

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

La Química es la ciencia que estudia la materia y sus transformaciones. La Física se ocupa de la energía y sus transformaciones. La Fisicoquímica abarca el estudio de las interacciones entre la materia y la energía, y explica los principios que rigen las transformaciones de la materia conocidas como reacciones químicas, mediante el estudio de las propiedades físicas de las sustancias y del efecto de los cambios físicos sobre las reacciones.

MATERIA

Materia es todo aquello que ocupa lugar en el espacio y posee masa. Todos los sistemas materiales están formados por átomos y moléculas. Las moléculas son átomos unidos entre sí mediante enlaces químicos. A su vez, los átomos están constituidos por partículas consideradas indivisibles: protones, neutrones y electrones.

En los compuestos químicos se unen átomos de más de un elemento, para formar moléculas o bien para formar estructuras infinitas, como es el caso de los polímeros.

ÁTOMOS

Los átomos están constituidos por un núcleo central y electrones, de carga negativa, que giran alrededor de él. A su vez el núcleo está formado por protones, de carga positiva, y neutrones, que no poseen carga. El átomo es neutro, por lo tanto el número de protones es igual al número de electrones. En general la masa de un átomo es aproximadamente la masa del núcleo, pues la masa del electrón es 1840 veces menor que la masa del protón. La masa del neutrón es aproximadamente igual a la masa del protón.

En cuanto al tamaño del átomo, éste es más o menos 10 000 veces menor que el tamaño del núcleo, por lo tanto casi todo es vacío.

Cada elemento químico está caracterizado por el número de protones que tienen sus átomos. Este número se denomina *número atómico Z*.

Ejemplos:

Elemento	Número atómico Z
hidrógeno	1
oxígeno	8
uranio	92
helio	2

Se denomina *número másico* a la suma de protones más neutrones, y se representa con la letra *A*.

Cuando un átomo pierde o gana electrones se convierte en un *ión*. Los iones positivos, denominados *cationes*, tienen defecto de electrones y los iones negativos, denominados *aniones*, tienen exceso de electrones.

MOLÉCULAS

Cuando 2 o más átomos, de un mismo elemento o de elementos diferentes, se unen mediante uniones químicas se origina una molécula de un compuesto químico.

Ejemplos de moléculas son:

1. Ozono: formada por 3 átomos de oxígeno O_3 .
2. Cloruro de sodio (sal de mesa): formada por un átomo de cloro y uno de sodio $NaCl$.
3. Amoníaco: formada por 3 átomos de hidrógeno y 1 de nitrógeno.

Existen tres tipos fundamentales de uniones químicas: iónica, covalente y metálica, que posteriormente se tratarán en detalle.

SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS

Se llama *sistema material* a todo cuerpo o conjunto de cuerpos seleccionado para la observación de acuerdo con ciertas finalidades. La química estudia estos sistemas materiales.

Los mismos se clasifican en:

1. *Sistema homogéneo*: aquel que tiene iguales valores para todas sus propiedades intensivas en las distintas partes del sistema. Ejemplos: azúcar disuelta en agua, alcohol y agua, acero.
2. *Sistema heterogéneo*: aquel que tiene distintos valores para alguna de las propiedades intensivas en distintas partes del sistema, y estas partes se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Ejemplos: agua y aceite, las nubes, espuma de jabón.
3. *Sistema inhomogéneo*: aquel en el cual los valores de las propiedades intensivas son distintos en distintas partes del sistema, pero éstas partes no se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Ejemplos: aire, agua con agregado de una solución coloreada y sin agitar.

Los sistemas *homogéneos* pueden ser:

- a. *Sustancias puras*: aquellas que no pueden fraccionarse, sin perder sus propiedades intensivas. Ejemplos: agua, azúcar.
- b. *Soluciones*: aquellas que están formadas por más de una sustancia pura. Ejemplo: acero inoxidable.

A su vez las sustancias puras se clasifican en:

- I. *sustancias simples*: que son los denominados elementos químicos. Ejemplos: hierro, carbono, que forman parte del acero.
- II. *sustancias compuestas*: que son los compuestos químicos. Ejemplo: agua, cloruro de sodio.

Cuando una solución está constituida solo por 2 sustancias, aquella que está en menor cantidad se denomina *soluto* y la otra *solvente*.

En un sistema, se llama *fase* al conjunto de las partes del mismo que tiene iguales valores para sus propiedades intensivas y que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Por lo tanto los sistemas homogéneos están siempre constituidos por una sola fase, y los sistemas heterogéneos por más de una fase.

PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS

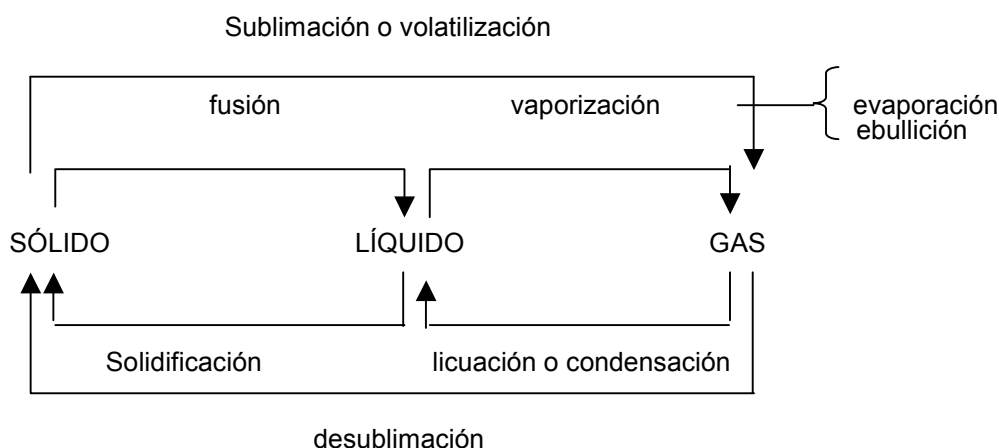
Las *propiedades de la materia* pueden clasificarse en:

1. *Extensivas*: aquellas que dependen de la cantidad de materia considerada. El *peso* y el *volumen* son ejemplos de propiedades extensivas.
2. *Intensivas*: aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada. Ejemplos: la *densidad*, el *punto de fusión*, el *punto de ebullición*, el *peso específico*.

ESTADOS DE LA MATERIA

Existen 3 estados físicos de la materia, llamados también *estados de agregación*. Ellos son: *sólido*, *líquido* y *gaseoso*. Actualmente se habla de un cuarto estado, el *plasma*, pero no será tratado en el presente apunte.

Por ejemplo la sustancia pura *agua* existe en los 3 estados: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor de agua). El cambio de un estado a otro se denomina *cambio de fase*. Estos cambios de estado se ilustran en el siguiente esquema:



El fenómeno de vaporización puede producirse en dos formas:

- *Evaporación*: solo desde la superficie libre del líquido y a cualquier temperatura,
- *Ebullición*: desde todo el interior del líquido y a una temperatura dada, que depende del líquido y de la presión externa.

Las moléculas en estado *sólido* se mantienen juntas por medio de fuerzas eléctricas y no son libres. El volumen es fijo y la forma es rígida (cristales).

Las moléculas en estado *líquido* se deslizan pero no son libres. El volumen es fijo pero la forma no es fija.

En estado gaseoso las moléculas se mueven libremente a enormes velocidades, hay caos. El volumen no es fijo y tampoco la forma.

ELEMENTOS QUÍMICOS. TABLA PERIÓDICA

Todos los elementos químicos están ordenados por orden creciente de número atómico Z , y en forma tal que refleja la estructura atómica, en una tabla denominada *tabla periódica*.

Los elementos están distribuidos en siete hileras horizontales, llamadas *períodos*, y en 18 columnas verticales, llamadas *grupos*. El primer período, que contiene dos elementos, el hidrógeno y el helio, y los dos períodos siguientes, cada uno con ocho elementos, se llaman *períodos cortos*. Los períodos restantes, llamados *períodos largos*, contienen 18 elementos en el caso de los períodos 4 y 5, ó 32 elementos en el del período 6. El período largo 7 incluye el grupo de los actínidos, que ha sido completado sintetizando núcleos radiactivos más allá del elemento 92, el uranio.

El número del período indica la cantidad de *capas* que posee el átomo del elemento considerado. Así, por ejemplo, el átomo de hidrógeno H que pertenece al período 1, tiene una única capa, el átomo de carbono C tiene 2 capas y el de cromo Cr tiene 4.

Las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico Z . Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos. El radio atómico aumenta de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo, en la tabla periódica, conforme aumenta el número atómico.

La electronegatividad de un elemento es una propiedad que resulta de la estructura de sus átomos. Permite explicar la naturaleza de las uniones químicas y se define como la capacidad del átomo para atraer electrones. En general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y disminuye de arriba hacia abajo. Por lo tanto los elementos situados a la derecha de la tabla, a excepción de los gases nobles (grupo 18), son electronegativos y los situados a la izquierda son electropositivos, pues tienden a ceder electrones. A la izquierda se encuentran los *metales* y a la derecha los *no metales*.

ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

De acuerdo con la Mecánica Cuántica no es posible establecer, en un instante dado, la velocidad y la posición de un electrón en un átomo. Se habla de probabilidad de hallar a un electrón en un determinado lugar alrededor del núcleo.

Los electrones están dispuestos en *capas* o *niveles* que corresponden a zonas con mayor probabilidad de hallar al electrón. Al aumentar el número de electrones, conforme aumenta el Z , aumenta el número de niveles. Estas capas se denotan con las letras K, L, M, N, O, P, Q, y admiten un número máximo de electrones, dado por la expresión $2n^2$, siendo n el número de capa. Así la K admite 2 electrones, la L 8, la M 18, la N 32.

Se llama *orbital atómico* a la función matemática ψ que es solución de la Ecuación de Schrödinger, tal que ψ^2 da la probabilidad de encontrar un electrón en una zona del espacio alrededor del núcleo. Cada electrón está "caracterizado" por sus 4 *números cuánticos*:

$n = n^\circ$ cuántico principal

$m = n^\circ$ cuántico magnético

$l = n^\circ$ cuántico angular o azimutal

$s = n^\circ$ cuántico de spin

Según el *Principio de exclusión de Pauli*, 2 electrones no pueden tener los 4 números cuánticos iguales. Esto equivale a decir que un orbital atómico no admite más de 2 electrones.

El n indica el nivel o capa. Como cada capa admite un máximo de electrones, y no puede haber más de 2 electrones en un orbital, se deduce que al aumentar Z aumenta el número de orbitales por cada capa. Los valores que puede tomar n son números enteros: 1, 2, 3, 4, 5, etc.

El l está relacionado con el momento angular del electrón en su movimiento orbital alrededor del núcleo. Puede tomar valores desde 0 hasta $(n - 1)$. Por ejemplo si $n = 2$, l puede valer 0 ó 1. Cuando l vale 0 el orbital recibe el nombre "s", cuando vale 1 se llama orbital "p", cuando vale 2 se llama "d", cuando vale 3 se llama "f" y así sucesivamente.

Cada uno de éstos orbitales está asociado con una representación de la densidad electrónica en el espacio alrededor del núcleo, relacionada con la probabilidad de encontrar al electrón.

El m está relacionado con las posibles orientaciones del vector momento angular en un campo magnético. Puede adoptar valores desde $-l$ hasta $+l$ pasando por el 0. Por ejemplo: $-1, 0, +1$.

El s (relacionado con el movimiento de rotación del electrón sobre su eje) puede valer $+1/2$ o $-1/2$ según el momento angular de spin tenga un sentido otro.

En la siguiente tabla se muestran los posibles valores de los números cuánticos:

CAPA	n principal (nivel)	l angular 0 hasta $n-1$	m magnético $-l$ hasta $+l$	s spin $\pm 1/2$	Número máximo de electrones en cada nivel
K	1	0	0	$+1/2$	2
				$-1/2$	
L	2	0	0	$+1/2$	8
				$-1/2$	
		1	-1	$+1/2$	
				$-1/2$	
			0	$+1/2$	
				$-1/2$	
+1	$+1/2$				
	$-1/2$				
M	3	0	0	$+1/2$	18
				$-1/2$	
		1	-1	$+1/2$	
				$-1/2$	
			0	$+1/2$	
				$-1/2$	
			+1	$+1/2$	
				$-1/2$	
		2	-2	$+1/2$	
				$-1/2$	
			-1	$+1/2$	
				$-1/2$	
			0	$+1/2$	
				$-1/2$	
+1	$+1/2$				
	$-1/2$				
+2	$+1/2$				
	$-1/2$				

$l = 0$ ----- orbital s ----- 2 electrones

$l = 1$ ----- orbital p ----- 6 electrones

$l = 2$ ----- orbital d ----- 10 electrones

$l = 3$ ----- orbital f ----- 14 electrones

REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son fenómenos de transformación química de las sustancias en otras diferentes. En ellas intervienen los *reactivos*, que son las sustancias que reaccionan, y los *productos de reacción*, que son las sustancias que se obtienen.

Las reacciones se representan simbólicamente mediante *ecuaciones químicas*. Las sustancias se representan por medio de *fórmulas químicas*.

El *agua* está formada por 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 de oxígeno (O), y su fórmula química es: H₂O, donde el subíndice 2 indica la cantidad de átomos de H.

La molécula de oxígeno se representa O₂, y la de hidrógeno H₂.

REACCIONES

1. METAL + O₂ → ÓXIDO BÁSICO
2. NO METAL + O₂ → ÓXIDO ÁCIDO (ANHÍDRIDO)
3. ÓXIDO BÁSICO + H₂O → HIDRÓXIDO (BASE)
4. ÓXIDO ÁCIDO + H₂O → ÁCIDO (OXÁCIDO)
5. HALÓGENO + H₂ → ÁCIDO (HIDRÁCIDO)
6. METAL + H₂ → HIDRURO
7. ÁCIDO + HIDRÓXIDO → SAL + H₂O

Ejemplos:

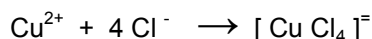
1. 2 Mg + O₂ → 2 MgO óxido de magnesio
2. C + O₂ → CO₂ anhídrido carbónico
3. MgO + H₂O → Mg (OH)₂ hidróxido de magnesio
4. CO₂ + H₂O → H₂CO₃ ácido carbónico
5. Cl₂ + H₂ → 2 HCl ácido clorhídrico
6. 2 Na + H₂ → 2 NaH hidruro de sodio
7. 2 HCl + Mg (OH)₂ → MgCl₂ + 2 H₂O cloruro de magnesio

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES

1. *Ácido-base*: La última reacción (7) es un ejemplo de *reacción ácido-base*. Se llaman así porque existe un intercambio de protones H⁺ y oxhidrilos HO⁻.
2. *Óxido-reducción*: son reacciones de transferencia de electrones. La reacción (1) es un ejemplo, donde el Mg pierde 2 electrones, se oxida, y el oxígeno gana 2 electrones, se reduce.
3. *De precipitación*: donde el producto de reacción es un sólido que precipita (tiende a decantar en el fondo del recipiente). Por ejemplo:



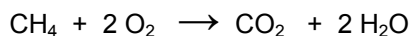
4. *De complejamiento:* generalmente se obtiene con cationes de elementos situados en el centro de la tabla periódica, y aniones capaces de capturar el catión, formando una molécula o anión complejo muy estable. Ejemplos:



BALANCE DE MASA Y CARGA

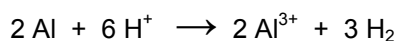
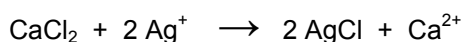
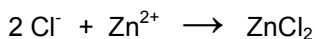
Durante las transformaciones químicas la cantidad de átomos de los elementos que intervienen no cambia. En otros términos, los átomos se reordenan para dar distintas sustancias, pero su cantidad no varía. Por lo tanto toda ecuación química debe estar equilibrada en masa, de manera que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos miembros de la ecuación.

Por ejemplo, para la oxidación completa de 1 molécula de metano CH_4 , se necesitan 2 moléculas de O_2 :



Así, hay 1 C, 4 H y 4 O en ambos lados de la ecuación.

De forma similar, el resultado de la suma de las cargas (+ y -) debe ser el mismo en ambos lados, tal como se ilustra en los ejemplos siguientes:



En ésta última ecuación, el término de la izquierda tiene:

I) 2 átomos de aluminio, 6 átomos de H y 6 cargas +, porque cada H está como protón (+), el término de la derecha tiene:

D) 2 átomos de Al, 3 moléculas de H_2 (es decir $3 \times 2 = 6$ átomos de H), y $2 \times 3 = 6$ cargas positivas aportadas por el Al^{3+} .

Todas las ecuaciones están equilibradas en masa y carga.

UNIONES QUÍMICAS: IÓNICA, COVALENTE, METÁLICA. PUENTE HIDRÓGENO

ESTADO DE OXIDACIÓN

El *número de oxidación* o *estado de oxidación* de un elemento en una especie química, es el número de electrones que un átomo de dicho elemento, pierde o gana (de acuerdo a su electronegatividad) en la unión química para formar la especie o sustancia.

El grupo de la tabla periódica al que pertenece un elemento indica el número de oxidación o valencia (como se lo conocía anteriormente) que generalmente tiene ese elemento, pero puede tener más de 1 estado de oxidación.

Por ejemplo, los elementos del grupo 1 (*metales alcalinos*) poseen 1 electrón en su última capa, por lo tanto es más fácil perder ese electrón en una unión química, que ganar 7 electrones para completar los 8 electrones (Regla del octete). En consecuencia, el estado de oxidación de los metales del grupo 1 es **+ 1**, pues el átomo queda con un electrón menos.

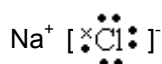
Para los elementos del grupo 2 (*metales alcalino-térreos*), sucede lo mismo: pierden 2 electrones, y el estado de oxidación es **+ 2**.

Los elementos del grupo 13 tienden a formar uniones con estado de oxidación **+3**.

Para los elementos del grupo 14 es prácticamente similar ganar 4 electrones que perder 4, para completar el octete, por lo tanto el estado de oxidación puede ser **+4** o **-4**, dependiendo de la electronegatividad del otro elemento que forma la unión. Así el C puede tener n° de oxidación +4 en la molécula de CO₂, o -4 en el CH₄. Pero también debe tenerse presente que al aumentar el Z disminuye la electronegatividad por lo tanto los elementos más pesados del grupo 14 tienden a tener estado de oxidación +4, como es el caso del Sn.

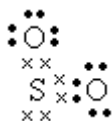
FÓRMULA DE LEWIS

Las sustancias pueden representarse por su *fórmula electrónica* conocida como *Fórmula de Lewis*. Por ejemplo, en el caso del cloruro de sodio es:



Donde el símbolo Na⁺ representa al átomo de sodio con las capas de electrones completas pero que ha perdido 1 electrón. Del mismo modo, el símbolo Cl⁻ representa el anión cloruro, que ha ganado un electrón. Para este último se dibujan los 7 electrones de su última capa, con un punto, y el electrón capturado del sodio, con una x. De esta manera ambos iones tienen completo su octete, lo que implica estabilidad.

Otro ejemplo es la molécula de dióxido de azufre que se representa así:



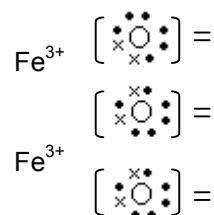
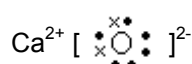
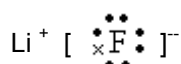
Donde los puntos representan los electrones de la última capa del O, y las x representan los correspondientes al S. De esta manera ambos átomos tienen completo su octete.

Los electrones se dibujan de a pares para indicar que están “apareados, lo cual implica mayor “estabilidad”.

UNIÓN IÓNICA

Es la unión característica entre metales y no metales. Los átomos se transforman en iones, tal como sucede con el NaCl, LiF (fluoruro de litio) y KI (yoduro de potasio). Por lo tanto la unión se produce por atracción electrostática entre aniones y cationes. Uno gana y el otro pierde electrones al formarse la unión.

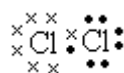
Ejemplos:



Si cada par de electrones compartidos se representa por un guión, la fórmula puede escribirse así: Li—F, Ca = O y O = Fe—O—Fe = O.

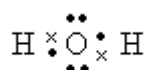
UNIÓN COVALENTE

La unión covalente se produce habitualmente entre átomos de elementos no metales. Se produce cuando dos átomos comparten uno o varios pares de electrones. Por ejemplo, la molécula de cloro: Cl₂



En este caso comparten un solo par de electrones. Las uniones covalentes, constituidas por pares de electrones, implican una cierta penetración o solapamiento de las nubes electrónicas de los átomos involucrados.

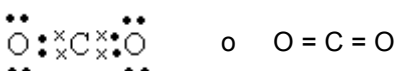
Otro ejemplo, es la molécula de agua: H₂O



También se la representa así:



Para la molécula de dióxido de carbono CO₂, la representación es:



Otros ejemplos son: CCl₄, PCl₃, SO, NH₃.

UNIÓN METÁLICA

Es la unión característica de los metales. Es la que explica como están unidos entre sí los átomos que constituyen un cuerpo metálico. Los átomos pueden ser de un mismo elemento, como el caso de un hilo de cobre, o de elementos diferentes, como ocurre en las aleaciones, por ejemplo el bronce.

Como los átomos metálicos pierden fácilmente electrones, quedan los correspondientes cationes unidos por un cierto número de electrones móviles que van ocupando, en constante movimiento, los orbitales libres de los iones positivos. Por lo tanto puede decirse que un trozo de metal es “un conjunto de cationes sumergidos en un mar de electrones móviles”. Estos electrones son los que conducen la corriente eléctrica.

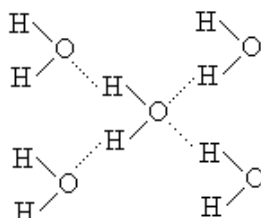
UNIÓN PUENTE HIDRÓGENO

Es característica de algunas sustancias, y ocurre debido a la presencia de átomos de hidrógeno H y de átomos fuertemente electronegativos pequeños como O, N, ó F. Es una unión poco común, de naturaleza principalmente electrostática. Al ser éstos átomos tan electronegativos, atraen electrones y por lo tanto se produce una densidad de carga negativa sobre los mismos. En consecuencia existe una densidad de carga positiva sobre los átomos de H, que se atrae con la densidad de carga negativa de la molécula vecina. Y así sucesivamente.

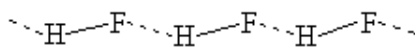
Son uniones débiles, pero capaces de otorgar propiedades características a los compuestos que las forman.

Los ejemplos más conocidos son los representados a continuación, donde la línea punteada es la unión puente hidrógeno:

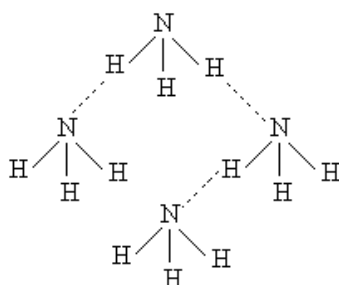
1. Agua:



2. Ácido fluorhídrico



3. Amoníaco



Las propiedades físicas de estos compuestos difieren notablemente de sus homólogos en la tabla periódica. Por ejemplo, el agua es un líquido en condiciones normales de temperatura y presión, mientras que los compuestos análogos H_2S , H_2Se y H_2Te son gases.

PESO ATÓMICO Y MOLECULAR

El *peso atómico* o *masa atómica relativa* de un elemento, se define como el cociente entre la masa promedio de un átomo de dicho elemento y una u.m.a.

Una u.m.a. es la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C . Si m_x es la masa promedio (considerando la abundancia relativa de los isótopos) de 1 átomo del elemento x, y $m_{12\text{C}}$ es la masa de un átomo de ^{12}C , entonces:

$$PA_x = \frac{m_x}{\frac{1}{12} \times m_{12\text{C}}}$$

donde PA_x es el peso atómico de x.

Este valor es un número sin unidades, que figura en la tabla periódica para cada elemento.

El *peso molecular* o *masa molecular relativa* de un compuesto M, se define como el cociente entre la masa promedio de una molécula de dicho compuesto y una u.m.a.

Se obtiene sumando los pesos atómicos de cada uno de los elementos que conforman el compuesto químico. Por ejemplo, el peso molecular del ácido fosfórico H_3PO_4 se calcula de la siguiente manera:

- 3 átomos de H $\Rightarrow 3 \cdot PA_{\text{H}} = 3 \cdot 1,00797 = 3,02391$
- 1 átomo de P $\Rightarrow 1 \cdot PA_{\text{P}} = 30,9738$
- 4 átomos de O $\Rightarrow 4 \cdot PA_{\text{O}} = 4 \cdot 15,9994 = 63,9976$
- $3,02391 + 30,9738 + 63,9976 = \boxed{97,99531}$

NÚMERO DE AVOGADRO

El número de átomos, moléculas o iones que intervienen en una reacción química producida en la naturaleza, en la industria o en el laboratorio, es corrientemente muy elevado. Por lo tanto es necesario definir una unidad conveniente de cantidad de materia. Esta unidad se denomina **mol**, y es la unidad de cantidad de materia en el Sistema Internacional de Unidades (SI).

El número de átomos presentes en 12 g de ^{12}C es $6,022 \cdot 10^{23}$ y este valor se denomina *Número o constante de Avogadro (NA)*. Por definición, 1 mol o “átomo gramo” es la cantidad de materia de cualquier elemento, que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ “átomos”.

Vale decir que un mol de ^{12}C contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos. Y 1 mol de ^{14}N , por ejemplo, también contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos y equivale a 14,0067 g.

Un mol de cualquier elemento equivale a su peso atómico.

Cuando se trata de moléculas, también se habla de mol o “molécula gramo” y se define como la cantidad de materia de cualquier compuesto, que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ “moléculas”.

Un mol de cualquier compuesto químico equivale a su peso molecular.

Así 1 mol de agua H_2O equivale a 18 g (16+2) y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. En el ejemplo anterior, 1 mol de ácido fosfórico equivale a 97,99531g.

Para ejemplificar éstos conceptos, se considera la siguiente reacción química:



Aquí reaccionan 2 moles de Mg con 1 mol de O_2 para producir 2 moles de MgO. Que es lo mismo que decir: reaccionan $2 \cdot 24,305 = 48,61$ g de Mg con 32 g de O_2 para producir $2 \cdot (24,305 + 16) = 80,61$ g de MgO.