_3)_2$ 234) PtH_2 235) $BaSO_4$ 236) $(NH_4)_2S$

[VER SOLUCIÓN](#)

FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

Las fórmulas químicas se emplean para expresar la composición de los compuestos por medio de símbolos químicos. La **fórmula molecular** indica la cantidad exacta de átomos de cada elemento que están presentes en la cantidad más pequeña de una sustancia, o sea, en una molécula. La fórmula molecular representa un compuesto o sustancia tal y como se presenta en la naturaleza. La **fórmula empírica**, en cambio, representa la proporción mínima en números enteros en que se encuentran los átomos de los diferentes elementos que forman un compuesto. La tabla muestra algunos ejemplos:

COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA
Agua oxigenada	H_2O_2	HO
Hidrazina	N_2H_2	NH

Tetróxido de nitrógeno	N ₂ O ₄	NO
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄
Alcohol etílico	C ₂ H ₆ O o CH ₃ CH ₂ OH	C ₂ H ₆ O

Observamos que en las primeras tres sustancias la fórmula empírica es diferente de la fórmula molecular, en tanto que en las últimas dos sustancias tales fórmulas son iguales.

EJEMPLO 3. La masa molecular de la cafeína es 194 uma, y su fórmula empírica es C₄H₅N₂O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína?

SOLUCIÓN:

El peso fórmula o masa fórmula de C₄H₅N₂O es 97.

(Masa molecular) / (masa fórmula) = 194 uma / 97 uma = 2.

Por lo tanto la fórmula empírica se incluye dos veces en la fórmula molecular, obteniéndose: C₈H₁₀N₄O₂ fórmula molecular de la cafeína.

EJERCICIOS RESUELTOS SOBRE FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO

La composición en tanto por ciento en masa de un compuesto se calcula a partir de la fórmula del compuesto. Los subíndices de cada elemento informan del número de moles de dicho elemento contenidos en un mol de compuesto. Utilizando las masas atómicas de los elementos, se convierten en gramos los moles de cada elemento que hay en un mol del compuesto. Finalmente el porcentaje en masa de cada elemento se calcula por:

$$\% \text{ en masa de un elemento} = (\text{gramos del elemento} / \text{masa de un mol de compuesto}) \cdot 100.$$

La composición porcentual de un compuesto es la misma si se calcula a partir de su fórmula empírica o a partir de su fórmula molecular.

EJEMPLO 4. Determina la composición porcentual del óxido férrico (Fe₂O₃).

Masas atómicas: Fe = 55,8 uma O = 16 uma

SOLUCIÓN:

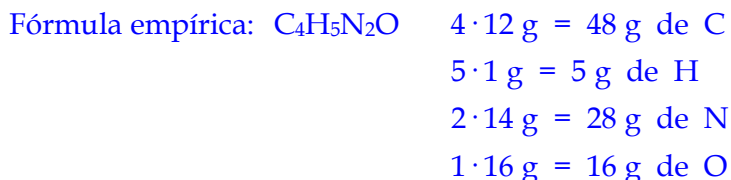
$$\text{Masa molar Fe}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 55,8 \text{ g} + 3 \cdot 16 \text{ g} = 159,6 \text{ g}$$

$$\% \text{ Fe} = [(2 \cdot 55,8 \text{ g}) / 159,6 \text{ g}] \cdot 100 = 69,9 \%$$

$$\% \text{ O} = [(3 \cdot 16 \text{ g}) / 159,6 \text{ g}] \cdot 100 = 30,1 \%$$

EJEMPLO 5. Calcula la composición porcentual de la cafeína a partir de su fórmula empírica. Masas atómicas: C = 12 uma, H = 1, N = 14, O = 16.

SOLUCIÓN:



Teniendo en cuenta que el peso-fórmula de la cafeína es 97 g (considerando sólo la fórmula empírica) podremos hallar los porcentajes:

$$\% \text{ C} = (48 \text{ g}/97 \text{ g}) \cdot 100 = 49,5 \%$$

$$\% \text{ H} = (5 \text{ g}/97 \text{ g}) \cdot 100 = 5,2 \%$$

$$\% \text{ N} = (28 \text{ g}/97 \text{ g}) \cdot 100 = 28,9 \%$$

$$\% \text{ O} = (16 \text{ g}/97 \text{ g}) \cdot 100 = 16,5 \%$$

COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULA

MÁS SOBRE COMPOSICIÓN CENTESIMAL

MEDIDA DE LA CANTIDAD DE MATERIA. CONCEPTO DE MOL

Las primeras medidas en Química fueron realizadas empleando la masa. Estas determinaciones llevaron a la teoría atómica de la constitución de la materia. A partir de este momento, la unidad fundamental del “pensamiento del químico” es el átomo o la molécula, por lo que conocer el número de estas partículas presentes en un sistema químico es de capital importancia en cualquier tipo de cálculos químicos.

El número de átomos o moléculas existentes en cualquier cantidad mensurable de materia es enorme. La tarea de contar este número excede a la capacidad de los seres humanos; por ello, cualquier intento directo de conseguirlo está abocado al fracaso, pues ocuparía a todos los componentes de la humanidad durante muchos milenios. Existe un medio indirecto de contar las partículas de una cierta cantidad de materia, el mismo que se emplea para contar el número de tornillos en los paquetes de la ferretería. Se determina la masa de un tornillo y, dividiendo una masa dada de tornillos por este valor, se calcula el número de tornillos presentes. Dicha idea, trasladada al campo químico, obliga a definir una cantidad conveniente que represente un número dado de átomos o moléculas. Esta cantidad, llamada mol, ha conocido diferentes definiciones. Inicialmente, se identificó con una cantidad de materia medida en gramos. El valor numérico de esta masa coincidía con la masa molecular de dicha sustancia. Esta definición propició que antiguamente se la conociera también con el nombre de átomo-gramo o molécula-gramo, para identificar respectivamente a un mol de átomos o de moléculas. La verdad es que en el momento de su definición nadie conocía el número de partículas que contenía un mol, pero sí se sabía con certeza que era el

mismo para cualquier sustancia empleada. El razonamiento que sigue justifica esta aseveración.

Se ha establecido que la masa molecular del hidrógeno es 2. Así, por definición, un mol es la cantidad de moléculas que están contenidas en 2 g de hidrógeno. En condiciones normales esta masa de hidrógeno ocupa 22,4 litros, que se conoce como volumen molar. Y estos 22,4 litros, medidos en condiciones normales, deben contener un número de moléculas igual a un mol.

Según la hipótesis de Avogadro, 22,4 litros de cualquier otra sustancia gaseosa, medidos en condiciones normales, debe contener también un mol de moléculas. Diversos métodos experimentales realizados a lo largo del siglo XX han permitido comprobar que este número es de $6,02 \cdot 10^{23}$ y se conoce como número de Avogadro, N_A . Es una cantidad tan elevada que sólo tiene sentido su aplicación al hablar de moléculas, átomos, iones o partículas subatómicas.

En 1971 el mol fue señalado como una de las siete unidades fundamentales del SI, como unidad de cantidad de materia, quedando definido del siguiente modo: "el mol es la cantidad de materia que contiene tantas partículas, átomos o moléculas, etc., como hay en 0,012 kg de ^{12}C ".

Ahora se dispone de una unidad para contar el número de partículas presentes en cualquier cantidad de materia. Para conocer dicho número, primero se calcula el número de moles existentes. Éste se halla dividiendo su masa por la de un mol de dicha sustancia. Seguidamente se multiplica el cociente obtenido por el número de Avogadro. El resultado es el número de partículas presentes.

EL MOL Y SU HISTORIA

VIDEO SOBRE EL CONCEPTO DE MOL

EJEMPLO 6. En 0,5 moles de CO_2 , calcular:

- a) El número de moléculas de CO_2 . b) La masa de CO_2 .
- c) El número total de átomos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

SOLUCIÓN:

a) Hemos de multiplicar por el número de Avogadro:

$$0,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b) Debemos multiplicar por el peso molecular: $0,5 \cdot 44 = 22 \text{ g}$

c) Si cada molécula de CO_2 tiene 3 átomos, habrá en total: $3 \cdot 3,011 \cdot 10^{23} = 9,033 \cdot 10^{23}$ átomos

EJEMPLO 7. Determinar:

- a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.
- b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
- c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

SOLUCIÓN:

a) Un mol de agua son 18 g y contiene el número de Avogadro de moléculas. Por consiguiente, la masa, en gramos, de una sola molécula es:

$$\frac{18}{6,022 \cdot 10^{23}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) Primero vemos a cuántos moles equivalen 2 g de agua: $\frac{2}{18} = 0,1111 \text{ mol}$

Multiplicando por el número de Avogadro obtenemos el total de moléculas de agua que tenemos: $0,1111 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,69 \cdot 10^{22}$ moléculas. Puesto que en cada molécula hay 2 átomos de hidrógeno, tendremos: $2 \cdot 6,69 \cdot 10^{22} = 1,34 \cdot 10^{23}$ átomos de H.

c) 11,2 L de H_2 en condiciones normales son: $\frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ mol}$

Para averiguar el número de moléculas multiplicaremos por el número de Avogadro:
 $0,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas.

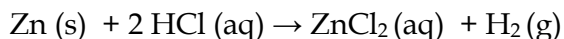
SUSTANCIAS GASEOSAS

Tanto reactivos como productos pueden presentarse en forma gaseosa. En estos casos se suele considerar como aproximación el comportamiento ideal de estos gases para poder utilizar la ecuación de los gases perfectos:

$$P V = n R T$$

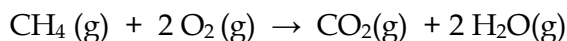
De esta manera, la cantidad de gas se puede expresar en moles o en gramos directamente, o mediante un volumen del gas a una determinada presión y temperatura. En este último caso, usaremos la ecuación anterior.

Por ejemplo, en la reacción:



Si nosotros la llevamos a cabo en el laboratorio, recogeremos un determinado volumen de hidrógeno gaseoso, que se encontrará a una determinada presión y temperatura. Mediante los cálculos estequiométricos y el uso de la ecuación de los gases sabremos cuántos gramos de hidrógeno hemos obtenido.

Si deseamos quemar gas metano:



podemos saber el volumen de oxígeno que debemos emplear exactamente, en las condiciones de presión y temperatura del laboratorio, para consumir la cantidad que deseamos de gas metano, realizando los cálculos estequiométricos con moles o gramos de O_2 y determinando después a qué volumen corresponden en las condiciones existentes.

EJEMPLO 8. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcule:

a) La masa de amoníaco presente.

- b) El número de moléculas de amoniaco en el recipiente.
c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $H = 1$.

SOLUCIÓN:

a) Primero calcularemos los moles: $n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,1 \cdot 1}{0,082 \cdot 300} = 0,0041 \text{ mol}$, por lo tanto,

serán: $0,0041 \cdot 17 \text{ g} = 0,069 \text{ g}$ de amoniaco.

b) El número de moléculas es: $0,0041 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,47 \cdot 10^{21}$ moléculas.

c) Cada molécula tiene un átomo de N y tres de H, por lo que tendremos $2,47 \cdot 10^{21}$ átomos de N y $3 \cdot 2,47 \cdot 10^{21} = 7,41 \cdot 10^{21}$ átomos de H.

HIPÓTESIS DE AVOGADRO

LEYES DE LOS GASES

EJERCICIO 1

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?
Masas atómicas: $C = 12$; $Na = 23$; $Al = 27$; $Cl = 35,5$.

Solución: a) $3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ b) $1,12 \cdot 10^{22}$ átomos c) $1,96 \cdot 10^{21}$ moléculas

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 1](#)

EJERCICIO 2. Razona si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- a) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
b) En 17 g NH_3 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
c) En 32 g de O_2 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.
Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 2](#)

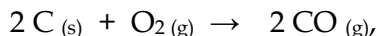
EJERCICIO 3. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcula:

- a) Cuántos moles de agua hay en el vaso.
b) Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
c) Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.
Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$.

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 3](#)

ESTEQUIOMETRÍA

Es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los elementos y compuestos en las reacciones químicas. En los *cálculos estequiométricos*, los coeficientes estequiométricos en una ecuación química ajustada se interpretan como el número de moles de cada sustancia. Por ejemplo, la combustión incompleta de carbono:



puede leerse de la siguiente manera: “Dos moles de carbono (sólido) se combinan con un mol de oxígeno (gaseoso) para formar dos moles de monóxido de carbono (gaseoso)”.

El objetivo de los cálculos estequiométricos consiste en calcular el número de moles o la masa de los elementos y compuestos que participan en una reacción química. Se recomienda el siguiente procedimiento sistemático en la realización de tales cálculos:

- 1.- Escribir correctamente las fórmulas de los reactivos y productos, y **ajustar** la ecuación de la reacción química.
- 2.- Convertir las cantidades de las sustancias en **moles**.
- 3.- Utilizar los **coeficientes estequiométricos** de la ecuación de la reacción para calcular el número de moles de las cantidades buscadas o desconocidas en el problema.
- 4.- Utilizando las masas molares, convertir los moles calculados en **gramos**.

En todos los cálculos es muy útil el empleo de factores de conversión, como veremos en los ejemplos.

EJEMPLO 9. ¿Cuántos gramos de agua se forman a partir de la combustión de 40 g de hidrógeno gaseoso? La reacción química es: $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$.

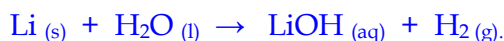
SOLUCIÓN:

La reacción ajustada es: $2 \text{ H}_2 \text{ (g)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O (l)}$.

Para hallar la cantidad de agua hacemos uso de tres factores de conversión, el primero sirve para cambiar los gramos de H_2 a moles, el segundo es el factor estequiométrico, deducido del ajuste de la reacción y que nos dice los moles de agua que se producirán y el tercero convierte estos moles en gramos.

$$\text{Masa H}_2\text{O} = 40 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 360 \text{ g H}_2\text{O}$$

EJEMPLO 10. Todos los metales alcalinos reaccionan con el agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal correspondiente. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se producen en la reacción de 55 g de litio (Li)? La reacción química de este proceso es:



SOLUCIÓN:

La reacción ajustada es: $2 \text{ Li(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{ LiOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$.

$$\text{Masa H}_2 = 55 \text{ g Li} \frac{6.9 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 8 \text{ g de H}_2$$

EJEMPLO 11. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcular el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcular el volumen de hidrógeno desprendido, a 25° C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica: Ni = 58,7

SOLUCIÓN:

a) Según la estequiometría un mol de Ni reacciona con un mol de H_2SO_4 . Si hallamos los moles de H_2SO_4 reaccionantes, tenemos $n = \text{Molaridad} \cdot \text{Volumen}$, es decir,

$n = 18 \cdot 0,002 = 0,036 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,036 \text{ mol Ni}$, es decir $0,036 \cdot 58,7 \text{ g} = 2,1132 \text{ g Ni}$ puro. Esta será la cantidad de Ni presente en los 3 g de muestra, por ello el porcentaje de Ni:

$$\% \text{ Ni} = \frac{2,1132}{3} 100 = 70,44 \%$$

b) Un mol de Ni produce un mol de H_2 . Con 20 g de níquel, es decir, 0,34 mol, obtendremos 0,34 mol H_2 . De este modo, el volumen de hidrógeno obtenido será:

$$V = \frac{n R T}{p} = 0,34 \cdot 0,082 \cdot 298 = 8,33 \text{ L}$$

EJEMPLO 12. Dada la siguiente reacción química: $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2 \text{AgCl} + \frac{1}{2} \text{O}_2$. Calcular:

a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .

b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; O = 16; Ag = 108.

SOLUCIÓN:

a) 20 g de AgNO_3 son: $20/170 = 0,1176 \text{ mol} \Rightarrow 0,0588 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_5$, ya que por cada 2 moles de AgNO_3 se forma uno de N_2O_5 .

b) Vemos en la reacción que por cada mol de N_2O_5 se forma también medio mol de O_2 . Así, obtendremos los siguientes moles de O_2 : $\frac{0,0588}{2} = 0,0294 \text{ mol } \text{O}_2$

que ocupan un volumen de: $V = \frac{n R T}{p} = \frac{0,0294 \cdot 0,082 \cdot 293}{620/760} = 0,866 \text{ L}$

[SIMULADOR AJUSTE DE REACCIONES](#)

[EXPLICACIONES SENCILLAS](#)

EJERCICIO 4. El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a 25°C y una atmósfera se obtendrán cuando reaccionen 17 g de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Zn} = 65,4$. Solución: 4,27 L

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 4](#)

EJERCICIO 5. La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes: $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10°C y 50 mm de Hg, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina? $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$. Solución: 655,6 L

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 5](#)

EJERCICIO 6. En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:



a) Calcula los gramos de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

b) Calcula los mL de disolución 0,5 M de KMnO_4 necesarios para que reaccionen completamente con 2,4 g de FeSO_4 . Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$; $\text{Mn} = 55$; $\text{Fe} = 56$.

Solución: a) 500 g b) 6,32 ml

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 6](#)

EJERCICIO 7. El óxido nítrico (NO) se prepara según la reacción:



Calcula la masa de cobre que se necesita para obtener 0,5 L de NO medidos a 750 mm de mercurio y 25°C . Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63,5$.

Solución: 1,905 g

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 7](#)

EFICIENCIA O RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

Por diversas causas, tales como la pureza de los reactivos o las condiciones ambientales, las reacciones químicas no se completan al 100 %. Por lo tanto, al final de la reacción se tendrán no solamente los productos, sino también reactivos que no reaccionaron. Por ello, antes de dar el resultado final del cálculo estequiométrico ha de multiplicarse por el rendimiento de la reacción, expresado como fracción de la unidad.

EJEMPLO 13. En la reacción: $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq})$, que tiene una eficiencia o rendimiento del 98 %, ¿qué cantidad de cloruro de plata se obtiene a partir de 1 kg de AgNO_3 ?

SOLUCIÓN:

Resolvemos como en los ejemplos anteriores, pero añadiendo un último factor, el que nos marca el rendimiento del proceso químico.

$$\text{Masa AgCl} = 1000 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,9 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{143,3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot 0,98 = 827,1 \text{ g AgCl.}$$

EJEMPLO 14. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción: $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98 % de riqueza en peso. Calcule:

a) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm.

b) La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

$$\frac{50 \cdot 0,98}{84}$$

SOLUCIÓN:

a) En principio, hallaremos los moles de NaHCO_3 puro: $\frac{50 \cdot 0,98}{84} = 0,583$.

Según la estequiometría de la reacción, por cada 2 moles de bicarbonato se obtiene un mol de CO_2 . Así, se habrán producido: $0,583/2 = 0,2915 \text{ mol CO}_2$

Y utilizando la ecuación de estado de los gases: $V = \frac{n R T}{p} = \frac{0,2915 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,2} = 5,94 \text{ L}$

b) moles $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{moles NaHCO}_3/2 = 0,2915 \Rightarrow 0,2915 \cdot 106 \text{ g} = 30,90 \text{ g}$

EJERCICIO 8. Dada la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, determina la cantidad de carbonato de calcio que se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90 %. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40. Solución: 13,89 kg

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 8](#)

REACTIVO LIMITANTE

Generalmente, en una reacción química todos los reactivos no se consumen totalmente en la reacción. En un proceso con rendimiento estequiométrico (100 %), siempre existirá un reactivo que se agote completamente, en tanto que de los reactivos restantes sobrará una cantidad que permanecerá como exceso al final de la reacción. Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama *reactivo limitante*, ya que de él depende la cantidad de producto obtenida.

EJEMPLO 15. Si la reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico (HCl) y la sosa cáustica (NaOH), $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, se lleva a cabo al 100 %, encuentra cuál es el reactivo limitante si se hacen reaccionar:

a) 3,9 g de HCl con 4,0 g de NaOH, y b) 3,5 g de HCl con 4,0 g de NaOH.

SOLUCIÓN:

a) La reacción ya está ajustada. Ahora debemos convertir en moles las cantidades de reactivos dadas.

$$3,9 \text{ g de HCl} \cdot (1 \text{ mol de HCl} / 36,5 \text{ g de HCl}) = 0,107 \text{ mol de HCl.}$$

$$4,0 \text{ g de NaOH} \cdot (1 \text{ mol de NaOH} / 40 \text{ g de NaOH}) = 0,100 \text{ mol de NaOH}$$

Según la ecuación de la reacción, 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH, entonces, por cada 0,107 mol de HCl se requieren:

$$0,107 \text{ mol de HCl} \cdot (1 \text{ mol de NaOH} / 1 \text{ mol de HCl}) = 0,107 \text{ mol de NaOH,}$$

como solamente hay 0,100 mol de NaOH, el reactivo HCl está en exceso. Por lo tanto, el reactivo limitante es el NaOH.

b) Convertimos en moles las cantidades de reactivos dadas:

$$3,5 \text{ g de HCl} \cdot (1 \text{ mol de HCl} / 36,5 \text{ g de HCl}) = 0,096 \text{ mol de HCl.}$$

$$4,0 \text{ g de NaOH} \cdot (1 \text{ mol de NaOH} / 40 \text{ g de NaOH}) = 0,100 \text{ mol de NaOH}$$

Según la ecuación de la reacción, por cada 0,096 mol de HCl se requieren 0,096 mol de NaOH. Como hay 0,100 mol de NaOH, el reactivo NaOH está en exceso. Por lo tanto, el reactivo limitante es el HCl.

EJEMPLO 16. La fórmula química del ácido acético es CH_3COOH . (El vinagre es una solución diluida de ácido acético). El ácido acético puro es inflamable, de manera que si se queman 315 gramos de ácido acético, a) ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producirán?
b) ¿Cuántos gramos de CO_2 se habrían producido a partir de 35,0 g de ácido acético y 17,0 g de O_2 ? Identifique el reactivo limitante.

SOLUCIÓN:

a) La ecuación de la combustión será: $\text{CH}_3\text{COOH} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Entonces, la combustión de un mol de ácido acético produce dos moles de CO_2 y dos moles de H_2O . De la fórmula química calculamos la masa molecular del ácido acético: 60,0 g/mol, del mismo modo que la de CO_2 son 44 g/mol y 18 g/mol para el agua. Por tanto:

$$\text{Masa CO}_2 = 315 \text{ g CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol ácido acético}}{60 \text{ g ácido acético}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol ác. acético}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 462 \text{ g CO}_2$$

$$\text{Masa H}_2\text{O} = 315 \text{ g CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol ácido acético}}{60 \text{ g ácido acético}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol ác. acético}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 189 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) $35,0 \text{ g} / 60 = 0,583$ moles de ácido acético

$$17,0 \text{ g O}_2 / 32 = 0,531 \text{ moles de O}_2$$

Como un mol de CH_3COOH reacciona con dos moles de O_2 , para que reaccionase todo el ácido acético deberíamos tener: $0,583 \text{ mol CH}_3\text{COOH} \cdot 2 = 1,17 \text{ mol O}_2$

Y para que reaccionase todo el oxígeno necesitaríamos:

$$0,531 \text{ mol O}_2 / 2 = 0,266 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

Entonces, el reactivo limitante es el oxígeno.

Para calcular cuanto CO_2 se forma, haremos:

$$\text{Masa CO}_2 = 0,531 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol O}_2} \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 23,4 \text{ g CO}_2$$

EJEMPLO 17. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcular:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $H = 1$.

SOLUCIÓN:

a) Primero calcularemos los moles: $n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,1 \cdot 1}{0,082 \cdot 300} = 0,0041 \text{ mol}$, por lo tanto,

serán:

$$0,0041 \cdot 17 \text{ g} = 0,069 \text{ g de amoníaco.}$$

b) El número de moléculas es: $0,0041 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,47 \cdot 10^{21}$ moléculas.

c) Cada molécula tiene un átomo de N y tres de H, por lo que tendremos $2,47 \cdot 10^{21}$ átomos de N y $3 \cdot 2,47 \cdot 10^{21} = 7,41 \cdot 10^{21}$ átomos de H.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

REACTIVO LIMITANTE Y RENDIMIENTO

DISOLUCIONES

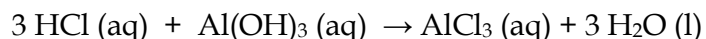
En muchas reacciones químicas, tanto los reactivos como los productos se presentan en forma de disoluciones. Por tanto, para realizar los cálculos estequiométricos debemos conocer:

-Los gramos de soluto puro presentes en la disolución, que en el caso del reactivo serán los que realmente reaccionen.

-El volumen y la concentración de la disolución, para así obtener el número de moles o de gramos de soluto presentes en la misma.

Recordemos que las tres formas más frecuentes de medir la concentración de una disolución son: g (soluto)/ litros (disolución), Molaridad y Normalidad.

Supongamos que se quiere neutralizar 100 mL de ácido clorhídrico 0,08 M con una disolución de Al(OH)_3 0,1 M. La reacción ajustada sería la siguiente:



La ecuación nos indica que 3 moles de ácido puro reaccionan exactamente con un mol de hidróxido puro. O lo que es lo mismo, $3 \cdot 36,5 \text{ g}$ de ácido puro neutralizan a 78 g de hidróxido de aluminio. Por tanto, tanto si vamos a realizar los cálculos en moles o en gramos, debemos conocer la cantidad de ácido presente en la disolución:

$$M = \frac{n \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\frac{m \text{ gramos}}{\text{Peso molecular}}}{\text{litros de disolución}}$$

Conocidos la molaridad (M) y el volumen de disolución podemos determinar n o m, según nos interese. Hay que tener en cuenta que la mayoría de las disoluciones no contienen el soluto disuelto en estado puro, sino en un determinado grado de riqueza. Este dato será también importante y a tener presente si no nos indican la concentración exacta de la disolución. Normalmente, en los frascos del laboratorio se incluye en la etiqueta el tanto por ciento de riqueza del soluto y la densidad de la disolución, para determinar la concentración de la misma.

EJEMPLO 18. Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0,90 g/mL. Hallar:

a) La molaridad de esa disolución. b) Las fracciones molares de cada componente.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

SOLUCIÓN:

a) En 1 L de disolución hay 900 de la misma, que contienen: $0,95 \cdot 900 = 855$ g de alcohol y 45 g de agua. Por consiguiente, los moles de alcohol serán: $n = \frac{855}{46} = 18,59 \Rightarrow M = 18,59 \text{ mol/L}$

b) Para calcular las fracciones molares, primero obtendremos los moles de agua:
 $n = \frac{45}{18} = 2,5$

Así, las fracciones molares son: $\chi_{\text{etanol}} = \frac{18,59}{18,59 + 2,5} = 0,881$ $\chi_{\text{agua}} = 1 - 0,881 = 0,119$.

EJEMPLO 19. A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1,17 g/mL. Calcular:

a) Su molaridad.

b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2,5 M de KOH. Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

SOLUCIÓN:

a) En 1 L hay 1170 g de disolución, de los cuales $1170 \cdot 0,24 = 280,8$ g son de ácido sulfúrico (el 24 %) y el resto son de agua. Entonces, la molaridad vendrá dada por el número de moles de H₂SO₄: $M = \frac{280,8}{98} = 2,87 \text{ mol/L}$ (ya que el peso molecular es 98)

b) moles de KOH = $M \cdot V = 2,5 \cdot 0,1 = 0,25$ moles. Sabiendo que 2 moles de KOH se neutralizan con uno de H₂SO₄, harán falta 0,125 mol de H₂SO₄, lo que supone un volumen:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,125}{2,87} = 0,0435 \text{ L} = 4,35 \text{ mL}$$

EJEMPLO 20. Una disolución acuosa de alcohol etílico (C_2H_5OH), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0,90 g/mL.

Determinar:

- La molaridad de esa disolución.
- Las fracciones molares de cada componente.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

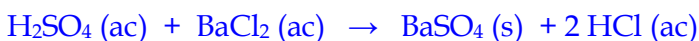
SOLUCIÓN:

a) En 1 L de disolución hay 900 de la misma, que contienen: $0,95 \cdot 900 = 855$ g de alcohol y 45 g de agua. Por consiguiente, los moles de alcohol serán: $n = \frac{855}{46} = 18,59 \Rightarrow M = 18,59$ mol/L

b) Para calcular las fracciones molares, primero obtendremos los moles de agua:
 $n = \frac{45}{18} = 2,5$

Así, las fracciones molares son: $\chi_{\text{etanol}} = \frac{18,59}{18,59 + 2,5} = 0,881$ $\chi_{\text{agua}} = 1 - 0,881 = 0,119$.

EJEMPLO 21. El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:



Hallar:

- El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1,84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21,6 g de cloruro de bario.
- La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137,4; Cl = 35,5.

SOLUCIÓN:

a) 21,6 g de $BaCl_2$ son $\frac{21,6}{208,4} = 0,104$ moles, por lo que necesitaremos 0,104 moles de ácido sulfúrico, es decir: $0,104 \cdot 98 \text{ g} = 10,192$ g de H_2SO_4 .

Por otro lado, sabemos que 1 mL de disolución de ácido tiene: $1,84 \cdot 0,96 = 1,766$ g de H_2SO_4 . Así pues, harán falta: $\frac{10,192}{1,766} = 5,77$ mL de disolución de ácido sulfúrico.

b) Por la estequiometría, vemos que se obtienen 0,104 moles de $BaSO_4$. Multiplicando por el peso molecular de esta sal hallaremos la masa obtenida: $0,104 \cdot 233,4 = 24,27$ g $BaSO_4$.

EJEMPLO 22. Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1,05 g/mL. Calcula:

- La molaridad de la disolución.
- La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

SOLUCIÓN:

a) En 1 L hay 1050 g de disolución, de los cuales 105 g son de ácido acético (el 10 %) y el resto son de agua. Entonces, la molaridad vendrá dada por el número de moles de acético:

$$M = \frac{105}{60} = 1,75 \text{ mol/L} \quad (\text{ya que el peso molecular es } 60)$$

b) En 25 mL hay: $1,75 \cdot 0,025 = 0,044$ moles de ácido acético. Según ello, la nueva molaridad será: $M = \frac{0,044 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,175 \text{ M}$.

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

MÁS SOBRE DISOLUCIONES

EJERCICIOS CON DISOLUCIONES

EJERCICIO 9. En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 35 % en peso; densidad 1,18 g/mL. Hallar el volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0,3 M. Solución: 7,95 mL

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 9](#)

EJERCICIO 10. Si 25 mL de una disolución 2,5 M de CuSO_4 se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:

a) ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Masas atómicas: Cu = 63,5. Solución: a) 3,97 g Cu b) 0,14 M

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 10](#)

EJERCICIO 11. a) Hallar la molaridad de una disolución de HNO_3 del 36 % de riqueza en peso y densidad 1,22 g/mL.

b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0,5 L de disolución 0,25 M?

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

Solución: a) 6,97 M b) 17,9 mL

[VER SOLUCIÓN EJERCICIO 11](#)

SOLUCIÓN EJERCICIOS DE FORMULACIÓN

- 1) NaCl 2) KF 3) MgS 4) LiI 5) AgBr 6) CsCl 7) Hg₃N₂ 8) Na₃Sb 9) PbBr₂
10) CuF₂ 11) Cu₂S 12) PbCl₄ 13) FeF₃ 14) FeBr₂ 15) CrI₃ 16) Hg₃Sb 17) Ag₃N
18) AuF 19) AuBr₃ 20) Au₃As 21) FeO 22) Na₂O 23) CuO 24) Al₂O₃ 25) NiO
26) CrO₃ 27) PtO 28) PtO₂ 29) Cu₂O 30) Ag₂O 31) CoO 32) PbO₂ 33) Cl₂O₃
34) CO₂ 35) Br₂O₅ 36) I₂O 37) N₂O 38) SO₃ 39) P₂O₃ 40) Cl₂O₃ 41) I₂O₅ 42) CO
43) NO₃ 44) CO 45) SO₂ 46) Cl₂O₅ 47) CO₂ 48) Sb₂O₅ 49) LiH 50) FeH₂
51) HgH₂ 52) MgH₂ 53) BeH₂ 54) AgH 55) NiH₃ 56) PbH₄ 57) CaH₂ 58) RbH
59) BaH₂ 60) PtH₂ 61) NaOH 62) Ca(OH)₂ 63) Al(OH)₃ 64) Fe(OH)₃ 65) LiOH
66) KOH 67) Au(OH)₃ 68) Co(OH)₃ 69) Mg(OH)₂ 70) AuOH 71) AgOH
72) Sr(OH)₂ 73) Ba(OH)₂ 74) CsOH 75) HgOH 76) Pb(OH)₂ 77) HCl 78) H₂S
79) HF 80) HI 81) HBr 82) H₂Se 83) H₂Te 84) HClO₃ 85) H₂SO₄ 86) H₂SO₃
87) HNO₂ 88) HBrO 89) HNO₃ 90) HClO₂ 91) H₂CO₃ 92) HNO 93) HIO₄
94) HBrO₂ 95) HIO₃ 96) HClO₄ 97) HBrO 98) HIO₂ 99) H₂SO₂ 100) H₃PO₃
101) HBrO₄ 102) H₂CrO₄ 103) HMnO₄ 104) H₃PO₄ 105) HBrO₃ 106) H₃AsO₄
107) HAsO 108) H₃SbO₃ 109) K₂SO₄ 110) NaClO₂ 111) Ca(NO₃)₂ 112) Hg(BrO)₂
113) Cu₂SO₃ 114) Fe(NO₂)₂ 115) Mg(ClO₃)₂ 116) Pb(BrO₄)₄ 117) Ba(NO)₂ 118) Pt(NO₃)₄
119) AgBrO₂ 120) AlPO₄ 121) NaIO₄ 122) MgSO₄ 123) Rb₂SO₃ 124) AuNO 125) CaSO₂
126) Ba(AsO₃)₂ 127) Co(NO₃)₂ 128) Sr(SbO₃)₂ 129) KIO₄ 130) Na₂CO₃ 131) Fe₂(SiO₃)₃
132) Fe₂SiO₄ 133) Li₂SO₄ 134) CsNO₂ 135) KClO 136) CaCO₃ 137) Be(ClO₂)₂
138) Cu(IO₃)₂ 139) CdSO₄ 140) Zn₃(PO₄)₂ 141) NaBrO 142) Au₂(CO₃)₃ 143) Fe(ClO₄)₂
144) Mn(IO₂)₂ 145) K₂O 146) AlH₃ 147) Cl₂O 148) FeCl₃ 149) CdS 150) LiIO₂
151) AgOH 152) MnO₂ 153) CuF₂ 154) Fe₂(CO₃)₃ 155) NiO 156) CrI₆
157) Ca(BrO₄)₂ 158) PbSO₄ 159) BH₃ 160) Sb₂O₃ 161) Sr(BrO₂)₂ 162) ZnSiO₄
163) Cd(ClO₃)₂ 164) Ag₂S 165) CoN 166) AuO₂ 167) Ni(OH)₃ 168) Pt₃(PO₄)₂
169) BaCO₃ 170) Na₄SiO₄ 171) PbO₂ 172) LiH 173) AuOH 174) Cd(IO₂)₂
175) Na₂SeO₄ 176) PCl₅ 177) Au₂TeO₃ 178) B(OH)₃ 179) Pb(NO₃)₄ 180) NCl₃
181) Hidróxido de magnesio 182) Dióxido de carbono 183) Óxido de cloro (VII)
184) Tribromuro de Hierro 185) Cloruro de cobre (I) 186) Sulfato de Cinc
187) Nitrato de cobalto (II) 188) Hipoclorito de mercurio (II) 189) Hidróxido de rubidio
190) Sulfito de calcio 191) Clorito de plomo (IV) 192) Trihidruro de aluminio
193) Seleniuro de plomo (II) 194) Hidróxido de calcio 195) Ortofosfato de sodio
196) Fluoruro potásico 197) Sulfuro de sodio 198) Amoníaco 199) Ácido bromhídrico
200) Ácido nitroso 201) Ácido sulfuroso 202) Ácido hipocloroso 203) Hiponitrito de
plata 204) Hidróxido de oro (III) 205) Ácido sulfhídrico 206) Óxido de cloro (VII)
207) Óxido de vanadio (V) 208) Clorato de hierro (III) 209) Bromuro potásico
210) Óxido de calcio 211) Sulfato de mercurio 212) Nitrito de níquel (III) 213) Sulfito
sódico 214) Permanganato potásico 215) Agua oxigenada 216) Óxido de bario
217) Dicromato potásico 218) Ácido peryódico 219) Dióxido de calcio 220) Carbonato
ácido de sodio 221) Yoduro de plata 222) Sulfito de aluminio 223) Pentacloruro de
antimonio 224) Tetrahidruro de silicio 225) Ácido clorhídrico 226) Ácido bromoso
227) Disulfuro de carbono 228) Dióxido de manganeso 229) Tricloruro de cromo
230) Sulfito ácido de sodio 231) Hiponitrito de rubidio 232) Ácido yódico 233) Carbonato
de plomo(IV) 234) Hidruro de platino (II) 235) Sulfato de bario 236) Sulfuro de amonio

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 1

a) Un mol de Na tiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos y posee una masa de 23 g, luego la masa de un

$$\text{átomo será: } m = \frac{23}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) 0,5 g de aluminio son: $n = \frac{0,5}{27} = 0,01852 \text{ mol}$, es decir:

$$0,01852 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,12 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

c) 0,5 g de Cl_4C son: $n = \frac{0,5}{154} = 0,00325 \text{ mol}$, que contienen:

$$0,00325 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 2

a) Verdadero, pues 17 g de NH_3 es un mol.

b) También es correcto, por la misma razón, tenemos un mol de amoníaco, el cual contiene el número de Avogadro de moléculas.

c) Es falso, porque 32 g de O_2 es un mol, que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, pero el doble número de átomos de O.

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 3

a) 100 mL de agua son 100 g, es decir: $n = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol}$

b) Esos moles contienen: $5,56 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,35 \cdot 10^{24}$ moléculas

c) De oxígeno hay tantos átomos como moléculas de agua tenemos: $3,35 \cdot 10^{24}$ átomos de O y de Hidrógeno hay el doble: $6,7 \cdot 10^{24}$ átomos de H.

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 4

El número de moles de ZnS es: $n = \frac{17}{97,4} = 0,1745$.

El volumen de SO_2 necesario se calcula a partir de la ecuación de los gases y observando además que por cada mol de sulfuro se obtiene uno de SO_2 :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,1745 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 4,27 \text{ L}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 5

El número de moles de hidracina es: $n = \frac{64}{32} = 2$.

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, se producirán 2 moles de nitrógeno, que ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 263}{\frac{50}{760}} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 263}{0,066} = 655,6 \text{ L}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 6

a) El número de moles de KMnO_4 es: $n = \frac{79}{158} = 0,5$

Vemos que por cada dos moles de permanganato se obtienen cinco de sulfato férrico, por lo tanto: Moles de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 0,5 \cdot \frac{5}{2} = 1,25$.

Y finalmente: $m = n \cdot M = 1,25 \cdot 400 = 500 \text{ g de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

b) 2,4 g de FeSO_4 son: $n = \frac{2,4}{152} = 0,0158 \text{ mol}$

Por la estequiometría sabemos que 2 moles de permanganato reaccionan con 10 de sulfato ferroso, así pues necesitaremos:

$$0,0158 \cdot \frac{2}{10} = 0,00316 \text{ mol } \text{KMnO}_4, \text{ es decir: } \frac{20,00316}{0,5} \text{ L} = 0,00632 \text{ L} = 6,32 \text{ mL}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 7

0,5 L de NO medidos a 750 mm de mercurio y 25 °C son:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 0,5}{0,082 \cdot 298} = \frac{0,987 \cdot 0,5}{0,082 \cdot 298} = 0,02 \text{ mol}$$

Según la reacción, vemos que se necesitan 3 moles de Cu para obtener 2 moles de NO. Así, para preparar 0,2 mol de NO emplearemos:

$$0,02 \cdot \frac{3}{2} = 0,03 \text{ mol de Cu, es decir: } 0,03 \cdot 63,5 \text{ g} = 1,905 \text{ g Cu}$$

[VOLVER](#)

SOLUCIÓN EJERCICIO 8

El número de moles de producto es: $n = \frac{7000}{56} = 125$.

Considerando que por cada mol de producto se necesita uno de reactivo según la estequiometría de la reacción y que el rendimiento es del 90 %, la cantidad de reactivo necesaria es:

$$m = 125 \cdot 100 \cdot \frac{100}{90} = 13888,9 \text{ g}$$

SOLUCIÓN EJERCICIO 9

300 mL de HCl 0,3 M contienen:

$$n = M \cdot V = 0,3 \cdot 0,3 = 0,09 \text{ moles de HCl} = 0,09 \cdot 36,5 = 3,285 \text{ g HCl}$$

Por otro lado, 1 L del frasco posee una masa de 1180 g, que al llevar un 35 % de HCl implica un contenido de: $1180 \frac{35}{100} = 413 \text{ g de HCl}$.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si 1000 mL contienen 413 g HCl,} \\ \text{x mL contendrán 3,285 g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{3,285 \cdot 1000}{413} = 7,95 \text{ mL}$$

SOLUCIÓN EJERCICIO 10

a) 25 mL de una disolución 2,5 M de CuSO_4 contienen $0,025 \cdot 2,5 = 0,0625 \text{ mol de CuSO}_4$, es decir: $0,0625 \cdot 63,5 \text{ g} = 3,97 \text{ g Cu}$.

b) Si los 0,0625 mol originales se ponen en un volumen de 450 mL, la molaridad final es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,0625}{0,45} = 0,14 \text{ mol/L}$$

SOLUCIÓN EJERCICIO 11

a) La disolución contiene 1220 g en cada litro, de los cuales el 36 % es HNO_3 :

$$1220 \frac{36}{100} = 439,2 \text{ g HNO}_3, \text{ es decir } \frac{439,2}{63} = 6,97 \text{ mol}$$

Y puesto que tenemos 1 L de disolución, la concentración será 6,97 M.

b) 0,5 L de disolución 0,25 M deben contener: $0,25 \cdot 0,5 = 0,125 \text{ mol}$.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si 1000 mL contienen 6,97 mol del ácido,} \\ \text{X mL contendrán 0,125 mol} \end{array} \right\} x = \frac{0,125 \cdot 1000}{6,97} = 17,93 \text{ mL}$$