

SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO

1. Introducción

- ⇒ Las **sustancias puras** pueden ser elementos (sustancias simples) o compuestos (sustancias compuestas)
- ⇒ Los **elementos** están formados por **un solo tipo de átomos**, mientras que los **compuestos** están formados por **más de un tipo**.
- ⇒ Todos los átomos de un **mismo elemento** tienen el **mismo número atómico**.
- ⇒ Para representar a los elementos y a los átomos se utilizan **símbolos** formados por una letra (mayúscula) o dos letras (mayúscula y minúscula) representativas de su nombre actual o de su nombre original en latín.
- ⇒ Actualmente (febrero 2004) se conocen **116 elementos** distintos. Algunos son muy abundantes, otros, en cambio, son muy escasos o incluso no existen en estado natural.

2. Evolución histórica de la clasificación de los elementos

⇒ Lavoisier

Clasificó los elementos en dos grandes grupos: **metales** y **no metales**.

⇒ Mendeleiev

Ley periódica (1869): los **elementos ordenados según** el valor de sus **masas atómicas** presentan una clara periodicidad en sus propiedades.

⇒ Meyer

Publicó su tabla periódica con los elementos ordenados según sus masas atómicas al mismo tiempo que Mendeleiev.

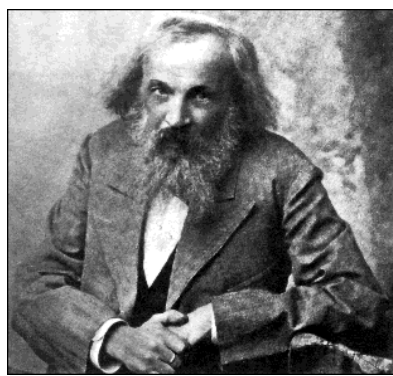
⇒ Moseley

Descubrió que el **número de protones del núcleo** de un tipo particular de átomo es **siempre el mismo** (número atómico).

Propuso la ordenación de los átomos por **orden creciente del número atómico**, haciendo desaparecer así los problemas que podía presentar la tabla periódica de Mendeléiev.



ANTOINE LAURENT LAVOISIER
(1743 – 1794)



DIMITRI IVÁNOVICH MENDELÉIEV
(1834 – 1907)



JULIUS LOTHAR MEYER
(1830-1895)



H. G. JEFFREYS MOSELEY
(1887 – 1915)

3. El sistema periódico actual

- ⇒ En el sistema periódico actual los elementos se sitúan en **orden creciente del número atómico**.
- ⇒ Las columnas se denominan **grupos** e incluyen elementos que presentan **propiedades análogas**.

Los grupos se numeran del 1 al 18 y algunos reciben nombres especiales:

- Grupo 1 (excepto el H) → **Metales alcalinos**
- Grupo 2 → **Metales alcalino-térreos**
- Grupos 3 – 12 → **Metales de transición**
- Grupo 16 → **Anfígenos**
- Grupo 17 → **Halógenos**
- Grupo 18 → **Gases nobles**

- ⇒ Las filas se denominan **periodos**.

Los periodos 6 y 7 incluyen a los elementos de números atómicos 57 a 70 (**Lantanidos**) y 89 a 102 (**actínidos**), respectivamente, que normalmente se representan fuera de la tabla para evitar que los periodos sean demasiado largos.

- ⇒ La posición de los dos primeros elementos del sistema periódico, especialmente el H, varía de unos sistemas periódicos a otros en función del criterio que se considere. Actualmente se tiende a situar al He encabezando los gases nobles y el H no se asigna a ningún grupo concreto.

4. Sistema periódico y configuración electrónica

- ⇒ Los **electrones situados en la última capa** de un átomo (la más externa) se conocen como **electrones de valencia**.
- ⇒ Los electrones de valencia son los **responsables de las propiedades químicas** de los elementos y, por lo tanto, los átomos que presentan el mismo número de electrones en su última capa tienen propiedades semejantes.
- ⇒ Todos los elementos de un **mismo grupo** tienen el **mismo número de electrones de valencia** y, como consecuencia, **propiedades químicas semejantes**.
- ⇒ En el sistema periódico se pueden distinguir **cuatro bloques**, denominados **s**, **p**, **d** y **f**, que corresponden al llenado de los orbitales correspondientes.

El bloque *s* está constituido por los grupos 1 y 2

El bloque *p* lo forman los grupos 13 al 18

El bloque *d* está compuesto por los elementos de los grupos 3 al 12

El bloque *f* está formado por los lantánidos y los actínidos

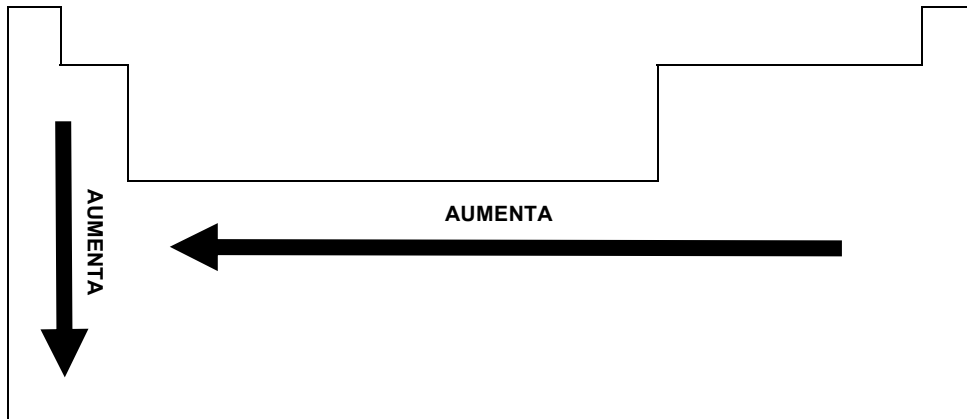
- ⇒ El **número del periodo** indica cuál es la **última capa que se está llenando** en todos los elementos del mismo. En el último elemento de cada periodo (un gas noble) se completa el llenado de la capa con 8 electrones (2 del orbital *s* y 6 de los orbitales *p*).

5. Algunas propiedades periódicas

⇒ Radio atómico

En cada grupo aumenta al aumentar el número atómico ya que cada elemento tiene más capas de electrones que el anterior.

En cada periodo disminuye al aumentar Z debido a que, aunque tienen el mismo número de capas, al existir más cargas positivas en el núcleo los electrones son atraídos con más intensidad.



⇒ Electronegatividad

La electronegatividad es la **tendencia de un átomo a atraer los electrones** cuando se une a otro átomo.

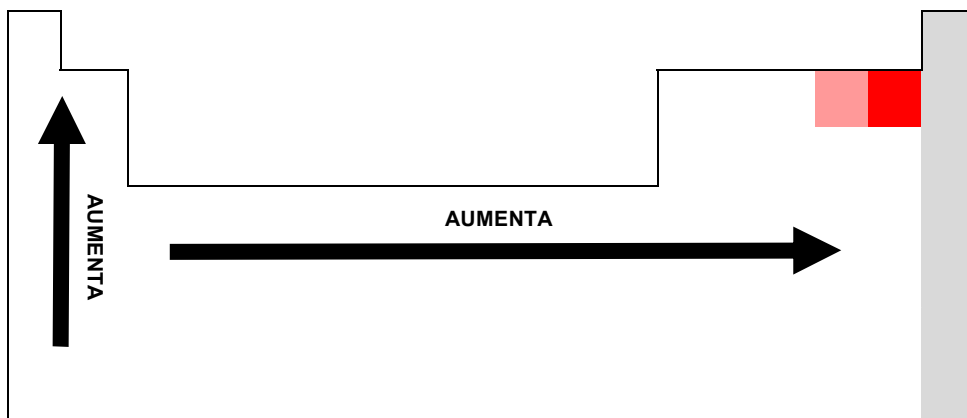
Los átomos son más estables cuando tienen su última capa completa con 8 electrones (como los gases nobles), por eso tienen tendencia a adquirir esa configuración.

Un átomo tiende a perder electrones cuando tiene pocos en su última capa, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble anterior.

Un átomo tiende a captar electrones cuando tiene muchos en su última capa, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble siguiente.

La electronegatividad, por tanto, **aumenta en cada periodo al aumentar el número atómico**.

En los grupos la electronegatividad **disminuye al aumentar Z** ya que, al tener más capas, los electrones de la última están más alejados del núcleo y son atraídos con menos intensidad.



⇒ Carácter metálico y no metálico

Los **metales** se caracterizan en general por poseer las siguientes propiedades:

Son **sólidos** a temperatura ambiente (excepto el mercurio)

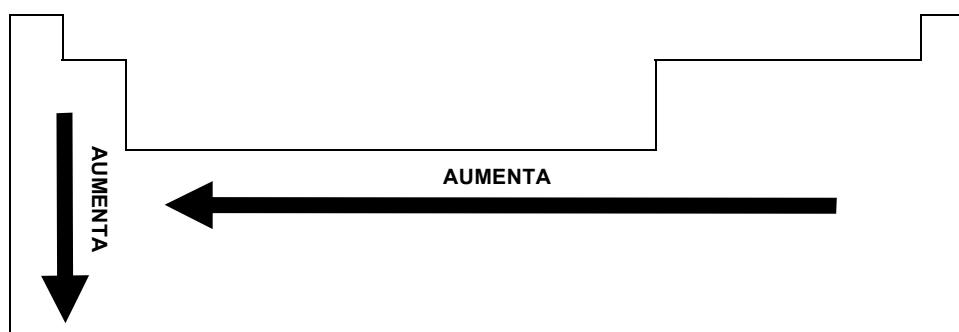
Tienen **elevadas temperaturas** de **fusión** y **ebullición**.

Son **buenos conductores** del calor y la electricidad

Son **dúctiles** y **maleables**

Forman cationes (iones +) ya que tienen pocos electrones en su última capa y los pierden con facilidad (son **electropositivos**).

El **carácter metálico** es mayor cuanto más a la izquierda y abajo esté el elemento en el sistema periódico.



Los **no metales** se caracterizan en general por poseer las siguientes propiedades:

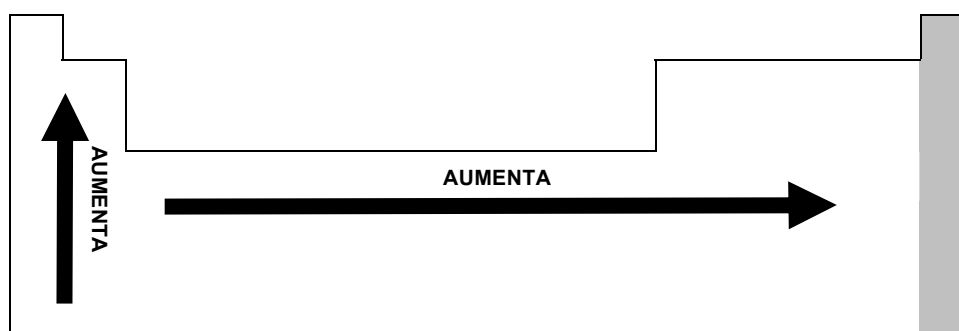
Pueden ser **sólidos, líquidos** o **gases** a temperatura ambiente

Tienen **temperaturas** de **fusión** y **ebullición variadas**.

Son **malos conductores** del calor y la electricidad

Forman aniones (iones -) ya que tienen muchos electrones en su última capa y tienden a captar otros para completarla (son **electronegativos**).

El **carácter no metálico** es mayor cuanto más a la derecha y arriba esté el elemento en el sistema periódico (exceptuando los gases nobles).



6. Los gases nobles

⇒ Son los elementos del **grupo 18** del sistema periódico

Todos ellos tienen su **última capa de electrones completa**, por lo que son **muy estables**. No tienden a ganar ni a perder electrones.

Como consecuencia de lo anterior son **muy poco reactivos** (tienen poca tendencia a reaccionar con otros elementos).

7. El enlace químico

⇒ Un enlace químico es una **unión entre dos átomos** de forma que se origina una **estructura más estable** que cuando los átomos están separados.

Recuerda que los átomos son más estables cuando consiguen tener su **última capa de electrones completa** (es decir, con 8 electrones, salvo en el H y el He en los que la única capa que tienen se completa con 2 electrones).

⇒ Existen **tres tipos básicos** de enlace: el enlace **iónico**, el **covalente** y el **metálico**

⇒ El enlace **iónico** se origina entre un **metal** y un **no metal**.

El metal pierde electrones y forma un ion positivo (catión).

El no metal capta electrones y forma un ion negativo (anión).

La **atracción entre** estos **iones de distinta carga** es lo que se conoce como enlace iónico.

Para que la molécula resultante sea neutra el número de cargas positivas y negativas debe estar compensado (por ejemplo, un catión con dos cargas positivas se unirá a dos aniones si cada uno de ellos tiene sólo una carga negativa).

Los compuestos iónicos son **sólidos** formados por una **red tridimensional de iones (cristales iónicos)**.

⇒ El enlace **covalente** se origina entre **dos átomos no metálicos**.

Para alcanzar la estabilidad los dos átomos **comparten parejas de electrones** (uno de cada átomo) consiguiendo completar sus capas de valencia.

Los enlaces covalentes pueden ser **sencillos** o **múltiples** (dobles, triples, ...) según se compartan una o más parejas de electrones.

Los compuestos covalentes pueden ser de dos tipos: sustancias moleculares, que son gases o líquidos a temperatura ambiente, y los cristales covalentes, que son sólidos.

Para representar los enlaces covalentes se suele emplear la **notación de Lewis**, en la que cada átomo se representa por su símbolo rodeado por los electrones de valencia agrupados en cuatro parejas. Cada electrón sin pareja se comparte con otro átomo hasta que se consigue que todos los átomos tengan configuración de gas noble.

⇒ El enlace **metálico** se origina entre **átomos metálicos**.

Los **cristales metálicos** están constituidos por una **red tridimensional de iones positivos**. Los electrones desprendidos por todos estos iones forman una **nube electrónica** que rodea a los iones y los mantiene unidos.

⇒ **Propiedades** de los compuestos iónicos, covalentes y metálicos:

SUSTANCIAS IÓNICAS	
Propiedades	Interpretación
Son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.	Existe fuerte atracción entre los iones de distinto signo y se necesita mucha energía para romper la red cristalina.
Se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño.	Al golpear el cristal se desplazan los iones y quedan enfrentados los de igual carga, repeliéndose.
En general, se disuelven en agua.	Las moléculas de agua pueden atraer y separar los iones deshaciendo la red iónica.
No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son conductores en estado líquido y en disolución.	Los iones están localizados en la red, pero al pasar al estado líquido adquieren movilidad, lo que posibilita el paso de la corriente eléctrica.

SUSTANCIAS COVALENTES	
Sustancias moleculares	
Propiedades	Interpretación
Tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que son gases o líquidos a temperatura ambiente.	La fuerza del enlace entre átomos es grande, pero la fuerza que mantiene unidas las moléculas es débil.
No se disuelven (o se disuelven muy poco) en agua.	En su estructura no hay iones capaces de ser atraídos por las moléculas de agua.
No conducen la corriente eléctrica (algunas lo hacen débilmente).	No existen cargas eléctricas en su estructura (algunas veces se forman cargas al reaccionar con el agua).
Cristales covalentes	
A temperatura ambiente son sólidos muy duros con altos puntos de fusión.	El enlace entre los átomos es muy fuerte, por lo que se necesita mucha energía para romper la red cristalina.
No se disuelven en agua.	En su estructura no hay iones capaces de ser atraídos por las moléculas de agua.
No conducen la corriente eléctrica (salvo el grafito).	No existen cargas eléctricas en su estructura.

SUSTANCIAS METÁLICAS	
Propiedades	Interpretación
Son sólidos a temperatura ambiente.	Se necesita bastante energía para romper la red cristalina metálica.
Conducen la corriente eléctrica como sólidos y como líquidos.	Los electrones de la capa exterior se desplazan en el interior del metal.
Son deformables.	Al deformarlos no hay repulsión entre cargas y no se fracturan.