

Introducción

En el taller anterior aprendimos que, en la tabla periódica, los elementos se organizan en bloques de acuerdo con los tipos de orbitales atómicos que se llenan.

Ahora estudiaremos la naturaleza de la periodicidad. El conocimiento de la periodicidad es valioso para comprender la unión en compuestos simples. Muchas propiedades físicas, como los puntos de fusión, los puntos de ebullición y los volúmenes atómicos, muestran variaciones periódicas. Los cambios en estas propiedades dependen de la configuración electrónica, en especial del arreglo en la capa de valencia, y de qué tan lejos se encuentra esa capa del núcleo.

Problemas

1. Clasifica cada uno de los conjuntos de átomos siguientes en orden de tamaño atómico creciente.

- (a) Elementos alcalinotérreos
- (b) Gases nobles
- (c) Elementos representativos del tercer periodo
- (d) C, Si, Sn y Pb

☞ Solución

El tamaño o radio atómico es la distancia desde el núcleo del átomo hasta el borde exterior de la nube de electrones. En general, el tamaño atómico disminuye a lo largo de un periodo y aumenta hacia abajo en un grupo (figura 1).

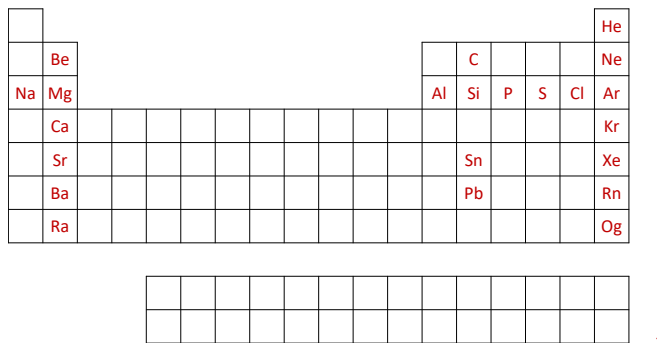


Figura 1. El tamaño atómico disminuye a lo largo de un periodo (→) y aumenta a lo largo de un grupo (↓) de la tabla periódica.

A lo largo de un periodo, la carga nuclear efectiva aumenta a medida que el blindaje de electrones permanece constante. Una carga nuclear efectiva más alta provoca mayores atracciones a los electrones, acercando la nube de electrones al núcleo, ocasionando un radio atómico más pequeño.

En un grupo, el número de niveles de energía (n) aumenta hacia abajo, por lo que hay una mayor distancia entre el núcleo y el orbital más externo. Esto da como resultado un

radio atómico más grande.

Por tanto: (a) $Be < Mg < Ca < Sr < Ba < Ra$ (b) $He < Ne < Ar < Kr < Xe < Rn < Og$ (c) $Cl < S < P < Si < Al < Mg < Na$ (d) $C < Si < Sn < Pb$.

2. Organiza los conjuntos de elementos siguientes en orden de primera energía de ionización creciente.

- (a) Metales alcalinos
- (b) Halógenos
- (c) Elementos del segundo periodo
- (d) Br, F, B, Ga y Cs

☞ Solución

La energía de ionización es la energía necesaria para eliminar el electrón de mayor energía de un átomo neutro. En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo y disminuye a lo largo de un grupo (figura 2).

A lo largo de un periodo, la carga nuclear efectiva aumenta a medida que el blindaje de electrones permanece constante. Esto acerca la nube de electrones al núcleo, fortaleciendo la atracción nuclear hacia el electrón más externo, y es más difícil de eliminar (requiere más energía).

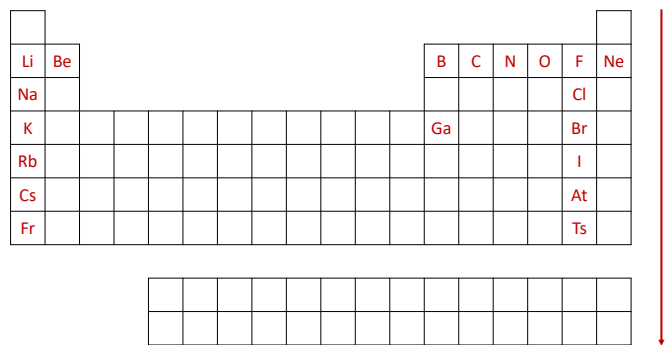


Figura 2. La energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo (→) y disminuye a lo largo de un grupo (↓) de la tabla periódica.

En un grupo, el número de niveles de energía (n) aumenta hacia abajo, por lo que la distancia es mayor entre el núcleo y el electrón de mayor energía. El aumento de la distancia debilita la atracción nuclear hacia el electrón más externo y es más fácil de eliminar (requiere menos energía).

Por tanto: (a) $Fr < Cs < Rb < K < Na < Li$ (b) $Ts < At < I < Br < Cl < F$ (c) $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ (d) $Cs < Ga < B < Br < F$.

3. Organiza cada uno de los conjuntos de elementos siguientes en orden de electronegatividad creciente.

- (a) Pb, C, Sn y Ge
- (b) S, Na, Mg y Cl

- (c) P, N, Sb y Bi
 (d) Se, Ba, F y Si

➤ Solución

La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones hacia sí mismo. La electronegatividad aumenta a lo largo de un periodo y disminuye a lo largo de un grupo (figura 3).

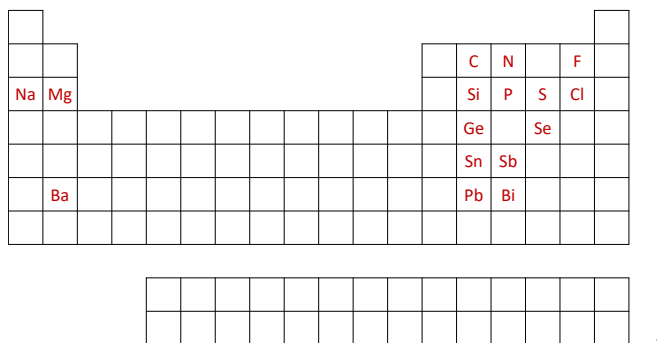


Figura 3. La electronegatividad aumenta a lo largo de un periodo (→) y disminuye a lo largo de un grupo (↓) de la tabla periódica.

Hacia la izquierda de la tabla, las capas de valencia están a menos de la mitad de su capacidad, por lo que estos átomos (metales) tienden a perder electrones y, por tanto, tienen baja electronegatividad. Hacia la derecha de la tabla, las capas de valencia están a más de la mitad de su capacidad, por lo que estos átomos (no metales) tienden a ganar electrones y, por tanto, tienen una alta electronegatividad.

En un grupo, el número de niveles de energía (n) aumenta hacia abajo, al igual que la distancia entre el núcleo y el orbital más externo. El aumento de la distancia y del blindaje debilitan la atracción nuclear, por lo que un átomo no puede atraer electrones con tanta fuerza.

Por tanto: (a) $Pb < Sn < Ge < C$ (b) $Na < Mg < S < Cl$ (c) $Bi < Sb < P < N$ (d) $Ba < Si < Se < F$

4. Forma parejas con las especies que son isoelectrónicas: Be^{2+} F^- Fe^{2+} N^{3-} He S^{2-} Co^{3+} Ar

➤ Solución

Las especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones, aunque esto no implica que entre ellas tengan las mismas propiedades. Por ejemplo, comparando tales especies, cuanto mayor es la carga nuclear efectiva, menor es su tamaño.

Por tanto: Be^{2+} y He son isoelectrónicas con 2 electrones; S^{2-} y Ar , con 18 electrones; F^- y N^{3-} , con 10 electrones; Fe^{2+} y Co^{3+} , con 24 electrones.

5. Organiza los conjuntos de iones siguientes en orden de tamaño iónico creciente.

- (a) Cl^- , S^{2-} y P^{3-}

- (b) O^{2-} , S^{2-} y Se^{2-}
 (c) Al^{3+} , Sr^{2+} , Rb^+ y K^+
 (d) Ca^{2+} , Rb^+ y K^+

➤ Solución

El tamaño o radio iónico es la distancia desde el núcleo hasta el borde exterior de la nube de electrones de un ion. La misma tendencia del radio atómico se aplica para determinar el tamaño de un ion.

Un catión tiene un radio más pequeño que su átomo neutro porque pierde electrones de valencia. La «nueva» capa de valencia se mantiene más cerca del núcleo, lo que resulta en un radio más pequeño para el catión.

Un anión tiene un radio mayor que el átomo neutro porque gana electrones de valencia. Hay repulsiones de electrón-electrón en la capa de valencia que expanden el tamaño de la nube de electrones, lo que da como resultado un radio más grande para el anión.

Por tanto: (a) $Cl^- < S^{2-} < P^{3-}$ (b) $O^{2-} < S^{2-} < Se^{2-}$ (c) $Al^{3+} < Sr^{2+} < K^+ < Rb^+$ (d) $Ca^{2+} < K^+ < Rb^+$

5. Clasifica los elementos Na, Si y S en orden de
 (a) creciente de tamaño atómico,
 (b) creciente de la primera energía de ionización, y
 (c) decreciente de electronegatividad.

➤ Solución

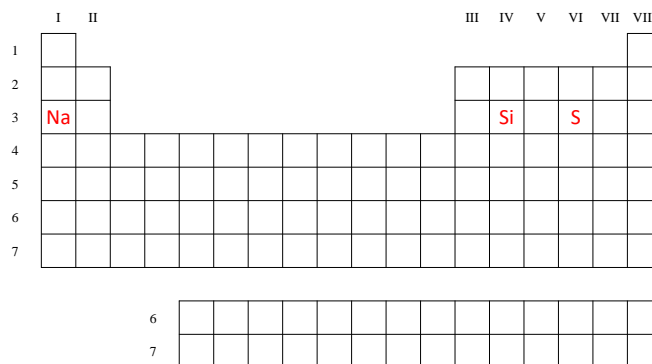


Figura 4. Ubicación de algunos elementos en la tabla periódica.

De acuerdo con la figura 4 y lo aprendido en este taller: (a) $S < Si < Na$ (b) $Na < Si < S$ (c) $S < Si < Na$.

Otras propiedades periódicas

Carga nuclear efectiva

La carga nuclear efectiva, Z_{eff} , que experimenta un electrón en una capa externa es menor que la carga nuclear real, Z . Esto se debe a que la atracción de los electrones de la capa externa por el núcleo se compensa en parte con la repulsión de los electrones de la capa externa por los electrones en capas internas.

De cierta manera, los electrones de las capas internas protegen los electrones de las capas externas del efecto total de la carga nuclear. Este concepto de efecto de pantalla o blindaje nos ayuda a comprender muchas tendencias periódicas en las propiedades atómicas.

La carga nuclear efectiva aumenta a lo largo de un periodo y disminuye en un grupo de arriba hacia abajo.

Afinidad electrónica

La afinidad electrónica, *EA*, de un elemento puede definirse como el cambio de energía cuando se agrega un electrón a un átomo gaseoso aislado para formar un ion con carga 1^- .

La convención es asignar un valor negativo cuando se libera energía y un valor positivo cuando se absorbe energía. La mayoría de los elementos no tienen afinidad por un electrón adicional y, por tanto, tienen una afinidad electrónica igual a cero.

La afinidad electrónica aumenta a lo largo de un periodo, debido a la disminución del tamaño atómico, y disminuye de arriba hacia abajo dentro de un grupo, a causa del aumento del tamaño atómico.

Recursos adicionales

1. Compound Interest. (febrero, 2014). Periodicity: trends in the periodic table [Web]. Disponible en www.edutics.mx/pTf.
2. Melissa Maribel. (abril, 2019). Periodic trends: electronegativity, ionization energy, atomic radius [Video]. Disponible en www.edutics.mx/pTA.
3. Professor Dave Explains. (septiembre, 2015). La tabla periódica: radio atómico, energía de ionización y electronegatividad [Video]. Disponible en www.edutics.mx/pTQ.
4. Universidad Nacional Autónoma de México. (s.f.). La tabla periódica y las propiedades periódicas de los elementos [PDF]. Disponible en www.edutics.mx/pTM.
5. Universidad Nacional Autónoma de México. (s.f.). Propiedades periódicas [Web]. Disponible en www.edutics.mx/pTg.