

# IPP

Instituto Profesional Providencia

Miembro de:



# LIBRO DE TEXTO CIENCIAS QUÍMICA

Autor/Compilador:

**Claudia Núñez González**

PhD. Biomedicina, Universidad de Alcalá, España

Producto realizado con fondos públicos de proyecto FIAC-MECESUP 1102 ejecutado por el Instituto Profesional Providencia ([www.ipp.cl](http://www.ipp.cl))



Esta obra está bajo una [Licencia Creative Commons Atribución-CompartirIgual 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/).

## Tabla de contenido

<b>LA QUÍMICA EN EL MUNDO ACTUAL</b> .....	3
<b>MÉTODO CIENTÍFICO</b> .....	4
<b>LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES</b> .....	6
<b>ESTADOS DE LA MATERIA</b> .....	8
<b>PROPIEDADES DE LA MATERIA</b> .....	12
<b>SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES</b> .....	13
<b>NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA</b> .....	20
<b>TEORÍA ATÓMICA</b> .....	24
<b>MODELO ATÓMICO DE LA MATERIA</b> .....	25
<b>ESTRUCTURA ATÓMICA</b> .....	29
<b>CONFIGURACION ELECTRONICA</b> .....	51
<b>POTENCIAL DE IONIZACIÓN</b> .....	67
<b>NOMENCLATURA INORGÁNICA</b> .....	73
<b>COMPUESTOS BINARIOS</b> .....	76
<b>SISTEMAS DE NOMENCLATURAS</b> .....	76
<b>ENLACE QUÍMICO</b> .....	92
<b>TEORÍA DE LOS ORBITALES MOLECULARES</b> .....	94
<b>REACCIÓN ÁCIDO-BASE</b> .....	117
<b>pH (Potencial de Hidrógeno)</b> .....	125
<b>ESTEQUIOMETRÍA</b> .....	154
<b>ECUACIÓN QUÍMICA</b> .....	156
<b>FÓRMULA QUÍMICA</b> .....	169
<b>REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS</b> .....	178

## LA QUÍMICA EN EL MUNDO ACTUAL

Se denomina química (palabra que podría provenir del árabe kēme (kem, كيمياء), que significa 'tierra') a la ciencia que estudia tanto la composición, estructura y propiedades de la materia como los cambios que ésta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía. Es definida, en tanto, por Linus Pauling, como la ciencia que estudia las sustancias, su estructura (tipos y formas de acomodo de los átomos), sus propiedades y las reacciones que las transforman en otras sustancias.

Las disciplinas de la química se agrupan según el tipo de estudio realizado o de la clase de materia en estudio. Entre estas disciplinas se encuentran la química inorgánica, que estudia la materia inorgánica; la química orgánica, que estudia la materia orgánica; la bioquímica, que estudia las sustancias existentes en organismos biológicos; la fisicoquímica, que comprende los aspectos energéticos de sistemas químicos a escalas macroscópicas, moleculares y atómicas, o la química analítica, que analiza muestras de materia y trata de explicar su composición y estructura.

La química es de gran importancia en muchos campos del conocimiento, como la ciencia de materiales, la biología, la farmacia, la medicina, la geología, la ingeniería, la astronomía, entre otros.

Los procesos naturales estudiados por la química involucran partículas fundamentales (electrones, protones y neutrones), partículas compuestas (núcleos atómicos, átomos y moléculas) o estructuras microscópicas como cristales y superficies. Desde el punto de vista microscópico, las partículas involucradas en una reacción química pueden considerarse un sistema cerrado que intercambia energía con su entorno. En procesos exotérmicos, el sistema libera energía a su entorno, mientras que un proceso endotérmico solamente puede ocurrir cuando el entorno aporta energía al sistema que reacciona. En la mayor parte de las reacciones químicas hay flujo de energía entre el sistema y su campo de influencia, por lo cual puede extenderse la definición de reacción química e involucrar la energía cinética (calor) como un reactivo o producto.

Una partícula importante y representativa en la química, es el electrón. Uno de los mayores logros de la química es haber llegado al entendimiento de la relación entre reactividad química y distribución electrónica de átomos, moléculas o sólidos.

## **MÉTODO CIENTÍFICO**

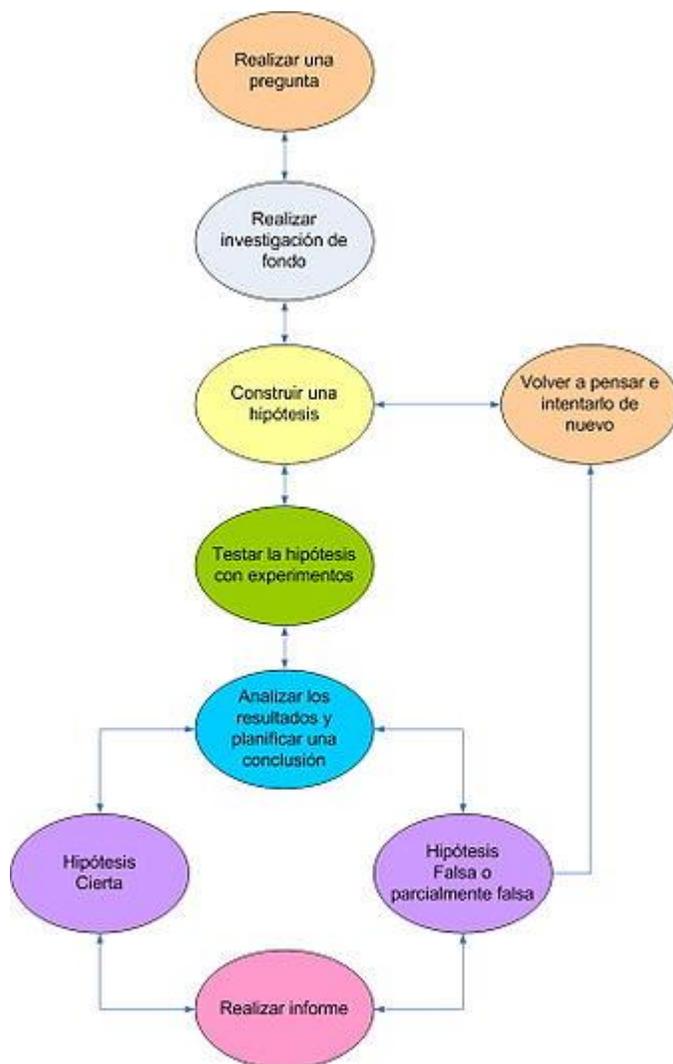
Por método científico se entiende aquellas prácticas utilizadas y ratificadas por la comunidad científica como válidas a la hora de proceder con el fin de exponer y confirmar sus teorías. Las teorías científicas, destinadas a explicar de alguna manera los fenómenos que observamos, pueden apoyarse o no en experimentos que certifiquen su validez. Sin embargo, hay que dejar claro que el solo uso de metodologías experimentales, no es necesariamente sinónimo del uso del método científico, o su realización al 100%. Por ello, Francis Bacon definió el método científico de la siguiente manera:

1. Observación: Observar es aplicar atentamente los sentidos a un objeto o a un fenómeno, para estudiarlos tal como se presentan en realidad, puede ser ocasional o causalmente.
2. Inducción: La acción y efecto de extraer, a partir de determinadas observaciones o experiencias particulares, el principio particular de cada una de ellas.
3. Hipótesis: Planteamiento mediante la observación siguiendo las normas establecidas por el método científico.
4. Probar la hipótesis por experimentación.
5. Demostración o refutación de la hipótesis.
6. Tesis o teoría científica (conclusiones).

Por otra parte, existen ciencias no incluidas en las ciencias naturales, especialmente en el caso de las ciencias humanas y sociales, donde los fenómenos no sólo no se pueden repetir controlada y artificialmente (que es en lo que consiste un experimento), sino que son, por su esencia, irrepetibles, por ejemplo la historia. De forma que el concepto de método científico ha de ser repensado, acercándose más a una definición como la siguiente: "*proceso de conocimiento caracterizado por el uso constante e irrestricto de la capacidad crítica de la razón, que busca establecer la explicación de un fenómeno ateniéndose a lo previamente*

conocido, resultando una explicación plenamente congruente con los datos de la observación".

Así, por método o proceso científico se entiende aquellas prácticas utilizadas y ratificadas por la comunidad científica como válidas a la hora de proceder con el fin de exponer y confirmar sus teorías, como por ejemplo los Postulados de Koch para la microbiología. Las teorías científicas, destinadas a explicar de alguna manera los fenómenos que observamos, pueden apoyarse o no en experimentos que certifiquen su validez. (Figura 1)



Modelo simplificado de las etapas del método científico

Figura 1. Modelo simplificado de las etapas del método científico.  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:M%C3%A9todo\\_cient%C3%ADfico.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:M%C3%A9todo_cient%C3%ADfico.jpg)

## **LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES**

La materia es aquello de lo que están hechos los objetos que constituyen el Universo observable y el no observable. Si bien durante un tiempo se consideraba que la materia tenía dos propiedades que juntas la caracterizan: que ocupa un lugar en el espacio y que tiene masa, en el contexto de la física moderna se entiende por materia cualquier campo, entidad o discontinuidad que se propaga a través del espacio-tiempo a una velocidad inferior a la de la velocidad de la luz y a la que se pueda asociar energía. Así todas las formas de materia tienen asociadas una cierta energía pero sólo algunas formas de materia tienen masa.

La materia másica se organiza jerárquicamente en varios niveles. El nivel más complejo es la agrupación en moléculas y éstas a su vez son agrupaciones de átomos. Los constituyentes de los átomos, que sería el siguiente nivel son:

Electrones: partículas leptónicas con carga eléctrica negativa.

Protones: partículas bariónicas con carga eléctrica positiva.

Neutrones: partículas bariónicas sin carga eléctrica (pero con momento magnético).

A partir de aquí hay todo un conjunto de partículas subatómicas que acaban finalmente en los constituyentes últimos de la materia. Así por ejemplo virtualmente los bariones del núcleo (protones y neutrones) se mantienen unidos por un campo escalar formado por piones (bosones de espín cero). Los protones y neutrones no son partículas elementales, sino que tienen constituyentes de menor nivel que se denominan quarks.

La materia másica se presenta en uno de cuatro estados de agregación molecular: sólido, líquido, gaseoso y plasma. De acuerdo con la teoría cinética molecular la materia se encuentra formada por moléculas y éstas se encuentran animadas de movimiento, el cual cambia constantemente de dirección y velocidad cuando chocan o bajo el influjo de otras interacciones físicas. Debido a este movimiento presentan energía cinética que tiende a separarlas, pero también tienen una energía potencial que tiende a juntarlas.

Por lo tanto el estado físico de una sustancia puede ser:

Sólido: si la energía cinética es menor que la potencial.

Líquido: si la energía cinética y potencial son aproximadamente iguales.

Gaseoso: si la energía cinética es mayor que la potencial.

En la figura 2 se muestra una curva de calentamiento, en la cual se observa los cambios de una sustancia de acuerdo a la temperatura y a una determinada presión.

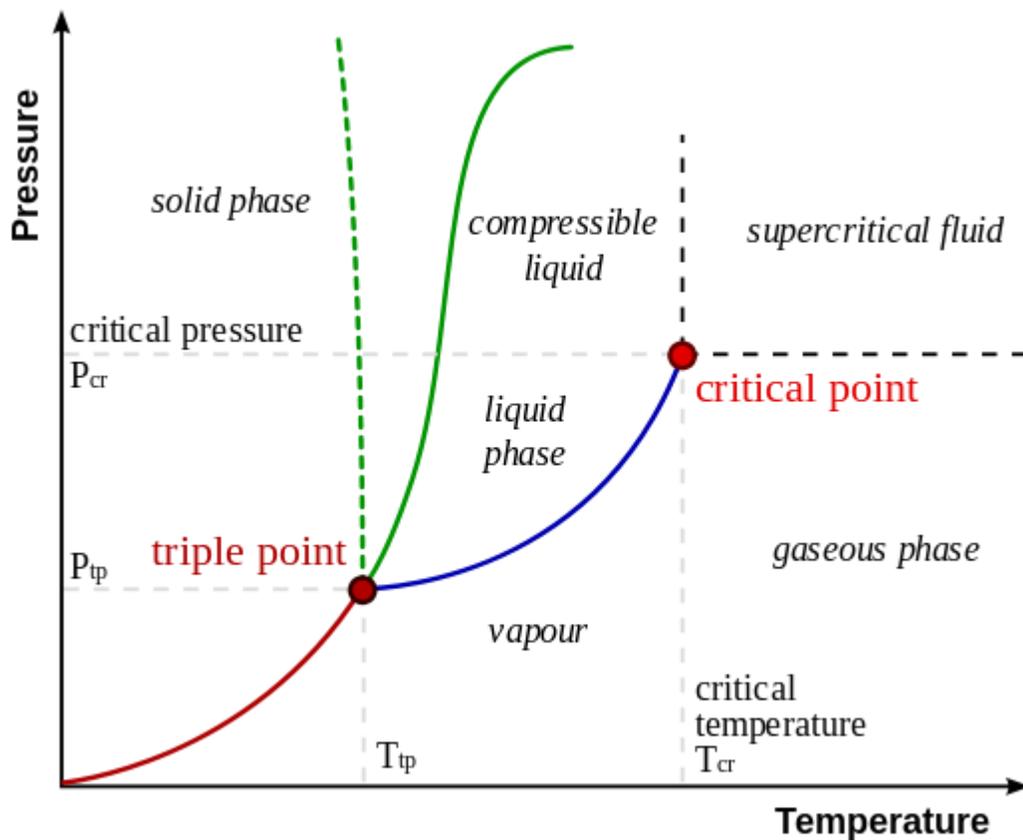


Figura 2. Curva de calentamiento de una sustancia a determinada presión.  
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Phase-diag2.svg>

La manera más adecuada de definir materia es describiendo sus cualidades:

- a) Presenta dimensiones, es decir, ocupa un lugar en el espacio.
- b) Presenta inercia: la inercia se define como la resistencia que opone la materia a modificar su estado de reposo o movimiento.
- c) La materia es la causa de la gravedad o gravitación, que consiste en la atracción que actúa siempre entre objetos materiales aunque estén separados por grandes distancias.

## ESTADOS DE LA MATERIA

Para un cuerpo se observa que modificando las condiciones de temperatura, presión o volumen se pueden obtener distintos estados de agregación, denominados estados de agregación de la materia, con características particulares. En la figura 3 se muestra la nomenclatura para las diferentes transiciones de estado de la agregación de la materia y su relación con la variación de la entalpía.

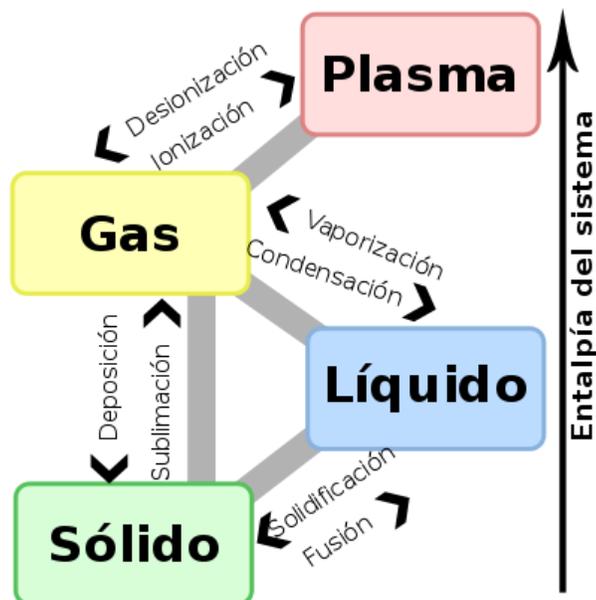


Figura 3. Esquema de la nomenclatura para las diferentes transiciones de fase su reversibilidad y relación con la variación de la entalpía. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Phase\\_change\\_-\\_en\\_es.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Phase_change_-_en_es.svg)

Estado sólido

Manteniendo constante la presión, a baja temperatura los cuerpos se presentan en forma sólida, los átomos se encuentran entrelazados formando generalmente estructuras cristalinas, lo que confiere al cuerpo la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente; son por tanto agregados generalmente rígidos, duros y resistentes.

También los sólidos presentan propiedades específicas como:

- Elasticidad: Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un elástico o un resorte son objetos en los que podemos observar esta propiedad.
- Fragilidad: Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). Por ejemplo al quebrarse un vaso de vidrio o un objeto de greda. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.
- Dureza: Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El diamante de una joya valiosa o el utilizado para cortar vidrios presenta esta propiedad.

#### Estado líquido

Incrementando la temperatura el sólido se va *descomponiendo* hasta desaparecer la estructura cristalina alcanzándose el estado líquido, cuya característica principal es la capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene. En este caso, aún existe una cierta ligazón entre los átomos del cuerpo, aunque de mucha menor intensidad que en el caso de los sólidos. Los sólidos pueden identificarse por estas dos propiedades generales. Si agrupas sobre una mesa un elástico, un vidrio, plasticina, una piedra, un plato y una cuchara, podrás decir que todos ellos son sólidos; sin embargo, cada uno de ellos es diferente del otro. Estas diferencias pueden explicarse debido a que los cuerpos sólidos presentan propiedades específicas, en mayor o menor grado, de las ya señaladas anteriormente.

#### Estado gaseoso

Al incrementar aún más la temperatura se alcanza el estado gaseoso. Los átomos o moléculas del gas se encuentran virtualmente libres de modo que son capaces de ocupar todo el espacio del recipiente que lo contiene, aunque con mayor propiedad debería decirse que se distribuye o reparte por todo el espacio disponible, por ejemplo el vapor.

## Estado plasma

Al plasma se le llama a veces "el cuarto estado de la materia", además de los tres conocidos, sólido, líquido y gas. Es un gas en el que los átomos se han roto, que está formado por electrones negativos y por iones positivos, átomos que han perdido electrones y han quedado con una carga eléctrica positiva y que están moviéndose libremente.

En la baja atmósfera, donde habitamos, cualquier átomo que pierde un electrón (por ejemplo cuando es alcanzado por una partícula cósmica rápida) lo recupera pronto o atrapa otro. Pero la situación a altas temperaturas, como las que existen en el Sol, es muy diferente. Cuanto más caliente está el gas, más rápido se mueven sus moléculas y átomos, y a muy altas temperaturas las colisiones entre estos átomos moviéndose muy rápidamente son lo suficientemente violentas como para liberar los electrones. En la atmósfera solar, una gran parte de los átomos están permanentemente "ionizados" por estas colisiones y el gas se comporta como un plasma.

A diferencia de los gases fríos (por ejemplo el aire a la temperatura ambiente), los plasmas conducen la electricidad y son fuertemente influidos por los campos magnéticos. La lámpara fluorescente, muy usada en el hogar y en el trabajo, contiene plasma (su componente principal es el vapor de mercurio) que calienta y agita la electricidad, mediante la línea de fuerza a la que está conectada la lámpara. La línea hace positivo eléctricamente a un extremo y el otro negativo causa que los iones (+) se aceleren hacia el extremo (-), y que los electrones (-) vayan hacia el extremo (+). Las partículas aceleradas ganan energía, colisionan con los átomos, expulsan electrones adicionales y así mantienen el plasma, incluso aunque se recombinen partículas. Las colisiones también hacen que los átomos emitan luz y, de hecho, esta forma de luz es más eficiente que las lámparas tradicionales.

## LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Antoine Lavoisier, el científico francés considerado padre de la Química, midió la masa de las sustancias antes y después de intervenir en una reacción química, y llegó a la conclusión de que la materia, medida por la masa, no se crea ni destruye, sino que solo se transforma en el curso de las reacciones. Sus conclusiones se resumen en el siguiente enunciado:

*En una reacción química, la suma de las masas de los reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos.*

El mismo principio fue descubierto antes por Mijaíl Lomonosov, de manera que es a veces citado como ley de Lomonosov-Lavoisier, más o menos en los siguientes términos: *La masa de un sistema de sustancias es constante, con independencia de los procesos internos que puedan afectarle.*

La conservación de la materia no es un hecho intuitivo. Por ejemplo, cuando la masa de un sistema crece es porque recibe aportes externos de materia, y cuando decrece es porque pierde partes de su materia, las cuales no se destruyen. De esta manera, la masa de un sistema cerrado, que no pueda intercambiar nada con su ambiente, no puede aumentar o disminuir.

La equivalencia entre masa y energía descubierta por Einstein obliga a relativizar la afirmación de que la masa se conserva, porque masa y energía son interconvertibles. De esta manera se puede afirmar que la masa relativística (el total de masa material y energía) se conserva, pero la masa en reposo puede cambiar, como ocurre en aquellos procesos relativísticos en que una parte de la materia se convierte en fotones, los cuales no tienen masa en reposo. La conversión en reacciones nucleares de una parte de la materia en energía radiante, con disminución de la masa en reposo, se observa por ejemplo en la explosión de una bomba atómica, o detrás de la emisión constante de energía que realizan las estrellas.

## **PROPIEDADES DE LA MATERIA**

### Propiedades generales

Las presentan los sistemas materiales sin distinción y por tal motivo no permiten diferenciar una sustancia de otra. Algunas de las propiedades generales se les da el nombre de extensivas, pues su valor depende de la cantidad de materia, tal es el caso de la masa, el peso, volumen. Otras, las que no dependen de la cantidad de materia sino de la sustancia de que se trate, se llaman intensivas, como la densidad.

### Propiedades extensivas

Son las cualidades de la materia dependientes de la cantidad que se trate. Son aditivas y de uso más restringido para caracterizar a las clases de materia debido a que dependen de la masa. y también son las que dependen de la cantidad de materia y al unir una de las dos con la otra se forma la masa ,volumen y peso.

### Propiedades intensivas

Son las cualidades de la materia independientes de la cantidad que se trate, es decir no dependen de la masa, no son aditivas y por lo general resultan de la composición de dos propiedades extensivas. El ejemplo perfecto lo proporciona la densidad, que relaciona la masa con el volumen y también son las que dependen de la cantidad de la materia.

### Propiedades intensivas físicas

Es el caso de la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, el coeficiente de solubilidad, el índice de refracción, el módulo de Young, entre otras.

### Propiedades químicas

Son propiedades distintivas de las sustancias que se observan cuando se combinan con otras, es decir, que les pasa en procesos por los que, por otra parte, las sustancias originales dejan generalmente de existir, formándose con la misma materia otras nuevas. Las propiedades químicas se manifiestan en los procesos químicos (reacciones químicas), mientras que las

propiedades propiamente llamadas propiedades físicas, se manifiestan en los procesos físicos, como el cambio de estado, la deformación, el desplazamiento, etc.

Ejemplos de propiedades químicas son corrosividad de ácidos, poder calorífico, acidez, reactividad.

## SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

El Sistema internacional de Unidades es una forma aceptada internacionalmente de utilización de las unidades de medida de las magnitudes físicas de los cuerpos. En el Sistema Internacional de unidades existen 3 clases de unidades.

### 1. UNIDADES BÁSICAS O FUNDAMENTALES:

Se trata de las unidades que se han considerado como independiente desde el punto de vista dimensional:

Tabla 1. Unidades básicas o fundamentales.

[http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades\\_b%C3%A1sicas\\_del\\_Sistema\\_Internacional](http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades_b%C3%A1sicas_del_Sistema_Internacional)

UNIDAD BÁSICA	SIMBOLO	MAGNITUDES
<b>Metro</b>	m	Longitud
<b>Kilo</b>	kg	Masa
<b>Segundo</b>	s	Tiempo
<b>Amperio</b>	A	Intensidad de corriente eléctrica
<b>Kelvin</b>	K	Temperatura
<b>Mol</b>	mol	Cantidad de materia
<b>Candela</b>	cd	Intensidad lumínica

## 2. UNIDADES DERIVADAS:

Las unidades derivadas son parte del Sistema Internacional de Unidades y se derivan de las unidades básicas.

Si se trabaja con las siete unidades fundamentales y con las dos unidades derivadas del sistema internacional, todas las unidades que se utilizan son combinación de las unidades fundamentales del SI.

Unidades suplementarias:

En la XI Conferencia General de Pesos y Medidas se decidió admitir una tercera clase de unidades SI, para estas unidades no se ha decidido si se trata de unidades básicas o bien si se trata de unidades derivadas: (Tabla 2).

Tabla 2. Unidades suplementarias [http://es.wikipedia.org/wiki/Sistema\\_M%C3%A9trico\\_Legal\\_Argentino](http://es.wikipedia.org/wiki/Sistema_M%C3%A9trico_Legal_Argentino)

NOMBRE	SIMBOLO	MAGNITUD
<b>Radian</b>	rad	ángulo plano
<b>Esterorradián</b>	sr	ángulo sólido

## 3. DEFINICIONES DE LAS UNIDADES.

- El metro es la longitud del camino recorrido por la luz en el vacío durante un tiempo de  $1/229792458$  de segundo (decreto 85-1500 del 30/12/85).
- El kilogramo es la masa del prototipo internacional conservado en la sede del BIPM.

- El segundo es la duración de 9 192 631 770 ciclos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.
- El kelvin es la fracción  $1/273,16$  de la temperatura termodinámica (o absoluta) del punto triple del agua (273,16 K)
- El ampere es la intensidad de la corriente eléctrica constante, que mantenida en dos conductores rectilíneos paralelos de longitud infinita y de sección transversal despreciable, y situados a la distancia de 1 m en el vacío produce una fuerza de  $2 \cdot 10^{-7}$  N/m entre los conductores.
- El mol es la cantidad de unidades elementales (átomos, moléculas iones, etc.) en un sistema material, igual al número de átomos existente en 0,012 kg de carbono 12. (el número es de  $6,022 \cdot 10^{23}$ , este número es la constante de Avogadro)
- La candela es la intensidad luminosa en una dirección dada, correspondiente a una energía de  $1/683$  W/sr de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia igual a  $540 \cdot 10^{12}$  Hz.
- El radián es el ángulo plano que teniendo su vértice en el centro de un círculo, intercepta sobre la circunferencia de este círculo, un arco de longitud igual a la del radio.
- El estereoradián es el ángulo sólido que, teniendo su vértice en el centro de una esfera, delimita sobre la superficie esférica correspondiente a un área igual a la de un cuadrado que tiene como lado el radio de la esfera.

#### 4. UNIDADES DERIVADAS CON NOMBRE PROPIO.

Tabla 3. Unidades derivadas con nombre propio

[http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades\\_derivadas\\_del\\_Sistema\\_Internacional](http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades_derivadas_del_Sistema_Internacional)

Magnitud física	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad	Expresada en unidades derivadas	Expresada en unidades básicas
<b>Frecuencia</b>	Hercio	Hz		$s^{-1}$
<b>Fuerza</b>	Newton	N		$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
<b>Presión</b>	Pascal	Pa	$N \cdot m^{-2}$	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
<b>Energía, trabajo, calor</b>	Jul	J	$N \cdot m$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
<b>Potencia</b>	Vatio	W	$J \cdot s^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
<b>Carga eléctrica</b>	Culombio	C		$A \cdot s$

#### 5. MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS:

Para formar múltiplos y submúltiplos decimales de las unidades del sistema internacional se han propuesto una serie de prefijos,

##### MÚLTIPLOS:

Exa	E	$10^{18}$
Peta	P	$10^{15}$
Tera	T	$10^{12}$
Giga	G	$10^9$
Mega	M	$10^6$
Kilo	k	$10^3$

Hecto	h	$10^2$
Deca	da	$10^1$

**SUBMÚLTIPLOS:**

Deci	d	$10^{-1}$
Centi	c	$10^{-2}$
Mili	m	$10^{-3}$
Micro	$\mu$	$10^{-6}$
Nano	n	$10^{-9}$
Pico	p	$10^{-12}$
Femto	f	$10^{-15}$
Ato	a	$10^{-18}$

**6. UNIDADES ACEPTADAS POR EL SISTEMA INTERNACIONAL DEBIDO A SU USO MUY DIVERSIFICADO**

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3600 \text{ s}$$

$$1 \text{ d} = 24 \text{ h} = 1440 \text{ min} = 86400 \text{ s}$$

$$1 \text{ Hz} = 1/\text{s}$$

$$1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ Joule (J)} = 1 \text{ Ws} = \text{Nm}$$

$$1 \text{ Volt (V)} = 1 \text{ W/A}$$

$$1 \text{ Ohm (}\Omega\text{)} = 1 \text{ W/A} =$$

$$1 \text{ Siemens (S)} = 1/\text{W}$$

$$1 \text{ Coloumb (C)} = 1 \text{ A s}$$

## 7. EQUIVALENCIAS DE LAS DISTINTAS UNIDADES CON LAS UNIDADES DEL SISTEMA INTERNACIONAL.

1 A° (amstrong)	= 1,0000·10 <sup>-10</sup> m
1 μ (micra)	= 1,0000·10 <sup>-6</sup> m
1 in	= 2,5400·10 <sup>-2</sup> m
1 ft = 12in	= 3,0480·10 <sup>-1</sup> m
1 yd = 3 ft = 36 in	= 9,1440·10 <sup>-1</sup> m

### SUPERFICIE

1 in <sup>2</sup>	= 6,4516·10 <sup>-4</sup> m <sup>2</sup>
1 ft <sup>2</sup>	= 9,2903·10 <sup>-2</sup> m <sup>2</sup>
1 yd <sup>2</sup>	= 8,3613·10 <sup>-1</sup> m <sup>2</sup>
1 acre	= 4,0469·10 <sup>3</sup> m <sup>2</sup>
1 mile <sup>2</sup>	= 2,5900·10 <sup>6</sup> m <sup>2</sup>
1 Area	= 100 m <sup>2</sup>

### VOLUMEN

1 l (litro) = 1 dm <sup>3</sup>	= 1,0000·10 <sup>-3</sup> m <sup>3</sup>
1 in <sup>3</sup>	= 1,6387·10 <sup>-5</sup> m <sup>3</sup>
1 ft <sup>3</sup>	= 2,8317·10 <sup>-2</sup> m <sup>3</sup>
1 yd <sup>3</sup>	= 7,6455·10 <sup>-1</sup> m <sup>3</sup>

### VELOCIDAD

1 km/h	= 0.2778 m/s
1 ft/h	= 8,4667·10 <sup>-5</sup> m/s
1 ft/s	= 3,0480·10 <sup>-1</sup> m/s
1 mile/h	= 4,4704·10 <sup>-1</sup> m/s

## 8. MANEJO DE CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Se denominan cifras significativas a todos aquellos dígitos de un número que se conocen con seguridad (o de los que existe una cierta certeza). Muchos resultados se obtienen por cálculo a partir de uno o varios valores experimentales. La veracidad del resultado no debe ser mayor ni menor que la veracidad de los valores experimentales de los que proviene. Los resultados y los datos deben expresarse con el adecuado número de cifras significativas. Por ejemplo en la medida expresada como 4,563 m sí conocemos con seguridad hasta la 4ª cifra, lo que da idea de que el instrumento con que se ha medido esta longitud puede apreciar hasta los milímetros. Esta medida tiene cuatro cifras significativas.

Cifras significativas son los dígitos necesarios para expresar la incertidumbre de la medida. Incluyen todas las cifras ciertas y la primera incierta. Si un valor experimental se expresa sin intervalo de confianza, se supone implícitamente que sólo la última cifra es incierta en  $\pm 1$  unidad.

Los números que proceden de conteo, o los factores de conversión entre sistemas de unidades, no tienen incertidumbre, o tienen certeza infinita.

No son significativos: los ceros a la izquierda, los exponentes de los números exponenciales, ni la característica de los logaritmos. Los ceros en medio de un número, o los que están a la derecha sí que son significativos.

Las reglas básicas de manejo de cifras significativas en cálculos son:

El resultado solo debería tener una cifra incierta

Las cifras sobrantes se eliminan por redondeo a cinco:

- Si la siguiente a la última a conservar es menor de cinco, la última no se altera
- Si la siguiente a la última a conservar es mayor de cinco, la última se aumenta una unidad

- Si la siguiente a la última a conservar es cinco, y después no hay nada o solo hay ceros, la última se aumenta en una unidad cuando es impar, y se deja como está cuando es par

En sumas y restas se conserva en el resultado, el número de decimales del término que menos decimales tenga.

En multiplicaciones y divisiones se conserva en el resultado, el número de cifras necesario de manera que la precisión relativa del resultado sea igual (del orden) que la del término que menor precisión relativa tenga.

En otras operaciones se siguen las reglas de propagación de errores (de las que las dos anteriores son casos concretos).

## **NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA**

### Primeras observaciones

Las primeras claves sobre la naturaleza de la electricidad y de la estructura eléctrica de los átomos puede decirse que fueron resultado de las investigaciones de Faraday sobre la electrolisis. Sus hallazgos quedan resumidos en:

- El peso de la sustancia depositada en un electrodo es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través del electrolito.
- Los pesos de las distintas sustancias depositadas en un electrodo por el paso de una cantidad fija de electricidad son proporcionales a los pesos equivalentes de dichas sustancias.

De estos hallazgos se puede concluir que, si un número fijo de átomos reacciona con una cantidad fija de electricidad, la propia electricidad se compone de partículas. Así, en un proceso elemental de electrodo un átomo o molécula toma o cede un número entero y pequeño de partículas eléctricas ( $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ).

G.J. Stoney en 1874 designa a estas partículas constituyentes de la electricidad con el nombre de *electrones*. Sin embargo, la evidencia experimental sobre la existencia y propiedades del electrón se encontró hasta 1897.

#### Descubrimiento de los rayos catódicos

Una fase importante en el estudio de la estructura atómica fue la investigación de la conducción eléctrica a través de los gases a presiones bajas, realizada principalmente por J.W. Hittorf y W. Crookes (1860-1890) en los denominados tubos de descarga o tubos de Crookes (Figura 4), precursores de los utilizados actualmente para la iluminación y anuncios luminosos. Estos tubos de descarga consisten en un tubo largo de vidrio con un electrodo circular sellado en cada extremo y lleno de gas (noble) en su interior; para controlar la presión del gas encerrado se conecta el interior del tubo a una bomba de vacío mediante un tubo con llave.

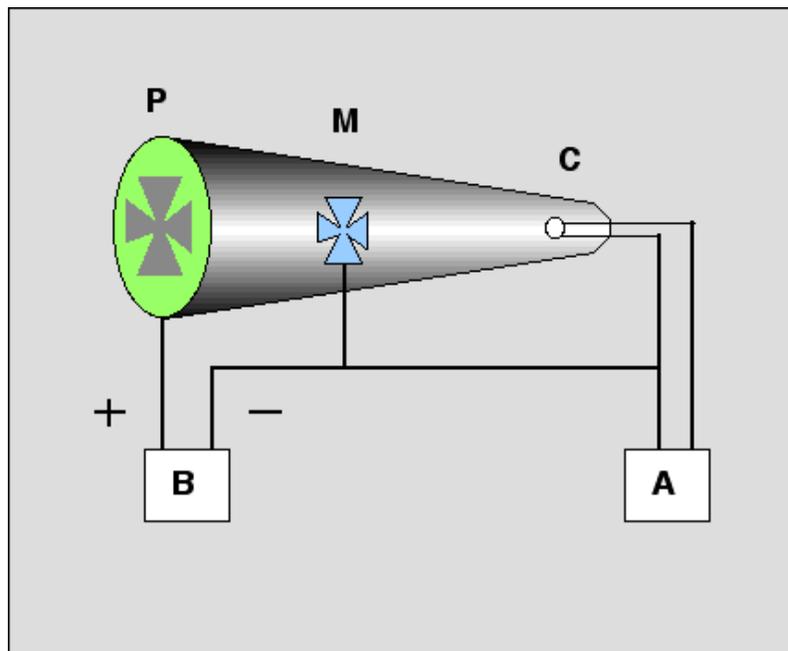


Figura 4. Tubos de descarga o tubos de Crookes. La fuente de de bajo voltaje (A) está conectada al cátodo caliente (C) mientras que la fuente de alto voltaje (B) provee energía al ánodo revestido de fósforo (P). La máscara (M) se conecta al potencial del cátodo y su imagen se visualiza en el fósforo como área sin iluminar. Este tubo puede ser construido sin la fuente A mediante el uso de un cátodo frío. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:CrookesTube.png>

Los gases son normalmente aislantes eléctricos, pero cuando se someten a altos voltajes (5 – 10 kV) mediante electrodos metálicos se produce conducción eléctrica a través de ellos. Cuando la presión del gas es del orden de 0,01 atmósferas el interior del tubo resplandece con una luz característica del gas encerrado. Si la presión se disminuye hasta  $10^{-6}$  atm., el resplandor del interior del tubo desaparece y comienzan a brillar o fluorescer las paredes de vidrio.

Las partículas neutras del gas al aplicarles un alto voltaje se disocian en partículas cargadas negativamente, que irán al ánodo, y otras cargadas positivamente, que irán al cátodo. A medida que van hacia el electrodo correspondiente las partículas cargadas adquieren una aceleración y, por tanto, una considerable energía cinética (fundamentalmente las cargadas positivamente ya que tienen mucha mayor masa). Dichas partículas energéticas pueden chocar con partículas neutras de gas, haciendo que éstas se disocien. También puede ocurrir que una partícula cargada choque con una de signo contrario, dando lugar a una recombinación de la partícula neutra y una liberación de energía en forma de luz, que es característica del gas encerrado. Estos choques serán menos probables cuanto menor sea la presión. Así, a presiones bajas ( $\sim 10^{-6}$  atm) llegarán partículas positivas al cátodo con una gran energía cinética y chocarán contra el electrodo. Como resultado de este “bombardeo” del cátodo se desprenden partículas, denominadas *rayos catódicos*, que se alejan en línea recta hacia el otro extremo del tubo de descarga.

Propiedades de los rayos catódicos:

1. Se desplazan en línea recta hacia el ánodo, desapareciendo el brillo del vidrio detrás del ánodo dejando una marca.
2. Se desvían en presencia de campos eléctricos y/o magnéticos, del modo como lo haría una partícula con carga negativa.
3. Sus características no dependen de la naturaleza del gas, ni del metal de los electrodos:  
*“Son constituyentes comunes de la materia”*

### Determinación de la relación carga/masa ( $q/m$ ) de los rayos catódicos

Thomson a fines del siglo XIX realizó un experimento, en el cual utilizó un tubo de descarga modificado, en el que se hacía un pequeño orificio en el ánodo, para permitir el paso de un fino haz de rayos catódicos. Perpendicular a la trayectoria de este fino haz se dispone un campo eléctrico y otro magnético, a su vez, perpendiculares entre sí. Se obtuvo la relación  $q/m$  de los rayos catódicos (electrones), cuyo valor aceptado es de  $-1,7589 \cdot 10^8$  C/g.

Tomando en consideración que los rayos catódicos tienen una relación definida  $q/m$ , deben consistir en partículas discretas. Esta relación  $q/m$  tiene un mismo valor independientemente del gas encerrado en el tubo de descarga y del metal de los electrodos utilizados. Por lo que se puede inferir que los rayos catódicos están formados por partículas discretas, cargadas negativamente que no dependen de la naturaleza del gas, ni del metal con que están hechos los electrodos (cátodo y ánodo), es decir, *son constituyentes comunes de la materia*; en realidad, corresponden a los electrones. Para conocer los valores de carga y masa del electrón por separado, bastará con determinar uno de ellos.

### Determinación de la carga del electrón

En 1911 R.A. Millikan, mediante su experimento de “la gota de aceite”, determinó con bastante exactitud la carga del electrón. Los valores de  $q$  que se obtienen para diferentes experimentos son siempre múltiplos enteros de  $1,609 \cdot 10^{-19}$  C. Esto demuestra que la carga electrónica fundamental es  $1,609 \cdot 10^{-19}$  C. Con este valor y a partir del valor de la relación  $q/m$  obtenida por Thomson se obtiene una masa del electrón de  $9,11 \cdot 10^{-31}$  kg.

Estos experimentos de Thomson y Millikan se han analizado en detalle porque muestran de que manera se pueden determinar cantidades fundamentales de gran importancia con aparatos relativamente sencillos y aplicando leyes fundamentales de la física.

Descubrimiento de los rayos positivos o canales

Otro resultado importante del estudio de la conducción eléctrica en los gases fue el descubrimiento de los *rayos positivos* o *rayos canales*, realizado por Goldstein en 1886. Para lo cual utilizó un tubo de descarga con el cátodo perforado por un pequeño orificio o “canal”. Mediante estudios sobre su comportamiento en campos eléctricos y magnéticos se demostró que estos rayos canales estaban formados por partículas cargadas positivamente y que eran características del gas encerrado en el tubo de descarga.

## **TEORÍA ATÓMICA**

En física y química, la teoría atómica es una teoría de la naturaleza de la materia, que afirma que está compuesta por pequeñas partículas llamadas átomos. Muchos pensadores indicaron la necesidad de una unidad mínima indivisible, que todo estaba compuesto por pequeñas piezas a las que denominaron átomos (del griego *ἄτομον*, *indivisible*). El primero en proponer una teoría atómica de la materia fue Demócrito, filósofo presocrático, quien en el siglo V a. C, sin embargo, su teoría fue prontamente olvidada. Recién en el siglo XIX se logró una extensa aceptación científica gracias a los descubrimientos en el campo de la estequiometría. Los químicos de la época creían que las unidades básicas de los elementos también eran las partículas fundamentales de la naturaleza (de ahí el nombre de átomo, «indivisible»). Sin embargo, a finales de aquel siglo, y mediante diversos experimentos con el electromagnetismo y la radiactividad, los físicos descubrieron que el denominado "átomo indivisible" era realmente un conglomerado de diversas partículas subatómicas (principalmente electrones, protones y neutrones), que pueden existir de forma aislada. De hecho, en ciertos ambientes, como en las estrellas de neutrones, la temperatura extrema y la elevada presión impide a los átomos existir como tales. El campo de la ciencia que estudia las partículas fundamentales de la materia se denomina física de partículas.

## MODELO ATÓMICO DE LA MATERIA

Durante el siglo XVIII y los primeros años del siglo XIX, en su afán por conocer e interpretar la naturaleza, los científicos estudiaron intensamente las reacciones químicas mediante numerosos experimentos. Estos estudios permitieron hallar relaciones muy precisas entre las masas de las sustancias sólidas o entre los volúmenes de los gases que intervienen en las reacciones químicas. Las relaciones encontradas se conocen como leyes de la química. Entre las leyes fundamentales de la Química, hay algunas que establecen las relaciones entre masas, llamadas leyes gravimétricas y otras que relacionan volúmenes, denominadas leyes volumétricas. John Dalton desarrolló un modelo atómico, en el cual proponía que cada elemento químico estaba compuesto por átomos iguales y exclusivos, y que aunque eran indivisibles e indestructibles, se podían asociar para formar estructuras más complejas (los compuestos químicos).

Esta teoría tuvo diversos precedentes, el primero fue la ley de conservación de la masa, formulada por Lavoisier, que afirma que la masa total en una reacción química permanece constante. Esta ley le sugirió a Dalton la idea de que la materia era indestructible.

El segundo fue la ley de las proporciones definidas. Enunciada por el químico francés Proust, que afirma que en un compuesto, los elementos que lo conforman se combinan en proporciones de masa definidas y características del compuesto.

Dalton estudió y amplió el trabajo de Proust para desarrollar la ley de las proporciones múltiples: cuando dos elementos se combinan para originar diferentes compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos.

En 1803, Dalton publicó su primera lista de pesos atómicos relativos para cierta cantidad de sustancias. Esto, unido a su rudimentario material, hizo que su tabla fuese poco precisa. Por ejemplo, creía que los átomos de oxígeno eran 5,5 veces más pesados que los átomos de hidrógeno, porque en el agua midió 5,5 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno y

creía que la fórmula del agua, en estado gaseoso, era HO (en realidad, un átomo de oxígeno es 16 veces más pesado que un átomo de hidrógeno).

La ley de Avogadro permitió deducir la naturaleza diatómica de numerosos gases, estudiando los volúmenes en los que reaccionaban. Por ejemplo: el hecho de que dos litros de hidrógeno reaccionasen con un litro de oxígeno para producir dos litros de vapor de agua (a presión y temperatura constantes), significaba que una única molécula de oxígeno se divide en dos para formar dos partículas de agua. De esta forma, Avogadro podía calcular estimaciones más exactas de la masa atómica del oxígeno y de otros elementos, y estableció la distinción entre moléculas y átomos.

#### Descubrimiento de las partículas subatómicas

Hasta 1897, se creía que los átomos eran la división más pequeña de la materia, cuando J.J Thomson descubrió el electrón mediante su experimento con el tubo de rayos catódicos. El tubo de rayos catódicos que usó Thomson era un recipiente cerrado de vidrio, en el cual los dos electrodos estaban separados por un vacío. Cuando se aplica una diferencia de tensión a los electrodos, se generan rayos catódicos, que crean un resplandor fosforescente cuando chocan con el extremo opuesto del tubo de cristal. Mediante la experimentación, Thomson descubrió que los rayos se desviaban al aplicar un campo eléctrico (además de desviarse con los campos magnéticos, cosa que ya se sabía). Afirmó que estos rayos, más que ondas, estaban compuestos por partículas cargadas negativamente a las que llamó "corpúsculos" (más tarde, otros científicos las llamaron *electrones*).

Thomson creía que los corpúsculos surgían de los átomos del electrodo. De esta forma, estipuló que los átomos eran divisibles, y que los corpúsculos eran sus componentes. Para explicar la carga neutra del átomo, propuso que los corpúsculos se distribuían en estructuras anilladas dentro de una nube positiva uniforme; éste era el modelo atómico de Thomson o "modelo del *plum cake*" (Figura 5).

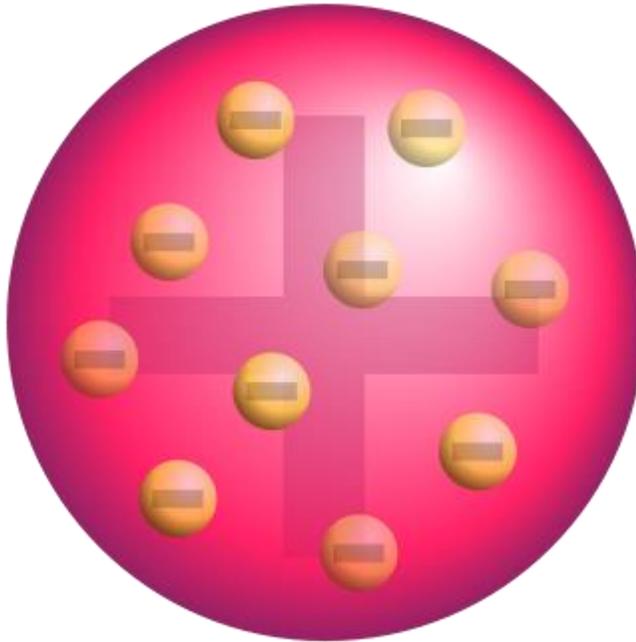


Figura 5. Modelo Atómico de Thomson. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Plum\\_pudding\\_atom.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Plum_pudding_atom.svg)

#### Descubrimiento del núcleo

El modelo atómico de Thomson fue refutado por Ernest Rutherford, quien descubrió que la mayor parte de la masa y de la carga positiva de un átomo estaba concentrada en una fracción muy pequeña de su volumen, que suponía que estaba en el mismo centro.

En su experimento, Geiger y Marsden bombardearon partículas alfa a través de una fina lámina de oro (que chocarían con una pantalla fluorescente que habían colocado rodeando la lámina). Dada la mínima como masa de los electrones, la elevada masa y momento de las partículas alfa y la distribución uniforme de la carga positiva del modelo de Thomson, estos científicos esperaban que todas las partículas alfa atravesasen la lámina de oro sin desviarse, o por el contrario, que fuesen absorbidas. Para su asombro, una pequeña fracción de las partículas alfa sufrió una fuerte desviación. Esto indujo a Rutherford a proponer el modelo planetario del átomo, en el que los electrones orbitaban en el espacio alrededor de un gran núcleo compacto, a semejanza de los planetas y el Sol (Figura 6).

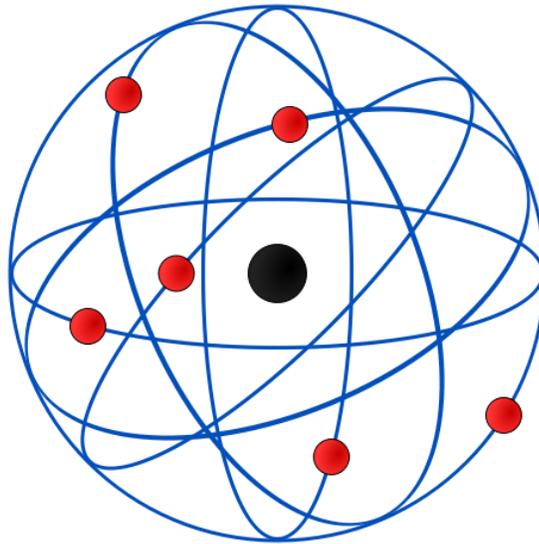


Figura 6. Modelo de un átomo propuesto por Rutherford.

[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford\\_atom.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford_atom.svg)

### **Descubrimiento de los isótopos.**

En 1913, Thomson canalizó una corriente de iones de neón a través de campos magnéticos y eléctricos, hasta chocar con una placa fotográfica que había colocado al otro lado. Observó dos zonas incandescentes en la placa, que revelaban dos trayectorias de desviación diferentes. Con lo cual concluyó que esto se debía a que algunos de los iones de neón tenían diferentes masas; de esta manera fue como descubrió la existencia de los isótopos.

### Descubrimiento del neutrón

En 1918, Rutherford logró partir el núcleo del átomo al bombardear gas nitrógeno con partículas alfa, y observó que el gas emitía núcleos de hidrógeno. Rutherford concluyó que los núcleos de hidrógeno procedían de los núcleos de los mismos átomos de nitrógeno. Más tarde descubrió que la carga positiva de cualquier átomo equivalía siempre a un número entero de

núcleos de hidrógeno. Esto, junto con el hecho de que el hidrógeno (el elemento más ligero) tenía una masa atómica de 1, le llevó a afirmar que los núcleos de hidrógeno eran partículas singulares, constituyentes básicos de todos los núcleos atómicos: se había descubierto el protón. Un experimento posterior de Rutherford mostró que la masa nuclear de la mayoría de los átomos superaba a la de los protones que tenía. Por tanto, postuló la existencia de partículas sin carga, hasta entonces desconocidas más tarde llamadas neutrones, lo que explicaría este exceso de masa.

En 1928, Bothe observó que el berilio emitía una radiación eléctricamente neutra cuando se le bombardeaba con partículas alfa. En 1932, Chadwick expuso diversos elementos a esta radiación y dedujo que ésta estaba compuesta por partículas eléctricamente neutras con una masa similar la de un protón. Chadwick llamó a estas partículas "neutrones".

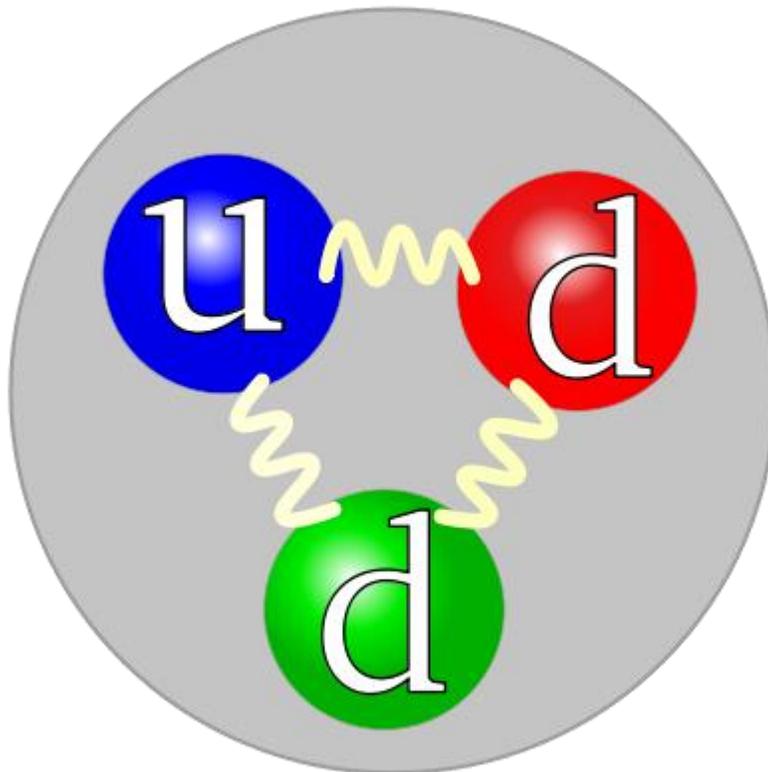
## **ESTRUCTURA ATÓMICA**

### **Partículas subatómicas**

A pesar de que *átomo* significa 'indivisible', en realidad está formado por varias partículas subatómicas. El átomo contiene protones, neutrones y electrones, con la excepción del hidrógeno-1, que no contiene neutrones, y del catión hidrógeno o hidrón, que no contiene electrones. Los protones y neutrones del átomo se denominan nucleones, por formar parte del núcleo atómico.

El electrón es la partícula más ligera de cuantas componen el átomo, con una masa de  $9,11 \cdot 10^{-31}$  kg. Tiene una carga eléctrica negativa, cuya magnitud se define como la carga eléctrica elemental, y se ignora si posee subestructura, por lo que se lo considera una partícula elemental. Los protones tienen una masa de  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg, 1836 veces la del electrón, y una carga positiva opuesta a la de este. Los neutrones tienen una masa de  $1,69 \cdot 10^{-27}$  kg, 1839 veces la del electrón, y no poseen carga eléctrica. Las masas de ambos nucleones son ligeramente inferiores dentro del núcleo, debido a la energía potencial del mismo; y sus tamaños son similares, con un radio del orden de  $8 \cdot 10^{-16}$  m.

El protón y el neutrón no son partículas elementales, sino que constituyen un estado ligado de quarks  $u$  y  $d$ , partículas fundamentales recogidas en el modelo estándar de la física de partículas, con cargas eléctricas iguales a  $+2/3$  y  $-1/3$  respectivamente, respecto de la carga elemental. Un protón contiene dos quarks  $u$  y un quark  $d$ , mientras que el neutrón contiene dos  $d$  y un  $u$ , en consonancia con la carga de ambos (Figura 7).



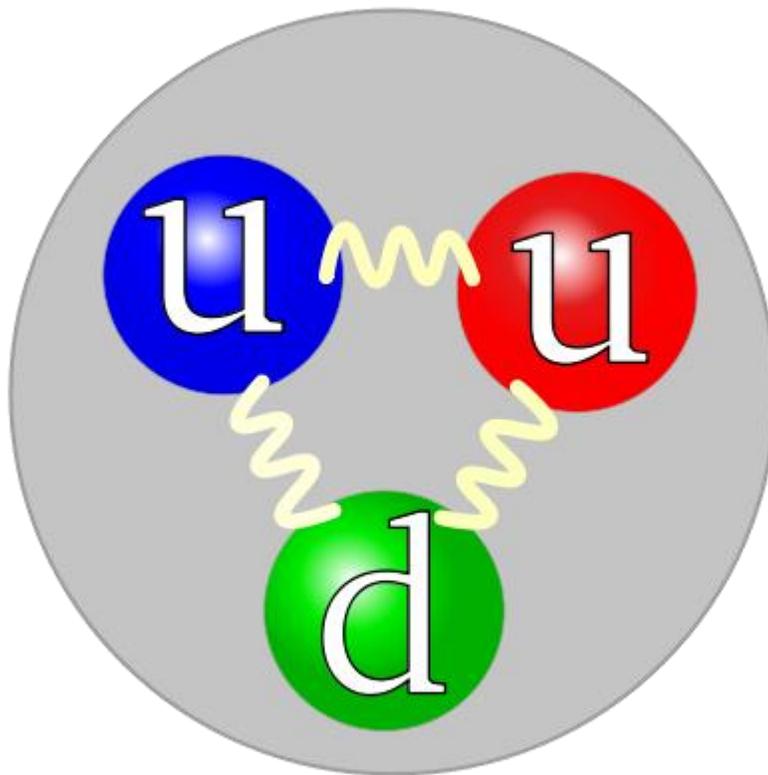


Figura 7. Diagrama de quarks. Los quarks se asocian formando neutrones y protones.  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Quark\\_structure\\_proton.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Quark_structure_proton.svg) ;  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Quark\\_structure\\_neutron.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Quark_structure_neutron.svg)

### **El núcleo atómico**

Los protones y neutrones de un átomo se encuentran ligados en el núcleo atómico, la parte central del mismo (Figura 8).

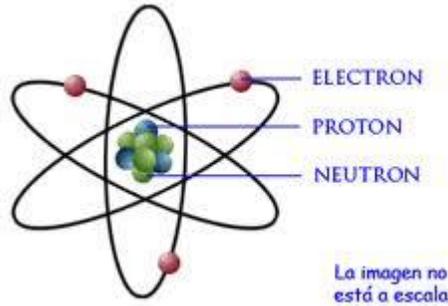


Figura 8. Esquema que representa un átomo y la ubicación del núcleo.  
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:%C3%81tomo.jpg>

El volumen del núcleo es aproximadamente proporcional al número total de nucleones, el número másico  $A$ , lo cual es mucho menor que el tamaño del átomo, cuyo radio es del orden de  $1(\text{Å})$ . Los nucleones se mantienen unidos mediante la fuerza nuclear, que es mucho más intensa que la fuerza electromagnética a distancias cortas, lo cual permite vencer la repulsión eléctrica entre los protones.

Los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, que se denomina número atómico y se representa por  $Z$ . Los átomos de un elemento dado pueden tener distinto número de neutrones: se dice entonces que son isótopos. Ambos números conjuntamente determinan el núclido.

El núcleo atómico puede verse alterado por procesos muy energéticos en comparación con las reacciones químicas. Los núcleos inestables sufren desintegraciones que pueden cambiar su número de protones y neutrones emitiendo radiación. Un núcleo pesado puede fisionarse en otros más ligeros en una reacción nuclear o espontáneamente. Mediante una cantidad suficiente de energía, dos o más núcleos pueden fusionarse en otro más pesado.

En átomos con número atómico bajo, los núcleos con una cantidad distinta de protones y neutrones tienden a desintegrarse en núcleos con proporciones más parejas, más estables. Sin embargo, para valores mayores del número atómico, la repulsión mutua de los protones requiere una proporción mayor de neutrones para estabilizar el núcleo.

### **Nube de electrones**

La nube de electrones se define como la parte externa de un átomo, región que rodea al núcleo atómico, y en la cual orbitan los electrones. Los electrones en el átomo son atraídos por los protones a través de la fuerza electromagnética. Esta fuerza los atrapa en un pozo de potencial electrostático alrededor del núcleo, lo que hace necesaria una fuente de energía externa para liberarlos. Cuanto más cerca está un electrón del núcleo, mayor es la fuerza atractiva, y mayor por tanto la energía necesaria para que escape.

Los electrones, como otras partículas, presentan simultáneamente propiedades de partícula puntual y de onda, y tienden a formar un cierto tipo de onda estacionaria alrededor del núcleo, en reposo respecto de este. Cada una de estas ondas está caracterizada por un orbital atómico, una función matemática que describe la probabilidad de encontrar al electrón en cada punto del espacio. El conjunto de estos orbitales es discreto, es decir, puede enumerarse, como es propio en todo sistema cuántico. La *nube de electrones* es la región ocupada por estas ondas, visualizada como una densidad de carga negativa alrededor del núcleo.

Cada orbital corresponde a un posible valor de energía para los electrones, que se reparten entre ellos (Figura 9). El principio de exclusión de Pauli prohíbe que más de dos electrones se encuentren en el mismo orbital. Pueden ocurrir transiciones entre los distintos niveles de energía: si un electrón absorbe un fotón con energía suficiente, puede saltar a un nivel superior; también desde un nivel más alto puede acabar en un nivel inferior, radiando el resto

de la energía en un fotón. Las energías dadas por las diferencias entre los valores de estos niveles son las que se observan en las líneas espectrales del átomo.

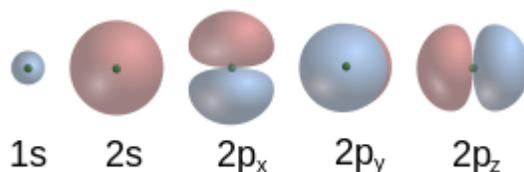


Figura 9. Cinco primeros orbitales atómicos. <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:S-p-Orbitals.svg>

## PROPIEDADES ATÓMICAS

### Masa

La mayor parte de la masa del átomo viene de los nucleones, los protones y neutrones del núcleo. También contribuyen en una pequeña parte la masa de los electrones, y la energía de ligadura de los nucleones, en virtud de la equivalencia entre masa y energía. La unidad de masa que se utiliza habitualmente para expresarla es la unidad de masa atómica (u). Esta se define como la doceava parte de la masa de un átomo neutro de carbono-12 libre, cuyo núcleo contiene 6 protones y 6 neutrones, y equivale a  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg aproximadamente. En comparación el protón y el neutrón libres tienen una masa de 1,007 y 1,009 uma. La masa de un átomo es entonces aproximadamente igual al número de nucleones en su núcleo, el número másico, multiplicado por la unidad de masa atómica. El átomo estable más pesado es el plomo-208, con una masa de 207,98 uma.

En química se utiliza también el mol como unidad de masa. Un mol de átomos de cualquier elemento equivale siempre al mismo número de estos ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ), lo cual implica que un mol de átomos de un elemento con masa atómica de 1 u pesa aproximadamente 1 gramo. En general, un mol de átomos de un cierto elemento pesa de forma aproximada tantos gramos como la masa atómica de dicho elemento.

### Tamaño

Los átomos no están delimitados por una frontera clara, por lo que su tamaño se equipara con el de su nube electrónica. Pero, tampoco puede establecerse una medida de la nube electrónica, debido a las propiedades ondulatorias de los electrones. En la práctica, se define el *radio atómico* estimándolo en función de algún fenómeno físico, como la cantidad y densidad de átomos en un volumen dado o la distancia entre dos núcleos en una molécula.

Los diversos métodos existentes arrojan valores para el radio atómico de entre 0,5 y 5 Å. Dentro de la tabla periódica de los elementos, el tamaño de los átomos tiende a disminuir a lo largo de un periodo, para aumentar súbitamente al comienzo de uno nuevo, a medida que los electrones ocupan niveles de energía más altos.

Las dimensiones del átomo son miles de veces más pequeñas que la longitud de onda de la luz (400-700 nm) por lo que estos no pueden ser observados utilizando instrumentos ópticos. Por ejemplo, en comparación el grosor de un cabello humano es equivalente a un millón de átomos de carbono.

### **Niveles de energía**

Un electrón ligado en el átomo posee una energía potencial inversamente proporcional a su distancia al núcleo y de signo negativo, lo que quiere decir que esta aumenta con la distancia. La magnitud de esta energía es la cantidad necesaria para desligarlo, y la unidad usada habitualmente para expresarla es el electrónvoltio (eV). En el modelo mecanocuántico solo hay un conjunto discreto de estados o niveles en los que un electrón ligado puede encontrarse, es decir, enumerables, cada uno con un cierto valor de la energía. El nivel con el valor más bajo se denomina el estado fundamental, mientras que el resto se denominan estados excitados.

Cuando un electrón efectúa una transición entre dos estados distintos, absorbe o emite un fotón, cuya energía es la diferencia entre los dos niveles. La energía de un fotón es proporcional a su frecuencia, así que cada transición se corresponde con una banda estrecha del espectro electromagnético denominada línea espectral.

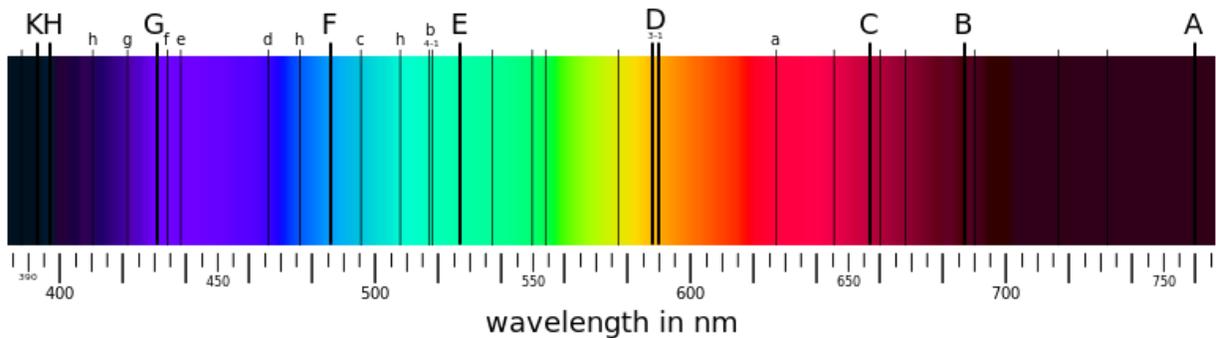


Figura 10. Un ejemplo de líneas de absorción en un espectro.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Fraunhofer\\_lines.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Fraunhofer_lines.svg)

Cada elemento químico posee un espectro de líneas característico. Estas se detectan como líneas de emisión en la radiación de los átomos del mismo. Por el contrario, si se hace pasar radiación con un espectro de frecuencias continuo a través de estos, los fotones con la energía adecuada son absorbidos. Cuando los electrones excitados decaen más tarde, emiten en direcciones aleatorias, por lo que las frecuencias características se observan como líneas de absorción oscuras. Las medidas espectroscópicas de la intensidad y anchura de estas líneas permite determinar la composición de una sustancia.

Algunas líneas espectrales se presentan muy juntas entre sí, tanto que llegaron a confundirse por mucho tiempo con una sola, hasta que fue descubierta su subestructura o estructura fina. La causa de este fenómeno se encuentra en las diversas correcciones a considerar en la interacción entre los electrones y el núcleo. Teniendo en cuenta tan solo la fuerza electrostática, ocurre que algunas de las configuraciones electrónicas pueden tener la misma energía aun siendo distintas. El resto de pequeños efectos y fuerzas en el sistema electrón-núcleo rompe esta redundancia o degeneración, dando lugar a la estructura fina. Estos incluyen las correcciones relativistas al movimiento de electrón, la interacción de su momento magnético con el campo eléctrico y con el núcleo, etc.

Las transiciones de un electrón a un nivel superior ocurren en presencia de radiación electromagnética externa, que provoca la absorción del fotón necesario. Si la frecuencia de

dicha radiación es muy alta, el fotón es muy energético y el electrón puede liberarse, en el llamado efecto fotoeléctrico.

Las transiciones a un nivel inferior pueden ocurrir de manera espontánea, emitiendo la energía mediante un fotón saliente; o de manera estimulada, de nuevo en presencia de radiación. En este caso, un fotón «entrante» apropiado provoca que el electrón decaiga a un nivel con una diferencia de energía igual a la del fotón entrante. De este modo, se emite un fotón saliente cuya onda asociada está sincronizada con la del primero, y en la misma dirección. Este fenómeno es la base del láser.

## **EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO**

### **Modelo de Dalton**

Fue el primer modelo atómico con bases científicas, formulado por John Dalton en 1803, quien imaginaba a los átomos como diminutas esferas (Figura 11). Este primer modelo atómico postulaba:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Sin embargo desapareció ante el modelo de Thomson ya que no explica los rayos catódicos, la radioactividad ni la presencia de los electrones (e-) o protones (p+).

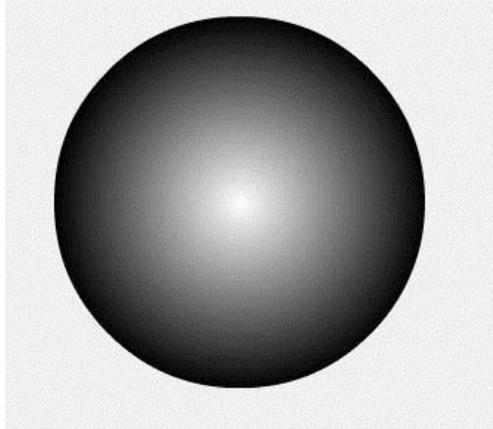


Figura 11. Modelo de atómico de Dalton. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Atomo\\_de\\_Dalton.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Atomo_de_Dalton.jpg)

### **Modelo de Thomson**

Luego del descubrimiento del electrón en 1897 por J. J. Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía del inglés *plum-pudding model*) o uvas en gelatina (Figura 12).

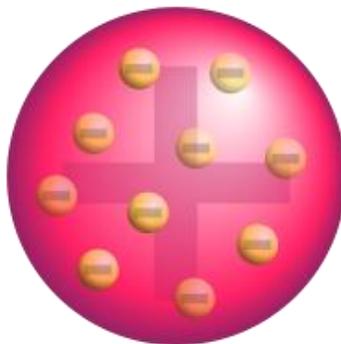


Figura 12. Modelo atómico de Thomson. [http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_at%C3%B3mico\\_de\\_Thomson](http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B3mico_de_Thomson)

Posteriormente Jean Perrin propuso un modelo modificado a partir del modelo propuesto por Thomson donde las «pasas» (electrones) se situaban en la parte exterior del «pastel» (la carga positiva).

Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas. Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba un electrón la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones.

### **Modelo de Rutherford**

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. Representa un avance sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa, pero la diferencia es que postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos (Figura 13). A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo del público no científico.

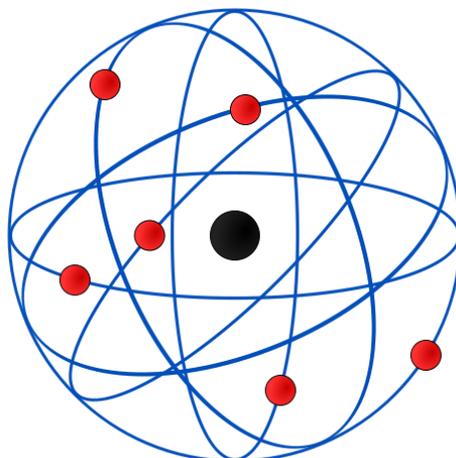


Figura 13. Modelo atómico de Rutherford. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford\\_atom.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford_atom.svg)

Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo de Thomson no se menciona éste. Sin embargo, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias, ya que contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, las cuales estaban comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente. No explicaba los espectros atómicos.

### **Modelo de Bohr**

En julio de 1913 el físico danés Niels Bohr publicó el primero de sus tres documentos donde establecía una nueva y radical visión del átomo nuclear, que consistía en un núcleo de carga positiva rodeado de electrones en órbitas con energías individuales, explicaba las frecuencias de la luz emitida por el hidrógeno, así como los saltos entre órbitas que realizan los electrones (Figura 14). Estas reglas cuánticas determinaban la energía de los electrones, evitando las inestabilidades que habían plagado anteriormente los modelos mecánicos de átomos.

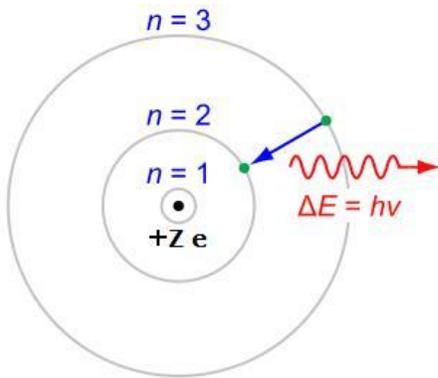


Figura 14. Modelo atómico de Bohr. [http://an.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_atómico\\_de\\_Bohr](http://an.wikipedia.org/wiki/Modelo_atómico_de_Bohr)

Este modelo es estrictamente un modelo del átomo de hidrógeno tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trata de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein. «El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas bien definidas». Las órbitas están cuantizadas (los e<sup>-</sup> pueden estar solo en ciertas órbitas). Cada órbita tiene una energía asociada, la más externa es la de mayor energía. Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables. Los electrones pueden saltar de una a otra órbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

Bohr no pudo explicar la existencia de órbitas estables y para la condición de cuantización.

Bohr encontró que el momento angular del electrón es  $h/2\pi$  por un método que no pudo justificar.

### Modelo cuántico

La teoría cuántica revolucionó la física de comienzos del siglo XX, cuando Max Planck y Albert Einstein postularon que se emite o absorbe una leve cantidad de energía en cantidades

fijas llamadas cuantos. En 1913, Niels Bohr incorporó esta idea a su modelo atómico, en el que los electrones solo podrían orbitar alrededor del núcleo en órbitas circulares determinadas, con una energía y un momento angular fijos, y siendo proporcionales las distancias del núcleo a los respectivos niveles de energía. Según este modelo, los átomos no podrían describir espirales hacia el núcleo porque no podrían perder energía de manera continua; en cambio, sólo podrían realizar "saltos cuánticos" instantáneos entre los niveles fijos de energía. Cuando esto ocurre, el átomo absorbe o emite luz a una frecuencia proporcional a la diferencia de energía. Sommerfeld amplió el átomo de Bohr, para incluir órbitas elípticas, utilizando una cuantificación de momento generalizado (Figura 15).

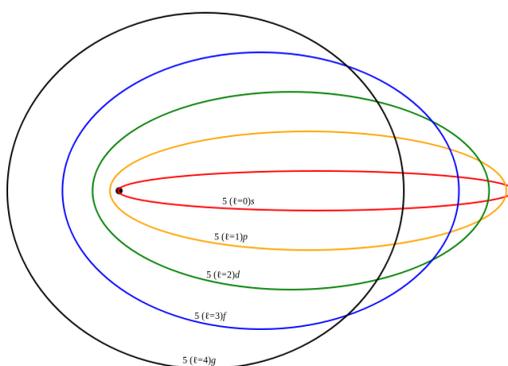


Figura 15. Órbitas elípticas en el modelo de Sommerfeld. [http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo%3ASommerfeld\\_ellipses.svg](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo%3ASommerfeld_ellipses.svg)

El modelo de Bohr-Sommerfeld era muy difícil de utilizar, pero a cambio hacía increíbles predicciones de acuerdo con ciertas propiedades espectrales. Sin embargo, era incapaz de explicar los átomos multielectrónicos, predecir la tasa de transición o describir las estructuras finas e hiperfinas.

En 1924, Louis de Broglie propuso que todos los objetos (particularmente las partículas subatómicas, como los electrones) podían tener propiedades de ondas. Erwin Schrödinger, fascinado por esta idea, investigó si el movimiento de un electrón en un átomo se podría explicar mejor como onda que como partícula. La ecuación de Schrödinger, publicada en 1926, describe al electrón como una función de onda en lugar de como una partícula, y predijo muchos de los fenómenos espectrales que el modelo de Bohr no podía explicar. Aunque este

concepto era matemáticamente correcto, era difícil de visualizar, y tuvo sus detractores. Uno de sus críticos, Max Born mencionó que la función de onda de Schrödinger no describía el electrón, pero sí a muchos de sus posibles estados, y de esta forma se podría usar para calcular la probabilidad de encontrar un electrón en cualquier posición dada alrededor del núcleo.

En 1927, Werner Heisenberg indicó que, puesto que una función de onda está determinada por el tiempo y la posición, es imposible obtener simultáneamente valores precisos tanto para la posición como para el momento de la partícula para cualquier punto dado en el tiempo. Este principio fue conocido como principio de incertidumbre de Heisenberg (Figura 16).

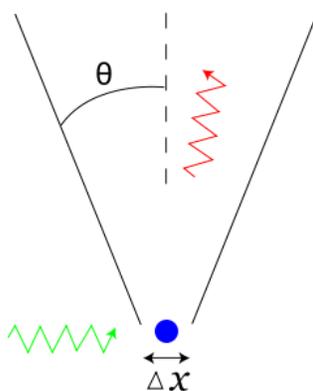


Figura 16. Gráfico del Principio de Indeterminación de Heisenberg. [http://es.wikipedia.org/wiki/Relaci%C3%B3n\\_de\\_indeterminaci%C3%B3n\\_de\\_Heisenberg](http://es.wikipedia.org/wiki/Relaci%C3%B3n_de_indeterminaci%C3%B3n_de_Heisenberg)

El modelo moderno del átomo describe las posiciones de los electrones en un átomo en términos de probabilidades. Un electrón se puede encontrar potencialmente a cualquier distancia del núcleo, pero dependiendo de su nivel de energía tiende a estar con más frecuencia en ciertas regiones alrededor del núcleo que en otras; estas zonas son conocidas como orbitales atómicos.

En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo, que es una extrapolación de la experiencia a nivel macroscópico hacia las diminutas dimensiones del átomo. En vez de esto, Schrödinger en 1926 describe a los electrones por medio de una función de onda en lugar de como una

partícula, el cuadrado de la cual representa la *probabilidad de presencia* en una región delimitada del espacio. Esta zona de probabilidad se conoce como orbital. Aunque este concepto era matemáticamente correcto, era difícil de visualizar, y tuvo sus detractores. Uno de ellos Max Born, dijo que la función de onda de Schrödinger no describía el electrón, pero sí a muchos de sus posibles estados, y de esta manera se podría usar para calcular la probabilidad de encontrar un electrón en cualquier posición dada alrededor del núcleo.

### **Número atómico y másico**

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama número atómico y se representa con la letra Z. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente. Por ejemplo, todos los átomos del elemento Hidrógeno tienen 1 protón y su  $Z = 1$ , los de helio tienen 2 protones y  $Z = 2$ , los de litio, 3 protones y  $Z = 3$ , etc.

Si el átomo es neutro, el número de electrones coincide con el de protones y nos lo da Z. El número másico indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra A y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa del átomo medida en una, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse. En el caso de un ion, se representa mediante el símbolo del elemento del que procede, con un superíndice a la derecha, que indica la carga que posee mediante un número y el signo + o el signo -. Los cationes han perdido electrones en el número que indica la carga positiva. Por ejemplo, +3 indicará que ese átomo ha perdido 3 electrones. Los aniones han ganado electrones, en el número que indica la carga negativa. Por ejemplo, -2 indicará que ese átomo ha ganado 2 electrones (Figura 17).

Figura 17. Diagrama que representa número atómico y másico.

### **Isótopos y masa atómica**

Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden diferenciarse en el número de neutrones. Se llaman isótopos a los átomos que tienen el mismo número de protones y se diferencian en el número de neutrones. Por tanto, presentan el mismo número atómico (Z) y diferente número másico (A). Los isótopos tienen masa diferente, ya que tienen distinto número de neutrones. Para nombrar los isótopos se indica su nombre seguido de su número másico; por ejemplo, sodio-23 (Na-23).

Si la relación entre el número de protones y de neutrones no es la apropiada para obtener la estabilidad nuclear, el isótopo es radiactivo. Por ejemplo, en la naturaleza el carbono se presenta como una mezcla de tres isótopos con números másicos 12, 13 y 14:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$ . Sus abundancias respecto a la cantidad global de carbono son respectivamente 98,89 %, 1,11 % y trazas.

**Isótopos naturales.** Los isótopos naturales son los que se encuentran en la naturaleza de manera natural. Por ejemplo el hidrógeno tiene tres isótopos naturales, el protio, el deuterio y el tritio. El tritio es muy usado en trabajos de tipo nuclear; es el elemento esencial de la bomba de hidrógeno (Figura 18).



Figura 18. Diagrama de formas isotópicas del hidrógeno. Un átomo contiene protones y neutrones. Los isótopos difieren por el número de neutrones. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hidrogeno\\_isotopo.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hidrogeno_isotopo.jpg)

Otro elemento que está formado por isótopos muy importantes es el carbono, que son el carbono-12, que es la base referencial del peso atómico de cualquier elemento, el carbono-13 que es el único carbono con propiedades magnéticas y el carbono-14 radioactivo, muy importante ya que su vida media es de 5730 años y se usa mucho en arqueología para determinar la edad de los fósiles orgánicos (Figura 19). El uranio-235 se usa en las centrales nucleares y en las bombas atómicas.

Figura 19. Diagrama formas isotópicas del carbono.

**Isótopos artificiales.** Los isótopos artificiales se producen en laboratorios nucleares por bombardeo de partículas subatómicas o en las centrales nucleares. Estos isótopos suelen tener una vida corta, principalmente por la inestabilidad y radioactividad que presentan. Uno de estos es el cesio, cuyos isótopos artificiales se usan en plantas nucleares de generación eléctrica. Otro muy usado es el iridio-192 que se usa para comprobar la hermeticidad de las soldaduras de tubos, sobre todo en tubos de transporte de crudo pesado y combustibles. Algunos isótopos del uranio como el uranio-233 también se usan en tecnología nuclear.

Los isótopos se subdividen en isótopos estables (existen menos de 300) y no estables o isótopos radiactivos (existen alrededor de 1200). El concepto de estabilidad no es exacto, ya que existen isótopos casi estables. Su estabilidad se debe al hecho de que, aunque son radiactivos, tienen un periodo de semidesintegración extremadamente largo comparado con la edad de la Tierra.

Las siguientes son varias de las aplicaciones de diferentes isótopos en diversas áreas, como la medicina:

- Cobalt-60. Para el tratamiento del cáncer porque emite una radiación con más energía que la que emite el radio y es más barato que este.

- Arsénico-73. Se usa como trazador para estimar la cantidad de arsénico absorbido por el organismo y el arsénico-74 en la localización de tumores cerebrales.
- Bromo-82. Útil para hacer estudios en hidrología tales como determinación de caudales de agua, direcciones de flujo de agua y tiempos de residencia en aguas superficiales y subterráneas, determinación de la dinámica de lagos y fugas en embalses.
- Oro-198. De gran aplicación en la industria del petróleo: perforación de pozos para búsqueda de petróleo, estudios de recuperación secundaria de petróleo, que se adelantan en la determinación de producción incremental e industria petroquímica en general.
- Fósforo-32. Es un isótopo que emite rayos beta y se usa para diagnosticar y tratar enfermedades relacionadas con los huesos y con la médula ósea.
- Escandio-46. Aplicable en estudios de sedimentología y análisis de suelos.
- Lantano-140. Usado en el estudio del comportamiento de calderas y hornos utilizados en el sector industrial.
- Mercurio-147. De aplicación en celdas electrolíticas.
- Nitrógeno-15. Se emplea a menudo en investigación médica y en agricultura. También se emplea habitualmente en espectroscopia de resonancia magnética nuclear (NMR).
- Yodo-131. Es uno de los radionucleidos involucrados en las pruebas nucleares atmosféricas, que comenzaron en 1945. Aumenta el riesgo de cáncer y posiblemente otras enfermedades del tiroides y aquellas causadas por deficiencias hormonales tiroideas.
- Radio-226. En tratamientos para curar el cáncer de la piel.

La masa atómica ( $m_a$ ) es la masa de un átomo, más frecuentemente expresada en unidades de masa atómica unificada. La masa atómica puede ser considerada como la masa total de protones y neutrones en un solo átomo (cuando el átomo no tiene movimiento). La masa atómica es algunas veces usada incorrectamente como un sinónimo de masa atómica relativa, masa atómica media y peso atómico; estos últimos difieren sutilmente de la masa atómica. La masa atómica está definida como la masa de un átomo, que sólo puede ser de un isótopo a la vez, y no es un promedio ponderado en las abundancias de los isótopos. En el caso de muchos

elementos que tienen un isótopo dominante, la similitud/diferencia numérica real entre la masa atómica del isótopo más común y la masa atómica relativa o peso atómico estándar puede ser muy pequeña, tal que no afecta muchos cálculos bastos, pero tal error puede ser crítico cuando se consideran átomos individuales. Para elementos con más de un isótopo común, la diferencia puede llegar a ser de media unidad o más (por ejemplo, cloro). La masa atómica de un isótopo raro puede diferir de la masa atómica relativa o peso atómico estándar en varias unidades de masa.

El peso atómico estándar se refiere a la media de las masas atómicas relativas de un elemento en el medio local de la corteza terrestre y la atmósfera terrestre, como está determinado por la *Commission on Atomic Weights and Isotopic Abundances* (Comisión de Pesos Atómicos y Abundancias Isotópicas) de la IUPAC. Estos valores son los que están incluidos en una tabla periódica estándar, y es lo que es más usado para los cálculos ordinarios. Se incluye una incertidumbre en paréntesis que frecuentemente refleja la variabilidad natural en la distribución isotópica, en vez de la incertidumbre en la medida. Para los elementos sintéticos, el isótopo formado depende de los medios de síntesis, por lo que el concepto de abundancia isotópica natural no tiene sentido. En consecuencia, para elementos sintéticos, el conteo total de nucleones del isótopo más estable (esto es, el isótopo con la vida media más larga) está listado en paréntesis en el lugar del peso atómico estándar. El litio representa un caso único, donde la abundancia natural de los isótopos ha sido perturbada por las actividades humanas al punto de afectar la incertidumbre en su peso atómico estándar, incluso en muestras obtenidas de fuentes naturales, como los ríos.

La masa atómica relativa es un sinónimo para peso atómico y está cercanamente relacionado a masa atómica promedio (pero no es un sinónimo de masa atómica), la media ponderada de las masas atómicas de todos los átomos de un elemento químico encontrados en una muestra particular, ponderados por abundancia isotópica. Esto es usado frecuentemente como sinónimo para peso atómico relativo, y no es incorrecto hacer así, dado que los pesos atómicos estándar son masas atómicas relativas, aunque es menos específico. La masa atómica relativa también se refiere a ambientes no terrestres y ambientes terrestres altamente específicos que se desvían

de la media o tienen diferentes certidumbres (número de cifras significativas) que los pesos atómicos estándar.

La masa isotópica relativa es la masa relativa de un isótopo dado (más específica, cualquier núclido solo), escalado con el carbono-12 como exactamente 12. No hay otros núclidos distintos al carbono-12 que tengan exactamente un número entero de masas en esta escala. Esto es debido a dos factores:

1. la diferente masa de neutrones y protones que actúan para cambiar la masa total en los núclidos con relaciones protón/neutrón distintos al cociente 1:1 del carbono-12.
2. no se encontrará un número exacto si existe una pérdida/ganancia de masa diferente a la energía de enlace nuclear relativa a la energía de enlace nuclear media del carbono-12.

Sin embargo, puesto que cualquier defecto de masa debido a la energía de enlace nuclear es una fracción pequeña (menos del 1 %) comparada con la masa de un nucleón (incluso menos comparado con la masa media por nucleón en el carbono-12, que está moderada a fuertemente unido), y dado que los protones y neutrones difieren en masa unos de otros por una fracción pequeña (aproximadamente 0,0014 uma), la práctica de redondear la masa atómica de cualquier núclido dado o isótopo al número entero más cercano, siempre da el número entero simple del conteo total de nucleones. El conteo de neutrones puede ser derivado por sustracción del número atómico.

### **Números cuánticos y configuración electrónica**

El conjunto de números cuánticos más ampliamente estudiado es el de un electrón simple en un átomo: a causa de que no es útil solamente en química, siendo la noción básica detrás de la tabla periódica, valencia y otras propiedades, sino también porque es un problema resoluble y realista, y como tal, encuentra amplio uso en libros de texto.

En mecánica cuántica no-relativista, el hamiltoniano atómico de un átomo hidrogenoide consiste de la energía cinética del electrón y la energía potencial debida a la fuerza de Coulomb entre el núcleo y el electrón. En átomos más generales es necesario incluir la energía de interacción entre diferentes electrones. La energía cinética puede ser separada en una parte debida al momento angular,  $\mathbf{J}$ , del electrón alrededor del núcleo, y el resto. Puesto que el potencial es esféricamente simétrico, el Hamiltoniano completo conmuta con  $\mathbf{J}^2$ . A su vez  $\mathbf{J}^2$  conmuta con cualquiera de los componentes del vector momento angular, convencionalmente tomado como  $\mathbf{J}_z$ . Estos son los únicos operadores que conmutan mutuamente en este problema; por lo tanto, hay tres números cuánticos. Adicionalmente hay que considerar otra propiedad de las partículas denominada espín que viene descrita por otros dos números cuánticos.

En particular, se refiere a los números que caracterizan los estados propios estacionarios de un electrón de un átomo hidrogenoide y que, por tanto, describen los orbitales atómicos. Estos números cuánticos son:

**1) El número cuántico principal  $n$ .** Este número cuántico está relacionado tanto con la energía como con la distancia media entre el núcleo y el electrón, medida en niveles energéticos, aunque la distancia media en unidades de longitud también crece monótonamente con  $n$ . Los valores de este número, que corresponde al número del nivel energético, varían teóricamente entre 1 e infinito, pero solo se conocen átomos que tengan hasta 8 niveles energéticos en su estado fundamental, ya que el número atómico y el número cuántico principal se relacionan mediante  $2n^2 = Z < 110$ .

**2) El número cuántico azimutal** o azimutal ( $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots, n-1$ ), indica la forma de los orbitales y el subnivel de energía en el que se encuentra el electrón. Un orbital de un átomo hidrogenoide tiene  $l$  nodos angulares y  $n-l-1$  nodos radiales. Si:

**l = 0:** Subórbita "s" (forma circular) → **s** proviene de **sharp** (*nítido*) (\*)

**l = 1:** Subórbita "p" (forma semicircular achatada) → **p** proviene de **p** principal (\*)

**l = 2:** Subórbita "d" (forma lobular, con anillo nodal) → **d** proviene de **d**ifuse (*difuso*) (\*)

**l = 3:** Subórbita "f" (lobulares con nodos radiales) → **f** proviene de **f**undamental (\*)

**l = 4:**Subórbita "g" (\*)

**l = 5:**Subórbita "h" (\*)

(\*) Para obtener mayor información sobre los orbitales vea el artículo Orbital.

**3) El número cuántico magnético ( $m, m_l$ ),** Indica la orientación espacial del subnivel de energía, " $(m = -l, \dots, 0, \dots, l)$ ". Para cada valor de  $l$  hay  $2l+1$  valores de  $m$ .

**4) El número cuántico de espín ( $s, m_s$ ),** indica el sentido de giro del campo magnético que produce el electrón al girar sobre su eje. Toma valores  $1/2$  y  $-1/2$ .

En resumen, el estado cuántico de un electrón está determinado por sus números cuánticos:

Nombre	Símbolo	Significado orbital	Rango de valores	Valor ejemplo
<b>Número cuántico principal</b>	$n$	shell o capa	$1 \leq n$	$n = 1, 2, 3 \dots$
<b>Número cuántico secundario o azimutal (momento angular)</b>	$\ell$	subshell o subcapa	$0 \leq \ell \leq n - 1$	para $n = 3$ : $\ell = 0, 1, 2 (s, p, d)$
<b>Número cuántico magnético, (proyección del momento angular)</b>	$m_\ell$	energía shift	$-\ell \leq m_\ell \leq \ell$	para $\ell = 2$ : $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$
<b>Número cuántico proyección de espín</b>	$m_s$	espín	$-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$	para un electrón, sea: $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$

## CONFIGURACION ELECTRONICA

La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran o se modifican en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas, en el cuál las funciones de ondas del sistema se expresan como un producto de orbitales antisimetrizadas. La configuración electrónica es importante porque determina las propiedades de combinación química de los átomos y por tanto su posición en la tabla periódica.

### Principio De Aufbau

El principio de Aufbau contiene una serie de instrucciones relacionadas a la ubicación de electrones en los orbitales de un átomo. El modelo, formulado por el físico Niels Bohr, recibió el nombre de Aufbau (del alemán *Aufbauprinzip*: principio de construcción) en vez del nombre del científico. También se conoce popularmente con el nombre de *regla del serrucho*. Los orbitales se 'llenan' respetando la regla de Hund, que dice que ningún orbital puede tener dos orientaciones del giro del electrón sin antes de que los restantes números cuánticos magnéticos de la misma subcapa tengan al menos uno. Se comienza con el orbital de menor energía. Primero debe llenarse el orbital 1s (hasta un máximo de dos electrones), esto de acuerdo con el número cuántico *l*. Seguido se llena el orbital 2s (también con dos electrones como máximo). La subcapa 2p tiene tres orbitales degenerados en energía denominados, según su posición tridimensional, 2p<sub>x</sub>, 2p<sub>y</sub>, 2p<sub>z</sub>. Así, los tres orbitales 2p puede llenarse hasta con seis electrones, dos en cada uno. De nuevo, de acuerdo con la regla de Hund, deben tener todos por lo menos un electrón antes de que alguno llegue a tener dos.

Y así, sucesivamente:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$

El principio de exclusión de Pauli nos advierte, además, que ningún electrón en un átomo puede tener la misma combinación de números cuánticos como descripción de su estado energético con macromoléculas de hidrógeno, sin embargo se planteó que el átomo era una partícula que no existió, ya que no hay correlación con el mismo y viceversa.

### **Regla del serrucho o de las diagonales**

Para llenar los orbitales correctamente, siga la dirección de la flecha tal como se muestra en la figura 20. Primero 1s, luego 2s, después sube a p e y baja 3s, 3p y baja a 4s. En este punto, el siguiente nivel de energía más bajo no es 4p, sino que sube a 3d para luego bajar a 4p y 5s. Y así, sucesivamente.

Se le llama *la regla del serrucho*, debido a la acción de subir y bajar del modo descrito:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7f, 5s, 6d, 7p... REGLA SERRUCHO o REGLA DIAGONAL.

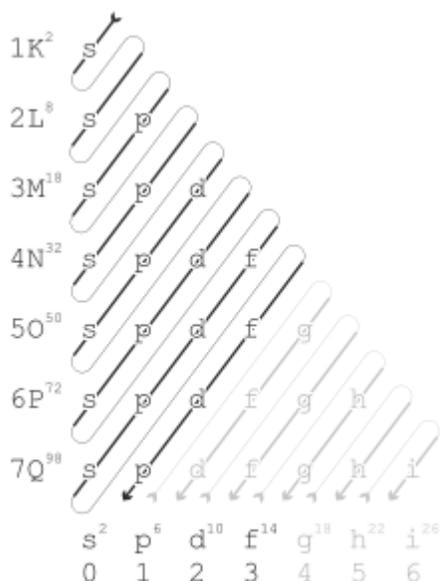


Figura 20. Diagrama de Regla del serrucho o de las diagonales.  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Madelung\\_rule.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Madelung_rule.svg)

## Estructura electrónica y tabla periódica

### Bloques de la tabla periódica

La forma de la tabla periódica está íntimamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos de los elementos. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 1 tienen una configuración de  $[E] ns^1$  (donde  $[E]$  es la configuración del gas inerte correspondiente), y tienen una gran semejanza en sus propiedades químicas. La capa electrónica más externa se denomina "capa de valencia" y (en una primera aproximación) determina las propiedades químicas. Conviene recordar que el hecho de que las propiedades químicas eran similares para los elementos de un grupo fue descubierto hace más de un siglo, antes incluso de aparecer la idea de configuración electrónica. No está claro cómo explica la regla de Madelung la tabla

periódica, ya que algunas propiedades (tales como el estado de oxidación +2 en la primera fila de los metales de transición) serían diferentes con un orden de llenado de orbitales distinto.

### **Regla de exclusión de Pauli**

Esta regla nos dice que en un estado cuántico solo puede haber un electrón. De aquí salen los valores del espín o giro de los electrones que es  $1/2\hbar$  y con proyecciones  $\pm 1/2$ . También que en una orientación deben caber dos electrones excepto cuando el número de electrones se ha acabado, por lo cual el orden que debe seguir este ordenamiento en cada nivel es primero los de espín positivo (+1/2) y luego los negativos.

El principio de exclusión de Pauli fue un principio cuántico enunciado por Wolfgang Ernst Pauli en 1925. Establece que no puede haber dos fermiones con todos sus números cuánticos idénticos (esto es, en el mismo estado cuántico de partícula individual). Perdió la categoría de principio, pues deriva de supuestos más generales, de hecho, es una consecuencia del teorema de la estadística del spin. El principio de exclusión de Pauli solo se aplica a fermiones, esto es, partículas que forman estados cuánticos antisimétricos y que tienen espín semientero. Son fermiones, por ejemplo, los protones, los neutrones y los electrones, los tres tipos de partículas subatómicas que constituyen la materia ordinaria. El principio de exclusión de Pauli rige muchas de las características distintivas de la materia. En cambio, partículas como el fotón y el hipotético gravitón no obedecen a este principio, ya que son bosones, esto es, forman estados cuánticos simétricos y tienen espín entero. Como consecuencia, una multitud de fotones puede estar en un mismo estado cuántico de partícula, como en los láseres. "Dos electrones en la corteza de un átomo no pueden tener al mismo tiempo los mismos números cuánticos".

### **Regla del octeto**

Para que un átomo sea estable debe tener todos sus orbitales llenos (cada orbital con dos electrones, uno de espín +1/2 y otro de espín -1/2) Por ejemplo, el oxígeno, que tiene

configuración electrónica  $1s^2, 2s^2, 2p^4$ , debe llegar a la configuración  $1s^2, 2s^2, 2p^6$  con la cual los niveles 1 y 2 estarían llenos. Recordemos que la Regla del octeto, justamente establece que el nivel electrónico se completa con 8 electrones, excepto el hidrógeno, que se completa con 2 electrones. Entonces el oxígeno tendrá la tendencia a ganar los 2 electrones que le faltan, por esto se combina con 2 átomos de hidrógeno (en el caso del agua, por ejemplo), que cada uno necesita 1 electrón (el cual recibe del oxígeno) y otorga a dicho átomo 1 electrón cada uno. De este modo, cada hidrógeno completó el nivel 1 y el oxígeno completó el nivel 2.

En química se denomina orbital a la zona del espacio que rodea a un núcleo atómico donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima, cercana al 91%.

Ejemplo:  $^{10}\text{Ne}: 1s^2, 2s^2, 2p^6$  regla del octeto:  $^{11}\text{Na}:(\text{Ne})10, 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

### **Anomalías de configuración electrónica**

Al desarrollar la configuración electrónica, se pueden encontrar una serie de excepciones. Por ejemplo, es más estable llenar dos medios orbitales que completar uno y dejar el otro a uno o dos electrones de estar completado a la mitad. Así, los metales del grupo 6 en vez de tener los orbitales externos **s** completos y el orbital **d** a un electrón de estar semi-completo, donarán un electrón del orbital **s** al orbital **d**, quedando ambos completos a la mitad:  $s^1d^5$  en vez de  $s^2d^4$ . Igualmente, es más estable rellenar los orbitales **d** completamente, por lo que los elementos del grupo 11 tenderán a adoptar la configuración  $s^1d^{10}$  en vez de  $s^2d^9$ .

Ejemplos de estas anomalías son:

*Grupo VIB:*

$^{24}\text{Cr}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$ : es incorrecto.

$^{24}\text{Cr}: \mathbf{1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5}$ : es correcto.

*Grupo IB:*

$^{29}\text{Cu}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$  :es correcto.

ER:  $n + 1$

Donde:

n: nivel l: subnivel

Ejemplo:

4s:  $4 + 0 : 4$

3p:  $3 + 1 : 4$

4d:  $4 + 2 : 6$

5f:  $5 + 3 : 8$

6g:  $6 + 4 : 10$

7h:  $7 + 5 : 12$

### **Tabla periódica de los elementos**

La tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos conforme a sus propiedades y características; su función principal es establecer un orden específico agrupando elementos.

Suele atribuirse la tabla a Dmitri Mendeléyev, quien ordenó los elementos basándose en sus propiedades químicas; Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos. La estructura actual fue diseñada por Alfred Werner a partir de la versión de Mendeléyev. En 1952, el científico costarricense Gil Chaverri (1921-2005) presentó una nueva versión basada en la estructura electrónica de los elementos, la cual permite colocar las series lantánidos y los actínidos en una secuencia lógica de acuerdo con su número atómico.

### **Descubrimiento de los elementos**

Aunque algunos elementos como el oro (Au), plata (Ag), cobre (Cu), plomo (Pb) y mercurio (Hg) ya eran conocidos desde la antigüedad, el primer descubrimiento científico de un elemento ocurrió en el siglo XVII, cuando el alquimista Henning Brand descubrió el fósforo (P). En el siglo XVIII se conocieron numerosos nuevos elementos, los más importantes de los cuales fueron los gases, con el desarrollo de la química neumática: oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N). En esos años, también se consolidó la nueva concepción de elemento, que

condujo a Antoine Lavoisier a escribir su famosa lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. A principios del siglo XIX, la aplicación de la pila eléctrica al estudio de fenómenos químicos condujo al descubrimiento de nuevos elementos, como los metales alcalinos y alcalino-térreos, sobre todo gracias a los trabajos de Humphry Davy. En 1830 ya se conocían 55 elementos. Posteriormente, a mediados del siglo XIX, con la invención del espectroscopio, se descubrieron nuevos elementos, muchos de ellos nombrados por el color de sus líneas espectrales características: cesio (Cs, del latín *caesius*, azul), talio (Tl, de tallo, por su color verde), rubidio (Rb, rojo), etc. (Figura 21).

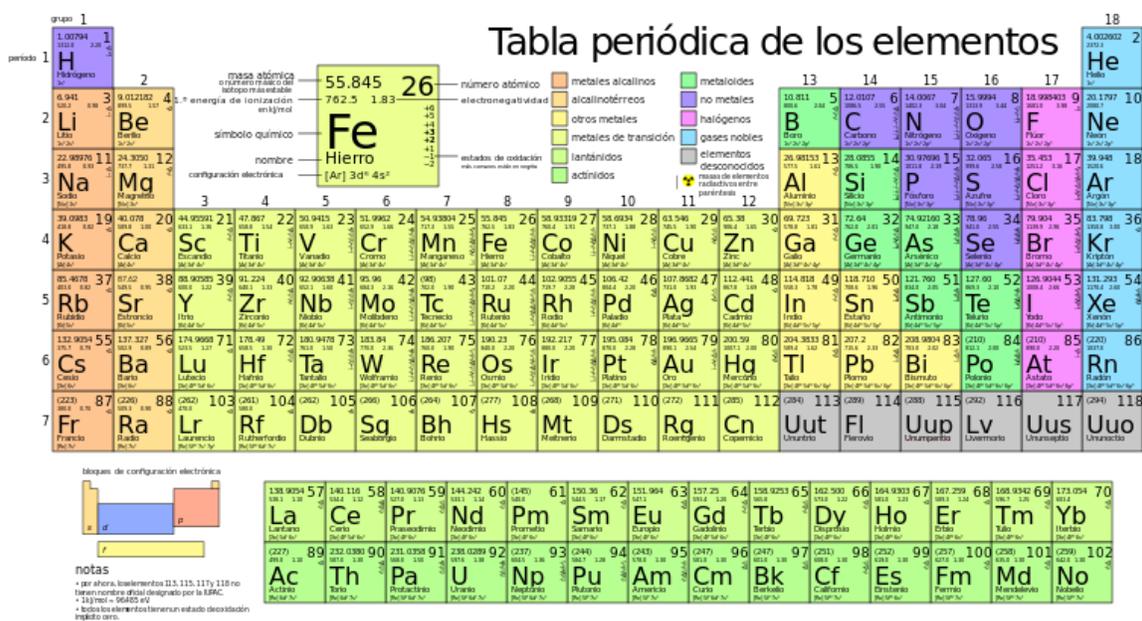


Figura 21. Tabla periódica de los elementos. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic\\_table\\_large-es.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_large-es.svg)

### Noción de elemento y propiedades periódicas

Lógicamente, un requisito previo necesario a la construcción de la tabla periódica era el descubrimiento de un número suficiente de elementos individuales, que hiciera posible encontrar alguna pauta en comportamiento químico y sus propiedades. Durante los siguientes dos siglos se fue adquiriendo un mayor conocimiento sobre estas propiedades, así como descubriendo muchos elementos nuevos.

La palabra "elemento" procede de la ciencia griega, pero su noción moderna apareció a lo largo del siglo XVII, aunque no existe un consenso claro respecto al proceso que condujo a su consolidación y uso generalizado. Algunos autores citan como precedente la frase de Robert Boyle en su famosa obra *El químico escéptico*, donde denomina elementos "*ciertos cuerpos primitivos y simples que no están formados por otros cuerpos, ni unos de otros, y que son los ingredientes de que se componen inmediatamente y en que se resuelven en último término todos los cuerpos perfectamente mixtos*". En realidad, esa frase aparece en el contexto de la crítica de Robert Boyle a los cuatro elementos aristotélicos.

A lo largo del siglo XVIII, las tablas de afinidad recogieron un nuevo modo de entender la composición química, que aparece claramente expuesto por Lavoisier en su obra *Tratado elemental de química*. Todo ello condujo a diferenciar en primer lugar qué sustancias de las conocidas hasta ese momento eran elementos químicos, cuáles eran sus propiedades y cómo aislarlas.

El descubrimiento de gran cantidad de elementos nuevos, así como el estudio de sus propiedades, pusieron de manifiesto algunas semejanzas entre ellos, lo que aumentó el interés de los químicos por buscar algún tipo de clasificación.

## **Estructura y organización de la tabla periódica**

Grupo→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓Periodo																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
Lantánidos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
Actínidos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

Figura 22. Estructura y organización tabla periódica.  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tabla\\_elementos.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tabla_elementos.svg)

La tabla periódica actual es un sistema donde se clasifican los elementos conocidos hasta la fecha. Se colocan de izquierda a derecha y de arriba a abajo en orden creciente de sus números atómicos. Los elementos están ordenados en siete hileras horizontales llamadas periodos, y en 18 columnas verticales llamadas grupos o familias. Hacia abajo y a la izquierda aumenta el radio atómico y el radio iónico. Hacia arriba y a la derecha aumenta la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

## Grupos

A las columnas verticales de la tabla periódica se les conoce como grupos o familias. Hay 18 grupos en la tabla periódica estándar, de los cuales diez son grupos cortos y los ocho restantes largos, que muchos de estos grupos correspondan a conocidas familias de elementos químicos: la tabla periódica se ideó para ordenar estas familias de una forma coherente y fácil de ver.

Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica, entendido como el número de electrones en la última capa, y por ello, tienen propiedades similares entre sí. La explicación moderna del ordenamiento en la tabla periódica es que los elementos de un grupo poseen configuraciones electrónicas similares y la misma valencia atómica, o número de electrones en la última capa. Dado que las propiedades químicas dependen profundamente de las interacciones de los electrones que están ubicados en los niveles más externos, los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares. Por ejemplo, los elementos en el grupo 1 tienen una configuración electrónica  $ns^1$  y una valencia de 1 (un electrón externo) y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse como iones positivos de +1. Los elementos en el último grupo de la derecha son los gases nobles, los cuales tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y, por ello, son excepcionalmente no reactivos y son también llamados gases inertes.

Numerados de izquierda a derecha utilizando números arábigos, según la última recomendación de la IUPAC (según la antigua propuesta de la IUPAC) de 1988 y entre paréntesis según el sistema estadounidense, los grupos de la tabla periódica son:

Grupo 1 (I A): los metales alcalinos

Grupo 2 (II A): los metales alcalinotérreos.

Grupo 3 (III B): familia del Escandio

Grupo 4 (IV B): familia del Titanio

Grupo 5 (V B): familia del Vanadio

Grupo 6 (VI B): familia del Cromo

Grupo 7 (VII B): familia del Manganeso

Grupo 8 (VIII B): familia del Hierro

Grupo 9 (VIII B): familia del Cobalto

- Grupo 10(VIII B): familia del Níquel
- Grupo 11 (I B): familia del Cobre
- Grupo 12 (II B): familia del Zinc
- Grupo 13 (III A): los térreos
- Grupo 14 (IV A): los carbonoideos
- Grupo 15 (V A): los nitrogenoideos
- Grupo 16 (VI A): los calcógenos o anfígenos
- Grupo 17 (VII A): los halógenos
- Grupo 18 (VIII A): los gases nobles

### **Períodos**

Las filas horizontales de la tabla periódica son llamadas períodos. El número de niveles energéticos de un átomo determina el periodo al que pertenece. Cada nivel está dividido en distintos subniveles, que conforme aumenta su número atómico se van llenando en este orden: siguiendo esa norma, cada elemento se coloca según su configuración electrónica y da forma a la tabla periódica. Los electrones situados en niveles más externos determinan en gran medida las propiedades químicas, por lo que éstas tienden a ser similares dentro de un mismo grupo, sin embargo la masa atómica varía considerablemente incluso entre elementos adyacentes. Al contrario, dos elementos adyacentes de mismo periodo tienen una masa similar, pero propiedades químicas diferentes.

La tabla periódica consta de 7 períodos:

- |           |           |
|-----------|-----------|
| Período 1 | Período 5 |
| Período 2 | Período 6 |
| Período 3 | Período 7 |
| Período 4 |           |

### **Bloques**

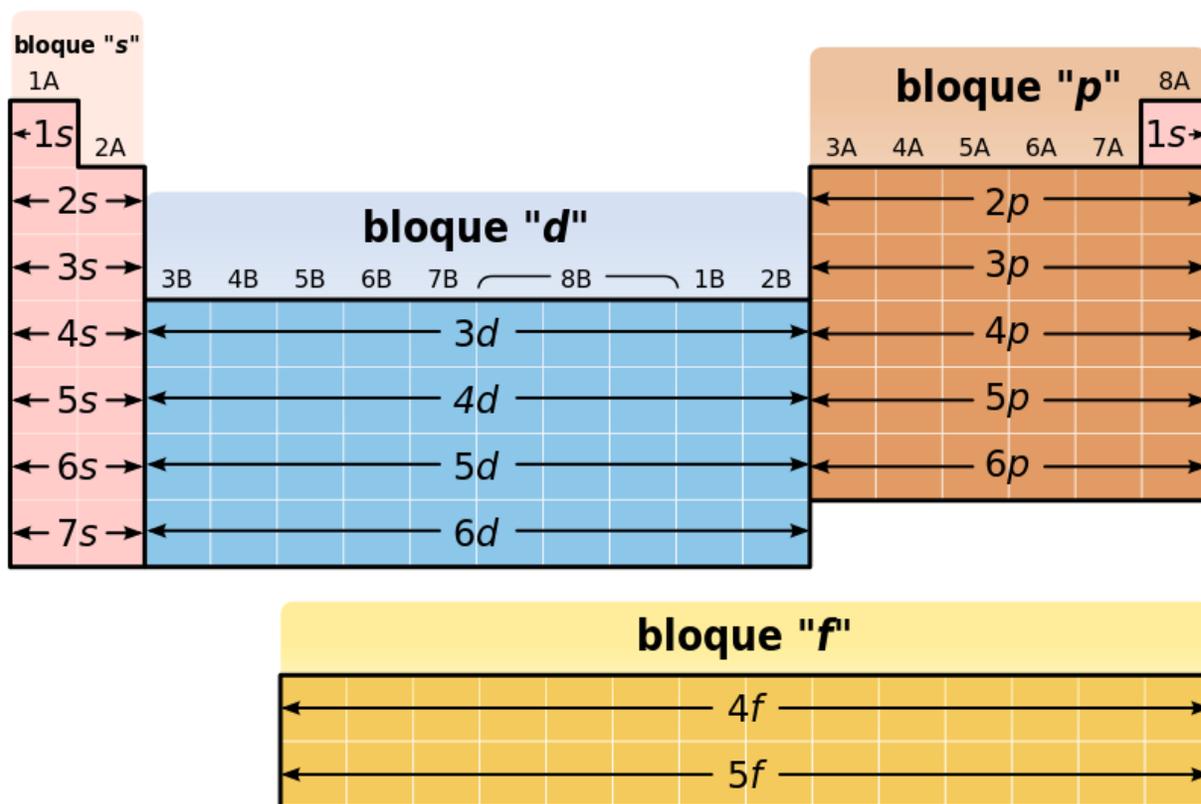


Figura 23. Estructura Tabla. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic\\_Table\\_structure-es-estructura\\_tabla\\_periodica.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_Table_structure-es-estructura_tabla_periodica.svg)

La tabla periódica se puede también dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos, de acuerdo al principio de Aufbau.

Los bloques o regiones se denominan según la letra que hace referencia al orbital más externo: *s*, *p*, *d* y *f*. Podría haber más elementos que llenarían otros orbitales, pero no se han sintetizado o descubierto; en este caso se continúa con el orden alfabético para nombrarlos.

Bloque s

Bloque p

Bloque d

Bloque f

Bloque g (bloque hipotético)

## PROPIEDADES PERIÓDICAS

### Radio atómico

El tamaño de un átomo no es invariable sino que depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos. Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Se realizan las medidas sobre muestras de elementos puros no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos*.

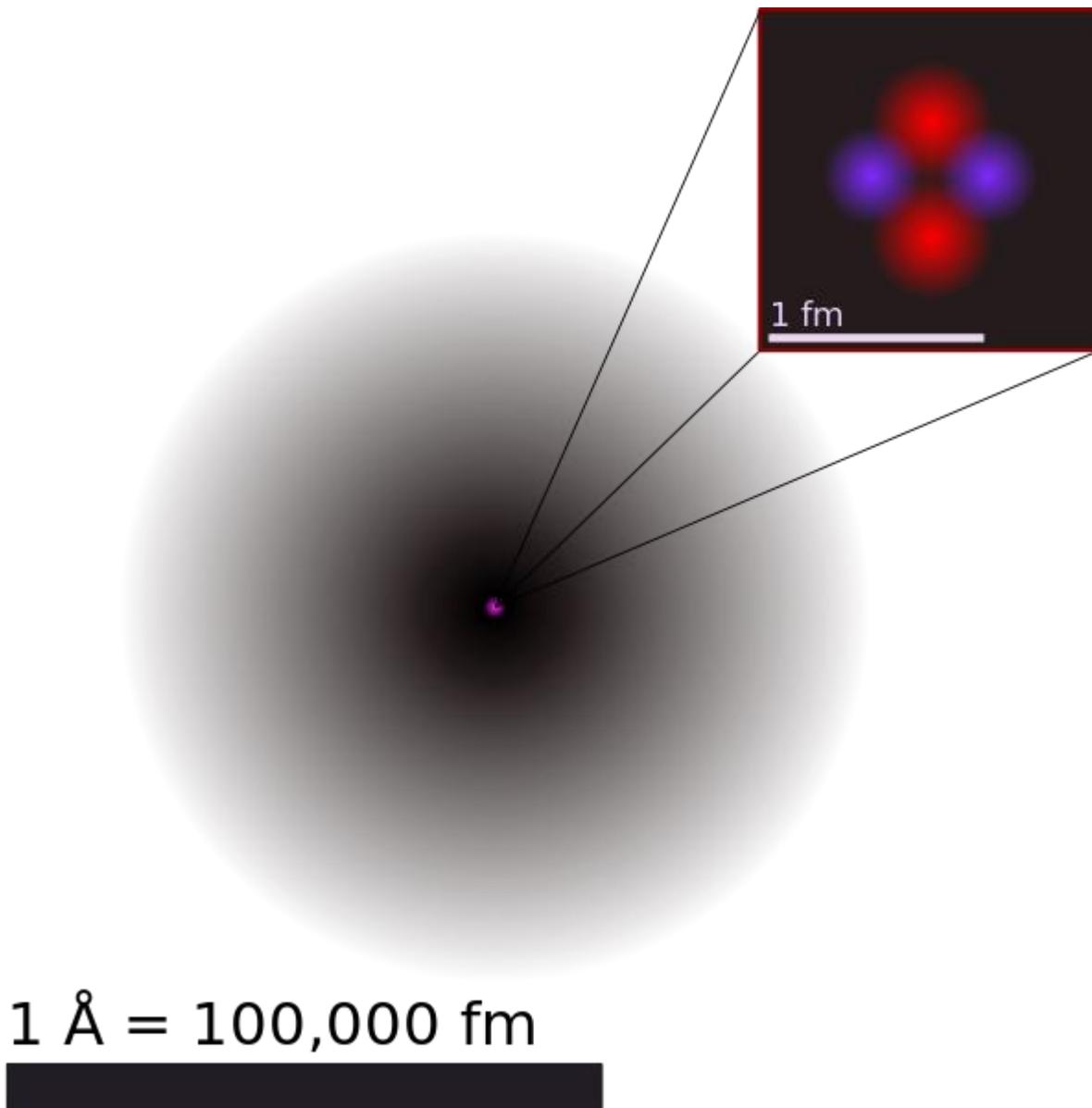


Figura 24. Radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos.  
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Helium\\_atom\\_QM.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Helium_atom_QM.svg)

#### Variación periódica

*Aumentan hacia abajo en un grupo* (en cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, los orbitales de mayor energía son cada vez más grandes, y además, el efecto de apantallamiento hace que la carga efectiva aumente muy lentamente de un período a otro).

*Disminuyen a lo largo de un periodo* (los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto).

En el caso de los *elementos de transición*, las variaciones no son tan obvias ya que los electrones se añaden a una capa interior, pero todos ellos tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

*Los radios atómicos aumentan en términos generales hacia abajo en un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo.*

### **Radio Iónico**

La estructura y la estabilidad de los sólidos iónicos depende de manera crucial del tamaño de los iones. Éste determina tanto la energía de red del sólido como la forma en que los iones se empacan en el sólido. Además el tamaño iónico influye en las propiedades de los iones en disolución.

Su variación en la tabla periódica es equivalente al de los radios atómicos.

Un anión, al ganar electrones presenta un aumento en la repulsión entre los electrones, lo que hace que el radio aniónico sea mayor que el atómico. Un catión, al perder electrones presenta una disminución de la repulsión entre los electrones, lo que hace que el radio del catión sea menor que el atómico (Figura 25).

**Sizes of atoms and their ions in pm**

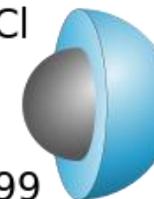
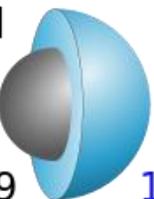
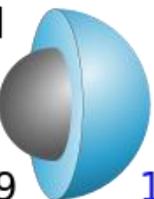
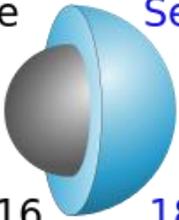
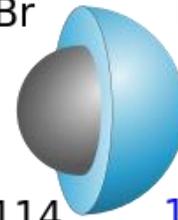
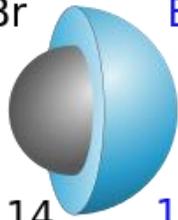
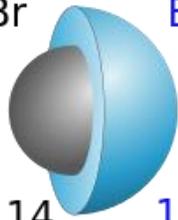
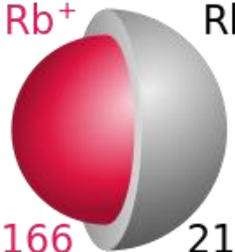
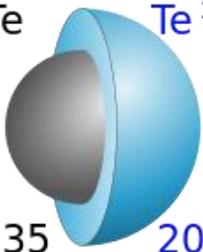
Group 1		Group 2		Group 13		Group 16		Group 17	
Li <sup>+</sup>  90	Li 134	Be <sup>2+</sup>  59	Be 90	B <sup>3+</sup>  41	B 82	O  73	O <sup>2-</sup>  126	F  71	F <sup>-</sup>  119
Na <sup>+</sup>  116	Na 154	Mg <sup>2+</sup>  86	Mg 130	Al <sup>3+</sup>  68	Al 118	S  102	S <sup>2-</sup>  170	Cl  99	Cl <sup>-</sup>  167
K <sup>+</sup>  152	K 196	Ca <sup>2+</sup>  114	Ca 174	Ga <sup>3+</sup>  76	Ga 126	Se  116	Se <sup>2-</sup>  184	Br  114	Br <sup>-</sup>  182
Rb <sup>+</sup>  166	Rb 211	Sr <sup>2+</sup>  132	Sr 192	In <sup>3+</sup>  94	In 144	Te  135	Te <sup>2-</sup>  207	I  133	I <sup>-</sup>  206

Figura 25. Radio Iónico. [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Atomic\\_%26\\_ionic\\_radii.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Atomic_%26_ionic_radii.svg)

### Variación periódica

El tamaño de un ion depende de:

- Su carga nuclear.
- Número de electrones.
- Orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior.

Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.

Los iones sencillos cargados negativamente son siempre mayores que los átomos de los que derivan. El tamaño aumenta con la carga negativa.

Dentro de un grupo, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas.

Para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta también el tamaño del ion así como el del átomo del que deriva.

*Los radios iónicos, en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo. Los cationes son menores que los respectivos átomos neutros y los aniones son mayores.*

## POTENCIAL DE IONIZACIÓN

### 1<sup>er</sup> Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar un  $e^-$  de un átomo aislado en fase gaseosa en su *estado fundamental* y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón *sin* energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica.



## 2º Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar a un ion monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ion dipositivo en las mismas condiciones más un electrón sin energía cinética.



Energía de ionización total para llegar a un ion determinado es la suma de los sucesivos potenciales de ionización. Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente.

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
<b>Baja</b>	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
<b>Elevada</b>	Compartir electrones	Covalentes
<b>Muy elevada</b>	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

Variación periódica: Dentro de una familia, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.

En un periodo tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que se esperaría es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.

En cada segmento periódico, los gases raros tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y solo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.

### **Electroafinidad**

Energía desprendida en un proceso en el que un determinado átomo neutro gaseoso en estado fundamental capta un electrón para dar un ion mononegativo gaseoso en estado fundamental. Con muy pocas excepciones, este proceso de captación de electrones es favorable (la atracción nuclear compensa la repulsión electrónica). Las segundas, terceras, ... afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables. La energía total puesta en juego para pasar de un átomo neutro en estado fundamental y gaseoso a un ion negativo con  $n$  cargas es la suma de las afinidades electrónicas.

### **Variación periódica**

La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación del potencial de ionización, aunque es mucho menos periódica. A partir de estas dos propiedades se puede analizar hasta qué punto un átomo neutro está satisfecho con su número de electrones. A mayor potencial de ionización y electroafinidad, mayor es la apetencia electrónica (electronegatividad) de la especie.

Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro.

Los elementos que tienen mayor actividad química son los que tienen un potencial de ionización muy pequeño y una afinidad electrónica muy grande.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H -73																	He 21
2	Li -60	Be 19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
3	Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
4	K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn -16	Fe -64	Co -112	Ni -118	Cu 47	Zn -29	Ga -116	Ge -78	As -195	Se -325	Br 39	Kr 39
5	Rb -47	Sr	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72	Tc -53	Ru -101	Rh -110	Pd -54	Ag -126	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
6	Cs -45	Ba	Lu	Hf	Ta -31	W -79	Re -14	Os -106	Ir -151	Pt -205	Au -223	Hg 61	Tl -20	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Rn 41
7	Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

tabla periódica de afinidades electrónicas, en kJ/mol

Figura 26. Afinidades electrónicas. [https://es.wikipedia.org/wiki/Afinidad\\_electr%C3%B3nica](https://es.wikipedia.org/wiki/Afinidad_electr%C3%B3nica)

## Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.

Pauling definió la electronegatividad como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Grupo (Vertical)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período (Horizontal)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31										Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar	
4	K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.8	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
Lantánidos	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Actínidos	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3		

Figura 27. Electronegatividad en la escala de Pauling. [https://es.wikipedia.org/wiki/Escala\\_de\\_Pauling](https://es.wikipedia.org/wiki/Escala_de_Pauling)

La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

*Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; por lo tanto será muy electronegativo.*

El método sugerido por el profesor R.S. Mulliken promedia los valores del potencial de ionización (P.I) y afinidad electrónica (A.E) de un elemento:

$$X_M = 0,0085 (P.I. + A.E.)$$

### Variación periódica

Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo. Las variaciones de electronegatividades de los elementos de transición no son tan regulares. En general, las energías de ionización y las electronegatividades son inferiores para los elementos de la zona inferior izquierda de la tabla periódica que para los de la zona superior derecha.

El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el *tipo de enlace* que originarán dos átomos en su unión: el enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar.

Cuanto mayor sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.

Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.

Ejemplo:

Compuesto	F <sub>2</sub>	HF	LiF
<b>Diferencia de electronegatividad</b>	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
<b>Tipo de enlace</b>	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

*La electronegatividad es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos*

*implicados en un enlace más polar será éste. Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico.*

## **NOMENCLATURA INORGÁNICA**

### **Valencia**

Es la capacidad que posee un elemento de combinarse con otro. Como el hidrógeno se toma como referencia (valencia I), se define también como el número de átomos de hidrógenos que se puede combinar con un elemento

HCl: la valencia del Cl es I

H<sub>2</sub>S: la valencia del S es II

NH<sub>3</sub>: la valencia del N es III

CH<sub>4</sub>: la valencia del C es IV

### **Número de oxidación**

Es el número de electrones que un átomo puede captar o ceder (total o parcialmente) al formar un compuesto. El número de oxidación no tiene por qué coincidir con la valencia de un elemento:

CH<sub>4</sub>: la valencia del C es IV; el n° oxidación es -4

CH<sub>3</sub>Cl: la valencia del C es IV; el n° oxidación es -2

CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>: la valencia del C es IV; el n° oxidación es 0

CCl<sub>4</sub>: la valencia del C es IV; el n° oxidación es +4

1. El número de todos los elementos libres es cero, en cualquiera de las formas en que se presenten: Ca metálico, He, N<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, etc.

2. El número de un ión simple coincide con su carga: Así, los números del  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$  y  $Zn^{2+}$  son, respectivamente,  $-2$ ,  $-1$ ,  $+2$
3. El número del H en sus compuestos es  $+1$ , excepto en los hidruros metálicos, que es  $-1$
4. El número del O en sus compuestos es  $-2$ , excepto en los peróxidos, que es  $-1$
5. El número de los metales alcalinos es siempre  $+1$
6. El número de los metales alcalinotérreos es siempre  $+2$
7. El número del F en sus compuestos es siempre  $-1$ . El n.o de los demás halógenos varía desde  $-1$  a  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ , siendo positivo cuando se combina con el O o con otro halógeno más electronegativo.
8. La suma algebraica de los números de los átomos de una molécula es cero, y si se trata de un ión, igual a la carga del ión

Cuadro de número de los elementos más frecuentes:

No metales:

Elemento	Nº de oxidación
H	$-1; +1$
F	$-1$
Cl, Br, I	$-1; +1, +3, +5, +7$
O	$-2$
S, Se, Te	$-2; +2, +4, +6$
N	$-3; +1, +2, +3, +4, +5$
P	$-3; +1, +3, +5$
As, Sb, Bi	$-3; +3, +5$

B	-3; +3
C	-4; +2, +4
Si	-4; +4

Metales:

Elemento	Nº de oxidación
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag, $\text{NH}_4^+$	+1
Be, Mg, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
Cu, Hg	+1, +2
Al	+3
Au	+1, +3
Fe, Co, Ni	+2, +3
Sn, Pb, Pt, Pd	+2, +4
Ir	+3, +4
Cr	+2, +3, +6
Mn	+2, +3, +4, +6, +7
V	+2, +3, +4, +5

**Sustancias simples:** Aquéllas constituidas por átomos de un mismo elemento

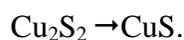
- Los gases nobles son monoatómicos: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- Las moléculas de bastantes sustancias que en c.n. son gases, son diatómicas:  $\text{N}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ , ...

- Elementos que presentan estados alotrópicos (agrupaciones de distintos número de átomos: S<sub>8</sub>, O<sub>3</sub>, P<sub>4</sub>, ...)
- Los metales, en las ecuaciones químicas, se representan simplemente mediante el símbolo: Cu, Sn, Fe, Ag, ...

Compuesto	Sistemática	Tradicional
H <sub>2</sub>	Dihidrógeno	Hidrógeno
F <sub>2</sub>	Diflúor	Flúor
Cl <sub>2</sub>	Dicloro	Cloro
Br <sub>2</sub>	Dibromo	Bromo
I <sub>2</sub>	Diyodo	Yodo
O <sub>2</sub>	Dioxígeno	Oxígeno
O <sub>3</sub>	Trioxígeno	Ozono
S <sub>8</sub>	Octaazufre	Azufre
P <sub>4</sub>	Tetrafósforo	Fósforo Blanco

## COMPUESTOS BINARIOS

Los compuestos binarios, son aquellos compuestos químicos formados por dos elementos distintos. Se escriben los elementos en un orden: a la izquierda el elemento menos electronegativo y a la derecha el más electronegativo. La suma de los estados de oxidación ha de ser cero, si se trata de una molécula, o igual a la carga de la combinación, si se trata de un ión. El compuesto se lee de derecha a izquierda. Se intercambian los número de oxidación, pero prescindiendo del signo. Y siempre que sea posible se simplifica: por ejemplo:



## SISTEMAS DE NOMENCLATURAS

- Sistemática (propuesta por la IUPAC)
- Stock
- Tradicional (el sistema más antiguo)

## Nomenclatura Sistemática

Consiste en la utilización de prefijos numerales griegos para indicar el número de átomos de cada elemento presente en la fórmula.

Los prefijos que se utilizan son: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), ... El prefijo mono puede omitirse.

Por ejemplo:

$\text{Cl}_2\text{O}_5$	Pentaóxido de dicloro
$\text{H}_2\text{S}$	Sulfuro de dihidrógeno
$\text{SiH}_4$	Tetrahidruro de silicio

## Nomenclatura de Stock

Consiste en indicar el número de oxidación, con números romanos y entre paréntesis, al final del nombre del elemento. Si éste tiene número de oxidación único, no se indica.

$\text{CuO}$	óxido de cobre (II)
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	óxido de hierro (III)
$\text{Al}_2\text{O}_3$	óxido de aluminio

## Nomenclatura Tradicional

Consiste en añadir un sufijo al nombre del elemento según con el número de oxidación con el que actúe:

Posibilidad de n. o.	Terminación
----------------------	-------------

uno	-ico
dos	n.o. menor →-oso
	n. o. mayor →-ico
tres	n.o. menor →hipo -oso
	n. o. intermedia →-oso
	n.o. mayor →-ico
cuatro	n. o. menor →hipo -oso
	n. o. intermedio →-oso
	n. o. intermedio →-ico
	n. o. mayor →per-ico

FeCl <sub>2</sub>	cloruro ferroso
FeCl <sub>3</sub>	cloruro férrico
NaCl	cloruro sódico (o de sodio)

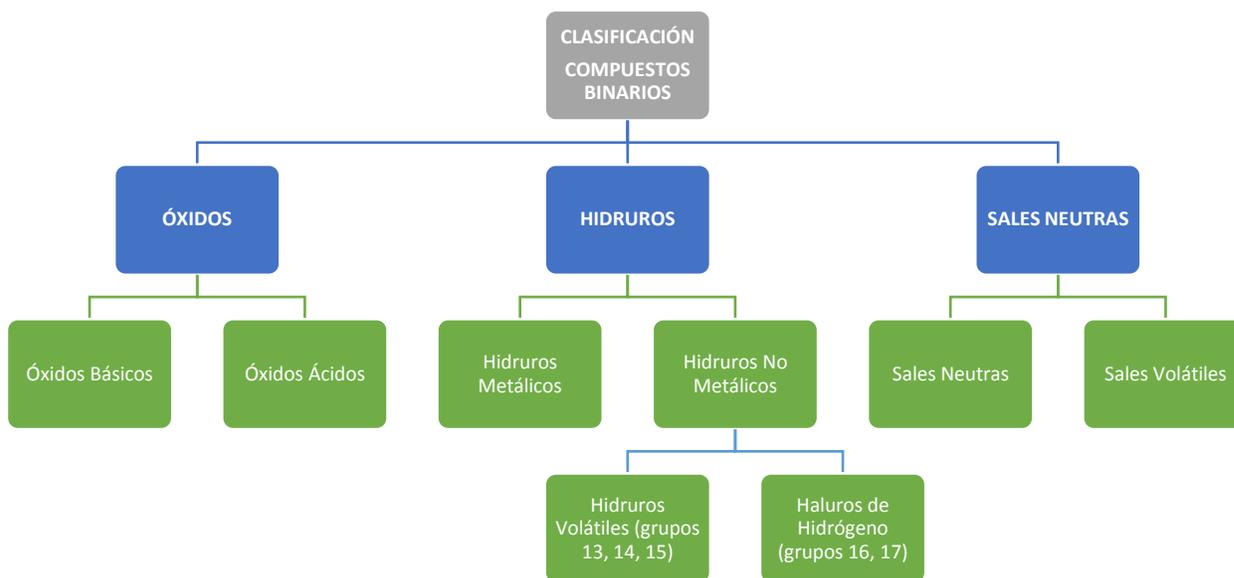


Figura 28. Esquema de clasificación de compuestos binarios.

### Compuestos Binarios: Óxidos

Son combinaciones del oxígeno con cualquier elemento químico

- Óxido básico: es la combinación del oxígeno con un metal. Se recomienda la nomenclatura de Stock

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
$PbO_2$	dióxido de plomo	óxido de plomo (IV)	óxido plúmbico
$FeO$	monóxido de hierro	óxido de hierro (II)	óxido ferroso
$Fe_2O_3$	trióxido de dihierro	óxido de hierro (III)	óxido ferrico
$Li_2O$	óxido de dilitio	óxido de litio	óxido lítico

- Óxido ácido: es la combinación del oxígeno con un no metal. Se recomienda la nomenclatura Sistemática. Aunque la IUPAC no aconseja utilizar en este caso la nomenclatura tradicional, hay que indicar que estos óxidos reciben el nombre de anhídridos.

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
SO	monóxido de azufre	óxido de azufre (II)	anhídrido hiposulfuroso
SO <sub>2</sub>	dióxido de azufre	óxido de azufre (IV)	anhídrido sulfuroso
SO <sub>3</sub>	trióxido de azufre	óxido de azufre (VI)	anhídrido sulfúrico
CO <sub>2</sub>	dióxido de carbono	óxido de carbono (IV)	anhídrido carbónico

Mención especial requieren los óxidos del nitrógeno.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
N <sub>2</sub> O	óxido de dinitrógeno	óx. de nitróg. (I)	óxido nitroso
NO	óxido de nitrógeno	óx. de nitróg. (II)	óxido nítrico
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	trióxido de dinitrógeno	óx. de nitróg. (III)	anhídrido nítrico
NO <sub>2</sub>	dióxido de nitrógeno	--	dióxido de nitrógeno
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	tetraóxido de dinitrógeno	--	tetraóxido de dinitrógeno
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentaóxido de dinitrógeno	óx. de nitróg. (V)	anhídrido nítrico

## Compuestos Binarios: Hidruros

Son combinaciones del hidrógeno con cualquier elemento químico

- Hidruros metálicos: es la combinación del hidrógeno (-1) con un metal. Se recomienda la nomenclatura de Stock.

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{CaH}_2$	dihidruro de calcio	hidruro de calcio	hidruro cálcico
$\text{LiH}$	hidruro de litio	hidruro de litio	hidruro lítico
$\text{FeH}_3$	trihidruro de hierro	hidruro de hierro (III)	hidruro férrico
$\text{SrH}_2$	dihidruro de estroncio	hidruro de estroncio	hidruro de estroncio

- Haluros de hidrógeno: es la combinación del hidrógeno (+1) con un no metal de los grupos 16 y 17. Se recomienda la nomenclatura de Sistemática y Tradicional.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{HF}$	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
$\text{HCl}$	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
$\text{H}_2\text{S}$	sulfuro de dihidrógeno	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
$\text{H}_2\text{Se}$	seleniuro de dihidrógeno	seleniuro de hidrógeno	ác. selenhídrico

- Hidruros volátiles: es la combinación del hidrógeno (+1) con un no metal de los grupos 13, 14 y 15. Se recomienda la nomenclatura de Sistemática. Tienen nombres comunes aceptados por la IUPAC.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{NH}_3$	trihidruro de nitrógeno	hidruro de nitrógeno (III)	amoniaco
$\text{PH}_3$	trihidruro de fósforo	hidruro de fósforo (III)	fosfina
$\text{AsH}_3$	trihidruro de arsénico	hidruro de arsénico (III)	arsina
$\text{SbH}_3$	trihidruro de antimonio	hidruro de estibina (III)	estibina
$\text{CH}_4$	tetrahidruro de carbono	hidruro de metano (IV)	metano
$\text{SiH}_4$	tetrahidruro de silicio	hidruro de silicio (IV)	silano
$\text{BH}_3$	tetrahidruro de boro	hidruro de boro (IV)	borano

### Compuestos Binarios: Sales Binarias

Son combinaciones de dos elementos, que no son ni el O ni el H.

- Sales neutras: son combinaciones de un metal y un no metal. Se recomienda la nomenclatura de Stock.

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{LiF}$	fluoruro de litio	fluoruro de litio	fluoruro de lítico
$\text{AuBr}_3$	trihidruro de oro	bromuro de oro (III)	bromuro áurico
$\text{Na}_2\text{S}$	sulfuro de disodio	sulfuro de sodio	sulfuro sódico
$\text{SnS}_2$	disulfuro de estaño	sulfuro de estaño (IV)	Sulfuro estánnico

- Sales volátiles: son combinaciones de dos no metales. Se escribe a la izquierda el elemento que se encuentre primero en esta relación:

B<Si<C<Sb<As<P<N<Te<Se<S<I<Br<Cl<O<F.

Se recomienda la nomenclatura SISTEMÁTICA

Compuesto	Sistemática	Stock	Trad.
$\text{BrF}_3$	trifluoruro de bromo	fluoruro de bromo (III)	--
$\text{BrCl}$	cloruro de bromo	cloruro de bromo (I)	--
$\text{CCl}_4$	tetracloruro de carbono	cloruro de carbono (IV)	--
$\text{As}_2\text{Se}_3$	triseleniuro de diarsénico	seleniuro de arsénico (III)	--

## Compuestos Ternarios

### Compuestos Ternarios: Hidróxidos

Son compuestos formados por un metal y el grupo hidróxido ( $\text{OH}^-$ ).

Cuando se disuelven en agua originan disoluciones básicas, de ahí que también se denominen bases. Se recomienda la nomenclatura de Stock.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{NaOH}$	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido sódico
$\text{Ca(OH)}_2$	dihidróxido de calcio	hidróxido de calcio	hidróxido cálcico
$\text{Fe(OH)}_3$	trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro (III)	hidróxido férrico
$\text{Al(OH)}_3$	trihidróxido de aluminio	hidróxido de aluminio	hidróxido alumínico

## Compuestos Ternarios: Oxoácidos

Son compuestos formados por hidrógeno, no metal y oxígeno.

- Su fórmula general es:  $H_aX_bO_c$ , donde X es un no metal o un metal con alto estado de oxidación.
- Se obtienen añadiendo agua al anhídrido correspondiente:  
$$\text{anhídrido} + \text{agua} \rightarrow \text{oxoácido}$$



- Su nomenclatura puede ser la Sistemática Tradicional y la Sistemática Funcional, o de Stock, se recomiendan las dos primeras.
- Oxoácidos del grupo de los halógenos: Cl, Br, I (+1, +3, +5, +7)



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$HClO$	oxoclorato (I) de hidrógeno	ácido hipocloroso
$HClO_2$	dioxoclorato (III) de hidrógeno	ácido cloroso
$HClO_3$	trioxoclorato (V) de hidrógeno	ácido clórico
$HClO_4$	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	ácido perclórico

- Oxoácidos del grupo de los anfígenos: S, Se, Te (+2, +4, +6)



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{H}_2\text{SO}_2$	dioxosulfato (II) de hidrógeno	ácido hiposulfuroso
$\text{H}_2\text{SO}_3$	trioxosulfato (IV) de hidrógeno	ácido sulfuroso
$\text{H}_2\text{SO}_4$	tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno	ácido sulfúrico

- Oxoácidos del grupo de los nitrogenoideos: N (+1, +3, +5), P (+1, +3, +5), As, Sb (+3, +5)



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{HNO}$	oxonitrato (I) de hidrógeno	ácido hiponitroso
$\text{HNO}_2$	dioxonitrato (III) de hidrógeno	ácido nitroso
$\text{HNO}_3$	trioxonitrato (V) de hidrógeno	ácido nítrico

- Oxoácidos del grupo de los nitrogenoideos: N (+1, +3, +5), P (+1, +3, +5), As, Sb (+3, +5)

El P, As y Sb pueden formar más de un oxoácido con el mismo n. o.



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{HPO}_3$	trioxofosfato (V) de hidrógeno	ácido metafosfórico
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	heptaoxodifosfato (V) de hidrógeno	ácido difosfórico
$\text{H}_3\text{PO}_4$	tetraoxofosfato (V) de hidrógeno	ácido ortofosfórico

- Oxoácidos del grupo de los carbonoideos: C (+4), Si (+4) Mientras que el C sólo forma un oxoácido (que es inestable), el Si puede formar tres.



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{H}_2\text{CO}_3$	trioxocarbonato (IV) de hidrógeno	ácido carbónico

- Oxoácidos del grupo de los carbonoideos: C (+4), Si (+4) Mientras que el C sólo forma un oxoácido (que es inestable), el Si puede formar tres.



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$H_2SiO_3$	trioxosilicato (IV) de hidrógeno	ácido metasilícico
$H_6Si_2O_7$	heptaoxodisilicato (IV) de hidrógeno	ácido disilícico
$H_4SiO_4$	tetraoxosilicato (IV) de hidrógeno	ácido ortosilícico

- Oxoácidos del grupo de los térreos: B (+3) No se formula el ácido dibórico; sí el tetrabórico, que excede a este nivel.



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$HBO_2$	dioxoborato (III) de hidrógeno	ácido metabórico
$H_3BO_3$	trioxoborato (III) de hidrógeno	ácido ortobórico

- Oxoácidos del manganeso: Mn (+4, +6, +7) Análogos serían los oxoácidos del tecnecio y del renio, que exceden a este nivel.



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$H_2MnO_3$	trioxomanganato (IV) de hidrógeno	ácido manganoso
$H_2MnO_4$	tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno	ácido mangánico
$HMnO_4$	tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno	ácido permangánico

- Oxoácidos del cromo: Cr (+6) Se obtienen los dos oxoácidos siguientes:



Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	tetraoxocromato (VI) de hidrógeno	ácido crómico
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	heptaoxidocromato (VI) de hidrógeno	ácido dicrómico

### Compuestos Ternarios: Iones

Un átomo se transforma en un ión positivo (catión) si cede electrones y en ión negativo (anión) si gana electrones. En general, los metales forman cationes y los no metales forman aniones.

Ion monoatómico: formado por un solo átomo. Su carga coincide con su número de oxidación.

Iones poliatómicos: formado por varios átomos. La mayoría son aniones.

Nomenclatura: se recomienda la de Stock para los cationes y la Tradicional para los aniones.

- Anión monoatómico: se nombran utilizando el sufijo -uro.
- Cationes: se nombra como ión o catión, seguido del nombre del ión y su valencia entre paréntesis.
- Anión poliatómico: se nombran con los sufijos -ito, -ato, según el oxoácido de procedencia sea -oso o -ico.

Comp.	Sistemática -- Stock	Tradicional
$\text{K}^+$	catión potasio o ión potasio	ión potasio
$\text{Fe}^{3+}$	catión hierro (III) o ión hierro (III)	ión férrico
$\text{F}^-$	anión fluoruro o ión fluoruro	ión fluoruro

$P^{3-}$	anión fosfuro o ión fosfuro	ión fosfuro
$ClO_3^-$	ión dioxoclorato (III)	ión clorito
$SO_4^{2-}$	ión tetraoxosulfato (VI)	ión sulfato

### Compuestos Ternarios: Sales Ternarias

Son compuestos derivados de un oxoácido, en el que se sustituyen el (los) hidrógeno(s) por un metal(es).

Están formados por un metal, no metal y oxígeno. Se obtiene por neutralización total de un oxoácido y un hidróxido:

oxoácido + hidróxido → oxosal + agua



Nomenclatura

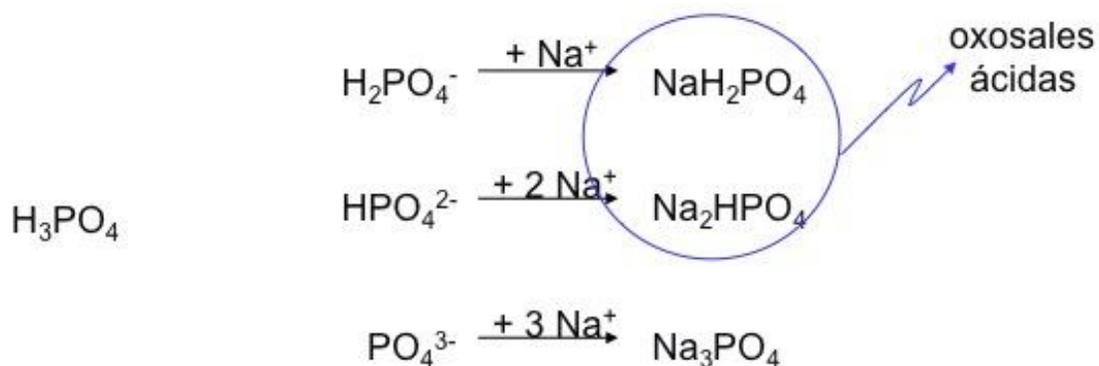
- Tradicional: se nombran sustituyendo, del nombre del no metal, los sufijos –oso e –ico por –ito y –ato, respectivamente
- Stock: igual que en la tradicional, pero se indica la valencia del metal, si es necesario.
- Sistemática: se nombran igual que los ácidos; sólo se cambian la palabra hidrógeno por el nombre del metal con la valencia del mismo

Se recomienda la nomenclatura Tradicional y la de Stock.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$NaNO_3$	trioxonitrato (V) de sodio	nitrato de sodio	nitrato sódico
$CdSO_3$	trioxosulfato (IV) de cadmio	sulfato de cadmio	sulfato de cadmio
$Cu_3(PO_4)_2$	tetraoxofosfato (V) de cobre (II)	fosfato de cobre (II)	fosfato cúprico
$Sn(NO_2)_4$	dioxonitrato (III) de estaño (IV)	nitrito de estaño (IV)	nitrito estánnico

## Compuestos Superiores: Oxisales ácidas

Son sales que aún contienen H en su estructura. Derivan de la sustitución parcial de un ácido poliprótico por metales.



Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	hidrógenotetraoxofosfato (V) de sodio	hidrógenofosfato de sodio	fosfato ácido de sodio
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	dihidrógenotetraoxofosfato (V) de sodio	dihidrógenofosfato de sodio	fosfato diácido de sodio
$\text{KHCO}_3$	hidrógenotrioxocarbonato (IV) de potasio	hidrógenocarbonato de potasio	carbonato ácido (bicarbonato) de potasio
$\text{Cr}(\text{HSO}_3)_3$	Hidrógenotrioxosulfato (IV) de cromo (III)	hidrógenosulfito de cromo (III)	sulfito ácido de cromo (III)

### Compuestos Superiores: Oxisales básicas

Son sales que aún contienen OH<sup>-</sup> en su estructura. La nomenclatura recomendada es la de Stock.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$MgNO_3(OH)$	hidroxitrioxonitrato(V) de magnesio	hidróxido-nitrato de magnesio	nitrato básico de magnesio
$Cu_2(OH)_2SO_4$	dihidroxitetraoxosulfato (VI) de cobre (II)	dihidróxido-sulfato de cobre (II)	sulfato dibásico de cobre (II)
$CaCl(OH)$	hidroxicloruro de calcio	cloruro-hidróxido de calcio	cloruro básico de calcio
$FeCO_3(OH)$	hidroxitrioxocarbonato (IV) de hierro (III)	carbonato-hidróxido de hierro (III)	carbonato básico de hierro (III)

### Compuestos Superiores: Sales doble o con varios cationes

Se originan al sustituir los H<sup>+</sup> de un ácido por más de un catión. La nomenclatura recomendada es la de Stock.

Comp.	Sistemática	Stock	Tradicional
$KNaSO_4$	tetraoxosulfato (VI) de potasio y sodio	sulfato de potasio y sodio	sulfato (doble) de potasio y sodio
$CaNa_2(SO_4)_2$	bis-tetraoxosulfato (VI) de calcio y disodio	sulfato de calcio y disodio	sulfato (doble) de calcio y disodio
$CrNH_4(SO_4)_2$	bis-tetraoxosulfato (VI) de amonio y cromo (III)	sulfato de amonio y cromo (III)	sulfato (doble) de amonio y cromo (III)
$KLiNaPO_4$	tetraoxofosfato (V) de litio, potasio y sodio	fosfato de litio, potasio y sodio	fosfato (triple) de litio, potasio y sodio

## Compuestos Superiores: Sales dobles o con varios aniones

Se originan al unir un metal plurivalente con varios aniones. La nomenclatura recomendada es la de Stock.

Comp.	Sistemática	Stock - Tradicional
$\text{CaClCO}$	cloruro-oxoclorato (I) de calcio	cloruro-hipoclorito de calcio
$\text{AlBrCO}_3$	bromuro-trioxocarbonato (IV) de aluminio	bromuro-carbonato de aluminio
$\text{Na}_6\text{ClF}(\text{SO}_4)_2$	cloruro-fluoruro-bis-tetraoxosulfato (VI) de hexasodio	cloruro-fluoruro-bis(sulfato) de sodio
$\text{PbCO}_3\text{SO}_4$	trioxocarbonato (IV)- tetraoxosulfato (VI) de plomo (IV)	carbonato-sulfato de plomo (IV)

## ENLACE QUÍMICO

Un enlace químico es el proceso químico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, que confiere estabilidad a los compuestos químicos diatómicos y poliatómicos. La explicación de tales fuerzas atractivas es un área compleja que está descrita por las leyes de la química cuántica.

Sin embargo, en la práctica, los químicos suelen apoyarse en la fisicoquímica o en descripciones cualitativas que son menos rigurosas, pero más sencillas en su propia descripción del enlace químico. En general, el enlace químico fuerte está asociado con la compartición o transferencia de electrones entre los átomos participantes. Las moléculas, cristales, y gases diatómicos (que forman la mayor parte del ambiente físico que nos rodea) está unido por enlaces químicos, que determinan las propiedades físicas y químicas de la materia.

Hay que tener en cuenta que las cargas opuestas se atraen, porque, al estar unidas, adquieren una situación más estable (de menor entalpía) que cuando estaban separados. Esta situación de

mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles, ya que los electrones que orbitan el núcleo están cargados negativamente, y que los protones en el núcleo lo están positivamente, la configuración más estable del núcleo y los electrones es una en la que los electrones pasan la mayor parte del tiempo entre los núcleos, que en otro lugar del espacio. Estos electrones hacen que los núcleos se atraigan mutuamente.

### **Teoría de enlace de valencia**

En el año 1927, la teoría de enlace de valencia fue formulada, argumentando esencialmente que el enlace químico se forma cuando dos electrones de valencia, en sus respectivos orbitales atómicos, trabajan o funcionan para mantener los dos núcleos juntos, en virtud a los efectos de disminución de energía del sistema. En 1931, a partir de esta teoría, el químico Linus Pauling publicó lo que algunos consideran uno de los más importantes papeles en la historia de la química: "Sobre la naturaleza del enlace químico". En este papel, extendiendo los trabajos de Lewis, la teoría del enlace de valencia (TEV) de Heitler y London, y su propio trabajo previo, presentó seis reglas para el enlace de electrones compartidos, las tres primeras de las cuales generalmente ya eran conocidas:

1. El enlace de par de electrones a través de la interacción de un electrón desapareado de cada uno de dos átomos.
2. El spin de los electrones tienen que ser opuestos.
3. Una vez apareados, los dos electrones no pueden tomar parte en enlaces adicionales.

Sus tres últimas reglas eran nuevas:

4. Los términos de canje de electrones para el enlace involucra sólo una función de onda de cada átomo.
5. Los electrones disponibles en el menor nivel de energía forman los enlaces más fuertes.
6. De dos orbitales en un átomo, el que puede traslapar en mayor cantidad con un orbital de otro átomo formará el enlace más fuerte, y este enlace tenderá a nacer en la dirección del orbital más concentrado.

A partir de este artículo, Pauling publicaría en 1939 un libro de texto: "Sobre la Naturaleza del Enlace Químico" que vendría a ser llamado por algunos como la "biblia" de la química moderna. Este libro ayudó a los químicos experimentales a entender el impacto de la teoría cuántica sobre la química. Sin embargo, la edición posterior de 1939 falló en explicar adecuadamente los problemas que parecían ser mejor entendibles por la teoría de orbitales moleculares. El impacto de la teoría del enlace de valencia declinó durante la década de 1960 y 1970 a la par con el crecimiento en popularidad de la teoría de orbitales moleculares, que estaba siendo implementada en muchos programas de grandes ordenadores. A partir de la década de 1960, los problemas más difíciles de la implementación de la teoría del enlace de valencia en programas de computadoras habían sido mayormente resueltos y la teoría del enlace de valencia vio un resurgimiento.

## **TEORÍA DE LOS ORBITALES MOLECULARES**

La teoría de los orbitales moleculares (TOM) usa una combinación lineal de orbitales atómicos para formar orbitales moleculares, que abarcan la molécula entera. Estos orbitales son divididos frecuentemente en orbitales enlazantes, orbitales antienlazantes, y orbitales de no enlace. Un orbital molecular es simplemente un orbital de Schrödinger que incluye varios, pero frecuentemente sólo dos, núcleos. Si este orbital es del tipo en que los electrones tienen una mayor probabilidad de estar entre los núcleos que en cualquier otro lugar, el orbital será un orbital enlazante, y tenderá a mantener los núcleos cerca. Si los electrones tienden a estar presentes en un orbital molecular en que pasan la mayor parte del tiempo en cualquier lugar excepto entre los núcleos, el orbital funcionará como un orbital antienlazante, y realmente debilitará el enlace. Los electrones en orbitales no enlazantes tienden a estar en orbitales profundos asociados casi enteramente o con un núcleo o con otro y entonces pasarán igual tiempo entre los núcleos y no en ese espacio. Estos electrones no contribuyen ni detractan la fuerza del enlace.

## **Enlace iónico**

En Química, un enlace iónico o electrovalente es la unión de átomos que resulta de la presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo, es decir, uno fuertemente electropositivo (baja energía de ionización) y otro fuertemente electronegativo (alta afinidad electrónica). Eso se da cuando en el enlace, uno de los átomos capta electrones del otro. La atracción electrostática entre los iones de carga opuesta causa que se unan y formen un compuesto químico simple, no se fusionan sino uno da y otro recibe.

Dado que los elementos implicados tienen elevadas diferencias de electronegatividad, este enlace suele darse entre un compuesto metálico y uno no metálico. Se produce una transferencia electrónica total de un átomo a otro formándose iones de diferente signo. El metal dona uno o más electrones formando iones con carga positiva o cationes con una configuración electrónica estable. Estos electrones luego ingresan en el no metal, originando un ion cargado negativamente o anión, que también tiene configuración electrónica estable. Son estables pues ambos, según la regla del octeto o por la estructura de Lewis adquieren 8 electrones en su capa más exterior (capa de valencia), aunque esto no es del todo cierto ya que hay varias excepciones, la del hidrógeno (H) que se llega al octeto con 2 electrones, el berilio (Be) con 4, el aluminio (Al) y el boro (B) que se rodean de seis.

Los compuestos iónicos forman redes cristalinas constituidas por iones de carga opuesta, unidos por fuerzas electrostáticas. Este tipo de atracción determina las propiedades observadas. Si la atracción electrostática es fuerte, se forman sólidos cristalinos de elevado punto de fusión e insolubles en agua; si la atracción es menor, como en el caso del NaCl, el punto de fusión también es menor y, en general, son solubles en agua e insolubles en líquidos apolares, como el benceno.

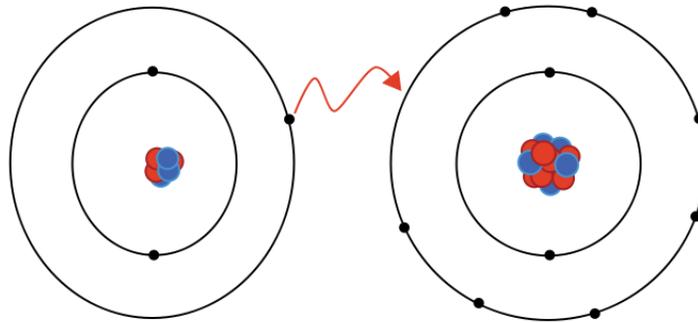


Figura 29. El sodio y el cloro uniéndose iónicamente para formar cloruro de sodio.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ionic\\_bonding.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ionic_bonding.svg)

Se denomina enlace iónico al enlace químico de dos o más átomos cuando éstos tienen una diferencia de electronegatividad de  $\Delta EN = 2$  o mayor.

En una unión de dos átomos por enlace iónico, un electrón abandona el átomo más electropositivo y no pasa a formar parte del negativo sino que pasa a formar parte de la nube electrónica del más electronegativo. El cloruro de sodio (la sal común) es un ejemplo de enlace iónico: en él se combinan sodio y cloro, perdiendo el primero un electrón que es capturado por el segundo:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-$ . De esta manera forman dos iones de carga contraria: un catión (de carga positiva) y un anión (de carga negativa). La diferencia entre las cargas de los iones provoca entonces una fuerza de interacción electromagnética entre los átomos que los mantiene unidos. El enlace iónico es la unión en la que los elementos involucrados aceptarán o perderán electrones.

En una solución, los enlaces iónicos pueden romperse y se considera entonces que los iones están disociados. Es por eso que una solución fisiológica de cloruro de sodio y agua se marca como:  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ , mientras que los cristales de cloruro de sodio se marcan:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  o simplemente  $\text{Na|Cl}$ .

## Características

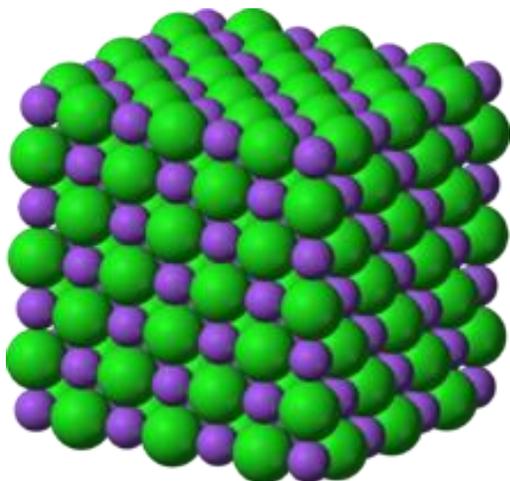


Figura 30. Enlace iónico en un cristal de NaCl. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Sodium-chloride-3D-ionic.png>

Algunas características de este tipo de enlace son:

- Ruptura de núcleo masivo.
- son enlaces muy fuertes
- Son sólidos de estructura cristalina en el sistema cúbico.
- Altos puntos de fusión (entre 300 °C y 1000 °C y ebullición).
- Son enlaces resultantes de la interacción entre los metales de los grupos I y II y los no metales de los grupos VI y VII.
- Son solubles en agua y otras disoluciones acuosas.
- Una vez en solución acuosa son excelentes conductores de electricidad.

En estado sólido no conducen la electricidad. Si se utiliza un bloque de sal como parte de un circuito en lugar del cable, el circuito no funcionará. Así tampoco funcionará una bombilla si utilizamos como parte de un circuito un cubo de agua, pero si disolvemos sal en abundancia en dicho cubo, la bombilla del circuito se encenderá. Esto se debe a que los iones disueltos de la sal son capaces de acudir al polo opuesto (a su signo) de la pila del circuito y por ello éste funciona.

## Clasificación

Los iones se clasifican en dos tipos:

a) Anión: Es un ion con carga eléctrica negativa, lo que significa que los átomos que lo conforman tienen un exceso de electrones. Comúnmente los aniones están formados por no metales, aunque hay ciertos aniones formados por metales y no metales. Los aniones más habituales son (el número entre paréntesis indica la carga):

$F^-$  fluoruro.

$Cl^-$  cloruro.

$Br^-$  bromuro.

$I^-$  yoduro.

$S^{2-}$  sulfuro.

$SO_4^{2-}$  sulfato.

$NO_3^-$  nitrato.

$PO_4^{3-}$  fosfato.

$ClO^-$  hipoclorito.

$ClO_2^-$  clorito.

$ClO_3^-$  clorato.

$ClO_4^-$  perclorato.

$CO_3^{2-}$  carbonato.

$BO_3^{3-}$  borato.

$MnO_4^-$  permanganato.

$CrO_4^{2-}$  cromato.

$Cr_2O_7^{2-}$  dicromato ((2\* ácido crómico)- $H_2O$ )= $H_4Cr_2O_8 - H_2O=H_2Cr_2O_7$ = ácido dicrómico

b) Cation: es un ion con carga eléctrica positiva. Los más comunes se forman a partir de metales, pero hay ciertos cationes formados con no metales.

$Na^+$  sodio.

$K^+$  potasio.

$Ca^{2+}$  calcio.

$Ba^{2+}$  bario.

$\text{Mg}^{2+}$  magnesio.

$\text{Al}^{3+}$  aluminio.

$\text{Pb}^{2+}$  plomo (II).

$\text{Zn}^{2+}$  zinc (o cinc).

$\text{Fe}^{2+}$  hierro (II) o ferroso.

$\text{Fe}^{3+}$  hierro (III) o férrico.

$\text{Cu}^+$  cobre (I) o cuproso (aunque en verdad, este ion es  $\text{Cu}_2(2+)$ ).

$\text{Cu}^{2+}$  cobre (II) o cúprico.

$\text{Hg}^+$  mercurio (I) o mercurioso (aunque en verdad, este ion es  $\text{Hg}_2(2+)$ ).

$\text{Hg}^{2+}$  mercurio (II) o mercúrico.

$\text{Ag}^+$  plata (I).

$\text{Cr}^{3+}$  cromo (III).

$\text{Mn}^{2+}$  manganeso (II).

$\text{Co}^{2+}$  cobalto (II) o cobaltoso.

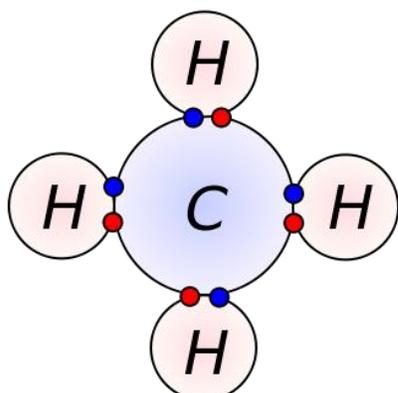
$\text{Co}^{3+}$  cobalto (III) o cobáltico.

$\text{Ni}^{2+}$  níquel (II) o níqueloso.

$\text{Ni}^{3+}$  níquel (III) o níquelico.

$\text{NH}_4^+$  amonio.

## Enlace covalente



- Electrones del hidrógeno
- Electrones del carbono

Figura 31. Enlace covalente polar hidrógeno y carbono: metano.  
<http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Covalent.es.svg>

Un enlace covalente entre dos átomos o grupos de átomos se produce cuando estos átomos se unen, para alcanzar el octeto estable, comparten electrones del último nivel.<sup>1</sup> La diferencia de electronegatividades entre los átomos no es suficiente.

De esta forma, los dos átomos comparten uno o más pares electrónicos en un nuevo tipo de orbital, denominado orbital molecular. Los enlaces covalentes se suelen producir entre elementos gaseosos o no metales.

El enlace covalente se presenta cuando dos átomos comparten electrones para estabilizar la unión. A diferencia de lo que pasa en un enlace iónico, en donde se produce la transferencia de electrones de un átomo a otro; en el enlace covalente, los electrones de enlace son compartidos por ambos átomos. En el enlace covalente, los dos átomos no metálicos comparten uno o más electrones, es decir se unen a través de sus electrones en el último orbital, el cual depende del número atómico en cuestión. Entre los dos átomos pueden compartirse uno, dos o tres pares de electrones, lo cual dará lugar a la formación de un enlace simple, doble o triple respectivamente. En la representación de Lewis, estos enlaces pueden representarse por una pequeña línea entre los átomos.

## Tipos de sustancias covalentes

Existen dos tipos de sustancias covalentes:

Sustancias covalentes moleculares: los enlaces covalentes forman moléculas que tienen las siguientes propiedades:

- Temperaturas de fusión y ebullición bajas.
- En condiciones normales de presión y temperatura (25°C aprox.) pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.
- Son blandos en estado sólido.
- Son aislantes de corriente eléctrica y calor.
- Solubilidad: las moléculas polares son solubles en disolventes polares y las apolares son solubles en disolventes apolares (semejante disuelve a semejante).

Redes o sustancias covalentes reticulares: Además las sustancias covalentes forman redes cristalinas, semejantes a los compuestos iónicos, que tienen estas propiedades:

- Elevadas temperaturas de fusión y ebullición.
- Son sólidos.
- Son sustancias muy duras.
- Son aislantes (excepto el grafito).
- Son insolubles.

Considérense átomos de hidrógeno, a medida que se aproximan entre sí, se van haciendo notar las fuerzas que atraen a cada electrón al núcleo del otro átomo, hasta que dichas fuerzas de atracción se llegan a compensar con la repulsión que los electrones sienten entre sí. En ese punto, la molécula presenta la configuración más estable.

Lo que ha sucedido es que los orbitales de ambos electrones se han traslapado, de modo que ahora es imposible distinguir a qué átomo pertenece cada uno de los electrones. Sin embargo, cuando los átomos son distintos, los electrones compartidos no serán atraídos por igual, de modo que estos tenderán a aproximarse hacia el átomo más electronegativo, es decir, aquel que tenga una mayor apetencia de electrones. Este fenómeno se denomina polaridad (los átomos con mayor electronegatividad obtienen una polaridad más negativa, atrayendo los electrones compartidos hacia su núcleo), y resulta en un desplazamiento de las cargas dentro de la molécula.

Se podría decir que al átomo más electronegativo no le gusta mucho compartir sus electrones con los demás átomos, y en el caso más extremo, deseará que el electrón le sea cedido sin condiciones formándose entonces un enlace iónico, de ahí que se diga que los enlaces covalentes polares tienen, en alguna medida, carácter iónico.

Cuando la diferencia de electronegatividades es nula (dos átomos iguales), el enlace formado será covalente puro; para una diferencia de electronegatividades de 1,9 el carácter iónico alcanza ya el 35%, y para una diferencia de 3, será del 49.5%.

Así pues, para diferencias de electronegatividades mayores de 3 el enlace será predominantemente de carácter iónico, como sucede entre el oxígeno o flúor con los elementos de los grupos 1 y 2; sin embargo, cuando está entre 0 y 1,9 será el carácter covalente el que predomine, como es el caso del enlace C-H. No obstante, según el químico Raymond Chang, esta diferencia de electronegatividad entre los átomos debe ser 2,0 o mayor para que el enlace sea considerado iónico.

Dependiendo de la diferencia de electronegatividad, el enlace covalente puede ser clasificado en covalente polar y covalente puro o apolar. Si la diferencia de electronegatividad está entre 0,4 y 1,7 es un enlace covalente polar, y si es inferior a 0,4 es covalente apolar.

### Enlace covalente polar

Cuando un mismo átomo aporta el par de electrones, se dice que el enlace covalente es polarizado. Aunque las propiedades de enlace covalente polarizado son parecidas a las de un enlace covalente normal (dado que todos los electrones son iguales, sin importar su origen), la distinción es útil para hacer un seguimiento de los electrones de valencia y asignar cargas formales. Una base dispone de un par electrónico para compartir y un ácido acepta compartir el par electrónico para formar un enlace covalente coordinado.

### Características

- Enlace sencillo o simple: se comparten 2 electrones de la capa de valencia.
- Enlace doble: se comparten cuatro electrones, en dos pares, de la capa de valencia.
- Enlace triple: se comparten 6 electrones de la capa de valencia en 3 pares.
- Enlace cuádruple: es la unión de 8 electrones de la capa de valencia en 4 pares.
- Enlace quíntuple: es la unión de 10 electrones de la capa de valencia en 5 pares.

En general cuando un átomo comparte los dos electrones para uno solo se llama enlace covalente dativo y se suele representar con una flecha ( $\rightarrow$ ).

### Enlace Covalente Apolar

Se forma entre átomos iguales o diferentes, y la diferencia de electronegatividad debe ser cero o muy pequeña (menor que 0,4). En este enlace, los electrones son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad, generando moléculas cuya nube electrónica es uniforme.

## Enlace metálico

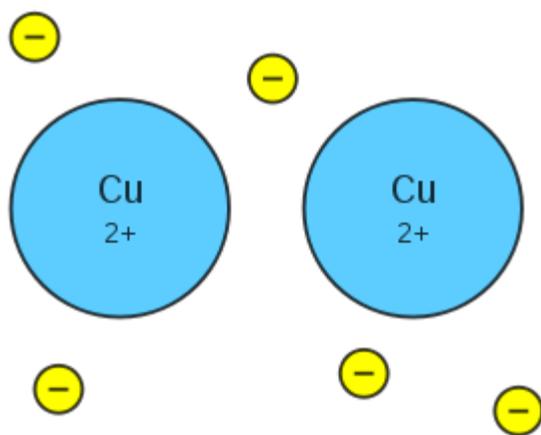


Figura 32. Enlace metálico en el Cobre.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Metallic\\_bond\\_Cu.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Metallic_bond_Cu.svg)

Un enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (unión entre núcleos atómicos y los electrones de valencia, que se juntan alrededor de éstos como una nube) de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de líneas tridimensionales que adquieren estructuras tales como: la típica de empaquetamiento compacto de esferas (hexagonal compacta), cúbica centrada en las caras o la cúbica centrada en el cuerpo.

En este tipo de estructura cada átomo metálico está dividido por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales. Este enlace solo puede estar en sustancias en estado sólido.

Los metales poseen algunas propiedades características que los diferencian de los demás materiales. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y tienen un punto de fusión alto.

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos. Es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interaccionan sus núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan los núcleos rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Los metales generalmente presentan brillo y son maleables. Los elementos con un enlace metálico están compartiendo un gran número de electrones de valencia, formando un mar de electrones rodeando un enrejado gigante de cationes. Muchos de los metales tienen puntos de fusión más altos que otros elementos no metálicos, por lo que se puede inferir que hay enlaces más fuertes entre los distintos átomos que los componen. La vinculación metálica es no polar, apenas hay diferencia de electronegatividad entre los átomos que participan en la interacción de la vinculación (en los metales, elementales puros) o muy poca (en las aleaciones), y los electrones implicados en lo que constituye la interacción a través de la estructura cristalina del metal. El enlace metálico explica muchas características físicas de metales, tales como maleabilidad, ductilidad, buenos en la conducción de calor y electricidad, y con brillo o lustre (devuelven la mayor parte de la energía lumínica que reciben).

La vinculación metálica es la atracción electrostática entre los átomos del metal o cationes y los electrones deslocalizados. Esta es la razón por la cual se puede explicar un deslizamiento de capas, dando por resultado su característica maleabilidad y ductilidad.

Los átomos del metal tienen por lo menos un electrón de valencia, no comparten estos electrones con los átomos vecinos, ni pierden electrones para formar los iones. En lugar los niveles de energía externos de los átomos del metal se traslapan. Son como enlaces covalentes identificados.

## Teoría del gas electrónico o mar de electrones

Un elemento metálico se considera que está constituido por cationes metálicos distribuidos regularmente e inmersos en un «gas electrónico» de valencia deslocalizados, actuando como un aglutinante electrostático que mantiene unidos a los cationes metálicos.

El modelo del «gas electrónico» permite una explicación cualitativa sencilla de la conductividad eléctrica y térmica de los metales. Dado que los electrones son móviles, se pueden trasladar desde el electrodo negativo al positivo cuando el metal se somete al efecto de una diferencia de potencial eléctrico. Los electrones móviles también pueden conducir el calor transportando la energía cinética de una parte a otra del cristal. El carácter dúctil y maleable de los metales está permitido por el hecho de que el enlace deslocalizado se extiende en todas las direcciones; es decir, no está limitado a una orientación determinada, como sucede en el caso de los sólidos de redes covalentes.

Cuando un cristal metálico se deforma, no se rompen enlaces localizados; en su lugar, el mar de electrones simplemente se adapta a la nueva distribución de los cationes, siendo la energía de la estructura deformada similar a la original. La energía necesaria para deformar un metal como el litio es relativamente baja, siendo, como es lógico, mucho mayor la que se necesita para deformar un metal de transición, porque este último posee muchos más electrones de valencia que son el aglutinante electrostático de los cationes.

Mediante la teoría del «gas electrónico» se pueden justificar de forma satisfactoria muchas propiedades de los metales, pero no es adecuada para explicar otros aspectos, como la descripción detallada de la variación de la conductividad entre los elementos metálicos.

## **Fuerzas intermoleculares**

En principio se debe distinguir qué es un Enlace Químico, siendo éstas las fuerzas que mantienen a los átomos unidos formando las moléculas. Y que existen dos tipos de enlaces químicos, los enlaces covalentes (en donde los átomos comparten dos electrones) y las interacciones débiles no covalentes (interacciones débiles entre iones, moléculas y entre partes de las moléculas).

La diferencia entre un enlace covalente e interacciones débiles no covalentes es que los enlaces covalentes son los responsables de las estructuras primarias, definen la composición e identidad de cada biopolímero y las "configuraciones" que adopta cada grupo molecular, mientras que las interacciones débiles no covalentes son las responsables de la complejidad de las conformaciones que caracterizan la arquitectura molecular de las macromoléculas biológicas y los complejos supraestructurales, es decir, las interacciones intramoleculares (átomos o grupos moleculares dentro de las macromoléculas) e intermoleculares, por lo que son fundamentales para las funciones biológicas.

Las interacciones débiles no covalentes se les llama "débiles" porque representan la energía que mantienen unidas a las especies supramoleculares y que son considerablemente más débiles que los enlaces covalentes. Las interacciones no covalentes fundamentales son:

a) El enlace de hidrógeno (antiguamente conocido como puente de hidrógeno)

b) Las fuerzas de Van der Waals, que podemos clasificar a su vez en:

- Dipolo - Dipolo.
- Dipolo - Dipolo inducido.
- Fuerzas de dispersión de London.

### **Fuerzas de Van der Waals**

Las fuerzas de Van der Waals (o interacciones de Van der Waals), denominada así en honor al científico neerlandés Johannes Diderik van der Waals, es la fuerza atractiva o repulsiva entre moléculas (o entre partes de una misma molécula) distintas a aquellas debidas al enlace covalente o a la interacción electrostática de iones con otros o con moléculas neutras. El término incluye:

- fuerza entre dos dipolos permanentes (fuerzas de Keesom o interacción dipolo-dipolo)
- fuerza entre un dipolo permanente y un dipolo inducido (fuerzas de Debye)

- fuerza entre dos dipolos inducidos instantáneamente (fuerzas de dispersión de London)

Las fuerzas de Van der Waals son relativamente débiles comparadas con los enlaces químicos normales, pero juegan un rol fundamental en campos tan diversos como química supramolecular, biología estructural, ciencia de polímeros, nanotecnología, ciencia de superficies, y física de la materia condensada. Las fuerzas de Van der Waals definen el carácter químico de muchos compuestos orgánicos. También definen la solubilidad de los alcoholes inferiores. Las propiedades del grupo polar hidróxilo dominan a las débiles fuerzas intermoleculares de Van der Waals. En los alcoholes superiores, las propiedades del radical alquílico apolar (R) dominan y definen la solubilidad. Las fuerzas de Van der Waals crecen con la longitud de la parte no polar de la sustancia.

Las fuerzas de Van der Waals incluyen a atracciones entre átomos, moléculas, y superficies. Difieren del enlace covalente y del enlace iónico en que están causados por correlaciones en las polarizaciones fluctuantes de partículas cercanas (una consecuencia de la dinámica cuántica). Las fuerzas intermoleculares tienen cuatro contribuciones importantes. En general, un potencial intermolecular tiene un componente repulsivo (que evita el colapso de las moléculas debido a que al acercarse las entidades unas a otras las repulsiones dominan). También tiene un componente atractivo que, a su vez, consiste de tres contribuciones distintas:

- La primera fuente de atracción es la interacción electrostática, también denominada interacción de Keesom o fuerza de Keesom, en honor a Willem Hendrik Keesom.
- La segunda fuente de atracción es la inducción (también denominada polarización electroquímica), que es la interacción entre un multipolo permanente en una molécula, con un multipolo inducido en otra. Esta interacción se mide algunas veces en debyes, en honor a Peter Debye.
- La tercera atracción suele ser denominada en honor a Fritz London que la denominaba dispersión. Es la única atracción experimentada por moléculas no polares, pero opera entre cualquier par de moléculas, sin importar su simetría. A distancias de radios de Van der Waals.

Todas las fuerzas intermoleculares de Van der Waals presentan anisotropía (excepto aquellas entre átomos de dos gases nobles), lo que significa que dependen de la orientación relativa de las moléculas. Las interacciones de inducción y dispersión son siempre atractivas, sin importar su orientación, pero el signo de la interacción cambia con la rotación de las moléculas. Esto es, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva, dependiendo de la orientación mutua de las moléculas. Cuando las moléculas tienen movimiento térmico, como cuando están en fase gaseosa o líquida, la fuerza electrostática se reduce significativamente, debido a que las moléculas rotan térmicamente y experimentan las partes repulsiva y atractiva de la fuerza electrostática.



Figura 33. Los lagartos gecko pueden adherirse a las paredes y techos, debido a las fuerzas de Van der Waals. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Gecko\\_on\\_My\\_Window\\_2\\_%2817729540%29.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Gecko_on_My_Window_2_%2817729540%29.jpg)

## Enlace por puente de hidrógeno

Un enlace por puente de hidrógeno o enlace de hidrógeno es la fuerza atractiva entre un átomo electronegativo y un átomo de hidrógeno unido covalentemente a otro átomo electronegativo. Resulta de la formación de una fuerza dipolo-dipolo con un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, oxígeno o flúor (de ahí el nombre de "enlace de hidrógeno", que no debe confundirse con un enlace covalente a átomos de hidrógeno). La energía de un enlace de hidrógeno (típicamente de 5 a 30 kJ/mol) es comparable a la de los enlaces covalentes débiles (155 kJ/mol), y un enlace covalente típico es solo 20 veces más fuerte que un enlace de hidrógeno intermolecular. Estos enlaces pueden ocurrir entre moléculas (intermolecularidad), o entre diferentes partes de una misma molécula (intramolecularidad). El enlace de hidrógeno es una fuerza electrostática dipolo-dipolo fija muy fuerte, pero más débil que el enlace covalente o el enlace iónico. El enlace de hidrógeno está en algún lugar intermedio entre un enlace covalente y una fuerza de van der Waals. Este tipo de enlace ocurre tanto en moléculas inorgánicas tales como el agua, y en moléculas orgánicas como el ADN.

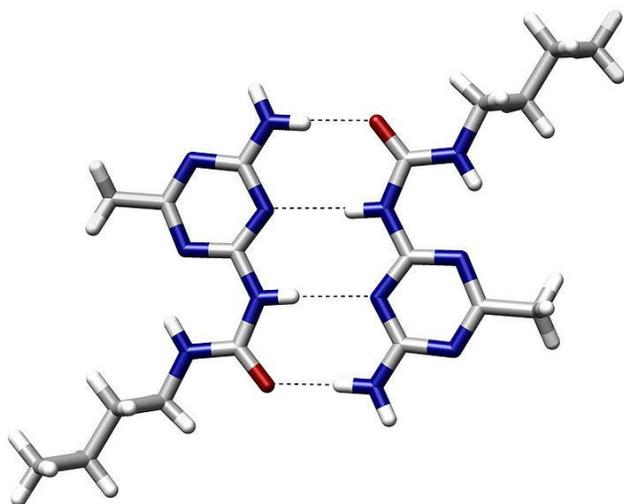


Figura 34. Ejemplo de enlace de hidrógeno intermolecular en un complejo dimérico autoensamblado molecular reportado.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hydrogen\\_Bond\\_Quadruple\\_AngewChemIntEd\\_1998\\_v37\\_p75.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hydrogen_Bond_Quadruple_AngewChemIntEd_1998_v37_p75.jpg)

El enlace de hidrógeno intermolecular es responsable del punto de ebullición alto del agua (100°C). Esto es debido al fuerte enlace de hidrógeno, en contraste a los otros hidruros de calcógenos. El enlace de hidrógeno intramolecular es responsable parcialmente de la estructura secundaria, estructura terciaria y estructura cuaternaria de las proteínas y ácidos nucleicos. Un átomo de hidrógeno unido a un átomo relativamente electronegativo es un átomo donante del enlace de hidrógeno. Este átomo electronegativo puede ser flúor, oxígeno o nitrógeno. Un átomo electronegativo tal como el flúor, oxígeno o nitrógeno es un aceptor de enlace de hidrógeno, sin importar si está enlazado covalentemente o no a un átomo de hidrógeno.

Un ejemplo de un donante de enlace de hidrógeno es el etanol, que tiene un átomo de hidrógeno enlazado covalentemente al oxígeno; un ejemplo de aceptor de enlace de hidrógeno que no tiene un átomo de hidrógeno enlazado covalentemente a él es el átomo de oxígeno en el éter dietílico.

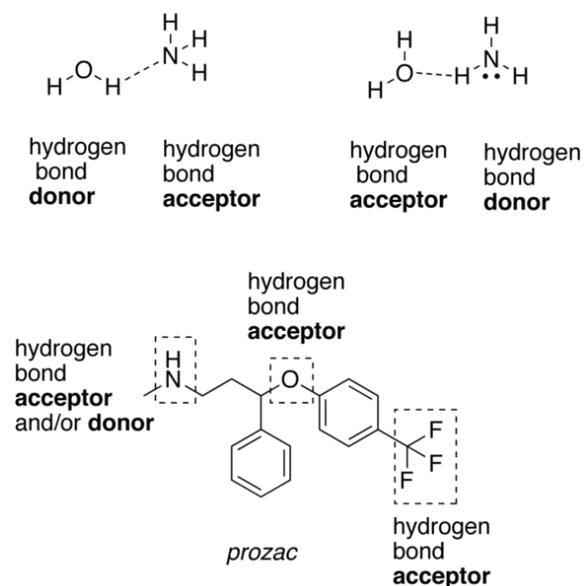


Figura 35. Ejemplos de grupos donantes de enlace de hidrógeno, y grupos aceptores de enlace de hidrógeno. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:WikipediaHDonorAcceptor.png>

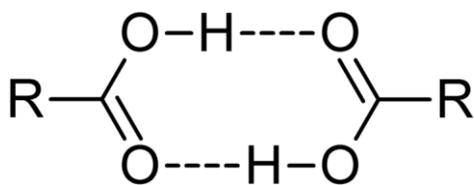


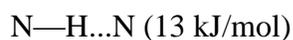
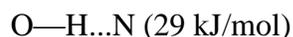
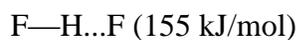
Figura 36. Los ácidos carboxílicos suelen formar dímeros en la fase de vapor.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carboxylic\\_acid\\_dimers.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carboxylic_acid_dimers.png)

El carbono también puede participar en enlaces de hidrógeno, cuando el átomo de carbono está enlazado a algunos átomos electronegativos, como en el caso de cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ . El átomo electronegativo atrae la nube electrónica alrededor del núcleo de hidrógeno y, al decentralizar la nube, deja al átomo con una carga positiva parcial. Debido al pequeño tamaño del hidrógeno en comparación a otros átomos y moléculas, la carga resultante, aunque solo parcial, no representa una gran densidad de carga. Un enlace de hidrógeno resulta cuando esta densidad de carga positiva fuerte atrae a un par libre de electrones de otro heteroátomo, que se convierte en el aceptor de enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno suele ser descrito como una interacción electrostática dipolo-dipolo. Sin embargo, también tiene algunas características del enlace covalente: es direccional, fuerte, produce distancias interatómicas menores que la suma de los radios de van der Waals, y usualmente involucra un número limitado de compañeros de interacción, que puede ser interpretado como un tipo de valencia. Estas características covalentes son más significativas cuando los aceptores se unen a átomos de hidrógeno de donantes más electronegativos.

La naturaleza parcialmente covalente de un enlace de hidrógeno da origen a las preguntas: "¿A qué molécula pertenece el núcleo de hidrógeno?" y "¿Cuál debería ser etiquetado como 'donante' y cuál como 'aceptor'?" Generalmente, es fácil determinar esto basándose simplemente en las distancias interatómicas del sistema  $\text{X—H...Y}$ : típicamente, la distancia  $\text{X—H}$  es  $\sim 1.1 \text{ \AA}$ , mientras que la distancia  $\text{H...Y}$  es  $\sim 1.6$  a  $2.0 \text{ \AA}$ . Los líquidos que muestran enlace de hidrógeno se llaman líquidos asociativos.

Los enlaces de hidrógeno pueden variar en fuerza, desde muy débiles (1-2 kJ mol<sup>-1</sup>) a extremadamente fuertes (>155 kJ mol<sup>-1</sup>), como en el ion HF<sub>2</sub><sup>-</sup>. Algunos valores típicos incluyen:



La longitud de los enlaces de hidrógeno depende de la fuerza del enlace, temperatura, y presión. La fuerza del enlace misma es dependiente de la temperatura, presión, ángulo de enlace y ambiente (generalmente caracterizado por la constante dieléctrica local). La longitud típica de un enlace de hidrógeno en agua es 1.97 Å (197 pm). El ángulo de enlace ideal depende de la naturaleza del donante del enlace de hidrógeno. Los resultados experimentales del donante fluoruro de hidrógeno con diversos aceptores muestran los siguientes ángulos:

Aceptor...Donante	Simetría TREPEV	Ángulo (°)
<b>HCN...HF</b>	lineal	180
<b>H<sub>2</sub>CO ... HF</b>	trigonal plana	110
<b>H<sub>2</sub>O ... HF</b>	piramidal	46
<b>H<sub>2</sub>S ... HF</b>	piramidal	89
<b>SO<sub>2</sub> ... HF</b>	trigonal plana	145

## Enlace por puente de hidrógeno en el agua

El investigador Edwar Skerph ha descubierto que en el agua hay aproximadamente 1.500.000 puentes de hidrógeno que se encuentra entre las moléculas de agua. En una molécula aislada de agua, el agua contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Dos moléculas de agua pueden formar un enlace de hidrógeno entre ellas; en el caso más simple, cuando solo dos moléculas están presentes, se llama dímero de agua y se usa frecuentemente como un sistema modelo. Cuantas más moléculas estén presentes, como en el caso del agua líquida, más enlaces son posibles, debido a que el oxígeno de una molécula de agua tiene dos pares libres de electrones, cada uno de los cuales puede formar un enlace de hidrógeno con átomos de hidrógeno de otras dos moléculas de agua. Esto puede repetirse, de tal forma que cada molécula de agua está unida mediante enlaces de hidrógeno con hasta otras cuatro moléculas de agua, como se muestra en la figura 37 (dos a través de sus pares libres, y dos a través de sus átomos de hidrógeno).

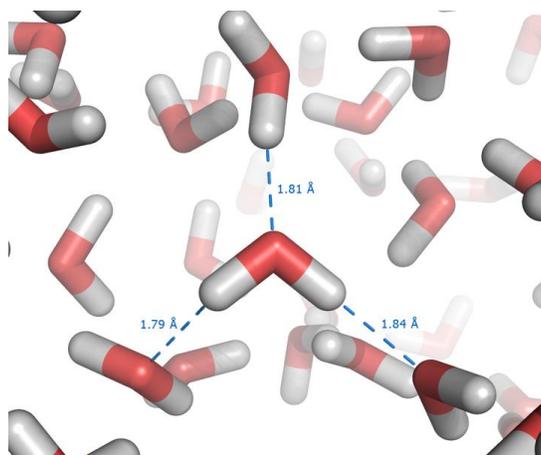


Figura 37. Captura de una simulación de agua líquida. Las líneas entrecortadas de la molécula en el centro del cuadro representan enlaces de hidrógeno. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Liquid\\_water\\_hydrogen\\_bond.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Liquid_water_hydrogen_bond.png)

El elevado punto de ebullición del agua se debe al gran número de enlaces de hidrógeno que cada molécula tiene, en relación a su baja masa molecular, y a la gran fuerza de estos enlaces de hidrógeno. El agua tiene puntos de ebullición, fusión y viscosidad muy altas,

comparados con otras sustancias no unidas entre sí por enlaces de hidrógeno. La razón para estos atributos es la dificultad, para romper estos enlaces. El agua es única porque sus átomos de oxígeno tienen dos pares libres y dos átomos de hidrógeno, significando que el número total por enlaces de una molécula de agua es cuatro. Por ejemplo, el fluoruro de hidrógeno (que tiene tres pares libres en el átomo de flúor, pero solo un átomo de hidrógeno) puede tener un total de solo dos; el amoníaco tiene el problema opuesto: tres átomos de hidrógeno, pero sólo un par libre.

H-F...H-F...H-F

#### Enlaces de hidrógeno en ADN y proteínas

El enlace de hidrógeno también juega un rol importante en la determinación de las estructuras tridimensionales adoptadas por las proteínas y ácidos nucleicos. En estas macromoléculas, el enlace de hidrógeno entre partes de la misma molécula ocasiona que se doble en una forma específica, que ayuda a determinar el rol fisiológico o bioquímico de la molécula. Por ejemplo, la estructura de doble hélice del ADN se debe primordialmente a los enlaces de hidrógeno entre los pares de bases, que unen una cadena complementaria a la otra y permiten la replicación (Figura 38)

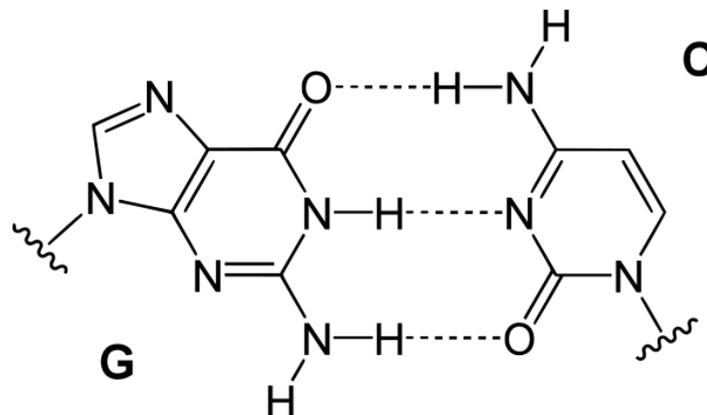


Figura 38. Enlace de hidrógeno entre guanina y citosina, uno de los dos tipos de pares de bases en el ADN. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Base\\_pair\\_GC.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Base_pair_GC.svg)

En las proteínas, los enlaces de hidrógeno se forman entre átomos de oxígeno esqueléticos y átomos de hidrógeno amida. Cuando el espaciado de los residuos de aminoácido que participan en un enlace de hidrógeno es regular entre las posiciones  $i$  e  $i + 4$ , se forma una hélice alfa. Cuando el espaciado es menor, entre las posiciones  $i$  e  $i + 3$ , se forma una hélice  $3_{10}$ . Cuando dos cadenas se unen por enlaces de hidrógeno que involucran residuos alternantes de cada cadena participante, se forma una lámina beta. Los enlaces de hidrógeno también toman parte en la formación de la estructura terciaria de las proteínas, a través de la interacción de los grupos R, lo que tiene relación con el plegamiento de proteínas.

### Interacción dipolo-dipolo

La interacción dipolo-dipolo consiste en la atracción electrostática entre el extremo positivo de una molécula polar y el negativo de otra. El enlace de hidrógeno es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo (Figura 39).



Figura 39. Interacción entre los dipolos eléctricos de las moléculas de cloruro de hidrógeno. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dipole-dipole-interaction-in-HCl-2D.png>

Las fuerzas electrostáticas entre dos iones disminuyen de acuerdo con un factor  $1/d^2$  a medida que aumenta su separación  $d$ . En cambio, las fuerzas dipolo-dipolo varían según  $1/d^3$  ( $d$  elevado a la tercera potencia) y sólo son eficaces a distancias muy cortas; además son fuerzas más débiles que en el caso ion-ion porque  $q+$  y  $q-$  representan cargas parciales. Las energías promedio de las interacciones dipolo-dipolo son aproximadamente 4 kJ por mol, en contraste con los valores promedio para energías características de tipo iónico y de enlace covalente (~400 kJ por mol).

Estas son ligeramente direccionales, es decir, al elevarse la temperatura, el movimiento transicional, rotacional y vibracional de las moléculas aumenta y produce orientación más aleatoria entre ellas. En consecuencia, la fuerza de las interacciones dipolo-dipolo disminuye al aumentar la temperatura.

## REACCIÓN ÁCIDO-BASE

Una reacción ácido-base o reacción de neutralización es una reacción química que ocurre entre un ácido y una base produciendo una sal y agua. La palabra "sal" describe cualquier compuesto iónico cuyo catión provenga de una base ( $\text{Na}^+$  del  $\text{NaOH}$ ) y cuyo anión provenga de un ácido ( $\text{Cl}^-$  del  $\text{HCl}$ ). Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que desprenden energía en forma de calor. Se les suele llamar de neutralización porque al finalizar la reacción la solución queda neutra.

Existen varios conceptos que proporcionan definiciones alternativas para los mecanismos de reacción involucrados en estas reacciones, y su aplicación en problemas en disolución relacionados con ellas. A pesar de las diferencias en las definiciones, su importancia se pone de manifiesto en los diferentes métodos de análisis, cuando se aplica a reacciones ácido-base de especies gaseosas o líquidas, o cuando el carácter ácido o básico puede ser algo menos evidente.

### Ácido

Un ácido (del latín *acidus*, que significa *agrio*) es considerado tradicionalmente como cualquier compuesto químico que, cuando se disuelve en agua, produce una solución con una actividad de catión hidronio mayor que el agua pura, esto es, un pH menor que 7. Esto se aproxima a la definición moderna de Johannes Nicolaus Brønsted y Thomas Martin Lowry, quienes definieron independientemente un ácido como un compuesto que dona un catión hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) a otro compuesto (denominado base). Algunos ejemplos comunes son el ácido acético (en el vinagre), el ácido clorhídrico (en el Salfumant y los jugos gástricos), el ácido acetilsalicílico (en la aspirina), o el ácido sulfúrico (usado en baterías de

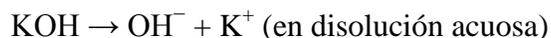
automóvil). Los sistemas ácido/base se diferencian de las reacciones redox en que, en estas últimas hay un cambio en el estado de oxidación. Los ácidos pueden existir en forma de sólidos, líquidos o gases, dependiendo de la temperatura y también pueden existir como sustancias puras o en solución. A las sustancias químicas que tienen la propiedad de un ácido se les denomina ácidas.

#### Propiedades de los ácidos

- Tienen sabor agrio como en el caso del ácido cítrico en la naranja y el limón.
- Cambian el color del papel tornasol azul a rosa, el anaranjado de metilo de anaranjado a rojo y deja incolora a la fenolftaleína.
- Son corrosivos.
- Producen quemaduras de la piel.
- Son buenos conductores de electricidad en disoluciones acuosas.
- Reaccionan con metales activos formando una sal e hidrógeno.
- Reaccionan con bases para formar una sal más agua.
- Reaccionan con óxidos metálicos para formar una sal más agua.

#### Base

Una base es, en primera aproximación (según Arrhenius), cualquier sustancia que en disolución acuosa aporta iones  $\text{OH}^-$  al medio. Un ejemplo claro es el hidróxido potásico, de fórmula KOH:



Los conceptos de base y ácido son contrapuestos. Para medir la basicidad (o alcalinidad) de un medio acuoso se utiliza el concepto de pOH, que se complementa con el de pH, de forma tal que  $\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w$ , ( $\text{K}_w$  en CNPT es igual a  $10^{-14}$ ). Por este motivo, está generalizado el uso de pH tanto para ácidos como para bases.

#### Propiedades de las bases

Según Boyle, bases son aquellas sustancias que presentan las siguientes propiedades:

- Poseen un sabor amargo característico.
- Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica.

- Cambian el papel tornasol rojo en azul.
- La mayoría son irritantes para la piel (cáusticos).
- Tienen un tacto jabonoso.
- Son solubles en agua (sobre todo los álcalis).
- Sus átomos se rompen con facilidad.
- Reaccionan con ácidos formando sal y agua.

### **Definición de Arrhenius**

La definición de Arrhenius de las reacciones ácido-base es un concepto ácido-base más simplificado, desarrollado por el químico sueco Svante Arrhenius, que fue utilizado para proporcionar una definición más moderna de las bases que siguió a su trabajo con Friedrich Wilhelm Ostwald en el que establecían la presencia de iones en solución acuosa en 1884, y que llevó a Arrhenius a recibir el Premio Nobel de Química en 1903 como "*reconocimiento de sus extraordinarios servicios... prestados al avance de la química por su teoría de la disociación electrolítica*".

Tal como se definió en el momento del descubrimiento, las reacciones ácido-base se caracterizan por los ácidos de Arrhenius, que se disocian en solución acuosa formando iones hidrógeno ( $H^+$ ), reconocidos posteriormente como ion hidronio ( $H_3O^+$ ), y las bases de Arrhenius, que forman aniones hidróxilo ( $OH^-$ ). Más recientemente, las recomendaciones de la IUPAC han sugerido el término de "oxonio", en lugar del más antiguo y también aceptado de "hidronio" para ilustrar los mecanismos de reacción, como los de las definiciones de Bronsted-Lowry y sistemas solventes, más claramente que con la definición de Arrhenius, que actúa como un simple esquema general del carácter ácido-base. La definición de Arrhenius se puede resumir como "los ácidos de Arrhenius, en solución acuosa, forman iones hidrógeno, mientras que las bases de Arrhenius forman iones hidróxilo".

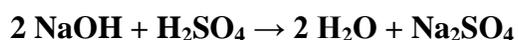
La *tradicional definición acuosa de ácido-base* del concepto de Arrhenius se describe como la formación de agua a partir de iones hidrógeno e hidróxilo, o bien como la formación de iones hidrógeno e hidróxilo procedentes de la disociación de un ácido y una base en solución acuosa:



Esto conduce a la definición de que, en las reacciones ácido-base de Arrhenius, se forma una sal y agua a partir de la reacción entre un ácido y una base. En otras palabras, es una reacción de neutralización.



Los iones positivos procedentes de una base forman una sal con los iones negativos procedentes de un ácido. Por ejemplo, dos moles de la base hidróxido de sodio (NaOH) pueden combinarse con un mol de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) para formar dos moles de agua y un mol de sulfato de sodio.



### Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry

En química, la teoría de Brønsted-Lowry es una teoría ácido-base, propuesta independientemente por el danés Johannes Nicolaus Brønsted y el británico Thomas Martin Lowry en 1923. En este sistema, ácidos de Brønsted y bases de Brønsted se definen, por el cual un ácido es una molécula o ion que es capaz de bajar, o "donar", un hidrógeno catiónico (protón, H<sup>+</sup>), y una base de una especie con la capacidad para ganar, o "aceptar", un catión de hidrógeno (protones).

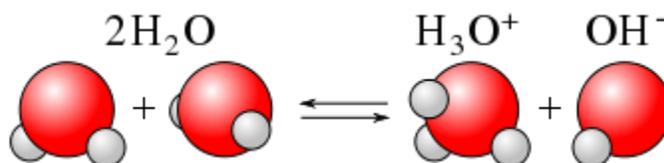
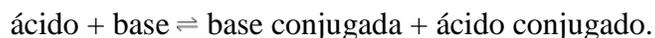


Figura 40. El agua es a la vez ácido y base. Una molécula H<sub>2</sub>O actúa como base y gana un protón H<sup>+</sup> y se convierte en H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; la otra molécula H<sub>2</sub>O actúa como ácido y pierde un protón H<sup>+</sup> para convertirse en OH<sup>-</sup>. [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Autoprotolyse\\_eau.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Autoprotolyse_eau.svg)

## Propiedades de los ácidos y las bases

De esto se deduce que, si un compuesto se comporta como un ácido, para donar un protón, debe existir una base para aceptar el protón. Así, el concepto de Brønsted-Lowry puede ser definido por la reacción:



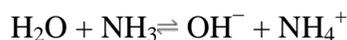
La base conjugada es el ion o molécula que queda después de que el ácido ha perdido un protón, y el ácido conjugado es la especie creada cuando la base acepta el protón. La reacción puede proceder en cualquier dirección hacia la derecha o la izquierda, en cada caso, el ácido dona un protón a la base.

El agua es anfótero y puede actuar como un ácido o como una base. En la reacción entre el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ , y el agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , el agua actúa como una base.



El ion acetato,  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ , es la base conjugada del ácido acético y el ion hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , es el ácido conjugado de la base, el agua.

El agua también puede actuar como un ácido, por ejemplo, cuando reacciona con el amoníaco. La ecuación dada para esta reacción es:

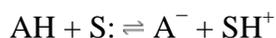


en la que  $\text{H}_2\text{O}$  dona un protón  $\text{NH}_3$ . El hidróxido de iones es la base conjugada del agua que actúa como un ácido y el ion amonio es el ácido conjugado de la base, el amoníaco.

Un ácido fuerte, tal como ácido clorhídrico, se disocia completamente. Un ácido débil, tal como ácido acético, puede disociarse parcialmente, la constante de disociación del ácido,  $pK_a$ , es una medida cuantitativa de la fuerza del ácido.

Una amplia gama de compuestos se pueden clasificar en el marco de Brønsted-Lowry: ácidos minerales y derivados tales como sulfonatos , fosfonatos , etc, ácidos carboxílicos, aminas, ácidos de carbono, 1,3-dicetonas tales como la acetilacetona, el acetoacetato de etilo, y el ácido de Meldrum, y muchos más.

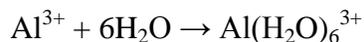
Una base de Lewis, que se define como un donante de par de electrones, puede actuar como una base de Bronsted-Lowry, ya que el par de electrones pueden ser donados a un protón. Esto significa que el concepto de Brønsted-Lowry no se limita a las soluciones acuosas. Cualquier donante disolvente S puede actuar como un aceptor de protones.



Los disolventes típicos donantes utilizados en la química ácido-base, tales como sulfóxido de dimetilo o amoniaco líquido tienen un átomo de oxígeno o nitrógeno con un par solitario de electrones que se pueden utilizar para formar un enlace con un protón.

#### **Acidez de Brønsted de algunos ácidos de Lewis**

Algunos ácidos de Lewis, que se define como aceptores de pares de electrones, también actúan como ácidos de Bronsted-Lowry. Por ejemplo, el ion de aluminio,  $Al^{3+}$  puede aceptar pares de electrones de las moléculas de agua, como en la reacción

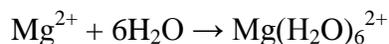


El ion agua formado es un débil ácido Brønsted-Lowry.



La reacción global se describe como hidrólisis ácida del ion aluminio.

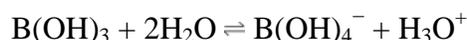
Sin embargo no todos los ácidos de Lewis generan acidez Brønsted-Lowry. El ion magnesio reacciona de manera similar como un ácido de Lewis con seis moléculas de agua



pero aquí muy pocos protones se intercambian, ya que la acidez de Brønsted-Lowry del ion agua es insignificante ( $K_a = 3.0 \times 10^{-12}$ ).

El ácido bórico también sirve de ejemplo de la utilidad del concepto de Brønsted-Lowry para un ácido que no se disocia, pero que efectivamente donar un protón a la base, el agua.

La reacción es



Aquí el ácido bórico actúa como un ácido de Lewis y acepta un par de electrones desde el oxígeno de una molécula de agua. La molécula de agua en vez dona un protón a una segunda molécula de agua y, por lo tanto, actúa como un ácido de Brønsted.

### Ácidos y bases de Lewis

El químico estadounidense Lewis dio una definición acerca del comportamiento de la base, la cual se puede definir como una sustancia que puede donar un par de electrones, y para el ácido como una sustancia que puede aceptar un par de electrones. En 1923 y desarrolló en 1938 su teoría de ácidos y bases:

el ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones solitarios. El amoníaco es una base de Lewis típica y el trifluoruro de boro un ácido de Lewis típico. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. Los ácidos de Lewis tales como el cloruro de aluminio, el trifluoruro de boro, el cloruro estánnico, el cloruro de zinc y el cloruro de hierro (III) son catalizadores sumamente importantes de ciertas reacciones orgánicas.

De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos pero no cumplen la definición de Brønsted y Lowry, y suelen ser denominadas ácidos de Lewis. Puesto que el protón, según esta definición, es un ácido de Lewis (tiene vacío el orbital 1s, en donde alojar el par de electrones), todos los ácidos de Brønsted-Lowry son ácidos de Lewis.

Ejemplos de ácidos de Brønsted-Lowry: HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Ejemplos de ácidos de Lewis: Ag<sup>+</sup>, AlCl<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>.

Se puede tener una idea de la fuerza de una sustancia como ácido o base de Lewis utilizando la constante de disociación de su aducto con una base o ácido de Lewis tomado como referencia. Por ejemplo, para comparar la basicidad del amoníaco, metilamina, dimetilamina y trimetilamina en fase gaseosa, se puede utilizar el trimetilborano.

#### Constantes de disociación de los compuestos trialquilboro-amina a 100°C

Ácido	Base	K <sub>b</sub>
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> B	NH <sub>3</sub>	4.6
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> B	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	0.0350
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> B	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH	0.0214
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> B	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N	0.472

Como ejemplo se puede mencionar el caso de la protonación del amoníaco, que actúa como una base de Lewis al donar un par de electrones al agua, transferencia que lleva a su hidrólisis en oxhidrilo y protón, que es recibido por el amoníaco para formar amonio. Esto nos dice que una reacción ácido-base de Lewis es aquella en que existen donaciones de un par de electrones de una especie a otra sin cambios en los números de oxidación de las especies que interactúan. Al poner un ácido a una base, o una base a un ácido se neutralizarán.

## pH (Potencial de Hidrógeno)

El pH es una medida de acidez o alcalinidad de una disolución. El pH indica la concentración de iones hidronio  $[H_3O^+]$  presentes en determinadas sustancias. La sigla significa 'potencial hidrógeno', 'potencial de hidrógeno' o 'potencial de hidrogeniones' (*pondus Hydrogenii* o *potentia Hydrogenii*; del latín *pondus*, n. = peso; *potentia*, f. = potencia; *hydrogenium*, n. = hidrógeno). Este término fue acuñado por el químico danés S. P. L. Sørensen (1868-1939), quien lo definió como el opuesto del logaritmo en base 10 (o el logaritmo del inverso) de la actividad de los iones hidrógeno. Esto es:

$$\text{pH} = -\log_{10} [a_{H^+}]$$

Desde entonces, el término "pH" se ha utilizado universalmente por lo práctico que resulta para evitar el manejo de cifras largas y complejas. En disoluciones diluidas, en lugar de utilizar la actividad del ion hidrógeno, se le puede aproximar empleando la concentración molar del ion hidrógeno. Por ejemplo, una concentración de  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$  (0,0000001) es simplemente un pH de 7 ya que:  $\text{pH} = -\log[10^{-7}] = 7$

La escala de pH típicamente va de 0 a 14 en disolución acuosa, siendo ácidas las disoluciones con pH menores a 7 (el valor del exponente de la concentración es mayor, porque hay más iones en la disolución) y alcalinas las que tienen pH mayores a 7. El  $\text{pH} = 7$  indica la neutralidad de la disolución (cuando el disolvente es agua).

En productos de aseo y limpieza se suele hacer uso del término "pH neutro". En este caso la neutralidad hace referencia a un nivel de pH 5,5. Debido a las características de la piel humana, cuyo pH es 5,5, se indica neutralidad de pH en este tipo de productos que están destinados a entrar en contacto con nuestra piel para destacar su no agresividad. Si se aplicaran productos de pH 7 a nuestra piel se produciría una variación del pH cutáneo con posibles consecuencias negativas.

## Definición

El pH se define como el logaritmo negativo de base 10 de la actividad de los iones hidrógeno:

$$\text{pH} = -\log_{10} [a_{H^+}]$$

Se considera que  $p$  es un operador logarítmico sobre la concentración de una solución:  $p = -\log[\dots]$ , también se define el pOH, que mide la concentración de iones  $\text{OH}^-$ .

Puesto que el agua está adulterada en una pequeña extensión en iones  $\text{OH}^-$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$ , tenemos que:

$$K(\text{constante})_{\text{w(water; agua)}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

en donde  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  es la concentración de iones hidronio,  $[\text{OH}^-]$  la de iones hidroxilo, y  $K_w$  es una constante conocida como *producto iónico del agua*, que vale  $10^{-14}$ .

Por lo tanto,

$$\log K_w = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

$$-14 = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

$$14 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Por lo que se puede relacionar directamente el valor del pH con el del pOH.

En disoluciones no acuosas, o fuera de condiciones normales de presión y temperatura, un pH de 7 puede no ser el neutro. El pH al cual la disolución es neutra estará relacionado con la constante de disociación del disolvente en el que se trabaje.

## Medida del pH

El valor del pH se puede medir de forma precisa mediante un potenciómetro, también conocido como pH-metro (/pe achímetro/ o /pe ache metro/), un instrumento que mide la diferencia de potencial entre dos electrodos: un electrodo de referencia (generalmente de plata/cloruro de plata) y un electrodo de vidrio que es sensible al ion de hidrógeno.

También se puede medir de forma aproximada el pH de una disolución empleando *indicadores*, ácidos o bases débiles que presentan diferente color según el pH. Generalmente se emplea *papel indicador*, que se trata de papel impregnado de una mezcla de indicadores cualitativos para la determinación del pH. El papel de litmus o papel tornasol es el indicador mejor conocido. Otros indicadores usuales son la fenolftaleína y el naranja de metilo.

A pesar de que muchos potenciómetros tienen escalas con valores que van desde 1 hasta 14, los valores de pH también pueden ser aún menores que 1 o aún mayores que 14. Por ejemplo el ácido de batería de automóviles tiene valores cercanos de pH menores que uno, mientras que el hidróxido de sodio 1 M varía de 13,5 a 14.

Un pH igual a 7 es neutro, menor que 7 es ácido y mayor que 7 es básico a 25 °C. A distintas temperaturas, el valor de pH neutro puede variar debido a la constante de equilibrio del agua ( $K_w$ ).

La determinación del pH es uno de los procedimientos analíticos más importantes y más usados en ciencias tales como química, bioquímica y la química de suelos. El pH determina muchas características notables de la estructura y actividad de las biomoléculas y, por tanto, del comportamiento de células y organismos.

## **Solución búfer**

Diversas reacciones químicas que se producen en solución acuosa necesitan que el pH del sistema se mantenga constante, para evitar que ocurran otras reacciones no deseadas. Las soluciones reguladoras o búfer son capaces de mantener la acidez o basicidad de un sistema dentro de un intervalo reducido de pH. Estas soluciones contienen como especies predominantes, un par ácido/base conjugado en concentraciones apreciables. La reacción de neutralización: es una reacción entre un ácido y una base, generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal.

El organismo posee tres mecanismos para mantener el pH en valores compatibles con la vida:

- Los amortiguadores.
- La regulación pulmonar de la  $\text{CO}_2$ .
- La reabsorción y excreción renal de bicarbonato y la excreción de ácidos.

Ejemplos de pH de algunas sustancias:

- Piel humana: 5,5
- Leche: 6,5
- Sangre: entre 7,35 y 7,45 aproximadamente, en condiciones normales.
- Detergente: 10,5 aproximadamente.
- Zumo de limón: 2.

Para obtener un indicador orgánico se puede utilizar repollo morado siguiendo estos pasos:

- Cortar la col en tiras.
- En un mortero colocar la col morada y molerla.
- Colocar alcohol en la disolución.
- Filtrar la sustancia con un filtro de papel.
- Colocar sustancias en varios recipientes como: bicarbonato de sodio, limón, pomelo, vinagre, agua o limpiador de horno.
- Agregar en cada recipiente el indicador.

Si los resultados son los siguientes se extrajo el indicador con éxito:

- Vinagre: color rosado (sustancia ácida)
- Bicarbonato de sodio: color verde (sustancia alcalina)
- Pomelo: color fucsia (sustancia ácida)
- Alcohol: color verde azulado (sustancia alcalina)
- Limpiador de horno: color amarillento (sustancia alcalina)
- Limón: color fucsia (sustancia ácida)
- Agua: color violeta (sustancia neutra)

### Disociación y equilibrio

Las reacciones de ácidos son generalizadas frecuentemente en la forma  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ , donde HA representa el ácido, y  $A^-$  es la base conjugada. Los pares ácido-base conjugados difieren en un protón, y pueden ser interconvertidos por la adición o eliminación de un protón (protonación y deprotonación, respectivamente). Obsérvese que el ácido puede ser la especie cargada, y la base conjugada puede ser neutra, en cuyo caso el esquema de reacción generalizada podría ser descrito como  $HA^+ \rightleftharpoons H^+ + A$ . En solución existe un equilibrio entre el ácido y su base conjugada. La constante de equilibrio  $K$  es una expresión de las concentraciones del equilibrio de las moléculas o iones en solución. Los corchetes indican concentración, así  $[H_2O]$  significa *la concentración de  $[H_2O]$* . La constante de disociación ácida  $K_a$  es usada generalmente en el contexto de las reacciones ácido-base. El valor numérico de  $K_a$  es igual a la concentración de los productos, dividida por la concentración de los reactantes, donde el reactante es el ácido (HA) y los productos son la base conjugada y  $H^+$ .

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

El más fuerte de los dos ácidos tendrá  $K_a$  mayor que el ácido más débil; la relación de los iones hidrógeno al ácido será mayor para el ácido más fuerte, puesto que el ácido más fuerte tiene una tendencia mayor a perder su protón. Debido al rango de valores posibles para  $K_a$  se extiende por varios órdenes de magnitud, más frecuentemente se utiliza una constante más manipulable,  $pK_a$ , donde  $pK_a = -\log_{10}K_a$ . Los ácidos más fuertes tienen  $pK_a$

menor que los ácidos débiles. Los valores de  $pK_a$  determinados experimentalmente a 25 °C en solución acuosa suelen presentarse en libros de texto y material de referencia.

### **Fuerza de los ácidos**

La fuerza de un ácido se refiere a su habilidad o tendencia a perder un protón. Un ácido fuerte es uno que se disocia completamente en agua; en otras palabras, un mol de un ácido fuerte HA se disuelve en agua produciendo un mol de  $H^+$  y un mol de su base conjugada,  $A^-$ , y nada del ácido protonado HA. En contraste, un ácido débil se disocia solo parcialmente y, en el equilibrio, existen en la solución tanto el ácido como su base conjugada. Algunos ejemplos de ácidos fuertes son el ácido clorhídrico (HCl), ácido yodhídrico (HI), ácido bromhídrico (HBr), ácido perclórico (HClO<sub>4</sub>), ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) y ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). En agua, cada uno de estos se ioniza prácticamente al 100%. Mientras más fuerte sea un ácido, más fácilmente pierde un protón,  $H^+$ . Dos factores clave que contribuyen a la facilidad de deprotonación son la polaridad del enlace H-A. La fuerza de los ácidos suele ser discutida también en términos de la estabilidad de la base conjugada. Los ácidos más fuertes tienen  $K_a$  más alto, y  $pK_a$  más bajo que los ácidos más débiles.

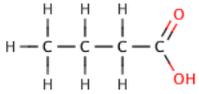
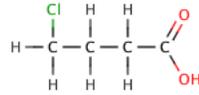
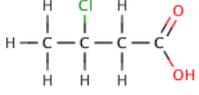
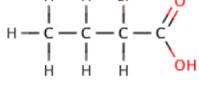
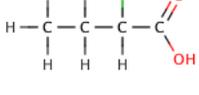
### **Polaridad y el efecto inductivo**

La polaridad se refiere a la distribución de electrones en un enlace químico, la región de espacio entre dos núcleos atómicos donde se comparte un par de electrones. Cuando los dos átomos tienen aproximadamente la misma electronegatividad (potencia para atraer electrones del enlace), los electrones son compartidos aproximadamente por igual y pasan el mismo tiempo en cualquier extremo del enlace. Cuando hay una diferencia significativa en electronegatividades de los dos átomos enlazados, los electrones pasan más tiempo cerca al núcleo del elemento más electronegativo, y se forma un dipolo eléctrico, o separación de cargas, tal que hay una carga parcial negativa localizada en el elemento electronegativo, y una carga parcial positiva en el elemento electropositivo. El hidrógeno es un elemento electropositivo y acumula una carga ligeramente positiva cuando está unido a un elemento electronegativo, como el oxígeno o el bromo. Al decrecer la densidad electrónica en el átomo de hidrógeno, se hace más fácil que sea abstraído en forma de protón, en otras palabras, es más ácido. Al moverse de izquierda a derecha a lo largo de una fila en la tabla

periódica, los elementos tienden a hacerse más electronegativos, y la fuerza del ácido binario formado por el elemento aumenta coherentemente en:

Fórmula	Nombre	p <i>K</i> <sub>a</sub>
HF	ácido fluorhídrico	3.17
H <sub>2</sub> O	agua	15.7
NH <sub>3</sub>	amoníaco	38
CH <sub>4</sub>	metano	48

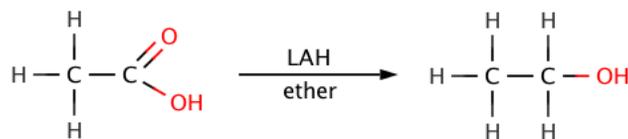
El elemento electronegativo no necesita estar unido directamente al hidrógeno ácido para incrementar su acidez. Un átomo electronegativo puede "jalar" densidad electrónica desde el enlace ácido, a través del efecto inductivo. La habilidad para atraer electrones disminuye rápidamente con la distancia del elemento electronegativo al enlace ácido. El efecto es ilustrado por la siguiente serie de ácidos butanoicos halogenados. El cloro es más electronegativo que el bromo y, en consecuencia, tiene el efecto más fuerte. El átomo de hidrógeno unido al oxígeno es el hidrógeno ácido. El ácido butanoico es un ácido carboxílico.

Estructura	Nombre	p <i>K</i> <sub>a</sub>
	ácido butanoico	≈4.8
	ácido 4-clorobutanoico	4.5
	ácido 3-clorobutanoico	≈4.0
	ácido 2-bromobutanoico	2.93
	ácido 2-clorobutanoico	2.86

A la vez que el átomo de cloro se aleja del enlace ácido O-H, el efecto disminuye. Cuando el átomo de cloro está a un átomo de carbono de distancia del grupo ácido carboxílico, la acidez del compuesto se incrementa significativamente, comparada con el ácido butanoico (también llamado *ácido butírico*). Sin embargo, cuando el átomo de cloro está separado por varios enlaces, el efecto es mucho menor. El bromo es más electronegativo que el carbono o el hidrógeno, pero no tan electronegativo como el cloro, con lo que  $pK_a$  del ácido 2-bromobutanoico es ligeramente mayor que el  $pK_a$  del ácido 2-clorobutanoico.

El número de átomos electronegativos adyacentes a un enlace ácido también afecta a la fuerza del ácido. Los oxoácidos tienen la fórmula general HOX, donde X puede ser cualquier átomo y puede o no compartir enlaces con otros átomos. Al aumentar el número de átomos o grupos electronegativos en el átomo X, se disminuye la densidad electrónica en el enlace ácido, haciendo que la pérdida del protón sea más fácil. El ácido perclórico es un ácido muy fuerte ( $pK_a \approx -8$ ), y se disocia completamente en agua. Su fórmula química es  $\text{HClO}_4$ , y comprende un átomo de cloro central, con cuatro átomos de oxígeno alrededor, uno de los cuales está unido a un átomo de hidrógeno extremadamente ácido, que es eliminable fácilmente. En contraste, el ácido clórico ( $\text{HClO}_3$ ) es un ácido algo menos fuerte ( $pK_a = -1.0$ ), mientras que el ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ,  $pK_a = +2.0$ ) y el ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ,  $pK_a = +7.53$ ) son ácidos débiles.

Los ácidos carboxílicos son ácidos orgánicos que contienen un grupo hidroxilo ácido y un grupo carbonilo. Los ácidos carboxílicos pueden ser reducidos al alcohol correspondiente; la sustitución de un átomo de oxígeno electronegativo con dos átomos de hidrógeno electropositivos conduce a un producto que es esencialmente no ácido. La reducción del ácido acético a etanol usando  $\text{LiAlH}_4$  (hidruro de aluminio y litio o LAH) y éter es un ejemplo de dicha reacción.



El valor de  $pK_a$  para el etanol es 16, comparado con 4,76 para el ácido acético.

## Características químicas

### Ácidos monopróticos

Los ácidos monopróticos son aquellos ácidos que son capaces de donar un protón por molécula durante el proceso de disociación (llamado algunas veces ionización), como se muestra a continuación (simbolizado por HA):

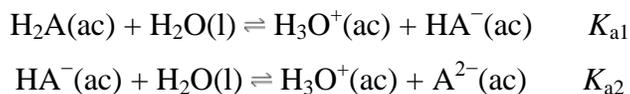


Algunos ejemplos comunes de ácidos monopróticos en ácidos minerales incluyen al ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>). Por otra parte, para los ácidos orgánicos, el término generalmente indica la presencia de un grupo carboxilo, y algunas veces estos ácidos son conocidos como ácidos monocarboxílicos. Algunos ejemplos de ácidos orgánicos incluyen al ácido fórmico (HCOOH), ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) y el ácido benzoico (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH).

### Ácidos polipróticos

Los ácidos polipróticos son capaces de donar más de un protón por molécula de ácido, en contraste a los ácidos monopróticos que solo donan un protón por molécula. Los tipos específicos de ácidos polipróticos tienen nombres más específicos, como ácido diprótico (dos protones potenciales para donar) y ácido triprótico (tres protones potenciales para donar).

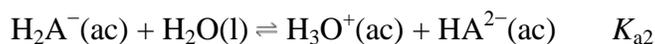
Un ácido diprótico (simbolizado aquí como H<sub>2</sub>A) puede sufrir una o dos disociaciones, dependiendo del pH. Cada disociación tiene su propia constante de disociación, K<sub>a1</sub> y K<sub>a2</sub>.



La primera constante de disociación es mayor que la segunda; esto es:  $K_{a1} > K_{a2}$ . Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) puede donar un protón para formar el anión bisulfato (HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>), para lo que K<sub>a1</sub> es muy grande; luego puede donar un segundo protón para formar

el anión sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), donde  $K_{a2}$  es comparativamente pequeño, indicando una fuerza intermedia. El valor grande de  $K_{a1}$  para la primera disociación significa que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte. De modo similar, el inestable y débil ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) puede perder un protón para formar el anión bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) y perder un segundo protón para formar el anión carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Ambos valores de  $K_a$  son pequeños, pero  $K_{a1} > K_{a2}$ .

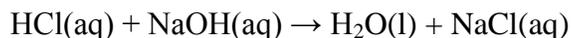
Un ácido triprótico ( $\text{H}_3\text{A}$ ) puede sufrir una, dos, o tres disociaciones, y tiene tres constantes de disociación, donde  $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$ .



Un ejemplo inorgánico de un ácido triprótico es el ácido ortofosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), generalmente llamado simplemente ácido fosfórico. Los tres protones pueden ser perdidos consecutivamente, produciendo  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , luego  $\text{HPO}_4^{2-}$ , y finalmente  $\text{PO}_4^{3-}$ , el anión ortofosfato, simplemente llamado fosfato. Un ejemplo orgánico de ácido triprótico es el ácido cítrico, que puede perder consecutivamente tres protones para formar finalmente el anión citrato. Aunque las posiciones de los protones en la molécula original pueden ser equivalentes, los valores de  $K_a$  difieren puesto que es energéticamente menos favorable perder un protón si la base conjugada está cargada negativamente.

## Neutralización

La neutralización es la reacción entre un ácido y una base, produciendo una sal y base neutralizada; por ejemplo, el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio forman cloruro de sodio y agua:



La neutralización es la base de la titulación, donde un indicador de pH muestra el punto de equivalencia cuando el número equivalente de moles de una base han sido añadidos a un ácido. Generalmente se asume incorrectamente que la neutralización resulta en una solución con pH 7,0, lo que es solamente el caso cuando el ácido y la base tienen fuerza similar durante la reacción y se encuentran en concentraciones semejantes. La neutralización con una base más débil que el ácido resulta en una sal débilmente ácida. Un ejemplo es el cloruro de amonio, que es débilmente ácido, producido a partir del ácido fuerte cloruro de hidrógeno y la base débil amoníaco. Recíprocamente, la neutralización de un ácido débil con una base fuerte produce una sal débilmente básica, por ejemplo, el fluoruro de sodio, formado a partir del fluoruro de hidrógeno y el hidróxido de sodio.

## Equilibrio ácido débil/base débil

Para que se pueda perder un protón, es necesario que el pH del sistema suba sobre el valor de  $pK_a$  del ácido protonado. La disminución en la concentración de  $\text{H}^+$  en la solución básica desplaza el equilibrio hacia la base conjugada (la forma deprotonada del ácido). En soluciones a menor pH (más ácidas), hay suficiente concentración de  $\text{H}^+$  en la solución para que el ácido permanezca en su forma protonada, o para que se protone la base conjugada.

Las soluciones de ácidos débiles y sales de sus bases conjugadas forman las soluciones tampón.

## Dureza de ácidos

En 1963, Pearson introdujo el concepto de ácidos y bases duros y blandos. Son ácidos duros aquellos cationes de pequeño tamaño y alta carga, de baja polarizabilidad: alcalinos, alcalinotérreos ligeros, cationes de transición de alta carga, como el  $\text{Ti}^{4+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ , etc. Son ácidos blandos las especies químicas de gran tamaño, pequeña o nula carga, y alta polarizabilidad: metales más pesados de carga más baja, como  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ , etc.

Las especies duras tienden a combinarse entre sí. La interacción duro-duro o blando-blando conduce a especies más estables. Esto se debe a un mayor solapamiento de orbitales, que origina un enlace más fuerte que en las interacciones duro-blando o blando-duro. Lo anterior es útil, de forma aproximada, para predecir el sentido de numerosas reacciones.

## Aplicaciones de los ácidos

Hay numerosos usos de los ácidos. Los ácidos son usados frecuentemente para eliminar herrumbre y otra corrosión de los metales en un proceso conocido como *pickling*. Pueden ser usados también como electrolitos en una batería, como el ácido sulfúrico en una batería de automóvil.

Los ácidos fuertes, el ácido sulfúrico en particular, son ampliamente usados en procesamiento de minerales. Por ejemplo, los minerales de fosfato reaccionan con ácido sulfúrico produciendo ácido fosfórico para la producción de fertilizantes, y el zinc es producido disolviendo óxido de zinc en ácido sulfúrico, purificando la solución y aplicando electrólisis.

En la industria química, los ácidos reaccionan en las reacciones de neutralización para producir sales. Por ejemplo, el ácido nítrico reacciona con el amoníaco para producir nitrato de amonio, un fertilizante. Adicionalmente, los ácidos carboxílicos pueden ser esterificados con alcoholes en presencia de ácido sulfúrico, para producir ésteres.

Los ácidos son usados como catalizadores; por ejemplo, el ácido sulfúrico es usado en grandes cantidades en el proceso de alquilación para producir gasolina. Los ácidos fuertes, como el ácido sulfúrico, fosfórico y clorhídrico, también tienen efecto en reacciones de

deshidratación y condensación. Los ácidos son usados también como aditivos en bebidas y alimentos, puesto que alteran su sabor y sirven como preservantes. Por ejemplo, el ácido fosfórico es un componente de las bebidas con cola.

### **Abundancia biológica**

Muchas moléculas biológicamente importantes son ácidos. Los ácidos nucleicos, incluyendo al ADN y el ARN contienen el código genético que determina mucho de las características de un organismo, y es transferido de padres a vástagos. El ADN contiene el molde químico para la síntesis de las proteínas, que están hechas de subunidades de aminoácidos.

Un  $\alpha$ -aminoácido tiene un carbono central (el carbono  $\alpha$  o *alfa*) que está unido covalentemente a un grupo carboxilo (de ahí que son ácidos carboxílicos), un grupo amino, un átomo de hidrógeno, y un grupo variable. El grupo variable, también llamado grupo R o cadena lateral, determina la identidad y muchas de las propiedades de un aminoácido específico. En la glicina, el aminoácido más simple, el grupo R es un átomo de hidrógeno, pero en todos los demás aminoácidos contiene uno o más átomos de carbono unidos a hidrógeno, y puede contener otros elementos, tales como azufre, selenio, oxígeno o nitrógeno. Con excepción de la glicina, los aminoácidos presentes en la naturaleza son quirales y casi invariablemente están presentes en la configuración L. Algunos peptidoglicanos, encontrados en algunas paredes celulares bacterianas contienen pequeñas cantidades de D-aminoácidos. A pH fisiológico, típicamente alrededor de 7, existen aminoácidos libres en forma iónica, donde el grupo carboxilo ácido (-COOH) pierde un protón (-COO<sup>-</sup>) y el grupo amino básico (-NH<sub>2</sub>) gana un protón (-NH<sub>3</sub><sup>+</sup>). La molécula entera tiene una carga neta neutra, y es un zwitterión.

Los ácidos grasos y derivados de ácidos grasos son otro grupo de ácidos carboxílicos que juegan un rol significativo en biología. Estos contienen largas cadenas de hidrocarburo y un grupo ácido carboxílico en un extremo. La membrana celular de casi todos los organismos está hecha principalmente de una bicapa fosfolipídica, una micela de cadenas hidrofóbicas de ácidos grasos con grupos fosfatohidrofílicos.

En humanos y muchos otros animales, el ácido clorhídrico es parte del ácido gástrico segregado en el estómago para ayudar a hidrolizar a las proteínas, así como para convertir la proenzima inactiva pepsinógeno en la enzima activa pepsina. Algunos organismos producen ácidos para su defensa; por ejemplo, las hormigas producen el ácido fórmico.

El equilibrio ácido-base juega un rol crítico en la regulación de la respiración de los mamíferos. El gas oxígeno (O<sub>2</sub>) lleva a cabo la respiración celular, proceso por el cual los animales liberan la energía potencial química almacenada en los alimentos, produciendo dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) como producto. El oxígeno y el dióxido de carbono son intercambiados en los pulmones, y el cuerpo responde a las demandas energéticas variables ajustando la velocidad de ventilación pulmonar. Por ejemplo, durante períodos de ejercitación, el cuerpo rompe rápidamente los carbohidratos almacenados, liberando CO<sub>2</sub> al torrente sanguíneo. En soluciones acuosas como la sangre, el CO<sub>2</sub> existe en equilibrio con ácido carbónico y el anión bicarbonato.



Es la disminución en el pH la señal que lleva al cerebro a respirar más rápidamente y profundo, liberando el exceso de CO<sub>2</sub> y resuministrando a las células con O<sub>2</sub>.

Las membranas celulares son generalmente impermeables a las moléculas polares, cargadas o grandes, debido a las cadenas grasas acílicas lipofílicas contenidas en su interior. Muchas moléculas biológicamente importantes, incluyendo un gran número de agentes farmacéuticos, son ácidos orgánicos débiles que pueden cruzar la membrana en su forma protonada, en la forma sin carga, pero no pueden hacerlo en su forma cargada (como base conjugada). Por esta razón, la actividad de muchas drogas puede ser aumentada o disminuida por el uso de antiácidos o alimentos ácidos. Sin embargo, la forma cargada suele ser más soluble en la sangre y el citosol, ambos medios acuosos. Cuando el medio extracelular es más ácido que el pH neutro dentro de la célula, ciertos ácidos existirán en su forma neutra y serán solubles en la membrana, permitiéndoles cruzar la bicapa lipídica. Los ácidos que pierden un protón a pH intracelular existirán en su forma cargada, soluble, por

lo que son capaces de difundirse a través del citosol a su objetivo. El ibuprofeno, la aspirina y la penicilina son ejemplos de drogas que son ácidos débiles.

### **Ácidos comunes**

#### **Ácidos minerales o inorgánicos**

Halogenuros de hidrógeno y sus soluciones acuosas: ácido clorhídrico (HCl), ácido bromhídrico (HBr), ácido yodhídrico (HI)

Oxoácidos de halógenos: ácido hipocloroso, ácido clórico, ácido perclórico, ácido peryódico y compuestos correspondientes al bromo y al yodo

Ácido fluorosulfúrico

Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)

Ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

Ácido fluoroantimónico

Ácido fluorobórico

Ácido hexafluorofosfórico

Ácido crómico (H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>)

#### **Ácidos sulfónicos**

Ácido metansulfónico (ácido mesílico)

Ácido etansulfónico (ácido esílico)  
(EtSO<sub>3</sub>H)

Ácido bencensulfónico (ácido besílico)  
(PhSO<sub>3</sub>H)

Ácido toluenosulfónico (ácido tosílico, o  
(C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>(CH<sub>3</sub>)(SO<sub>3</sub>H))

Ácido trifluorometansulfónico (ácido  
tríflico)

#### **Ácidos carboxílicos**

Ácido acético

Ácido fórmico

Ácido glucónico

Ácido láctico

Ácido oxálico

Ácido tartárico

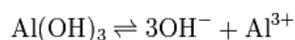
## Ácidos carboxílicos vinílogos

Ácido ascórbico

Ácido de Meldrum

### Fuerza de una base

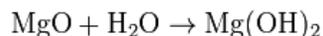
Una base fuerte es la que se disocia completamente en el agua, es decir, aporta el máximo número de iones  $\text{OH}^-$ . El hidróxido potásico es un ejemplo de una base fuerte. Una base débil también aporta iones  $\text{OH}^-$  al medio, pero está en equilibrio el número de moléculas disociadas con las que no lo están.



En este caso, el hidróxido de aluminio está en equilibrio (descomponiéndose y formándose) con los iones que genera.

### Formación de una base

Una base se forma cuando un óxido metálico reacciona con agua (hidrólisis):



igual es:



Algunos ejemplos de bases son:

Soda cáustica ( $\text{NaOH}$ )

Jabón y detergente

Leche de magnesia ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ )

Bicarbonato de sodio

El cloro de piscina (hipoclorito de sodio)

Antiácidos en general

Productos de limpieza

Amoníaco ( $\text{NH}_3$ )

## Valoración ácido-base

Una valoración ácido-base (también llamada volumetría ácido-base, titulación ácido-base o valoración de neutralización) es una técnica o método de análisis cuantitativo muy usada, que permite conocer la concentración desconocida de una disolución de una sustancia que pueda actuar como ácido neutralizada por medio de una base de concentración conocida, o bien sea una concentración de base desconocida neutralizada por una solución de ácido conocido. Es un tipo de valoración basada en una reacción ácido-base o reacción de neutralización entre el analito (la sustancia cuya concentración queremos conocer) y la sustancia valorante. El nombre *volumetría* hace referencia a la medida del volumen de las disoluciones empleadas, que nos permite calcular la concentración buscada. Aparte del cálculo de concentraciones, una valoración ácido-base permite conocer el grado de pureza de ciertas sustancias.

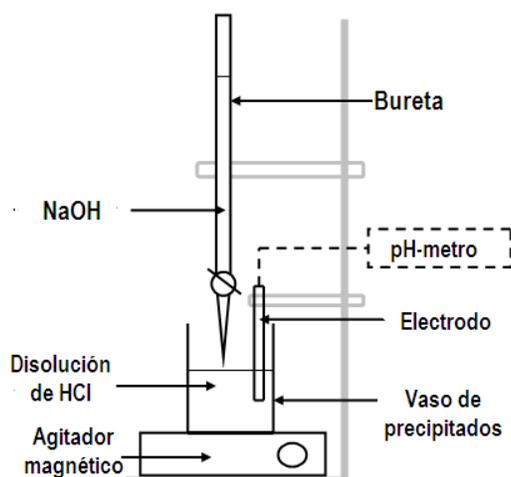


Figura 41. Valoración de disolución de ácido clorhídrico, empleando hidróxido de sodio como sustancia valorante, y un pH-metro para detectar el punto final. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Valoracion-HCl-NaOH.png>

## Método y material empleado

El material básico empleado para una valoración ácido-base es:

- Bureta
- Mesa o soporte de fondo blanco - se emplea para apreciar el cambio de color de la disolución.
- Pipeta
- Indicador de pH o Indicador ácido-base (se emplean muchos diferentes, según la reacción)
- Matraz Erlenmeyer (matraz cónico)
- Disolución estándar (una disolución de concentración conocida, como la de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en agua)
- Disolución o muestra cuya concentración queremos conocer.

En una valoración ácido-base a veces es necesario el uso de un indicador ácido-base que sufra un cambio de color y/o de un pH-metro para conocer el punto final. En otros casos las propias sustancias que intervienen experimentan un cambio de color que permite saber cuándo se ha alcanzado ese punto de equivalencia entre el número de equivalentes de ácido y de base.

En otras valoraciones o volumetrías, (redox, complexometría, de precipitación) se registra la concentración de una sustancia en función del volumen de sustancia valorante añadida, para determinar el punto final.

En una valoración ácido-base se prefiere medir el pH como una medida de cómo transcurre la transferencia de hidrones,  $\text{H}^+$ , entre el ácido y la base. Para ello se emplean electrodos específicos conectados a un potenciómetro. Cerca del punto de equivalencia o punto final de la valoración se observa un cambio muy brusco de dicho potencial.

## Clases de valoración ácido-base

Se pueden clasificar en dos grandes grupos:

- Alcalimetrías: Determinación de la concentración de una base empleando un ácido fuerte de concentración conocida como sustancia valorante. Se emplea casi siempre ácido clorhídrico, HCl; a veces ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; y casi nunca los ácidos nítrico (HNO<sub>3</sub>) y perclórico, (HClO<sub>4</sub>).
- Acidimetrías. Determinación de la concentración de un ácido empleando una base fuerte de concentración conocida como sustancia valorante, como el NaOH.

Curvas de valoración ácido-base, para el ácido clorhídrico y el ácido acético, obtenidas midiendo el pH de dichas disoluciones, tras añadirle volúmenes crecientes de base fuerte. Se muestra el punto de equivalencia en ambos casos y la zona de viraje de la fenolftaleína, que serviría como indicador (Figura 42).

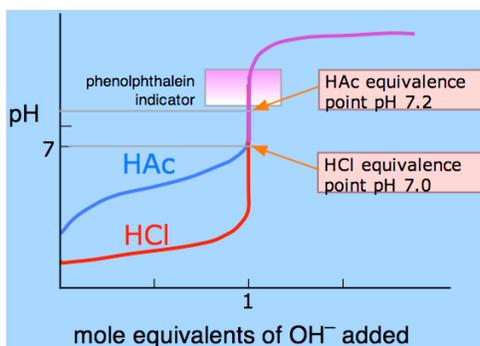


Figura 42. Curva de valoración ácido-base. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Weak.png>

## Curvas de valoración

Si representamos el pH medido por un electrodo en función del volumen añadido de sustancia valorante se obtienen curvas de valoración o curvas de titulación, similares a la de la figura 42. Se observa el rápido cambio del pH para un volumen determinado. El punto de inflexión de esta curva se llama punto de equivalencia y su volumen nos indica el volumen de sustancia valorante consumido para reaccionar con el analito. En ausencia de sistema medidor del pH, se pueden usar indicadores ácido-base, sustancias que mediante un cambio de color nos indican que se ha llegado al punto de equivalencia.

### Punto de equivalencia: valor del pH

Antes de iniciar la valoración se debe elegir un indicador de pH adecuado según el punto de equivalencia previsto de la reacción. El punto de equivalencia se corresponde con el valor teórico de la valoración, pero en la práctica no es posible saberlo con exactitud. En dicho punto habrán reaccionado cantidades estequiométricas de ambos reactivos, y el pH de dicho punto depende de la fuerza relativa del ácido y la base empleados. Para conocer dicho valor se pueden emplear las siguientes reglas:

- Un ácido fuerte reacciona con una base fuerte para formar una disolución neutra ( $\text{pH} = 7$ ).
- Un ácido fuerte reacciona con una base débil para formar una disolución ácida ( $\text{pH} < 7$ ).
- Un ácido débil reacciona con una base fuerte para formar una disolución básica ( $\text{pH} > 7$ ).

Cuando un ácido débil reacciona con una base débil, la disolución en el punto de equivalencia será básica, si la base es más fuerte que el ácido, y será ácida, si el ácido es más fuerte que la base. Si ambos son de igual fuerza, entonces el pH de equivalencia será neutro. Sin embargo, los ácidos débiles no se valoran normalmente frente a bases débiles, porque el cambio de color mostrado por el indicador suele ser rápido, y por lo tanto muy difícil de ver con claridad por el observador.

El punto final es el punto en que se detiene la valoración, por ejemplo, tras el viraje de color del indicador. Este cambio producido en la disolución permite establecer experimentalmente el punto final de la valoración.

El punto final debe coincidir lo más exactamente posible con el punto de equivalencia. La diferencia entre ambos puntos constituye el error de valoración, que es propio del método (indicador empleado, uso de reactivos impuros, etc), y no debemos confundirlo con los errores accidentales debidos a manipulaciones o medidas de volumen defectuosas.

### **Determinación del punto de equivalencia**

Son muy numerosos los métodos para detectar el punto de equivalencia. Aparte de los métodos más frecuentes (uso de indicadores y medida directa del pH con potenciómetro) se pueden usar otros métodos:

- Valoración potenciométrica: Es una medida basada en la diferencia de potencial entre un electrodo adecuado frente a un electrodo de referencia (electrodo de calomelanos de potencial fijo) en función del volumen de sustancia valorante. No confundir con la medida directa de potencial que efectúa el pH-metro. Proporcionan resultados más fiables que las valoraciones con indicadores químicos o ácido-base. Se emplean dos electrodos, en lugar de uno sólo. En el punto final hay una rápida modificación del potencial. Representando la derivada en función del volumen, se observa un pico que corresponde al punto final. También se observa en la segunda derivada. Estas medidas de potencial también permiten calcular la constante de disociación del ácido o la base que se está valorando.
- Valoración fotométrica. Se emplean espectrómetros o fotómetros de filtro. Se trata de comprobar cómo varía la absorbancia de la muestra en función del volumen de disolución valorante añadido. Aunque los ácidos y bases no absorben, basta añadir un indicador ácido-base para controlar el avance de la neutralización.

- Valoración conductimétrica. Se mide la conductividad de la disolución en función del volumen añadido. Sirve para valorar ácidos o bases muy débiles, o disoluciones muy diluidas. No puede aplicarse a muchos procesos.
- Valoración amperométrica. Se aplican más a valoraciones redox que a valoraciones ácido-base.
- Valoración termométrica o calorimetría. Se trata de detectar los aumentos de temperatura durante la valoración.
- Valoración coulombimétrica: Consta de un electrodo donde se obtiene un reactivo y otro contra electrodo con la muestra. Se le hace pasar una corriente constante (amperioestato) durante un tiempo. Dicha corriente, por ejemplo, libera una cantidad de iones OH<sup>-</sup> (en un electrodo de Hg) proporcional a la carga que lo atraviesa. Según las leyes de Faraday, conociendo la intensidad de corriente que circula por la célula y el tiempo, se puede calcular los moles de OH<sup>-</sup> formados y, a partir de ahí, los moles de ácido en la muestra. Este método no presenta las interferencias del ion carbonato en la valoración de ácidos y no requiere preparar o estandarizar disoluciones.

### **Medida del punto de equivalencia con el pH-metro**

Un pH-metro es un instrumento que mide el pH de una disolución, y sirve para detectar el punto final de una valoración ácido-base. Consta de un electrodo de plata-cloruro de plata, de potencial constante, en una disolución 0,1 M de HCl dentro de una membrana de vidrio que mide la actividad de los iones H<sup>+</sup> capaces de atravesarla, y de una unidad lectora que hace una medida directa del potencial eléctrico del electrodo y señala en una pantalla el valor del pH.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Ecuación de Henderson-Hasselbach que indica el pH en función de las concentraciones de las formas ácida (HA) y básica (A<sup>-</sup>) de una sustancia.

## Valoración de ácidos débiles

Cuando se titula o valora un ácido débil con una base fuerte, el pH antes del punto de equivalencia se puede calcular mediante la siguiente fórmula, llamada Ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[OH^-]_{añadido}}{[HA]_{total} - [OH^-]_{añadido}}\right)$$

donde:

$pK_a$  es el potencial de la constante de acidez del ácido débil.

$[OH^-]_{añadido}$  es la concentración de base fuerte añadida a la disolución final (no a la disolución estándar original)

$[HA]_{total}$  es la suma de las concentraciones de ácido, HA, y de su base conjugada,  $A^-$ , en la disolución final.

Así, si se añade una base fuerte de forma que su concentración sea la mitad de la cantidad de ácido débil presente en la solución, es decir ( $[OH^-]_{añadido} = 0,5 \cdot [HA]_{total}$ ), el pH es igual al  $pK_a$ .

La fórmula más general que describe la valoración de un ácido débil con una base fuerte es la siguiente

$$\phi = \frac{C_b V_b}{C_a V_a} = \frac{\alpha_{A^-} - \frac{[H^+] - [OH^-]}{C_a}}{1 + \frac{[H^+] - [OH^-]}{C_b}}$$
$$\alpha_{A^-} = \frac{K_a}{[H^+] + K_a}$$

$\phi$  = fracción de la finalización de la valoración ( $\phi < 1$  es antes del punto de equivalencia,  $\phi = 1$  en el punto de equivalencia, y  $\phi > 1$  después del punto de equivalencia)

$C_a, C_b$  = las concentraciones del ácido y la base, respectivamente,

$V_a, V_b$  = los volúmenes del ácido y la base, respectivamente,

$\alpha_{A^-}$  = La fracción del ácido débil que se ioniza (grado de disociación)

## Cálculos

Se debe cumplir en cualquier valoración ácido-base la siguiente expresión:

*número de iones  $H^+$  cedidos por el ácido = número de iones  $H^+$  ganados por la base*

o bien,

*número de iones  $H^+$  cedidos por el ácido = número de iones  $OH^-$  cedidos por la base*

Esto se puede escribir también como:

$$V_{aci} \cdot M_{aci} \cdot \text{núm. de } H^+ \text{ ced. por moléc} = V_{bas} \cdot M_{bas} \cdot \text{núm. de } H^+ \text{ gan. (ó núm. de } OH^- \text{ ced.) por moléc}$$

donde:

$V_{aci}$  = Volumen de ácido

$M_{aci}$  = Molaridad del ácido

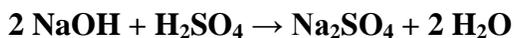
núm. de  $H^+$  ced. = número de iones  $H^+$  cedidos por molécula-átomo-ión de ácido

$V_{bas}$  = Volumen de la base

$M_{bas}$  = Molaridad de la base

núm. de  $H^+$  gan. (ó núm. de  $OH^-$  ced.) por moléc = número de  $H^+$  ganados ó de  $OH^-$  cedidos por molécula-átomo-ión de base

Ejemplo: Queremos valorar 25 mL de disolución de NaOH (concentración desconocida), empleando disolución de  $H_2SO_4$  0,35 mol/L, según la ecuación:



El volumen de esta última disolución en el punto de equivalencia ha sido de 20 mL. Luego:

$$V_{aci} \cdot M_{aci} \cdot \text{n}^\circ H^+ \text{ cedidos} = V_{bas} \cdot M_{bas} \cdot \text{n}^\circ H^+ \text{ ganados ( o de } OH^- \text{ cedidos)}$$

$$20 \text{ mL} \cdot 0,35 \text{ mol/L} \cdot 2 = 25 \text{ mL} \cdot M_{red} \cdot 1 ; \quad M_{red} = \mathbf{0,56 \text{ mol/L}}$$

## Indicadores ácido-base

Indicador	Zona de viraje	Color 1	Color 2
Azul de timol (1°)	1,2-2,8	Rojo	Amarillo
Rojo congo	3,0-5,2	Azul-violeta	Rojo
Naranja de metilo	3,1-4,4	Rojo	Amarillo-anaranjado
Azul de bromocresol	3,8-5,4	celeste	verde
Rojo de metilo	4,2-6,2	Rojo	Amarillo
Tornasol	5,0-8,0	Rojo	Azul
Azul de bromotimol	6,0-7,6	Amarillo	Azul
Rojo neutro	6,8-8,4	Rojo	Amarillo
Azul de timol (2°)	8,0-9,6	Amarillo	Azul
Fenolftaleína	8,2-10,0	Incoloro	Magenta
Carmín índigo	11,6-14,0	Azul	Amarillo

Un indicador es un pigmento que sufre un cambio de color cuando se modifica el pH. Se deben elegir de modo que coincida dicho cambio o viraje al mismo tiempo que se llega al punto de equivalencia de la valoración ácido-base por lo que sirven para indicar dicho punto. Suelen ser ácidos o bases orgánicos débiles y la zona de viraje de cada indicador se sitúa aproximadamente entre una unidad de pH por debajo y una unidad por encima del valor de su  $pK_a$ .

Zona de viraje=  $(pK_a-1, pK_a+1)$

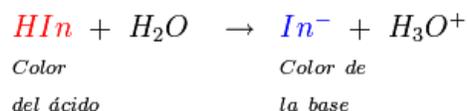
Una clasificación de los indicadores los subdivide en:

- Autoindicadores. La propia sustancia valorante o el analito actúan de indicador, pues cambian de color a lo largo de la reacción. Un ejemplo típico es el permanganato de potasio.

- Indicadores coloreados. Son los más usados; suelen añadirse al sistema a valorar, introduciendo directamente unas gotas en la disolución del analito, pero otras veces se extraen pequeñas fracciones de ésta y se ensaya externamente con el indicador. Sus coloraciones deben ser intensas para percibir claramente el cambio de color.
- Indicadores fluorescentes. Funcionan de modo parecido a los indicadores coloreados, aunque son menos numerosos. El final de la valoración se pone de manifiesto por la aparición, desaparición o cambio de la fluorescencia de la disolución problema sometido a la luz ultravioleta.
- Indicadores de adsorción. Son sustancias que cambian de color al ser adsorbidas o desorbidas por los coloides que se forman en el seno de la disolución problema como resultado de la reacción entre el analito y la sustancia valorante.

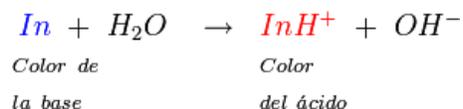
Frente a los indicadores fisicoquímicos, que registran cambios en algunas propiedades (pH...), los indicadores químicos son sustancias que exhiben estos cambios de color.

Los indicadores ácidos presentan equilibrios del tipo:



Al grupo de los indicadores ácidos pertenecen el azul de timol (sufre un primer viraje a un pH aproximado de 2, y un segundo cambio, próximo a 9), verde de bromocresol, púrpura de bromocresol, azul de bromotimol, rojo de fenol, púrpura de cresol, fenolftaleína y timolftaleína.

Los indicadores básicos presentan equilibrios del tipo:



Al grupo de los indicadores básicos pertenecen el amarillo de metilo, naranja de metilo, rojo de metilo y amarillo de alizarina GG. Uno de los indicadores más empleados es el papel indicador, un papel absorbente impregnado en una mezcla de indicadores y que muestra un color diferente para cada unidad de pH.

### **Elección del indicador**

El punto en el que el indicador cambia de color se llama punto final. Se debe elegir un indicador adecuado, preferiblemente uno que experimente un cambio de color (punto final) cerca del punto de equivalencia de la reacción.

En primer lugar, la bureta debe lavarse con la disolución estándar, la pipeta con la solución desconocida, y el erlenmeyer con agua destilada.

En segundo lugar, un volumen conocido de la solución de concentración desconocida se debe tomar con la pipeta y se coloca en el matraz Erlenmeyer o en un vaso de precipitados, junto con unas gotas del indicador elegido (o el electrodo del pH-metro). La bureta debe llenarse siempre hasta la parte superior de su escala con la solución conocida, para facilitar la lectura.

Se vierte sobre el matraz la disolución conocida, abriendo la llave de la bureta. En esta etapa queremos hacer una estimación aproximada de la cantidad de esta solución que necesitaremos para neutralizar la solución desconocida. Se debe dejar salir la disolución de la bureta hasta que el indicador cambia de color y, entonces, anotamos el valor que marca la bureta para saber el volumen gastado. Esta primera valoración es aproximada y debe ser desestimada para los cálculos.

Ácido	Base	Indicador	Zona de viraje
Fuerte	Fuerte	Azul de bromotimol	
Fuerte	Débil	Naranja de metilo	
Débil	Fuerte	Fenolftaleína	
Débil	Débil	No se valora	

Débil (pH > 5,5)	Muy Fuerte (pH > 13,5)	Amarillo de alizarina	
Muy fuerte (pH < 0,5)	Débil (pH < 8,5)	Azul de timol	

Se deben realizar tres valoraciones más, ahora más lentamente y con mayor precisión, sobre todo cuando se esté cerca del punto final previsto. Las tres lecturas de la bureta en el punto final deben ser registradas, y se promedian para dar el resultado final. El punto final se alcanza justo cuando el indicador cambia de color de forma permanente.

Obsérvese en la tabla de la derecha el indicador que podemos elegir en función de la fuerza relativa del ácido y la base. Por ejemplo, para valorar ácido acético (un ácido débil) con hidróxido de sodio (una base fuerte), debemos usar fenolftaleína como indicador o introducir un electrodo conectado a un pH-metro, que registre un cambio brusco del pH, que indica el punto final.

### **Estandarización de disoluciones para valoración**

Las disoluciones de las sustancias valorantes deben ser estandarizadas antes de su empleo como sustancias valorantes, es decir, su concentración debe ser medida experimentalmente frente a una sustancia que actúa como patrón primario, y no sólo calculada a partir de la masa empleada para la disolución.

Esto es necesario porque dichas sustancias no son completamente puras, pueden sufrir alteraciones en el proceso de disolución, o posteriormente durante con el tiempo transcurrido. En las valoraciones ácido-base se emplean ácidos fuertes (como HCl) y bases fuertes (como NaOH) como sustancias valorantes, pero no son patrones primarios y sus disoluciones deben ser estandarizadas.

### **Estandarización de una disolución de NaOH.**

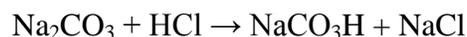
El hidróxido sódico sólido comercial no es de gran pureza y puede tener restos de carbonato de sodio. Se disuelve un peso conocido en agua destilada y se le añade agua hasta alcanzar un volumen conocido en un matraz aforado. Por ejemplo, una masa de 4 gramos de NaOH disueltos en agua hasta un volumen total de 1 litro, forman una

disolución de concentración aproximada 0,1 M (molar). Al no ser un patrón primario, es necesario estandarizarla para conocer exactamente su concentración. Puede realizarse valorándola con ftalato ácido de potasio, que sí es un patrón primario, usando fenolftaleína como indicador.

### **Estandarización de una disolución de HCl.**

El ácido clorhídrico comercial no es patrón primario. Una disolución preparada mezclando 8,3 mL de HCL comercial (37% de pureza y densidad 1,18 g/mL), con suficiente cantidad de agua hasta completar un matraz aforado con un volumen total de 1 litro, tendrá una concentración aproximada de 0,1 M (molar). Al no ser un patrón primario, esta disolución se debe estandarizar. Para ello, se valora con carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , que sí es un patrón primario, empleando fenolftaleína y anaranjado de metilo como indicadores. El viraje de la fenolftaleína se produce cuando el  $\text{CO}_3^{2-}$  se ha transformado en  $\text{HCO}_3^-$ .

Otros patrones primarios son ácido oxálico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , tetraborato de sodio,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , y óxido de mercurio (II),  $\text{HgO}$ .



En ese momento se añaden unas gotas de anaranjado de metilo, que vira cuando todo el  $\text{HCO}_3^-$  se convierte en  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , que se descompone en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .



## **ESTEQUIOMETRÍA**

En química, la estequiometría (del griego *στοιχειον*, *stoicheion*, 'elemento' y *μετρον*, *métron*, 'medida') es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química. Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica, aunque históricamente se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas leyes y principios.

### **Leyes estequiométricas**

Las leyes estequiométricas forman parte de la Historia de la química y fueron propuestas antes de la teoría atómica de Dalton y de los conceptos de mol y fórmula molecular. Expresan relaciones de masa de elementos en un compuesto químico o de reactivos y productos en una reacción química.

## **LEYES PONDERALES O GRAVIMÉTRICAS**

### **Ley de la conservación de la masa de Lavoisier**

En toda reacción química se conserva la masa; esto es: la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos resultantes. La ley de conservación de la masa, enunciada por Lavoisier, es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. En esta ley se asume la conservación de la identidad de los elementos químicos, que resulta indispensable en el balanceo de ecuaciones químicas. Se puede enunciar de la manera siguiente: en cualquier reacción química se conserva la masa. Es decir: la materia no se crea, ni se destruye, solo se transforma.

### **Ley de Proust o de las proporciones constantes**

En 1799, J. L. Proust llegó a la conclusión de que, para generar un compuesto determinado, dos o más elementos químicos se unen entre sí, siempre en la misma proporción ponderal (del latín *pondus*, *pondéris*: casos nominativo y genitivo de *peso*).

Una aplicación de la ley de Proust es en la obtención de la denominada *composición centesimal* de un compuesto, es decir el porcentaje ponderal que dentro de la molécula representa cada elemento.

### **Ley de Dalton o de las proporciones múltiples**

Puede ocurrir que dos elementos se combinan y, en vez de producir un solo compuesto, generen varios compuestos (caso no previsto en la ley de Proust).

En 1808, Dalton concluyó que los pesos de uno de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardan una relación expresable por lo general mediante un cociente de números enteros pequeños.

### **Ley de las proporciones equivalentes o recíprocas**

"Si dos elementos se combinan con cierta masa fija de un tercero en cantidades  $a$  y  $b$ , respectivamente, en caso de que aquellos elementos se combinen entre sí lo hacen según una relación sencilla de masas  $a/b$ . Es decir: siempre que dos elementos reaccionan entre sí, lo hacen en equivalencia o según múltiplos o submúltiplos de los elementos.

### **Ley de los volúmenes de combinación**

A diferencia de las anteriores esta ley propuesta por Gay-Lussac en 1809 relaciona los volúmenes de los reactivos y los productos en una reacción química y las proporciones de los elementos en diferentes compuestos.

La ley de los volúmenes de combinación establece que, cuando los gases reaccionan entre sí para formar otros gases, y todos los volúmenes se miden a la misma temperatura y presión: "La relación entre los volúmenes de los gases reactantes y los productos se pueden expresar en números simples enteros".

Por ejemplo, Gay-Lussac descubrió que 2 volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno que reaccionan forman 2 volúmenes de agua gaseosa.

## ECUACIÓN QUÍMICA

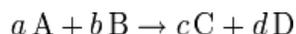
Una ecuación química es una descripción simbólica de una reacción química. Muestra las sustancias que reaccionan (llamadas reactivos o reactantes) y las sustancias que se originan (llamadas productos). La ecuación química ayuda a visualizar los reactivos que son los que tendrán una reacción química y el producto, que es la sustancia que se obtiene de este proceso. Además se puede ubicar los símbolos químicos de cada uno de los elementos o compuestos que estén dentro de la ecuación y poder balancearlos con mayor facilidad.

Una ecuación química debe:

- Cumplir con la ley de conservación de la materia.
- Cumplir con la ley de conservación de la carga.
- Cumplir con la ley de conservación de la energía.
- Corresponder a un proceso real.

### Interpretación de una ecuación química

Un caso general de ecuación química sería:



donde:

A, B, C, D, representan los símbolos químicos o la fórmula molecular de los átomos o moléculas que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).

a, b, c, d, representan los coeficientes estequiométricos, que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa.

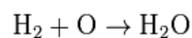
La interpretación física de los coeficientes estequiométricos, si estos son números enteros y positivos, puede ser en átomos o moles:

Así, se diría de la ecuación de geometría estequiometría se subdivide en la siguiente:

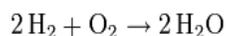
1. Cuando "a" átomos (o moléculas) de A reaccionan con "b" átomos (o moléculas) de B producen "c" átomos (o moléculas) de C, y "d" átomos (o moléculas) de D.

2. Cuando "a" moles de átomos (o moléculas) de A reaccionan con "b" moles de átomos (o moléculas) de B producen "c" moles de átomos (o moléculas) de C, y "d" moles de átomos (o moléculas) de D.

Por ejemplo el hidrógeno (H<sub>2</sub>) puede reaccionar con oxígeno (O<sub>2</sub>) para dar agua (H<sub>2</sub>O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El símbolo "+" se lee como "reacciona con", mientras que el símbolo "→" se lee como "produce". Para ajustar la ecuación, ponemos los coeficientes estequiométricos:



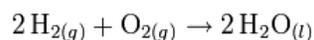
La ecuación está ajustada y puede ser interpretada como 2 mol de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno, produciendo 2 mol de moléculas de agua.

Las fórmulas químicas a la izquierda de "→" representan las sustancias de partida, denominadas reactivos o reactantes; a la derecha de "→" están las fórmulas químicas de las sustancias producidas, denominadas productos.

Los números delante de las fórmulas son llamados coeficientes estequiométricos. Estos deben ser tales que la ecuación química esté balanceada, es decir, que el número de átomos de cada elemento de un lado y del otro sea el mismo. Los coeficientes deben ser enteros positivos, y el uno se omite. En las únicas reacciones que esto no se produce es en las reacciones nucleares.

Adicionalmente, se pueden agregar (entre paréntesis y como subíndice) el estado de cada sustancia participante: sólido (*s*), líquido (*l*), acuoso (*ac*) o gaseoso (*g*).

En el ejemplo del agua:

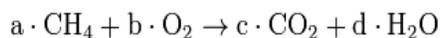


### **Balance de ecuaciones**

Se dice que una ecuación química se encuentra ajustada, equilibrada o balanceada cuando respeta la ley de conservación de la materia, según la cual la cantidad de átomos de cada elemento debe ser igual del lado de los reactivos (antes de la flecha) y en lado de los productos de la reacción (después de la flecha).

Para balancear una ecuación, se deben ajustar los coeficientes, y no los subíndices. Esto es así porque cada tipo de molécula tiene siempre la misma composición, es decir se encuentra siempre formada por la misma cantidad de átomos, si modificamos los subíndices estamos nombrando a sustancias diferentes: H<sub>2</sub>O es agua común y corriente, pero H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> es peróxido de hidrógeno una sustancia química totalmente diferente. Al modificar los coeficientes solo estamos diciendo que ponemos más o menos de tal o cual sustancia.

Por ejemplo, en la reacción de combustión de metano (CH<sub>4</sub>), éste se combina con oxígeno molecular (O<sub>2</sub>) del aire para formar dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y agua. (H<sub>2</sub>O). La reacción sin ajustar será:



En esta ecuación, las incógnitas son *a*, *b*, *c* y *d*, que son los denominados coeficientes estequiométricos. Para calcularlos, debe tenerse en cuenta la ley de conservación de la materia, por lo que la suma de los átomos de cada elemento debe ser igual en los reactivos y en los productos de la reacción. Existen tres métodos principales para balancear una

ecuación estequiométrica, que son, el método de tanteo, el método algebraico y el método de ion-electrón para ecuaciones de tipo redox.

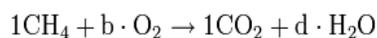
### **Método de balanceo por tanteo**

El método de tanteo se basa simplemente en modificar los coeficientes de uno y otro lado de la ecuación hasta que se cumplan las condiciones de balance de masa. No es un método rígido, aunque tiene una serie de delineamientos principales que pueden facilitar el encontrar rápidamente la condición de igualdad.

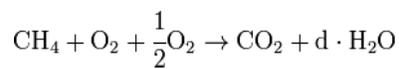
Se comienza igualando el elemento que participa con mayor estado de oxidación en valor absoluto. Se continúa ordenadamente por los elementos que participan con menor estado de oxidación. Si la ecuación contiene oxígeno, conviene balancear el oxígeno en segunda instancia. Si la ecuación contiene hidrógeno, conviene balancear el hidrógeno en última instancia.

En el ejemplo, se puede observar que el elemento que participa con un estado de oxidación de mayor valor absoluto es el carbono que actúa con estado de oxidación (+4), mientras el oxígeno lo hace con estado de oxidación (-2) y el hidrógeno con (+1).

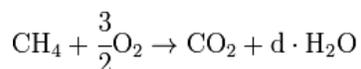
Comenzando con el carbono, se iguala de la forma más sencilla posible, es decir con coeficiente 1 a cada lado de la ecuación, y de ser necesario luego se corrige.



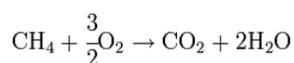
Se continúa igualando el oxígeno, se puede observar que a la derecha de la ecuación, así como está planteada, hay 3 átomos de oxígeno, mientras que a la izquierda hay una molécula que contiene dos átomos de oxígeno. Como no se deben tocar los subíndices para ajustar una ecuación, simplemente añadimos media molécula más de oxígeno a la izquierda:



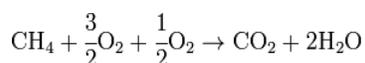
O lo que es lo mismo:



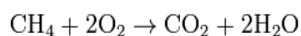
Luego se iguala el hidrógeno. A la izquierda de la ecuación hay cuatro átomos de hidrógeno, mientras que a la derecha hay dos. Se añade un coeficiente 2 frente a la molécula de agua para balancear el hidrógeno:



El hidrógeno queda balanceado, sin embargo ahora se puede observar que a la izquierda de la ecuación hay 3 átomos de oxígeno ( $\frac{3}{2}$  de molécula) mientras que a la derecha hay 4 átomos de oxígeno (2 en el óxido de carbono (II) y 2 en las moléculas de agua). Se balancea nuevamente el oxígeno agregando un átomo más ( $\frac{1}{2}$  molécula más) a la izquierda:



O lo que es lo mismo:



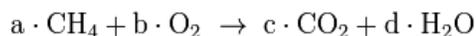
Ahora la ecuación queda perfectamente balanceada. El método de tanteo es útil para balancear rápidamente ecuaciones sencillas, sin embargo se torna engorroso para balancear ecuaciones en las cuales hay más de tres o cuatro elementos que cambian sus estados de oxidación. En esos casos resulta más sencillo aplicar otros métodos de balanceo.

### **Método de balanceo algebraico**

El método algebraico se basa en el planteamiento de un sistema de ecuaciones en la cual los coeficientes estequiométricos participan como incógnitas, procediendo luego despejar estas incógnitas. Es posible sin embargo que muchas veces queden planteados sistemas de ecuaciones con más incógnitas que ecuaciones, en esos casos la solución se halla igualando

uno cualquiera de los coeficientes a 1 y luego despejando el resto en relación a él. Finalmente se multiplican todos los coeficientes por un número de modo tal de encontrar la menor relación posible entre coeficientes enteros.

En el ejemplo:



para el elemento hidrógeno (H) hay  $4 \cdot a$  átomos en los reactivos y  $2 \cdot d$  átomos en los productos. De esta manera se puede plantear una condición de igualdad para el hidrógeno:

$$\text{Hidrógeno: } 4 \cdot a = 2 \cdot d$$

Y procediendo de la misma forma para el resto de los elementos participantes se obtiene un sistema de ecuaciones:

$$\text{Hidrógeno: } 4 \cdot a = 2 \cdot d$$

$$\text{Oxígeno: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + d$$

$$\text{Carbono: } a = c$$

Con lo que tenemos un sistema lineal de tres ecuaciones con cuatro incógnitas homogéneo:

$$\begin{cases} 4a & & -2d & = & 0 \\ & 2b & -2c & -d & = & 0 \\ a & & -c & & = & 0 \end{cases}$$

Al ser un sistema homogéneo tenemos la solución trivial:

$$a = b = c = d = 0$$

Pero debemos buscar una solución que no sea trivial, ya que esta implicaría que no hay "ningún" átomo, y no describe el planteo químico, proseguimos a simplificar:

$$\begin{cases} 2a & & -d & = 0 \\ & 2b & -2c & -d & = 0 \\ a & & -c & & = 0 \end{cases}$$

Si, la tercera ecuación, la cambiamos de signo, la multiplicamos por dos y le sumamos la primera tendremos:

$$\begin{cases} 2a & & -d & = 0 \\ & 2b & -2c & -d & = 0 \\ -2a & & +2c & & = 0 \end{cases} \longrightarrow \begin{cases} 2a & & -d & = 0 \\ & 2b & -2c & -d & = 0 \\ & & 2c & -d & = 0 \end{cases}$$

Pasando **d** al segundo miembro, tenemos:

$$\begin{cases} 2a & & = d \\ & 2b & -2c & = d \\ & & 2c & = d \end{cases}$$

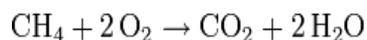
Con lo que tenemos el sistema resuelto en función de **d**:

$$\begin{cases} a = \frac{d}{2} \\ b = \frac{d}{2} \\ c = \frac{d}{2} \end{cases}$$

Se trata en encontrar el menor valor de **d** que garantice que todos los coeficientes sean números enteros, en este caso haciendo **d**= 2, tendremos:

$$\begin{cases} a = 1 \\ b = 2 \\ c = 1 \\ d = 2 \end{cases}$$

Sustituyendo los coeficientes estequiométricos en la ecuación de la reacción, se obtiene la ecuación ajustada de la reacción:



Ésta dice que **1** molécula de metano reacciona con **2** moléculas de oxígeno para dar **1** molécula de dióxido de carbono y **2** moléculas de agua.

Al fijar arbitrariamente un coeficiente e ir deduciendo los demás pueden obtenerse valores racionales no enteros. En este caso, se multiplican todos los coeficientes por el mínimo común múltiplo de los denominadores. En reacciones más complejas, como es el caso de las reacciones redox, se emplea el método del ion-electrón.

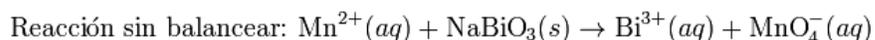
### **Balanceo de las ecuaciones Redox**

Las reacciones electroquímicas se pueden balancear por el método ion-electrón donde la reacción global se divide en dos *semirreacciones* (una de oxidación y otra de reducción), se efectúa el balance de carga y elemento, agregando  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y/o electrones para compensar los cambios de oxidación. Antes de empezar a balancear se tiene que determinar en qué medio ocurre la reacción, debido a que se procede de una manera en particular para cada medio.

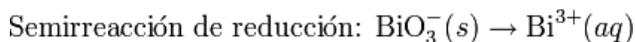
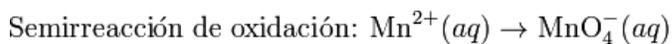
### **Medio Ácido**

Se explicará por medio de un ejemplo, cuando manganésica reacciona con bismutato de sodio.

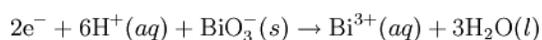
El primer paso es escribir la reacción sin balancear:



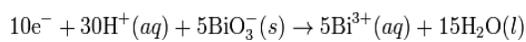
Luego se divide en dos semirreacciones:



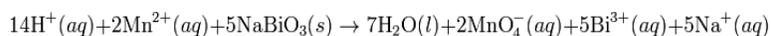
Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas. Como estamos en medio ácido los iones  $\text{H}^{+}$  se agregan para balancear los átomos de H y se agrega  $\text{H}_2\text{O}$  para balancear los átomos de O.



Finalmente se multiplica cada semirreacción por un factor para que se cancelen los electrones cuando se sumen ambas semireacciones.



Reacción Balanceada:



En algunos casos es necesario agregar contraiones para terminar de balancear la ecuación. Para este caso, si se conociera el anión de la sal magnésica, ese sería el contraión. Se agrega por igual de ambos lados de la ecuación lo necesario para terminar de balancearla.

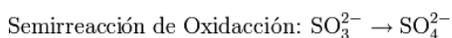
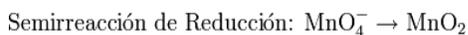
## Medio Alcalino

También se explicará por medio de un ejemplo, cuando el permanganato de potasio reacciona con el sulfito de sodio.

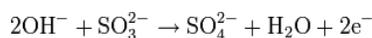
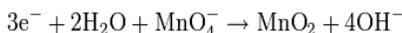
El primer paso es escribir la reacción sin balancear:



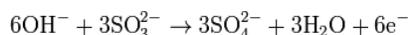
Luego se divide en dos semirreacciones:



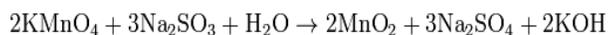
Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas. Como estamos en medio alcalino los  $\text{OH}^-$  se agregan para balancear los átomos de H y normalmente se agrega la mitad de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  del otro lado de la semirreacción para balancear los átomos de O.



Finalmente se multiplica cada semirreacción por un factor para que se cancelen los electrones cuando se sumen ambas semireacciones.



Ecuación balanceada:



En este caso se agregaron contraiones para terminar de balancear la ecuación (los cationes  $K^+$  y  $Na^+$ )

## Mol

El **mol** (símbolo: **mol**) es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Dada cualquier sustancia (elemento o compuesto químico) y considerando a la vez un cierto tipo de entidades elementales que la componen, se define como un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como átomos hay en 12 gramos de carbono-12. Esta definición no aclara a qué se refiere *cantidad de sustancia* y su interpretación es motivo de debates, aunque normalmente se da por hecho que se refiere al número de entidades, como parece confirmar la propuesta de que a partir del 2011 la definición se base directamente en el número de Avogadro (de modo similar a como se define el metro a partir de la velocidad de la luz).

El número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, radicales u otras partículas o grupos específicos de éstas) existentes en un mol de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada número de Avogadro ( $N_A$ ) y equivale a:

$$1 \text{ mol} = 6,02214129(30) \cdot 10^{23} \text{ unidades elementales}$$

Dado que un mol de moléculas  $H_2$  equivale a 2 gramos de hidrógeno, un mol de átomos H será entonces un gramo de este elemento.

Para evitar ambigüedades, en el caso de sustancias macroelementales conviene por lo tanto indicar, cuando sea necesario, si se trata de átomos o de moléculas. Por ejemplo: "un mol de moléculas de nitrógeno" ( $N_2$ ) equivale a 28 g de nitrógeno. O, en general, especificar el tipo de partículas o unidades elementales a que se refiere.

El mol se puede aplicar a las partículas, incluyendo los fotones, cuya masa es nula. En este caso, no cabe establecer comparaciones basadas en la masa.

En los compuestos iónicos también puede utilizarse el concepto de mol, aun cuando no están formados por moléculas discretas. En ese caso el mol equivale al término fórmula-gramo. Por ejemplo: 1 mol de NaCl (58,5 g) contiene  $N_A$  iones  $\text{Na}^+$  y  $N_A$  iones  $\text{Cl}^-$ , donde  $N_A$  es el número de Avogadro.

Por ejemplo para el caso de la molécula de agua:

Se sabe que en una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  hay 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

Se puede calcular su  $\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$ , o sea  $\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 18$  una.

Se calcula la masa molecular absoluta =  $18 \times 1,66 \times 10^{-24} \text{g} = 2,99 \times 10^{-23} \text{g}$ .

Se conoce su masa molar =  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$  (1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  contiene 18 g, formados por 2 g de H y 16 g de O).

En un mol de agua hay  $6,02214129 (30) \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ , a la vez que:

En un mol de agua hay  $2 \times 6,02214129 (30) \times 10^{23}$  átomos de H (o sea 2 moles de átomos de hidrógeno) y  $6,02214129 (30) \times 10^{23}$  átomos de O (o sea 1 mol de átomos de oxígeno).

Como se ha dicho, una cierta cantidad de sustancia expresada en moles se refiere al número de partículas (átomos, moléculas) que la componen, y no a su magnitud. Así como una docena de uvas contiene la misma cantidad de frutas que una docena de sandías, un mol de átomos de hidrógeno tiene la misma cantidad de átomos que un mol de átomos de plomo, sin importar la diferencia de tamaño y peso entre ellos.

## Equivalencias

1 mol de alguna sustancia es equivalente a  $6,02214129 (30) \times 10^{23}$  unidades elementales.

La masa de un mol de sustancia, llamada *masa molar*, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

1 mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L a 0 °C de temperatura y 1 atm de presión; y de 22,7 L si la presión es de 1 bar (0,9869 atm).

El número  $n$  de moles de átomos (o de moléculas si se trata de un compuesto) presentes en una cantidad de sustancia de masa  $m$ , es:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde  $M$  es la masa atómica (o molecular, si se trata de un compuesto).

## FÓRMULA QUÍMICA

La fórmula química es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran, o del número de átomos que forman una molécula. También puede darnos información adicional como la manera en que se unen dichos átomos mediante enlaces químicos e incluso su distribución en el espacio. Para nombrarlas, se emplean las reglas de la nomenclatura química. Existen varios tipos de fórmulas químicas (Figura 43).

Ejemplo: La fórmula general de los silanos es  $\text{Si}_n\text{H}_m$

A veces, los miembros de una familia química se diferencian entre sí por una unidad constante, generalmente un átomo de carbono adicional en una cadena carbonada.

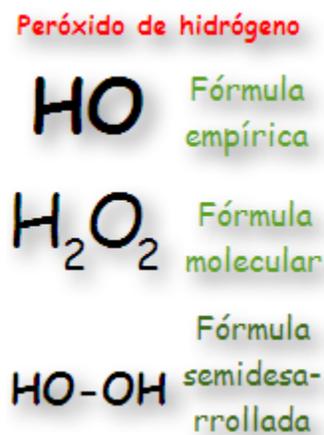


Figura 43. Diferentes fórmulas del peróxido de hidrógeno: empírica, molecular y semidesarrollada. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Peroxido-de-hidrogeno.png>

### Fórmula molecular

La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase. Solo tiene sentido hablar de fórmula molecular en compuestos covalentes. Así la fórmula molecular de la glucosa es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , lo cual indica que cada molécula está formada por 6 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O, unidos siempre de una determinada manera.

### Fórmula semidesarrollada

La fórmula semidesarrollada es similar a la anterior, pero indicando los enlaces entre los distintos grupos de átomos para resaltar, sobre todo, los grupos funcionales que aparecen en la molécula. Es muy usada en química orgánica, donde se puede visualizar fácilmente la estructura de la cadena carbonada y los diferentes sustituyentes. Así, la glucosa tendría la siguiente fórmula semidesarrollada (Figura 44):

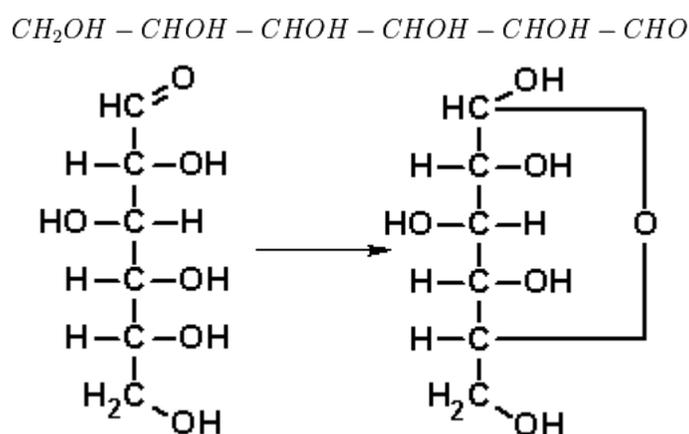


Figura 44. Fórmulas desarrolladas de la D-glucosa y el D-glucopiranosido.  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:D-glucose\\_D-glucopyranoside\\_TOLLENS.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:D-glucose_D-glucopyranoside_TOLLENS.png)

### Fórmula desarrollada

La fórmula desarrollada es más compleja que la fórmula semidesarrollada. Indica todos los enlaces representados sobre un plano cartesiano, que permite observar ciertos detalles de la estructura que resultan de gran interés.

### Fórmula estructural

La fórmula estructural es similar a las anteriores pero señalando la geometría espacial de la molécula mediante la indicación de distancias, ángulos o el empleo de perspectivas en diagramas bi- o tridimensionales.

## Fórmula de Lewis

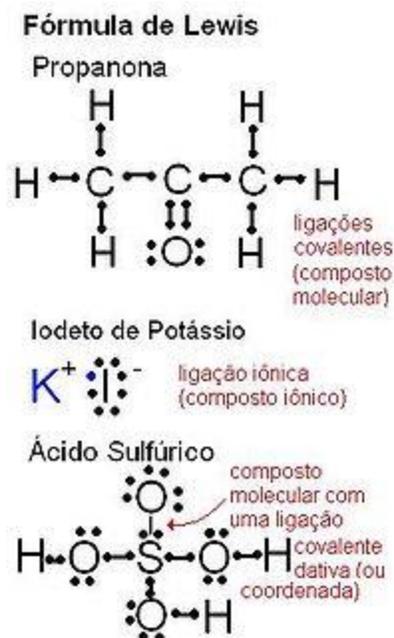


Figura 45. Fórmulas de Lewis de algumas espécies químicas. <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:FLewis.JPG>

La fórmula de Lewis, diagramas de Lewis o estructura de Lewis de una molécula indica el número total de átomos de esa molécula con sus respectivos electrones de valencia (representados por puntos entre los átomos enlazados o por una rayita por cada par de electrones). No es recomendable para estructuras muy complejas.

### Diagramas

En un diagrama 2D, se aprecia la orientación de los enlaces usando símbolos especiales. Una línea continua representa un enlace en el plano; si el enlace está por detrás, se representa mediante una línea de puntos; si el enlace está por delante, se indica con un símbolo en forma de cuña triangular. A veces se emplean otro tipo de convenios o proyecciones para grupos de compuestos específicos (proyección de Newman, diagramas de Tollens, etc).

## Fórmula general

La fórmula general de un grupo de compuestos puede representarse de diferentes maneras:

- Expresando el número de átomos de cada clase

En química inorgánica, una familia de compuestos se puede representar por una fórmula general cuyos subíndices (número de átomos de cada clase) son variables (x, y, z...).

- Incluyendo expresiones matemáticas en los subíndices

En química orgánica, es frecuente que los subíndices sean expresiones matemáticas que incluyen la variable **n** (número de átomos de carbono). Se llama serie homóloga al conjunto de compuestos que comparten la misma fórmula general. Por ejemplo, la fórmula general de los alcoholes es:  $C_nH_{(2n+1)}OH$  (donde  $n \geq 1$ )

Serie homóloga	Fórmula general	Ejemplos
Alcanos	$C_nH_{2n+2}$	CH <sub>4</sub> , C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> , C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> , C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
Alquenos monoinsaturados	$C_nH_{2n}$	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> , C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> , C <sub>4</sub> H <sub>8</sub>
Alquinos monoinsaturados	$C_nH_{2n-2}$	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> , C <sub>3</sub> H <sub>4</sub> , C <sub>4</sub> H <sub>6</sub>
Cicloalcanos	$C_nH_{2n}$	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> , C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>
Alcoholes	$C_nH_{(2n+1)}OH$	CH <sub>3</sub> OH, C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH

## Incluyendo radicales y grupo funcional

En la expresión de la fórmula general, en química orgánica, suele aparecer la estructura de los compuestos de una serie homóloga, incluyendo la parte radical (se representa por R, R', etc) y el grupo funcional. Ejemplo: La fórmula general de los alcoholes primarios es R-OH.

Serie homóloga	Fórmula general	Ejemplos
Alcoholes	<b>R-OH</b>	CH <sub>3</sub> OH, C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH
Éteres	<b>R-O-R'</b>	CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub>
Aldehídos	<b>R-CHO</b>	CH <sub>3</sub> -CHO, CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CHO
Cetonas	<b>R-CO-R'</b>	CH <sub>3</sub> -CO-CH <sub>3</sub>

Ácidos carboxílicos	<b>R-COO-H</b>	CH <sub>3</sub> -COOH
Ésteres	<b>R-COO-R'</b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COO-CH <sub>3</sub>
Aminas	<b>R-NH<sub>2</sub></b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub>
Amidas	<b>R-CONH<sub>2</sub></b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CONH <sub>2</sub>
Nitrilos	<b>R-CN</b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CN

### Reactivo limitante (R.L)

Se consume totalmente en la reacción limita la cantidad de producto formado, y provoca una concentración limitante a la anterior. Cuando una ecuación está balanceada, la estequiometría se emplea para saber los moles de un producto obtenido a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación balanceada.

Generalmente cuando se efectúa una reacción química los reactivos no se encuentran en cantidades estequiométricamente exactas, es decir, en las proporciones que indica su ecuación balanceada. El reactivo que se consume en primer lugar es llamado reactivo limitante, ya que la cantidad de éste determina la cantidad total del producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene. El o los reactivos que se consumen parcialmente son los reactivos en exceso.

La cantidad de producto que se obtiene cuando reacciona todo el reactivo limitante se denomina rendimiento teórico de la reacción. El concepto de reactivo limitante, permite a los químicos asegurarse de que un reactivo, el más costoso, sea completamente consumido en el transcurso de una reacción, aprovechándose así al máximo.

### Método 1

Este método se basa en la comparación de la proporción de cantidades de reactivo con la relación estequiométrica. Así, dada la ecuación general:



Siendo  $X$  e  $Y$  reactivos,  $Z$  productos y  $a$ ,  $b$  y  $c$ , sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Si

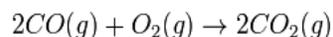
$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{\text{mol } Y \text{ disponible}} < \frac{a}{b} \text{ entonces } X \text{ es el reactivo limitante.}$$

Si

$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{\text{mol } Y \text{ disponible}} > \frac{a}{b} \text{ entonces } Y \text{ es el reactivo limitante.}$$

Ejemplo:

La ecuación balanceada para la oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono es la siguiente:



Si se tienen 4 moles de monóxido de carbono y 3 moles de oxígeno, ¿cuál es el reactivo limitante?

Aplicando el procedimiento anterior tenemos que

$\frac{4 \text{ mol } CO}{3 \text{ mol } O_2} < \frac{2}{1}$ , por lo tanto CO es el reactivo limitante. En efecto, cuatro moles de CO solo necesitan dos moles de  $O_2$  para reaccionar, por lo que un mol de  $O_2$  quedará como exceso una vez finalizada la reacción.

Este procedimiento puede hacerse extensivo a reacciones químicas con más de dos reactivos aplicando la fórmula:

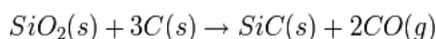
$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{a}$$

para todos los reactivos. El reactivo con el cociente más bajo es el reactivo limitante.

## Método 2

Este método consiste en el cálculo de la cantidad esperada de producto en función de cada reactivo.

Se permite que reaccionen 3g de dióxido de silicio y 4,5g de carbono a altas temperaturas, para dar lugar a la formación de carburo de silicio según la ecuación:



Para encontrar el reactivo limitante debemos comparar la cantidad de producto que se obtiene con la cantidad dada de reactivo por separado. El reactivo que produzca la menor cantidad de producto es el reactivo limitante.

$$3gSiO_2 \times \frac{1 \text{ mol } SiC}{1 \text{ mol } SiO_2} \times \frac{1 \text{ mol } SiO_2}{60 \text{ g } SiO_2} \times \frac{40 \text{ g } SiC}{1 \text{ mol } SiC} = 2 \text{ g } SiC$$
$$4,5gC \times \frac{1 \text{ mol } SiC}{3 \text{ mol } C} \times \frac{40 \text{ g } SiC}{1 \text{ mol } SiC} \times \frac{3 \text{ mol } C}{36 \text{ g } C} = 5 \text{ g } SiC$$

El reactivo limitante es, en este caso, el dióxido de silicio.

## MEZCLA, PROPORCIONES Y CONDICIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Cuando los reactivos de una reacción están en cantidades proporcionales a sus coeficientes estequiométricos se dice:

La mezcla es estequiométrica;

Los reactivos están en proporciones estequiométricas;

La reacción tiene lugar en condiciones estequiométricas;

Las tres expresiones tienen el mismo significado.

En estas condiciones, si la reacción es completa, todos los reactivos se consumirán dando las cantidades estequiométricas de productos correspondientes.

Si no en esta forma, existirá el reactivo limitante que es el que está en menor proporción y que con base en él se trabajan todos los cálculos.

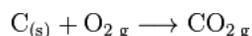
Ejemplo

¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para reaccionar con 100 gramos de carbono produciendo dióxido de carbono?

Masa atómica del oxígeno = 15,9994.

Masa atómica del carbono = 12,0107.

La ecuación química que representa la reacción química es:



Se tienen las siguientes equivalencias a partir de la reacción química y las masas atómicas citadas:

$$\begin{aligned} 12,0107 \text{ gramos de } C &= 1 \text{ mol de átomos de } C \\ 1 \text{ mol de átomos de carbono} &\equiv 1 \text{ mol de moléculas de oxígeno} \\ 1 \text{ mol de moléculas de oxígeno} &= 31,9988 \text{ gramos de oxígeno} \end{aligned}$$

Esta última relación es consecuencia de la fórmula química del oxígeno molecular ( $\text{O}_2$ )

$$1 \text{ mol de moléculas de oxígeno} = 2 \cdot 15,9994 \text{ gramos de oxígeno}$$

Entonces para determinar la masa de oxígeno podemos realizar los siguientes "pasos": determinamos las moles de átomos de carbono (primer factor), con estas moles fácilmente determinamos las moles de moléculas de oxígeno (segundo factor a partir de coeficientes de la ecuación química), y finalmente obtenemos la masa de oxígeno (tercer factor)

$$x = 100 \text{ g de } C \cdot \frac{1 \text{ mol de } C}{12,0107 \text{ g de } C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } C} \cdot \frac{31,9988 \text{ g de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2}$$

realizadas las operaciones:

$$x = 266,41 \text{ gramos de oxígeno}$$

## Rendimiento químico

En química, el rendimiento, también referido como rendimiento químico y rendimiento de reacción, es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El rendimiento absoluto puede ser dado como la masa en gramos o en moles (rendimiento molar). El rendimiento fraccional o rendimiento relativo o rendimiento porcentual, que sirve para medir la efectividad de un procedimiento de síntesis, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el rendimiento teórico en moles:

$$\text{rendimiento fraccional} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}}$$

Para obtener el rendimiento porcentual, multiplíquese el rendimiento fraccional por 100% (por ejemplo,  $0,673 = 67,3\%$ ).

Uno o más reactivos en una reacción química suelen ser usados en exceso. El rendimiento teórico es calculado basado en la cantidad molar del reactivo limitante, tomando en cuenta la estequiometría de la reacción. Para el cálculo, se suele asumir que hay una sola reacción involucrada.

El *rendimiento teórico* o ideal de una reacción química debería ser el 100%, un valor que es imposible alcanzar en la mayoría de puestas experimentales. De acuerdo con Vogel, los rendimientos cercanos al 100% son denominados *cuantitativos*, los rendimientos sobre el 90% son denominados *excelentes*, los rendimientos sobre el 80% *muy buenos*, sobre el 70% son *buenos*, alrededor del 50% son *regulares*, y debajo del 40% son *pobres*. Los rendimientos parecen ser superiores al 100% cuando los productos son impuros. Los pasos de purificación siempre disminuyen el rendimiento, y los rendimientos reportados usualmente se refieren al rendimiento del producto final purificado.

## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1) [http://es.wikipedia.org/wiki/Estado\\_de\\_agregaci%C3%B3n\\_de\\_la\\_materia](http://es.wikipedia.org/wiki/Estado_de_agregaci%C3%B3n_de_la_materia)
- 2) González, M. G., Valcárcel, J. C. C., Jiménez, M. E. R. (29/10/2007). Programa. Obtenido el 13/01/2014, desde el sitio Web de OCW - UC3M: <http://ocw.uc3m.es/cursos-cero/principios-basicos-de-quimica/programa>.
- 3) [http://an.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_atómico\\_de\\_Bohr](http://an.wikipedia.org/wiki/Modelo_atómico_de_Bohr)
- 4) <http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/resource/view.php?inpopup=true&id=235>
- 5) <http://bitnavegante.blogspot.com/2013/06/el-modelo-de-atomo-cuantico-de-bohr.html>
- 6) <http://bitnavegante.blogspot.com/2013/06/el-modelo-de-atomo-cuantico-de-bohr.html#sthash.f0VWJeaL.dpuf>
- 7) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Autoprotolyse\\_eau.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Autoprotolyse_eau.svg)
- 8) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Base\\_pair\\_GC.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Base_pair_GC.svg)
- 9) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carboxylic\\_acid\\_dimers.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Carboxylic_acid_dimers.png)
- 10) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:CrookesTube.png>
- 11) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:D-glucose\\_D-glucopyranoside\\_TOLLENS.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:D-glucose_D-glucopyranoside_TOLLENS.png)
- 12) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dipole-dipole-interaction-in-HCl-2D.png>

- 13) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:FLewis.JPG>
- 14) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Liquid\\_water\\_hydrogen\\_bond.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Liquid_water_hydrogen_bond.png)
- 15) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Peroxido-de-hidrogeno.png>
- 16) [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford\\_atom.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Rutherford_atom.svg)
- 17) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Valoracion-HCl-NaOH.png>
- 18) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Weak.png>
- 19) <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:WikipediaHDonorAcceptor.png>
- 20) <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/56-cambios-de-estado-diagramas-de-calentamiento-diagramas-de-fase>
- 21) [http://descargas.pntic.mec.es/cedec/mat3/contenidos/u2/M3\\_U2\\_contenidos/21\\_cifras\\_significativas.html](http://descargas.pntic.mec.es/cedec/mat3/contenidos/u2/M3_U2_contenidos/21_cifras_significativas.html)
- 22) [http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1162/html/32\\_modelo\\_atmico\\_de\\_bohr.html](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1162/html/32_modelo_atmico_de_bohr.html)
- 23) [http://ejercicios-fyq.com/Formulacion\\_Inorganica/22\\_compuestos\\_binarios.html](http://ejercicios-fyq.com/Formulacion_Inorganica/22_compuestos_binarios.html)
- 24) [http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo%3ASommerfeld\\_ellipses.svg](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Archivo%3ASommerfeld_ellipses.svg)
- 25) [http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace\\_por\\_puente\\_de\\_hidr%C3%B3geno](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_por_puente_de_hidr%C3%B3geno)
- 26) [http://es.wikipedia.org/wiki/Leyes\\_estequiometricas](http://es.wikipedia.org/wiki/Leyes_estequiometricas)

- 27) [http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_at%C3%B3mico\\_de\\_Dalton](http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B3mico_de_Dalton)
- 28) [http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_at%C3%B3mico\\_de\\_Thomson](http://es.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B3mico_de_Thomson)
- 29) <http://es.wikipedia.org/wiki/PH>
- 30) [http://es.wikipedia.org/wiki/Relaci%C3%B3n\\_de\\_indeterminaci%C3%B3n\\_de\\_Heisenberg](http://es.wikipedia.org/wiki/Relaci%C3%B3n_de_indeterminaci%C3%B3n_de_Heisenberg)
- 31) [http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades\\_b%C3%A1sicas\\_del\\_Sistema\\_Internacional](http://es.wikipedia.org/wiki/Unidades_b%C3%A1sicas_del_Sistema_Internacional)
- 32) [http://laplace.us.es/wiki/index.php/Introducci%C3%B3n\\_al\\_electromagnetismo](http://laplace.us.es/wiki/index.php/Introducci%C3%B3n_al_electromagnetismo)
- 33) [http://ocw.unia.es/ciencias-artes-y-letras/metodologia-investigacion-arquitectura-medioambiental/materiales-ud2-aspectos-generales-de-una/skinless\\_view](http://ocw.unia.es/ciencias-artes-y-letras/metodologia-investigacion-arquitectura-medioambiental/materiales-ud2-aspectos-generales-de-una/skinless_view)
- 34) <http://www.astrofisicayfisica.com/2012/10/modelo-atomico-de-thomson.html>
- 35) <http://www.ecured.cu/index.php/Electronegatividad>
- 36) <http://www.fotosimagenes.org/isotopo>
- 37) <http://www.fotosimagenes.org/numero-masico>