

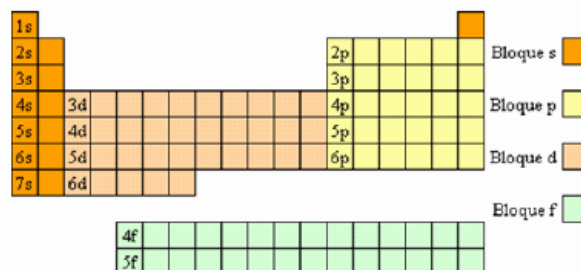


# TABLA PERIÓDICA

La configuración electrónica nos permite ubicar un átomo en la Tabla Periódica.

Llamaremos **grupo** a cada columna (vertical), corresponde a los electrones de valencia. Los electrones de valencia son los que están en el último nivel de energía, los que están con mayor n.

Llamaremos **período** a cada fila (horizontal), corresponde al último nivel de energía ocupado. El número cuántico principal (n) indicará en qué periodo están los elementos. La tabla periódica está dividida en bloques que representan en que orbital están ubicados los electrones de valencia.



## Ejemplo:



En cuanto se conoce la configuración electrónica de cualquier elemento, también puede conocerse la configuración de sus iones.

El electrón más exterior de cada elemento está menos firmemente unido que el electrón del menor nivel de energía ya que la atracción del núcleo es menor.

## EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LA TABLA PERIÓDICA

Las propiedades de los elementos que quedan determinadas por sus configuraciones electrónicas, aun cuando frecuentemente de forma muy complicada y no evidente, varían periódicamente con el N° atómico creciente.

Los elementos de un grupo, así como los elementos de sus compuestos análogos son los que muestran un comportamiento más semejante entre sí, variando regularmente las propiedades al pasar del elemento más ligero al más pesado.

La similitud de propiedades atómicas, químicas y eléctricas que tienen entre sí algunos elementos, llevan a hacer un esquema de clasificación fundamental conocido como Tabla Periódica.

Desde 1829 hasta 1912 se han hecho diferentes clasificaciones de los elementos comenzando en 1829 con Dobereiner con las tríadas de elementos (grupos de 3 elementos con propiedades similares y la masa atómica de la tríada era la masa promedio de los 3).

Entre 1850 y 1865 Newlands explicó la periodicidad de propiedades cada 8 elementos, según la ley de las octavas; no dejaba lugar para nuevos elementos, no usaba correctamente las masas atómicas y algunos elementos no cumplían estrictamente con las propiedades.

En 1869 Mendeleiev presentó una Tabla Periódica donde se guiaba por las masas atómicas crecientes para ubicar a los elementos pero con las siguientes modificaciones: se establecían períodos largos para

Tabla Periódica de Mendeleiev

| I          | II         | III        | IV         | V          | VI         | VII        |            | VIII       |
|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| H<br>1.01  |            |            |            |            |            |            |            |            |
| Li<br>6.94 | Be<br>9.01 | B<br>10.8  | C<br>12.0  | N<br>14.0  | O<br>16.0  | F<br>19.0  |            |            |
| Na<br>23.0 | Mg<br>24.3 | Al<br>27.0 | Si<br>28.1 | P<br>31.0  | S<br>32.1  | Cl<br>35.5 |            |            |
| K<br>39.1  | Ca<br>40.1 |            | Ti<br>47.9 | V<br>50.9  | Cr<br>52.0 | Mn<br>54.9 | Fe<br>55.9 | Co<br>58.9 |
| Cu<br>63.5 | Zn<br>65.4 |            |            | As<br>74.9 | Se<br>79.0 | Br<br>79.9 |            | Ni<br>58.7 |
| Rb<br>85.5 | Sr<br>87.6 | Y<br>88.9  | Zr<br>91.2 | Nb<br>92.9 | Mo<br>95.9 |            | Ru<br>101  | Rh<br>103  |
| Ag<br>108  | Cd<br>112  | In<br>115  | Sn<br>119  | Sb<br>122  | Te<br>128  | I<br>127   |            | Pd<br>106  |
| Ce<br>133  | Ba<br>137  | La<br>139  |            | Ta<br>181  | W<br>184   |            | Os<br>194  | Ir<br>192  |
| Au<br>197  | Hg<br>201  | Tl<br>204  | Pb<br>207  | Bi<br>208  |            |            |            | Pt<br>195  |
|            |            |            | Th<br>232  |            | U<br>238   |            |            |            |

los elementos conocidos, desdoblados en 2 líneas (A y B), se dejaron huecos para los nuevos elementos (no conocidos hasta ese momento), se revisaron las valencias de los elementos y se podían hacer predicciones sobre los elementos a descubrir y sus propiedades; pero aún tenía algunas fallas que fueron corregidas en 1912 por Moseley llegándose a la actual que consta de 7 períodos y 8 familias desdobladas en A y B según sean elementos representativos o de transición respectivamente.



## PROPIEDADES PERIÓDICAS

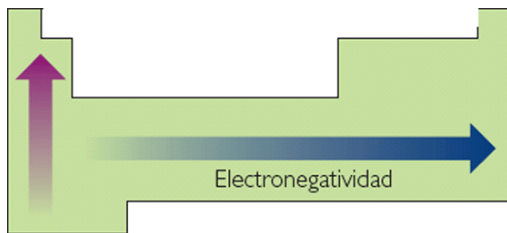
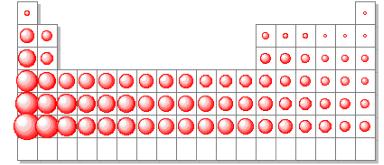
Son las propiedades que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en el sistema periódico.

Analizaremos: radio atómico, electronegatividad, energía de ionización y afinidad electrónica.

**RADIO ATÓMICO:** Considerando al átomo como una “esfera rígida”, es la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos vecinos, considerando al átomo unido con otro igual a él. (Carece de sentido estricto, deben definirse los conceptos de radio covalente y radio metálico).

En un grupo: Crece el radio atómico al bajar.

En un período: Crece de derecha a izquierda.



**ELECTRONEGATIVIDAD (En):** Tendencia de un átomo a atraer a los electrones compartidos. Existen varias maneras de calcularla. Crece hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en un período.

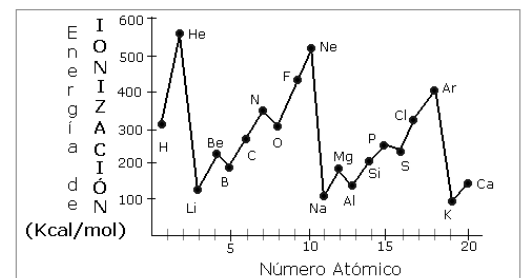
**ENERGÍA DE IONIZACIÓN (Ei):** Cantidad mínima de energía necesaria para expulsar (ionizar un e- de la envoltura electrónica del átomo).

Se supone el átomo en estado fundamental y todas las especies en estado gaseoso (PTN).

Los átomos polieletrónicos pueden ionizarse varias veces. La primera energía de ionización se define como la energía mínima necesaria para eliminar el e- más externo (el menos atraído por el núcleo). Cada período de la tabla periódica se diferencia por ciclos que se repiten. Dentro de cada período los metales alcalinos son los de mayor Ei y los gases nobles, los de menos Ei.

En un período: Aumenta a lo largo del mismo, aunque con algunas excepciones.

En un grupo: A medida que se baja la Ei va disminuyendo.



**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** Tendencia de un átomo a ganar un electrón. Cuanto más positivo es el valor de la afinidad electrónica, es mayor la tendencia del átomo a ganar un electrón.

Generalmente, los metales tienen baja energía de ionización y los no metales alta afinidad electrónica.





## ACTIVIDADES

- 1** Se conocen 3 isótopos del elemento hidrógeno: hidrógeno-1 (Protio), hidrógeno-2 (Deuterio) e hidrógeno-3 (Tritio). En la Tabla Periódica, ¿cuál es el lugar que le corresponde a cada isótopo del hidrógeno? ¿Por qué?
- 2** El fósforo se encuentra en el 3er. período y en el grupo V A, (sin ayuda de la tabla periódica)
  - a. Escribe su configuración electrónica e indica el nº atómico del mismo. Explica.
  - b. Escribe los números cuánticos del electrón diferenciante del fósforo.
- 3** Escribe la configuración electrónica para: Ar, Sc, Br,  $Al^{3+}$ ,  $Cl^-$ . Indica que especies son isoelectrónicas.
- 4** Explica, a partir de la configuración electrónica, porqué el Ar, tiene una afinidad electrónica positiva (lo que supone que la adición de un  $e^-$  al átomo no es favorable).
- 5** Realiza la configuración electrónica del Mg. A partir de la misma, ¿podrías explicar por qué el Mg tiene una afinidad electrónica positiva ( $\Delta E > 0$ ) ?
- 6** Ordena los átomos de los siguientes elementos de mayor a menor energía de ionización de acuerdo a su posición en la T.P.: Si, Ca, Cr.
- 7** Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos:  
 A( $1s^2 2s^2 2p^2$ )  
 B:( $1s^2 2s^2 2p^5$ )  
 C: ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ )  
 Determina: grupo y periodo al que pertenece cada elemento, cuál es el de mayor y menos energía de ionización.
- 8** Ordena los átomos de los siguientes elementos de mayor a menor tamaño de acuerdo a su posición en la T.P: S, Ba, Zn.
- 9** Determina el ion más probable para: Mg, Ca, Sr, Cs, Br, F, Al
- 10** El  ${}^7N$  tiene una afinidad electrónica positiva ( $\Delta E > 0$ ), no obstante su vecino el  ${}^6C$  tiene una afinidad electrónica  $\Delta E = -122 \text{ kJ/mol}$   
 Analizando las configuraciones electrónicas, ¿podrías explicar esta diferencia?
- 11**
  - a) Resume en una tabla las principales propiedades de los elementos metálicos y de los no metálicos.
  - b) Explica por qué los elementos metálicos tienden a formar iones positivos.
  - c) Explica a qué se debe que los elementos no metálicos tienden a ganar electrones cuando reaccionan con los metálicos.

### MATERIAL CONSULTADO:

- 📖 Brown-Le May- Bursten . Química. La Ciencia Central..Ed. Prentice Hall. Quinta edición.
- 📖 Raymond Chang. Química. Ed: Mc Graw Hill. Sexta edición.
- 📖 Atkins y Jones. Principios de Química. Ed.Panamericana. Quinta edición
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Fernando Cabrera
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Carina Banchemo