



## GUÍA No. 2: TABLA PERIÓDICA.

### OBJETIVOS:

- Observar la teoría y reflexionar sobre los datos presentados.
- Descubrir en que se basaron los diferentes científicos para construir la actual tabla periódica.
- Conocer las diferentes clasificaciones que poseen los elementos dentro de la tabla periódica.

### INTRODUCCIÓN:

La tabla periódica nace de la necesidad que tuvieron los científicos de ordenar los elementos químicos descubiertos a través de los años, es así como gracias a los aportes que cada uno realizó podemos observar este ordenamiento cuya base son las propiedades de cada uno de los elementos.

Llegar a lograr la actual tabla periódica fue un gran desafío que conllevó un sin número de errores, pero gracias a la perseverancia y el trabajo constante de los diferentes científicos se logró llevar a cabo.

### INFORMACIÓN

#### A. Historia de la tabla periódica.

La tabla periódica nace de la mano de Mendeleev y Meyer en 1869, cada uno en su país propuso una nueva forma de ordenar los elementos químicos, la cual aún es utilizada en la actualidad.

Su propuesta nace de múltiples trabajos realizados por científicos en épocas anteriores.

#### **Aportes de los Científicos.**

El descubrimiento de un gran número de elementos indujo a los químicos a buscar una clasificación para ellos, de acuerdo a similitudes en sus propiedades químicas y físicas, con el objeto de facilitar su conocimiento y su descripción sistémica en función de sus analogías y diferencias, lo cual generó la tabla periódica moderna que conocemos.

La tabla periódica en cualquiera de sus formas es una representación racional y sistémica de las propiedades de los elementos químicos, y su fundamento es la ley periódica.

La primera definición científica de elemento químico fue establecida por Robert Boyle en 1661: sustancia simple. Sin embargo, 100 años después Lavoisier todavía incluía en la lista de elementos a la luz y al calórico, que se suponía que era una especie de fluido que transportaba al calor.

•Döbereiner - 1828: Notó que existían grupos de tres elementos que tenían propiedades químicas semejantes y que sus propiedades físicas variaban de manera ordenada de acuerdo con sus masas atómicas. A estas series las llamó triadas.

• Chancourtois -1962: Fue el primero en arreglar los elementos químicos según su peso atómico (masa atómica). Construyó una hélice de papel en la que estaban ordenados los elementos por pesos atómicos, poniendo en evidencia una cierta periodicidad entre los elementos de la tabla.

• Newlands – 1863: Ordenó a los elementos con base en sus masas atómicas y observó que cada octavo elemento tenía propiedades semejantes al primero. Este hecho fue nombrado la ley de las octavas, pero no se cumplía con elementos de mayor masa atómica, por lo que fue rechazada.

•Mendeléiev – 1869: Propuso clasificar a los elementos de acuerdo con la repetición regular y periódica de sus propiedades. Su propuesta superó a la de Newlands, porque la agrupación de los elementos de acuerdo con sus propiedades fue exacta, además dejó espacios vacíos prediciendo la existencia de elementos hasta entonces desconocidos.

•Meyer – 1869: Su clasificación de los elementos coincidió con la Mendeléiev, aunque eran de países diferentes, él de Alemania y Mendeléiev de Rusia.

•Moseley – 1913: Descubrió que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica



periódica.

- Seaborg – 1944: Descubrió y aisló 10 elementos químicos transuránicos, elementos con número atómico superior a 92. Además, fue el primero en proponer la serie actínida, que contribuyó a la clasificación actual de la tabla periódica.

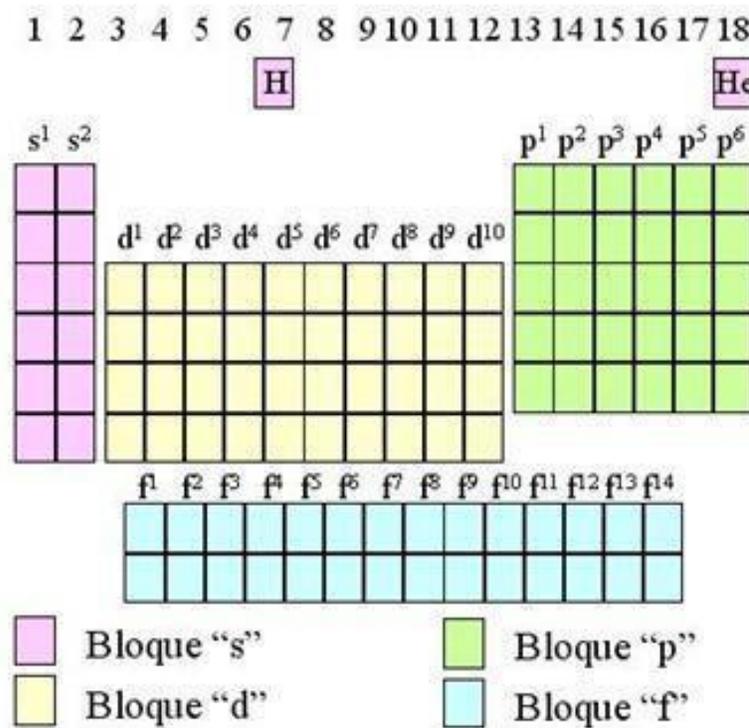
### B. Clasificación de los elementos químicos.

La tabla periódica moderna se basa en **la configuración electrónica**, la cual logra explicar la repetición de propiedades físicas y químicas.

Los elementos químicos pueden clasificarse según diferentes criterios, los más comunes los veremos a continuación

#### **Clasificación según configuración electrónica externa (estructura electrónica).**

Dentro de un mismo grupo se encuentran solo elementos con igual configuración electrónica externa, es decir, finales de configuración que solo varían en el valor de ***n*** (periodos). De este modo, los elementos de un grupo de la tabla periódica comparten la ubicación de sus últimos electrones.



#### **Clasificación según propiedades estructurales y eléctricas.**

Las propiedades estructurales y eléctricas de los elementos derivan de su comportamiento frente a los electrones. De esta forma tenemos:



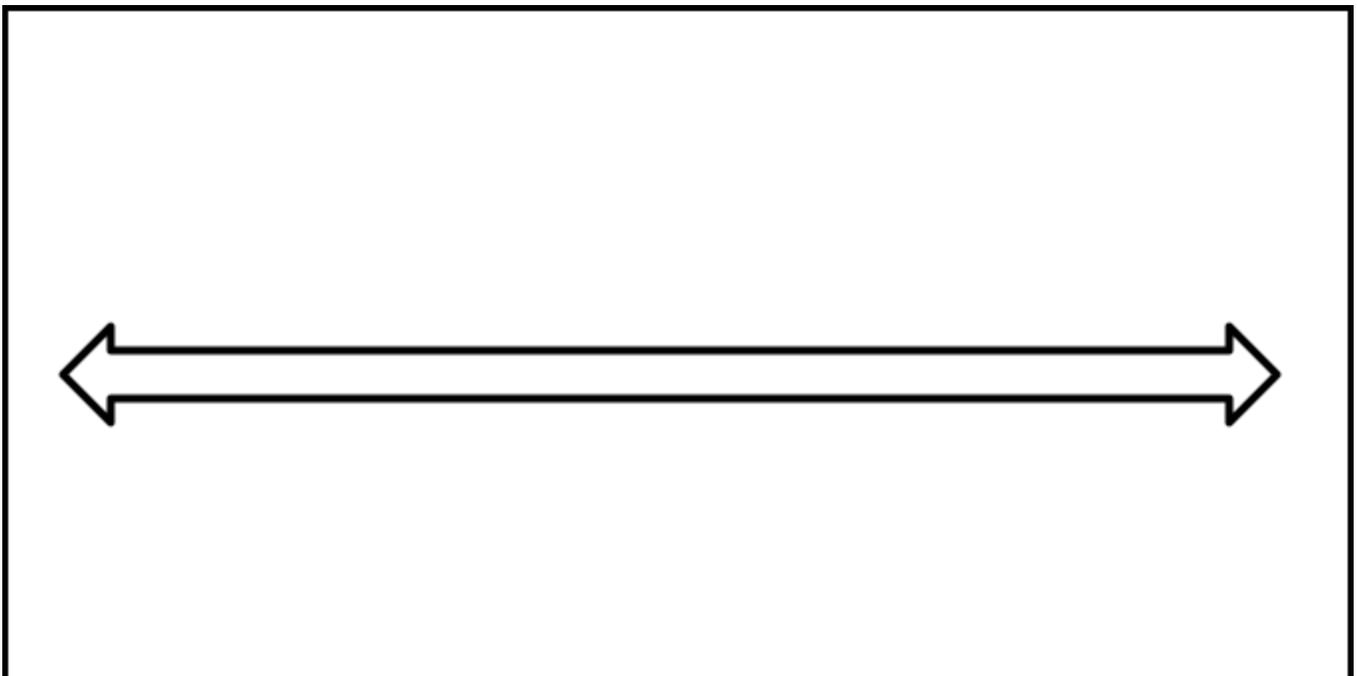


**ACTIVIDADES:**

1. Con la información aquí entregada y la ayuda de una tabla periódica completa la tabla que se encuentra a continuación, donde debes clasificar cada uno de los elementos expuestos.

	Símbolo químico	Nombre elemento	Familia o grupo	Periodo o nivel	Clasificación según configuración electrónica	Clasificación según propiedad estructural
1	Ar					
2		Helio				
3	Na					
4		Uranio				
5	As					
6		Polonio				
7		Cloro				
8		Xenón				
9	Ni					
10	K					
11	S					
12		Magnesio				
13		Calcio				
14	Cadmio					
15		Oro				

2. Crea una línea de tiempo ordenando la historia de la Tabla periódica en este lugar.





## FAMILIA A. ELEMENTOS REPRESENTATIVOS:

**Familia IA: De los alcalinos**, comprenden los elementos del grupo 1, desde el Li hasta el Fr, todos son metales, suaves y brillantes. N° de oxidación +1, tienen un electrón de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^1$

**Familia IIA: De los alcalino-térreos**, comprende los elementos del grupo 2 desde el Be hasta el Ra, todos son metales N° de oxidación +2, tiene 2 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2$

**Familia IIIA: De los térreos**. Comprende los elementos del grupo 13, desde el B hasta el Tl, el Boro es un no metal, los demás son metales. N° de oxidación +3, 3 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^1$

**Familia IVA: Del carbono o carbonaideos**, Comprende los elementos del grupo 14 desde el C hasta el Pb, el C y el Si son no metales, los demás son metales. N° de oxidación +2,+4,-4, 4 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^2$

**Familia VA. De nitrógeno o nitrogenoideos**. Comprende los elementos del grupo 15, desde el N hasta el Bi, el N, P y el As son no metales, los demás son metales. N° de oxidación +3,+5,-3, 5 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^3$

**Familia VIA: Calcógenos o de Oxígenos**. Comprende los elementos del grupo 16 desde el O hasta el Po. El Po es un metal, los demás son no metales. N° de oxidación +2,+4,+6 y -2, Oxígeno (-1 y-2), 6 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^4$

**Familia VIIA: Halógenos**. Comprende los elementos del grupo 17 desde el F hasta el At, todos son no metales, forman moléculas diatómicas. N° de oxidación +1,+3,+5,+7 y -1, el F sólo -1. F, Cl, I son gases, Br, líquido, At sólido. 7 electrones de valencia. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^5$

**LOS GASES NOBLES**: Ocupan la última columna de la derecha de la tabla, son los elementos del grupo 18, no tienen actividad química (no ganan ni pierden electrones) es por eso que su valencia es cero, esto se debe a que tienen en su configuración 8 electrones en su último nivel, con excepción del helio que tiene dos; existen como átomos no como moléculas y son He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^6$

**ELEMENTOS DE TRANSICIÓN**. Son los elementos que pertenecen a la familia B, están situados en la parte central del sistema periódico, pertenecientes a los grupos 3 al 12, su configuración electrónica termina en los orbitales "d". Su nombre proviene de una característica que presentan estos elementos de poder ser estables por si mismo sin necesidad de una reacción con otro elemento. Todos son metales. Su configuración electrónica es  $(n-1) d^x n s^2$  ( $x= 1, 2, \dots, 10$ )

**ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA**: antiguamente eran conocidos como tierras raras, los forman dos series, una Lantánidos comienza en el Lantano ( $Z=57$ ) y termina en Lutecio ( $Z= 71$ ) y la otra Actínidos comienza en Actinio ( $Z= 89$ ) y termina en el Laurencio ( $Z= 105$ ), A los lantánidos y actínidos se les conoce como elementos de transición interna. Su configuración electrónica termina en los orbitales "f". Su configuración electrónica es  $(n-2) f^x (n-1) d^0 n s^2$  ( $x= 1, 2, \dots, 14$ )

**CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EN LA TABLA PERIÓDICA**: La posición de los elementos químicos en la tabla periódica está relacionada con las configuraciones electrónicas y, por tanto, sus propiedades dependen de esa configuración, especialmente la de su nivel de electrones más externo. Conociendo la configuración electrónica de un elemento es posible conocer su ubicación en la tabla periódica.

Por ejemplo dada la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^1$ , determine el período, grupo.

Período es 2 porque su último nivel fue 2 y el grupo es 13, porque pertenece a la familia IIIA de los Térreo porque su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^1$ .

## METALES:

Son elementos con tendencia a ceder fácilmente electrones para formar cationes, baja energía de ionización, baja afinidad electrónica, baja electronegatividad, Forman compuestos con los no metales y no con los metales, son buenos conductores del calor y la electricidad, tienen brillo, son dúctiles, maleables, y tienen alto punto de fusión.

**NO METALES:** Son elementos con tendencia a ganar electrones para formar aniones, elevada energía de ionización, elevada electronegatividad, Forman compuestos con los metales, son malos conductores de calor y electricidad, tiene propiedades de aislante; No tienen brillo, tienen bajo punto de fusión y ebullición.

**METALOIDES:** también llamados anfóteros significa que actúa como ácido o como base según la sustancia con que reacciona, son elementos que presentan tendencias intermedias entre los metales y los no metales

### PROPIEDADES PERIÓDICAS:

Las propiedades periódicas de los elementos químicos, son características propias de dichos elementos que varían de acuerdo a su posición en la tabla periódica, ósea dependiendo de su número atómico.

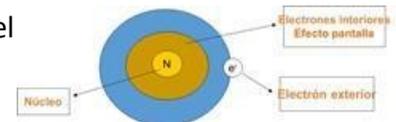
Las propiedades periódicas son: electronegatividad, radio atómico, afinidad electrónica, potencial de ionización, radio iónico, el volumen atómico, carácter metálico, carga nuclear efectiva, temperatura de fusión y temperatura de ebullición. Las más importantes son:

**Carga nuclear:** la carga nuclear de un átomo está dada por el número de protones que tiene el núcleo, es decir el número atómico.

Ejemplo: La carga nuclear del Na es 11.

**Carga nuclear efectiva:** es la fuerza de atracción ejercida por el núcleo sobre el electrón más alejado del núcleo en un átomo determinado.

**Efecto pantalla:** es cuando los electrones interiores escudan a los electrones exteriores respecto a la carga total del núcleo.

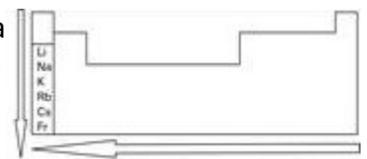


Para el caso de un grupo o familia A medida que se desciende dentro de un grupo, cada elemento sucesivo tiene su electrón externo en un nivel con mayor valor de n (nivel de energía). La carga nuclear efectiva sobre los electrones externos es la misma, de manera que el efecto neto es un aumento de tamaño del átomo al aumentar el número atómico del grupo.

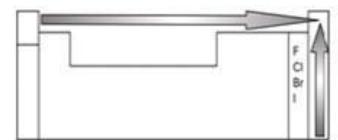
Para el caso de los períodos, a medida que se va de izquierda a derecha a lo largo de un período, se agregan electrones al mismo nivel y simultáneamente aumenta la carga nuclear.

**Radio atómico:** Los radios atómicos se basan en la distancia promedio del núcleo a la capa más externa del átomo. El elemento con mayor radio atómico es el Francio "Fr"

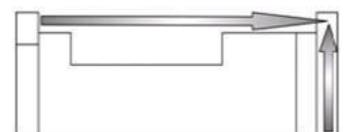
El radio atómico varía así: en un período: aumenta de derecha a izquierda y en un grupo: aumenta de arriba hacia abajo.



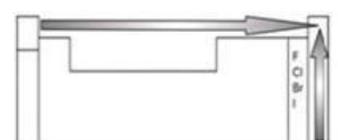
**Afinidad electrónica:** Es la energía liberada cuando un átomo gaseoso capta un electrón y se convierte en un anión. En un período aumenta de izquierda a derecha y en un grupo aumenta de abajo hacia arriba.



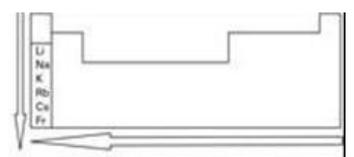
**Potencial o energía de ionización:** Es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. En un período aumenta de izquierda a derecha y en un grupo aumenta de abajo hacia arriba. Los gases nobles son los elementos de MAYOR potencial de ionización.



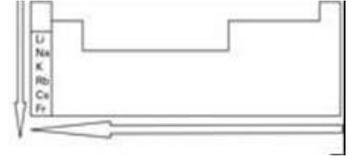
**Electronegatividad:** es la capacidad que tienen los átomos para atraer electrones. En un período aumenta de izquierda a derecha y en grupo aumenta de abajo hacia arriba. Elemento más electronegativo de la tabla periódica es el Fluor "F".



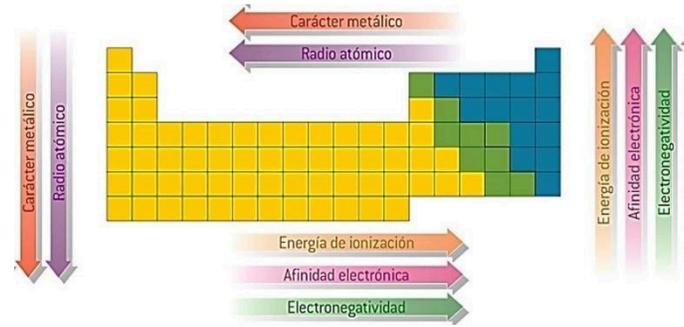
**Carácter metálico:** Capacidad de un elemento para perder electrones. En un período aumenta de derecha a izquierda y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo. La familia más metálica son los alcalinos y el elemento más metálico es el francio.



**Volumen atómico:** Se define como el cociente entre la masa atómica y la densidad. Al igual que el radio atómico, en un grupo aumenta hacia abajo ( $\downarrow$ ), y en un período aumenta de derecha a izquierda.

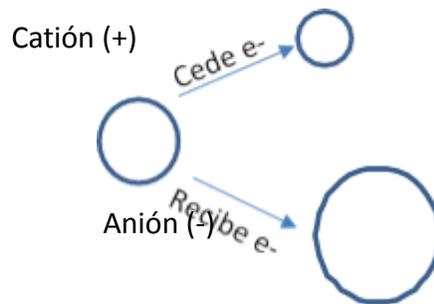


En la siguiente figura se tiene el resumen de como es la tendencia de aumento de las propiedades periódicas con respecto a los períodos y grupos en la tabla periódica



**Radio iónico:** corresponde al radio que alcanza un átomo luego de haber sufrido una ganancia o pérdida de electrón.

Átomo neutro



**Cationes:** tienen carga positiva, se forman cuando el átomo neutro pierde electrones. Los elementos que ceden sus electrones son los metálicos, los grupos 1 y 2 de la tabla periódica.

**Aniones:** tienen carga negativa, se forman cuando el átomo neutro gana electrones. Los elementos que reciben electrones son los no metales, los grupos 16 y 17 de la tabla periódica.

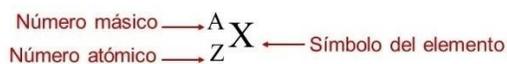
**Numero atómico:** Es el número total de protones que tiene cada átomo de ese elemento. Se suele representar con la letra

Z. este valor se toma de la tabla periódica y para cada elemento nunca cambia. Los átomos de diferentes elementos tienen distintos números de electrones y protones. Un átomo en su estado natural es neutro y tiene un número igual de electrones y protones. Un átomo de sodio (Na) tiene un número atómico de 11; posee 11 electrones y 11 protones. Un átomo de magnesio (Mg), tiene número atómico de 12, posee 12 electrones, 12 protones y un átomo de uranio (U), que tiene número atómico de 92, posee 92 electrones y 92 protones.

Isótopos

**Isótopos:** son átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente masa atómica. Es decir, contienen el mismo número de protones, pero diferente en el número de neutrones.

**Numero másico (A):** En química, el número másico o número de masa es la suma del número de protones y el número de neutrones del núcleo de un átomo.  $A = \text{Protones (Z)} + \text{neutrones (n)}$ , es decir,  $A = Z + n$



12 C Calcular el número de protones ( $p^+$ ), neutrones ( $n$ ) y electrones ( $e^-$ ) que tiene el átomo neutro de

**Ejemplo:** Para  ${}_6\text{C}$   
Carbono (C)

$Z = 6$   $Z =$  protones por lo tanto  $p^+ = 6$  para un átomo neutro  $p^+ = e^-$  Entonces  $e^- = 6$

$A = 12$  conociendo  $A$  y  $p^+$  calculamos los neutrones por la ecuación  $A = Z + n$  se sustituye los valores de  $A$  y  $Z$  Quedando de la siguiente forma  $12 = 6 + n$  se despeja  $n$  y queda que  $n = 12 - 6$   $n = 6$   
El resultado es el átomo neutro del Carbono tiene 6 protones, 6 electrones y 6 neutrones.

Cuando el átomo no es neutro, es decir que se comporta como un ión los  $p^+$  y  $e^-$  **no son iguales**

Por lo tanto va a depender si es anión o es catión.

Por ejemplo el Na tiene  $Z=11$  los  $p^+= 11$ , sus electrones son iguales a 11, pero cuando se comporta como un catión  $Na^+$  los electrones no van a ser iguales a los protones, como es un catión en este caso pierde un electrón lo que indica que los electrones serían 10.

## Resolver las siguientes actividades:

I. Selección múltiple: Encierre con una circunferencia solo la alternativa correcta. Utilice lápiz pasta...

1) Cuando un átomo cualquiera gana un electrón externo, es cierto que:

- A. disminuye su tamaño.
- B. se transforma en anión.
- C. aumenta su tamaño.
- D. mantiene su radio atómico.
- E. Ninguna de las anteriores.

2) Un elemento con tendencia a perder electrones se conoce como:

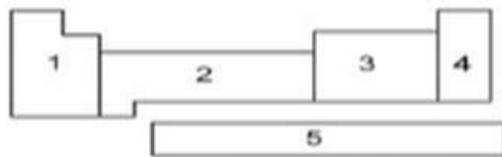
- A. metal
- B. no metal
- C. metaloide
- D. elemento representativo
- E. elemento de transición

3) El calcio(Ca) y el bromo (Br) están en el mismo período de la tabla periódica pero en distinto grupo. A partir de esta información es posible afirmar que ambos elementos coinciden en:

- I. La cantidad de electrones totales.
- II. El número de niveles de energía.
- III. La cantidad de electrones en niveles incompletos.

- A. Solo I
- B. Solo II
- C. Solo III
- D. I y II
- E. I y III

4) En un sistema periódico muy simplificado, como el que se muestra en la figura, los elementos representativos se sitúan en la zona señalada con los números:



- A. 1y2
- B. 1y3
- C. 1y4
- D. 1y5
- E. 1,2y3

5) El hecho de que elementos pertenezcan al mismo "grupo" o familia (por ejemplo: alcalinos, halógenos, gases nobles, etc.) permite predecir que tendrán:

- I. símbolos similares.
- II. niveles externos con igual cantidad de electrones.
- III. el mismo tamaño.

- A. Sólo I
- B. Sólo II
- C. Sólo III
- D. Sólo II y III
- E. I, II y III

6) Los elementos del grupo 16 o familia VIA de la tabla periódica se conocen como:

- A. De los alcalinos
- B. De los alcalinotérreos
- C. De los Térreos
- D. Calcógenos
- E. Halógenos



V. Desarrollo: Dados los siguientes elementos, identificarlos en la Tabla Periódica del boceto anterior, calcular número de electrones, protones, neutrones, período y grupo.

a.  ${}_{12}\text{Mg}$  ( $A=24$ )

b.  ${}_{33}\text{As}$  ( $A=75$ )

c.  ${}^{34}\text{Se}^{-2}$  ( $A=79$ )

d.  ${}^{38}\text{Sr}^{+2}$  ( $A= 88$ )

VI. Completación de diagramas. Para cada uno de los casos dibuja una flecha que indique la tendencia de decreciente (disminución) de cada una de las siguientes propiedades periódicas.

