



INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO  
 NIT. 891901024-6  
 ICFES 01275-024364-018283  
 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002  
 Cod. DANE 176147000236

PÁGINA [1 - 1]

CÓDIGO:  
 DICUI: 600.1.23.01

GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE

VERSIÓN 1  
 Fecha de aprobación:

PROFESOR: WILLIAM CORREA

ASIGNATURA: QUÍMICA

GRADO: OCTAVO-TARDE

FECHA DE INICIO: 01 DE JULIO DE 2020

FECHA DE ENTREGA:

31 DE JULIO DE 2020

COMPETENCIAS:

- Observar el mundo donde vive.
- Hacer preguntas a partir de una observación o experiencia.
- Proponer explicaciones provisionales para responder una pregunta.

APRENDIZAJES:

- Diferencia los elementos según los datos arrojados por la distribución electrónica.

1. CONTENIDOS:

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico:

Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre los núcleos de los átomos idénticos de una molécula.

Cuánto más abajo y hacia la izquierda se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será su radio. **Este hecho no es una justificación válida** pero lo iremos mencionando porque nos puede ayudar a hacernos una idea. La **justificación** adecuada es la siguiente:



**Dentro del mismo grupo, el radio atómico aumenta hacia abajo porque de esta manera aumenta el número de capas (ya que aumenta el periodo).**

**Dentro del mismo periodo (misma capa), el radio atómico aumenta hacia la izquierda ya que con ello disminuye Z (protones) y cuanto menos protones tenga el elemento, la atracción del núcleo hacia los electrones periféricos es menor y el radio aumenta de tamaño.**

Radio iónico:

**¿Quién tiene mayor radio, un anión o su átomo neutro? ¿Y un catión o su átomo neutro?**

Pongamos de ejemplo el Cl y el Cl<sup>-</sup> (anión): Al tener un electrón “de más”, teniendo en cuenta que los electrones se repelen entre sí, la nube electrónica o radio iónico se expande.

**Un anión tiene, por tanto, mayor radio que su átomo neutro.**

Pongamos otro ejemplo: Na y el Na<sup>+</sup> (catión): Pasa al contrario que el caso anterior. Hay menos repulsión y se contrae. **Un catión tiene, por tanto, menor radio que su átomo neutro.**

**Y en el caso de especies isoelectrónicas (mismo número de electrones e idéntica configuración electrónica) ¿Cuál tiene mayor y menor radio?**

Pongamos de ejemplo las siguientes especies isoelectrónicas: S<sup>2-</sup> ↔ Cl<sup>-</sup> ↔ Ar ↔ K<sup>+</sup> ↔ Ca<sup>2+</sup>



Hay que tener en cuenta que aunque tengan el mismo número de electrones (18 electrones), tienen diferente número de protones y esto es lo que marcará la diferencia de radios:

\*El  $S^{2-}$  es el que tiene menor número de protones de todos ( $Z=16$ ), así que es el que tiene mayor radio porque el núcleo atraerá con menos fuerza a los electrones periféricos.

\*El  $Ca^{2+}$  es el que tiene mayor número de protones de todos ( $Z=20$ ), así que es el que tiene menor radio porque el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones periféricos.

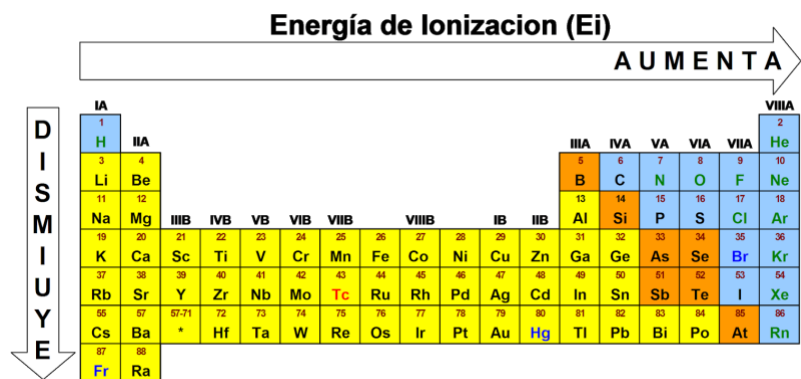
### Energía de ionización (potencial de ionización):

**Definición:** Energía mínima necesaria para arrancar un electrón (el más externo al núcleo) de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será esta energía (al contrario que el radio). La **justificación** adecuada es la siguiente:

**Cuando el átomo tiene un radio pequeño**

**los electrones periféricos están muy atraídos por el núcleo, por lo que cuesta más trabajo (requiere mayor energía de ionización) arrancarlos. Por esa razón, los gases nobles son los elementos que tienen la mayor energía de ionización de su periodo, además, también, por su gran estabilidad.**



Existen varias energías de ionización en función de los electrones que se le puedan arrancar al átomo. Si ponemos el caso del Litio, cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^1$ , podemos hablar hasta de 3 energías de ionización (ya que se le pueden arrancar 3 electrones).

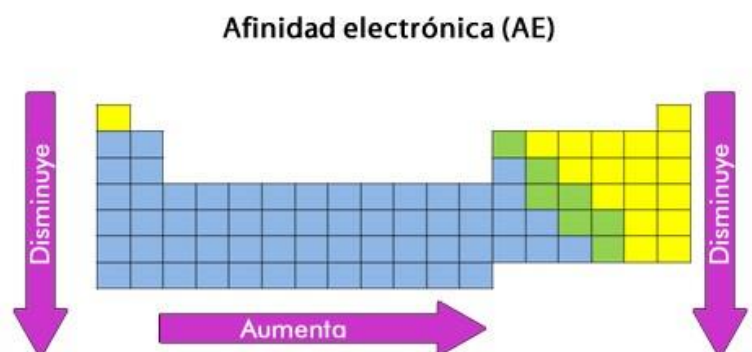
Es interesante saber que **las sucesivas energías de ionización siempre son mayores que las anteriores**, ya que al quitar el primer electrón (tras su primera energía de ionización) hay menos repulsión entre los electrones restantes y así el electrón que vamos a arrancar en segundo lugar se encuentra más atraído por el núcleo (por lo que se requiere más energía de ionización para arrancarlo).

Además, **la energía de ionización que coincide con el cambio de capa es mucho mayor** ya que ese electrón se arranca de una capa más cercana al núcleo y con configuración del gas noble. Por ejemplo, la 3ª energía de ionización del Mg es mucho mayor que la 2ª.

### Afinidad electrónica:

**Definición:** Es la energía desprendida (a veces absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo (anión).

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la afinidad. **Se justifica porque, en este sentido, al ser su radio menor, el núcleo atraerá con más fuerza a ese hipotético electrón para crear el anión.**



### Electronegatividad:

**Definición:** Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado de atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos en un enlace covalente.

A — B → El más electronegativo es el que más los atrae



Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la electronegatividad. **Se justifica porque, en este sentido, al ser su radio menor, el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones compartidos en dicho enlace covalente.**

### Electronegatividad

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl			Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn
0,9	1,2		1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8		
0,8	1,0		1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5			
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,1			

Si un elemento es + electronegativo = + no metálico → Tienen

tendencia a ganar electrones formando aniones.

Si un elemento es – electronegativo = + metálico → Tienen tendencia a perder electrones formando cationes.



### 2. ACTIVIDAD Y EVALUACIÓN (RESPONDE EN EL CUADERNO):

2.1 De acuerdo con la lectura anterior, define radio atómico, radio ionic, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

2.2. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué especie tendrá mayor radio, oxígeno o su ion estable correspondiente?
- b) Escribe 4 especies que sean isoelectrónicas con el ion anterior.
- c) Compara los radios de dichas especies isoelectrónicas.

2.3 Para los elementos A (Z = 7), B (Z = 9), C (Z = 22) y D (Z = 37):

- a) Ordena los elementos de mayor a menor radio atómico. Justifica la respuesta.
- b) ¿A cuál de ellos se necesitará aplicar menos energía para arrancar un electrón?
- c) ¿Cuál de ellos tendrá más tendencia a captar un electrón para formar un anión?
- d) ¿Cuál de ellos tendrá mayor carácter metálico?

2.4 Indica para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio:

- a) K<sup>+</sup> y Ca<sup>2+</sup>
- b) S<sup>2-</sup> y Cl<sup>-</sup>

2.5 Dados los elementos F, P, Cl y Na, ordénalos de forma creciente en función de:

- a) Sus radios atómicos.
- b) Primera energía de ionización.
- c) Electronegatividad.

2.6 Escribe la configuración electrónica de los elementos X (Z = 12) y Y (Z = 38), e indica el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos. A partir de estas configuraciones electrónicas, indica, de forma razonada, el elemento con el valor del radio atómico más alto.

2.7 Dados los elementos A (Z = 6), B (Z = 11) y C (Z = 17):

- A) Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental.
- B) Indica cuál sería su situación en la tabla periódica (grupo y período) así como el orden decreciente de electronegatividad.