

## TEMA Nº 17. CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS SOBRE SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS.

**I.-** Dados los elementos químicos: A(Z = 17) ; B(Z = 20) ; C (Z = 38) ; D ( Z = 45) ; E (Z = 24) ; F (Z = 52) y G (Z = 26), determinar:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- La configuración de los iones más estables correspondientes a los elementos A, B, F.
- La configuración electrónica más estable de los iones de los elementos D, E y G.

Estudiando la *configuración electrónica* de la capa de valencia (la más externa de la corteza electrónica) podemos obtener muchos datos sobre los elementos químicos, tales como:

- Sobre la situación del elemento en el S.P.*
- Las posibles valencias del elemento.*
- Tipos de enlace que puede formar el elemento con otros elementos.*

En lo referente a la localización del elemento químico en el S. P., destacaremos:

- El periodo (horizontalmente) *viene determinado por el coeficiente matemático mayor de la capa de valencia.*
- El grupo del S.P. viene determinado por la suma de los exponentes de los orbitales atómicos de la capa de valencia.*

El S.P., hoy día viene *dividido en 18 grupos o familias* pero también se pueden clasificar en *Grupos A y Grupos B*. Esta clasificación es **FUNDAMENTAL**, es muchísimo más útil que la última clasificación ( 18 Grupos).

Si queremos distinguir entre *Grupos A y Grupos B* utilizaremos el método del **ELECTRÓN DIFERENCIADOR**. Todo elemento presenta un electrón más que el elemento que

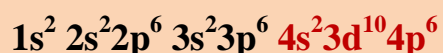
tiene a su izquierda, *a este electrón se le conoce como ELECTRÓN DIFERENCIADOR.*

Si el “*electrón diferenciador*” está completando o ha completado un orbital atómico del tipo “*s*” o “*p*”, el elemento pertenece a los *grupos A del S.P.* (Elementos representativos)

Si el “*electrón diferenciador*” está completando o ha completado un orbital “*d*” de la penúltima capa, el elemento químico pertenece a los *grupos B* (Elementos de Transición).

Si el “*electrón diferenciador*” completa o ha completa un orbital “*f*” de la antepenúltima capa, el elemento pertenece a los elementos de *Transición Interna* (Lantánidos y Actínidos).

Si en la capa de valencia nos encontramos con un orbital cuyo *coeficiente matemático es inferior al de la capa correspondiente* deberemos pasarlo a su capa con el fin de localizar al elemento químico en el S.P. Por ejemplo:



De la capa de valencia eliminaremos el  $3d^{10}$  y lo pasaremos a su capa correspondiente. Quedará de la siguiente forma:



El *Sistema Periódico* de los elementos químicos *debemos conocerlo perfectamente* porque en los enunciados de los ejercicio pueden o no darnos datos tan importantes como el número atómico, *Z*, que es fundamental para poder realizar las cuestiones y problemas del *S.P* y de la *Propiedades periódicas*. La experiencia me dice que podéis conocerlo, perfectamente, si seguimos los siguientes pasos:

- Aprender de memoria el S.P en sentido vertical*, es decir, en grupos o familias.
- Aprender los números atómicos de los elementos del grupo I* (I – A).

c) Todos sabemos que en un periodo, de izquierda a derecha aumenta un electrón por casilla del S.P, es decir, *todo elemento tiene un electrón más que el elemento que tiene a su izquierda*. Si conocemos la *configuración electrónica* del elemento cabeza de periodo y le *sumamos tantos electrones como huecos nos falten para llegar al elemento problema, obtendremos el número atómico de éste último*.

Otro método que podemos utilizar consiste en:

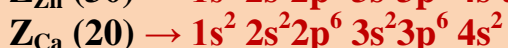
a) *Saber el número atómico y por tanto la configuración electrónica del GAS NOBLE que antecede a todo elemento químico*. Nos Situamos en el periodo inferior y contamos huecos hasta encontrar el elemento que estamos buscando o bien contando huecos saber el *número atómico* del elemento en cuestión.

**2.-** El Cinc y el Calcio tienen la misma configuración electrónica de la capa de valencia ¿Por qué no están colocados en el mismo grupo del Sistema Periódico?.

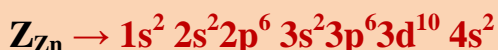
DATOS :  $Z_{Zn} = 30$  ;  $Z_{Ca} = 20$

**Resolución:**

Veamos la configuración electrónica de estos dos elementos químicos (según Diagrama de Moeller, diagrama de flechas):



Si en la configuración electrónica del Zn el orbital  $3d^{10}$  lo llevamos a su capa correspondiente nos quedaría:



Ahora si podemos decir que los dos elementos químicos tienen la capa má externa de la corteza electrónica iguales. Pero existe una gran diferencia que los lleva a colocarlos en grupos diferentes. El **Zn** ha completado el orbital “*d*” de la *penúltima capa* y **Ca** ha completado

el orbital atómico “s” de la *ultima capa*. Los *electrones diferenciadores* se han comportado de forma distinta lo que conlleva que el *Zn* pertenezca a un grupo de transición, concretamente el *II – B* y el Calcio *II – A*.

**3.-** Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos:38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. Determinar su posición en el S.P así como la identificación del elemento.

### *Resolución:*

Para afrontar este ejercicio debemos conocer la *configuración electrónica* de cada elemento químico. Aplicaremos el *diagrama de Moeller* y después aplicaremos el *ELECTRÓN DIFERENCIADOR* para localizar el elemento y nombrarlo:

${}_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$  → Como sabéis en la capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones.

El *coeficiente de la capa de valencia (en rojo)* nos proporciona el *periodo* y la *suma de los exponentes de los orbitales atómicos, el grupo*. El *Electrón diferenciador* nos determinará el grupo, *A o B*, al cual pertenece el elemento en el S.P.

Según lo dicho el elemento A pertenece a: *Periodo 5* ( n = 5 ) ; *Grupo 2* ( II – A ) ; Elemento: *Estroncio* (Sr)

${}_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  → *Periodo 3* ( n = 3 ) ; *Grupo 17* ( VII – A ) ; Elemento: *Cloro* (Cl)

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$  → Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos *orbitales atómicos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia* y enviarlo a su capa correspondiente:

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$  → *Periodo 4* ( n = 4 ) ; *Grupo 15* ( V – A ) ; Elemento: *Arsénico* (As)

$_{42}D \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 \rightarrow$  En este caso no debemos pasar el orbital  $4d^4$  a su capa correspondiente puesto que *no está completo* y *no tiene orbital atómico a su derecha*. Luego el elemento **D** pertenece a: **Periodo 5** (  $n = 5$  ); **Grupo 6** ( VI – B )  
Elemento: **Molibdeno (Mo)**

$_{20}E \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$  **Periodo 4** ( $n = 4$ ); **Grupo 2**  
( II – A ); Elemento: **Calcio (Ca)**

**4.-** Halla la configuración electrónica de los elementos de número atómico 20 y 7. Localízalos en el S.P. e identifícalos.

**Resolución:**

En función del diagrama de Moeller:

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

$Z = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$  **Periodo 2 ; Grupo 15** (V – A).  
**Nitrógeno**

**5.-** El Sodio (Na) tiene de número másico  $A = 23$  y ocupa el undécimo lugar en la tabla periódica. Establece su configuración electrónica así como sus propiedades más importantes.

**Resolución:**

El número másico no aporta información para poder establecer la configuración electrónica ( $N^\circ$  Másico =  $n^\circ$  neutrones +  $n^\circ$  protones). Sin embargo su posición en el S. P. (undécimo lugar) nos dice que tiene de número atómico  $Z = 11$ , que nos dice que en la corteza electrónica el sodio tiene distribuidos 11 electrones y en el núcleo 11 protones y de su número másico podemos determinar que existen 12 neutrones. El **undécimo lugar** corresponde al grupo **1** (I – A) lo que nos determina que en la capa de valencia **solo existe un electrón**, información muy importante puesto que nos permite establecer las propiedades más importantes del Sodio:

- a) Elemento muy electropositivo
- b) La propiedad anterior nos indica su bajísimo valor de electronegatividad.
- c) Actúa como un gran agente reductor
- d) Lógicamente se trata de un metal Alcalino

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

### Resolución:

Según el diagrama de Moeller:

- a)  $\text{Cl} (Z = 17) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b)  $\text{Cl}^- (Z = 17)$  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:



- c)  $\text{Co} (Z = 27) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

7.- Dos elementos químicos X e Y. X tiene la misma configuración electrónica que la especie  $\text{Ar}^+$ . Y es un elemento del tercer periodo cuyo ión más frecuente es  $\text{Y}^{+2}$ .

- a) Indica de que elementos se trata
- b) Justifica cuál de ellos tiene mayor carácter metálico
- c) ¿Es posible la existencia del ion  $\text{Ar}^+$  en un compuesto químico?

### Resolución:

Vamos a empezar contestando al apartado c). Es imposible la existencia del ion  $\text{Ar}^+$  puesto que proviene del Argón que es un gas noble y se necesitaría mucha energía para arrancarle un electrón. No existe la especie  $\text{Ar}^+$ , pero tendremos que admitirla para poder responder la cuestión a).

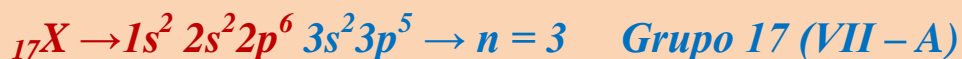
a) Necesitamos el número atómico del Ar ( $Z = 18$ ). Si se produce la reacción de ionización:



El *Argón* pierde un electrón y por lo tanto su ion  $\text{Ar}^+$  tendrá de número atómico  $Z = 17$ . La configuración electrónica de este ión es:



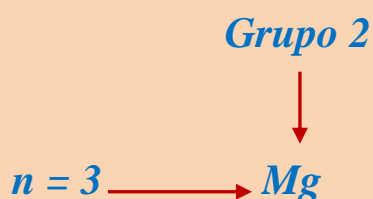
La configuración del ion  $\text{Ar}^+$  coincide con la que tiene nuestro elemento X:



Nuestro elemento X se trata del gas *Cloro*.

El elemento *Y* pertenece a  $n = 3$  y su ión más estable es  $\text{Y}^{+2}$

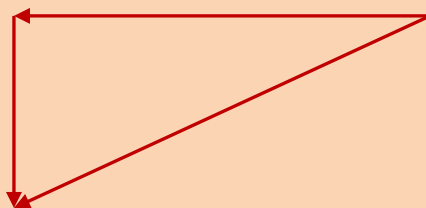
El ion  $\text{Y}^{+2}$  nos indica que el elemento tiene en su última capa **2 electrones**. Pertenece al grupo **2** o (*II - A*), luego:



Nuestro elemento *Y* es el *Magnesio*.

b) Si tenemos en cuenta la variación del carácter metálico en el S.P.:





*Hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo implica aumento de carácter metálico, luego:*

*Mg → Grupo II o (II – A)*

*F → Grupo 17 o (VII – A)*

Está claro el *Magnesio* tiene mayor *carácter metálico* que el *Flúor*.

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

**Resolución:**

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

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

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

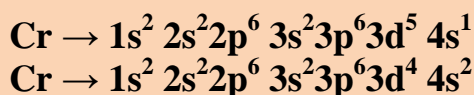
- a)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^4$
- c)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$

**Resolución:**



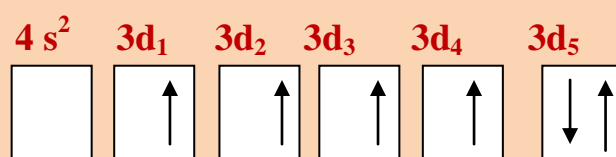
- a)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$  *Estado excitado, se han promocionado electrones del orbital tipo "2p" al orbital "3s"*.
- b)  $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$  *Estado fundamental, no hay promociones a niveles energéticos más elevados.*
- c)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow$  *Imposible. En un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

**10.-** Razona la cuál de las dos configuraciones posibles del Cromo (Z = 24) es la verdadera:



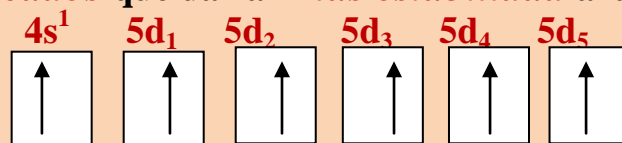
### **Resolución:**

Configuración de la capa de valencia según el diagrama de Moeller:

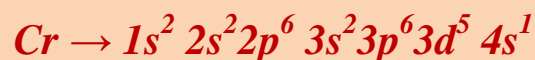


Según Hund: al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p, los cinco d, o los siete f) los electrones se distribuyen, uno a uno en las diferentes orientaciones, si todavía nos quedan más electrones por introducir entonces empezamos a llenar cada orientación con dos

electrones con espines antiparalelos. *Al existir mayor cantidad de electrones desapareados* (solos en las diferentes orientaciones), aumenta la estabilidad del átomo. En la configuración anterior observamos que en los orbitales "d" existen *4 electrones desapareados*, pero existe la posibilidad de que un electrón del orbital  $4s^2$  salte a un orbital "d" con lo cual aparecerían *6 electrones desapareados* que darían *más estabilidad* al átomo de Cromo:



Esta configuración de la capa de valencia proporciona mayor estabilidad al átomo de cromo. Luego la configuración electrónica del elemento en cuestión es:



**11.-** Especifica el símbolo de todos los elementos que:

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

**Resolución:**

- Se trata de los elementos pertenecientes al **grupo 15** (V-A) y corresponderá a los elementos químicos: **N, P, As, Bi**.
- 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**.

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

- [Ar]  $4s^1$  ; b) [Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^5$  ; c) [Ne]  $3s^2 3p^3$
- [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]  $4s^1 \rightarrow$  período 4 (  $n = 4$  ) ; Grupo 1 ( I – A ) ;  
Elemento: K

b) [Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$  Según lo dicho podemos pasar el orbital  $4d^{10}$  a su nivel correspondiente  $\rightarrow$   
[Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$  Periodo 5 (  $n = 5$  ) ; Grupo 17 ( VII – A )

Elemento: Yodo (I)

c) [Ne]  $3s^2 3p^3 \rightarrow$  Periodo 3 (  $n = 3$  ) ; Grupo 15 ( V – A ) ;  
Elemento: Fósforo (P)

d) [Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$  Periodo 5 (  $n = 5$  ) ; Grupo 16 ( VI – A ) ; Elemento: Teluro (te)

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

Al (Z = 13) , Na<sup>+</sup> (Z = 11), O<sup>2-</sup> (Z = 8)

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- )

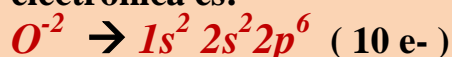
$\text{Na}^+ \rightarrow {}_{11}\text{Na}^+ \rightarrow$  Se trata de un *catión*  $\rightarrow$  Inicialmente el Na tenía 11 e- pero al tener una carga positiva en exceso implica la pérdida de un electrón:



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  $\text{O}^{2-}$  tiene 10 e- y su configuración electrónica es:



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

14.- ¿Cuál es la configuración electrónica de los átomos de Oxígeno  ${}^{16}\text{O}_8$  y  ${}^{18}\text{O}_8$ ?

*Resolución:*

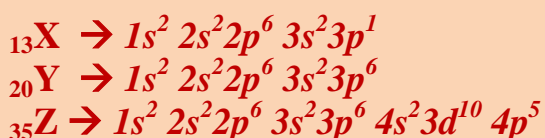
La *Configuración Electrónica* de un átomo nace de repartir los electrones de dicho átomo en la *corteza electrónica* del mismo. El número de electrones lo proporciona el número atómico (Z) y en este caso los dos átomos tienen el mismo número atómico (8).

La diferencia entre estos dos átomos de Oxígeno debemos de buscarla en el *número de neutrones* de cada uno de ellos. El primero de ellos tiene 8 neutrones y el segundo 10 neutrones

**16.-** 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 CAGAS POSITIVAS**  
Lo que 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 de la corteza electrónica 8 e<sup>-</sup>** (estructura de gas noble de gas Noble). Excepto el protón  $H^+$  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<sup>-</sup>**:



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<sup>-</sup>** (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**.

**17.-** 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"**.

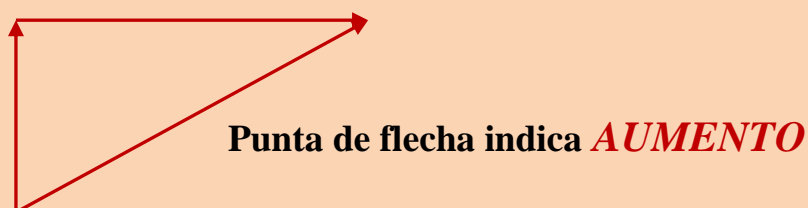
**18.-** Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización.

**Resolución:**

Debemos conocer la configuración electrónica de los tres elementos para poder localizarlos en el S.P.



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**.

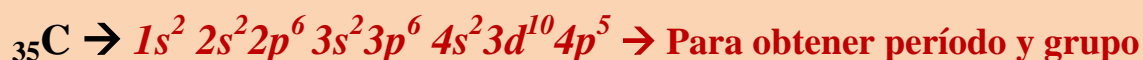
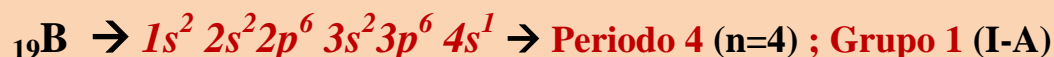
El orden pedido es:  $C < B < A$

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

- Se encuentran en el mismo periodo
- Se encuentran en su mismo grupo
- Son más electronegativos
- Tienen menor energía de ionización.

**Resolución:**

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



Pasamos el orbital  $3d^{10}$  a su nivel correspondiente:





a)

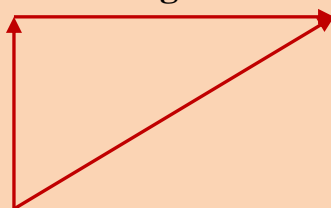
Se encuentran en el mismo periodo: *A* y *D*

b)

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

c)

Según el diagrama de electronegatividad:

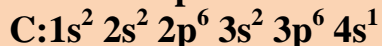
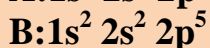
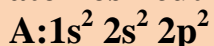


El elemento *A* pertenece al **grupo 17** (VII – A) lo que indica **una gran electronegatividad**. Otro elemento más electronegativo tiene que estar en el **mismo grupo** y por encima de él en el S.P. **Esta circunstancia no se cumple**. El elemento *A* es el **más electronegativo**.

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*.

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



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.

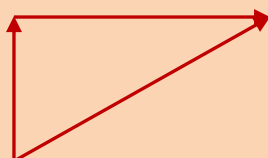
**Resolución:**

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** (VII-A) → Elemento:  
**Flúor**

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

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



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

**21.-** 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:

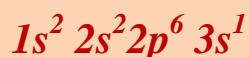


Su capa de valencia sería:  $2s^2 p^4$  → **Periodo 2; Grupo 16**  
(VI-A) → Elemento: **Oxígeno**

Su configuración electrónica también la podemos poner de la forma:



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

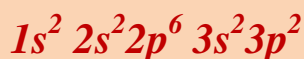


**Periodo 3** (n=3); **Grpo 1** (I-A) ; Elemento: **Na**

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**



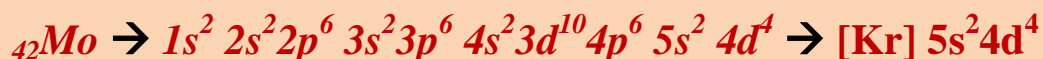
**22.-** Escribe la configuración electrónica del molibdeno y de la plata.

**Resolución:**

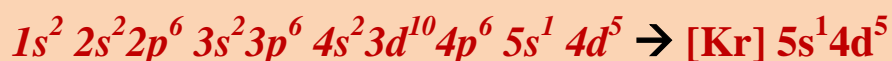
Si el enunciado no dice nada más es porque el profesor considera un conocimiento perfecto del S.P.

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

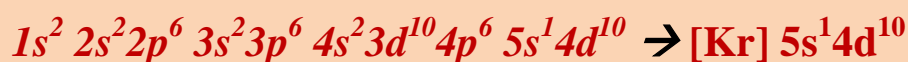
Siguiendo el diagrama de Moeller:



Esta sería la configuración según el diagrama de Moeller, pero los *elementos de transición no cumplen las reglas como los elementos representativos*. El caso del Mo, elemento de transición, nos gusta una broma y su configuración es:



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



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

**23.-** Escribe la configuración electrónica de los aniones  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Br}^-$

**Resolución:**

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

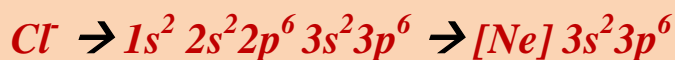
El anión  $\text{F}^-$  *no tiene 9 electrones* como dice el *número atómico del F*. Como hay un exceso de una carga negativa significa que el F ha ganado un electrón:



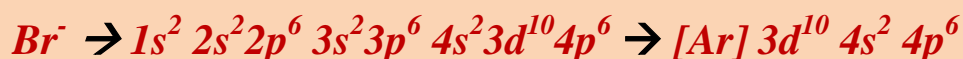
Y por lo tanto el anión  $\text{F}^-$  tendrá **10 e-** que determinan la configuración electrónica del anión:



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 una unidad, **36 electrones**, y nos proporciona la configuración:



**24.-** Ordena las siguientes parejas de especies químicas de menor a mayor radio: Li, Li<sup>+</sup> ; O, O<sup>=</sup> ; S, S<sup>=</sup>

**Resolución:**

Necesitamos los números atómicos de los átomos neutros:

$$Z_{Li} = 3 ; Z_O = 8 ; Z_S = 16$$

**Configuraciones Electrónicas:**



El Litio se ioniza perdiendo un electrón y pasando a ser un catión:



Podemos confirmar que:

$$R_{Li} > R_{Li^+}$$



El Oxígeno se ioniza:



Podemos adelantarnos y decir que como  $O$  y  $O^{=}$  tienen dos capas en su corteza electrónica *tendrán el mismo radio*. Pero no es así. El Oxígeno neutro ya *tenía 6 e-* en la segunda capa y van a *entrar dos más*. Los electrones ya existentes en la capa 2ª (*cargas negativas*) producen un *“efecto pantalla”* (cargas del mismo signo se repelen) al entrar los dos nuevos electrones. Esto hace posible que la *capa de valencia se expanda* y lleve consigo un *aumento del radio*. Ya es un radio iónico. Podemos concluir que:

$$R_O < R_{O=}$$

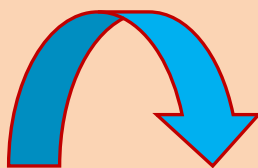


El S se ioniza ganando dos electrones:



Tanto el S como el  $S^{=}$  tienen las mismas capas en la corteza electrónica. Entran dos electrones más a la tercera capa de la corteza electrónica donde ya existían 6 e-. Se produce el efecto pantalla y hay un aumento del radio (radio iónico). Conclusión:

$$R_{S=} > R_S$$

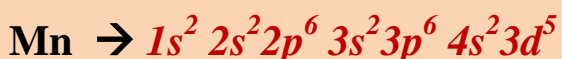


**25.-** Escribe la configuración electrónica de los cationes  $Mn^{2+}$ ,  $Mn^{3+}$ ,  $Mn^{4+}$  y  $Mn^{7+}$ .

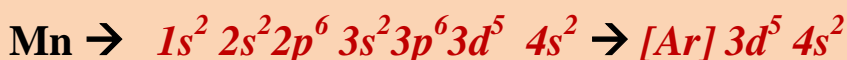
**Resolución:**

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:



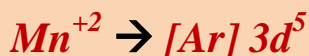
Para obtener las configuraciones de los iones debemos pasar los orbitales de la última capa a sus capas correspondientes:



El catión  $Mn^{+2}$  nace de la reacción de ionización:



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



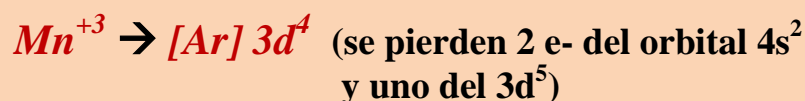
Como podemos observar los electrones empiezan a perderse por la capa de valencia.

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





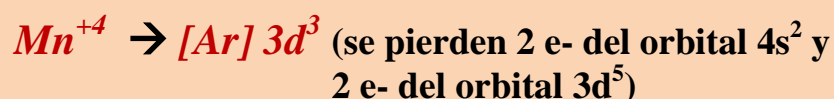
El catión  $Mn^{+3}$  tendrá  $25 - 3 = 22 e^-$ , que nos proporciona una configuración electrónica:



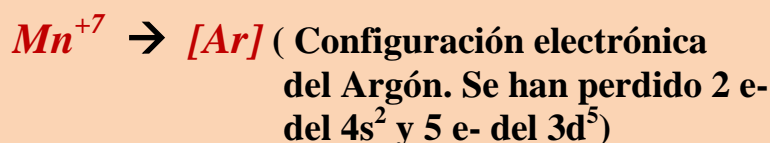
El catión  $Mn^{+4}$  procede:



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  $25 - 7 = 18 \text{ electrones}$ , que nos proporcionan la configuración electrónica:

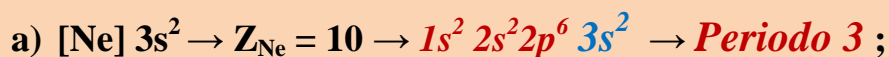


Como conclusión respecto a la pérdida de electrones para obtener valencias *iónicas positivas* podemos decir: los primeros electrones arrancados (mediante la Energía de Ionización), del átomo son los de la capa de valencia, vaciada esta pasamos a la penúltima capa y empiezan a perderse los electrones *más alejados* en el nivel energético correspondiente.

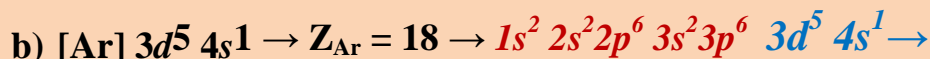
**26.-** ¿A qué átomos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas?

- 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:**

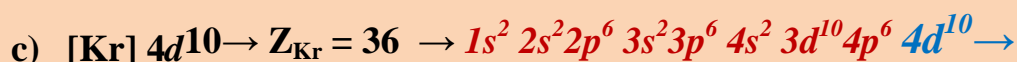


**Grupo 2 (II – A) ; Elemento: Mg**



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \rightarrow \text{Periodo } 4 ; \text{Grupo } 6 \text{ (VI – B)} \rightarrow$

$\rightarrow \text{Elemento de Transición: Cr}$



**Pasamos lo orbitales a sus niveles correspondientes:**

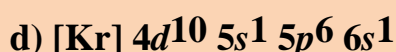


Nos encontramos con una configuración electrónica que nos puede llevar a confusión. Sabemos que el Kr es el último elemento del periodo  $n = 4$ , luego los 10 e- del orbital 4d deben pertenecer al periodo  $n = 5$ . Nos situamos en el primer elemento del periodo  $n = 5$ , el Rb y a partir de él contar 10 lugares (1º e- diferenciadores) hacia la derecha y nos encontraremos con un elemento que pertenece al grupo 10, concretamente el **Paladio**.

Para el Paladio también se admite la configuración electrónica:



La configuración inicial del Paladio admite que los 2 e- del orbital atómico 5s han sido promocionados al orbital 4d, apareciendo directamente el  $4d^{10}$ .



Esta configuración es mucho más complicada que la del Paladio. Por supuesto no sigue el diagrama de Moller. Lo único que nos aporta es que el elemento en cuestión pertenece al periodo  $n = 6$  y grupo 1 que se trata del Cesio

(Cs). Podemos llegar a esta conclusión como hemos hecho con el Paladio. Además de los electrones del Kr existen en la configuración 18 e- más. Se puede observar que un electrón del  $5s^2$  ha sido promocionado al 6s. Con esta promoción no aumenta el número de electrones de la corteza electrónica. El elemento, según su  $Z = 54$  sería el gas noble Xenón. El gas noble Xe no promocionaría un electrón a un nivel superior perdiendo su estabilidad. Mi conclusión es que se ha cometido un error en la configuración propuesta. Tal y como está descrita no pertenece a ningún elemento químico conocido.

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

**Resolución:**

El número de electrones existentes en un nivel energético viene dado por la ecuación:

$$N^{\circ} \text{ electrones máximo por nivel energético (periodo)} = 2 \cdot n^2$$

En donde “n” es número de periodo.

En nuestro caso  $n = 1$  y por tanto existen:

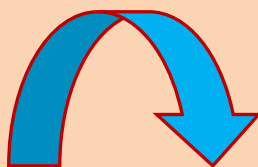
$$N^{\circ} \text{ electrones máximo} = 2 \cdot 1^2 = 2$$

Dos electrones que irán al orbital atómico “s”. Los orbitales se llenan de uno en uno conforme avanzamos en el periodo.

En nuestro caso el primer elemento tendría la configuración electrónica  $1s^1$  (H) y el segundo  $1s^2$  (He).

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

**Resolución:**



En el caso de los elementos de *Transición* el *electrón diferenciador* se va introduciendo en el orbital atómico tipo “d” de la *penúltima capa* (n – 1) de la corteza electrónica.

En el caso de los elementos de *Transición Interna* el *electrón diferenciador* se va introduciendo en el subnivel “f” de la *antepenúltima capa* de la corteza electrónica.

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

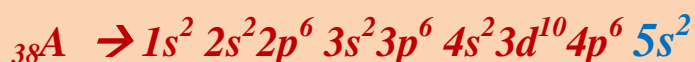
**Resolución:**

La *inactividad química* de estos gases es debido a su *gran estabilidad* la cual consiguen por el hecho de tener los *orbitales atómicos de la capa de valencia completos* y por lo tanto no tienden a ceder ni captar electrones.

**30.-** Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. Determinar su posición en el S.P así como la identificación del elemento.

**Resolución:**

Para afrontar este ejercicio debemos conocer la *configuración electrónica* de cada elemento químico. Aplicaremos el *diagrama de Moeller* y después aplicaremos el *ELECTRÓN DIFERENCIADOR* para localizar el elemento y nombrarlo:



Como sabéis en la capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones.

El *coeficiente numérico de la capa de valencia* (en azul) nos proporciona el *periodo* y la *suma de los exponentes de los orbitales atómicos*, el *grupo*. El *Electrón diferenciador* nos determinará el grupo, *A o B*, al cual pertenece el elemento en el S.P.

Según lo dicho el elemento **A** pertenece a: **Periodo 5** ( n = 5 ) ;  
**Grupo 2** ( II – A ) ; Elemento: **Estroncio** (Sr)

$_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$  **Periodo 3** ( n = 3 ) ; **Grupo 17** ( VII – A )  
Elemento: **Cloro** (Cl)

$_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow$  Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos **orbitales atómicos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia** y enviarlo a su capa correspondiente:

$_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 \rightarrow$  **Periodo 4** ( n = 4 ) ;  
**Grupo 15** ( V – A ) ; Elemento: **Arsénico** (As)

$_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 \rightarrow$  En este caso no debemos pasar el orbital  $4d^4$  a su capa correspondiente puesto que **no está completo** (puede llegar a tener hasta 10 electrones).

Luego el elemento **D** pertenece a: **Periodo 5** ( n = 5 ) ; **Grupo 6**  
( VI – B ) ; Elemento: **Molibdeno** (Mo)

$_{20}\text{E} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$  **Periodo 4** ( n = 4 ) ; **Grupo 2**  
( II – A ) ; Elemento: **Calcio** (Ca)

**31.-** De las especies químicas:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{F}^-$  y Ne, determinar:  
a) Las que son Isoletrónicas  
b) Ordenarlas en orden creciente del radio

**Resolución:**

Nos deben proporcionar los números atómicos de los elementos químicos:

$$Z_{\text{Na}} = 11$$

$$Z_{\text{Mg}} = 12$$

$$Z_{\text{O}} = 8$$

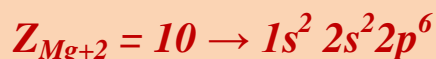
$$Z_{\text{F}} = 9$$

$$Z_{\text{Ne}} = 10$$

Todos los elementos reseñados, excepto el Ne, sufren reacciones de ionización:



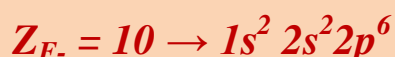
$Z_{Na^+} = 10 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$  Tendrá 2 niveles energéticos en la corteza electrónica



Dos capas en la corteza electrónica.



Dos capas en la corteza electrónica.



Dos capas en la corteza electrónica.

El *Ne* no sufre reacción de ionización



Dos capas en su corteza electrónica.

### *a) Especies Isoelectrónicas*

Todas las especies reseñadas tienen igual número de electrones por lo que son todas especies Isoelectrónicas

### ***b) Valor de los radios***

En principio como todas las especies tienen dos capas en sus Configuraciones Electrónicas podríamos pensar que tienen el mismo Radio. Pero al no tratarse de especies neutras hay otros factores a tener en cuenta.

Todas las especies tienen dos capas en la corteza electrónica. En la última capa de esta existen, en todos los casos, 10 electrones.

Cuando el átomo gana electrones se transforma en anión y el exceso de carga negativa por el llamado “efecto pantalla” aumenta el radio por expansión de la última capa de la corteza electrónica. Podemos decir que:

$$R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$$

Cuanto mayor sea el número de electrones ganados más aumenta el radio, que ya podemos decir que se trata de radio iónico. Se cumple que:

$$R_{O^-} > R_{F^-}$$

Cuando el átomo se transforma en catión no existe “efecto pantalla” y su radio iónico disminuirá puesto que pierden una capa de la corteza electrónica. El radio del catión está en función del radio del átomo neutro

El orden pedido podría ser:

$$O^- > F^- > Na^+ > Mg^{+2}$$

Se cumple que  $R_{Na} > R_{Mg}$  que da origen al orden anterior

El ***Ne*** no está incluido porque no sufre reacción de ionización.



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

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

### **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 en la capa de valencia puede ser superior, *hasta 12 e- 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 (n – 1) “d”* y en los de *transición interna orbitales tipo “s” y tipo (n – 2) “f”*.

3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo *“d”*, pero estarían completos (10 electrones) y a su derecha existirá otro orbital tipo *“p”* en el mismo nivel que el orbital atómico *“s”*, 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. Si la capa de valencia termina en un orbital con coeficiente numérico (n – 1) y a su derecha no existen más orbitales atómicos sí serán considerados para la determinación del elemento químico.

Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

- e)  $[\text{Ar}] 4s^1 \rightarrow$  **período 4** (  $n = 4$  ) ; **Grupo 1** ( I – A ) ; Elemento: **K**
- f)  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$  ( 17 e- )  $\rightarrow$  Según lo dicho podemos trasladar a su nivel correspondiente el  $4d^{10}$  quedando:  
 $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$  **Periodo 5** (  $n = 5$  ) ; **Grupo 17** ( VII – A )  
Elemento: **Yodo** ( I )
- g)  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow$  **Periodo 3** (  $n = 3$  ) ; **Grupo 15** ( V – A ) ;  
Elemento: **Fósforo** ( P )
- h)  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$  **Periodo 5** (  $n = 5$  ) ; **Grupo 16** ( VI – A ) ;  
Elemento: **Teluro** ( Te )

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

**Resolución:**

Cuando un átomo pierde un electrón (Primera energía de ionización) se convierte en un catión que implica una disminución del radio atómico. Cuando queremos arrancar el segundo electrón (segundo potencial de ionización) la **energía que tendremos que suministrar es mayor que para el primera**. La razón la encontramos en el hecho que entre el núcleo y los electrones de valencia existe una fuerza electrostática gobernada por la ley de Coulomb:

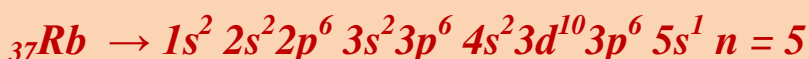
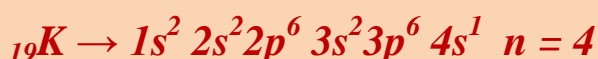
$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

El átomo al perder el 1º electrón ha disminuido su radio y según Coulomb la fuerza a suministrar es **inversamente proporcional al radio**, al **disminuir el radio** la **fuerza atractiva es mayor** y por lo tanto tendremos que suministrar **mayor cantidad de energía** para arrancar del átomo su segundo electrón de valencia.

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

**Resolución:**

Para responder a la cuestión no tenemos más remedio que recurrir a la configuración electrónica de los átomos de Potasio y de Rubidio. Para ello necesitamos los números atómicos de dichos elementos:  $Z_K = 19$  y  $Z_{Rb} = 37$ :



Recordar:

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

El *radio atómico* del Rubidio *es mayor* que el *radio atómico* del Potasio. En base a la ecuación anterior, a *mayor radio menor atracción* y por lo tanto menor *Energía de Ionización*. En conclusión: el *Potencial de Ionización* (Energía de Ionización) del Potasio es mayor que el correspondiente al Rubidio.

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

**Resolución:**

Se caracterizan por:

- Baja Energía de Ionización.**- Ceden fácilmente los electrones de valencia por lo que presentan un marcado carácter **REDUCTOR**
- Baja Afinidad Electrónica.**- No tienen tendencia a captar electrones

- c) **Baja Electronegatividad.**- No tienen tendencia a captar electrones

**36.-** 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.

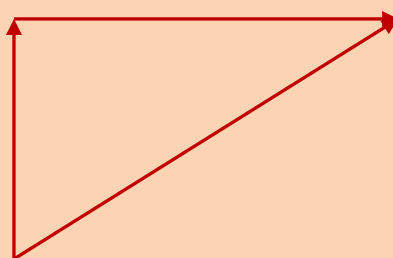
**Resolución:**

Debemos realizar en primer lugar la cuestión b) para poder colocar los elementos en el S.P.

b)



- a) Teniendo en cuenta la variación de la Energía de Ionización en el S.P.:



*Hacia arriba en un grupo y a la derecha en un periodo, aumenta la Energía de Ionización*

Más a la izquierda (menor energía de ionización): **Mg** y **Ca**

El Ca  $n = 4$  y el Mg  $n = 3 \rightarrow Ca < Mg$

Más a la derecha: **B, N y F**

Los tres pertenecen a  $n = 2 \rightarrow$  Cuanto más a la derecha mayor Ei:



El orden pedido será:



**37.-** Dados los elementos Mg, Na, Ne, O y F, ordénalos de mayor a menor:

- Carácter metálico
- Radio atómico

**Resolución:**

Debemos conocer sus números atómicos para obtener su configuración electrónica y localizarlos en el S.P.:

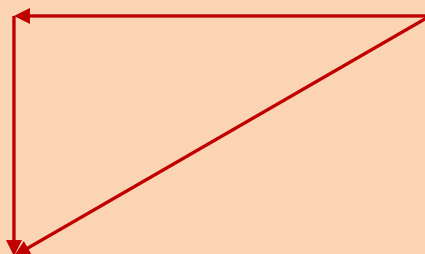
$Z_{Mg} = 12$ ,  $Z_{Na} = 11$ ,  $Z_{Ne} = 10$ ,  $Z_O = 8$ ,  $Z_F = 9$

**Configuraciones Electrónicas:**

${}_{12}Mg \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Periodo: $n = 3$	Grupo: 2 (II - A)
${}_{11}Na \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	“ : $n = 3$	“ : 1 (I - A)
${}_{10}Ne \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$	“ : $n = 2$	“ : 18 (VIII-A)
${}_8O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$	“ : $n = 2$	“ : 16 (VI - A)
${}_9F \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$	“ : $n = 2$	“ : 17 (VII - A)

a) **Carácter Metálico:**

**Variación en el S.P. del carácter metálico**

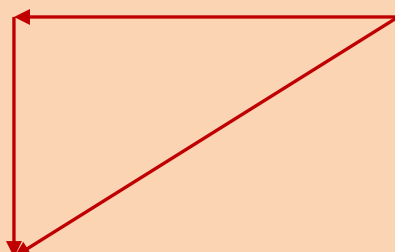


*Hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo  
AUMENTO de carácter metálico.*

Luego el orden pedido será:

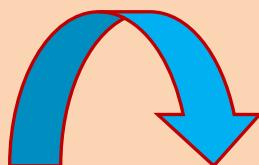


b) **Referente a su Radio Atómico**



*Hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo  
AUMENTO de radio atómico.*

El orden pedido será:



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

**Resolución:**

Su configuración electrónica:



Se trata del Berilio y se caracteriza por ser un metal (alcalinotérreo).  
Sus propiedades periódicas:

- a) **Baja Energía de Ionización** → Marcado carácter **REDUCTOR**
- b) **Electronegatividad baja** → Poca tendencia, o ninguna, a captar electrones
- c) Baja **Afinidad Electrónica** → Sinónimo de la propiedad anterior

**40.-** ¿Tiene el berilio mayor o menor afinidad electrónica que el nitrógeno? ¿Por qué?

**Resolución:**

La **Afinidad Electrónica** se define como la **capacidad de captar electrones**.

Se cuantifica mediante la **energía desprendida al captar un electrón**.

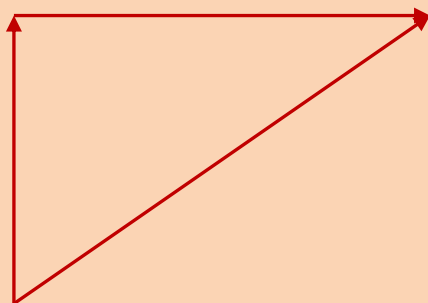
Cuanto **más a la derecha** nos encontremos en el **S.P.** mayor es el **contenido energético que se pierde**. El Nitrógeno está mucho más a la derecha que el Berilio por lo que tendrá **mayor Afinidad Electrónica**.



**41.-** 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:**

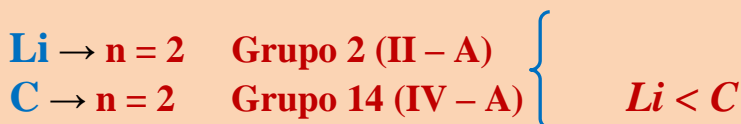
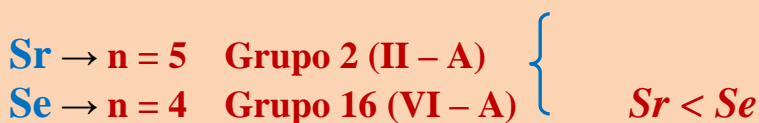
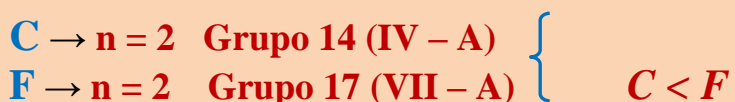
Variación de la Afinidad Electrónica en el S.P.:



*Al subir en un grupo y hacia la derecha en un periodo  
aumento de la Afinidad Electrónica*

Tenemos que localizar los elementos propuestos en el S.P.:

Se trata de elementos químicos muy familiares y no hace falta determinar su configuración electrónica



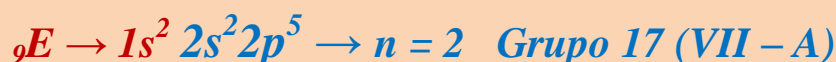
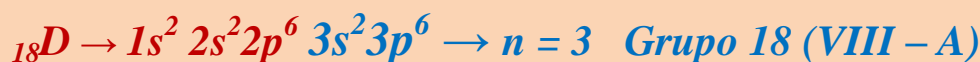
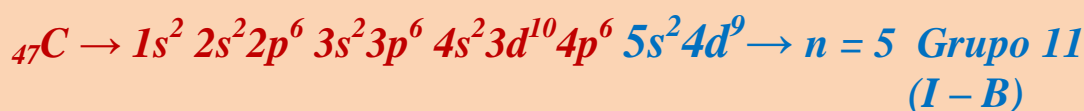
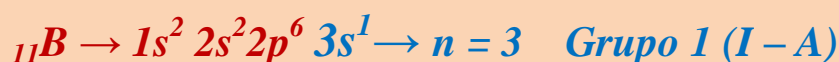
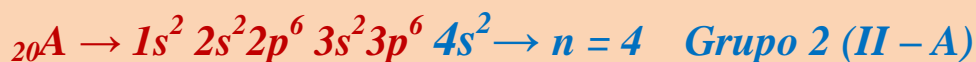
**42.-** Dados los elementos de números atómicos 11, 20, 9, 47 y 18, deduce cuál de ellos:

- a) Es un alcalinotérreo.
- b) Es de transición.
- d) Tiene gran estabilidad.

**Resolución:**

Debemos conocer su localización en el S.P. para poder responder a las cuestiones planteadas:

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



- a) Alcalinotérreo  $\rightarrow A$
- b) De Transición  $\rightarrow C$
- c) Muy Estable  $\rightarrow D$

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

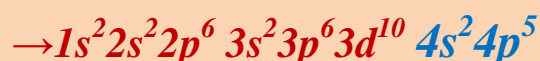
a) Grupo y período al que pertenecen. b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica? c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

**Resolución:**

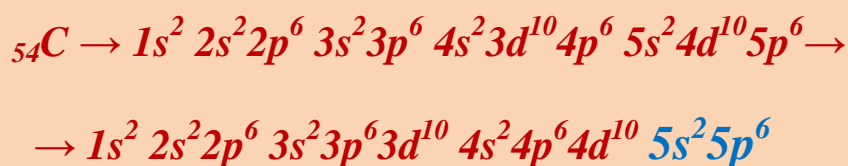


**Periodo:**  $n = 4$

**Grupo:** 1 (I - A)



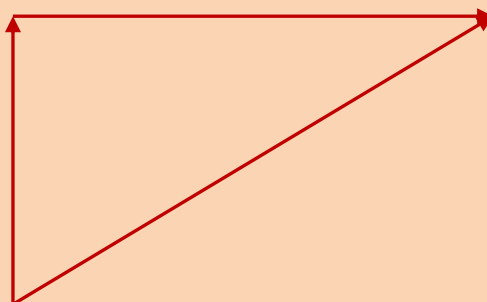
**Periodo:**  $n = 4$   
**Grupo:** 17 (VII – A)



**Periodo:**  $n = 5$   
**Grupo:** 18 (VIII – A)

b) Afinidad Electrónica

La variación de la Afinidad Electrónica en el *S.P.*:

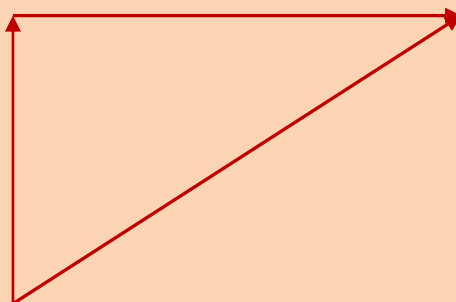


*Al subir en un Grupo y hacia la derecha en un Periodo aumenta la Afinidad Electrónica*

El elemento que esté más a la derecha y más arriba en un Grupo será el que tenga mayor Afinidad Electrónica. El elemento que cumple estas condiciones es el  ${}_{35}\text{Br}$ .

c) Potencial de Ionización

Variación en el S.P.:



*Hacia arriba y hacia la derecha aumento de potencial de ionización*

Aquel elemento que esté más a la izquierda y más abajo en un grupo tendrá menor Potencial de Ionización. El elemento que cumple estas condiciones es el  $19A$ .

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

**Resolución:**

Aquellos cuyo *electrón diferenciador va ocupando y completando* orbitales atómicos “s” y “p”.

Su configuración electrónica empieza en  $ns^1$  y termina en  $ns^2np^6$ .

Se encuentran en los grupos: **1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18** que corresponden con los grupos:

**I – A ; II – A ; III – A ; IV – A ; V – A , VI – A ; VII – A y VIII – A**

**45.-** 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:**

La configuración electrónica del elemento químico es:



Corresponde al elemento químico Carbono.

Su facilidad para formar *enlaces covalentes* (ausencia de cargas positivas y negativa) nos pueden hacer dudar sobre sus propiedades. De las mencionadas la única que está clara es la *ausencia de carácter metálico*. Pero con respecto a su *Potencial de Ionización* y *Electronegatividad*, al estar en el grupo *14* o (*IV – A*) y sin utilizar tablas de valores de estas propiedades podemos decir que tanto el *Potencial de Ionización* como el carácter *Electronegativo* se mueven en el campo del valor intermedio a alto. *Potencial de Ionización llega hasta el 4º Potencial de Ionización* (estado de oxidación +4). La *Electronegatividad* nos produce un estado de oxidación de -4, puede aceptar hasta cuatro electrones.

**46.-** Justifique que el ión  $\text{Na}^+$  tiene menor radio que el ión  $\text{F}^-$ .

**Resolución:**

Debemos conocer la configuración electrónica de los dos elementos químicos y para ello nos hacen falta los números atómicos:  $Z_{\text{Na}} = 11$  ;  $Z_{\text{F}} = 9$ :

${}_{11}\text{Na} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow n = 3$  (tres capas en la corteza electrónica)

${}_{9}\text{F} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow n = 2$

**Modelo atómico de Bohr:**



Para los átomos neutros:

$$R_{\text{Na}} > R_{\text{F}}$$

El sodio se ioniza:



Pierde la tercera capa de la configuración electrónica del átomo neutro.

El Flúor se ioniza:



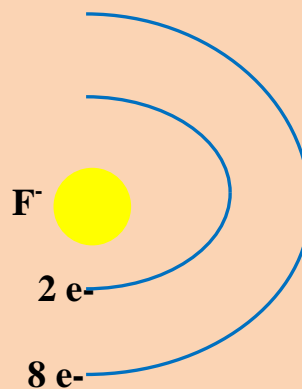
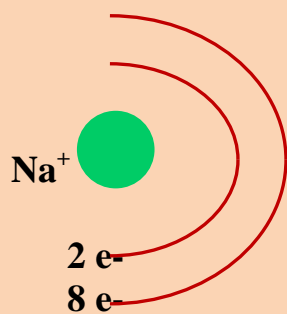
Gana un electrón y lo introduce en la 2ª capa de la configuración electrónica del átomo neutro. Nos queda:



Los dos iones tienen dos capas en la corteza electrónica y por lo tanto, en principio:

$$R_{\text{Na}^+} = R_{\text{F}^-}$$

Pero en el caso del anión fluoruro existe lo que se llama **“efecto pantalla”**, es decir, va a entrar un electrón (**una carga negativa**) donde ya existen 7 electrones (**7 cargas negativas**). Como sabemos las cargas eléctricas del mismo signo se repelen. Esto **no quiere decir** que el nuevo electrón del Flúor **no va a entrar en la segunda capa**, pero este efecto pantalla hace que la segunda capa se expanda y se aleje más del núcleo:



Este “*efecto pantalla*” produce que:

$$R_{Na^+} < R_{F^-}$$

----- O -----