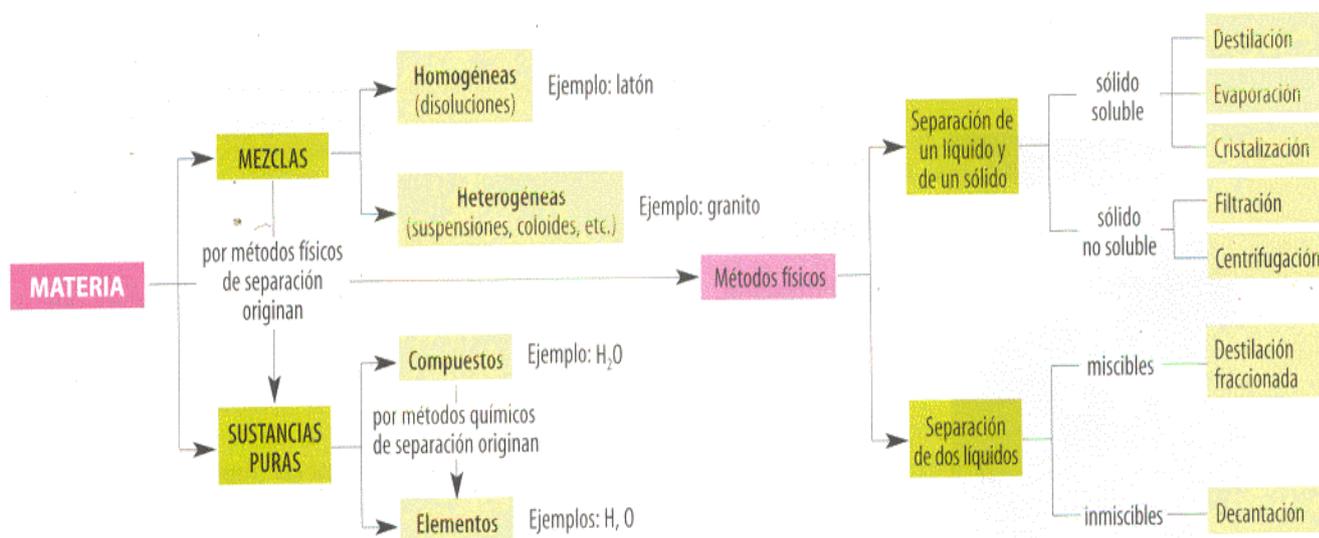


TEMA 1: ASPECTOS CUANTITATIVOS EN QUÍMICA

1.- Composición de la materia.

1.1. Elementos y compuestos.

La composición de la materia es muy variada. Si miras a tu alrededor, observarás que la materia está formada por sustancias puras o por mezclas. Así, lo que habitualmente denominamos agua no es una sustancia pura, sino una mezcla de distintas sustancias; para obtener la sustancia pura (H_2O) se utilizan diferentes métodos físicos de separación. El siguiente esquema muestra una clasificación sencilla de los distintos tipos de materia según su composición.



Decimos que:

Sustancia pura es cualquier tipo de materia homogénea que no podemos descomponer por medio de procesos fisicoquímicos sencillos.

Elemento es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias químicas más simples.

Compuesto es cualquier sustancia pura formada por combinación de dos o más elementos diferentes.

1.2. Símbolos y fórmulas químicas.

Con objeto de que la forma de representar a los distintos elementos y compuestos sea única, los químicos utilizan un conjunto de símbolos. Cada elemento químico tiene un símbolo característico que, en general, es la primera letra (mayúscula) del nombre de procedencia del elemento seguida, cuando así sea necesario de una segunda letra (minúscula).

Así, por ejemplo, el símbolo del flúor es F y para el hierro, Fe, observándose la necesidad de una segunda letra para poder diferenciar ambos elementos.

Los compuestos se representan mediante fórmulas químicas, que expresan la composición cualitativa y cuantitativa que tiene una sustancia dada. Es decir, la fórmula contiene los símbolos de los elementos que forman la sustancia y unos números en forma de subíndices que indican el número de átomos en lo que se denomina *entidad elemental*.

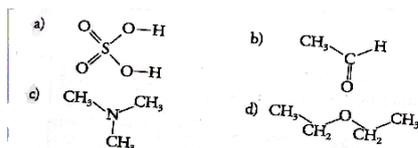
Decir, por ejemplo, que el ácido etanoico (o ácido acético) tiene de fórmula química CH_3COOH significa que:

1. El compuesto está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno.

2. La entidad mínima que caracteriza a la sustancia está constituida por 2 átomos de C, 4 átomos de H y 2 átomos de O.

Cuando estamos ante una *especie iónica*, la fórmula lleva un superíndice que indica la carga eléctrica neta de dicho ion. Así, por ejemplo, el ion amonio se representa por NH_4^+ y el anión sulfato, por SO_4^{2-} .

En el caso de sustancias iónicas, al no existir moléculas propiamente dichas, se habla de *unidad fórmula*. Tomando como ejemplo el cloruro de sodio, en esta sustancia no existe la unidad estructural NaCl , sino iones Cl^- e iones Na^+ en igual número para que el compuesto sea eléctricamente neutro. De ahí que NaCl represente su unidad fórmula o fórmula empírica.



Por último, a veces interesa escribir la *fórmula estructural*, sobre todo en los compuestos de carbono debido al fenómeno de isomería. Así, se puede visualizar qué átomos se unen entre sí y cómo lo hacen, es decir, si lo hacen con enlace sencillo o doble, si las uniones son lineales o angulares (geometría de la molécula), etc. Esto nos permitirá entender mejor algunas propiedades de ese compuesto.

2.- La cantidad en Química. Concepto de mol.

2.1. Unidad de masa atómica.

La masa de un átomo es demasiado pequeña para poder expresarla en las unidades más 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, carbono-12 o ^{12}C , definiéndose:

La *unidad de masa atómica* (uma o u) es la correspondiente a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

Dicho de otra forma, la masa de un átomo de ^{12}C es exactamente 12 u, o bien, que su *masa atómica relativa*, A_r , es 12. La masa atómica relativa indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica; al ser un cociente de dos masas no tiene unidades.

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

$$1 u = \frac{1}{12} \times 1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Una ventaja de utilizar esta unidad 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).

2.2. Masa atómica promedio y masa molecular.

Muchos de los elementos se presentan en la naturaleza como mezcla de sus isótopos (átomos de un mismo elemento pero con distinta masa atómica), por lo que la masa de un elemento es, en realidad,

la masa atómica promedio, que es la media ponderada de las masas isotópicas. Así, el magnesio tiene tres isótopos de masas 23,98; 24,98 y 25,98 con unas abundancias de 78,6; 10,1 y 11,3% respectivamente, por lo que su masa molecular relativa será:

$$A_r = \frac{(23,98 \times 78,6 + 24,98 \times 10,1 + 25,98 \times 11,3)}{100} = 24,31$$

En el caso de sustancias moleculares, como por ejemplo el dióxido de azufre (SO₂), la masa de esta sustancia se denomina *masa molecular*. La masa de la molécula será, pues, la suma de las masas de los átomos que la componen. En nuestro caso, teniendo en cuenta que las masas atómicas relativas de S y O son, respectivamente, 32,06 y 16,00, su masa molecular relativa será:

$$1 \times 32,06 + 2 \times 16,00 = 64,06$$

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. Así para el cloruro de magnesio, de unidad fórmula, MgCl₂, al ser las masas atómicas relativas de Mg y Cl 24,31 y 35,45 respectivamente, su masa fórmula relativa será:

$$M_f = 24,31 + 2 \times 35,45 = 95,21$$

2.3. El mol y el número de Avogadro.

El estudio en el laboratorio de una determinada reacción química requiere manejar un número muy elevado de átomos y moléculas. Así, por ejemplo, en la reacción de combustión de 0,001 g de C, el número de átomos de C que hay en dicha cantidad es:

$$0,001 \text{ g} \times \frac{1 \text{ u}}{1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \times \frac{1 \text{ átomo de C}}{12,01 \text{ u}} = 5,01 \cdot 10^{19} \text{ átomos de C}$$

Es decir, incluso una muestra tan pequeña de sustancia contiene un inmenso número de átomos. Parece razonable, por tanto, definir una nueva unidad que permita expresar números de este orden. La magnitud del S.I. que describe una **cantidad de sustancia** y la relaciona con el número de entidades elementales que contiene es el **mol**:

El **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales, átomos, moléculas u otras partículas, como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo carbono-12, ¹²C.

El número de átomos de carbono que hay en 12 g de ¹²C se determina experimentalmente, y se denomina **Número de Avogadro**, N_A , en honor al científico italiano A. Avogadro. Su unidad es mol⁻¹, y el valor aproximado que suele utilizarse es $6,022 \cdot 10^{23}$.

2.4. Masa molar.

El concepto de mol nos conduce al de masa molar:

Masa molar de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia. Sus unidades son g · mol⁻¹.

Debemos señalar 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 umas de una sola de sus unidades elementales.

Así, por ejemplo, la masa molecular del SO₂ es 64,06 u, y su masa molar vale:

$$1 \text{ mol} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_2}{1 \text{ mol}} \times \frac{64,06 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \times \frac{1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 64,06 \text{ g}$$

El cuadro siguiente nos muestra la relación entre masa atómica, masa molecular, mol y número de Avogadro para cuatro especies químicas de distinta naturaleza:

Especie química	Entidad elemental	Masa de una entidad elemental	Masa de un mol de entidades elementales	Número de entidades elementales en 1 mol
Cobre	Átomo: Cu	63,54 u	63,54 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu
Dióxido de carbono	Molécula: CO ₂	44 u	44 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO ₂
Fluoruro de sodio	Unidad fórmula: NaF	42 u	42 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ unidades fórmula NaF
Ion sulfato	Ion: SO ₄ ²⁻	96 u	96 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ iones SO ₄ ²⁻

En el caso de sustancias elementales, es necesario precisar si el mol se refiere a átomos o a moléculas. Por regla general, cuando hablamos de sustancias elementales, lo normal es referirse a ellas como la especie que existe en la naturaleza O₂, N₂, Cl₂, etc., y no a las especies atómicas.

Debemos recordar que al igual que 1 docena está compuesta por 12 elementos, 1 mol consta de N_A elementos. La fórmula de una sustancia representa tanto a una molécula como a un mol de esa sustancia. Si es una *molécula*, los subíndices de cada elemento indican los *átomos* de este que hay en una molécula; si es un *mol*, los subíndices de cada elemento indican los *moles de átomos* de este que hay en un mol. Así, la fórmula SO₂ indica que: a) En una molécula de SO₂ hay 1 átomo de S y 2 átomos de O; y b) En 1 mol de SO₂ hay 1 mol de átomos de S y 2 mol de átomos de O.

ACTIVIDAD RESUELTA 1

Indica, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La misma masa de dos elementos, Fe y Cr, contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- Dos moles de helio tienen el mismo número de átomos que un mol de hidrógeno, H₂.

- Falsa ya que las masas atómicas son distintas y tendrá más átomos el que tenga una masa atómica menor.
- Falso. Es la masa en u de un átomo de un elemento.
- Verdadero ya que en dos moles de helio hay $2 \cdot N_A$ átomos y en un mol de hidrógeno hay N_A moléculas de H₂, y como es diatómico habrá $2 \cdot N_A$ átomos.

ACTIVIDAD RESUELTA 2

La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es Pb(C₂H₅)₄. Calcula:

- El número de moléculas que hay en 12,94 g.
- El número de moles de Pb(C₂H₅)₄ que pueden obtenerse con 1,00 g de plomo.
- La masa, en gramos, de un átomo de plomo.

Masas atómicas: Pb = 207; C = 12; H = 1.

- $12,94 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{323 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$
- $1 \text{ g Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb(C}_2\text{H}_5)_4}{207 \text{ g Pb}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Pb(C}_2\text{H}_5)_4$
- $\frac{207 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 3,45 \cdot 10^{-22} \text{ g/átomo}$

A.1. Si tenemos 35 g de Ba(OH)₂, determina: a) Los moles de hidróxido de bario; b) Los átomos de oxígeno; c) Los moles de hidrógeno; d) Los gramos de bario; e) la masa en gramos de una molécula de Ba(OH)₂; f) Los gramos de Ba(OH)₂ que se necesitan para tener 5 g de oxígeno.

2.5. La fórmula de un compuesto.

En el caso de muchos compuestos la fórmula molecular no coincide con la fórmula más sencilla, que sería aquella que expresa en qué relación aparecen los distintos átomos que forman el compuesto.

Tomando como ejemplo el benceno, sustancia compuesta por C y H en la relación 1:1, es decir, por cada átomo de C hay un átomo de H. La fórmula más sencilla que expresa su composición cualitativa y cuantitativa sería CH. Sin embargo, esta unidad estructural no da la composición exacta de la molécula de benceno, que tiene por fórmula C_6H_6 .

A la primera fórmula, CH, se le denomina *fórmula empírica* y a la segunda, C_6H_6 , *fórmula molecular*. Esta es siempre un múltiplo entero de la primera, por lo que su masa molecular también lo será. Podemos decir que $C_6H_6 = (CH)_n$, siendo en este caso $n = 6$, pero ambas fórmulas tienen la misma composición centesimal en masa para sus elementos.

Muchos elementos químicos pueden combinarse entre sí para formar compuestos químicos y, como determinó Proust, siempre lo hacen en proporciones fijas y definidas (*ley de las proporciones definidas de Proust*) y ello permite hablar de la composición centesimal de un compuesto químico que expresa el tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que la integran.

También se nos puede presentar el proceso contrario, es decir, obtener la fórmula de un compuesto a partir de su composición centesimal o proporción en masa en que se combinan los átomos de los elementos que lo forman.

Por último señalar que es frecuente determinar la fórmula de un compuesto orgánico tras su análisis elemental. Este análisis suele comprender una reacción de combustión que da como resultado dióxido de carbono y agua.

ACTIVIDAD RESUELTA 3

Si consideramos los compuestos C_6H_6 y C_2H_2 , razona de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas:

- a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- c) Los dos tienen la misma composición centesimal.

a) Verdadera. Ambas responden a $(CH)_n$. La fórmula empírica nos indica la proporción mínima en la que entran los elementos a formar parte de un compuesto.

b) Falsa. La fórmula molecular nos indica la proporción exacta en la que entran los elementos a formar parte de un compuesto.

c) Verdadero. Si la proporción mínima es la misma, la composición centesimal también lo será.

ACTIVIDAD RESUELTA 4

a) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se queman 0,897 g de compuesto se forman 3,035 g de CO_2 y 0,621 g de H_2O .

b) Establece su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto en estado gaseoso ocupan 254,3 mL a $100\text{ }^\circ\text{C}$ y 760 mm Hg.

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

a) Como se trata de un hidrocarburo solo contendrá C e H. Al arder dicho hidrocarburo se formará CO_2 y H_2O . Todo el C del CO_2 proviene del C del hidrocarburo y todo el H del H_2O proviene del H del hidrocarburo. Por tanto:

$$3,035 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,069 \text{ mol de C}; 0,621 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$= 0,069 \text{ mol H} \rightarrow \frac{0,69}{0,69} = 1 \text{ mol C y } 1 \text{ mol de H} \rightarrow \text{Fórmula empírica: (CH)}_n$$

b) Para establecer la fórmula molecular calculamos la masa molar del hidrocarburo mediante la ecuación de estado de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,649 \cdot 0,082 \cdot 373}{1 \cdot 0,2543} = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Como la masa mínima del compuesto es cuando $n = 1$: $12 + 1 = 13$ el valor de n será: $n = 78/13 = 6$. Por tanto la fórmula molecular será: $(\text{CH})_6$ o lo que es lo mismo C_6H_6 .

A.2. Determina la composición centesimal del carbonato de cobre (II).

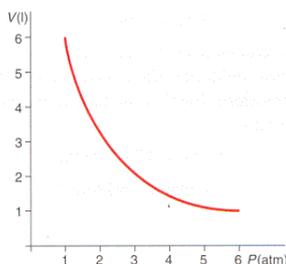
A.3. La composición centesimal de una sustancia es 27% de K, 35% de Cr y 38% de O. Determina su fórmula.

A.4. En la combustión total de 2,5 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O se han obtenido 5 g de CO_2 y 2 g de H_2O . Si la masa molar del compuesto es 88 g/mol, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular.

3.- Leyes de los gases.

Los primeros estudios acerca del comportamiento de los gases se realizaron en el siglo XVII e hicieron posible que se formularan las llamadas *leyes de los gases*. Estas leyes, totalmente experimentales, se cumplen cuando el gas objeto de estudio se encuentra a baja presión y temperaturas moderadas; cuando ello ocurre se dice que el gas tiene un comportamiento ideal. Por el contrario, a altas presiones y bajas temperaturas, el gas se aleja de la idealidad.

3.1. Ley de Boyle y de Mariotte.



En la segunda mitad del siglo XVII, Robert Boyle estudió el comportamiento de los gases a temperatura constante, y halló la relación que existe en esas condiciones, entre presión (P), y volumen (V).

Al representar los resultados obtenidos, encontró una gráfica similar a la que vemos a la izquierda, que se ajusta a una ecuación matemática del tipo:

$$P = C_1 \cdot \frac{1}{V} \rightarrow P \cdot V = C_1$$

El valor de la constante depende de la cantidad de gas utilizado en la experiencia pero no de su naturaleza.

3.2. Leyes de Charles y de Gay-Lussac.

Los físicos franceses J.A. Charles y L.J. Gay-Lussac estudiaron en el siglo XVIII la influencia de la temperatura sobre la presión, el volumen y la densidad de los gases.

Charles estudió el comportamiento de los gases frente a la temperatura. Para ello, utilizó un recipiente cuyo volumen era constante. Por tanto, en estas experiencias el volumen no variaba al calentar el gas, pero sí lo hace la presión que ejerce el gas sobre el recipiente.

Al extrapolar sus resultados por debajo de la temperatura a la que el gas licua, Charles obtuvo una gráfica como la de la izquierda, y comprobó que existía una temperatura, $-273,15^\circ \text{C}$, a la que los gases dejan de ejercer presión. A esta temperatura la denominamos «*cero absoluto de temperatura*» y permite obtener la *escala absoluta de temperatura o escala Kelvin*. Si trasladamos el origen de

temperaturas a ese punto, los resultados de la gráfica obtenida por Charles se ajustan a la ecuación de una recta:

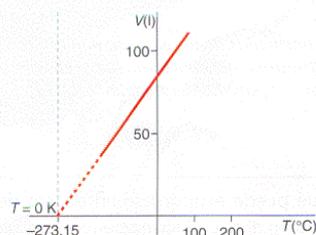
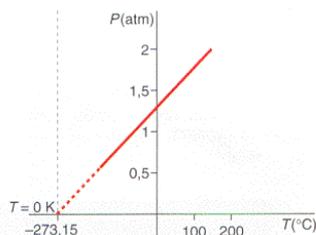
$$P = C_2 \cdot T$$

Recordemos que, en esta expresión T es la temperatura absoluta. Conocida la temperatura centígrada, T_C , su valor se calcula como se indica:

$$T = T_C + 273,15$$

Al tiempo que Charles realizaba sus experiencias, Gay-Lussac estudiaba la variación que experimentaba el volumen de un gas al variar su temperatura, a presión constante. Observó que, al variar la temperatura, los gases se dilataban todos del mismo modo. Al representar los resultados experimentales obtenidos tras extrapolarlos, como hizo Charles, más allá de la temperatura en que el gas se licua, pudo confeccionar una gráfica como la segunda de la izquierda.

Al igual que hemos hecho anteriormente, si trasladamos el origen de temperaturas al cero absoluto, la ecuación que corresponde a la



gráfica es:

$$V = C_3 \cdot T$$

3.3. Ley de Avogadro.

En 1811, Avogadro completó 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:

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

Por tanto, el volumen es proporcional al número de moles, por lo que la ley de Avogadro puede escribirse:

$$V = C_4 \cdot n$$

Las leyes que hemos estudiado solo 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:

- 1) La existencia de fuertes interacciones entre las moléculas del gas que pueden llevar a un sistema más condensado, es decir, más próximo al estado líquido que al gaseoso.
- 2) Considerar, erróneamente, que el volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable frente al volumen del recipiente que las contiene. Así, no podemos descartar las interacciones entre las moléculas del gas.

Los hechos experimentales concuerdan con estas ideas, 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.

3.4. Ley combinada de los gases ideales.

Las dos leyes que acabamos de estudiar hacen referencia a la dependencia de dos magnitudes variables cuando una tercera es constante. Pero, ¿qué ocurre si las tres magnitudes (P, V, T) están sometidas a variación?

Supongamos que las condiciones iniciales de un gas (P_1, V_1, T_1) cambian a otras condiciones con los valores P_2, V_2, T_2 . Podemos considerar el proceso como si fuese la suma de dos procesos continuados:

Primer proceso: variación producida a T constante desde el estado inicial (P_1, V_1, T_1) hasta un intermedio (P_2, V', T_1)

Segundo proceso: Transformación a P constante desde el estado intermedio (P_2, V', T_1) hasta el estado final (P_2, V_2, T_2).

En el primer proceso podemos aplicar la ley de Boyle, con lo que:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V' \rightarrow V' = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}$$

En el segundo proceso es posible recurrir a la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V' = \frac{V_2 \cdot T_1}{T_2}$$

Igualando los dos valores obtenidos para V' y reorganizando los términos de la expresión, tendremos finalmente que:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

que es la ley combinada de los gases ideales.

3.5. Ecuación de estado de los gases ideales.

Acabamos de encontrar que el producto de la presión por el volumen de un gas dividido por su temperatura es una constante que solo depende de la cantidad de gas.

Avogadro completó las leyes de los gases al considerar que el volumen que ocupa un gas depende del número de partículas que contiene, es decir, de la cantidad de sustancia:

$$V = \text{Cte} \cdot n$$

Introduciendo la magnitud cantidad de sustancia en la expresión que relaciona presión, volumen y temperatura de un gas, resulta:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

A esta expresión se la denomina *ecuación de estado de los gases ideales* o *ecuación de Clapeyron*.

Con la letra R se designa la constante universal de los gases ideales. Su valor es:

$$R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ (o } \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}\text{)}$$

Si utilizamos las unidades de presión y volumen que son más usadas en Química, la atmósfera y el litro, respectivamente, el valor que resulta para dicha constante es:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

3.6. 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 ($273,15 \text{ K}$) y 1 atm de presión 1 mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de $22,414 \text{ L}$. Dichas condiciones de presión y temperatura se denominan *condiciones normales (c.n.)*.

¿Y por qué un mol de cualquier gas, en idénticas condiciones de P y T ocupa el mismo volumen? La explicación se obtiene recordando que un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de molécula y que, por otro, la ley de Avogadro, establece que el mismo número de moléculas ocupan igual volumen.

3.7. 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, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, 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 molar.

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

ACTIVIDAD RESUELTA 5

Se tienen dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura con 1 mol de O_2 y 1 mol de CH_4 , respectivamente. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?
- ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?
- ¿En qué recipiente habrá mayor número de átomos?

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

a) Como ambos tienen la misma cantidad de sustancia, el mismo volumen y la misma temperatura, la presión será la misma en ambos ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$)

b) $P \cdot V = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot M = d \cdot R \cdot T \rightarrow d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$ A igualdad de P y T la densidad será mayor en el recipiente que contenga el gas con mayor masa molar. En este caso el del oxígeno.

c) Como hay el mismo número de moles, habrá también el mismo número de moléculas, pero la molécula de CH_4 tiene 5 átomos y la de O_2 tiene 2, por lo que habrá mayor número de átomos en el recipiente del CH_4 .

A.5. La densidad del vapor de un determinado compuesto, a $90^\circ C$ y 753 mm Hg es 1,585 g/l. ¿Cuál es su masa molecular?

3.8. Teoría cinética de los gases.

Esta teoría es un modelo del comportamiento de la materia que explica por qué los gases cumplen las leyes anteriores. Fue enunciada a mediados del siglo XIX por los físicos Boltzmann y Maxwell y comprende los siguientes postulados:

- Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas) cuyo tamaño es despreciable con respecto a las distancias que las separan. Podemos considerar que las partículas de un gas no interactúan.
- Las partículas del gas se mueven de forma continua y al azar, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
- Los choques de las partículas gaseosas son completamente elásticos; en ellas no hay pérdida de su energía cinética.
- La energía cinética de las partículas de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

De acuerdo con dicha teoría, las variables del gas: P, T y V, que sirven para definir el estado del mismo, se explican de la siguiente forma:

- La *presión* se relaciona con el número de choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente que las contiene, de modo que un aumento del número de choques contra las paredes del recipiente implica un aumento de la presión del gas.
- La *temperatura* se relaciona con la energía cinética media de las partículas del gas, de modo que a mayor temperatura mayor es la energía cinética media de sus partículas y mayor es su velocidad.
- Las partículas del gas tienen un volumen propio muy pequeño frente al volumen total que pueden ocupar en un determinado recipiente, pues al estar en continuo movimiento se difunden y tienden a ocupar todo el *volumen* del recipiente que contiene el gas.

4.- Mezclas de sustancias.

Al comienzo del tema vimos que las sustancias pueden formar mezclas homogéneas o heterogéneas. Aquí vamos a estudiar las primeras.

4.1. Mezclas de gases.

En muchas ocasiones se realizan experimentos sobre una mezcla de gases, por ejemplo, en el estudio de la contaminación del aire. Un modo de expresar la participación de uno de los componentes en la mezcla es por medio de su presión parcial, es decir, de la presión que ejercen cada una de las partículas de ese componente. La suma de las presiones parciales que ejercen los distintos componentes de la mezcla será la presión total de la misma, que podemos medir.

Sabemos, que de acuerdo con la teoría cinética, la presión que ejerce un gas se debe al choque de sus partículas con las paredes del recipiente. Así pues, a igualdad en el resto de las condiciones (volumen y temperatura), la presión ejercida será directamente proporcional al número de partículas con independencia de que sean de un gas o de varios gases.

Ley de Dalton de las presiones parciales.

Si en un recipiente hay una mezcla de tres gases, de forma que el número de moles de cada uno es n_1 , n_2 y n_3 , la presión total que ejerce la mezcla es:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T = (n_1 + n_2 + n_3)RT = n_1RT + n_2RT + n_3RT$$

$$P_T \cdot V = p_1V + p_2V + p_3V \Rightarrow P_T = p_1 + p_2 + p_3$$

En una mezcla de gases ideales, la presión total que ejerce la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de los gases si estuviese en las mismas condiciones de la mezcla, es decir, en un recipiente del mismo volumen y a la misma temperatura.

Como consecuencia de esta ley, podemos calcular la presión que ejerce uno de los componentes de la mezcla en función de su composición:

$$\frac{p_1V}{P_T V} = \frac{n_1RT}{n_T RT}; \frac{p_1}{P_T} = \frac{n_1}{n_T} = X_1; \frac{p_2}{P_T} = \frac{n_2}{n_T} = X_2; \frac{p_3}{P_T} = \frac{n_3}{n_T} = X_3$$

donde X_i representa la fracción molar de ese componente.

La *presión parcial* que ejerce uno de los componentes de la mezcla es igual a la presión total por su fracción molar:

$$p_i = X_i \cdot P_T$$

Composición volumétrica de una mezcla de gases.

La hipótesis de Avogadro permite establecer una relación entre la composición en volumen de una mezcla de gases y la proporción en número de partículas de cada componente. Como todos los componentes de la mezcla están en las mismas condiciones de presión y temperatura:

$$pV_T = n_T RT \Rightarrow (n_1 + n_2 + n_3)RT = pV_1 + pV_2 + pV_3$$

$$\frac{pV_1}{pV_T} = \frac{n_1 RT}{n_T RT}; \frac{V_1}{V_T} = \frac{n_1}{n_T} = X_1; \frac{V_2}{V_T} = \frac{n_2}{n_T} = X_2; \frac{V_3}{V_T} = \frac{n_3}{n_T} = X_3$$

Según esto, el porcentaje en volumen de un componente coincide con su porcentaje en número de partículas, que es cien veces su fracción molar. No es lo mismo porcentaje en volumen que porcentaje en masa.

ACTIVIDAD RESUELTA 6:

En un recipiente de 2 L de capacidad, que está a 27° C, hay 60 g de una mezcla equimolar de hidrógeno gas y helio. Calcula: a) La presión total del recipiente; b) Las presiones ejercidas por los gases.

a) Los moles que hay de cada gas son:

$$\begin{aligned} x \text{ mol H}_2 &= y \text{ mol He} \\ x \text{ mol H}_2 \cdot 2 \text{ g/mol} + y \text{ mol He} \cdot 4 \text{ g/mol} &= 60 \text{ g} \end{aligned}$$

Resolviendo el sistema resulta: $x = y = 10 \text{ mol}$

El número total de moles es: $10 (\text{H}_2) + 10 (\text{He}) = 20 \text{ mol}$ totales. Con la ley de los gases ideales:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{20 \cdot 0,082 \cdot 300}{2} = 246 \text{ atm}$$

b) Como la presión parcial está relacionada con la presión total ($p_i = X_i \cdot P_T$) y las fracciones molares son las mismas ya que se trata de una mezcla equimolar: ($X_i = \frac{n_i}{n_T} = \frac{10}{20} = 0,5$)

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{He}} = 0,5 \cdot 246 = 123 \text{ atm}$$

ACTIVIDAD RESUELTA 7:

Se dispone de un recipiente de 10 L de capacidad, que se mantiene siempre a la temperatura de 25° C, y se introducen en el mismo 5 L de CO_2 a 1 atm y 5 L de CO a 2 atm, ambos a 25° C. Calcula: a) La composición en porcentaje de la mezcla; b) La presión en el recipiente.

a) Calculamos, con la ecuación de los gases, los moles de cada gas que se van a introducir:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{p_{\text{CO}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 5}{0,082 \cdot 298} = 0,205 \text{ mol CO}_2; n_{\text{CO}} = \frac{p_{\text{CO}} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 5}{0,082 \cdot 298} = 0,409 \text{ mol CO}$$

Los moles totales introducidos son; $0,205 + 0,409 = 0,614$ moles

Como Porcentaje de gas = (mol de gas/moles totales) · 100, resultará:

$$\% \text{CO}_2 = \frac{0,205}{0,614} \cdot 100 = 33,4 \%; \% \text{CO} = \frac{0,409}{0,614} \cdot 100 = 66,6 \%$$

b) Con los datos anteriores calculamos la presión total con la ley de los gases:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,614 \cdot 0,082 \cdot 298}{10} = 1,5 \text{ atm}$$

A.6. Un recipiente de 10 L contiene una mezcla de CO_2 y CO (cuyas fracciones molares son 0,22 y 0,78, respectivamente), ejerciendo una presión de 2 atm a la temperatura de 27° C. Calcula: a) La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente; b) El número de gramos de cada compuesto.

A.7. Una mezcla de gases contiene 1 g de He, 2 g de H₂ y 10 g de CO₂. ¿Cuál es la presión correspondiente a cada gas si la presión total es de 600 mm Hg? Determina la composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

4.2. Disoluciones.

Una *disolución* es una mezcla homogénea de composición variable de dos o más sustancias puras diferentes, que no reaccionan químicamente entre sí y que pueden separarse por medios físicos.

Al componente que se encuentra en mayor cantidad o proporción se le llama *disolvente* y aquel componente que está en menor proporción y que se dispersa dentro del disolvente es el *soluto*.

El soluto y el disolvente se pueden encontrar en cualquier estado físico: sólido, líquido o gas. En la mayoría de los casos trabajaremos con disoluciones en las que el disolvente es líquido, y el soluto, sólido o líquido.

La disolución de un soluto sólido en un disolvente líquido consiste en el desmoronamiento de la estructura sólida del soluto por el disolvente. Si el disolvente y el soluto están formados por moléculas, como es el caso del agua y del azúcar, la disolución se realiza porque las moléculas del disolvente se interponen entre las moléculas del soluto, que se separan y dispersan dentro del disolvente hasta que el soluto se desmorona por completo. En el caso de un soluto iónico, como el cloruro de sodio, la disolución se realiza porque las moléculas del disolvente se introducen en el interior de la estructura sólida iónica de la sal hasta que esta se rompe y desmorona.

Se llama *concentración* a la expresión cuantitativa que indica la composición de una disolución. La expresión de la concentración relaciona la cantidad de soluto disuelto en cierta cantidad de disolvente o disolución. Las formas habituales de expresar la concentración de un soluto son:

Porcentaje en masa	Porcentaje en volumen
Es la masa de un soluto, expresada generalmente en gramos, existente en 100 g de disolución. $masa = \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ disolución} \times 100$ Se puede expresar numerador y denominador en cualquier unidad de masa, siempre que sea la misma para ambos.	Es el volumen de un soluto, expresado generalmente en mL, presente en 100 mL de disolución. $volumen = \frac{volumen\ de\ soluto}{volumen\ de\ disolución} \times 100$ Se puede expresar numerador y denominador en cualquier unidad de volumen, siempre que sea la misma para ambos.
Relación masa-volumen	Fracción molar
Es la masa de un soluto por unidad de volumen de disolución. $Relación\ masa - volumen = \frac{masa\ de\ soluto}{volumen\ de\ disolución}$ Su unidad habitual es g/L o g · L ⁻¹	Es el cociente entre la cantidad de sustancia de un soluto, en mol, y la cantidad de sustancia total de la disolución en mol. $X = \frac{cantidad\ de\ soluto,\ en\ mol}{cantidad\ de\ disolución,\ en\ mol}$ La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución es igual a 1.
Concentración molar	Concentración molal
Es la cantidad de sustancia de un soluto, en mol, contenida en 1 L de disolución. $Molaridad = \frac{cantidad\ de\ soluto,\ en\ mol}{volumen,\ en\ L,\ de\ disolución}$ Su unidad es mol/L o mol · L ⁻¹ , pero también se escribe como molar o M. Por ejemplo: 3 mol · L ⁻¹ = 3 molar = 3 M	Es la cantidad de sustancia de un soluto, en mol, disuelta en 1 kg de disolvente. $molalidad = \frac{cantidad\ de\ soluto\ en\ mol}{masa\ en\ kg\ de\ disolvente}$ Su unidad es el mol/kg o mol · kg ⁻¹ , pero también se escribe como molal o m. Por ejemplo: 3 mol · kg ⁻¹ = 3 molal = 3 m

Cuando se hacen problemas de disoluciones debemos tener presente:

1. No se debe confundir la concentración de una disolución expresada mediante la relación masa-volumen con la densidad de la disolución, pues aunque tengan la misma unidad, por ejemplo g/l, la concentración en tal unidad expresa la masa de un soluto existente por unidad de volumen de disolución, mientras que la densidad de la disolución expresa la masa total de la disolución por unidad de volumen.
2. En una disolución formada por un soluto y un disolvente:
 - La masa de la disolución es una propiedad aditiva, pues es la resultante de las masas del soluto y del disolvente.
 - El volumen de la disolución no es una propiedad aditiva, pues no tiene por qué coincidir con la suma de los volúmenes del soluto y el disolvente.

ACTIVIDAD RESUELTA 8:

Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcula: a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa; b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0,05 M.

a) En 1 L de disolución 15 M hay: $1 \text{ L} \cdot 15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 945 \text{ g de soluto (HNO}_3)$

Por otra parte, como la densidad de la disolución es 1,4 g/mL, 1 L de disolución tendrá una masa de 1400 g.

A partir de los datos anteriores podemos concluir que 1 L de disolución tiene una masa de 1400 g de los cuales 945 g son de soluto (ácido nítrico), por lo que el porcentaje en masa (g de soluto por cada 100 g de disolución) será:

$$\frac{945 \text{ g soluto}}{1400 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 67,5 \text{ g HNO}_3 \rightarrow 67,5 \%$$

b) Para preparar los 10 L de disolución 0,05 M necesitamos: $10 \text{ L} \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,5 \text{ mol HNO}_3$

que debemos tomar de la disolución concentrada (15 M), por lo que necesitaremos un volumen de esta de:

$$0,5 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{15 \text{ mol}} = 0,0333 \text{ L} = 33,3 \text{ mL}$$

ACTIVIDAD RESUELTA 9:

Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL, a 20° C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcula: a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución; b) El volumen de agua que habrá que añadir a 30 mL de la disolución anterior para que la disolución pase a ser 0,1 M. Suponer que los volúmenes son aditivos.

a) Como la fracción molar de un componente es el número de moles de ese componente entre el número total de moles, vamos a calcular los moles de H_2SO_4 y de H_2O que hay en la disolución:

Los 1500 mL de disolución tienen de masa: $m = d \cdot V = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1500 \text{ mL} = 1575 \text{ g disolución}$

Y como de soluto hay 147 g, la masa de agua que contendrán será: $1575 - 147 = 1428 \text{ g H}_2\text{O}$. Luego:

$$\text{moles H}_2\text{SO}_4 = \frac{147 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4; \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{1428 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 79,3 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Por tanto:

$$X_{\text{ácido}} = \frac{1,50}{1,50 + 79,3} = 0,019; X_{\text{agua}} = 1 - 0,019 = 0,981$$

b) Como la molaridad de la disolución primitiva es: $M = \frac{1,5 \text{ mol}}{1,5 \text{ L}} = 1 \text{ M}$, en los 30 mL de esta disolución habrá: $0,03 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,03 \text{ moles de ácido}$

El volumen de disolución diluida (0,1 M) que contiene los 0,03 moles de ácido será:

$$\frac{0,03 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,3 \text{ L} = 300 \text{ mL}$$

Luego tendremos que añadir $300 - 20 = 280 \text{ mL}$ de agua destilada (suponiendo volúmenes aditivos).

A.8. a) Calcula la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 ml de una disolución 0,1 M. b) ¿Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

A.9. a) Se dispone de 500 mL de ácido sulfúrico 5 M y $d = 1,53 \text{ g/mL}$. Calcule el volumen que debe tomar de este ácido, para preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M

b) Expresa la concentración de la disolución inicial en tanto por ciento en masa y en fracción molar de soluto.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

A.10. a) Calcule las masas de nitrato de potasio y de agua necesarias para preparar 250 mL de disolución al 20% en masa cuya densidad sea $1,2 \text{ g/mL}$ b) Calcule la fracción molar de soluto y el tanto por ciento en masa de la disolución preparada.

Masas atómicas: N = 14; K = 39; O = 16.

A.11. a) ¿Qué cantidad de Na_2SO_4 del 85 % se necesita para preparar 500 mL de disolución 1,25 M? b) Calcula el volumen de disolución 1,25 M en Na_2SO_4 que debemos coger para tener 0,15 g de ión sodio.

Masas atómicas: S = 32; Na = 23; O = 16.

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

5.1. Significado de una ecuación química ajustada.

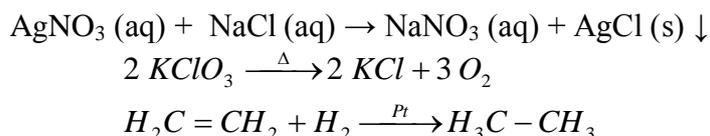
Una reacción química es la transformación de una o varias sustancias en otras diferentes. Las sustancias que se transforman se llaman *reactivos* y las que se originan *productos de la reacción*.

En el lenguaje químico internacional la expresión de una reacción química se llama *ecuación química* y muestra de una forma sintética lo que ocurre en la transformación. Cuando se representa una reacción química mediante su ecuación química se puede indicar también el estado físico o de agregación de las sustancias que intervienen en la misma mediante las siguientes abreviaturas:

(s): Sustancia sólida (l): sustancia líquida
(g): sustancia gaseosa (aq) o (ac): sustancia que está disuelta en agua.

Y en ocasiones se emplean también algunos símbolos para identificar otras características del proceso. Una flecha \uparrow junto a un producto significa desprendimiento de gas y una flecha \downarrow junto a un producto indica formación de un precipitado sólido, si se calienta la reacción se coloca el símbolo Δ encima de la flecha y si se emplean catalizadores se coloca su fórmula también encima de la flecha.

Ejemplos:



La ecuación química de toda reacción química muestra:

1. Los reactivos y los productos de la reacción mediante sus respectivas fórmulas o símbolos químicos.

2. Los coeficientes estequiométricos que proporcionan las cantidades relativas que intervienen en la reacción química con objeto de hacer cumplir la ley de conservación de la masa. Para ello, delante de cada fórmula o símbolo químico de cada sustancia que interviene en la ecuación de la reacción, se coloca un número, llamado *coeficiente estequiométrico*, que es proporcional al número de moléculas, átomos o iones de cada sustancia.

5.2. Interpretación de los coeficientes estequiométricos.

Veamos la reacción entre amoníaco con el oxígeno para formar nitrógeno y agua. Lo importante de los coeficientes estequiométricos es que muestran las cantidades de cada sustancia que intervienen en la reacción, ya que, el número de moléculas y el número de moles *coincide* (aunque con un significado muy diferente).

4 NH ₃ (g)	+	3 O ₂ (g)	→	2 N ₂ (g)	+	6 H ₂ O (l)
4 moléculas	+	3 moléculas	→	2 moléculas	+	6 moléculas
4 mol	+	3 mol	→	2 mol	+	6 mol
4 x 17 g (68 g)	+	3 x 32 g (96 g)	→	2 x 28 g (56 g)	+	6 x 18 g (108 g)
164 g			→	164 g		
4 L (4 x 22,4 L en c.n.)	+	3 L (3 x 22,4 L en c.n.)	→	2 L (2 x 22,4 L en c.n.)		No es un gas

Así pues, teniendo en cuenta el *número de moles de cada sustancia*, indicado por los coeficientes estequiométricos, y las respectivas masas molares, podemos conocer la masa (en gramos) de cada uno de los reactivos y de cada uno de los productos que intervienen en la reacción.

En el caso de *sustancias gaseosas*, la ley de Avogadro permite igualar número de moles con número de litros. Es decir, el coeficiente estequiométrico nos indica el *número de litros de esa sustancia* que interviene en la reacción.

La tabla adjunta resume toda la información cuantitativa que suministra una ecuación química, particularizada para la reacción del amoníaco con el oxígeno. Conviene resaltar que, mientras que la masa siempre se conserva (164 g), *no tiene por qué ocurrir lo mismo con el volumen ni con el número de moles*.

5.3. Ajuste de las ecuaciones químicas.

Se llama relación estequiométrica de una ecuación química a la relación entre los coeficientes estequiométricos de la reacción química y ajustar una ecuación química es una tarea que consiste en encontrar los coeficientes estequiométricos de la ecuación química de una reacción química que permitan cumplir con la ley de conservación de la masa, según la cual la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

Para ajustar una ecuación química existen dos sencillos métodos:

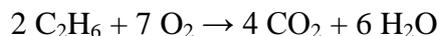
Método de tanteo: Es el más utilizado para ajustar ecuaciones químicas sencillas y consiste en probar coeficientes hasta conseguir el ajuste correcto. Por ejemplo para ajustar la ecuación de combustión del etano: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ por este método realizamos el siguiente razonamiento:

En la reacción química sin ajustar, del lado de los reactivos hay 2 átomos de carbono y en el de los productos 1, por lo que poniendo el coeficiente 2 al CO₂ se equilibran los carbonos; también en el lados de los reactivos hay 6 átomos de hidrógeno y en el de los productos 2, por lo que poniendo el coeficiente 3 al H₂O equilibraríamos los H; por último en los reactivos hay 2 átomos de O mientras

que en los productos, con los coeficientes que llevamos puestos hay 7 átomos de O, por lo que poniendo el coeficiente 7/2 se equilibran los oxígenos y se ajusta la ecuación química:

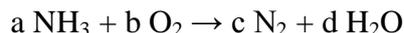


Si no queremos tener coeficientes fraccionarios, podemos quitar denominadores, obteniendo finalmente:



Método algebraico: Consiste en resolver un sistema de ecuaciones que verifiquen la ley de conservación de la masa y cuyas incógnitas son los coeficientes estequiométricos de la reacción química a ajustar.

Así, por ejemplo, sea la reacción del amoníaco con el oxígeno, que origina nitrógeno y agua, y cuya ecuación química es:

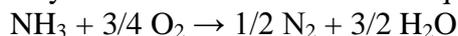


El ajuste consiste en determinar los coeficientes estequiométricos: a, b, c, d, aplicando balances de materia a cada elemento químico, resultando:

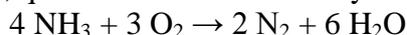
$$\left. \begin{array}{l} \text{Para el N: } a = 2c \\ \text{Para el H: } 3a = 2d \\ \text{Para el O: } 2b = d \end{array} \right\} \text{ Sistema de tres ecuaciones con cuatro incógnitas.}$$

Dado que los coeficientes estequiométricos muestran la proporción existente entre las diversas sustancias que intervienen en la reacción química, por simplicidad de cálculos se puede admitir que, por ejemplo: a = 1.

Luego c = 1/2 y de esta forma d = 3/2 y b = 3/4. Por tanto la reacción química ajustada es:



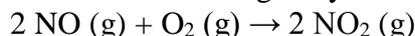
Si queremos tener números enteros, quitamos denominadores y resulta:



5.4. Reactivo limitante.

Imaginemos una fábrica de automóviles en la que se colocan, en la etapa final de montaje, cuatro ruedas a cada carrocería. ¿Cuántos automóviles completos se pueden montar si: a) Disponemos de 50 carrocerías y 200 ruedas; b) Disponemos de 30 carrocerías y 200 ruedas; c) Disponemos de 50 carrocerías y 160 ruedas? Es evidente que habrás pensado que en el primer caso se podrán montar 50 automóviles, en el segundo 30 y sobrarán 80 ruedas y en el tercero se montarán 40 automóviles y sobrarán 10 carrocerías. De igual forma, un químico no puede obtener una cantidad determinada de un producto si parte de una cantidad insuficiente de alguno de los reactivos.

Por ejemplo, en la reacción entre el monóxido de nitrógeno y el oxígeno:



la ecuación ajustada indica que se forman 2 moles de NO₂ cuando 2 moles de NO reaccionan con un mol de O₂. Pero si se mezclan 2 moles de NO con 2 moles de O₂, ¿se formarán más de 2 moles de NO₂? Para responder a esta cuestión es preciso observar la ecuación química y su interpretación:

- Ecuación química: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
- Interpretación macroscópica: $2 \text{mol NO} (\text{g}) + 1 \text{mol O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{mol NO}_2 (\text{g})$

Antes de que ocurra la reacción hay 2 mol de NO, 2 mol de O₂ y 0 mol de NO₂.

La reacción tiene lugar de acuerdo con la reacción ajustada: los 2 mol de NO reaccionan con 1 mol de O₂ produciendo 2 mol de NO₂. En este punto todo el NO se ha gastado y la reacción se detiene.

En el recipiente, además de los 2 mol de NO₂ producidos, quedará 1 mol de O₂, que no ha podido reaccionar por falta de NO.

En este experimento solo se gasta completamente el NO, y se denomina reactivo limitante. El O₂ es un reactivo en exceso ya que parte de él queda sin reaccionar.

Los *reactivos en exceso* en una reacción química no se gastan totalmente, solo se gasta por completo el reactivo limitante.

La cantidad de los productos formados está determinada (limitada) por la cantidad de reactivo limitante. El *reactivo limitante* determina o limita la cantidad de producto que puede formarse en una reacción.

En general, para resolver cualquier problema de estequiometría podemos seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química del proceso ajustada.
2. Debajo de cada sustancia se escriben sus datos.
3. Se expresa la cantidad de cada sustancia en moles.
4. Se determina si existe un reactivo limitante.
5. Partiendo del reactivo limitante, se calculan los moles de las demás sustancias utilizando el factor de conversión apropiado.
6. A partir de su cantidad en moles, se determina la cantidad de cualquier sustancia en las unidades que se nos soliciten.

5.5. Rendimiento de las reacciones.

Las cantidades de productos calculadas a partir de una ecuación química ajustada son las *cantidades teóricas* que se obtendrían si la reacción fuera completa. Esta cantidad teórica se denomina *rendimiento teórico*.

En la práctica la *cantidad real* que se forma de un producto es, con frecuencia, menor que la cantidad teórica. Esta discrepancia se puede deber a diferentes razones:

- La conversión de reactivos en productos puede ser incompleta y hacer que la reacción se detenga antes de que se agoten todos los reactivos.
- Pueden existir reacciones competitivas que den lugar a otros productos y reduzcan el rendimiento de la reacción deseada.
- Los reactivos utilizados no son completamente puros.
- En el proceso final de separación y purificación de un producto puede perderse algo de éste.

El cociente entre la cantidad obtenida de un producto y la cantidad teórica se denomina *rendimiento fraccionario* de la reacción para dicho producto:

$$\text{Rendimiento fraccionario} = \frac{\text{cantidad obtenida}}{\text{cantidad teórica}}$$

Se denomina *rendimiento porcentual* o, simplemente, *rendimiento de la reacción*, al rendimiento fraccionario multiplicado por 100:

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

Siempre es deseable conseguir un rendimiento de reacción lo más alto posible, a fin de reducir la cantidad de materias primas utilizadas.

ACTIVIDAD RESUELTA 9:

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

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcula el porcentaje de níquel de la muestra; b) Calcula el volumen de hidrógeno desprendido, a 25° C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

a) Los moles de ácido contenidos en los 2 mL de disolución son: $0,002 \text{ L} \cdot \frac{18 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,036 \text{ mol ácido}$

Como 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de níquel, los 0,036 mol de ácido reaccionarán con 0,036 mol de níquel, por lo que la masa de níquel en la muestra será: $0,036 \text{ mol Ni} \cdot \frac{58,7 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,11 \text{ g Ni}$

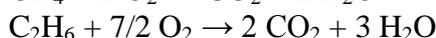
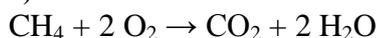
Y el porcentaje de Ni en la muestra de 3 g será: $\% \text{ de Ni} = \frac{2,11}{3} \cdot 100 = 70,3 \%$

b) En los 20 g de Ni hay: $20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,7 \text{ g}} = 0,34 \text{ mol de Ni}$, que producirán 0,34 mol de H_2 que ocuparán un volumen de $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,34 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 8,31 \text{ L de } H_2$

ACTIVIDAD RESUELTA 10:

Una mezcla de 100 cm^3 de metano y etano arde completamente con 320 cm^3 de oxígeno. Calcula: a) El volumen de cada gas en la mezcla; b) Las fracciones molares de cada gas.

a) Las reacciones de combustión ajustadas son:



Llamemos x a los mL de CH_4 e y a los mL de C_2H_6 que hay en la mezcla. Luego $x + y = 100 \text{ mL}$.

Por otra parte, de acuerdo con las ecuaciones químicas anteriores, x mL de CH_4 reaccionan con 2 x mL de O_2 e y mL de C_2H_6 reaccionan con 3,5 y mL de O_2 , en consecuencia: $2x + 3,5y = 320 \text{ mL}$.

Resolviendo el anterior sistema de ecuaciones resulta: $x = 20 \text{ mL de } \text{CH}_4$; $y = 80 \text{ mL de } \text{C}_2\text{H}_6$.

b) Como dijimos (página 11) el porcentaje en volumen de un componente coincide con su porcentaje en número de partículas, que es cien veces su fracción molar, por tanto:

$$X_{\text{metano}} = \frac{20}{100} = 0,2; \quad X_{\text{etano}} = \frac{80}{100} = 0,8$$

ACTIVIDAD RESUELTA 11:

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 cantidad de reactivo que queda en exceso; b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27° C y 1 atm, se habrá desprendido?

La ecuación química ajustada correspondiente al proceso es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

a) Calculamos en primer lugar los moles que disponemos de cada sustancia:

$$\text{moles de Zn} = \frac{20 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,306 \text{ mol Zn}; \quad \text{moles de HCl} = 0,2 \text{ L} \cdot \frac{6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1,2 \text{ mol HCl}$$

Como 1 mol de Zn reacciona con 2 moles de HCl, los 0,306 moles de Zn reaccionarán con:

$$0,306 \text{ mol Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,612 \text{ mol de HCl}, \text{ por lo que el HCl estará en exceso sobrando:}$$

$$1,2 - 0,612 = 0,588 \text{ mol HCl} \rightarrow 0,588 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 21,5 \text{ g HCl}$$

b) Como 1 mol de Zn produce 1 mol de H_2 , los 0,306 mol de Zn que disponemos producirán 0,306 mol de H_2 , que ocuparán un volumen de: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,306 \cdot 0,082 \cdot 300}{1} = 7,53 \text{ L de } H_2$

A,12. El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico según la siguiente reacción:



Calcule: a) El volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,2 kg/L y 35% en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 120 gramos de carbonato de calcio

b) la masa de cloruro de calcio que se obtendrá a partir de 1 kg de piedra caliza que contiene un 60% de CaCO_3 . Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40

A.13. La descomposición térmica de 5 gramos de clorato de potasio, KClO_3 , del 95% de pureza da lugar a la formación de cloruro de potasio, KCl , y oxígeno gaseoso. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule: a) El número de moléculas de KCl que se generarán b) El volumen de gas oxígeno, medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de 20°C , que se desprenderá durante la reacción

Masas atómicas: $\text{K}=39$; $\text{Cl} = 35,45$; $\text{O} = 16$. $R=0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

A.14. El ácido fosfórico reacciona con el bromuro de sodio dando lugar a monohidrógenofosfato de disodio y bromuro de hidrógeno gaseoso. En un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5M a 40 g de bromuro de sodio.

a) ¿Cuántos gramos de monohidrógenofosfato de disodio se habrá obtenido?

b) Si se recoge el bromuro de hidrógeno en un recipiente de 500 mL, a 50°C , ¿Qué presión ejercerá?

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{P} = 31$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Br} = 79,9$.

A.15. Un fabricante vende latas con 600 g de carburo de calcio (CaC_2) cuya pureza es del 80%. Averigüe las latas que deben adquirirse para obtener 800 L de gas de acetileno (C_2H_2) medidos a 1 atm y 47°C , sabiendo que el carburo de calcio por reacción con agua da acetileno mas hidróxido de calcio según la ecuación: $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

b) La masa de hidróxido de calcio que se forma.