

E.E.S.O.Nro.209 “Dr. Dalmacio Vélez Sársfield”

Actividades para el acompañamiento en los días de suspensión de clases

Asignatura: QUÍMICA

Curso: Cuarto Año

Div: “B”

Profesora: Carina Reschini

Contacto: carinareschini@gmail.com

Las presentes actividades deberán entregarse en la semana del 13 de abril, vía mail, en lo posible formato pdf o mediante fotos.

Actividad:

Teniendo en cuenta los contenidos desarrollados en el Trabajo Práctico anterior (Nro. 1), transcribir la información que aparece a continuación y resolver la ejercitación propuesta: TP Nro. 2: “Propiedades Periódicas” (puedes ayudarte con bibliografía del tema obtenida de distintas fuentes).

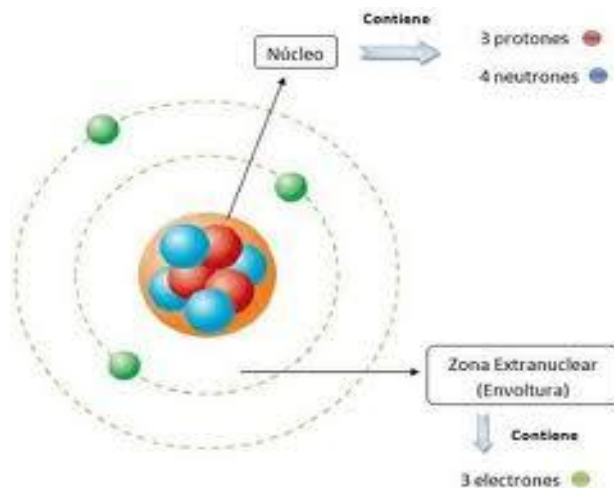
IONES

ÁTOMOS CON CARGA ELÉCTRICA: LOS IONES.

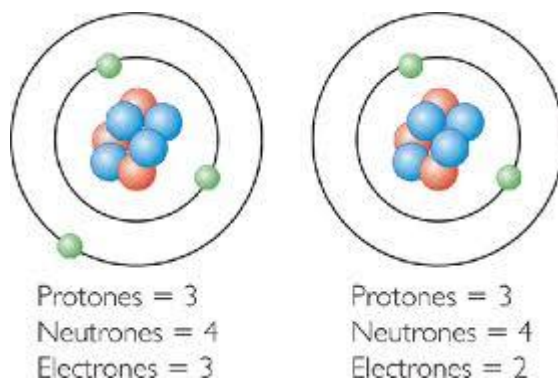
Entre los elementos químicos se encuentran los metales y los no metales.

- Los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su órbita externa y tienden a perderlos.

Por ejemplo: el átomo de Litio



Este átomo trata de perder el electrón de su última órbita. Cuando ello sucede queda con 3 protones y 2 electrones y, por lo tanto, ya no es eléctricamente neutro sino que manifiesta una carga positiva.



Nota: El ion es toda partícula con carga eléctrica por pérdida o ganancia de electrones. Los iones positivos se llaman cationes y los iones negativos aniones.

Los átomos de los metales que tienen en su órbita externa 1, 2 ó 3 electrones tienden a perderlos, transformándose en cationes.

- 1) Los átomos de los no metales tienen más de cuatro y menos de ocho electrones en su última órbita y procuran ganar electrones para tener ocho electrones en dicha órbita.

Los átomos de los no metales que tienen en su órbita externa 5, 6 ó 7 electrones tratan de ganarlos hasta llegar al número de ocho, convirtiéndose en aniones.

Las moléculas de ciertas sustancias, como las sales, los ácidos y las bases, cuando se disuelven en agua, se dividen (se disocian) en cationes y aniones. A pesar de esto, la solución permanece eléctricamente neutra porque a partir de cada molécula se forman igual cantidad de cargas positivas y negativas.

Los iones que se forman en las soluciones son átomos o grupos de átomos con carga eléctrica que transportan la electricidad. Esta es la causa por la cual el agua destilada no conduce la corriente eléctrica, pero si lo hace el agua que contiene sales en disolución.

Las sustancias que se ionizan al disolverse en agua, como los ácidos, las bases y las sales, se denominan electrolíticos.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

En la Tabla Periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos crecientes, se observa una variación sistemática de ciertas propiedades, denominadas propiedades periódicas.

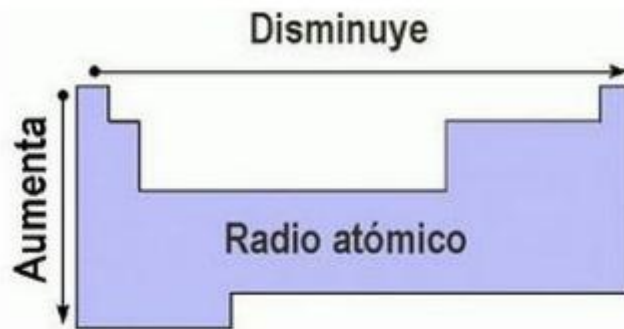
Radio atómico (R.A.): En razón de que los átomos tienen forma esférica se ha establecido que **el radio atómico es la distancia existente entre el centro del núcleo y el electrón más externo.**

Al observar los radios atómicos de los elementos en la Tabla Periódica se observa que:

En un mismo período, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha.

En un mismo grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.

La variación del radio atómico en la Tabla Periódica puede esquematizarse así:



Ejemplo:

1) Ordenar en forma creciente según su radio atómico.

a) Li, Cs; H Rta: H, Li, Cs

b) K; Br; Ni. Rta: Br, Ni, K

c) O; Po; Se. Rta: O, Se, Po

2) ¿Quién tiene mayor radio atómico?

a) Na; Al. Rta: Na

b) B; Ga Rta: Ga

c) Rb; Cd. Rta: Rb

Radio iónico (R.I.): En el caso de los iones, cuya forma es esférica, **radio iónico es la distancia que hay entre el centro del núcleo y la órbita electrónica externa.**

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. En cambio, si un átomo gana electrones completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta.

El átomo de sodio al convertirse en catión reduce su radio iónico.

En cambio, si su átomo gana electrones completando su última órbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta. En el caso del átomo de flúor al convertirse en anión aumenta su radio iónico.

Potencial de ionización (P.I.): Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en un catión. Así, si a un átomo de litio se le arrebatara un electrón se convierte en un catión de litio con una carga positiva.

El proceso para arrancar un electrón requiere una cierta cantidad de energía que se denomina energía o potencial de ionización y que se puede definir así:

Definición: es la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa externa de un átomo aislado.

El potencial de ionización también resulta ser una función periódica del número atómico. El análisis de su variación dentro de la Tabla Periódica es:

El incremento que se observa en el potencial de ionización está relacionado con el aumento del número atómico, o sea, con la carga nuclear positiva que atrae más a los electrones negativos. También, se puede ver que el potencial de ionización es más bajo en los metales alcalinos y va aumentando hasta alcanzar sus valores más elevados en los gases inertes. Esto explica por qué necesaria una mayor cantidad de energía para remover un electrón. La observación de los diversos períodos de la tabla Periódica nos permite señalar lo siguiente: **dentro de cada período de la Tabla periódica, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha.**

Al aumentar el número atómico se incrementa el número de órbitas y, por lo tanto, se reduce la atracción entre el núcleo y los electrones externos. Entonces, se requiere menos energía para arrancar un electrón. El análisis de los distintos grupos que conforman la Tabla Periódica permite llegar a la siguientes conclusión: **En un mismo grupo de la Tabla Periódica, el potencial de ionización disminuye de arriba hacia abajo.**



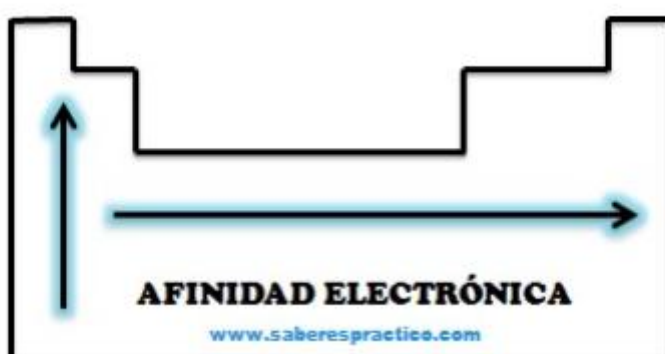
También se puede observar que el potencial de ionización varía de modo inverso a como lo hace el radio atómico.

La afinidad electrónica (A.E.) En determinados caso, no sólo es posible quitar electrones de los átomos sino también adicionarlos.

En las propiedades químicas de los elementos ejerce una considerable influencia la tendencia de un átomo neutro a capturar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más cercano, transformándose en anión. Así, los átomos de los halógenos del Grupo 17, al recibir un electrón adquieren mayor estabilidad y por eso liberan una cantidad de energía que se denomina afinidad electrónica.

Definición: es la energía que se libera cuando un átomo neutro gana un electrón.

La afinidad electrónica varía en la Tabla Periódica de un modo análogo a la energía de ionización.



Trabajo Práctico Nro 2: “Propiedades Periódicas”

1) Ordenar de mayor a menor en función de su radio atómico (RA)

a) Nitrógeno, Litio, Flúor

b) I, In, Sr, Mo

c) Nitrógeno, Bismuto, Fósforo, Arsénico

d) Talio, Cesio, Oro, Polonio.

e) Calcio, Cinc, Titanio, Bromo

f) W, Ba, Hg, At

g) Mo, Cr, W

- 2) Dados dos elementos del mismo grupo. ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del período 5 o uno del período 4?
- 3) Dados dos elementos del mismo período. ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del grupo 2 o uno del grupo 17?
- 4) Ordenar los elementos en forma creciente según su potencial de ionización:
- a) Calcio, Bromo, Galio, Selenio
 - b) Magnesio, Aluminio, Sodio, Cloro
 - c) Talio, Bario, Mercurio, Astatato
 - d) Flúor, Berilio, Carbono, Litio
 - e) Mn, Co, Br, K
 - f) Au, Os, Ba, Tl
 - g) Sr, Ag, Mo, I
 - h) Fe, Cr, Ga, Br.
- 5) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del período 2 o uno del período 6?
- 6) Dados dos elementos del mismo período. ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del grupo 14 o uno del grupo 4?
- 7) Indicar qué elemento tiene menor radio atómico de los siguientes pares:
- a) Li, N
 - b) O, Se
 - c) Se, As
 - d) P, Na
- 8) Ordenar las siguientes ternas de elementos en forma decreciente según el potencial de ionización.
- a) Na, Li, K
 - b) C, O, F
 - c) Cl, F, Br
- 9) Dadas las siguientes ternas de elementos indicar cuál es menos electronegativo.
- a) P, S, Cl
 - b) F, O, N
 - c) P, Al, Na
 - d) Se, Br, V
 - e) N, F, O
- 10) Ordenar de mayor a menor según el radio atómico Mg, Cl, Si
- 11) Ordenar de mayor a menor según el potencial de ionización Sn, C, Si, Pb
- 12) Ordenar de menor a mayor según la afinidad electrónica Co, Se, Ca, As
- 13) Indicar quién tiene mayor potencial de ionización Ag, I, Rb