

Los elementos Químicos

Posen una estructura atómica  
característica observable en la

Configuración electrónica

La qual nos permite clasificarlos  
en lo que llamamos

Tabla periódica

Grupos

Periodos

Los cuales nos ponen de manifiesto:

Propiedades periódicas

Que nos muestran:

Carga  
Nuclear  
efectiva

Radio  
atómico

Electronegatividad

Energía de  
ionización

Afinidad  
Electrónica

Carácter  
Metálico

Variaciones de comportamientos  
en la naturaleza de los  
elementos

Aplicaciones

Impacto social, económico y ambiental

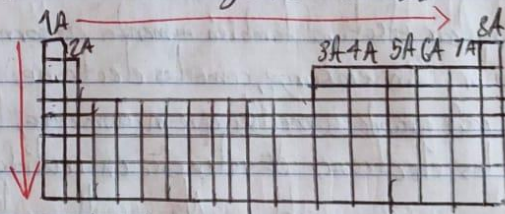
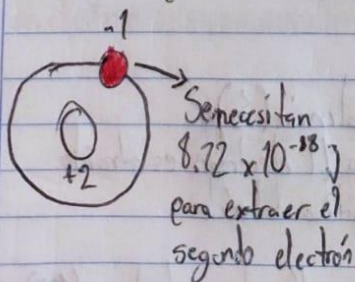
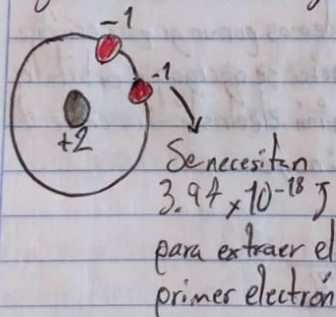
### Carga nuclear efectiva

La presencia de otros electrones en un átomo reduce la atracción electrostática entre un determinado electrón y los protones cargados positivamente en el núcleo. La carga nuclear efectiva ( $Z_{\text{efect}}$ ) es la carga nuclear detectada por un electrón cuando se toman en cuenta tanto la carga nuclear real ( $Z$ ) como los efectos repulsivos (pantalla) de los demás electrones. En general,  $Z_{\text{efect}}$  está dada por

$$Z_{\text{efect}} = Z - \sigma$$

donde  $\sigma$  (sigma) es la constante de apantallamiento. La constante de apantallamiento es mayor que cero pero menor que  $Z$ .

Una forma de ilustrar cómo los electrones sirven de pantalla a los electrones del orbital próximo siguiente es considerar las cantidades de energía requeridas para extraer dos electrones del átomo de helio. Los experimentos muestran que se necesitan  $3.94 \times 10^{-18} \text{ J}$  para extraer el primer electrón y  $8.72 \times 10^{-18} \text{ J}$  para extraer el segundo. No hay apantallamiento una vez que se extrae el electrón, así que el segundo electrón cae bajo todo el efecto de la carga nuclear  $+2$ .



Para los elementos representativos, la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de arriba abajo en un grupo.



Debido a que los electrones del kernel en promedio están más cerca del núcleo que los electrones de valencia, los electrones del kernel apantallan a los electrones de valencia mucho más de lo que los electrones de valencia se apantallan entre sí. Considere los elementos del segundo período de Li a Ne. De izquierda a derecha, vemos que el número de electrones del kernel ( $1s^2$ ) permanece constante mientras la carga nuclear aumenta. Sin embargo, debido que el electrón añadido es un electrón de valencia y éstos no se apantallan bien entre sí, el efecto neto de moverse a lo largo del período es ir encontrando una mayor carga nuclear efectiva ejercida sobre los electrones de valencia, como se muestra a continuación:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
$Z_{\text{efect}}$	1.28	1.91	2.42	3.14	3.83	4.45	5.10	5.76

La fuerza de atracción entre el núcleo y un electrón dado es directamente proporcional a la carga nuclear efectiva, e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia de separación.

La carga nuclear efectiva también aumenta conforme descendemos por un grupo periódico en particular. Sin embargo, como los electrones de valencia se agregan a orbitales cada vez más grande a medida que  $n$  aumenta, la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones de valencia en realidad disminuye.

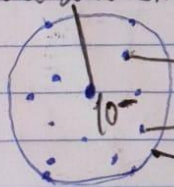
	Li	Na	K	Rb	Cs
Z	3	11	19	37	55
$Z_{\text{efect}}$	1.28	2.51	3.50	4.98	6.36

Sodio: núcleo contiene 11 protones ( $11^+$ )

Núcleo del sodio contiene 11 protones ( $11^+$ )

Electrones de valencia (3)

Cada uno de los 11 electrones es atraído a la carga positiva del núcleo



Átomo de sodio contiene 10 nucleos de electrones ( $10^-$ ) que apantalla los 3 electrones de valencia

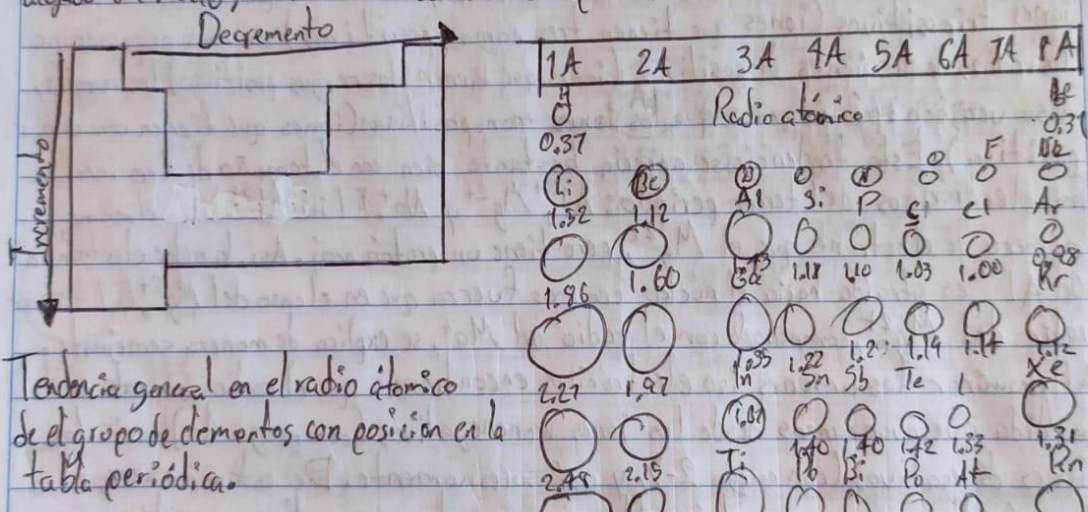


## Radio Atómico

el radio atómico es la mitad de la distancia internuclear entre dos átomos enlazados

Cuando los átomos se unen para formar moléculas diatómicas como  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ , etcétera, es posible medir con toda precisión la distancia entre los núcleos de los dos átomos enlazados. De esta manera se puede definir:

Al aumentar el número atómico en un grupo de la tabla periódica se va cambiando el período, por lo que los electrones se encuentran cada vez en un nivel de energía más alejado del núcleo; el resultado de esto es que el radio atómico aumenta.



En un período, al disminuir el número atómico, disminuye el número de protones en el núcleo, por lo que también disminuye la atracción electrostática de éstos hacia los electrones, lo que ocasiona que el tamaño del átomo aumente.

## Radio iónico

Observamos que existen tendencias para las entre los radios iónico y atómico. Por ejemplo, tanto el radio atómico como el iónico aumentan a medida que se avanza de arriba abajo en un grupo. Para los iones derivados de elementos de diferentes grupos, la comparación sólo tiene significado si los iones son isoelectrónicos. Al examinar iones isoelectrónicos, encontramos que los cationes son más pequeños que los aniones. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  es menor que  $\text{F}^-$ . Ambos iones tienen el mismo número de electrones pero el  $\text{Na}$  ( $Z=11$ ) tiene más protones que el  $\text{F}$  ( $Z=9$ ). La mayor carga nuclear efectiva del  $\text{Na}^+$  da como resultado un radio menor.

Si analizamos los cationes isoelectrónicos, observamos que los radios de los iones tripositivos (iones que tienen tres cargas positivas) son más pequeños que los radios de los iones dipositivos (iones que tienen dos cargas positivas) los cuales, a su vez, son más pequeños que los iones monopositivos (iones que tienen una carga positiva). Esta tendencia se aprecia bastante bien con el tamaño de tres iones isoelectrónicos del tercer período:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , y  $\text{Na}^+$ . El ion  $\text{Al}^{3+}$  tiene el mismo número de electrones que el  $\text{Mg}^{2+}$ , pero tiene un protón más. Así, la nube electrónica de  $\text{Al}^{3+}$  es atraída hacia el núcleo con más fuerza que en el caso del  $\text{Mg}^{2+}$ . El menor radio del  $\text{Mg}^{2+}$ , comparado con el radio del  $\text{Na}^+$ , se explica de manera semejante. Al examinar los aniones isoelectrónicos encontramos que el radio aumenta a medida que avanzamos desde los iones mononegativos (con carga 1-) hacia los iones dinegativos (con carga 2-), y así sucesivamente. De esta manera, el ion óxido es mayor que el ion fluoruro por el oxígeno tiene un protón menos que el flúor; la nube electrónica se extiende más en el  $\text{O}^{2-}$ .

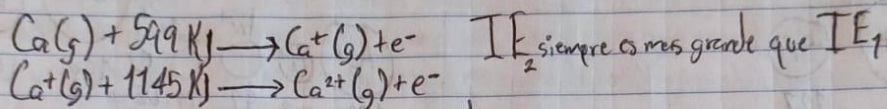
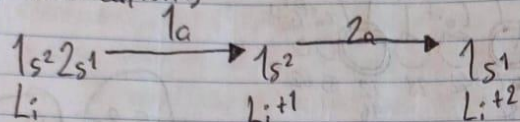




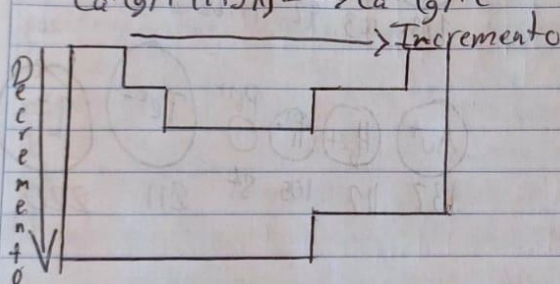
## Proceso Endotérmico Energía de Ionización

La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar por completo un electrón a un átomo aislado en fase gaseosa.

Elementos con baja energía de ionización pierden electrones fácilmente para formar cationes



$IE_2$  siempre es más grande que  $IE_1$



Tendencias generales de las primeras energías de ionización de los elementos del grupo A con la posición en la tabla periódica. Las excepciones se dan en los grupos 3A y 6A

Las unidades para todas estas energías de ionización son electrón-volt (eV) o joules (J). La tendencia periódica de la energía de ionización es que en un período se incrementa al aumentar el número atómico y en un grupo aumenta al disminuir el número atómico.

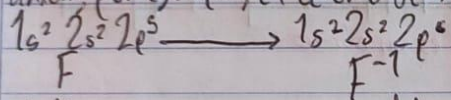


Esto se debe a que en un periodo al aumentar el número atómico aumenta también la atracción electrostática del núcleo hacia el último electrón, por lo que se necesita de más energía para arrancarlo completamente del átomo. En el caso de un grupo, al ir disminuyendo el número atómico disminuye también la distancia entre el núcleo y el último electrón, por lo que al estar más cerca el electrón del núcleo es atraído con mayor fuerza hacia éste, lo que ocasiona que se necesita más energía para arrancarlo del átomo.

### Afinidad Electrónica

La afinidad electrónica es la energía liberada en la formación de un anión a partir de un átomo neutro y aislado en estado gaseoso.

Un átomo neutro puede incorporar a su estructura un electrón y convertirse en un anión; por ejemplo, el átomo de flúor forma el anión fluoruro:



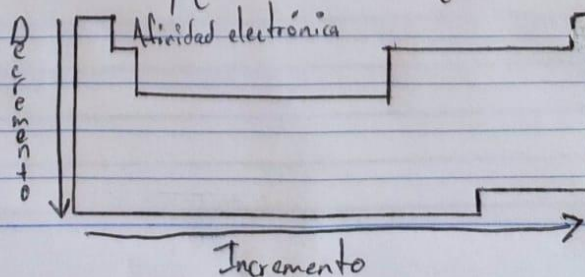
Al llevarse a cabo este proceso libera energía por medio de calor, es un proceso exotérmico. Por lo que se define así:

La afinidad electrónica aumenta en un periodo al aumentar el número atómico y aumenta en un grupo al disminuir el número atómico.

En un periodo, al aumentar el número atómico se incrementa el número de protones en el núcleo, lo cual origina un aumento progresivo de la atracción del núcleo hacia el electrón exterior que se incorpora al átomo.

En un grupo, conforme disminuye el número atómico disminuye la distancia entre el núcleo y el electrón que se incorpora al átomo, por lo que aumenta la atracción del núcleo atómico hacia este y por tanto se incorpora con más facilidad.

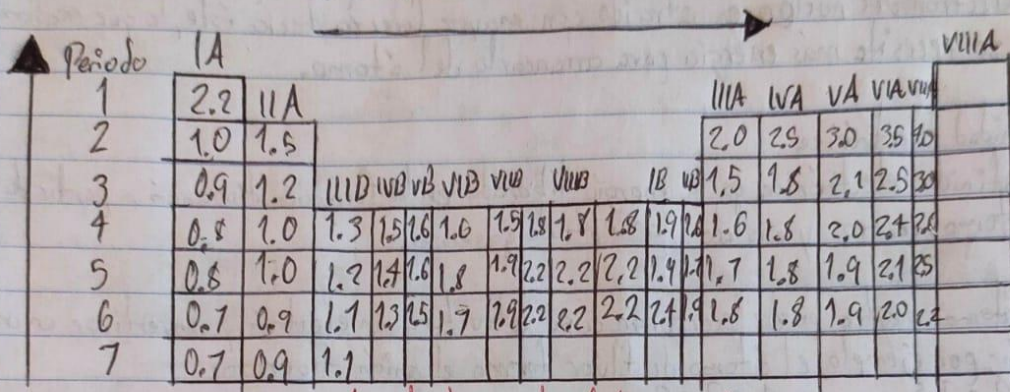
Tendencia de la  
afinidad electrónica





**Electronegatividad**  
 La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de atraer electrones hacia él en un enlace químico.

**Tendencia de la electronegatividad**



Período	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	IIIA	IVA	VA	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII
1	2.2																					
2	1.0	1.5																				
3	0.9	1.2																				
4	0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.9	1.8	1.6	1.6	1.8	2.0	2.1	2.0	2.1	2.2	2.1	2.0	1.9
5	0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	2.1	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.2	2.2	2.2	2.1	2.0	1.9
6	0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.1	1.6	1.6	1.8	1.9	2.0	2.2	2.2	2.2	2.1	2.0	1.9
7	0.7	0.9	1.1																			

La electronegatividad es un número adimensional

La electronegatividad es un concepto que solo tiene sentido cuando se de átomos enlazados. Esta propiedad aumenta en un período al aumentar el número atómico y aumenta con un grupo al disminuir el número atómico.