

PROFESORES DE
SECUNDARIA
FÍSICA Y QUÍMICA

PROBLEMAS Y CONTENIDOS BÁSICOS
FORMULACIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

QUÍMICA
BLOQUE BÁSICO I

www.e-ducàlia.com

Los derechos de edición están reservados a favor de educalia editorial. Prohibida la reproducción total o parcial sin permiso escrito del editor



Tels.: 963273517

610 900 111 / 610 888 870

BLOQUE BÁSICO I

FORMULACIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

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:

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

MUESTRA

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: NH₃, más conocido como amoníaco.

Sulfuro de hidrógeno: H₂S

Ácido fluorhídrico: H⁺ F⁻ → HF (aq)

HI: Ioduro de hidrógeno

HBr (aq): Ácido bromhídrico

H₂Se: Seleniuro de hidrógeno

PH₃: Trihidruro de fósforo (o fosfina)

CaH₂: 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

MUESTRA

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

▪ Oxsales

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 hierro (III), 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.

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN

MUESTRA

MUESTRA

2
CO₃
SO₃
4

MUESTRA

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 ₂ O ₂	HO
Hidrazina	N ₂ H 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 los 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 1. 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.

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:

% en masa de un elemento = (gramos elemento / masa de un mol de compuesto) · 100

La composición porcentual de un compuesto es la misma si se calcula a partir

MUESTRA

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.

EJEMPLO 4. En 0,25 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:

$$0,25 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b) Debemos multiplicar por el peso molecular: $0,25 \cdot 44 = 11 \text{ g}$

c) Si cada molécula de CO_2 tiene 3 átomos, habrá en total:

$$3 \cdot 1,51 \cdot 10^{23} = 4,53 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

EJEMPLO 5. 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: $\frac{2}{18} = 0,1111 \text{ mol}$

MUESTRA

MUESTRA

primero sirve para cambiar los gramos de n_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 9. 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: $\text{Li}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{LiOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$.

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

$$\text{Masa H}_2 = 55 \text{ g Li} \frac{1 \text{ mol Li}}{6,9 \text{ g Li}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 15,9 \text{ g de H}_2$$

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 10. En la reacción: $\text{AgNO}_3_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{HNO}_3_{(aq)}$, 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.

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

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 11. 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:

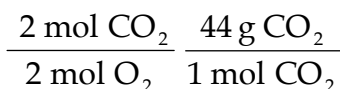
a) 3,9 g de HCl con 4,0 g de NaOH, y b) 3,5 g de HCl con 4,0 g de NaOH.

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

$3,9 \text{ g de HCl} \cdot (1 \text{ mol de HCl} / 36,5 \text{ g de HCl}) = 0,107 \text{ mol de HCl}$.
 $4,0 \text{ g de NaOH} \cdot (1 \text{ mol de NaOH} / 40 \text{ g de NaOH}) = 0,100 \text{ mol de NaOH}$

MUESTRA

2
0
0



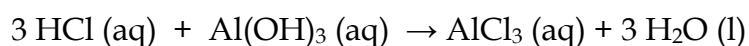
DISOLUCIONES

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 (solute)/ 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:

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

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

- a) La masa de amoníaco presente.
- b) El número de moléculas de amoníaco 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 amoníaco.

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

MUESTRA

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

3) En 0,5 moles de CO_2 , determinar:

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

4) Calcular:

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.

5) 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. Hallar:

a) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1.2 atm

MUESTRA

una densidad de 0,90 g/mL. Calcular:

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

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

Solución:

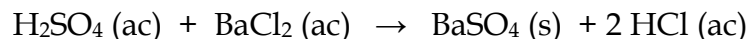
a) En 1 L de disolución hay 900 de la misma, que contienen: $0,95 \cdot 900 = 855$ g de alcohol y 45 g de agua. Por consiguiente, los moles de alcohol serán: $n = \frac{855}{46} = 18,59 \Rightarrow M = 18,59$ mol/L

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

Así, las fracciones molares son:

$$\chi_{\text{etanol}} = \frac{18,59}{18,59 + 2,5} = 0,881 \quad \chi_{\text{agua}} = 1 - 0,881 = 0,119.$$

9) El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:



Calcular:

a) 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.

b) 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: $0,104 \cdot 98 \text{ g} = 10,192 \text{ g}$ 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 .

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

a) La molaridad de la disolución. b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la

a
M

MUESTRA

Calcular el número de moléculas en las cantidades indicadas de las sustancias siguientes: a) 92,3 L de metano, medidos a 0,6 atm y 255 °C. b) 5 g de cloruro amónico. (Cl = 35,5).

Solución: a) $7,70 \cdot 10^{23}$ moléculas b) $5,60 \cdot 10^{22}$ moléculas

9) Un compuesto de masa molecular 90 presenta la siguiente composición: 26,67 % C; 71,11 % O y el resto H. Obtener sus fórmulas empírica y molecular.

Solución: CO_2H y $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$.

10) ¿Qué volumen de una disolución de ácido fosfórico del 60 % de riqueza y cuya densidad es de 1,64 g/cm³ se necesita para preparar 500 mL de una disolución 1 M?

Solución: 0,05 L

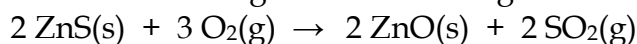
11) ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico concentrado cuya densidad es de 1,84 g/cm³ y riqueza del 98 %? Si echamos 10 mL de ese ácido concentrado sobre agua hasta completar un volumen total de 100 mL, ¿qué molaridad tendrá la disolución final?

Solución: 18,4 M y 1,84 M

12) Tenemos una disolución de ácido nítrico (HNO_3) de densidad 1,06 g/cm³ y de riqueza en peso del 25 %. a) Calcular su molaridad y molalidad. b) ¿Cuántos átomos de N hay?

Solución: a) 4,2 M y 5,28 m b) $2,5 \cdot 10^{24}$

13) 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: O = 16; S = 32; Zn = 65,4. Solución: 4,27 L

14) 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

15) 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: H = 1; N = 14; O = 16. Solución: 655,6 L

16) 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: O = 16; K = 39; Mn = 55; Fe = 56.

Solución: a) 500 g b) 6,32 mL

- 17) 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?

18)
sig
nec

los
ción

MUESTRA

MUESTRA

Masas atómicas: O = 16; H = 1.

Solución: a) 18 mol átomos de carbono b) $1,99 \cdot 10^{-5}$ kg c) $1,14 \cdot 10^{22}$ átomos de N.

30) Calcular el tanto por ciento en peso, la fracción molar, molaridad y molalidad de una disolución que contiene 46 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) en 36 g de agua, sabiendo que su densidad es $1,05 \text{ g/cm}^3$.

Solución: 56,09 % 0,2 6,4 M 13,89 m

31) Se disuelven 7 g de cloruro potásico (KCl) en 51 g de agua, ¿Cuál es la concentración de esta disolución de densidad $1,06 \text{ g/cm}^3$ expresada en % en masa, molaridad, molalidad y fracción molar de soluto? Solución: 12,06 % 1,72 M 1,85 m 0,032

32) 15) Una disolución de hidróxido potásico (KOH) tiene una densidad de $1,25 \text{ g/cm}^3$ y una riqueza del 30 %. Calcular la molaridad, molalidad y fracción molar de soluto.

Solución: 6,68 M 7,63 m 0,121

- 33)** Una disolución de clorato potásico (KClO_3) tiene una riqueza del 30 % y una densidad de $1,2 \text{ g/cm}^3$. Calcular: a) Molaridad, molalidad y fracción molar
b) ¿Cuántos gramos de soluto se obtienen al tomar $0,5 \text{ kg}$ de disolución?
c) Cuando se toman 300 cm^3 de disolución ¿Cuántos gramos y moles de soluto hay?
d) ¿Cuántas moléculas y átomos hay en el soluto del apartado anterior?
e) Si a 500 cm^3 de disolución le añadimos 200 cm^3 de disolvente ¿Cuál será la nueva molaridad de la mezcla? Solución: a) $2,94 \text{ M}$ $3,5 \text{ m}$ $0,06$ b) 150 g c) 108 g y $0,88 \text{ mol}$ d) $5,3 \cdot 10^{23}$ moléculas y $2,64 \cdot 10^{24}$ átomos e) $2,09 \text{ M}$
- 34)** En una probeta echamos 49 g de ácido sulfúrico y enrasamos a 250 cm^3 , obteniendo una disolución de densidad $1,45 \text{ g/cm}^3$. Calcular:
a) Riqueza en %, molaridad y molalidad.

MUESTRA

MUESTRA

Multiplicando por el número de Avogadro sabremos las moléculas:

$$0,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$$

Cada molécula de compuesto tiene 9 átomos de oxígeno, por tanto:

$$9 \cdot 3,01 \cdot 10^{23} = 2,71 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

Finalmente, al tener 13 átomos cada molécula, habrá:

$$13 \cdot 3,01 \cdot 10^{23} = 3,91 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$

8) a) A partir de la ecuación de los gases: $n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,6 \cdot 92,3}{0,082 \cdot 528} = 1,28$ moles de

metano. Entonces, serán: $1,28 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 7,70 \cdot 10^{23}$ moléculas.

b) El peso molecular del NH_4Cl es 53,5, por ello: $5/53,5 = 0,093$ mol de NH_4Cl .

Por último: $0,093 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 5,60 \cdot 10^{22}$ moléculas.

9) Dividiendo por los pesos atómicos hallamos la proporción en átomos-gramo (moles) de cada elemento y dividiendo posteriormente por el menor número reduciremos a cifras enteras:

$$\frac{26,67}{12} = 2,22 \text{ átomos de C} \quad \frac{71,11}{16} = 4,44 \text{ átomos de O} \quad \frac{2,22}{1} = 2,22 \text{ átomos de H}$$

Lógicamente, la fórmula empírica es: CO_2H .

Como el peso molecular es 90, la fórmula molecular ha de ser doble de la empírica.

Así, el compuesto es $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ (ácido oxálico).

10) Necesitamos: $n = M V = 1 \cdot 0,5 = 0,5$ mol de ácido puro H_3PO_4 .

Hay 1640 g en 1 L. De esa cantidad el 60 % es ácido:

984 g, que suponen $984/97 = 10,14$ moles de H_3PO_4 por cada litro.

Así pues, si hay 10,14 mol de H_3PO_4 en 1 L, para tomar 0,5 mol de H_3PO_4 , debemos coger $0,5/10,14 = 0,049$ L = 49 mL.

11) En un litro hay 1840 g de disolución $\Rightarrow 1840 \cdot 0,98 = 1803,2$ g de H_2SO_4 .

Es decir: $1803,2/98 = 18,4$ moles de $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow [\text{H}_2\text{SO}_4] = 18,4$ M.

Si tomamos 10 mL: $n = M V = 18,4 \cdot 0,01 = 0,184$ mol.

La nueva concentración es: $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,184/0,1 = 1,84$ M.

12) a) En un litro hay 1060 g de disolución $\Rightarrow 1060 \cdot 0,25 = 265$ g $\text{HNO}_3 \Rightarrow 4,206$ mol.
Luego, la molaridad: $[\text{HNO}_3] = 4,206$ M.

Como la valencia es 1, coincide con la normalidad: 4,206 N.

En 1060 g de disolución hay 795 g de disolvente, de ahí que la molalidad se podrá obtener: $m = 4,206/0,795 = 5,28$ m.

b) Hay $4,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,53 \cdot 10^{24}$ átomos en cada litro.

MUESTRA

2

20.00216

MUESTRA

MUESTRA

de ácido sulfúrico, es decir: $0,104 \cdot 98 \text{ g} = 10,192 \text{ g}$ de H_2SO_4 .

Por otro lado, sabemos que 1 mL de disolución de ácido tiene: $1,84 \cdot 0,96 = 1,766 \text{ g}$ de H_2SO_4 . Así pues, harán falta: $\frac{10,192}{1,766} = 5,77 \text{ mL}$ 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: $0,104 \cdot 233,4 = 24,27 \text{ g}$ BaSO_4 .

25) 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: $M = \frac{0,044 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,175 \text{ M}$.

26) a) Falso, porque en esas condiciones el agua no es un gas.

b) Verdadero, pues ese es el número de Avogadro.

c) Falso, su fórmula H_2O indica que el número de átomos de H es doble que el de O.

27) a) Es verdadera, porque tenemos sucesivamente dos gases encerrados en el mismo volumen y en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Falso. Dado que el peso molecular del oxígeno (O_2) es mayor, tendrá más masa el recipiente lleno de este gas.

c) También es falso, porque tendrá el mismo número de moléculas, pero hay más átomos en el caso del amoniaco (NH_3) ya que sus moléculas tienen cuatro átomos y las de oxígeno sólo dos.

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

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

29) a) $1,5 \text{ mol sacarosa} \frac{12 \text{ mol carbono}}{1 \text{ mol sacarosa}} = 18 \text{ mol átomos de carbono}$

b) La masa molar del NO_2 es 46 g, es decir, 0,046 kg/mol, que tiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, luego: $2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas NO}_2 \frac{0,046 \text{ kg}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NO}_2} = 1,99 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$

c) $0,76 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \frac{2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 1,14 \cdot 10^{22} \text{ átomos de N.}$

MUESTRA

MUESTRA

porcentaje es: $\frac{49}{362,5} \cdot 100 = 13,52 \%$.

49 g de ácido sulfúrico es 0,5 mol. Por tanto, $M = 0,5/0,25 = 2 \text{ M}$.

Para calcular la molalidad volvemos a partir de 1 L, donde hay 2 moles de soluto. La cantidad de agua se obtiene comenzando por hallar su porcentaje: $100 - 13,52 = 86,48 \%$. Eso significa que en 1450 g hay $1450 \cdot 0,8648 = 1253,95 \text{ g}$ de agua. Ya podemos

determinar la molalidad: $m = \frac{2 \text{ moles}}{1,254 \text{ kg}} = 1,59 \text{ m}$.

b) $\frac{13,52}{100} \cdot 200 = 27,04 \text{ g} \Rightarrow 0,276 \text{ mol} \Rightarrow 1,66 \cdot 10^{23} \text{ moléculas y } 1,16 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$.