Química Inorgánica-Viernes 14 de Agosto de 2009

Propiedades Periódicas

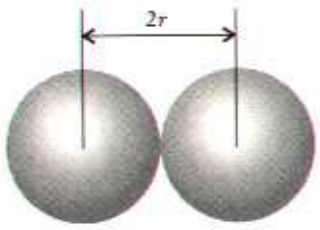
Radio atómico

Definición: La mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos.

Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Se realizan las medidas sobre muestras de elementos puros no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos.*

Uno de los métodos más comunes para determinar los radios atómicos es suponer que los átomos son esferas que se tocan cuando están enlazados.

Los radios atómicos se indican a menudo en **angstroms** A 10^{-10}m), **nanómetros** (nm, 10^{-9} m) **picometro** (pm, 10^{-12} m)



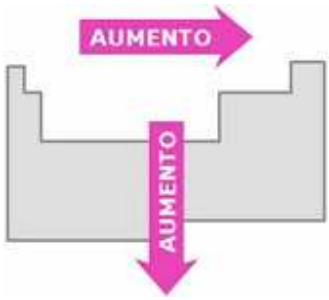
15 Radio atómico

Ejemplo: La distancia de los átomos de Fe es de 2.48 Å. Por lo tanto el radio de Fe es de 1,24 Å.

Propiedades periódicas: Los radios atómicos están determinados en gran medida por cuán fuertemente atrae el núcleo a los electrones. A mayor carga nuclear efectiva los electrones estarán más fuertemente enlazados al núcleo y menor será el radio atómico.

1) Dentro de un *periodo, el radio atómico disminuye* constantemente de izquierda a derecha debido a que aumenta la carga nuclear efectiva.

2) A *medida que se desciende en un grupo el radio aumenta* según aumenta el número atómico (conforme bajamos por la columna).



Química Inorgánica-Viernes 14 de Agosto de 2009

Energía de ionización

Definición: Energía mínima necesaria para eliminar un electrón desde el estado basal del átomo o ion gaseoso aislado.

$$X_{(g)} + energía \longrightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

Primera energía de ionización (I_1): Energía requerida para quitar el primer electrón de un átomo neutro.

$Na(g) \longrightarrow Na^{+}(g) + e^{-}$

Segunda energía de ionización (I_2): Energía requerida para quitar el segundo electrón, y así para eliminación sucesiva de electrones adicionales.

$Na^{+}(g) \longrightarrow Na^{2+}(g) + e^{-}$

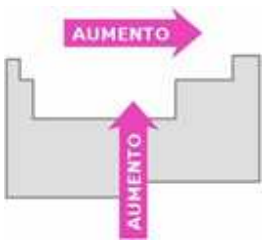
Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente

Energía de ionización	**Tendencia del elemento**	**Tipo de compuesto**
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

Propiedades Periódicas:



- Dentro de una **familia**, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.
- En un **periodo** tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabria esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.
- En cada segmento periódico, los **gases nobles** tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.

Electroafinidad

Definición: Cambio de energía que ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo gaseoso.

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-$$

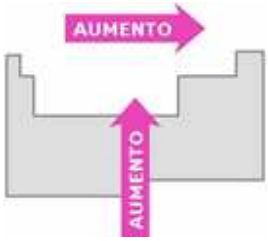
Cuanto mayor sea la atracción entre un átomo dado y un electrón añadido, más negativa será la afinidad electrónica del átomo. El átomo con mayor afinidad es el Cl(g)

$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g)$ $\Delta E=$ -349 KJ/mol

Los halógenos a los que les falta solo 1 electrón para tener la subcapa llena son los más electronegativos. Entonces de izquierda a derecha aumenta la electronegatividad en la tabla periódica.

Esto solo se respeta hasta los *gases nobles*, estos tienen su última subcapa llena por lo que requeriría que el electrón residiera en una subcapa de mayor energía, esto no es favorable del punto de vista energético por lo que no se formará el ion.

Otra excepción sucede con los del *grupo 5 A.* Estos elementos tienen sus subcapas p llenas a la mitad, el electrón adicional se debe colocar en un orbital que ya está ocupado causando mayores repulsiones. En consecuencia los elementos de este grupo tienen afinidad electrónica positiva o menos negativa que sus vecinos de la izquierda.



La electronegatividad es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia

de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

Radio Iónico

Definición: Radio del elemento en estado iónico.

El radio de un ión es siempre distinto al radio del átomo neutro.

De tenerse un ión positivo (catión), el radio del átomo disminuirá. Esto se debe al aumento de la carga efectiva observada por los electrones de valencia que permanecen en el átomo, además de la posibilidad de que la capa más externa (que definía el tamaño del átomo) sea completamente desocupada.

Para el caso de iones negativos (aniones) el radio iónico es mayor al atómico, fenómeno explicable de forma análoga al de los cationes. Nuevos electrones reducirán la carga efectiva del núcleo sobre sus vecinos.

Existen radios iónicos para cada estado de oxidación de un elemento, pero se considera principalmente aquellos estados que tengan configuración de gas noble, o los estados más comunes en compuestos iónicos.

Reglas de Slater

Regla de Slater para el cálculo del coeficiente de Apantallamiento :

1. Agrupar la configuración electrónica del átomo en el orden siguiente

   (1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s,4p) (4f) (4d) (5s,5p)

2. Electrones situados en un grupo superior no se toman en cuenta.

3. Para electrones de un orbital s o p:
   a. Cada uno de los electrones del mismo grupo (ns,np) contribuyen 0.35
   b. Cada uno de los electrones en un periodo n-1 contribuye 0.85
   c. cada uno con número cuántico principal menor o igual a n-2 contribuye 1.00

4. Para d o f:
   a. cada electrón del mismo grupo, sea (nd) o (nf), contribuye 0.35
   b. los que están en un grupo inferior contribuyen 1.00

(Nota: Existe una excepción para el orbital 1s, donde un electro contribuye solamente 0.3.)

Química Inorgánica-Viernes 14 de Agosto de 2009

Ejercicios:

Radio Atómico

1) **La distancia entre átomos de oro Au en oro metálico es de 2,88Å. Estime el radio atómico de un átomo de oro.**
   Rpta:
   1,44Å
2) **Disponga los átomos siguientes en orden de radio atómico creciente: Na, Be y Mg utilizando las propiedades de la tabla.**
   Rpta:

Una vez situados estos elementos en el sistema periódico se ha de hacer uso de las variaciones periódicas de esta propiedad ya comentadas.

Na (metal alcalino) y Mg (metal alcalino-térreo) se encuentran en la misma fila de la tabla periódica. Puesto que el Mg está a la derecha, lo esperable es que $r_{Mg}<r_{Na}$.

Be y Mg se encuentran en la misma columna. Dado que el Mg está por debajo que el Be, es predecible que $r_{Be}<r_{Mg}$.

Por tanto, el orden pedido sería: $r_{Be}<r_{Mg}<r_{Na}$.

3) **Disponga los siguientes átomos en orden de radio atómico cresiente: Na, Be, Mg.**
   Rpta: Be, Mg, Na.

4) **¿Cómo cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos en la tabla periódica?**
   i) De izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica
   ii) De arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica
   iii) Acomode los siguientes átomos en orden de radio atómico creciente: F, P, S, As

   Rpta:

   i) Disminuye
   ii) Aumenta
   iii) F, S, P, As

Energía de ionización

1) **Dada los siguientes elementos: N (Z=7) ,Na (Z=11) , Cl (Z=17), Ca (Z=20), Cu(Z=29).**
   i) Establecer la configuración electrónica de los elementos
   ii) Ordenar de menor a mayor potencial de ionización
   iii) Indicar el elemento cuya segunda energía de ionización sea mayor

   Rpta

i)N: [He] 2s2p3; Na: [Ne] 3s1; Cl: [Ne] 3s2p5; Ca: [Ar] 4s2; Cu: [Ar] 4s1 3d10

ii) Na < Ca < Cu < N < Cl

iii)Na

2) **Con base de sus posiciones en la tabla periódica prediga que cuál átomo de los pares siguientes tendrá la energía de primera ionización más grande. i) O, Ne; ii) Mg, Sr; iii) K, Cr; iv) Br, Sb; v) Ga, Ge.**

Rpta:

i)Ne ; ii) Mg; iii)Cr; iv)Br; v)Ge

3) **Las primera y segunda energía de ionización del Potasio son 495,8 kJ/mol y 4561,5 kJ/mol y las del Ca son 590 kJ/mol y 1145 kJ/mol respectivamente. Compare los valores y comente las diferencias.**

Electroafinidad

1) **Utilizando configuraciones electrónicas explique por qué la afinidad electrónica del F es negativa mientras que la del Ne es un valor positivo.**

Rpta:

$Fe + e^- \longrightarrow Fe^- \ 2s^2 2p^5 \longrightarrow 2s^2 2p^6$

$Ne + e^- \longrightarrow Ne^- \ 2s^2 2p^6 \longrightarrow 2s^2 2p^6 3s^1$

La adición de un electrón al F completa la capa n=2; el F^- tiene una configuración estable de gas noble y ΔE negativo. Un electrón adicional en el Ne ocuparía el orbital 3s de más alta energía; la dición de un electrón aumenta la energía del sistema siendo ΔE positivo.