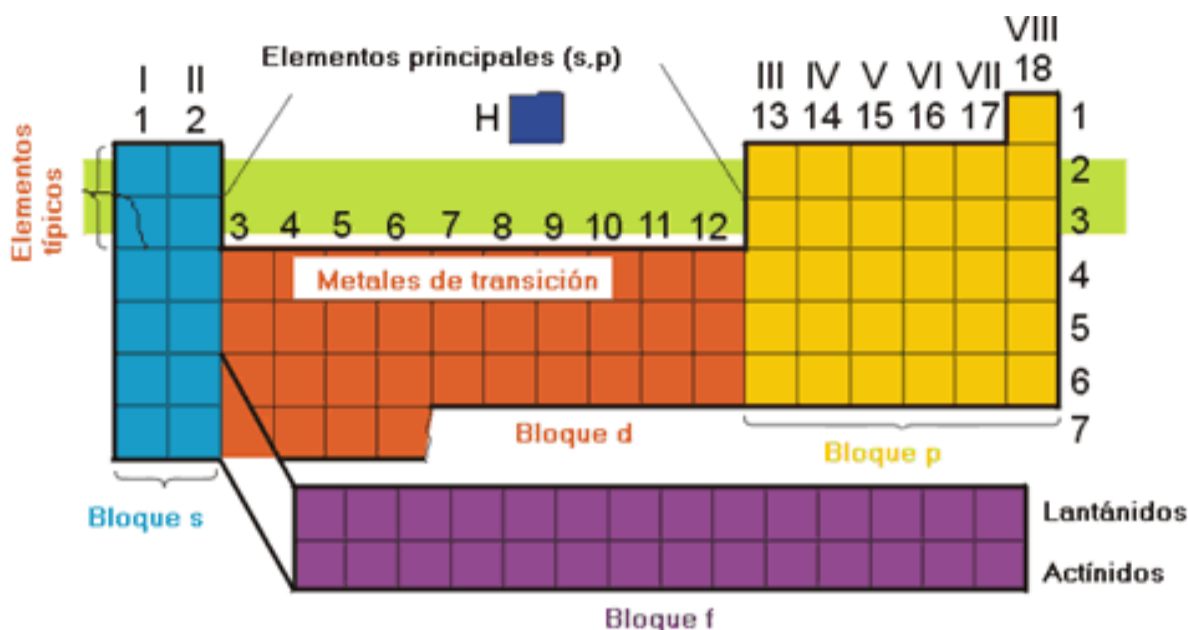


## 4 PERIODICIDAD QUÍMICA



### INTRODUCCIÓN

¿Por qué determinados elementos tienen propiedades semejantes? esta pregunta se puede contestar con la moderna teoría atómica en función de las estructuras electrónicas. Elementos diferentes cuyos átomos tienen estructuras electrónicas semejantes en sus capas externas o niveles de valencia tienen muchas propiedades químicas en común. Esta idea que relaciona la semejanza en las estructuras con la semejanza en las propiedades es la base de la ley periódica

#### 4.1 CLASIFICACIONES PERIÓDICAS INICIALES

Los científicos ven la necesidad de clasificar los elementos de alguna manera que permitiera su estudio más sistematizado. Para ello se tomaron como base las similitudes químicas y físicas de los elementos. Estos son algunos de los científicos que consolidaron la actual ley periódica:

**Johann W. Dobeneiner:** Hace su clasificación en grupos de tres elementos con propiedades químicas similares, llamados triadas.

**John Newlands:** Organiza los elementos en grupos de ocho u octavas, en orden ascendente de sus pesos atómicos y encuentra que cada octavo elemento existía repetición o similitud entre las propiedades químicas de algunos de ellos.

**Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer:** Clasifican los elementos en orden ascendente de los pesos atómicos. Estos se distribuyen en ocho grupos, de tal manera que aquellos de propiedades similares quedaban ubicados en el mismo grupo.

#### 4.2 TABLA PERIÓDICA ACTUAL

En 1913 Henry Moseley basándose en experimentos con rayos x determinó los números atómicos de los elementos y con estos creó una nueva organización para los elementos.

**Ley periódica:** → "Las propiedades químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos" lo que significa que cuando se ordenan los elementos por sus números atómicos en forma ascendente, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente.

#### 4.3 ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

Los elementos están distribuidos en filas (horizontales) denominadas períodos y se enumeran del 1 al 7 con números arábigos. Los elementos de propiedades similares están reunidos en columnas (verticales), que se denominan grupos o familias; los cuales están identificados con números romanos y distinguidos como grupos **A** y grupos **B**. Los elementos de los grupos **A** se conocen como **elementos representativos** y los de los grupos **B** como **elementos de transición**. Los elementos de transición interna o tierras raras se colocan aparte en la tabla periódica en dos grupos de 14 elementos, llamadas series **lantánida** y **actínida**.

La tabla periódica permite clasificar a los elementos en metales, no metales y gases nobles. Una línea diagonal quebrada ubica al lado izquierdo a los metales y al lado derecho a los no metales.

Aquellos elementos que se encuentran cerca de la diagonal presentan propiedades de metales y no metales; reciben el nombre de metaloides.

**Metales:** Son buenos conductores del calor y la electricidad, son maleables y dúctiles, tienen brillo característico.

**No Metales:** Pobres conductores del calor y la electricidad, no poseen brillo, no son maleables ni dúctiles y son frágiles en estado sólido.

**Metaloides:** poseen propiedades intermedias entre Metales y No Metales.

## VIDEOS

[Tabla periódica y su configuración](#)

[Tabla periódica I](#)

[Tabla periódica con Manu](#)

### 4.4 LOCALIZACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Las coordenadas de un elemento en la tabla se obtienen por su distribución electrónica: el último nivel de energía localiza el periodo y los electrones de valencia el grupo.

**Elementos representativos:** Están repartidos en ocho grupos y se caracterizan porque su distribución electrónica termina en *s-p* o *p-s*. El número del grupo resulta de sumar los electrones que hay en los subniveles *s* ó *s* y *p* del último nivel.

**EJEMPLO:** localice en la tabla periódica el elemento con  $Z=35$

La distribución electrónica correspondiente es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

la cual en forma ascendente es ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

El último nivel de energía es el 4, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **cuarto periodo**. El grupo se determina por la suma  $2+5=7$ , correspondiente al número de electrones ubicados en el último nivel, lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo VII A**.

Algunos grupos representativos reciben los siguientes nombres:

**Grupo IA:** Alcalinos

**Grupo IIA:** Alcalinotérreos

**Grupo VIIA:** Halógenos

**Grupo VIIIA:** Gases nobles

**Elementos de transición:** Están repartidos en 10 grupos y son los elementos cuya distribución electrónica ordenada termina en *d-s*. El subnivel *d* pertenece al penúltimo nivel de energía y el subnivel *s* al último.

El grupo está determinado por la suma de los electrones de los últimos subniveles *d* y *s*. Si la suma es 3, 4, 5, 6 ó 7 el grupo es IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB respectivamente. Si la suma es 8, 9 ó 10 el grupo es VIIIB primera, segunda o tercera columna respectivamente. Y si la suma es 11 ó 12 el grupo es IB y IIB respectivamente.

**EJEMPLO:** localice en la tabla periódica el elemento con  $Z=47$

La distribución electrónica correspondiente es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$

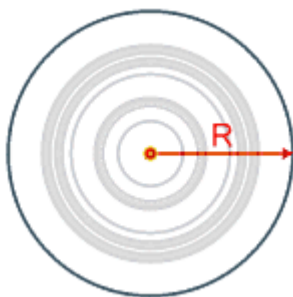
La cual en forma ascendente es;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^9 5s^2$

El último nivel de energía es el 5, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **quinto periodo**. El grupo se determina por la suma  $9+2=11$ , lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo IB**.

**Elementos de tierras raras:** Están repartidos en 14 grupos y su configuración electrónica ordenada termina en *f-s*. Es de notar que la serie lantánida pertenece al periodo 6 y la actínida al periodo 7 de la tabla periódica.

### 4.5 COMPORTAMIENTO DE LAS PROPIEDADES EN LA TABLA:

**Radio atómico:** Es una medida del tamaño del átomo. Es la mitad de la distancia existente entre los centros de dos átomos que están en contacto. Aumenta con el periodo (arriba hacia abajo) y disminuye con el grupo (de derecha a izquierda).



**Figura 1. Radio atómico**

El radio atómico dependerá de la distancia al núcleo de los electrones de la capa de valencia.

### Variación periódica del radio atómico

- *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.

### VIDEO

#### [Radio atómico](#)

#### [Radio atómico ainte](#)

**Energía o potencial de ionización:** Es la energía requerida para remover un electrón de un átomo neutro. Aumenta con el grupo y disminuye con el período.

#### ***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.



#### ***2<sup>o</sup> 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

Tabla 1: Energía de ionización

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

**Variación periódica de la energía de ionización**

- 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 cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas 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 sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.

**VIDEO**

[Energía de ionización](#)

[Energía de ionización UCV](#)

**Electronegatividad:** Es la intensidad o fuerza con que un átomo atrae los electrones que participan en un enlace químico. Aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.

**Pauling** la definió la electronegatividad como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así. 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.

Tabla 2: Electronegatividad de los elementos

Period	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A										
1	H 2.1																
2	Li 1.0	Be 1.5															
3	Na 0.9	Mg 1.2															
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	*Lanthanides: 1.1-1.3 †Actinides: 1.3-1.5													

**Variación periódica de la electronegatividad.**

- 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 mayores 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.

En general (hay algunas excepciones) si la diferencia de electronegatividad de los átomos que forman una molécula es:

Cero el compuesto forma enlace covalente no polar

De 0.1 a 2.0 el compuesto forma enlace covalente polar

Mayor de 2.0 el compuesto forma enlace iónico.

**Tabla 3: Ejemplos de electronegatividad**

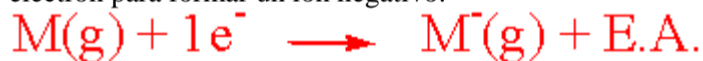
Compuesto	F <sub>2</sub>	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

## VIDEO

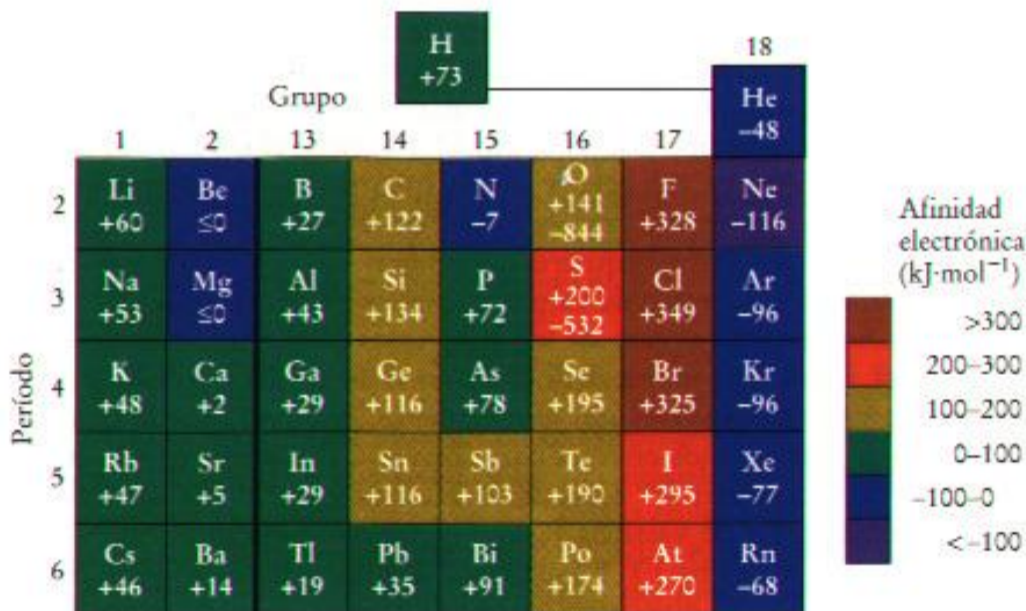
[Electronegatividad](#)

[Electronegatividad mov](#)

**Afinidad electrónica:** Es la energía liberada cuando un átomo neutro en estado gaseoso captura un electrón para formar un ion negativo.



**Tabla 3: Afinidad electrónica de los elementos**



Variación periódica de la afinidad electrónica.

- 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 que 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.

## VIDEO

[Electronegatividad, afinidad electrónica](#)

[Afinidad electrónica](#)

## 4.6 VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

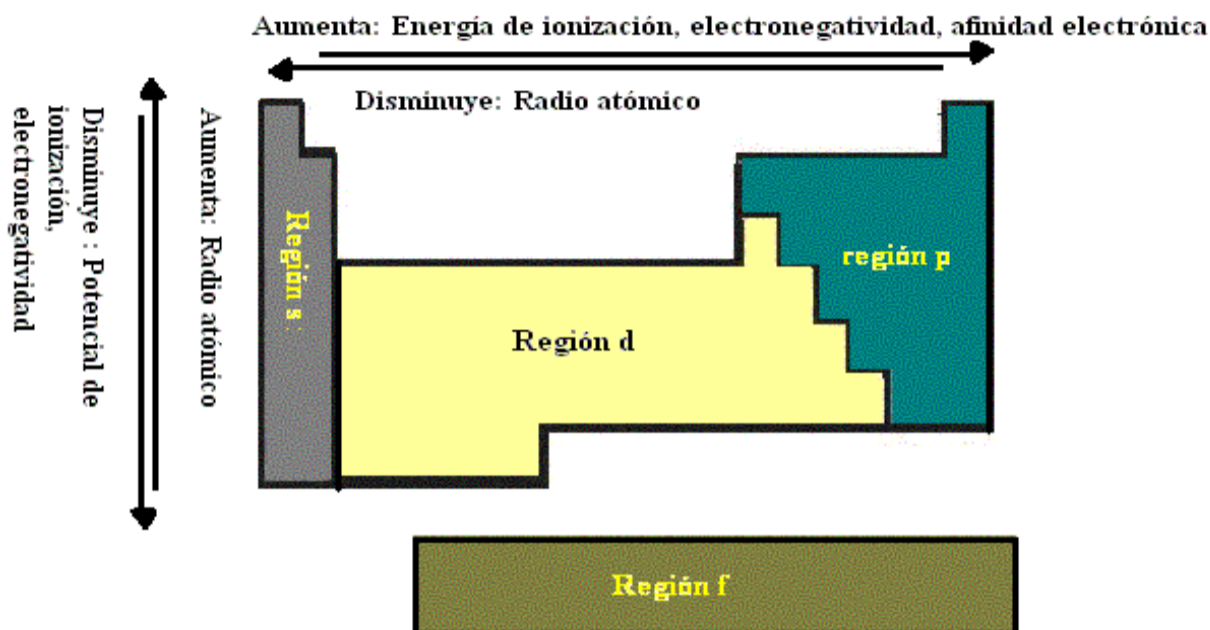


Figura 2: Estrategia para ubicar un elemento en la tabla periódica

$$\text{alcalinos} = ns^1$$

$$\text{Alcalinotérreos} = ns^2$$

$$\text{Halógenos} = ns^2 np^5$$

$$\text{Gases nobles} = ns^2 np^6$$

$$\text{BLOQUE } s = n > s, \text{ grupos } = 1, 2$$

$$\text{BLOQUE } p = n > s, p, \text{ grupos } = 13 \text{ a } 18$$

$$\text{BLOQUE } d = n > s, n - 1 > d, \text{ grupos } = 3 \text{ a } 12$$

$$\text{BLOQUE } f = n - 2 < f$$

4f = lantánidos

5f = actínidos

## VIDEO

[Propiedades periódicas](#)

[Propiedades periódicas de los elementos](#)

[Propiedades periódicas](#)

## PRÁCTICA

[Tabla periódica](#)

[Periodicidad](#)

[Conceptos](#)

## 4.7 PROPIEDADES METÁLICAS, MAGNETISMO, DIAMAGNETISMO Y PARAMAGNETISMO

**METALES.** El término **metal** se usa para denominar a los elementos químicos caracterizados por ser buenos conductores del calor y la electricidad, poseen alta densidad, y son sólidos en

temperaturas normales (excepto el mercurio); sus sales forman iones electropositivos (cationes) en disolución.

La ciencia de materiales define un metal como un material en el que existe un solape entre la banda de valencia y la banda de conducción en su estructura electrónica (enlace metálico). Esto le da la capacidad de conducir fácilmente calor y electricidad, y generalmente la capacidad de reflejar la luz, lo que le da su peculiar brillo. En ausencia de una estructura electrónica conocida, se usa el término para describir el comportamiento de aquellos materiales en los que, en ciertos rangos de presión y temperatura, la conductividad eléctrica disminuye al elevar la temperatura, en contraste con los semiconductores.

El concepto de metal refiere tanto a elementos puros, así como aleaciones con características metálicas, como el acero y el bronce. Los metales comprenden la mayor parte de la tabla periódica de los elementos y se separan de los no metales por una línea diagonal entre el boro y el polonio. En comparación con los no metales tienen baja electronegatividad y baja energía de ionización, por lo que es más fácil que los metales cedan electrones y más difícil que los ganen.

### PROPIEDADES DE LOS METALES

Los metales poseen ciertas propiedades físicas características, entre ellas son conductores de la electricidad. La mayoría de ellos son de color grisáceo, pero algunos presentan colores distintos; el bismuto (Bi) es rosáceo, el cobre (Cu) rojizo y el oro (Au) amarillo. En otros metales aparece más de un color; este fenómeno se denomina policromismo.

Otras propiedades serían:

- **Maleabilidad:** capacidad de los metales de hacerse láminas al ser sometidos a esfuerzos de compresión.
- **Ductilidad:** propiedad de los metales de moldearse en alambre e hilos al ser sometidos a esfuerzos de tracción.
- **Tenacidad:** resistencia que presentan los metales a romperse al recibir fuerzas bruscas (golpes, etc.)
- **Resistencia mecánica:** capacidad para resistir esfuerzo de tracción, compresión, torsión y flexión sin deformarse ni romperse.

Suelen ser opacos o de brillo metálico, tienen alta densidad, son dúctiles y maleables, tienen un punto de fusión alto, son duros, y son buenos conductores (calor y electricidad).

Estas propiedades se deben al hecho de que los electrones exteriores están ligados sólo ligeramente a los átomos, formando una especie de mar (también conocido como mar de Drude) que los baña a todos, que se conoce como enlace metálico (véase semiconductor).

### MAGNETISMO:

Normalmente denominamos "magnéticas" a un grupo reducido de sustancias que son atraídas por un imán y pueden llegar a formar, ellas mismas, imanes. Desde el punto de vista científico estas sustancias reciben el nombre de ferromagnéticas y son fundamentalmente los metales hierro, cobalto y níquel. Sin embargo, de una u otra forma, toda la materia tiene propiedades magnéticas.

En 1847 Michael Faraday descubrió que una muestra de bismuto era repelida por un imán potente, a este comportamiento le denominó diamagnetismo. Se trata de un efecto muy débil, difícil de medir, que presentan algunas sustancias tan comunes como, por ejemplo, el agua.

Algunos ejemplos de sustancias diamagnéticas: Bismuto, cobre, diamante, oro, mercurio, plata, sodio, dióxido de carbono, agua, plomo, hidrógeno, benceno, naftaleno

Una forma sencilla de explicar el diamagnetismo es decir que se trata de una propiedad de la materia resultado de aplicar la ley de Lenz a escala atómica. Según la teoría electromagnética, siempre que varía el flujo magnético se genera una corriente inducida y según la ley de Lenz "el sentido de las corrientes inducidas es tal que con sus acciones electromagnéticas tienden a oponerse a la causa que las produce".

Todos los átomos contienen electrones que se mueven libremente y cuando se aplica un campo magnético exterior se induce una corriente superpuesta cuyo efecto magnético es opuesto al campo aplicado.

Otra forma de explicar el diamagnetismo es a partir de la configuración electrónica de los átomos o de los sistemas moleculares. De esta forma, el comportamiento diamagnético lo presentan sistemas moleculares que contengan todos sus electrones apareados y los sistemas atómicos o iónicos que contengan orbitales completamente llenos. Es decir los espines de los electrones del último nivel se encontrarán apareados. El diamagnetismo se presenta en todos los sistemas aromáticos (por

ejemplo, el benceno y sus derivados) en los que aparece un anillo de  $4n + 2$  electrones B conjugados.

### **DIAMAGNETISMO Y PARAMAGNETISMO**

Los materiales no ferromagnéticos, no son sólo diamagnéticos, sino que también pueden ser paramagnéticos. Mientras los diamagnéticos son rechazados por un campo magnético externo, los paramagnéticos se orientan con él.

Cuando en un átomo, o en una molécula, aparecen electrones en un mismo nivel con espines paralelos, sus campos magnéticos se reforzarán mutuamente y estaremos ante una sustancia paramagnética (es el caso de: Al, O<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>). . Al contrario, si los espines son antiparalelos, los efectos magnéticos se cancelan y los átomos son diamagnéticos (por ejemplo, Bi, Hg o C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>).

De esta forma los átomos con un número impar de electrones serán paramagnéticos, mientras que los átomos con un número par de electrones podrán ser paramagnéticos o diamagnéticos según sea su configuración electrónica. Lo mismo ocurre con las moléculas.

### **VIDEO**

[Metales](#)

[Metales alcalinos](#)

### **LABORATORIO**

[Demostración de la periodicidad química](#)

[Práctica de periodicidad química versus solubilidad](#)

[Propiedades de los metales y no metales](#)

### **BIBLIOGRAFÍA**

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/sisper.html>

[http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA\\_INORGANICA/IndexQca.htm](http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndexQca.htm)

### **ENLACES**

[http://www.fisicanet.com.ar/quimica/q1tp02/tpq1\\_06a Tabla Periodica.php](http://www.fisicanet.com.ar/quimica/q1tp02/tpq1_06a_Tabla_Periodica.php)

[http://www.fisicanet.com.ar/quimica/qu\\_1\\_tabla\\_p.php](http://www.fisicanet.com.ar/quimica/qu_1_tabla_p.php)

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/~jpccec/tablap/tests/test1.html>

<http://w3.cnice.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2002/quimica/index.html>

<http://chemicalelements.com/>