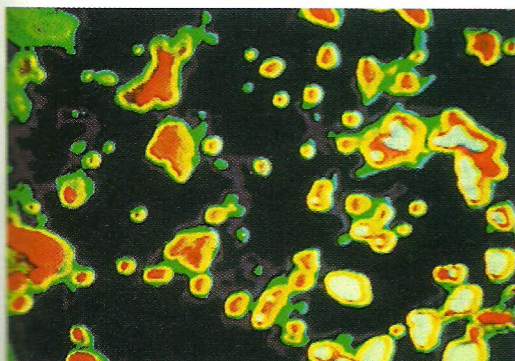


Magnitudes atómico-moleculares

Observen la siguiente imagen tomada con un microscopio electrónico especial, llamado "de efecto túnel":



Es una microfotografía de los átomos de uranio, tomada, por supuesto, durante estos últimos años. Si los químicos del siglo pasado hubieran contado con la tecnología actual, probablemente los descubrimientos se habrían sucedido más rápido. Sin embargo, esto no fue así. El propio Avogadro, cuya hipótesis aún tiene vigencia, no fue estimado por sus contemporáneos. Cuarenta años después de enunciado su principio, otro químico italiano, Stanislao Cannizzaro

(1826-1910) reflató la idea y realizó experiencias para establecer **masas atómicas y moleculares relativas**.

Una de ellas consistía en medir las masas de volúmenes iguales (10 dm^3) de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2), a 0°C de temperatura y 1 atmósfera de presión.

Según la hipótesis de Avogadro, como el volumen es el mismo, el número de moléculas también lo es. Si se denomina x al número de moléculas:

$$\frac{x \text{ moléculas de } \text{N}_2}{x \text{ moléculas de } \text{H}_2} = \frac{12,502}{0,893} = 14$$

Esta relación indica que x moléculas de nitrógeno tienen una masa catorce veces mayor que x moléculas de hidrógeno, o bien, que una molécula de nitrógeno pesa catorce veces más que una de hidrógeno. Asimismo, como ambas moléculas están formadas por dos átomos, puede decirse que la masa de un átomo de nitrógeno es catorce veces mayor que la de uno de hidrógeno.

De esta manera, Cannizzaro estableció relaciones entre las masas atómicas y moleculares respecto de un patrón: el hidrógeno.

En la actualidad se utiliza otro patrón: el **carbono**. Como resultado de una decisión de la IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), en 1962 se asigna el siguiente valor:

$$m\left({}^{12}_6\text{C}\right) = 12,0000 \quad \begin{matrix} Z = 6 \\ A = 12 \end{matrix}$$

La **unidad de masa atómica (uma)** se define como la doceava parte de la masa de un átomo del carbono-12 (${}^{12}\text{C}$).

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de un átomo de } {}^{12}\text{C}}{12}$$

A partir de este patrón se pueden definir:

Masa atómica relativa (A_r), como un número que indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo que 1 uma.

Masa molecular relativa (M_r), como un número que indica cuántas veces es mayor la masa de una molécula (o la fórmula empírica de una sustancia no molecular) que 1 uma. Para calcularla, se suman las masas atómicas relativas de todos los átomos que constituyen la molécula.

Por ejemplo: ¿Cuál es la M_r del amoníaco (NH_3) si la A_r del nitrógeno (N) es 14 y la del hidrógeno (H) es 1?

$$M_r(\text{NH}_3) = 1 A_r \text{ N} + 3 A_r \text{ H} = 1 (14) + 3 (1) = 17$$



▲ La hipótesis de Avogadro admite la existencia de moléculas poliatómicas, en este caso diatómicas. ¿Coincide en este punto con Dalton?



En el capítulo 11 se estudia el tema de la estructura atómica, y se amplía la información sobre la masa atómica relativa y la unidad de masa atómica.

El concepto de mol

¿Por qué creen que se han establecido valores de masas atómicas y moleculares relativas y no absolutas? Simplemente, porque en la práctica resulta imposible pesar de manera individual un átomo o una molécula. En cualquier situación real se manejan cantidades enormes de partículas. Por ejemplo, si pudieran contar cuántas moléculas hay en una gota de agua, se sorprenderían con la cifra: ¡1.672.790.278.000.000.000.000 moléculas!

Por lo tanto, se requiere una unidad que describa de manera adecuada esas cantidades. La unidad empleada por los químicos es el mol.

Un **mol** es la cantidad de materia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas elementales (átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas).

Este número de partículas, $6,022 \cdot 10^{23}$, fue obtenido luego de muchos experimentos y se conoce con el nombre de **número de Avogadro** (N_A), en honor al científico italiano.

¿Cuál es la masa de un mol?

La **masa de un mol** o **masa molar** de un elemento es la masa atómica relativa de ese elemento expresada en gramos. La masa molar de un compuesto es la masa molecular relativa expresada en gramos.



La masa molar del sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) es 249,5 g.



La masa molar del cinc (Zn) es 65 g.



La masa molar del cloruro de sodio (NaCl) es 58,5 g.

El volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia se denomina **volumen molar**. Con respecto a éste, existe una consideración especial para los gases. Si se tiene en cuenta que volúmenes iguales de dos gases diferentes –en iguales condiciones de presión y temperatura– tienen el mismo número de moléculas, el volumen que ocupa un mol de cualquier gas deberá ser el mismo.

Cuando el volumen molar de un gas se mide en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es decir, 1 atm de presión y 0 °C de temperatura, se denomina **volumen molar normal de un gas** y es igual a 22,4 l.

Finalmente, pueden comprobar con los siguientes ejemplos la importancia del concepto de mol en los cálculos químicos.

¿Cuántos átomos de hierro (Fe) hay en 0,1 g de hierro?

Dato: $M_r \text{ Fe: } 55,85$

Masa de hierro (g)	Cantidad de átomos
55,85	$6,022 \cdot 10^{23}$
0,10	x

$$x = \frac{0,10 \text{ g Fe} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{55,85 \text{ g Fe}} = 1,08 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

¿Cuál es la masa de un átomo de hierro?

Cantidad de átomos	Masa de hierro (g)
$6,022 \cdot 10^{23}$	55,85
1	x

$$x = \frac{1 \text{ átomo Fe} \cdot 55,85 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 9,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$



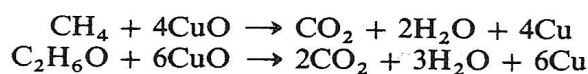
Si se repartiera un número de Avogadro de libros entre todos los argentinos (aproximadamente 34.000.000), cada uno tendría $1,77 \cdot 10^{17}$ libros para leer.



En el capítulo 8 se estudian los fluidos y en el 18 se aplica el número de Avogadro y la masa molar a los cálculos estequiométricos.

2.2 Análisis químico y fórmulas moleculares

El método de combustión desarrollado por Lavoisier fue capaz de investigar la presencia de carbono e hidrógeno y de dar una somera idea de la cantidad presente de cada uno de ellos. Liebig, en 1831, ideó un método para llevar a cabo la combustión de una forma controlable. Se apoyó en el hecho ya conocido de que los vapores orgánicos se queman rápida y eficazmente en contacto con óxido de cobre calentado al rojo, según las siguientes ecuaciones:



Por este método, los químicos pudieron determinar con precisión el porcentaje de cada elemento presente en un compuesto orgánico.

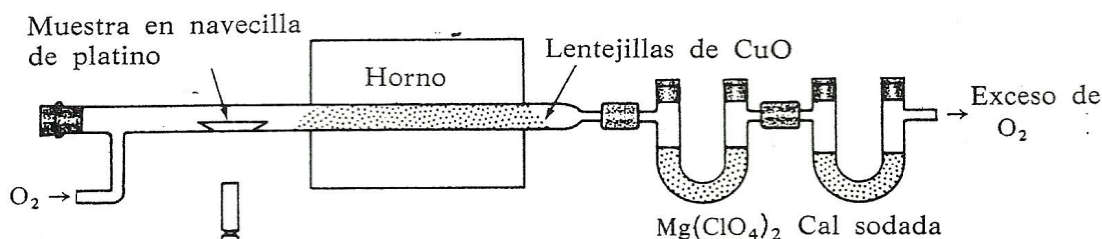


Figura 2.1

Representación esquemática del aparato empleado para el análisis de carbono e hidrógeno.

Método de Liebig. La figura 2.1 es un esquema del aparato de combustión que se emplea para el método de Liebig. Se vaporiza la muestra a quemar, y el vapor se pasa a través de un tubo relleno de óxido de cobre caliente, mediante una corriente de oxígeno como gas de arrastre. El material orgánico se oxida mediante el óxido de cobre y la corriente de oxígeno oxida de nuevo el cobre a óxido de cobre. El gas de arrastre lleva el agua y el dióxido de carbono que se han formado, fuera del sistema. Esta corriente gaseosa se hace pasar primero por un tubo que contiene un deshidratante (generalmente perclorato de magnesio) y luego a través de otro con cal sodada. Antes de la combustión se pesan, la muestra inicial, el tubo con deshidratante y el de cal sodada. Cuando el gas atraviesa el tubo de secado, se absorbe el agua de combustión por el deshidratante; el gas atraviesa luego el tubo de cal sodada en el que se absorbe el dióxido de carbono convirtiéndose en carbonato. Cuando se ha terminado la combustión se pesan de nuevo los tubos de absorción y del incremento de peso del tubo de secado y del de cal sodada se deduce, respectivamente, las cantidades de agua y de dióxido de carbono producidas en la combustión.

Conociendo las cantidades de dióxido de carbono y de agua formadas en la combustión y el peso inicial de la muestra quemada, se puede calcular el porcentaje de carbono e hidrógeno que contiene. El cálculo se lleva a cabo del modo indicado en el siguiente ejemplo. Tomando los pesos atómicos $\text{H} = 1,008$, $\text{C} = 12,01$ y $\text{O} = 16,000$, el peso de hidrógeno en la muestra es igual al peso del agua producida por la fracción que corresponde al hidrógeno en el agua:

$$\text{g de H} = \text{g de H}_2\text{O} \times \frac{2,016}{18,016} \frac{\text{g (H)}}{\text{moles(H}_2\text{O)}}$$

$$\text{porcentaje de H} = \frac{\text{gH}}{\text{g de muestra}} \times 100$$

$$\text{gC} = \text{g CO}_2 \times \frac{12,01}{44,01} \frac{\text{g (C)}}{\text{moles(CO}_2\text{)}}$$

$$\text{porcentaje de C} = \frac{\text{g C}}{\text{g de muestra}} \times 100$$

El análisis no da directamente el porcentaje de oxígeno en el compuesto. Pero podemos suponer que cuando los ensayos preliminares no han señalado la presencia de ningún otro elemento distinto de carbono e hidrógeno, el resto hasta 100 corresponde al oxígeno.

Concepto de: MASA EQUIVALENTE. (VERSIÓN 2017)

El concepto de masa equivalente es muy útil en los cálculos químicos, sobre todo en reacciones **ácido-base** y reacciones **redox**, pero, la dificultad en comprender este concepto radica en que su determinación depende del tipo de reacción en la que participa el compuesto en cuestión.

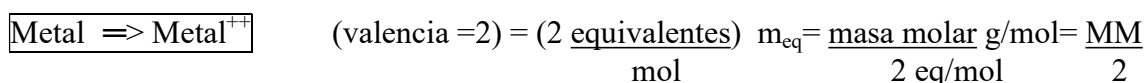
Un compuesto puede presentar distintos valores de masa equivalente (en gramos) según el tipo de reacción en la que esté participando ese compuesto. (ácido-base, redox, etc.).

La masa equivalente de un elemento, es la masa en gramos de ese elemento que se combina o que desplaza a 1,008 g de hidrógeno (H₂) u 8 g de oxígeno (O₂).

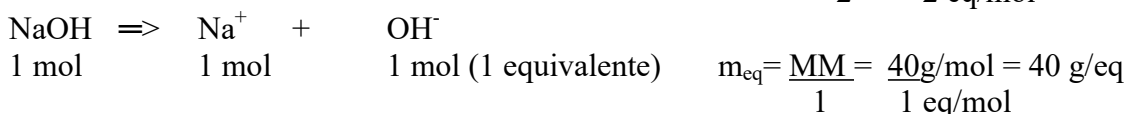
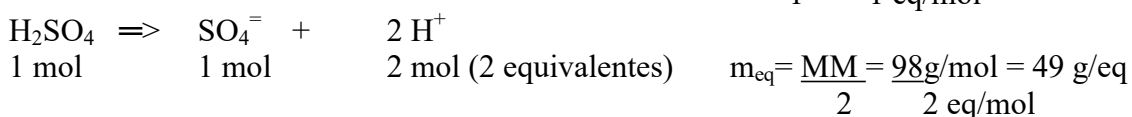
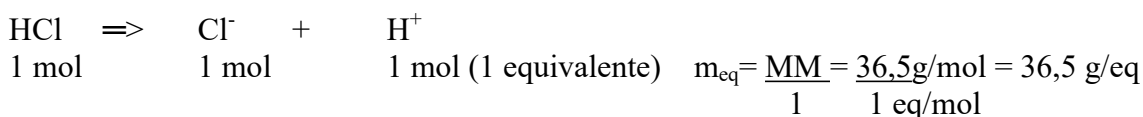
Por lo tanto la masa equivalente es un Mol de la función química con que actúa una sustancia y se calcula como: [MM/nº fn. qcas.]

La masa equivalente teórica para un elemento se obtiene dividiendo la masa molar del elemento por la **valencia** con la que participa el elemento en la combinación química.

Para un **metal** sería:



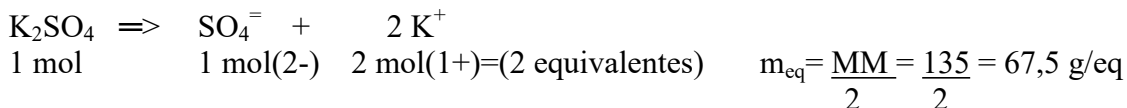
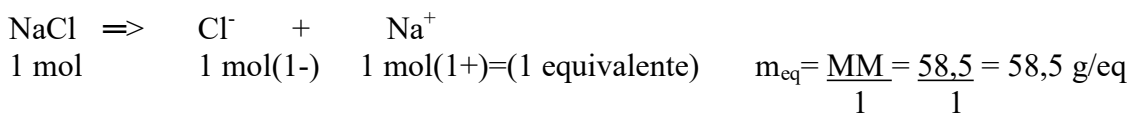
En los ácidos y bases de Bröbnted-Lowry un equivalente ácido/base será un mol de protones e iones oxidrilos respectivamente. Por ejemplo:



Masa equivalente de un ácido es la masa molar del ácido dividido por el número de hidrogeniones que libera el ácido en la reacción.

Masa equivalente de una base o hidróxido es la masa molar de la base dividido por el número de oxidrilos que libera la base en la reacción.

Masa equivalente de una sal es la masa molar de la sal dividido por el número total de cargas positivas o negativas que genera la disociación de la sal.



En las reacciones redox un equivalente será un mol de electrones, porque es lo que se transfiere. Además, el **número de equivalentes** por mol dependerá del estado de oxidación que alcance la sustancia en el proceso porque de ello dependerá el **número de electrones** transferidos por mol de átomos o moléculas.

Masa equivalente de un agente oxidante o un agente reductor es la masa molar del compuesto dividido por el número de electrones que pierde o que gana en la semi-reacción correspondiente.

