


|   |  |  |
|---|--|--|
|  | Instituto Técnico Upar<br>Área de Ciencias naturales y Educación Ambiental |  |
|   | Asignatura: Química  | Tema: Propiedades Atómicas y Ley Periódica |
|   | Docente: Gabriel Suárez Villamizar   | Curso:                                     |
|   | Estudiante:  | Fecha:                                     |

➤ **¿Qué son las propiedades atómicas?**

Son propiedades medibles para los elementos que al analizar sus valores en función del número atómico, tienen un comportamiento que se repite periódicamente.

➤ **Ley Periódica:**

Las propiedades de los elementos varían en función de sus números atómicos.

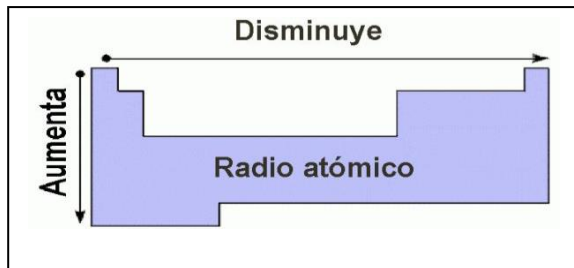
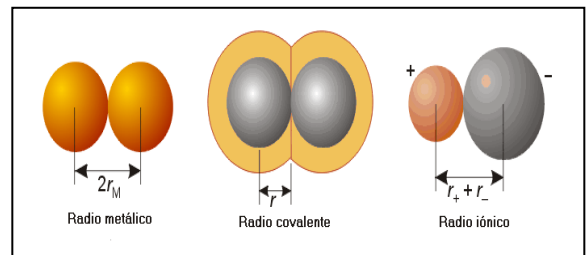
➤ **Características de las Propiedades periódicas**

Ciertas propiedades periódicas, en particular el tamaño y las energías asociadas con la eliminación o adición de electrones, son de importancia para poder explicar las propiedades químicas de los elementos. El conocimiento de la variación de estas propiedades permite poder racionalizar las observaciones y predecir un comportamiento químico o estructural determinado.

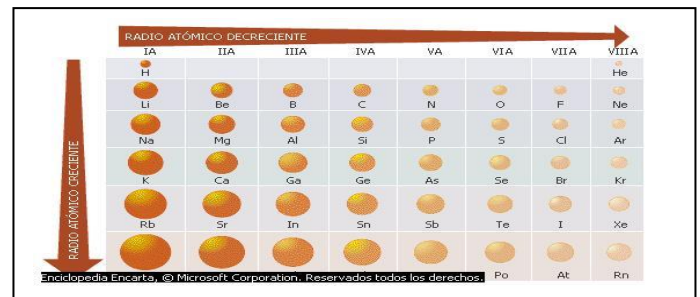
- Radio atómico y radio iónico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

**Nota:** Las propiedades de los elementos están relacionadas con su configuración electrónica y con su posición en la tabla periódica.

➤ **Radio Atómico:** Se define el *radio metálico* de un elemento metálico como la mitad de la distancia, determinada experimentalmente, entre los núcleos de átomos vecinos del sólido. El *radio covalente* de un elemento no metálico se define de forma similar, como la mitad de la separación internuclear de átomos vecinos del mismo elemento en la molécula. El *radio iónico* está relacionado con la distancia entre los núcleos de los cationes y aniones vecinos.



Como se comporta en un grupo y en un período

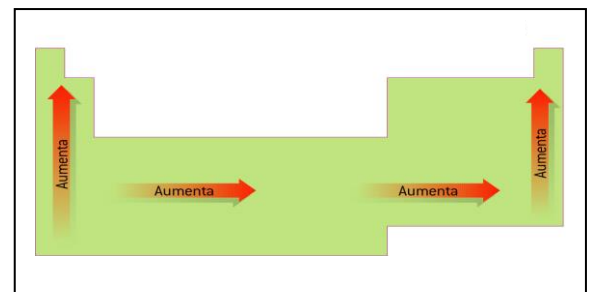


| Grupo VII-A      | radio atómico (Å) |
|------------------|-------------------|
| <sup>9</sup> F   | 0.72              |
| <sup>17</sup> Cl | 0.99              |
| <sup>35</sup> Br | 1.14              |
| <sup>53</sup> I  | 1.33              |

| Periodo 2 / Elemento | <sup>3</sup> Li | <sup>4</sup> Be | <sup>5</sup> B | <sup>6</sup> C | <sup>7</sup> N | <sup>8</sup> O | <sup>9</sup> F | <sup>10</sup> Ne |
|----------------------|-----------------|-----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|------------------|
| radio atómico (Å)    | 1.34            | 0.90            | 0.82           | 0.77           | 0.75           | 0.73           | 0.72           | 1.31             |

➤ **Energía de Ionización**

La **energía de ionización** de un elemento se define como la energía mínima necesaria para **separar un** electrón del átomo en fase gaseosa. La energía de ionización crece al avanzar en un período ya que, al avanzar en un período, disminuye el tamaño atómico y aumenta la carga positiva del núcleo. Así, los electrones al estar atraídos cada vez con más fuerza, cuesta más arrancarlos

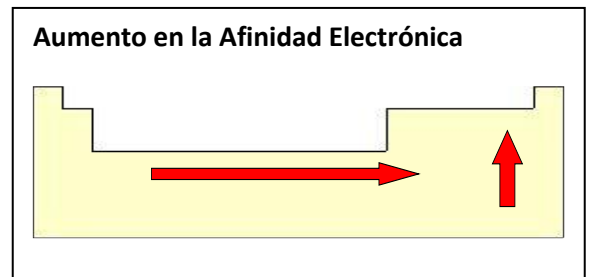
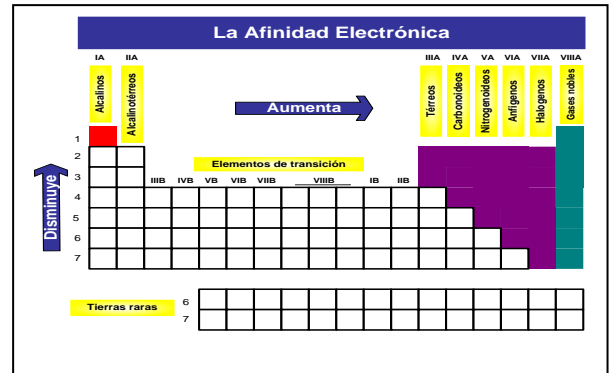


**!Advertencia:** Ojo esto no se refiere a la energía requerida para quitar un electrón de las capas internas, acuérdate que esos están más agarrados al átomo, porque están más cerca y porque les toca más carga del núcleo. Aquí nos referimos al estado neutro del átomo completo, entonces el electrón que saldrá será el que tiene menos energía es decir el más lejano al núcleo.

➤ **Afinidad electrónica**

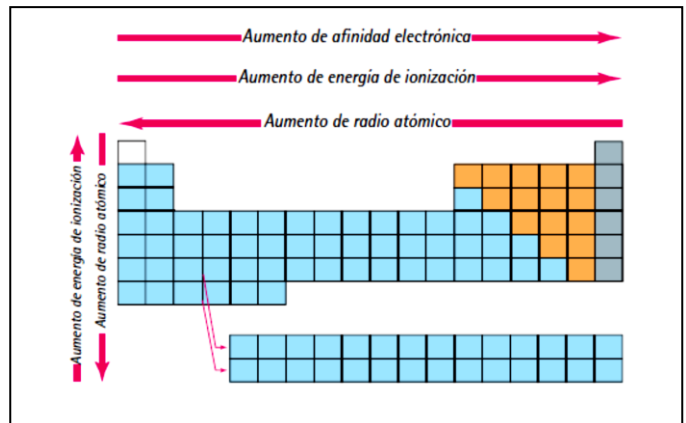
Es el cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso (AE).

- La mayoría de los átomos neutros, al adicionar un electrón, desprenden energía, siendo los halógenos los que más desprenden y los alcalinotérreos los que absorben más energía.
- La variación de la afinidad electrónica es similar a la de la energía de ionización, sin embargo, hay algunas excepciones y la afinidad electrónica de algunos elementos se desconoce.
- La afinidad electrónica está relacionada con el carácter oxidante de un elemento. Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante. Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario de los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante



1. Utiliza la siguiente información sobre las propiedades periódicas de los elementos para responder las siguientes preguntas:

- a) ¿Por qué el radio atómico del sodio es menor que el del rubidio?
- b) ¿Por qué el selenio presenta mayor energía de ionización que el calcio?
- c) ¿Cuál de los siguientes elementos presenta menor energía de ionización: Bi, Ba, Re y Cs?
- d) ¿Cuál de los elementos del grupo IVA presenta menor afinidad electrónica?
- e) ¿Cuál de los elementos del grupo IIA es el más pequeño?



2. Imagina que eres un científico y has descubierto el elemento con  $Z = 120$ .

- a) ¿En qué lugar de la tabla periódica lo ubicarías?
- b) ¿Qué propiedades presentaría?
- c) ¿Qué nombre le asignarías?