

3

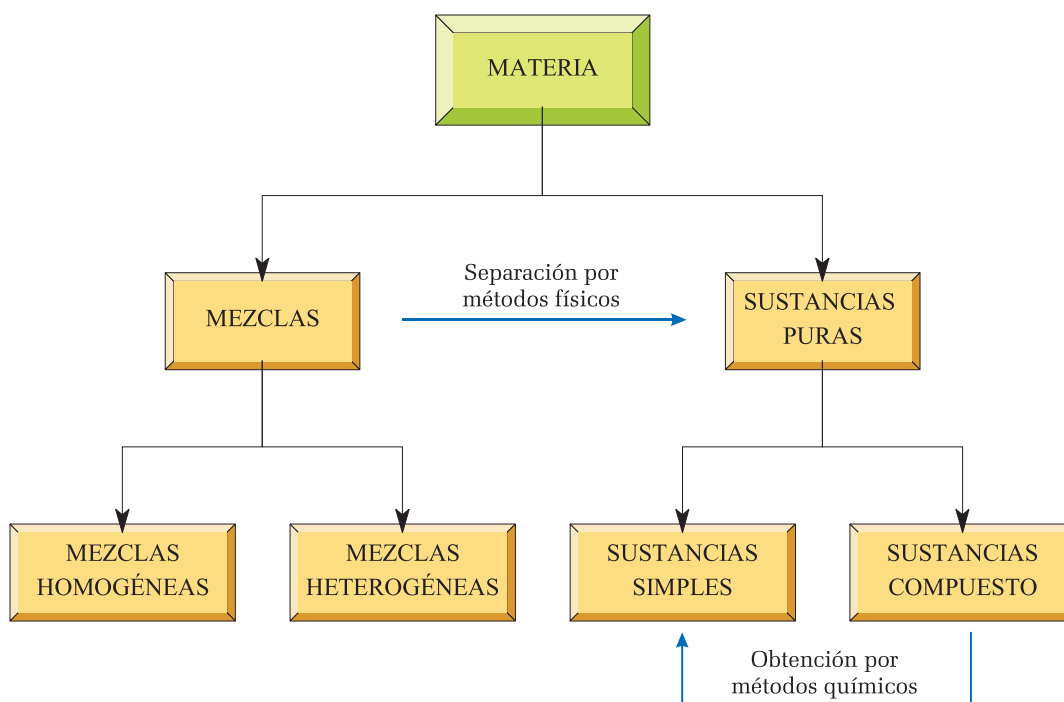
LA CANTIDAD EN QUÍMICA



1

COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

La composición de la materia es muy variada. El siguiente esquema muestra una clasificación sencilla de los distintos tipos de materia según su composición



Sustancia pura

Tiene propiedades características definidas. No puede separarse en dos o más sustancias mediante procedimientos físicos tales como: destilación, decantación, filtración, cristalización, calentamiento a sequedad, etc. Pueden ser simples o compuestos. Ejemplos: helio (He), oxígeno (O_2), agua (H_2O), ácido sulfúrico (H_2SO_4), etc.

Están formadas por una sola clase de moléculas.

Sustancia simple

Por tratarse de una sustancia, tiene propiedades características definidas. No desaparece ni por calentamiento, ni por electrólisis, ni por ningún otro procedimiento (físico o químico), para dar lugar a la aparición de otras sustancias más simples. Ejemplos: helio (He), oxígeno (O_2), ozono (O_3), etc.

Están constituidas por moléculas de una sola clase de átomos.

Sustancia compuesto

Por tratarse de una sustancia, tiene propiedades características definidas. Puede desaparecer por calentamiento o electrólisis (métodos químicos), dando lugar a la aparición de otras sustancias. Ejemplos: agua (H_2O), ácido sulfúrico (H_2SO_4), cloruro de sodio (NaCl), etc.

Están constituidas por moléculas o agrupaciones de varias clases de átomos.

Mezcla heterogénea

Está formada por varias sustancias distribuidas de forma desigual. Las propiedades varían según la zona de la mezcla que se considere. Pueden separarse en sustancias

diferentes por decantación o filtración. Ejemplos: aceite y agua, arena y agua, hierro y azufre, etc.

Están constituidas por, al menos, dos tipos de moléculas (o agrupaciones) diferentes.

Mezcla homogénea (disolución)

Está formada por varias sustancias distribuidas homogéneamente, de forma que las propiedades son las mismas en todos los puntos de la mezcla. Pueden separarse en sustancias diferentes por destilación, cristalización o calentamiento a sequedad. Ejemplos: agua y sal, vino, acero, etc.

Están constituidas por, al menos, dos tipos de moléculas (o agrupaciones) diferentes.

1.1 Símbolos y fórmulas

Símbolos

Un elemento químico es la clase de átomos que tienen el mismo número atómico. Para representar los distintos elementos se utilizan los símbolos químicos. Así, C es el símbolo del elemento carbono (clase de átomos carbono); H es el símbolo del hidrógeno, Fe el del hierro, etc.

Fórmulas

Para representar las sustancias se utilizan las fórmulas, que expresan la composición cualitativa y cuantitativa que tiene la sustancia dada.

Fórmula	Sustancia
He	Helio
N ₂	Nitrógeno
H ₂ O	Agua
Na	Sodio
HNO ₃	Ácido nítrico

A veces la fórmula coincide con el símbolo.

Cuando se trata de una especie iónica o ion, la fórmula lleva un superíndice que indica la carga eléctrica neta de dicho ion.

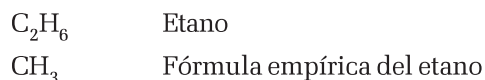
Fórmula	Ion
K ⁺	Catión potasio
Ca ²⁺	Catión calcio
NH ₄ ⁺	Catión amonio
SO ₄ ²⁻	Anión sulfato
PO ₄ ³⁻	Anión fosfato

En el caso de sustancias iónicas, no existen moléculas, sino iones; entonces no se puede hablar de moléculas, por lo que la fórmula de una sustancia iónica representa lo que se llama agregado de iones de la sustancia. Por ejemplo, la fórmula NaCl no representa a una molécula, sino a un agregado de iones Na⁺ y Cl⁻.

A.1.- Repaso de la formulación inorgánica.

Tipos de fórmulas

- **Fórmula empírica:** indica qué clase de átomos constituyen una sustancia y en qué proporción aparecen dichos átomos en la molécula o agregado de átomos o iones de la sustancia. Es la fórmula más simplificada posible. Ejemplo:

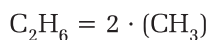


Las fórmulas de los compuestos iónicos siempre son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) está formada por el mismo número de iones Na^+ y Cl^- acomodados en una red tridimensional. En este compuesto existe una relación de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro.

- **Fórmula molecular:** nos indica concretamente, qué clase de átomos y cuántos de cada clase hay en una molécula o agregado de átomos de que se trate. Ejemplo:



La fórmula molecular es siempre un múltiplo entero de la fórmula empírica, por lo que su masa molecular también lo será.

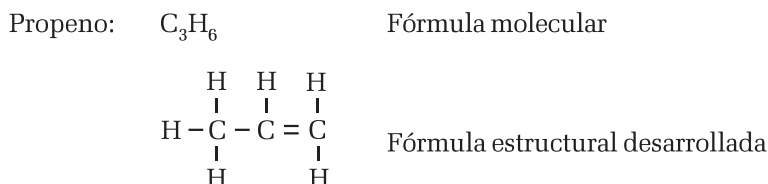


Por otra parte, para expresar el tipo de enlace y el orden en que se unen los átomos de un compuesto, se emplea la fórmula estructural.

Fórmula estructural: es aquella que informa, además de la clase y del número de átomos que hay en la molécula, de cómo se unen entre sí, es decir, del tipo y número de enlaces que hay entre los átomos.

Estudiaremos dos tipos de fórmulas estructurales:

- **Fórmula desarrollada:** en la que se visualizan todos los enlaces. Por ejemplo:



- **Fórmula semidesarrollada:** sólo se visualizan algunos enlaces. Por ejemplo:



2

CONCEPTO DE MOL

2.1 Masa atómica

La masa de un átomo es demasiado pequeña para poder expresarla en las unidades de masa usuales, es decir, gramos o kilogramos; de ahí que se defina una unidad más acorde a la realidad que estamos estudiando.

Por razones de precisión, se toma como patrón de medida la masa del isótopo 12 del carbono, ^{12}C , definiéndose como **unidad de masa atómica (uma o u)** la correspondiente a la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C .

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C})$$

Con una técnica que se denomina espectrometría de masas, se puede determinar experimentalmente la masa de los distintos átomos. En concreto, para un átomo de C se obtiene el valor $m(^{12}\text{C}) = 1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}$, lo que nos permite hallar la equivalencia entre ambas unidades. Esta es:

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}) = \frac{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12}$$

$$1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Masa atómica

Se suelen usar dos formas de expresar la masa atómica:

- **Masa atómica absoluta:** A

Es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma o u).

Masa atómica del oxígeno: $A_{\text{O}} = 15,994 \text{ u}$

Masa atómica del hierro: $A_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ u}$

- **Masa atómica relativa:** A_r

La masa atómica relativa indica el **número de veces que la masa de un átomo es mayor que la unidad de masa atómica**; y al ser un cociente de dos masas, **no tiene unidades**.

Si:

$$\frac{m(\text{Ca})}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})} = 40, \quad \text{entonces: } A_r(\text{Ca}) = 40$$

Una ventaja de utilizar esta escala de medida es que las masas atómicas coinciden, **aproximadamente**, con el número másico del isótopo en cuestión, es decir, con su número de nucleones (protones más neutrones).

Como se aprecia en la tabla, muchos elementos se presentan en la naturaleza como **mezcla de sus isótopos**, por lo que la masa atómica de un elemento es, en realidad, la **masa media ponderada** de las masas isotópicas.

Isótopo	Masa atómica	Abundancia
Mg-24	23,985	78,7%
Mg-25	24,986	10,2%
Mg-26	25,986	11,1%

Así, para el magnesio, según los datos de la tabla, su masa relativa será:

$$\text{Masa atómica del Mg} = \frac{(23,987 \cdot 78,7) + (24,986 \cdot 10,2) + (25,986 \cdot 11,1)}{100} = 24,31$$

A.2.- El cloro tiene dos isótopos, el Cl-35 y el Cl-37, cuyas masas atómicas son, respectivamente, 34,9788 y 36,9777. Siendo sus abundancias relativas 75,59 % y 24,41%, calcula la masa atómica del cloro.

$$A_{\text{Cl}} = 35,467 \text{ u}$$

Masa molecular

La masa molecular se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que forman la molécula o agrupación de átomos o iones.

Por ejemplo, el dióxido de carbono presenta la fórmula molecular CO_2 . Teniendo en cuenta que las masas atómicas relativas de C y O son, respectivamente, 12,01 y 16,00, su masa molecular relativa será:

$$M_m = 12,01 + 2 \times 16,00 = 44,01$$

Pero numerosas sustancias, como es el caso de los **compuestos iónicos**, no están formadas por moléculas, por lo que no es posible hablar de masa molecular.

En este caso, es más correcto hablar de **masa fórmula**, que es simplemente la **suma de las masas de los átomos que aparecen en la unidad fórmula** (o fórmula empírica).

Tomando como ejemplo el cloruro de magnesio, cuya unidad fórmula es MgCl_2 , al ser las masas atómicas relativas de Mg y Cl, 24,31 y 35,45, respectivamente, su masa fórmula relativa, que representaremos también por M_m , será:

$$M_m = 24,31 + (2 \times 35,45) = 95,21$$

2.2 El mol

En el laboratorio se trabaja con muestras macroscópicas que contienen una gran cantidad de átomos. Si utilizásemos la unidad de masa atómica, los números resultantes serían muy grandes. Además, el instrumento de medida que utilizamos para medir masas, la balanza, expresa los resultados en gramos y no en unidades de masa atómica.

En consecuencia, es conveniente contar con una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. La idea de una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el par (dos cosas) y la docena (12 cosas) son unidades de uso común. Los químicos miden los átomos y las moléculas en moles.

El mol es la unidad de **cantidad de sustancia** en el sistema SI.

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos (o 0,012 kilogramos) del isótopo de carbono-12.

El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. El valor aceptado en la actualidad es $1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Este número se denomina **constante de Avogadro**, N_A , en honor del científico italiano Amedeo Avogadro.

La **constante de Avogadro**, N_A , es igual a $6,022 \cdot 10^{23}$

Usando la constante de Avogadro podemos definir el mol de otra forma más sencilla:

El mol es la cantidad de sustancia que hay en un número de Avogadro de las partículas que estemos considerando.

Cuando se utiliza el mol, las entidades elementales deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de otras partículas.

Al igual que una docena de naranjas contiene doce naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.

Masa molar

¿Por qué la constante de Avogadro es un número tan raro? Los científicos pusieron como condición a la hora de definir el mol que la masa de sustancia que hubiese en un mol de esa sustancia fuese un número de gramos igual a su masa atómica o molecular relativa. Establecida esa condición sabían que en todos los moles habría el mismo número de partículas, pero no sabían cuál era ese número.

La **constante de Avogadro** se determinó experimentalmente de tal manera que la masa de ese número de átomos o de moléculas de una sustancia coincidiese con un número de gramos igual a la masa atómica o molecular relativa de esa sustancia.

De acuerdo con lo que hemos descrito podemos decir:

- * La masa de 1 mol de átomos de hidrógeno es 1 g.
- * La masa de 1 mol de moléculas de dihidrógeno es 2 g.
- * La masa de 1 mol de átomos de magnesio es 24,31 g.
- * La masa de 1 mol de unidades fórmula de cloruro de sodio es 58,5 g.
- * La masa de 1 mol de unidades fórmula de óxido de aluminio es 102 g.

En la fotografía se muestra 1 mol de varias sustancias comunes.



1 mol de átomos de hierro, 1 mol de unidades fórmula de cloruro de sodio, 1 mol de moléculas de agua y 1 mol de átomos de azufre

Llamamos **masa molar, M** , de una sustancia a la masa de un mol de dicha sustancia. Su unidad en el SI es el kilogramo/mol, aunque frecuentemente se expresa en gramos/mol.

Obsérvese que la masa molar (en gramos) de una sustancia o especie química viene expresada por un número que coincide con el de la masa (en unidades de masa atómica) de una sola de sus unidades elementales (átomos, moléculas, etc.).

Especie química	Unidad elemental	Masa unidad elemental (u)	Masa de 1 mol de unidades elementales (g)
Fe	Átomo: Fe	55,9	55,9
CO ₂	Molécula: CO ₂	44,0	44,0
NaCl	Unidad fórmula: NaCl	58,5	58,5
NO ₃ ⁻	Ion: NO ₃ ⁻	62,0	62,0

Así, si la masa de 1 mol de carbono ($A = 12$ u) debe ser 12 g, la constante de Avogadro se puede obtener a partir de:

$$M_C = N_A \cdot A_C \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}$$

$$N_A = \frac{M_C}{A_C \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}}$$

$$N_A = \frac{12 \text{ g/mol}}{12 \text{ u/átomo} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$$

En el caso de las sustancias simples: O_2 , N_2 , P_4 , etc., es necesario especificar si el mol se refiere a átomos o a moléculas.

Relación entre la cantidad de sustancia, n , la masa molar, M , y la masa de una sustancia o especie química, m :

$$n = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

EJEMPLO 1

Una muestra de 10 g contiene un 55% de sulfato de cobre (II) y el resto, de fosfato de cobre (II). Calcula:

- La cantidad de sustancia de cada una de las sales presentes y de cada uno de los iones que forman esas sales.
- El número de átomos de oxígeno y de fósforo presentes en la muestra.

Datos: Masa atómicas: S = 32, O = 16, Cu = 63,5, P = 31.

a) La muestra está formada en masa por: $10 \cdot (55/100) = 5,5$ g de $CuSO_4$ y $10 - 5,5 = 4,5$ g de $Cu_3(PO_4)_2$.

Las masas molares son: 159,5 g/mol y 380,5 g/mol para cada una, respectivamente. Las cantidades de sustancia serán:

$$n = 5,5 / 159,5 = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol de unidades fórmula de } CuSO_4$$

$$n = 4,5 / 380,5 = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol de unidades fórmula de } Cu_3(PO_4)_2$$

A partir de las fórmulas vemos que 1 mol de sulfato de cobre (II) contiene 1 mol de iones sulfato, SO_4^{2-} y 1 mol de iones cobre (II), Cu^{2+} ; y que 1 mol de fosfato de cobre (II) está constituido por 2 mol de iones fosfato, PO_4^{3-} y tres mol de iones cobre (II), Cu^{2+} . Luego, en la muestra habrá:

$$n = 1 \cdot 3,4 \cdot 10^{-2} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol de iones } SO_4^{2-}$$

$$n = 2 \cdot 1,2 \cdot 10^{-2} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol de iones } PO_4^{3-}$$

$$n = 1 \cdot 3,4 \cdot 10^{-2} + 3 \cdot 1,2 \cdot 10^{-2} = 7 \cdot 10^{-2} \text{ mol de iones } Cu^{2+}$$

b) Cada unidad fórmula de $CuSO_4$ contiene 4 átomos de O; y en el $Cu_3(PO_4)_2$ hay 8 átomos de O y 2 átomos de P. Por tanto, el número de átomos será:

$$N = 1,2 \cdot 10^{-2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 1,45 \cdot 10^{22} \text{ átomos de P}$$

$$N = 3,4 \cdot 10^{-2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 4 + 1,2 \cdot 10^{-2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 8 = 1,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

A.3*.- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de aluminio?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?

A.4*.- En 0,5 mol de dióxido de carbono, calcula:

a) El número de moléculas de dióxido de carbono.

b) La masa de esta sustancia.

c) El número total de átomos.

A.5*.- La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida. Su fórmula es $C_{21}H_{22}N_2O_2$. Para 1 mg de estricnina, calcula:

a) La cantidad de sustancia de átomos de carbono.

b) El número de moléculas de estricnina.

c) El número de átomos de nitrógeno.

3

LEYES DE LOS GASES

La teoría cinético-molecular describe los gases como sustancias compuestas de moléculas muy separadas entre sí y en continuo movimiento. Dicha teoría ayuda a entender mejor la relación existente entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de un gas. Estas magnitudes permiten estudiar el comportamiento de un gas a través de una serie de leyes, que vamos a ver a continuación.

Ley de Boyle

Hacia mediados del siglo XVII, R. Boyle, estudiando la relación entre la **presión** ejercida por un gas y el **volumen** que este ocupa encontró que:

Manteniendo constante la temperatura, el volumen ocupado por una cantidad fija de gas es inversamente proporcional a la presión del gas.

Es decir: $V \propto 1/p$. Si escribimos la presión y el volumen en el mismo lado de la ecuación, la ley de Boyle se puede escribir así:

$$pV = cte \quad (T \text{ y } n \text{ constantes})$$

Ley de Charles-Gay Lussac

La **temperatura** también afecta al **volumen** de los gases. Los científicos franceses J. Charles y J. Gay Lussac en el siglo XIX, estudiaron la dependencia del volumen de un gas respecto a la temperatura, a presión constante, encontrando, en todos los casos, una relación lineal que puede expresarse así:

$$V = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} t \right)$$

Si representas los valores de V y t se obtiene la gráfica de una recta que extrapolada predice que a $-273,15^\circ\text{C}$ el volumen del gas sería cero. A ese valor de la temperatura se le llamó **cero absoluto**, indicando con ello que no se podía sobrepasar.

El físico inglés Lord Kelvin (1824-1907) propuso una nueva escala de temperaturas cuyo origen fuese el cero absoluto y que fue llamada escala absoluta de temperaturas. En esta escala, la unidad de temperatura se denomina kelvin. La relación entre esta escala y la Celsius es:

$$T = t + 273$$

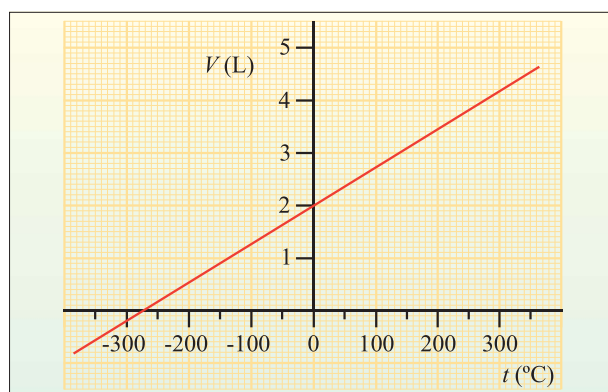
T representa la temperatura en la escala absoluta y t en la escala Celsius.

La ley de Charles-Gay Lussac establece:

A presión constante, el volumen de una cantidad fija de gas es proporcional a su temperatura absoluta.

Es decir: $V \propto T$. Si escribimos el volumen y la temperatura en el mismo lado de la ecuación, la ley de Charles-Gay Lussac se puede escribir así:

$$\frac{V}{T} = cte \quad (P \text{ y } n \text{ constantes})$$



Conviene hacer notar que, en la formulación de esta ley, la temperatura es la temperatura absoluta (expresada en K, kelvin).

Ley de Avogadro

En 1811 el científico italiano A. Avogadro complementó los trabajos de Boyle, Charles y Gay Lussac, relacionando el volumen de una muestra de gas con el número de moléculas que contiene. Avogadro estableció que:

A igualdad de presión y temperatura, volúmenes iguales de dos gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.

Ahora es: $V \propto n$, y si escribimos el volumen y la cantidad de sustancia (proporcional al número de moléculas) en el mismo lado de la ecuación, la ley de Avogadro puede escribirse así:

$$\frac{V}{n} = cte \quad (P \text{ y } T \text{ constantes})$$

3.1 Gases ideales

Las leyes anteriormente estudiadas sólo son rigurosamente válidas para gases que se comportan de forma ideal. Sin embargo, en la mayoría de los casos, los gases no presentan dicho comportamiento y las leyes que los describen son bastante más complejas.

Podemos considerar que las desviaciones de la «idealidad» derivan de las interacciones entre las moléculas del gas. Si estas interacciones son muy intensas, las moléculas del gas pueden unirse, dando un sistema más condensado; es decir, más próximo al estado líquido que al gaseoso.

Los hechos experimentales concuerdan con esta idea, y muestran que, a **‘bajas presiones y temperaturas moderadas**, cualquier gas se comporta como un gas ideal. Por el contrario, a altas presiones y bajas temperaturas, el gas se aleja de la idealidad.

Por último, una aproximación adicional es suponer que el volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable frente al volumen del recipiente que las contiene. Así, podemos descartar, de nuevo, las interacciones entre las moléculas del gas.

Ecuación de estado de los gases ideales

Resumiendo las leyes de los gases que se han analizado hasta el momento:

Ley de Boyle: $pV = cte \quad (T \text{ y } n \text{ constantes})$

Ley de Charles-Gay Lussac: $\frac{V}{T} = cte \quad (P \text{ y } n \text{ constantes})$

Ley de Avogadro: $\frac{V}{n} = cte \quad (P \text{ y } T \text{ constantes})$

Se pueden combinar las tres expresiones para obtener una sólo ecuación:

$$V \propto \frac{nT}{p} \Rightarrow V = R \frac{nT}{p}, \text{ o en la forma más usual:}$$

$$pV = nRT$$

Otra forma de expresar la ecuación de los gases ideales es:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

que relaciona las variables p , V y T en dos estados distintos para una misma cantidad de gas.

donde R , la constante de proporcionalidad, se denomina la constante de los gases.

Su valor cuando la presión se expresa en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en kelvin es: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Mientras que en unidades del SI es $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Volumen molar

Como su nombre indica, el **volumen molar de una sustancia es el volumen que ocupa un mol de dicha sustancia**. Mientras que para sólidos y líquidos, el volumen molar es característico de cada sustancia, para los gases, dicho volumen prácticamente coincide.

Experimentalmente, se observa que, a 0°C (273,15 K) y 1 atm de presión 1 mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,414 L. Dichas condiciones de presión y temperatura se denominan **condiciones normales** (de aquí en adelante escribiremos c.n.).

Sustancia	Estado de agregación (c.n.)	Volumen molar(c.n.)
Hierro	sólido	7,1 cm ³
Caliza	sólido	34,1 cm ³
Agua	líquido	18,0 cm ³
Oxígeno	gas	22,39 L
Hidrógeno	gas	22,43 L
Nitrógeno	gas	22,40 L
Amoníaco	gas	22,09 L

A.7*.- En tres recipientes indeformables de la misma capacidad y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifica en cuál de los tres:

- a) Hay mayor número de moléculas.
- b) Es menor la presión.
- c) Hay mayor número de átomos.

A.8*.- a) ¿Qué volumen es mayor, el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?

- b) ¿Qué masa es mayor, la de un mol de nitrógeno o la de un mol de oxígeno?
- c) ¿Dónde hay más moléculas?

A.9*.- Dos recipientes A y B contienen sendos gases diatómicos diferentes que están a la misma presión y temperatura. Razona cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) Los dos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
- b) Si el volumen de los recipientes es igual, la masa de gas contenida será la misma.
- c) Los dos gases tienen la misma densidad.

A.10.- Calcula la masa de cloro que hay en un matraz de 250 mL, a 35°C y 750 mm Hg.

A.11*.- Calcula la masa molecular de un gas, si 2,89 g del mismo encerrados en un recipiente de 2 L tienen una presión de 0,5 atm a la temperatura de 27°C .

A.12.- Un matraz de vidrio vacío pesa 40,210 g. Lleno con oxígeno pesa 41,002 g, y con un óxido de azufre (a las mismas p y T), 41,795 g. ¿Cuál es ese óxido?:
a) SO b) SO₂ c) SO₃

Densidad de un gas. Determinación de masas moleculares

La densidad de una sustancia se obtiene dividiendo su masa entre el volumen que ocupa ($d = m/V$). En el caso de los gases, como el volumen varía de forma apreciable con la temperatura y la presión (leyes de Charles-Gay Lussac y Boyle), también lo hará la densidad.

La observación detenida de la ecuación de los gases ideales, $pV = nRT$, permite ver que existe una relación entre densidad y masa molar, por lo que, conocido el valor de la densidad de un gas, podemos determinar su masa molecular.

En efecto, teniendo en cuenta la relación existente entre cantidad de sustancia, masa y masa molar, $n = m/M$, al sustituir esta expresión en la ecuación de estado de los gases ideales tendremos:

$$pV = nRT; \quad pV = (m/M)RT \quad \text{o bien} \quad pM = (m/V)RT$$

Pero el cociente m/V es, por definición, la densidad. Por tanto, despejando, la masa molar será:

$$M = \frac{dRT}{p}$$

EJEMPLO 2

Si la densidad de un gas, a 20 °C y 600 mmHg es de 1,04 g/L, ¿cuál es su masa molecular?

Aplicando la expresión: $M = \frac{dRT}{p}$, nos quedará:

$$M = 1,04 \cdot 0,082 (20 + 273) \cdot 760 / 600 = 31,7 \text{ g/mol}$$

Si su masa molar es 31,7, su masa molecular será 31,7 u.

A.13.- Conociendo que la densidad de un cierto gas a 35 °C y 350 mm Hg es 1,12 g/L, calcula la masa molecular de dicho gas.

Ley de Dalton de las presiones parciales

Las leyes de los gases se aplican tanto a un único gas como a una mezcla de gases. Estudiando la composición del aire. J. Dalton llegó, en 1801, a la siguiente conclusión:

En una mezcla de gases no reactivos la presión total es la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviese solo en la mezcla.

Es decir, se cumple que: $p_{\text{total}} = \sum p_i$, siendo p_i la presión que ejerce cada gas, llamada **presión parcial**.

La presión parcial es la presión que ejercería ese gas si estuviese solo ocupando ese recipiente.

Por otro lado, se cumplirá:

$$p_i = n_i \frac{RT}{V}$$

siendo n_i , el número de moles del gas considerado, V , el volumen total de la mezcla, y T , la temperatura a la que se encuentra.

En el SI, la unidad de presión es el N/m^2 o Pascal (Pa). Sin embargo, comúnmente utilizamos el bar, la atmósfera (atm) y los milímetros de mercurio (mmHg) o torr. Las equivalencias entre estas unidades son:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} \text{ (760 Torr)}$$

- Relación entre la presión parcial de un gas y la concentración

Puesto que la composición de una mezcla de gases se puede describir en términos de fracciones molares:

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\text{Sabemos que: } p_i = n_i \frac{RT}{V} \cdot \frac{n_T}{n_T} = \frac{n_i}{n_T} \cdot \frac{RT}{V} n_T$$

$$\text{Como la presión total: } p = \frac{n_T RT}{V}, \text{ entonces: } p_i = x_i p$$

la presión parcial que ejerce un componente dado de la mezcla, p_i , está relacionado con la presión total p y la fracción molar x_i .

Una aplicación de esta ley se presenta cuando se recoge un gas sobre agua, por ejemplo, hidrógeno. Al pasar las burbujas del gas hidrógeno sobre el agua, arrastran moléculas de vapor de agua, por lo que la presión que marca el manómetro será la suma de la presión parcial que ejerce el hidrógeno más la presión que ejerce el vapor de agua.

EJEMPLO 3

Dos recipientes, ambos de 100 L de capacidad, contienen 12 kg de butano y 8 kg de propano, respectivamente. Si se conectan los dos recipientes se alcanza el equilibrio midiéndose una presión total de 6 atm. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas en la mezcla en equilibrio.

Suponiendo que se comportan ambos como gases ideales y conociendo sus respectivas masas molares: 58 g/mol para el butano y 44 g/mol para el propano, la cantidad de sustancia para ellos será:

$$n = 12\,000 / 58 = 206,9 \text{ mol de moléculas } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

$$n = 8\,000 / 44 = 181,8 \text{ mol de moléculas } \text{C}_3\text{H}_8$$

Para hallar las presiones parciales, calcularemos previamente las fracciones molares de ambos gases:

$$x_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 206,9 / (206,9 + 181,8) = 0,53; \quad x_{\text{C}_3\text{H}_8} = 1 - 0,53 = 0,47$$

dado que la suma de todas las fracciones molares es 1. Ahora, aplicamos la expresión $p_i = p \cdot x_i$:

$$p_{\text{butano}} = 6 \cdot 0,53 = 3,18 \text{ atm}; \quad p_{\text{propano}} = 6 \cdot 0,47 = 2,82 \text{ atm}$$

La suma de ambas presiones debe coincidir con el valor de la presión total.

EJEMPLO 4

Un matraz de 20 L a 25 °C contiene 3 g de oxígeno, 2 g de nitrógeno y 1 g de hidrógeno. Calcula:

a) La presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla.

b) La presión total de la mezcla a 25 °C y la que ejerce si elevamos la temperatura a 50 °C.

a) Según la ley de Dalton, podemos calcular con la ecuación de estado de los gases ideales, la presión parcial de cada gas de la mezcla si en lugar de utilizar la cantidad de sustancia total, usamos la de cada gas. Para ello, comenzamos calculando las cantidades de sustancia:

$$n = 3 / 32 = 0,094 \text{ mol de moléculas O}_2$$

$$n = 2 / 28 = 0,071 \text{ mol de moléculas N}_2$$

$$n = 1 / 2 = 0,5 \text{ mol de moléculas H}_2$$

Aplicando, ahora, la ecuación de estado:

$$p_{\text{CO}_2} = (0,094 \cdot 0,082 \cdot 298) / 20 = 0,115 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = (0,071 \cdot 0,082 \cdot 298) / 20 = 0,087 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = (0,5 \cdot 0,082 \cdot 298) / 20 = 0,611 \text{ atm}$$

b) La presión total será la suma de las parciales según la ley de Dalton: $p_t = \sum p_i$:

$$p_t = 0,115 + 0,087 + 0,611 = 0,812 \text{ atm}$$

También podríamos aplicar la ecuación de estado considerando la cantidad de sustancia total para obtener la presión anterior.

Si calentamos la mezcla 50 °C, la presión total la obtenemos aplicando la ecuación de estado:

$$p \cdot 20 = (0,094 + 0,071 + 0,5) 0,082 (273 + 50); \quad \text{de donde, } p = 0,881 \text{ atm}$$

A.14.- Una mezcla de 7 g de metano y 5 g de acetileno ejercen una presión sobre el recipiente de 700 mmHg. Calcula la presión parcial de cada uno de los gases.

A.15.- Un recipiente de 5 L contiene H₂ a 25 °C y 700 mm Hg, y otro de 10 L contiene He a 25 °C y 500 mm Hg. Tras conectar los dos recipientes y alcanzar el equilibrio, calcula las presiones parciales de cada gas y la presión total de la mezcla.

A.16.- Dos recipientes, con el mismo volumen y temperatura, conectados a través de un tubo de volumen despreciable dotado de una llave de paso, contienen helio y neón a presiones de 15 y 3 atm, respectivamente. Cuando se abre la llave de paso y se establece el equilibrio:

a) La presión parcial de los dos gases es igual.

b) El volumen ocupado por los dos gases es idéntico.

c) La velocidad media de las moléculas de neón es la quinta parte de la velocidad media de las moléculas de helio.

d) La concentración de los dos gases es igual.

Justifica la veracidad o falsedad de las afirmaciones anteriores.

4

COMPOSICIÓN CENTESIMAL. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

Cuando se descubre una nueva sustancia, la primera cuestión que debemos plantearnos es la de conocer su fórmula química, lo que exige conocer los elementos que la forman y la proporción en la que se encuentran, es decir, lo que se llama la fórmula empírica, y además conocer el número de átomos de cada clase que hay en cada unidad estructural del compuesto para poder escribir lo que se llama la fórmula molecular. Se debe tener en cuenta que una misma fórmula empírica puede corresponder a varias sustancias diferentes, por lo que es necesario conocer la fórmula molecular si queremos conocer una sustancia. Por ejemplo, la misma fórmula empírica CH puede corresponder a sustancias diferentes como el acetileno y el benceno, cuyas fórmulas moleculares son C₂H₂ y C₆H₆.

En realidad es aún más complicado, pues la misma fórmula molecular puede corresponder también a diferentes sustancias, debido a lo que se conoce como isomería.

Un primer paso para determinar la fórmula puede ser conocer la composición centesimal de una sustancia. La composición centesimal informa del porcentaje en masa de cada clase de átomos que forman un determinado compuesto. Así, si decimos que un compuesto está formado por el 92,3 % de carbono y el 7,7 % de hidrógeno queremos decir que de cada 100 g de ese compuesto, 92,3 g sería la masa de los átomos de carbono y 7,7 g sería la masa de los átomos de hidrógeno. Puesto que se trata de un porcentaje, lo anterior también sería válido si lo referimos a 100 kg de compuesto, o a 100 unidades atómicas de masa.

A.17.- Analizada una muestra de 14 g de un compuesto se obtuvo que 2 g eran de hidrógeno y 12 g eran de carbono. Calcula la composición centesimal de ese compuesto.

A.18.- Calcula la composición centesimal del dicromato de potasio.

Conocida la composición centesimal de un compuesto se puede calcular su fórmula empírica.

EJEMPLO 5

Sabiendo que la composición centesimal de un compuesto es 14,29 % de hidrógeno y 85,71 % de carbono, determina su fórmula empírica.

Puesto que se trata de establecer la proporción entre los átomos de carbono y de hidrógeno, podemos suponer que tenemos cualquier cantidad de esa sustancia. Supongamos que tenemos 100 g, de los que 14,29 g corresponden a los átomos de hidrógeno y 85,71 g corresponden a los átomos de carbono. Teniendo en cuenta las masas molares del carbono y del hidrógeno, la cantidad de sustancia de cada clase sería:

$$n_{\text{H}} = 14,29/1 = 14,29 \text{ mol de átomos de hidrógeno}$$

$$n_{\text{C}} = 85,71/12 = 7,14 \text{ mol de átomos de carbono}$$

Como en cada mol hay siempre el mismo número de átomos, las cifras anteriores suponen la relación existente entre el número de átomos de carbono e hidrógeno. Por tanto, una posible fórmula empírica sería: $\text{C}_{7,14}\text{H}_{14,29}$. Puesto que lo que nos interesa es la proporción entre los átomos, parece aconsejable escribir la misma proporción con los números más sencillos posibles. Para ello, podemos dividir ambos subíndices por el número más pequeño, 7,14 en este caso, y obtendríamos que la fórmula sería: C_1H_2 o CH_2 , que nos indica que la proporción es de 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono en este compuesto.

Para poder calcular la fórmula molecular que corresponde a un compuesto determinado necesitamos conocer además de la fórmula empírica su masa molar. La masa molar se puede determinar experimentalmente por procedimientos relativamente sencillos, un método sería medir el volumen que ocupa una cantidad conocida de la muestra en estado gaseoso. La aplicación de la ecuación de los gases ideales permite obtener de forma inmediata la masa molar.

Supongamos que hemos determinado la fórmula empírica y la masa molar; para determinar la fórmula molecular procederemos como en el ejemplo siguiente.

EJEMPLO 6

La fórmula empírica de un compuesto es CH_2 . Halla su fórmula molecular si su masa molar es 56 g/mol.

Si la fórmula empírica es CH_2 , la fórmula molecular debe mantener la misma proporción entre los átomos de carbono y de hidrógeno, por lo que podríamos escribirla de forma genérica como $(\text{CH}_2)_x$. El problema consiste en hallar x .

Puesto que la masa molar es 56 g/mol, la masa molecular relativa es 56. Teniendo en cuenta las masas atómicas relativas del átomo de carbono y del átomo de hidrógeno podremos escribir:

$$56 = (12 + 2 \cdot 1) x; \quad x = 4$$

La fórmula molecular será $(\text{CH}_2)_4$, que la podemos escribir también como C_4H_8

EJEMPLO 7*

El ácido láctico es un compuesto orgánico de carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar completamente 8,00 g de ácido láctico, se producen 11,7 g de dióxido de carbono y 4,8 g de agua. Cuando se vaporizan 1,35 g de ácido láctico a 150°C en un recipiente de 300 mL, en el que se ha hecho el vacío, la presión ejercida es de 1318 mm Hg. Determinar la fórmula molecular del ácido láctico.

Cuando un compuesto orgánico se quema completamente, todo su C pasa a dióxido de carbono y todo su H a agua. Teniendo en cuenta las masas molares del CO_2 y el H_2O , 44,0 g/mol y 18,0 g/mol, respectivamente, podremos escribir:

$$\frac{44 \text{ g CO}_2}{12 \text{ g C}} = \frac{11,7}{x}; \quad x = 3,19 \text{ g C} \qquad \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{2 \text{ g H}} = \frac{4,8}{y}; \quad y = 0,533 \text{ g H}$$

El resto, hasta 8 g, será oxígeno: $8 \text{ g} - (3,19 + 0,533) \text{ g} = 4,28 \text{ g O}$.

Si ahora estas cantidades las dividimos entre sus respectivas masas molares, obtendremos la cantidad de sustancia de átomos de C, H y O que contiene la muestra. Normalmente no obtenemos números enteros:

$$\frac{3,19 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,266 \text{ mol C}; \qquad \frac{0,533 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 0,533 \text{ mol H}; \qquad \frac{4,28 \text{ g O}}{16 \text{ g/mol}} = 0,267 \text{ mol O}$$

Para solucionarlo, dividimos entre el menor de los tres, 0,266, y se obtienen: 1 mol C, 2 mol H y 1 mol O. Como la relación en número de átomos ha de ser la misma, la fórmula empírica será: CH_2O .

Para obtener la fórmula molecular, necesitamos conocer la masa molar. Suponiendo comportamiento ideal, se obtendrá sustituyendo valores en la ecuación de los gases ($pV = nRT$):

$$(1318 / 760) 0,3 = (1,35 / M) 0,082 (273 + 150)$$

de donde la masa molar, $M = 90 \text{ g/mol}$. Esta masa molecular es el triple de la correspondiente a la fórmula empírica (30 g/mol); por tanto, la fórmula molecular será:

Fórmula molecular = Fórmula empírica \times n° entero

Fórmula molecular = $\text{CH}_2\text{O} \times 3 = \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$

A.19. Calcula la fórmula molecular de una sustancia si su análisis ha dado la siguiente composición centesimal: 7,91 % de carbono, 21,07 % de oxígeno y 71,02 % de plata. Su masa molecular es 303,76 u.

A.20. Al calentar 1 g de limaduras de hierro en corriente de cloro se obtienen 2.904 g de cloruro de hierro (III). Calcula la fórmula empírica de la sal.

A.21*.- Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, sabiendo que:

- En estado de vapor, 2 g de compuesto, recogido sobre agua a 715 mm de Hg y 40 °C, ocupan un volumen de 800 mL.

- Al quemar completamente 5 g de compuesto, se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.

Dato: Presión de vapor del agua a 40 °C = 55 mm de Hg.

5

DISOLUCIONES

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias diferentes.

A cada una de las sustancias que participan en la disolución se le llama componente. Cuando una disolución está formada por dos componentes, a uno se le llama **disolvente** y al otro **soluto**.

Disolvente: es el componente que se encuentra en mayor proporción en la disolución.

Soluto: es aquel componente que se encuentra en menor proporción en la disolución.

Este criterio no es fijo, ya que, independientemente de las proporciones en que se encuentren los componentes, se considera que:

1. Cuando la disolución está formada por un sólido y un líquido, resultando una fase final líquida, el soluto es siempre el sólido y el disolvente el líquido.
2. En disoluciones acuosas, el agua suele ser siempre el disolvente.

5.1 Concentración de una disolución

La **concentración** de una disolución es la proporción que hay entre el soluto y el disolvente en una disolución.

Se utilizan los términos disolución **diluida** y **concentrada** para expresar bajas o altas concentraciones, respectivamente.

Solubilidad y saturación

Puesto que las disoluciones acuosas son las más frecuentes en la naturaleza, definiremos la **solubilidad de una sustancia en agua** como:

La cantidad máxima de esa sustancia que se puede disolver en 100 g de agua a una temperatura dada.

Cuando se supera esta cantidad máxima de soluto, tendremos una **disolución saturada** (y habrá un precipitado sólido que no se disuelve). La solubilidad depende de la temperatura y de la naturaleza de la sustancia que se disuelve.

La solubilidad de un sólido en un líquido, generalmente, aumenta con la temperatura. Mientras la solubilidad de un gas en un líquido disminuye al aumentar la temperatura.

5.2 Formas de expresar la concentración

a) Porcentaje en masa: masa de soluto en gramos que hay en cada 100 g de disolución.

$$\text{Se calcula: } \% \text{ masa} = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \cdot 100$$

b) Partes por millón: masa de soluto en gramos que hay en cada millón de gramos de disolución.

Se calcula: $ppm = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \cdot 10^6$

c) Porcentaje en volumen.

Se suelen dar dos formas de expresar el porcentaje en volumen, según que la relación sea masa-volumen o volumen-volumen.

1.- Relación es masa-volumen, el porcentaje en volumen se expresa como: masa de soluto en gramos que hay en cada 100 mL de disolución.

Se calcula: $\% \text{ volumen} = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{V_{\text{disolución}} (\text{mL})} \cdot 100$

2.- Relación es volumen-volumen, el porcentaje en volumen se expresa como: volumen de soluto en mililitros que hay en cada 100 mL de disolución.

Se calcula: $\% \text{ volumen} = \frac{V_{\text{solute}} (\text{mL})}{V_{\text{disolución}} (\text{mL})} \cdot 100$

d) Molaridad: c , M o [solute]

La molaridad es la cantidad de sustancia de soluto, en moles, que hay en cada litro de disolución.

Se calcula: $c = \frac{\text{Cantidad de sustancia de soluto (mol)}}{\text{Volumen de disolución (L)}}$

Es decir: $c = \frac{n_s}{V}$

La unidad de molaridad se suele expresar: mol/L o bien M

e) Fracción molar: x

La fracción molar del soluto es la relación entre la cantidad de sustancia de soluto, en moles, (n_s) y el número total de moles de la disolución (soluto y disolvente: ($n_s + n_d$)). No tiene unidades.

Se calcula: $x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$

La fracción molar del disolvente se calcula de forma similar.

Es evidente que $0 < x < 1$. También se comprueba fácilmente que:

$$x_s + x_d = 1$$

EJEMPLO 8

La etiqueta de un frasco de ácido clorhídrico indica que se trata de una disolución al 35 % en peso y de densidad 1,19 g/mL. Calcula: molaridad y fracción molar del soluto y del disolvente.

a) Si tomamos 1 L (1000 mL) de disolución, podemos calcular su masa con la definición de densidad, $d = m/V$. La masa de la disolución será:

$$m = Vd; \quad m = 1000 \cdot 1,19 = 1190 \text{ g de disolución}$$

De esta masa sólo el 35 % es ácido clorhídrico puro: $1190 (35 / 100) = 416,5 \text{ g}$.

Por ello, la cantidad de sustancia de soluto es:

$$n = 416,5 / 36,5 = 11,7 \text{ mol de moléculas HCl}$$

Como esta cantidad de sustancia está contenida en 1 L de disolución, la molaridad será:

$$c = \frac{n_s}{V}; \quad c = 11,7 / 1 = 11,7 \text{ mol/L}$$

Antes calculamos la masa de ácido puro, 416,5 g, que estaban en 1190 g de disolución. Por ello, la masa de agua será el resto: $m = 1190 - 416,5 = 773,5$ g.

La cantidad de sustancia de agua es:

$$n = 773,5 / 18 = 43,0 \text{ mol de moléculas de agua}$$

Y las fracciones molares son:

$$x_{\text{HCl}} = 11,7 / (11,7 + 43,0) = 0,21$$

$$x_{\text{agua}} = 1 - 0,21 = 0,79$$

A.22.- Se disuelven 20,0 g de ácido sulfúrico puro en 100,0 mL de agua destilada y se obtiene una disolución de densidad 1,08 g/mL. Calcula la concentración de esta disolución en:

- % en peso.
- Molaridad.

A.23*.- Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de este ácido en 1500 mL de disolución. Calcula la fracción molar del disolvente y del soluto de la disolución.

A.24.- En 200 g de agua se disuelven 12 g de cloruro de sodio. La densidad de la disolución es 1,1 g/cm³. Halla su concentración: a) En porcentaje en peso. b) En g/L. c) En molaridad.

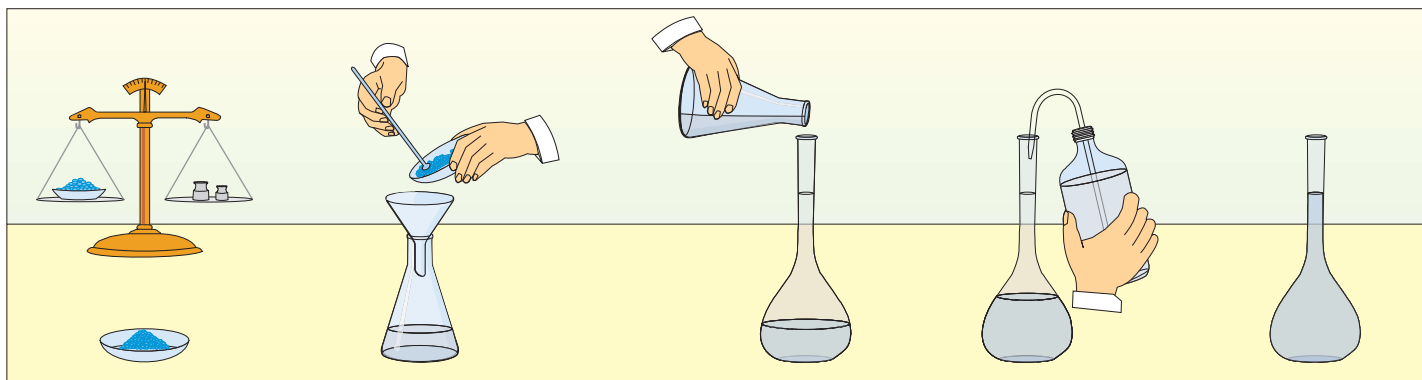
5.3 Preparación de disoluciones

Hemos comentado que las disoluciones más usuales son las acuosas; es decir, aquellas donde el agua es el disolvente. Un aspecto muy importante en el trabajo del químico es la preparación de disoluciones, proceso que requiere dos etapas:

A) Cálculos teóricos. En la que habrá que calcular la cantidad de soluto que hay que disolver.

B) Realización práctica. El procedimiento a seguir es el siguiente:

- 1.- Se pesa en una balanza la cantidad de soluto que previamente hemos calculado.
- 2.- Se echa el soluto dentro de un vaso de precipitados o de un erlenmeyer y lo disolvemos con agua destilada.
- 3.- Se vierte la disolución en un matraz aforado cuyo volumen sea el que deseamos preparar. Con un poco de agua destilada se enjuaga el recipiente donde hicimos la disolución y se añade al matraz aforado.
- 4.- Por último se sigue añadiendo agua destilada hasta completar el volumen final, cuidando de que el nivel del líquido llegue hasta el enrase del matraz.



EJEMPLO 9

Se necesita preparar 500 mL de una disolución 0,5 M de dicromato de potasio. Indica cómo lo harías.

Calculamos la cantidad de sustancia necesaria a partir de la definición de molaridad: $c = \frac{n_s}{V}$:

$$n = c \cdot V = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25 \text{ mol de unidades fórmula de } K_2Cr_2O_7$$

Teniendo en cuenta su masa molar, 294 g/mol, utilizamos la expresión $n = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$ para calcular la masa necesaria que debemos disolver:

$$m = n \cdot M = 0,25 \cdot 294 = 73,5 \text{ g de } K_2Cr_2O_7$$

Para preparar la disolución pesaríamos 73,5 g de dicromato de potasio y lo colocamos dentro de un erlenmeyer de 250 mL, añadiendo un poco de agua destilada para su disolución (pasos 1 y 2). A continuación, verteríamos la disolución sobre un matraz aforado de 500 mL u los enjuagues del matraz (paso 3), añadiendo finalmente agua destilada hasta el enrase (paso 4).

A.25.- Haz un listado de los pasos necesarios para preparar 100 mL de una disolución 0,3 M de hidróxido de sodio.

Dilución de disoluciones

Otra operación muy frecuente en el trabajo de laboratorio es la dilución de una disolución. Ya sabemos que **diluir** es añadir disolvente (agua, en este caso) a una disolución concentrada. Este proceso permite que, a partir de una disolución de concentración dada, podamos obtener por diluciones, esto es, por adición de agua, disoluciones de menor concentración, es decir, más diluidas.

EJEMPLO 10

Disponemos de un ácido nítrico concentrado al 65 % en peso y densidad 1,40 g/mL.

a) ¿Qué volumen del ácido nítrico concentrado serán necesarios para preparar 250 mL de disolución 0,2 M de dicho ácido?

b) Describe el material necesario y el procedimiento adecuado para realizar este proceso.

a) En primer lugar calculamos la cantidad de sustancia del ácido necesaria para obtener la disolución diluida que queremos preparar. Después obtendremos la masa que corresponde a esa cantidad de sustancia, y la masa del ácido concentrado que la contiene. Finalmente, con la definición de densidad, obtendremos el volumen necesario.

La cantidad de sustancia de ácido puro será:

$$n = c \cdot V = 0,2 \cdot 0,25 = 0,05 \text{ mol de moléculas de } HNO_3$$

Su masa es:

$$m = n \cdot M = 0,05 \cdot 63 = 3,15 \text{ g de } HNO_3$$

Esta masa de ácido puro estará contenida en la siguiente masa de disolución de ácido concentrado:

$$m = 3,15 \cdot 100 / 65 = 4,85 \text{ g}$$

El volumen necesario es:

$$V = m / d = 4,85 / 1,40 = 3,5 \text{ mL}$$

b) El material necesario sería: pipeta, matraz aforado de 250 mL y un mecanismo aspirador que permita tomar el volumen de ácido nítrico concentrado necesario. (¡NO se debe pipetear nunca líquidos corrosivos!).

El procedimiento adecuado, sería:

1. Tomamos con la pipeta 3,5 mL de la disolución de ácido nítrico concentrado y lo introducimos en el matraz

aforado.

2. Añadimos agua destilada hasta el enrase con lo que completamos el volumen de 250 mL. Para no sobrepasar el enrase, debemos añadir agua destilada hasta aproximadamente un centímetro por debajo de la raya, y, a continuación, completar el volumen gota a gota.

A.26*.- Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcula:

- La masa de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.
- El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de la disolución anterior para que pase a 0,1 M. Supón que los volúmenes son aditivos.

A.27*.- Se desea preparar 250 mL de una disolución de ácido sulfúrico 3 M utilizando para ello el reactivo de una botella cuya etiqueta señala una densidad para el ácido de partida de 1,84 g/mL y una riqueza en peso del 96 %.

- Calcula e indica cómo se prepararía dicha disolución.
- Nombra y dibuja el material de laboratorio que se necesitaría.

A.28*.- Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1,80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcula:

- La molaridad de la disolución concentrada.
- La molaridad de la disolución diluida.

A.29.- Prepara 100 mL de disolución de hidróxido de sodio 1 M:

- Escribe los pasos a dar y haz los cálculos necesarios.
- Realiza la práctica.



Ácido sulfúrico

6

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Con el nombre de **estequiometría** nos referimos a las relaciones entre las cantidades de sustancia, de masa y de volumen de los reactivos y productos de una reacción química. Su cálculo es fundamental en la industria y en el análisis químico.

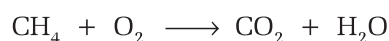
Se llaman **cálculos estequiométricos** a los procedimientos que se utilizan para calcular las cantidades de reactivos y/o productos que intervienen en una reacción química, conocidos otros datos que se refieren a las otras sustancias que intervienen en la reacción.

6.1 Representación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas.

Una ecuación química es la representación simbólica mediante fórmulas y números de una reacción química.

En una ecuación química se escriben a la izquierda las fórmulas de los reactivos (sustancias reaccionantes) y a la derecha, las de los productos (sustancias resultantes), separadas ambas por una flecha (o una doble flecha si la reacción es reversible). Por ejemplo en la combustión del metano:



A veces es necesario indicar el estado de agregación o la fase en la que se encuen-

tran reactivos y productos. Para ello, se coloca a la derecha de cada sustancia, entre paréntesis, una clave:

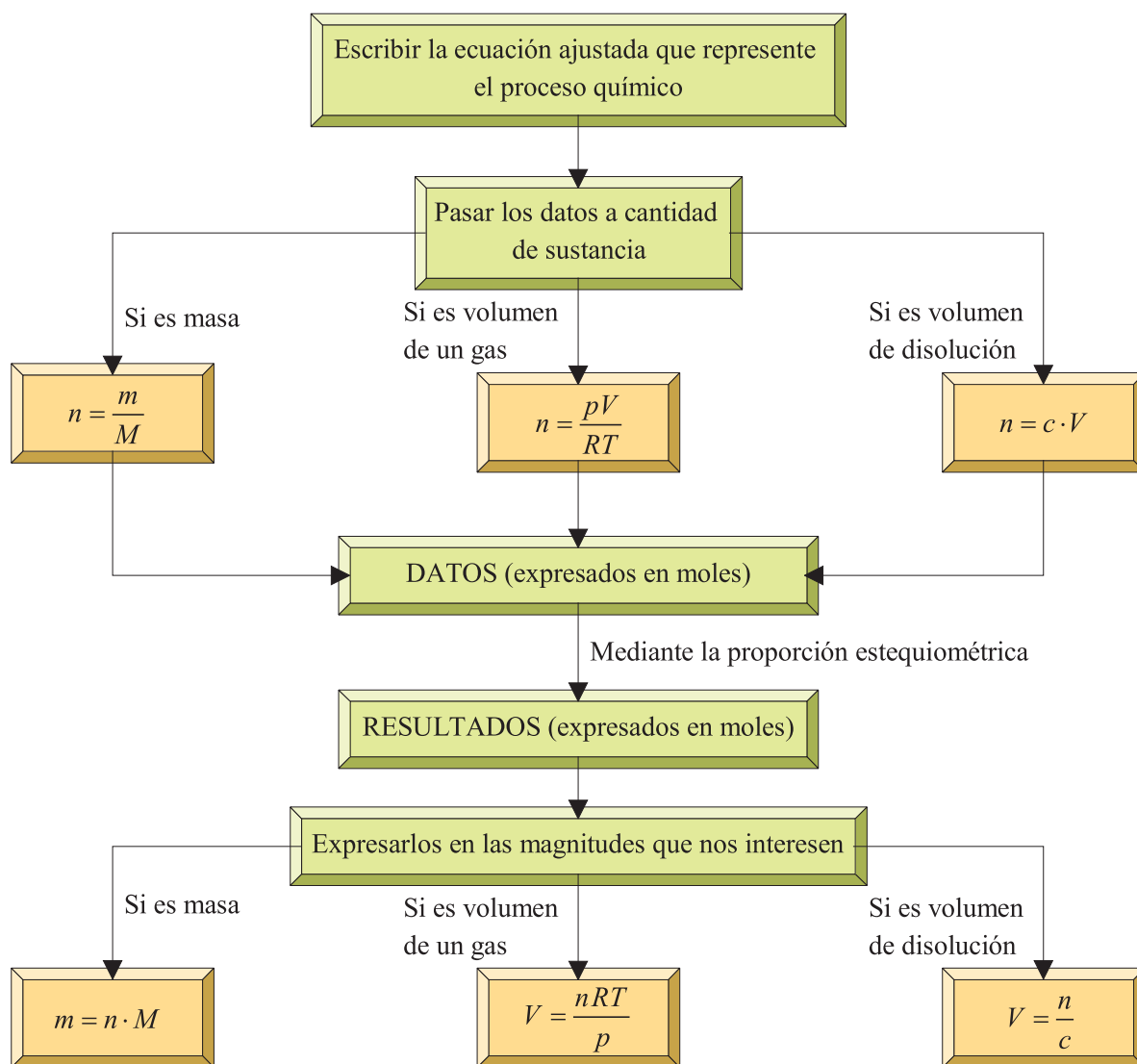
(g) = gas; (l) = líquido; (s) = sólido; (aq) = disolución acuosa.

Una reacción química debe cumplir el principio de conservación de la masa, que desde el punto de vista de la teoría atómico-molecular, significa que tiene que haber el mismo número de átomos de cada clase en los reactivos y en los productos, para conseguirlo la ecuación química debe de estar **ajustada**.

Si nos fijamos de nuevo en la ecuación que representa la combustión del metano, aunque muestra correctamente los reactivos y productos de la reacción, no cumple con el principio de conservación de la masa. Para hacerlo, debemos ajustarla. Se utilizan entonces **coeficientes estequiométricos**, que son números enteros (a veces se usan fraccionarios), que se colocan delante de las fórmulas e indican la proporción entre las cantidades de sustancia que reaccionan o se producen en la reacción.

Así: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

La mayoría de los cálculos estequiométricos más simples se facilitan si procedemos según el siguiente diagrama:



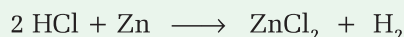
EJEMPLO 11

El ácido clorhídrico (HCl disuelto en agua) reacciona con el cinc (Zn) produciendo dicloruro de cinc (ZnCl_2) que queda disuelto en el agua y dihidrógeno, que en las condiciones normales está en estado gaseoso.

a) ¿Qué volumen mínimo de disolución de ácido clorhídrico 4 M se necesita para que reaccionen 12 g de cinc?

b) ¿Qué masa de dicloruro de cinc se obtendrá? ¿Qué volumen de dihidrógeno se obtendrá si lo recogemos en un recipiente a la presión de 1,5 atm y a 18 °C?

a) En primer lugar debemos escribir y ajustar la ecuación que representa la reacción química:



Puesto que la ecuación nos informa de la proporción entre las cantidades de sustancia que reaccionan, conviene calcular la cantidad de sustancia de aquella sustancia cuyos datos conocemos. En este caso es el cinc.

La masa molar del cinc es 65,38 g/mol.

La cantidad de sustancia de cinc es: $n_{\text{Zn}} = \frac{12}{65,38} = 0,184$ moles

Para calcular la cantidad de sustancia de HCl necesaria tendremos en cuenta la proporción en la que reaccionan, que podemos ver a partir de los coeficientes estequiométricos: 2 moles de HCl por cada mol de cinc. Eso permite escribir:

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{\text{reacciona con 2 moles de HCl}} = \frac{0,184 \text{ moles de Zn}}{\text{reaccionarán con } x \text{ moles de HCl}}; \quad x = 0,368 \text{ moles de HCl}$$

Conocida la cantidad de sustancia, podemos calcular el volumen de disolución necesario ya que también conocemos la concentración de esa disolución.

$$n_{\text{HCl}} = c \cdot V; \quad 0,368 = 4 \cdot V; \quad V = 0,092 \text{ L} = 92 \text{ mL}$$

El resultado es razonable ya que se necesitan casi 0,4 moles de una disolución 4 M, lo que supone que el volumen en el que están contenidos será aproximadamente la décima parte de un litro.

b) De igual forma procederemos para calcular las cantidades de productos obtenidos:

* En el caso del dicloruro de cinc la proporción con el cinc es de 1:1, es decir, que por cada mol de cinc que reaccione se obtiene un mol de dicloruro de cinc. Por lo tanto, a partir de 0,184 moles de cinc se obtienen 0,184 moles de ZnCl_2 .

Para calcular la masa de ZnCl_2 se debe tener en cuenta que su masa molar es:

$$M_{\text{ZnCl}_2} = 1 \cdot 65,38 + 2 \cdot 35,5 = 136,38 \text{ g/mol},$$

por lo que:

$$m_{\text{ZnCl}_2} = n \cdot M = 0,184 \cdot 136,38 = 25,09 \text{ g}$$

* En el caso del dihidrógeno la proporción con el cinc también es 1:1. Por lo tanto, a partir de 0,184 moles de cinc se obtienen 0,184 moles de H_2 . Puesto que en las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción es una sustancia gaseosa, se puede aplicar la ecuación general de los gases perfectos para calcular el volumen que ocupa, no olvidando expresar la temperatura en kelvin.

$$V = \frac{n R T}{p} = \frac{0,184 \cdot 0,082 \cdot 291}{1,5} = 2,927 \text{ L}$$

El resultado es razonable, ya que si estuviesen en condiciones normales, los casi 0,2 moles de gas ocuparían unos 4,5 litros. Al estar sometidos a mayor presión el volumen ocupado será menor. La temperatura es parecida a 273 K que corresponde a las condiciones normales.

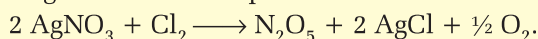
A.30.- Completa las siguientes ecuaciones y ajústalas:

- a) Ácido sulfúrico + hidróxido de calcio \longrightarrow ...
- b) Sodio + ácido fosfórico \longrightarrow ...
- c) Pentaóxido de dinitrógeno + agua \longrightarrow ...
- d) Cinc + nitrato de plata \longrightarrow ...
- e) Óxido de estroncio + dióxido de azufre \longrightarrow ...
- f) Hidróxido de cobre (II) (calor) \longrightarrow ...

A.31.- Completa las siguientes ecuaciones y ajústalas:

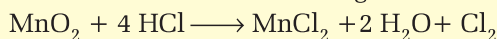
- a) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \dots$
- b) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- c) $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \dots$
- d) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \dots$

A.32*.- Dada la siguiente reacción química:



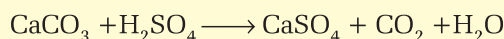
- Calcula: a) La cantidad de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .
b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mmHg

A.33*.- El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción:



- Calcula: a) La masa de los reactivos necesaria para obtener 100 L de cloro medidos a 15 °C y 720 mmHg.
b) El volumen de ácido clorhídrico 0,6 M que habrá que utilizar.

A.34*.- El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:

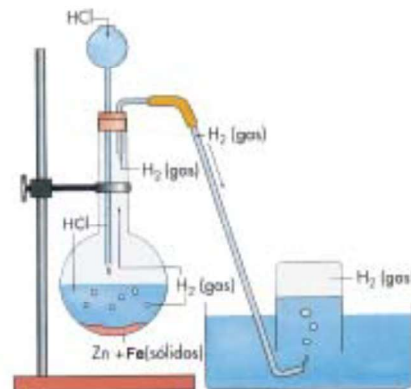


- a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1'84 g/mL y 96 % de riqueza en peso será necesario para que reaccionen por completo 10 g de CaCO_3 ?
b) ¿Qué cantidad de CaCO_3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones normales?

A.35.- ¿Qué volumen de disolución de amoníaco, del 18 % y densidad 0,93 g/cm³, se necesita para formar, por reacción con ácido clorhídrico, 50 g de cloruro de amonio?

A.36.- Se trata una muestra de 2,56 g de una aleación de hierro y cinc con un ácido (ver figura), y como resultado, se recogen 1,2 L de hidrógeno sobre agua a 15 °C y 756 mm Hg. Calcula la composición de la aleación.

Dato: Presión de vapor del agua a 15 °C: 13 mm Hg.



Reactivo limitante

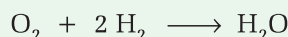
Cuando se lleva a cabo una reacción química, las cantidades de reactivos que se mezclan no suelen estar en la relación estequiométrica (la que indica la ecuación química ajustada). En consecuencia, algunos reactivos se consumirán, mientras que cierta cantidad de otros permanecerá sin reaccionar.

Al reactivo que «se acaba» se le llama **reactivo limitante**. Y al reactivo que «sobra» se le llama **reactivo en exceso**.

EJEMPLO 12

Una mezcla de 64 g de oxígeno y 20 g de hidrógeno se hace explotar para formar agua. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál queda en exceso? ¿Qué cantidad sobra?

La ecuación ajustada es:



Ecuación que nos indica que cada mol de O_2 necesita doble cantidad de H_2 . Las cantidades de sustancia que corresponden son:

$$n = 64 / 32 = 2 \text{ mol de moléculas O}_2 \quad \text{y} \quad n = 20 / 2 = 10 \text{ mol de moléculas H}_2$$

Los diez moles de H_2 necesitarían: $10 / 2 = 5 \text{ mol de O}_2$, que no hay. Por ello, el O_2 se consumirá antes, es decir, será el **reactivo limitante** (el que se utilizará para cualquier cálculo), y el H_2 , será el **reactivo en exceso**, ya que sólo reaccionan:

$$2 \text{ mol de O}_2 (2 \text{ mol de H}_2 / 1 \text{ mol de O}_2) = 4 \text{ mol de H}_2$$

$$\text{Sobran: } 10 - 4 = 6 \text{ mol de H}_2.$$

A.37.- Hacemos reaccionar 30 g de carbono con 5 g de hidrógeno para obtener metano. ¿Cuál será el reactivo limitante? ¿Qué volumen de metano, medido a 25 °C y 750 mmHg, se obtendrá?

A.38*.- El carbono reacciona a altas temperaturas con vapor de agua produciendo monóxido de carbono e hidrógeno. A su vez, el monóxido de carbono obtenido reacciona posteriormente con vapor de agua, produciendo dióxido de carbono e hidrógeno. Se desean obtener 89,6 L de hidrógeno medidos en condiciones normales.

a) Calcula las masas de carbono y de vapor de agua necesarias si el vapor de agua interviene con un exceso del 50 %.

b) Si la mezcla gaseosa final se lleva a un depósito de 50 L a 200 °C, calcula la presión parcial del dióxido de carbono.

Rendimiento en una reacción química

En una reacción química no siempre se obtiene toda la cantidad de producto que teóricamente se debería obtener según la estequiometría de la reacción. Siempre hay pérdidas por diversas causas o la reacción no se lleva a cabo completamente. Por ello es necesario introducir el concepto de rendimiento de una reacción química:

Por **rendimiento (R)** de una reacción entendemos la proporción de producto obtenido respecto al máximo posible que podríamos obtener.

$$R = \frac{\text{cantidad obtenida}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

EJEMPLO 13

La combustión 5,8 g de butano produjo 7030 mL de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

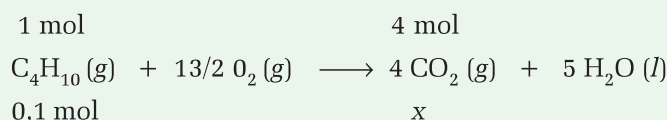
Escribiendo la ecuación ajustada:



La masa molar del butano es 58 g/mol, por lo que la cantidad de sustancia es:

$$n = 5,8 / 58 = 0,1 \text{ mol}$$

Para conocer la cantidad de sustancia de CO_2 usaremos la proporción estequiométrica: a partir de 1 mol de C_4H_{10} se forman 4 mol de CO_2 . Eso permite escribir:



$$x = 4 \cdot 0,1 = 0,4 \text{ mol de CO}_2$$

En condiciones normales 1 mol de cualquier gas, supuesto ideal, ocupa un volumen de 22,4 L, por lo que el volumen teórico de CO_2 producido será:

$$V = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ L de CO}_2$$

El rendimiento es:

$$R = (7,03 / 8,96) 100 = 78,46 \%$$

EJEMPLO 14*

Una fábrica produce cal viva (óxido de calcio) a partir de calcita, mediante la reacción: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Calcula la producción diaria de óxido de calcio si la fábrica consume 50 t de calcita del 85 % de pureza en carbonato de calcio, y el rendimiento de la reacción es del 95 %.

Tal como se ha escrito la ecuación química en el enunciado, está ajustada. La masa de carbonato de calcio que se consume al día, teniendo en cuenta la pureza de la calcita, es:

$$m = 5 \cdot 10^7 (85 / 100) = 4,25 \cdot 10^7 \text{ g}$$

La cantidad de sustancia que corresponde es:

$$n = 4,25 \cdot 10^7 / 100 = 4,25 \cdot 10^5 \text{ mol de unidades fórmula de CaCO}_3$$

Teóricamente, como la relación estequiométrica entre el carbonato y el óxido es 1:1, se deberían producir $4,25 \cdot 10^5$ mol de óxido de calcio, pero teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción, serán:

$$n = 4,25 \cdot 10^5 (95 / 100) = 403750 \text{ mol de unidades fórmula de CaO}$$

La producción diaria será:

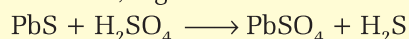
$$m = 403750 \cdot 56 = 2,26 \cdot 10^7 \text{ g de CaO}$$

A.39.- El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

a) Calcular el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.

b) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

A.40*.- Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 mL de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



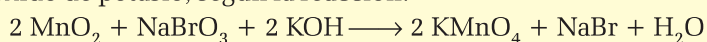
Calcula:

a) La riqueza de la galena en PbS supuesto un rendimiento del 98% en la reacción anterior.

b) El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.



A.41*.- El dióxido de manganeso reacciona con el bromato de sodio, en presencia de hidróxido de potasio, según la reacción:



Si el rendimiento de la reacción es del 75 %, calcula la masa de dióxido de manganeso necesaria para obtener 500 mL de una disolución 0,1 M de permanganato de potasio.

ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

1. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indica, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
- b) La masa de un átomo de helio es 4 g.
- c) En un gramo de hidrógeno hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

2. Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razona cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
- b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

3. Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad, calcula:

- a) La cantidad de sustancia de moléculas de butano.
- b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

$$\text{a) } n = 207 \text{ mol; b) } N_{\text{C}} = 5 \cdot 10^{26} \text{ átomos; } N_{\text{H}} = 1,25 \cdot 10^{27} \text{ átomos}$$

4. En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

- a) ¿Qué cantidad de sustancia hay de dicha sal?
- b) ¿Qué cantidad de sustancia hay de iones sulfato?
- c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

$$\text{a) } n = 0,025 \text{ mol; b) } n = 0,075 \text{ mol; c) } N = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

5. En 10 L de hidrógeno y en 10 L de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de átomos.
- b) Idéntica masa de ambos.
- c) La misma cantidad de sustancia.

6. Calcula el número de átomos que hay en:

- a) 44g de CO_2 .
- b) 50 L de gas He, medidos a 700 mmHg y 20 °C.
- c) 0,5 mol de moléculas de O_2 .

$$\text{a) } N = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos; b) } N = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos; c) } N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

7. Identifica la fórmula molecular de un hidrocarburo de masa molecular 28, cuyo análisis da un 85,61 % de carbono.



8. Se quema una muestra de 0,876 g de un compuesto orgánico cuyas moléculas contienen átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno, obteniéndose 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua.

- a) Determina la masa que corresponde a los átomos de oxígeno que hay en la muestra.
- b) Encuentra la fórmula empírica del compuesto.

$$\text{a) } m = 0,316 \text{ g; b) } (\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_x$$

9. a) Calcula el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1,19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0,3 M.

b) Se toman 50 mL de la disolución 0,3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcula la molaridad de la disolución resultante.

a) $V = 25,6 \text{ mL}$; b) $c = 0,06 \text{ M}$

10. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

a) Calcula su molaridad.

b) Se diluye la disolución anterior hasta un volumen doble. Calcula el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.

a) $c = 2,16 \text{ M}$; b) $N = 3,25 \cdot 10^{22} \text{ iones}$

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

a) ¿Qué masa de cationes cobre (II) hay en la disolución original? ¿Qué masa habrá de estos cationes en la disolución diluida?

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

a) $m = 3,97 \text{ g}$; b) $c = 0,14 \text{ M}$

12. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:

a) Calcula la masa de reactivo que queda en exceso.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y 760 mmHg se habrá desprendido?

a) $m = 21,17 \text{ g}$; b) $V = 7,6 \text{ L}$

13. Considera una muestra de 158 g de trióxido de azufre a 25°C (gas ideal) en un recipiente de 10 L de capacidad.

a) ¿Qué presión ejerce el gas? ¿Cuántas moléculas de oxígeno harían falta para ejercer la misma presión?

b) ¿Qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse de la descomposición del trióxido de azufre si el rendimiento es del 85 %?

a) $P = 4,83 \text{ atm}$; $N = 1,19 \cdot 10^{24} \text{ molécula}$; b) $m = 107,4 \text{ g}$

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

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

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

a) 70,3 %; b) $V = 8,3 \text{ L}$