

## UNIDAD 4. TABLA PERIÓDICA

### ¿CÓMO SE ORGANIZAN LOS ELEMENTOS QUÍMICOS?

**Desempeño esperado:** El estudiante ubica elementos representativos en la tabla periódica e infiere algunas de sus propiedades por su posición en la misma.

#### 1. ANTECEDENTES HISTÓRICOS.

Lavoisier, a finales del siglo XVIII, en su libro *Tabla de las Sustancias Elementales*, agrupó los 33 elementos que conocía en no metales formadores de ácidos; metales formadores de sales, etc., en un primer intento clasificatorio de elementos químicos.

Posteriormente Berzelius dividió los elementos en metales y no metales, basándose en su aspecto y propiedades físicas, y J. B. Dumas los ordenó en familias de comportamiento químico semejante, como los halógenos (cloro, bromo, yodo) y los anfígenos (azufre, selenio, telurio).

Estas primeras tentativas y la hipótesis atómica de Dalton fueron preparando a la comunidad científica en la creencia de que sería lógica una ordenación de todos los elementos químicos, a pesar de que eran todavía poco numerosos, sus propiedades físicas y químicas no bien conocidas y sus masas atómicas muy imprecisas.

##### 1.1. Döbereiner.

En 1817 comprobó que algunos de los elementos conocidos podían clasificarse en grupos de a tres y los llamó tríadas. Observó que la masa atómica del elemento central era el valor promedio de la masa de los otros dos.

3 Li 6,94	4 Be 9,01	8 O
11 Na 22,98	12 Mg	16 S 32,01
19 K 39,09	20 Ca 40,08	34 Se 78,96

Por ejemplo, en la tabla aplicando el razonamiento de Döbereiner, el sodio (Na) debe tener una masa atómica de:

$$\text{Masa Atómica} = \frac{6,94 + 39,09}{2} = 23,015$$

Un resultado bastante aproximado al valor real.

**Actividad de Refuerzo No.1.** Aplicando las tríadas de Döbereiner, calcule la masa atómica de los elementos Mg y O (ver tabla).

##### 1.2. Newlands.

En 1864 organizó los elementos de acuerdo con sus masas atómicas, desde los más ligeros hasta los más pesados, omitiendo el hidrógeno; según su ordenamiento, cada ocho elementos se repiten las propiedades del primero de ellos. A esa organización la llamó octavas. A partir del potasio esta regularidad no se cumple, por lo que este principio de organización no tuvo acogida en la comunidad científica.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

De acuerdo con la ley de las octavas, si tomamos como referencia el elemento N, contamos ocho elementos a partir de este (O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P), el elemento fósforo (P) debe tener propiedades semejantes al nitrógeno (N).

**Actividad de Refuerzo 2.** En una tabla periódica, aplique la ley de las octavas para determinar el elemento de mayor masa atómica que tiene propiedades semejantes a: (a) F. (b) P. (c) K. De las tres respuestas obtenidas, ¿cuál cumple la ley de las octavas?

### 1.3. Mendeleiev y Meyer.

Contribuyeron (en 1869) en gran medida a lo que hoy conocemos como tabla periódica moderna. Meyer se basó en el volumen atómico y las masas atómicas. Mendeleiev en las propiedades químicas y su masa atómica, igualmente en un concepto ya en boga por ésta época, llamado "valencia", que es la capacidad de los elementos para combinarse. El mérito de Mendeleiev es que destacó la importancia de la periodicidad, entendida como algo que se repite con cierta regularidad, en este caso las propiedades de los elementos, y enunció su ley así: "las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas". El sistema de Mendeleiev presentó algunas irregularidades.

**Actividad de Refuerzo No. 3.** Consulte en un texto de química o en internet, las irregularidades que presenta la tabla periódica. Ver por ejemplo: <http://es.wikipedia.org/wiki/Wikipedia:Portada>

## 2. TABLA PERIÓDICA MODERNA

La tabla periódica moderna se ha organizado teniendo en cuenta los aportes de Meyer, Mendeleiev y los conocimientos sobre estructura electrónica (Ver figura 1).

Se han organizado los elementos en orden ascendente de sus números atómicos en forma horizontal; de forma tal que los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia y las mismas propiedades físicas y químicas. Se recomienda al estudiante aprender el número atómico de los gases inertes, con éstos puede encontrar el número atómico de los demás elementos, pues estos disminuyen en una unidad de derecha a izquierda, o aumentan en una unidad de izquierda a derecha. Son éstos: He = 2, Ne = 10, Ar = 18, Kr = 36, Xe = 54, Rn = 86.

**Actividad de refuerzo 4.** Ubicar el elemento selenio con la información suministrada en la tabla (ver figura 1), o a partir de los números atómicos de las gases inertes.

### 2.1. REGIONES.

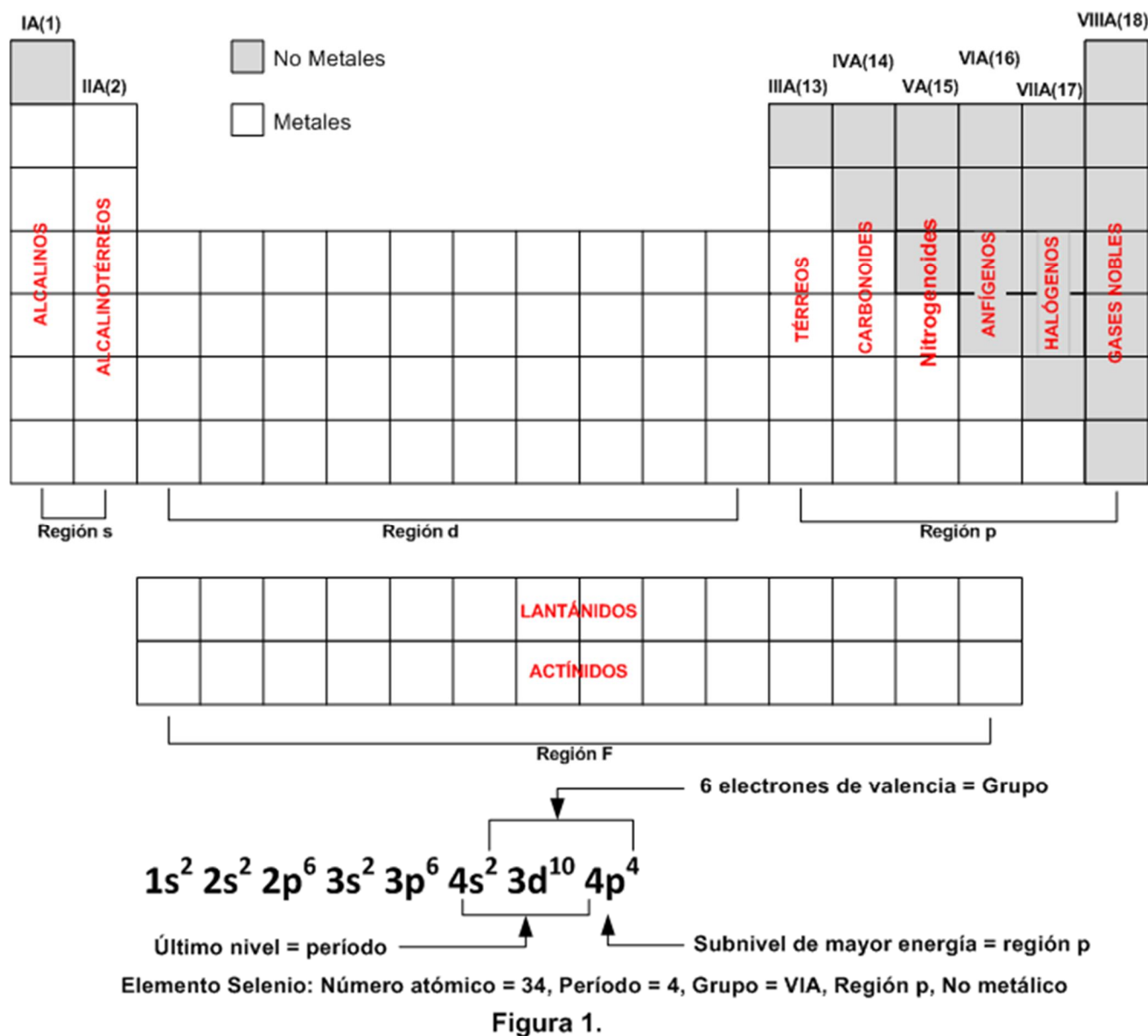
Son cuatro: s, p, d y f. Corresponden al subnivel de mayor energía.

### 2.2. PERÍODOS.

Son siete, corresponden a las filas de la tabla. Los elementos del mismo período presentan los mismos niveles de energía. En la estructura electrónica es el último nivel que tiene electrones.

### 2.3. GRUPOS.

Las columnas de la tabla, son 18, los más largos corresponden a la región s y p (elementos representativos), y se identifican con la letra A (IA, IIA, etc.). Los más cortos, identificados con la letra B, corresponden a la región d (elementos de transición).



**Tabla 1.** Elementos Representativos

Grupo o Familia	Estructura electrónica termina en	Región	Electrones de valencia	Tienden a:
IA: Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	$s^1$	S	1	Perder, ceder $1 e^-$
IIA: Alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	$s^2$	S	2	Perder, ceder $2e^-$
III A: Del Boro (B, Al, Ga, In, Tl)	$s^2 p^1$	P	3	Perder, ceder $3e^-$
IVA: Del Carbono (C, Si, Ge, Sn, Pb)	$s^2 p^2$	P	4	Compartir $4e^-$
VA: Del Nitrógeno (N, P, As, Sb, Bi)	$s^2 p^3$	P	5	Ganar $3e^-$
	$s^2 p^4$	P	6	Ganar $2e^-$

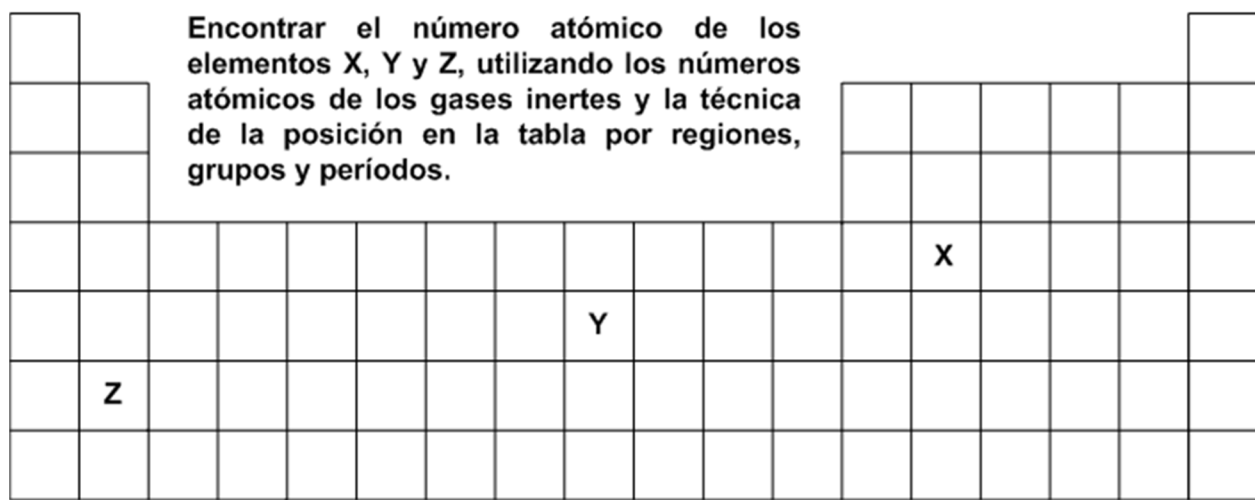
VIA: Del oxígeno (O, S, Se, Te, Po)				
VIIA: Halógenos (F, Cl, Br, I, At)	$s^2 p^5$	P	7	Ganar $1e^-$
VIIIA: Gases Nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)	$s^2 p^6$	P	8 (He=2)	No ganar ni perder electrones

**Tabla 2.** Elementos de transición (región d)

Si la suma de los electrones del último subnivel s y d da:	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Pertenece al grupo	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB

**Actividad de Refuerzo No. 5.** Utilice la silueta de la tabla a continuación (ver figura 2). Sin mirar en una tabla periódica:

- A. Ubicar los elementos de número atómico 51, 48 y 37.
- B. Ubicar el elemento que tiene la notación electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$
- C. Trabajar la pregunta de la figura 2.



**Figura 2**

### 3. PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS.

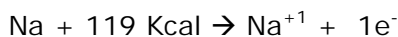
#### 3.1. VOLUMEN ATÓMICO.

Para medir el volumen de un átomo se debe conocer el radio atómico. Se ha podido medir el radio en átomos en estado gaseoso, imaginándolo como una esfera. La estructura electrónica y la ubicación de los electrones de valencia permiten hacer predicciones y comparaciones sobre cómo cambia el volumen en la tabla periódica. Ver Figura 3.

La generalización no es válida para todos los elementos.

#### 3.2. ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

Es la energía que se requiere para quitarle a un átomo un electrón de su capa de valencia más externa. En el caso del sodio, se requieren 119 kilocalorías para arrancarle 1 mol de electrones a este elemento. El elemento se convierte en un ión.



Veamos cómo cambia esta propiedad en la tabla (Ver Figura 4):

En los grupos, los electrones de valencia cambian de un nivel a otro, más lejos del núcleo. El volumen aumenta.  
 En los períodos, los electrones de valencia se encuentran en el mismo nivel de energía, pero en el núcleo los protones aumentan de izquierda a derecha. Entre más protones tiene el núcleo, mayor es la atracción sobre los electrones de valencia, el radio atómico es menor y el volumen atómico también.

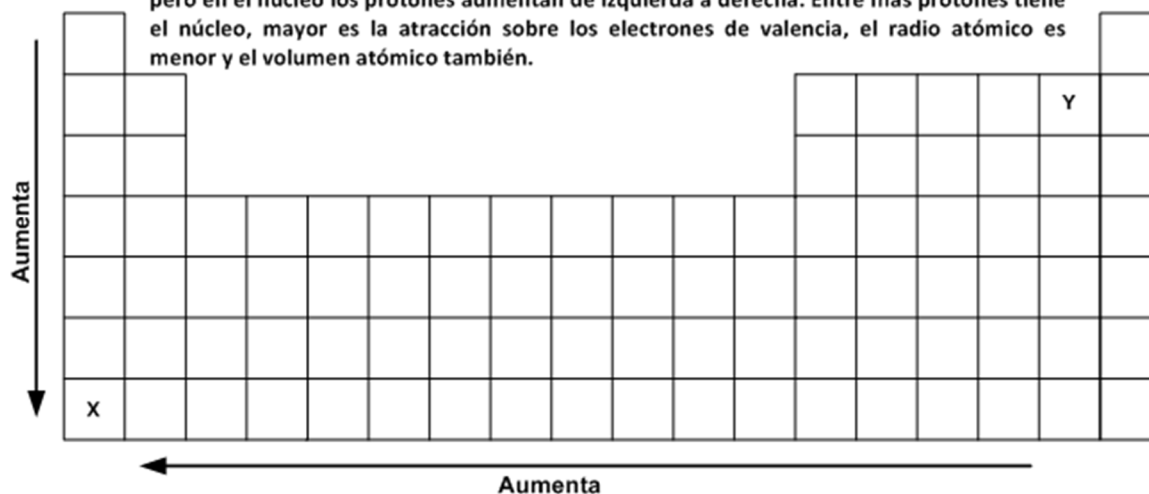


Figura 3. VOLUMEN ATÓMICO

En los grupos, los electrones de valencia cambian de un nivel a otro, más lejos del núcleo. El volumen aumenta, disminuye  $E_i$ .  
 En los períodos, los electrones de valencia se encuentran en el mismo nivel de energía, pero en el núcleo los protones aumentan de izquierda a derecha. Entre más protones tiene el núcleo, mayor es la atracción sobre los electrones de valencia, el radio atómico es menor y el volumen atómico también.  $E_i$  aumenta.

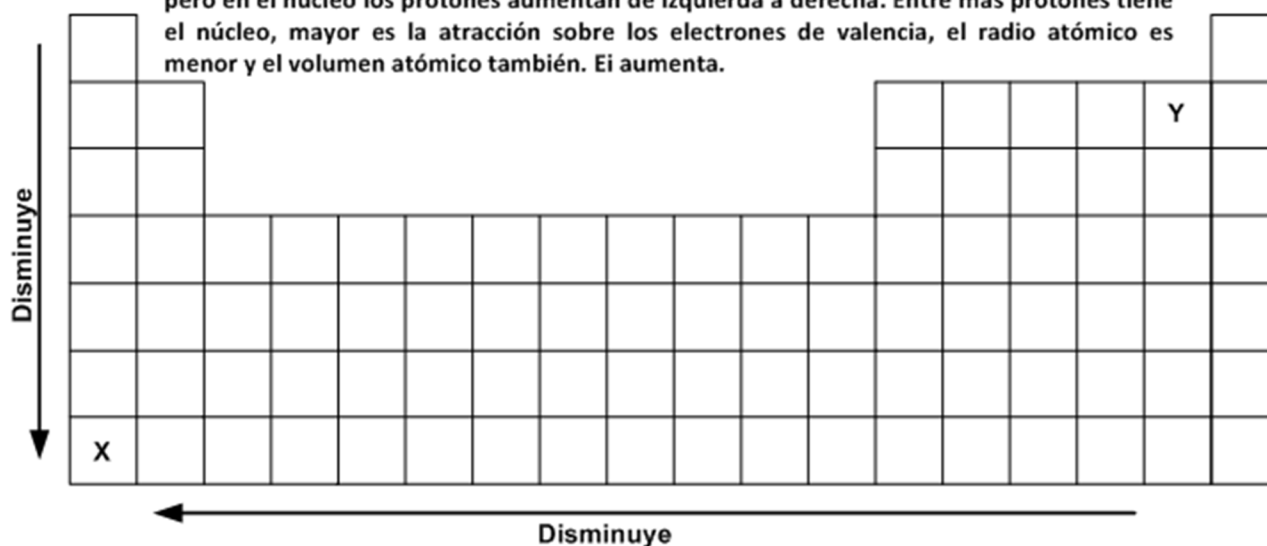
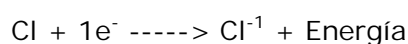


Figura 4. ENERGÍA DE IONIZACIÓN ( $E_i$ )

X es el elemento de la tabla que tiene menos energía de ionización. Y tiene una energía de ionización alta.

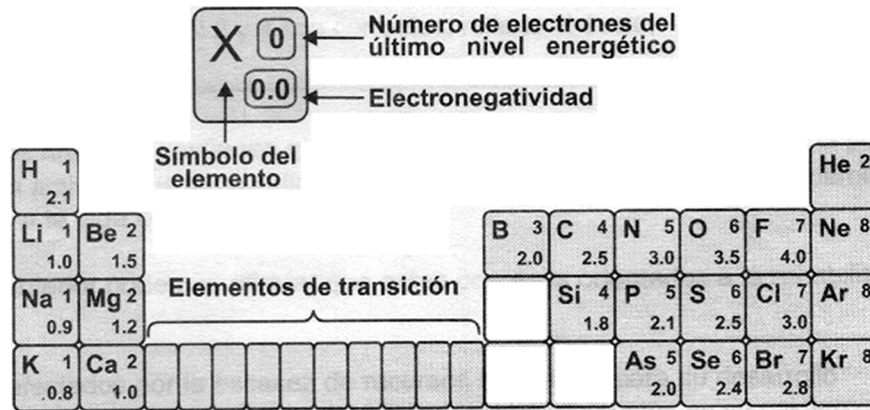
### 3.3. AFINIDAD ELECTRÓNICA.

Es la energía liberada cuando un átomo recibe un electrón. El átomo cuando pierde electrones, necesita energía para lograrlo, esta energía afirmamos, se llama energía de ionización; cuando el átomo recupera éste electrón, libera la energía que absorbió, llamada afinidad electrónica.



### 3.4. ELECTRONEGATIVIDAD.

Tendencia o fuerza que tienen los átomos para atraer electrones comprometidos en un enlace químico, es decir, cuando los elementos se unen para formar compuestos. El elemento más electronegativo es el flúor con un valor de 4.0 y el menos electronegativo el francio con un valor de 0,7.



Los gases inertes no tienen electronegatividad, su capa de valencia más externa está completamente llena de electrones y sus orbitales no tienen espacio disponible para alojar más electrones. Es decir, los gases inertes no forman compuestos.

### 3.5. FORMACIÓN DE IONES.

Los elementos pueden formar iones, ganando o perdiendo electrones.

Los metales y principalmente los alcalinos y alcalinotérreos (grupos IA y IIA), forman fácilmente iones positivos (CATIONES), por pérdida de 1 y dos electrones respectivamente.  
 Los no metales y principalmente los de los grupos VIA y VIIA, tienden a formar iones negativos (ANIONES), recibiendo dos y un electrón respectivamente.

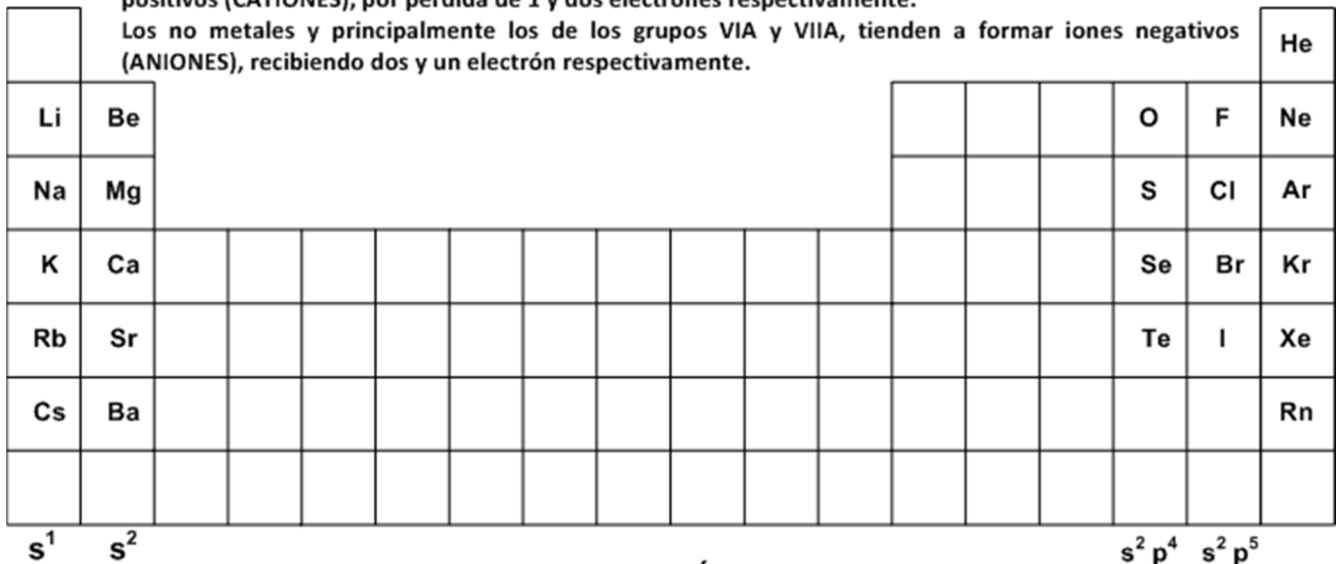


Figura 5. FORMACIÓN DE IONES

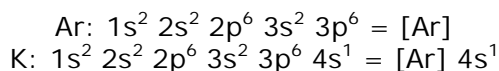
En general, la tendencia que tiene un elemento es completar en su nivel más externo ocho electrones ("quieren parecerse a los gases inertes", lo cual garantiza estabilidad en la especie resultante), por lo que los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA tienden a perder electrones, formando iones positivos; y los elementos de los grupos VA, VIA y VIIA reciben electrones para formar iones negativos. Ver figura 5.

**Actividad de Refuerzo No. 6.** Investigar en un texto de química o en Internet las propiedades de los metales y los no metales. ¿Qué son los metaloides?

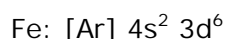
**Actividad de Refuerzo No. 7.** ¿Cuál es el ión más estable que puede formar el azufre, S, y el Magnesio, Mg?

#### 4. NOTACIÓN ELECTRÓNICA RESUMIDA.

Para ahorrar tiempo y concentrar la atención en los electrones externos se usa con frecuencia configuraciones electrónicas abreviadas. Se escribe el símbolo del gas noble más cercano que tenga menor número atómico entre corchetes rectos, para representar los electrones internos. El gas noble más cercano al potasio, K, con menor número atómico es Ar (ver figura 6), este elemento tiene número atómico 18 y K tiene número atómico 19 (1 electrón más que el argón).



De igual forma el hierro, número atómico 26 tiene por estructura electrónica abreviada:



Lo que se coloca después de los corchetes es lo que caracteriza a cada grupo. Así, el potasio, K, está en el grupo IA, período 4, región s. El hierro, Fe, periodo 4, región d, grupo VIII B.

#### 5. PREGUNTAS EXPLICADAS.

RESPONDA LAS PREGUNTAS 1, 2 Y 3 DE ACUERDO CON LA FIGURA 6

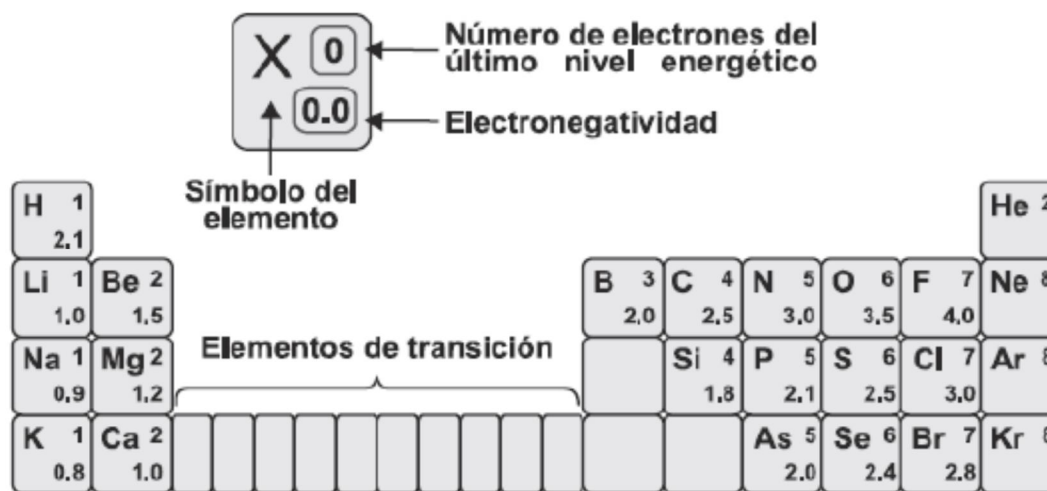


Figura 6

1. De acuerdo con la información inicial el número atómico del cadmio,  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$ , es  
 A. 48      B. 47      C. 50      D. 49

*Este elemento pertenece a la región d, período 5, grupo IIB. Sabiendo que el kriptón tiene número atómico 36, es decir 36 electrones, sumamos los electrones restantes que aparecen en la notación electrónica abreviada.  $36 + 12 = 48$ . La respuesta es A.*

2. Con base en la información inicial es válido afirmar que el elemento Te tiene
- A. mayor tamaño atómico que el elemento S y que el elemento Fr
  - B. mayor electronegatividad que el elemento Fr y que el elemento S
  - C. mayor electronegatividad que el elemento Po y que el elemento Fr
  - D. menor tamaño atómico que el elemento H y que el elemento Po

*El tamaño atómico se refiere al volumen atómico (ilustración 3). Las opciones de respuesta analizan dos propiedades: tamaño atómico y electronegatividad. Igualmente, se comparan las propiedades del telurio (elemento del grupo del oxígeno, localizado justamente debajo del selenio, Se) con las de dos elementos. Analicemos cada una de las opciones:*

*Respuesta A: Telurio tiene mayor tamaño atómico que el azufre. En los grupos el volumen atómico aumenta de arriba abajo. Sin embargo, no tiene mayor tamaño atómico que el francio; este elemento del grupo IA es el que tiene mayor volumen atómico en la tabla. Respuesta no válida: S si cumple las condiciones, Fr no.*

*Respuesta B. El telurio (período 5) tiene mayor electronegatividad que el francio (período 6) pero no es mayor que la del azufre (período 3). Respuesta no válida: no son ciertas las dos afirmaciones.*

*Respuesta C. El telurio (período 5) tiene mayor electronegatividad que el polonio (período 6). Ambos pertenecen al mismo grupo. El telurio (período 5) tiene mayor electronegatividad que el francio (período 6). Las dos afirmaciones son correctas. Por lo tanto la respuesta correcta es C.*

*Respuesta D. Telurio (período 5) no tiene menor tamaño atómico que el hidrógeno (período 1), pero si es cierto lo afirmado con el polonio.*

3. Presenta un mayor paramagnetismo

- A.  $1s^2 2s^2 2p^5$
- B.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- C.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
- D.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

*El paramagnetismo es la propiedad que tienen los elementos de tener electrones solitarios o desapareados en sus orbitales de valencia. Entre más electrones desapareados tenga el elemento, más paramagnético es. Esta propiedad está relacionada directamente con la posibilidad que tiene un elemento de conducir la corriente eléctrica, propia de los elementos metálicos y algunos no metálicos. En la figura 6 se puede deducir que la opción A corresponde al elemento flúor y éste elemento tiene 1 electrón desapareado (aplicando la regla de Hund), B corresponde al elemento níquel con 2 electrones desapareados, C corresponde al elemento manganeso con 5 electrones desapareados y D al elemento magnesio, sin electrones desapareados. Por lo tanto el elemento más paramagnético es la opción C.*