

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Muchas de las propiedades químicas de los elementos se explican en términos de su configuración electrónica. Debido a que los electrones llenan los orbitales atómicos de manera muy ordenada, no es sorprendente que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes, como sodio y potasio, se comporten en muchos aspectos de manera similar y que, en general, las propiedades de los elementos muestren tendencias observables. Los químicos del siglo xix descubrieron tendencias periódicas en las propiedades físicas y químicas de los elementos mucho antes de que la teoría cuántica apareciera en escena. A pesar de que estos químicos desconocían la existencia de electrones y protones, sus esfuerzos para sistematizar la química de los elementos resultaron notablemente acertados. Sus principales fuentes de información fueron las masas atómicas de los elementos y otras propiedades físicas y químicas conocidas.

Por lo general, una tabla periódica moderna indica el número atómico junto al símbolo del elemento. Como ya se sabe, el número atómico también señala el número de electrones en los átomos de un elemento. La configuración electrónica de los elementos ayuda a explicar la repetición de las propiedades físicas y químicas. La importancia y la utilidad de la tabla periódica radican en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen, con bastante exactitud, las propiedades de cualquier elemento, aun cuando sea un elemento poco conocido.

Con base en lo anterior, responda:

- 1. **Cuál es la utilidad del uso de la configuración electrónica para la organización de los elementos en la tabla periódica.**
- 2. **Cuál es la importancia de la organización actual de la tabla periódica (explique usando ejemplos el concepto de periodicidad)**

Propiedades periódicas de los elementos

La configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia, los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. A este comportamiento se le denomina tendencia y se aprecia en las propiedades periódicas de los elementos químicos. Todas las propiedades periódicas dependen del **tamaño atómico**, de los electrones del último nivel de energía y de **la carga nuclear efectiva**.

Carga nuclear efectiva

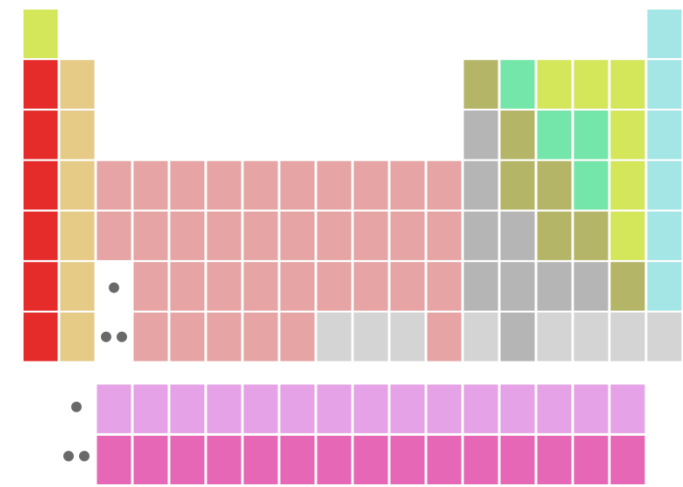
La **carga nuclear efectiva (Z_{efect})** es la carga nuclear detectada por un electrón cuando se toman en cuenta tanto la carga nuclear real (Z) como los efectos repulsivos (pantalla) de los demás electrones.

Considere los elementos del segundo periodo de Li a Ne. De izquierda a derecha, vemos que el número de electrones internos ($1s^2$) permanece constante mientras la carga nuclear aumenta. Sin embargo, debido a 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 periodo es ir encontrando una mayor carga nuclear efectiva ejercida sobre los electrones de valencia. Esta carga también aumenta conforme descendemos por un grupo periódico en particular. Sin embargo, como los electrones de valencia se agregan a orbitales cada vez más grandes a medida que n aumenta, la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones de valencia en realidad disminuye.

- 3. **De acuerdo a lo anterior, qué se entiende por efecto de pantalla**

4. **Explique cuál es la tendencia de la Z_{efect} en el periodo desde el punto de vista del efecto de la presencia de electrones en el mismo nivel de energía.**

5. **Explique cuál es la tendencia de la Z_{efect} en el grupo desde el punto de vista del efecto de la presencia de electrones en diferentes niveles de energía.**



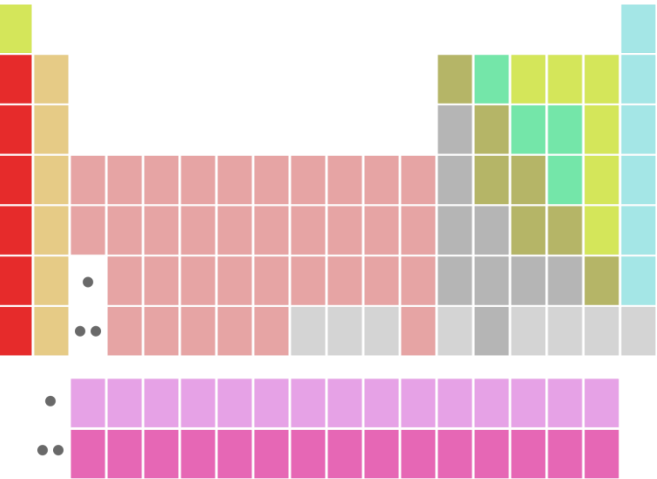
6. **Usando este modelo de tabla, dibuje las líneas de tendencia en grupos y periodos. Compare la carga nuclear efectiva de los siguientes elementos, considere las tendencias periódicas para hacerlo**

- a. Li y Ne
- b. Be y Ra
- c. Na y C

Radio atómico

Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos contiguos, tanto si se trata de un sólido metálico como de una molécula covalente. En un mismo grupo o familia el radio atómico aumenta directamente con su número atómico y su número de niveles, en el periodo decrece al aumentar Z.

7. **¿Cuáles son las tendencias en los radios atómicos de un grupo periódico y en un periodo en particular? ¿Cuáles de los elementos mencionados se encuentran en el mismo grupo?, ¿y en el mismo periodo?**



8. **Usando este modelo de tabla, dibuje las líneas de tendencia en grupos y periodos. Acomode los siguientes átomos en orden decreciente según su radio (argumente esta clasificación):**

- A) C, Li, Be.
- B) S, Fe, Na
- C) Rb, Ag, I

El radio iónico

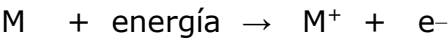
Se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos, de tal forma que la suma de los radios iónicos es igual a la distancia que existe entre los núcleos. El radio del catión es menor que el radio atómico, siendo tanto menor la diferencia cuanto menor sea la carga positiva del ion. Por el contrario, el radio de los aniones es mayor que el radio atómico. Cuando dos iones tienen la misma carga y pertenecen a elementos del mismo grupo, el radio iónico es mayor cuanto mayor es el número atómico. Cuando dos iones monoatómicos (un solo átomo) tienen el mismo número de electrones, el radio iónico menor corresponde al ion cuya carga nuclear es mayor.

Los metales generalmente forman iones positivos (cationes) de menor radio que los no metales con los que están enlazados que forman iones negativos (aniones).

9. **Con base en lo anterior indique, para cada uno de los siguientes pares, cuál de las dos especies es mayor:** a) N^{3-} o F^- ; b) Mg^{2+} o Ca^{2+} ; c) Fe^{2+} o Fe^{3+} .

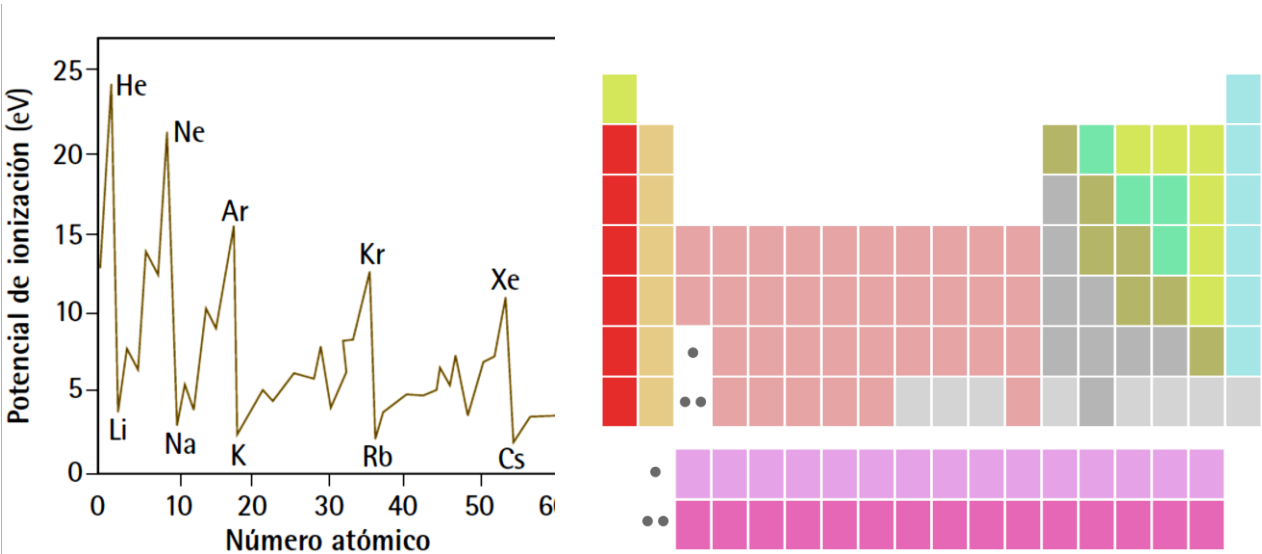
Energía de ionización (Ei)

Es la mínima energía necesaria para liberar el electrón más externo de un átomo gaseoso en su estado neutro



En un período, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico, alcanzando valores máximos en los gases nobles. En un **grupo o familia**, la energía de ionización disminuye de arriba hacia abajo al aumentar el número atómico. Si la energía de ionización es elevada, la configuración electrónica es estable, tal como ocurre con los gases nobles. La energía de ionización influye en la formación del enlace químico y en las propiedades reductoras de los elementos químicos.

10. **Interprete la siguiente gráfica (izquierda) y con base en ello use la tabla de la derecha para dibuje las líneas de tendencia de esta propiedad**



La reportada en la tabla periódica es la primera energía de ionización, sin embargo, en algunos elementos, es posible remover mas de un electrón considerando los siguientes aspectos: Cuando se desprende un electrón de un átomo neutro, disminuye la repulsión entre los electrones restantes. Debido a que la carga nuclear permanece constante, se necesita más energía para desprender otro electrón del ion cargado positivamente. Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden $I_3 > I_2 > I_1$

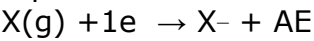
11. **con base en lo anterior responde:**
a) ¿Cuál átomo debe tener una primera energía de ionización menor, el oxígeno o el azufre?
b) ¿Cuál átomo debe tener una segunda energía de ionización mayor, el litio o el berilio?

12. **Organice en orden ascendente las siguientes series de elementos, teniendo en cuenta su energía de ionización.**

a) Pb, Sn, Si, C; b) Sr, Sn, In, Rb; c) Cu, Au, Ag; d) F, Sn, Ba, As

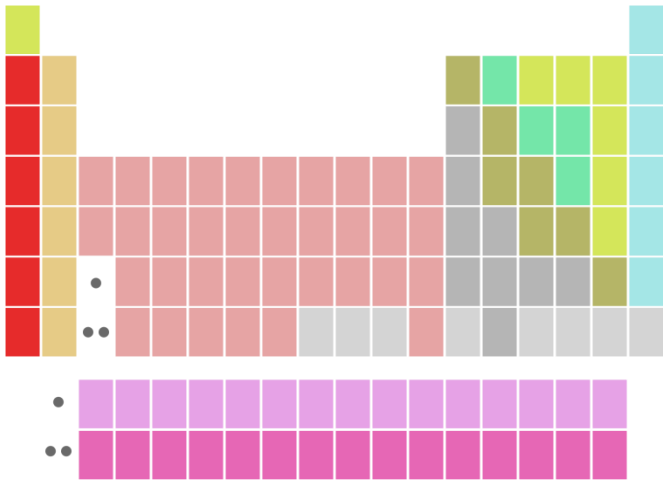
Afinidad electrónica (AE)

Es la energía liberada cuando un electrón se agrega a un átomo gaseoso neutro. El proceso se representa:



En los períodos, la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico y en los **grupos**, los valores no varían notablemente, sin embargo, disminuye de arriba hacia abajo, cuando aumenta el número atómico. La importancia de esta propiedad radica en su utilidad para predecir el carácter oxidante de un elemento químico.

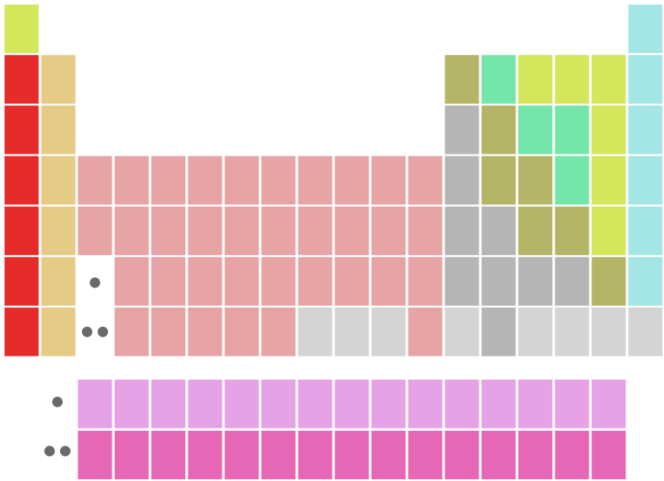
A medida que su valor aumenta, el carácter oxidante se hace más fuerte; es así como los no metales son agentes oxidantes fuertes, mientras que los metales se oxidan fácilmente.



13. **Dibuje las líneas de tendencia de esta propiedad y Organice en orden descendente los siguientes elementos de acuerdo a su afinidad electrónica.**
- a) P, As , y Sb
 - b) K, Ca, y Sc
 - c) F, Ga y P
 - d) Nb, Na y Au

Electronegatividad

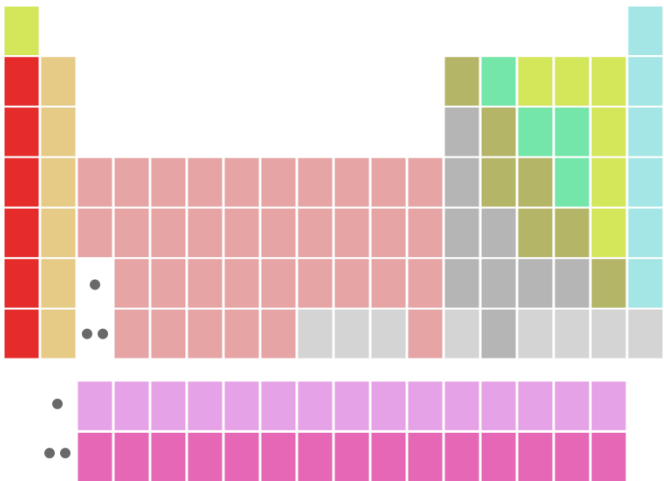
La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer electrones, cuando se forma un enlace químico. Es decir, mide la capacidad de un elemento para atraer hacia sí los electrones que lo enlazan con otro elemento. Los valores que corresponden a la electronegatividad de los elementos presentan variaciones regulares tanto en los grupos como en los períodos. La electronegatividad aumenta al desplazarnos al aumentar Z en el periodo. Dentro de un mismo grupo disminuye a medida que aumenta el número atómico. Los átomos presentan una menor electronegatividad a medida que aumenta su tamaño.



14. **Dibuje las líneas de tendencia de esta propiedad y organice los siguientes elementos de acuerdo a su electronegatividad**
- a) Pb, Sn, Si, C
 - b) Sr, Sn, In, Rb
 - c) Cu, Au, Ag
 - d) F, Sn, Ba, As

Carácter metálico

Esta es la tendencia de un elemento a ceder electrones. En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta de arriba hacia abajo en los grupos (cuanto más lejos esté el electrón del núcleo, está menos atraído y es más fácil cederlo) y en los periodos disminuye de izquierda a derecha (los electrones están más atraídos y es más difícil liberarlos). Por esta razón, los metales se ubican a la izquierda de la Tabla Periódica.



15. **Dibuje las líneas de tendencia de esta propiedad. Ordene los siguientes elementos en orden ascendente de acuerdo a su carácter metálico:**
- a) F, I, Br, y Cl
 - b) Nb, Ba, Fr, y Mn
 - c) B, C, N y O
 - d) Cd, Pd, In, y Ag