

TEMA Nº 12. SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

1.- Halla la distribución electrónica del Calcio y del Nitrógeno y localízalos en el S.P (Z = 20) y del N (Z = 7)

Resolución:

En función del diagrama de Moeller:

$Ca (Z = 20) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ Periodo 4 ; Grupo 2 (II-A)

$N (Z = 7) = 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ Periodo 2 ; Grupo 15 (V - A)

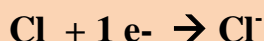
2.- Escribe la configuración electrónica de: a) ${}_{17}Cl$. b) ${}_{17}Cl^-$. c) ${}_{27}Co$.

Resolución:

Según el diagrama de Moeller:

a) $Cl (Z = 17) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) $Cl^- (Z = 17)$ en este caso Z corresponde solo al número de protones, el número de electrones *ha aumentado en uno* puesto que el cloro se ha ionizado:



${}_{17}Cl^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

c) $Co (Z = 27) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

3.- Escribe la configuración electrónica, localiza e identifica el elemento de los elementos químicos cuyos números atómicos son 28 y 32.

Resolución:

(Z = 28) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ → Periodo 4; Grupo 10
→ Elemento: *Níquel*

(Z = 32) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ → Periodo 4 ; Grup14:
Elemento: *Germánio*

4.- Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$

Resolución:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ → *Estado excitado*, se han promocionado electrones del orbital tipo “2p” al orbital “3s”.
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$ → *Estado fundamental*, no hay promociones a niveles energéticos más elevados.
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$ → *Imposible*. En un orbital “s” no pueden existir más de 2 e-.
- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$ → *Imposible*. Estamos en las mismas circunstancias del caso anterior. “ $2s^3$ ”

5.- Especifica el símbolo de todos los elementos que:

- a) Tienen la configuración electrónica del tipo $ns^2 np^3$
- b) Tienen lleno el subnivel p del último nivel.

Resolución:

- a) Se trata de los elementos pertenecientes al *grupo 15* (V-A) y corresponderá a los elementos químicos: *N, P, As, Sb, Bi*.
- b) Si tienen lleno el orbital np^6 , la capa de valencia debe ser: $ns^2 np^6$ que corresponde a los gases nobles: *He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn*.

6.- Identificar el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) [Ar] $4s^1$; b) [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$; c) [Ne] $3s^2 3p^3$
 d) [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$

Resolución:

Aparece en este ejercicio otra de las formas de establecer la **configuración electrónica** de un elemento químico. Como podéis observar aparece entre corchetes el símbolo de un **gas noble** y a continuación unos orbitales atómicos que **constituirían la capa de valencia** de la corteza electrónica. La forma de presentarnos la capa de valencia es muy particular pues debemos hacer unas consideraciones para entenderla:

1.- Todos sabemos que en la **capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones**. Esta condición se cumple para los elementos representativos (Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 → antiguos grupos grupos A). En dicha capa aparecerán **orbitales tipo “s” o tipo “s” y tipo “p”**.

2.- En los elementos de **transición** y **transición interna**, el número de electrones puede ser superior, **hasta 12 en los de transición** y **16 en los de transición interna**. La capa de valencia en los elementos de **transición aparecerán orbitales tipo “s” y “d”** y en los de **transición interna orbitales tipo “s” y tipo “f”**.

3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo **“d”**, pero estarían completos (10 electrones) entonces no serán tenidos en cuenta para la capa de valencia, además se identifican porque su **coeficiente numérico es una unidad inferior** al de la capa de valencia. Podrían aparecer orbitales **“d” y “f”** (14 electrones) pero estarían totalmente ocupados, con coeficientes numéricos inferiores a los de la capa de valencia y por tanto no se contarían para identificar al elemento químico. Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

- a) [Ar] $4s^1$ → **período 4 (n = 4) ; Grupo 1 (I – A) ; Elemento: K**
 b) [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$ → **Según lo dicho podemos prescindir el $4d^{10}$ →**
[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$ → Período 5 (n = 5) ; Grupo 17 (VII – A)
Elemento: Yodo (I)

- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n = 3$) ; **Grupo 15** (V – A) ;
Elemento: Fósforo (P)
- d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$ **Periodo 5** ($n = 5$) ; **Grupo 16** (VI – A) ;
Elemento: Teluro (te)

7.- a) Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:

Al (Z =13) , Na⁺ (Z = 11, átomo neutro), O²⁻ (Z =8, átomo neutro)

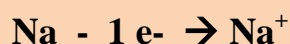
b) ¿Cuáles son isoelectrónicos?

Resolución:

Recordemos que **Z** (número atómico) *representa el número de protones y número de electrones* , en un átomo neutro. En un ión *representa únicamente el número de protones*.

a) ${}_{13}\text{Al} \rightarrow$ Se trata de un átomo neutro $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (13 e-)

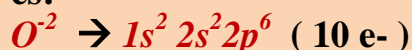
$\text{Na}^+ \rightarrow {}_{11}\text{Na}^+ \rightarrow$ Se trata de un catión \rightarrow Inicialmente el Na tenía 11 e- pero al tener *una carga positiva en exceso* implica la *pérdida de un electrón*:



y por lo tanto *el catión tiene 10 e-*, $\text{Na}^+ \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (10 e-)

$\text{O}^{2-} \rightarrow$ Se trata de un *anión* \rightarrow En principio el átomo de Oxígeno tenía 8 e- pero como tiene un exceso de carga **-2**, implica la ganancia de 2 e-: $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

Por lo tanto el anión O^{2-} tiene 10 e- y su configuración electrónica es:

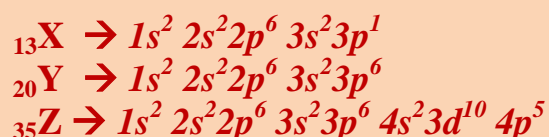


- b) El término **ISOELECTRÓNICO** significa *igual número de electrones*. Por lo tanto las especies isoelectrónicas serán: Na^+ y O^{2-} .

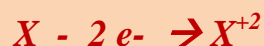
8.- Los elementos X, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones X^{2+} , Y^{2+} , Z^{2-} ?

Resolución:

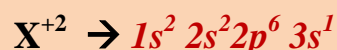
Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



El catión X^{+2} tiene un exceso de **DOS CARGAS POSITIVAS**, indica que el átomo X ha perdido dos electrones:



y en total tendrá $13 - 2 = 11$ e. Su configuración electrónica es:



Para que un ión sea estable **tiene que tener en la última capa 8 e-**. (estructura de gas noble de gas Noble). Excepto el protón H^+ que que no tiene electrones en su última capa. X^{+2} **NO ES ESTABLE**.

El catión Y^{+2} cumple las condiciones de X^{+2} , es decir, ha perdido **2 e-**:



El número de electrones de Y^{+2} será de $20 - 2 = 18$ electrones. Y su configuración electrónica es:



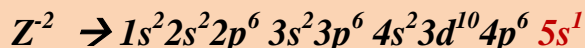
En su última capa tiene 8 e- (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

El anión Z^{2-} proviene del átomo Z que ha ganado 2 electrones:



El número de electrones de Z^{-2} es $35 + 2 = 37$ electrones.

Su configuración electrónica es:



En su última capa *no tiene los 8 e-*, indispensables para la estabilidad y por tanto el anión Z^{-2} **NO ES ESTABLE**.

9.- Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

Resolución:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental** puesto que sigue los pasos indicados en el diagrama de Moeller (diagrama de las diagonales).
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental**. Las razones son las mismas que en el caso anterior.
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 \rightarrow$ **No es posible en ningún estado**. Esta configuración es imposible puesto que en el nivel $n = 2$, **NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d"**.

10.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$X = 1s^2 2s^2 p^1$; $Y = 1s^2 2s^2 p^5$; $Z = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2$

- a) Indique el grupo y periodo en que se encuentran.
- b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- c)Cuál es el de mayor energía de ionización?

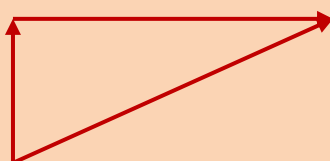
Resolución:

- a) $X = 1s^2 2s^2 p^1 \rightarrow$ **Periodo 2** ($n = 2$) ; **Grupo 13** (III – A)
 $Y = 1s^2 2s^2 p^5 \rightarrow$ **Periodo 2** ($n = 2$) ; **Grupo 17** (VII – A)
 $Z = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n=3$) ; **Grupo 2** (II – A)

b) Según el diagrama de la electronegatividad:



c) Según el diagrama de Energía de Ionización:



El elemento que se encuentre más a la derecha tendrá mayor Energía de Ionización. En este caso se trata del átomo **Y**.

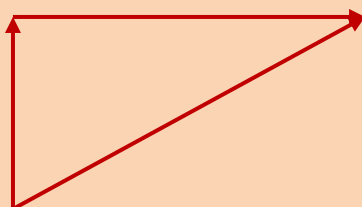
11.- Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización.

Resolución:

Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos:



Según el diagrama de la Energía de Ionización:



Todos los elementos pertenecen al **grupo 1 (I – A)** y según el diagrama al **subir en un grupo aumenta la Energía de ionización**.

El orden pedido es: $C < B < A$

12.- Dado el elemento A ($Z=17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos B ($Z=19$), C ($Z=35$) y D ($Z=11$):

a) Se encuentran en el mismo periodo. b) Se encuentran en su mismo grupo. c) Son más electronegativos. d) Tienen menor energía de ionización.

Resolución:

Lo primer que haremos es confeccionar la configuración electrónica de todos los átomos para situarnos en el S.P.:

${}_{17}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n=3$) ; **Grupo 17** (VII-A)

${}_{19}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n=4$) ; **Grupo 1** (I-A)

${}_{35}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow$ Para obtener período y grupo \rightarrow
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n=4$) ; **Grupo 16** (VI-A)

${}_{11}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n=3$) ; **Grupo 1** (I-A)

a)

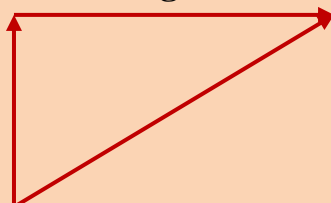
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

b)

En un mismo grupo: **B y D**

c)

Según el diagrama de electronegatividad:



El elemento **A** pertenece al **grupo 17** (VII – A) lo que indica **una gran electronegatividad**. Otro elemento más electronegativo tiene que estar en el **mismo grupo** y por encima de él en el S.P. **Esta circunstancia no se cumple**. El elemento **A** es el más **electronegativo**.

d)

El diagrama de la Energía de Ionización es el mismo que el de la Electronegatividad, luego llegamos a la conclusión que todos los **elementos presentan una Energía de Ionización INFERIOR** a la del átomo **A**.

13.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos neutros, razone:

A($1s^2 2s^2 2p^2$) B:($1s^2 2s^2 2p^5$) C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)

a) grupo y periodo al que pertenece cada elemento y nombre del mismo. b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

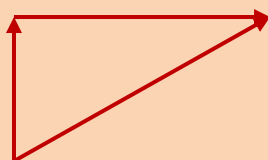
Resolución:

a) A:($1s^2 2s^2 2p^2$) → **Periodo 2; Grupo 14** (IV-A) → Elemento: **Carbono**.

B:($1s^2 2s^2 2p^5$) → Periodo 2; Grupo 17 C (VII-A) → Elemento: **Flúor**

C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) → **Periodo 4 ; Grupo 1** (I-A) → **Potasio**.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



El elemento más a la derecha y más arriba en el grupo será el que buscamos: **B**

14.- Cada una de las siguientes configuraciones corresponden al subnivel al que se añade el último electrón. Escribe el símbolo del átomo correspondiente y su configuración electrónica completa.

a) $2p^4$ b) $3s^1$ c) $3p^2$ d) $3d^2$.

Resolución:

a) $2p^4$ → Podemos confeccionar la configuración electrónica:



Su capa de valencia sería: $2s^2 p^4$ → Periodo 2 : Grupo 16 (VI-A)

Elemento: **O**

Su configuración electrónica también la podemos poner de la forma:



b) $3s^1 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:

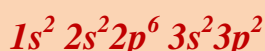


Periodo 3 (n=3); Grpo 1 (I-A) ; elemento: Na

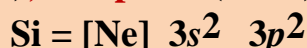
Su configuración electrónica sería equivalente a esta otra:



c) $3p^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



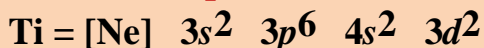
Periodo 3 (n=3); Grupo 14 (IV-A) ; Elemento: Si



d) $3d^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



Periodo 4 (n = 4) ; Grupo 4 (IV – B) ; Elemento: Ti



15.- Escribe la configuración electrónica del molibdeno y de la plata.

Resolución:

Si el enunciado no aporta más datos, el profesor considera un conocimiento perfecto del S.P.

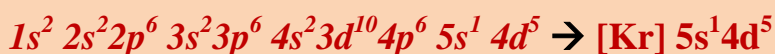
Con este conocimiento sabrás que el número atómico del Mo es 42 (Z = 42) y de la Ag 47 (Z= 47)

Siguiendo el diagrama de Moeller:



Esta sería la configuración según el diagrama de Moeller, pero los *elementos de transición no cumplen las reglas cómo los*

elementos representativos. El caso del Mo, elemento de transición, nos gusta una broma y su configuración es:



$_{47}\text{Ag} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9 \rightarrow$ Según Moeler, pero la plata es de transición y su configuración es:



Como conclusión **DEBEIS CONOCER TODOS AQUELLOS ELEMENTOS QUÍMICOS QUE NO CUMPLEN EL DIAGRAMA DE MOELER (diagrama de las diagonales).**

16.- Escribe la configuración electrónica de los aniones F^- , Cl^- y Br^-

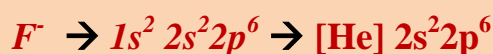
Resolución:

DATOS que debéis saber: $Z_{\text{F}} = 9$; $Z_{\text{Cl}} = 17$; $Z_{\text{Br}} = 35$

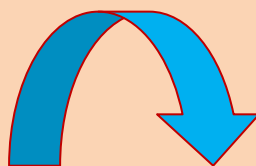
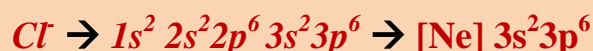
El anión F^- no tiene 9 electrones como dice el número atómico del F. Como hay un exceso de una carga negativa significa que el F ha ganado un electrón:



y por lo tanto el anión F^- tendrá 10 e- que determinan la configuración electrónica:



El anión Cl^- por las mismas razones que el anión F^- , tendrá **18 electrones** y su configuración será:



El anión Bromuro Br^- al igual que el F^- y el Cl^- , aumentará el número de electrones en la unidad, **36 electrones**, y nos proporciona la configuración:

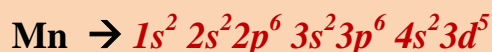


17.- Escribe la configuración electrónica de los cationes Mn^{2+} , Mn^{3+} , Mn^{4+} y Mn^{7+} .

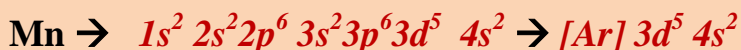
Resolución:

Para resolver el ejercicio es fundamental conocer el número atómico (Z) del Mn. El enunciado **NO LO PROPORCIONA** luego deberemos aplicar los métodos explicados en la parte teórica para el conocimiento del S.P.

Sabemos que $Z_{Mn} = 25$. Su configuración electrónica es:



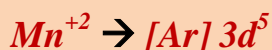
Para obtener las configuraciones de los iones debemos pasar los orbitales de la última capa a sus capas correspondientes:



El catión Mn^{+2} nace de la semirreacción:



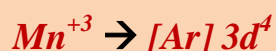
El catión Mn^{+2} tendrá **2 e-** menos que el **átomo neutro de manganeso**, es decir, 23, lo que implica una configuración electrónica:



El catión Mn^{+3} procede de la pérdida de **tres electrones** del átomo de Mn:



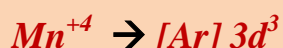
El catión Mn^{+3} tendrá $25 - 3 = 22$ e-, que nos proporciona una configuración electrónica:



El catión Mn^{+4} procede:



con un total de $25 - 4 = 21$ e- :



El catión Mn^{+7} resulta de la pérdida de $7 e^-$ por parte del *átomo neutro*, teniendo un total de electrones de $25 - 7 = 18$ electrones, que nos proporcionan la configuración electrónica:



18.- ¿A qué átomos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas?

- a) (Ne) $3s^2$
- b) (Ar) $3d^5 4s^1$
- c) (Kr) $4d^{10}$
- d) (Kr) $4d^{10} 5s^1 5p^6 6s^1$.

Resolución:

- a) Mg (Magnesio) ; b) Cr (Cromo); c) Pd (Paladio); d) Cs (Cesio)

19.- ¿Por qué el primer período sólo tiene dos elementos?

Resolución:

En el primer nivel ($n = 1$) sólo hay un subnivel “s” (orbital atómico)
Este orbital atómico solo puede contener 2 e-.

20.- ¿Qué caracteriza a los elementos de transición? ¿Y a los de transición interna?

Resolución:

Que mandan al *electrón diferenciador* a la *penúltima* y *antepenúltima* capa de la configuración electrónica. Los de Transición al orbital atómico “*d*” y los de transición interna al orbital atómico “*f*”.

21.- ¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?

Resolución:

Todos los átomos tienden a *tener 8 e-*, mediante las *reacciones de ionización* correspondientes, en la capa de valencia de la configuración electrónica porque les proporciona estabilidad y posibilidad de formar compuestos químicos. Los gases Nobles *ya tienen sus 8 e-* excepto el *He* que tiene *2 e-* que también le proporciona estabilidad. No necesitan reacciones de ionización para conseguir sus 8 e-.

22.- ¿Cuáles son los elementos representativos del sistema periódico?

Resolución:

Son los que *poseen subniveles s y p incompletos* y todos los *anteriores ocupados*. Sus configuraciones electrónicas van desde: la *ns¹* a la *ns² np⁵*.

Los elementos pertenecientes a los antiguos grupos A: *(I - A; II - A; III - A, IV - A; V - A; VI - A; VII - A y VIII - A)*

Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18

23.- ¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?

Resolución:

Las fuerzas electrostáticas entre los electrones de la corteza electrónica y los protones del núcleo atómico sufren variaciones. Al perder 1 e-, la distancia entre el núcleo y la capa de valencia disminuye. Las fuerzas electrostáticas se rigen por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

La **fuerza electrostática** y la **distancia** son **inversamente proporcionales** por lo que al **disminuir la distancia** (perdida del primer electrón) **aumenta la fuerza atractiva** y es más difícil arrancar el 2º electrón.

24.- El potencial de ionización del potasio, ¿es mayor o menor que el del rubidio? ¿Por qué?

Resolución:

El Potasio en su configuración electrónica tiene **“tres” capas** y el Rubidio tiene **“cuatro”**. La distancia del núcleo a la capa de valencia en el caso del potasio es **inferior** a la distancia entre núcleo y capa de valencia en el caso del **Rubidio**. Según Coulomb a **menor distancia mayor fuerza atractiva** entre electrones de la capa de valencia y el núcleo. La distancia es **menor en el potasio** y por tanto presentará un **Potencial de Ionización mayor**.

25.- ¿Tiene el Berilio mayor o menor afinidad electrónica que el Nitrógeno? ¿Por qué?

Resolución:

La **Afinidad Electrónica** se define la **energía desprendida** por el átomo al **captar un electrón**. Nos da idea de la facilidad del átomo para captar electrones.

El Berilio tiene en su última capa **2 e-** y tenderá a cederlos para quedarse con los **2e-** de la primera capa y conseguir su estabilidad. El **Berilio nunca captará electrones**. El Nitrógeno tiene 5 e- en su última capa y **energéticamente le es más fácil tomar 3 e-** y conseguir sus 8 e-. El Nitrógeno tiene **mayor** Afinidad electrónica que el Berilio.

26.- ¿Cómo son las propiedades periódicas de los elementos con carácter metálico fuerte?

Contestación:

Son elementos con:

- a) **Baja Energía de Ionización.**- Ceden fácilmente los electrones de valencia
- b) **Muy baja Afinidad Electrónica.**- No captan electrones y por lo tanto no liberan energía
- c) **Muy baja Electronegatividad.**- No captan electrones

27.- Dados los elementos ${}^7\text{N}$, ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{20}\text{Ca}$, ${}^9\text{F}$ y ${}^5\text{B}$.

- a) Ordénalos de menor a mayor energía de ionización.
- b) Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada uno.

Resolución:

- a) La energía de ionización de menor a mayor sería:
 $\text{Ca} < \text{Mg} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$.
- b) N; grupo 15 (V – A)
Mg y Ca; grupo 2 (II – A)
F; grupo 17 (VII – A)
B; grupo 13 (III – A)

28.- ¿Qué puedes decir de las propiedades periódicas del elemento Z = 4?

Respuesta:

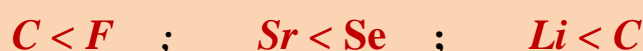
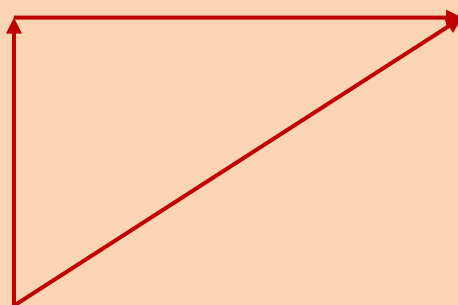
Su estructura electrónica es $1s^2 2s^2$ y corresponde al Berilio. Tiene:

- a) **Baja Energía de Ionización.**- Libera fácilmente electrones de valencia
- b) **Muy baja electronegatividad.**- No captan electrones
- c) **Muy baja afinidad electrónica.**- No liberan energía puesto que no captan electrones

29.- De las siguientes parejas, ${}^6\text{C}$ y ${}^9\text{F}$; ${}^{38}\text{Sr}$ y ${}^{34}\text{Se}$; ${}^3\text{Li}$ y ${}^6\text{C}$, indica cuáles de los dos elementos tendrá menor afinidad electrónica.

Resolución:

Teniendo en cuenta que la afinidad electrónica aumenta en el sistema periódico de izquierda a derecha y de abajo arriba:



30.- Dados los elementos de números atómicos 11, 20, 9, 47 y 18, deduce cuál de ellos:

- a) Es un alcalinotérreo.
- b) Tiene una estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- c) Es un metal de transición.
- d) Tiene gran estabilidad química.
- e) Tiene una afinidad electrónica grande.

Respuesta: a) 20 ; b) 11; c) 47; d) 18; e) 9.

31.- Sabiendo que la estructura electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^4$, deduce si este elemento tiene:

- a) Alto potencial de ionización.
- b) Carácter metálico.
- c) Baja electronegatividad.

Resolución:

- a) **Sí**, tiene alto potencial de ionización, es el oxígeno. Retiene fuertemente los 6 e- de la capa de valencia. Quiere captar 2 e- para completar su Octete
- b) **No**, es un **no metal**. NO CEDE ELECTRONES característica de los elementos Metálicos
- c) **No**, tiene **alta electronegatividad**. Retiene sus electrones de valencia y tiende a captar 2 e-

32.- Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

- a) Grupo y período al que pertenecen. b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica? c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

Resolución:

- a) $Z = 19$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^1$, luego es un alcalino, estará en el 4º periodo y en el grupo 1.
 $Z = 35$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$, luego es un halógeno, 4º periodo y en el grupo 17.
 $Z = 54$, su estructura es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$, es un gas noble, Estará en el 5º periodo y en el grupo 18.
- b) El de mayor afinidad electrónica será el halógeno, es decir el 35.
- c) El de menor potencial de ionización será el alcalino, es decir, el 19.

----- O -----