

## PROPIEDADES PERIÓDICAS: RADIOS ATÓMICOS E IÓNICOS, ENERGÍA DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA Y ELECTRONEGATIVIDAD

TAMAÑO ATÓMICO: Aunque no se puede determinar el tamaño real del átomo debido a que no hay límites definidos para la ubicación de los electrones, los núcleos de los átomos tienen una posición fija y entonces se puede medir (mediante difracción de rayos X) la distancia entre dos núcleos atómicos cuando están químicamente enlazados. Los enlaces químicos pueden ser covalentes o iónicos. En estos últimos el enlace se forma por atracción electrostática y se admite que las nubes electrónicas se ponen en contacto mientras que en los primeros se comparten electrones y las nubes electrónicas se traslapan. La distancia entre los núcleos se usa para determinar el tamaño de los átomos. Si el enlace es covalente, a los átomos se les asigna un radio covalente y si el enlace es iónico el radio es iónico.

**RADIO COVALENTE**: Es la mitad de la distancia entre los núcleos cuando se enlazan dos átomos del mismo elemento. Por ejemplo, cuando se enlazan dos átomos de carbono, la distancia entre los núcleos es 1,54 Å y, entonces, el radio covalente del carbono es 0,77 Å. Cuando se enlazan dos átomos de cloro, la distancia entre los núcleos es 1,98 Å lo cual indica que el radio covalente del cloro es 0,99 Å.

Ahora, la distancia entre los núcleos de cualquier sustancia es la suma de los radios covalentes de los átomos enlazados. Así, el enlace C – Cl mide en realidad 1,766 Å mientras que la suma de los radios covalentes del C y del Cl es 1,76 Å.

El carbono puede formar enlaces simples, dobles o triples. Mientras más electrones se comparten en el enlace, el radio covalente disminuye: es 0,67 Å en el carbono con doble enlace y 0,60 Å en el carbono con triple enlace.

**RADIO IÓNICO**: En los compuestos iónicos se enlazan iones positivos con iones negativos en una proporción tal que haya neutralización de las cargas. El tamaño de los iones depende de la distancia entre los núcleos y de las cargas efectivas que ejercen los núcleos sobre los electrones más externos. La distancia entre los núcleos es igual a la suma de los radios de los iones enlazados,  $d = r^+ + r^-$ . Los radios iónicos son inversamente proporcionales a las cargas nucleares efectivas:  $Q^+/Q^- = r^-/r^+$ , donde Q representa la carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva se define como  $Q = Z - P$ , donde Z es el número atómico y P es el efecto de apantallamiento debido a que los electrones internos disminuyen la atracción del núcleo sobre los electrones externos.

¿Cuáles serán los radios iónicos para el ion  $\text{Na}^+$  y para el ion  $\text{F}^-$  en el NaF sólido si la distancia entre los núcleos es 2,31 Å y el efecto de apantallamiento para ambos átomos es 4,5? Haciendo los cálculos respectivos se encuentra que el radio iónico para  $\text{Na}^+$  es 0,95 Å y para  $\text{F}^-$  es 1,36 Å.

En la tabla periódica, el tamaño atómico varía de la siguiente manera: En un grupo aumenta de arriba hacia abajo pues en ese sentido aumenta el número de niveles ocupados con electrones y aumenta el efecto pantalla por lo cual los electrones externos pueden alejarse del núcleo; en un período disminuye de izquierda a derecha pues en este sentido aumenta el número atómico aumentando la carga nuclear mientras que el efecto pantalla y el número de niveles permanecen constantes.

**ENERGÍA DE IONIZACIÓN:** Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo lo cual significa que para sacar un electrón al átomo se necesita energía. La energía de ionización es la necesaria para remover un electrón a un átomo en estado gaseoso. Cuando se retira un electrón de un átomo neutro, se forma un catión con una carga igual a +1.

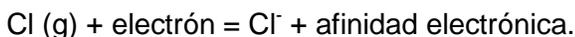


La energía necesaria para quitar un segundo electrón se llama segunda energía de ionización y debido a la dificultad para remover un electrón de una partícula positiva, su valor es mayor que el de la primera energía de ionización. También puede existir una tercera energía de ionización.

Mientras más lejos del núcleo esté el electrón, es más fácil removerlo, o sea, se necesita menos energía. Si el número atómico aumenta, aumenta la carga nuclear y se hace más difícil remover un electrón pues es atraído más fuertemente por el núcleo. Si el efecto de apantallamiento es grande, la energía de ionización disminuye.

En la tabla periódica, la energía de ionización varía de la siguiente manera: En un grupo disminuye de arriba hacia abajo porque aumenta el tamaño del átomo y es más fácil remover un electrón externo y aunque al aumentar el número atómico aumenta la atracción del núcleo sobre los electrones este efecto que aumenta la energía de ionización se ve disminuida por el aumento del efecto de apantallamiento; en un período aumenta de izquierda a derecha pues aumenta la carga nuclear efectiva mientras el efecto de apantallamiento permanece constante y se incrementa el aumento gracias a la disminución del tamaño del átomo. Sin embargo, se debe tener en cuenta que los elementos ubicados en los grupos 2 (IIA) y 15 (VA) tienen mayor energía de ionización que los elementos de los grupos 13 (IIIA) y 16 (VIA), respectivamente, pero en el mismo período. Lo anterior se debe a que cuando el último subnivel ocupado se encuentra lleno o semilleno es más estable y se necesita más energía para quitarle un electrón.

**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** Es la energía liberada cuando se agrega un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso. Cuando se agrega un electrón a un átomo neutro, se forma un anión con una carga igual a -1.



No se conoce la afinidad electrónica para todos los elementos químicos debido a que es muy difícil de medir. La segunda afinidad electrónica implica adicionar un electrón a un ion

negativo lo cual es muy difícil por las grandes repulsiones que se presentan. Sin embargo, el  $O^{2-}$  es un anión estable en los óxidos, pero no en estado sólido, lo que se explica por la neutralización de esta carga iónica con las cargas positivas vecinas en los cristales.

La afinidad electrónica depende de los mismos factores que la energía de ionización y se espera que varíe de manera similar en la tabla periódica, disminuyendo en un grupo de arriba hacia abajo y aumentando en un período de izquierda a derecha.

Con respecto a lo anterior, se observan algunas excepciones, como las siguientes: Todos los elementos del grupo IIA tienen afinidad electrónica igual a cero (o valores positivos) lo cual indica que ninguno de estos elementos existe como anión; la variación de los elementos del grupo del nitrógeno es irregular; la variación de la afinidad electrónica a lo largo de los períodos es muy irregular aunque se nota la tendencia a un incremento en el valor negativo de esta propiedad.

Los gases nobles no tienen afinidad electrónica, pues todos los subniveles están llenos de electrones y romper esta alta estabilidad es imposible.

**ELECTRONEGATIVIDAD:** Es una medida de la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones de otro átomo con el cual está enlazado. Este concepto lo introdujo Linus Pauling para explicar la polaridad de los enlaces. Es un concepto relativo, es decir, su valor se obtiene comparando los elementos entre sí y con base en las otras propiedades periódicas de ellos y en las energías de enlace, pero no se puede calcular en forma absoluta. Pauling tomó como referencia al Flúor por ser el elemento que más atracción ejerce sobre los electrones de los otros elementos con los cuales se enlaza y a partir del valor que le asignó al Flúor (4,0) calculó las electronegatividades de los demás elementos. Como los gases nobles difícilmente se enlazan con otros elementos, el valor de la electronegatividad para ellos es poco importante.

En la tabla periódica la electronegatividad varía de la siguiente manera: en los grupos disminuye de arriba hacia abajo y en los períodos aumenta de izquierda a derecha. Lo anterior se puede expresar así: Los elementos más electronegativos se encuentran en la parte superior derecha de la tabla periódica y los menos electronegativos son los de la parte inferior izquierda de la tabla periódica.

Se puede realizar el siguiente resumen: En los grupos, de arriba hacia abajo, aumenta el tamaño atómico y disminuyen la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad. En los períodos, de izquierda a derecha, el tamaño atómico disminuye y la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad aumentan, aunque la afinidad electrónica lo hace de forma irregular.