

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA



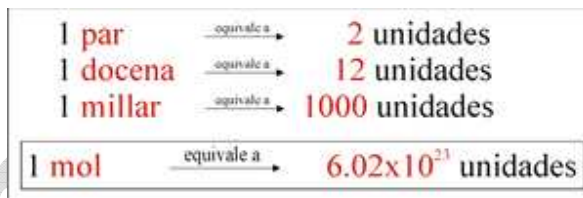
Comúnmente nos referimos al número de objetos en un mol, o sea, el número $6,02 \times 10^{23}$, como el **número de Avogadro**. Amadeo Avogadro fue un profesor de física italiano que propuso en 1811 que los mismos volúmenes de gases diferentes a la misma temperatura, contienen un número igual de moléculas. Alrededor de 50 años después, un científico italiano llamado **Stanislao Cannizzaro** usó la hipótesis de Avogadro para desarrollar un grupo de pesos atómicos para los elementos conocidos, comparando las masas de igual volumen de gas. Sobre la base de este trabajo, un profesor de secundaria austríaco llamado **Josef Loschmidt**, calculó el tamaño de una molécula en cierto volumen de aire, en 1865, y eso desarrolló un estimado para el número de moléculas en un volumen dado de aire. A pesar de que estas antiguas estimaciones habían sido definidas desde entonces, ellas indujeron al **concepto del mol** - a saber, la teoría de que en una masa definida de un elemento (su peso atómico), hay un número preciso de átomos - el **número de Avogadro**.

CONCEPTO DE MOL

Un **mol** de sustancia posee tantas unidades de dicha sustancia como átomos existen en 12 g del isótopo del carbono - 12 (C - 12).

En 12 g del isótopo del carbono - 12 existen 6.02×10^{23} átomos de dicho elemento. Al número 6.02×10^{23} se le denomina **Número de Avogadro**.

Un mol de sustancia contiene 6.02×10^{23} unidades (átomos, iones, moléculas o cualquier otra entidad) de dicha sustancia.

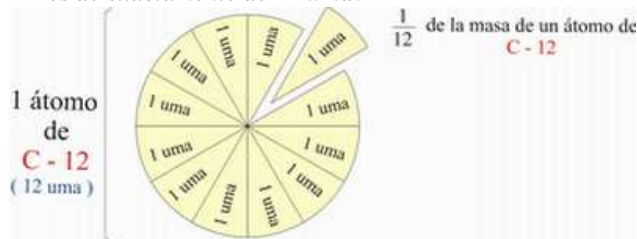


La masa de un átomo depende del número de protones, neutrones y electrones que contiene. Sin embargo, los átomos son partículas tan en extremo pequeñas, que es imposible medir la masa de un solo átomo. Pero se puede determinar la masa de un átomo en relación con la masa de otro. El primer paso es asignar un valor a la masa de un átomo que servirá como patrón de referencia.

La **masa atómica** (algunas veces llamada **peso atómico**) es la masa de un átomo particular de un elemento químico, expresado en **unidades de masa atómica (uma)**.

La masa de un átomo de carbono - 12 es de exactamente de **12 uma**.

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



La **masa atómica** de un elemento químico es el promedio ponderado de las masas atómicas de todos los isótopos naturales que posee. Los datos de las masas atómicas de los elementos pueden ser encontradas en la **tabla periódica**. A continuación se presentan las masas atómicas de algunos elementos de uso común en química.

Elemento	H	C	N	O	Na	Mg	P	S
Masa atómica (en uma)	1	12	14	16	23	24	31	32

Elemento	Cl	K	Ca	Fe	Cu	Zn	Ag	Au
Masa atómica (en uma)	35.5	39	40	56	63.5	65	108	197

PESO FÓRMULA (PF)

El *peso fórmula* (PF) de una sustancia es la masa de una unidad fórmula de dicha sustancia, expresada en *uma*. Para determinar el peso fórmula de una sustancia se deben sumar las masa atómicas de los elementos que conforman a dicha sustancia, tantas veces como lo indique la *fórmula química*.

Ácido sulfúrico: H_2SO_4

2 H : 2 x 1 uma = 2 uma

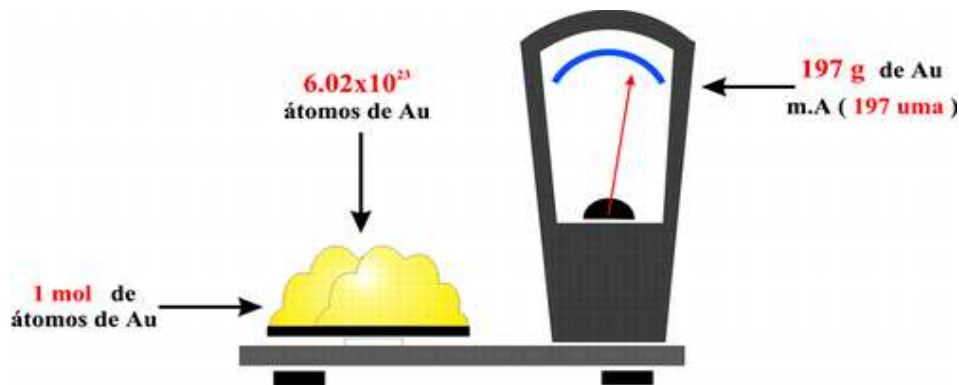
1 S : 1 x 32 uma = 32 uma

4 O : 4 x 16 uma = 64 uma

Peso fórmula (PF) = 98 uma

ANÁLISIS DE UN MOL DE ÁTOMOS

Un *mol de átomos* contiene 6.02×10^{23} átomos y su masa es numéricamente igual a su masa atómica de un elemento expresada en gramos.

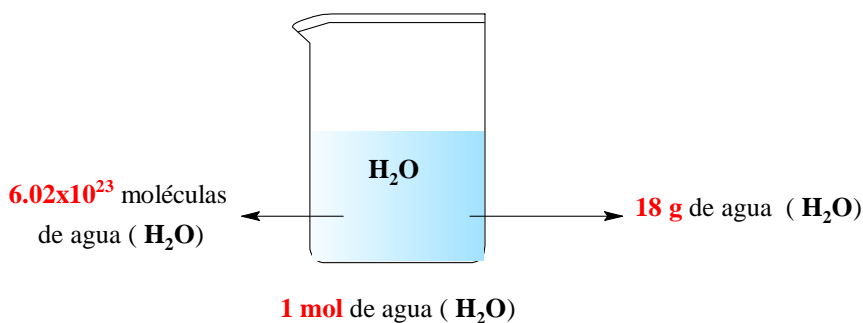


La *masa molar* de un *elemento químico* es numéricamente igual a la masa atómica de dicho elemento expresada en g / mol.

Si la masa atómica del oro es 197 uma, la masa molar del oro es 197 g/mol

ANÁLISIS DE UN MOL DE MOLÉCULAS

Un *mol de moléculas* contiene 6.02×10^{23} moléculas y su masa es numéricamente igual a su peso fórmula expresado en gramos.



La *masa molar* de una sustancia compuesta es numéricamente igual al peso fórmula de dicho compuesto expresada en g / mol.

Si el peso fórmula del agua es 18 uma, la masa molar del agua es 18 g/mol

CONDICIONES NORMALES (C.N.)

También llamadas *temperatura* y *presión* normal (T.P.N.). Son condiciones de referencia de presión y temperatura para sistemas gaseosos. Las *condiciones normales* son las siguientes:

PRESIÓN

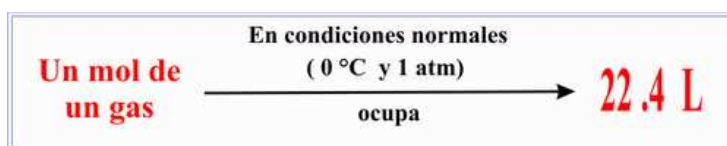
1 atm = 760 mmHg = 760 Torr

TEMPERATURA

0 °C = 273 K

VOLUMEN MOLAR NORMAL (V_{CN})

Es el *volumen* ocupado por una *mol* de un *gas* medido en condiciones normales. Una mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22.4 L

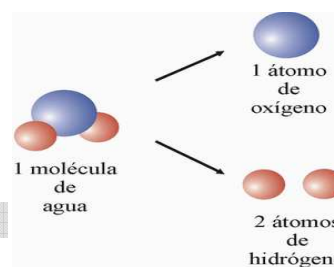


ANÁLISIS DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

La *fórmula química* de una sustancia muestra su composición química. Esta representa a los átomos presentes, así como las proporciones en las que estos se han combinado.

Un subíndice junto al símbolo del elemento indica el número de átomos de este elemento en una molécula.

Una *molécula* de agua está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Los *compuestos químicos* poseen propiedades diferentes de los elementos que lo constituyen.



Las fórmulas químicas son de gran utilidad para el análisis cuantitativo de las sustancias en un compuesto químico.

Según la *Ley de las Proporciones Definidas*, cuando dos sustancias se combinan lo hacen en una proporción constante y definida entre sus masas. De esta ley es posible deducir que la composición de una sustancia pura es definida e invariable.

	\longrightarrow		
1 molécula de H ₂ O Peso fórmula (PF) = 18 uma		1 átomo de oxígeno m.A.(O) = 16 uma	2 átomos de hidrógeno m.A.(H) = 1 uma
1 docena de moléculas de H ₂ O		1 docena de átomos de oxígeno	2 docenas de átomos de hidrógeno
1 millar de moléculas de H ₂ O		1 millar de átomos de oxígeno	2 millares de átomos de hidrógeno
1 mol de moléculas de H ₂ O		1 mol de átomos de oxígeno	2 moles de átomos de hidrógeno
18 g de agua (H ₂ O)		16 g de oxígeno	2 g de hidrógeno