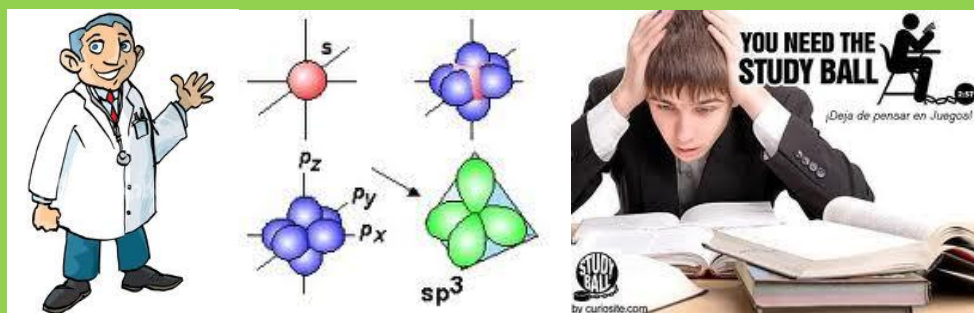


## 48 CUESTIONES SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS. SELECTIVIDAD.



Sobre esta colección de cuestiones podemos seguir dos caminos:

- Estudiar los temas correspondientes y contestar a las cuestiones planteadas.*
- Leer las cuestiones y estudiar los temas con las contestaciones a las mismas.*

Elegir el camino que consideréis el más correcto. Yo, particularmente, prefiero el primero.

Para poder hacer frente a los ejercicios que se plantean en esta colección debemos hacer una consideración que considero muy importante:

*El alumno debe conocer perfectamente el Sistema Periódico, al menos por Grupos o Familias (en vertical)*

La razón la tenemos en el hecho de que vamos a trabajar mucho con el **número atómico, Z**, que para los **átomos neutros** nos representa el número de **electrones** y el número **protones** que posee el átomo, es decir, en el **átomo neutro**, ya lo indica el nombre, el **número de electrones (-)** y **de protones (+)** **DEBE SER EL MISMO**. En los **iones** (aniones y cationes), el **número atómico**, que es el mismo que para el átomo neutro, nos **proporciona el número de protones**.

En este tipo de ejercicios unas veces **nos proporcionan los Z** de los elementos químicos y otras **NO**. Cuando no nos los proporcionen, **NOSOTROS DEBEMOS SABERLOS**. No pretendo que os aprendáis los **Z** de todos los elementos químicos pero sí os daré unas reglas para que podáis **establecer los números atómicos** sin necesidad de memorizarlos.

El Sistema periódico, como sabéis, está dividido en **18 Grupos o Familias** (vertical) y en **7 Periodos** (en horizontal). Hasta hace poco tiempo los 18 grupos se dividían en **Grupos A** y **Grupos B** lo cual nos permitía establecer una clasificación de Grupos de elementos **QUÍMICOS REPRESENTATIVOS** (Grupos A) y Grupos de elementos químicos **NO REPRESENTATIVOS** o de **TRANSICIÓN** (Grupos B).

48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

Si tenéis delante una Tabla Periódica podréis observar lo que acabo de decir:

P/G	1(I-A)	2(IIA)	3(IIIB)	4(IVB)	5(VB)	6(VIB)	7(VIIB)	8(VIIIB)	9(IXB)	10(XB)
1	$1\text{H}$									
2	$3\text{Li}$									
3	$11\text{Na}$									
4	$19\text{K}$	$20\text{Ca}$	$21\text{Sc}$	$22\text{Ti}$	$23\text{V}$	$24\text{Cr}$	$25\text{Mn}$	$26\text{Fe}$	$27\text{Co}$	$28\text{Ni}$
5	$37\text{Rb}$									
6	$55\text{Cs}$									
7	$87\text{Fr}$									

Número **Elemento** representamos  $z\text{X}$

Observar los elementos químicos del *periodo 4* del Sistema Periódico. ¿Veis algo en particular? *Cada elemento químico* presenta un *número atómico, superior en una unidad*, del elemento que tiene a su izquierda. Esto quiere decir que un elemento químico tiene un electrón más que el elemento químico situado a su izquierda en un mismo Periodo (electrón diferenciador). Conocido esto el problema consiste en;

- Aprenderse los elementos químicos del *grupo 1* (I-A) con sus *números atómicos*.
- Contar los huecos* existentes entre el elemento *cabeza de periodo* y el elemento problema. Sumaremos el *número de huecos* al *número atómico* del elemento cabeza de grupo y así obtendremos el *Z* del elemento en cuestión. **Ejemplo** ¿Cuál es el número atómico del Manganeso (Mn)? Seguiremos estos pasos:

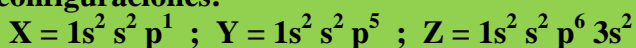
1.- Tomaremos el Mn y nos iremos hacia la izquierda hasta encontrar el cabeza de Periodo. En este caso el  $19\text{K}$ .

2.- Contar los huecos existentes entre el potasio y el Mn  $\rightarrow 6$ .

Sumaremos:  $19(19\text{K}) + 6 = 25$  obteniendo el número atómico del Mn  $Z = 25$  ( $25\text{Mn}$ ).

### Ejercicio resuelto nº 1

Los átomos X, Y, Z tienen las siguiente configuraciones:



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

### Resolución

- $\text{X} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$  La parte roja de la configuración electrónica representa la capa de valencia del átomo. Según esta capa podemos determinar la localización del elemento químico en el Sistema Periódico y el nombre del elemento.

El *coeficiente numérico* de la *capa de valencia* establece el *Periodo* al cual pertenece el elemento (horizontal). La suma **DE LOS EXPONENTES DE LOS SUBNIVELES ENERGÉTICOS NOS DETERMINA EL GRUPO AL CUAL PERTENECE**.

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico “s” o un orbital atómico “p” o ha completado un orbital atómico “s” o “p” el elemento pertenece a los grupos **A** del Sistema Periódico.

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico “d” de la *penúltima* capa o ha completado un orbital atómico “d” de la *penúltima* capa, el elemento pertenece a los grupo **B** del Sistema Periódico (Elementos de Transición).

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico “f” de la *antepenúltima* capa o ha completado el orbital atómico “f” de la *antepenúltima* capa, el elemento pertenece a los grupos de **TRANSICIÓN INTERNA** ( Lantánidos y Actínidos).

Según todo lo dicho:

$X \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo **III – A (13)**  $\rightarrow$  Elemento: **Boro**

$Y = 1s^2 s^2 p^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo **VII – A (17)**

$\rightarrow$  Elemento: **Flúor**

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

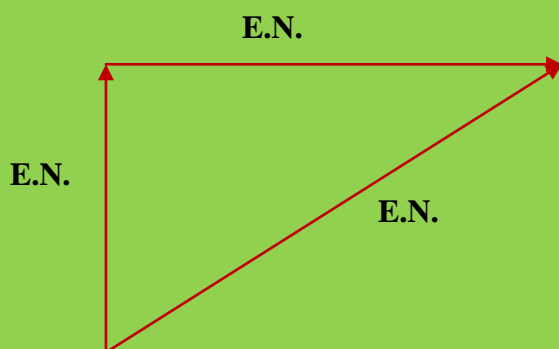
$\rightarrow$  Elemento: **Magnesio**

**X** : Periodo **2** (dos capas electrónicas), grupo **III-A** (tres electrones en su última capa), o *grupo 13* según las **nuevas especificaciones de la IUPAC**.

**Y** : Período **2** y grupo **VII-A**, o grupo **17**.

**Z** : Período **3** y grupo **II-A**, o grupo **2**.

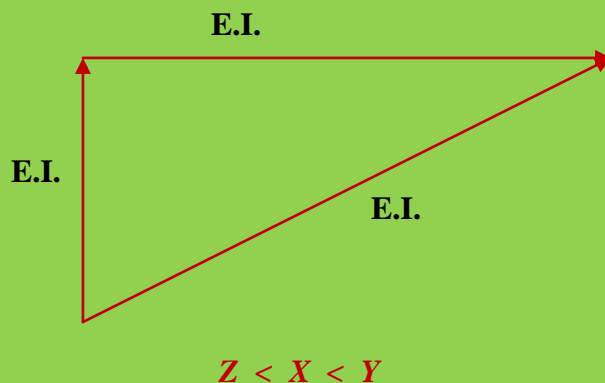
b) En función de la variación de la electronegatividad en el Sistema Periódico:



el orden pedido será:



c) La variación de la Energía de Ionización en el Sistema Periódico nos indica que el orden será el mismo que para la electronegatividad, es decir:



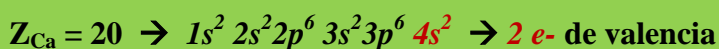
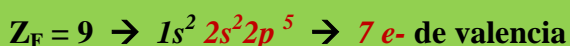
La razón la podemos buscar en el hecho de que *Y* es el elemento de *menor número de niveles energéticos* y además el de *mayor número atómico*, circunstancias que hacen que la *fuerza electrostática* entre los *protones* del núcleo y los *electrones* de la corteza electrónica *sea muy grande* y por tanto *Y* presentará una mayor resistencia a *ceder electrones* y tendrá por tanto la *MAYOR Energía de Ionización*.

### Ejercicio resuelto nº 2

Dados los siguientes compuestos:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas.

### Resolución

a) Todos los átomos para estabilizarse quieren 8 e- en su capa de valencia



El Flúor para conseguir sus 8 e- en la capa de valencia tomará un e-:



El Calcio cederá los dos electrones de su capa de valencia y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:



Obtenemos iones de carga eléctrica opuesta que se atraerán por *fuerzas electrostáticas* y constituirán un entramado cristalino en donde los átomos de F y de Ca se unen mediante enlace *IÓNICO*.

Para que exista un enlace Iónico de deben cumplir dos condiciones:

- Una marcada diferencia de electronegatividad entre los átomos que van unirse. El **Ca** es un elemento muy **electropositivo** (cede fácilmente electrones) y el **F** es un elemento muy **electronegativo** (capta fácilmente electrones).
- Debe existir una **transferencia de electrones** entre los átomos que se unen. En nuestro caso el **Ca** cede electrones al **F**.

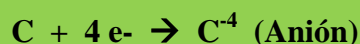
En el caso de la molécula del CO<sub>2</sub>, la **diferencia de electronegatividad** entre el C y el O no es lo suficientemente elevada como para constituir un enlace **Iónico**. Este es un argumento suficiente para establecer la POSIBLE compartición electrónica y formación del enlace COVALENTE. Sin embargo para el nivel de química que debemos poseer a nuestro nivel la considero algo pobre.

Vamos a partir de las configuraciones electrónicas de los átomos:

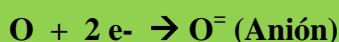
**Átomo de Carbono**



Le faltan 4 e- para conseguir su OCTETO:



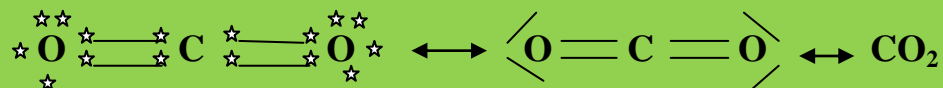
**Átomo de Oxígeno**



Conseguieron su 8 e-, la pregunta es **¿Quién cede electrones a quién?** Los átomos de **C** y **O** no van a cederse electrones puesto que los dos son electronegativos. No existe una **TRANSFERENCIA DE ELECTRONES**. Pero supongamos que es el **“Día del Electrón”** y hay un átomo diferente a los otros dos que cede fácilmente electrones. El **C** y el **O** conseguirían sus **OCTETO**. Pero veamos lo que obtenemos:

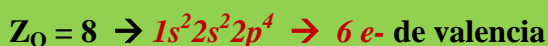


Obtenemos dos iones de la **misma carga eléctrica** lo que produciría una **repulsión** entre los **IONES** obtenidos. No **EXISTE LA POSIBILIDAD DE ENLACE IÓNICO** entre el **C** y el **O**. Ahora sí podemos pensar en una **COMPARTICIÓN DE ELECTRONES**:



Mediante la **compartición de electrones** los átomos de **C** y **O** consiguen sus 8 e- y se constituye en la molécula de CO<sub>2</sub> el **ENLACE COVALENTE**.

En el caso del agua, H<sub>2</sub>O:

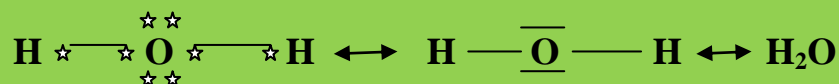


Cuando el **H** se une con un elemento de la *derecha del Sistema Periódico*, lo hace mediante **ENLACE COVALENTE**. Esto lo demuestra, como en el caso del  $\text{CO}_2$ , los iones que se obtienen cuando toman electrones para conseguir el OCTETO.

El **H** es un elemento químico que alcanza su *estabilidad con 2 e-* (duplete) puesto que alcanza la estructura de *gas noble He*:



Los dos iones tienen el mismo tipo de carga eléctrica y entre ellos se establece una repulsión. La **COMPARTICIÓN DE ELECTRONES** nos resuelve el problema:

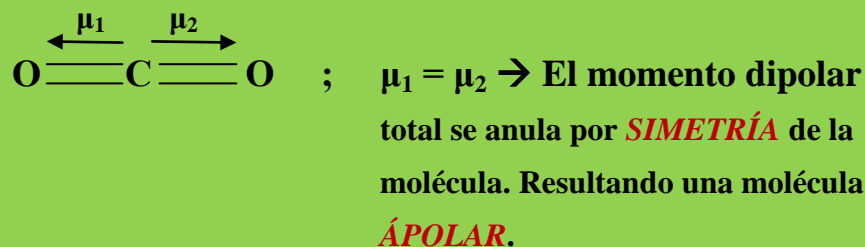


En la molécula del agua el **H** y **O** se unen mediante **ENLACE COVALENTE**.

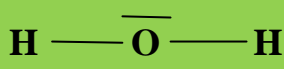
- B) Los puntos de ebullición **DEPENDEN DEL TIPO DE ENLACE QUÍMICO QUE TENGA EL COMPUESTO**. Los *compuestos iónicos* presentan *mayores puntos de ebullición* que los *compuestos covalentes*. La razón está muy clara, el enlace *Iónico* tiene una fortaleza *mucho mayor* que el enlace *Covalente*. Dentro del enlace *Covalente* existen compuestos *Covalentes Puros* que son *apolares* (no presentan carga eléctrica alguna) y Compuestos *covalentes POLARES* (presentan carga eléctrica). A *mayor polaridad mayor será el punto de ebullición del compuesto covalente*.

La polaridad de la molécula la estudiaremos mediante la geometría de la molécula:

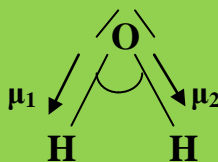
En la molécula de  $\text{CO}_2$  el átomo de C sufre una *Hibridación "sp"* lo que da a la molécula una *geometría lineal*. El desplazamiento de electrones hacia un átomo en concreto crea el llamado *Momento Dipolar* que establece la **POLARIDAD** de la molécula. El enlace **C – O** está fuertemente polarizado *hacia el átomo e O*. Existen dos momentos dipolares parciales:



En el caso de la molécula del agua:



El átomo central, **O**, presenta **CUATRO PARES DE ELECTRONES** lo que implica una **Hibridación  $sp^3$**  y una geometría molecular **TETRAÉDRICA**. Dos pares de electrones son **ENLAZANTES** y otros dos **NO ENLAZANTES** lo que produce una modificación en la **estructura tetraédrica**. Todo esto hace que la molécula del  $H_2O$  sea angular:



En la molécula del  $H_2O$  existen **dos momentos dipolares parciales** que se transformará en un momento dipolar total,  $\mu_T$ , dando polaridad a la molécula **covalente** del  $H_2O$ .

En condiciones ambientales los compuestos iónicos son sólidos ( $CaF_2$ ).

El  $CO_2$  es un gas sin polaridad alguna (sin fuerzas de unión entre ellas)

Y el agua líquida consiste en la unión de muchas moléculas de agua,

$(H_2O)_n$ , unidas por enlace **PUENTE DE HIDRÓGENO**. El orden pedido será:



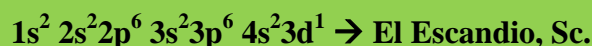
### Ejercicio resuelto nº 3

Para cada uno de los siguientes apartados, indique el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de peso atómico más bajo que tenga: a) Un electrón “d”. b) Dos electrones “p”. c) Diez electrones “d”. d) Un orbital atómico “s” completo.

#### Resolución

Para contestar a la cuestión utilizaremos el Diagrama de Flechas de Mooler para obtener las configuraciones electrónicas.

a) Un electrón “d”:



b) Dos electrones “p”:



c) Diez electrones “d”:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} \rightarrow$  El Cobre, Cu. Se trata de una excepción pues como veis en la configuración electrónica no se ha completado el  $4s^1$  y pasamos a los  $3d^{10}$ .

d) Un orbital “s” completo:



**Ejercicio resuelto nº 4**

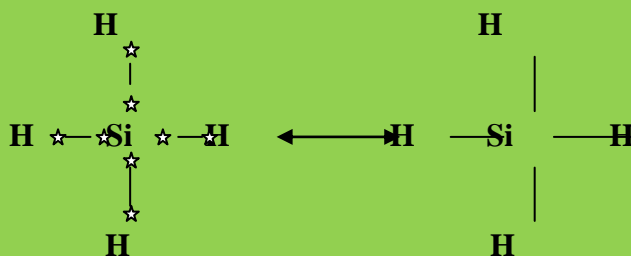
a) Representa la estructura de Lewis para cada una de las especies siguientes:  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CHCl}_3$ . b) Utilice el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia para predecir la geometría de dichas especies.

**Resolución**

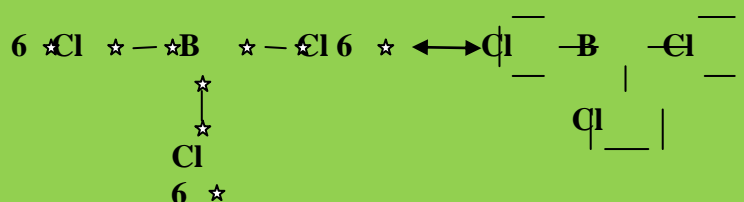
a) Para representar las estructuras de Lewis de una molécula es necesario previamente conocer el número de electrones que hay en la capa de valencia de cada elemento. En este caso, tendremos *cuatro para el Si, uno para el H, tres para el B, siete para el cloro y cuatro para el C*. Según esto podemos obtener las siguientes estructuras de Lewis: *El nº de electrones en la última capa coincide con el número de grupo del S. P. al cual pertenece el elemento* (Clasificados en Grupos A y Grupos B).

a) ★ = Electrón

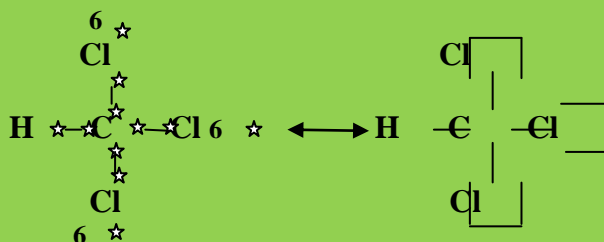
**SiH<sub>4</sub>**



**BCl<sub>3</sub>**



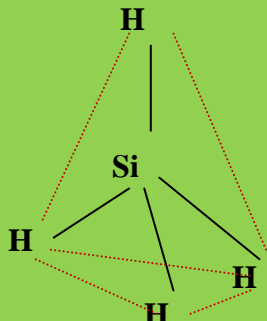
**CHCl<sub>3</sub>**



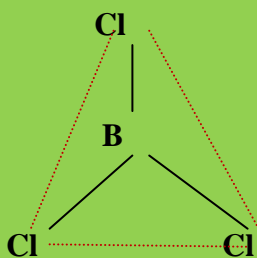


**b)**

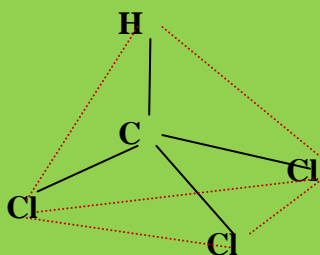
**SiH<sub>4</sub>** → 4 pares de electrones enlazantes en el átomo central (Si) → Hibridación  $sp^3$  → Geometría tetraédrica:



**BCl<sub>3</sub>** → Tres pares de electrones enlazantes en el átomo central (B) → Hibridación  $sp^2$  → Geometría Triangular plana:



**CHCl<sub>3</sub>** → Cuatro pares de electrones enlazantes en el átomo central C → Hibridación  $sp^3$  → Geometría Tetraédrica:



### Ejercicio resuelto nº 5

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
- $1s^2 2s^2 3s^1$

Agrúpelas de tal manera que, en cada grupo que proponga, los electrones que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto explique alguna de estas propiedades.

### Resolución

La configuración electrónica de la capa más externa (capa de valencia) es la responsable de las propiedades químicas del elemento químico. Por tanto, aquellos elementos con la misma configuración tendrán propiedades químicas semejantes. Según esto:

- a) Elementos *a* y *c*, con distribución  $ns^2np^5$
- b) Elementos *b* y *f*, con distribución electrónica  $ns^1$
- c) Elementos *d* y *e*, con distribución  $ns^2np^6$

En el grupo a) nos encontramos con *dos halógenos*. Tienen alta electronegatividad, debido a que tanto la energía de ionización como la afinidad electrónica son grandes.

$$E.N = E.I + A.E / 2$$

Son elementos químicamente muy activos con gran tendencia a *captar un electrón*

Para conseguir su *OCTETO* ( 8 e- en su capa de valencia).

En el grupo b) tenemos *dos metales alcalinos*. Ceden un electrón para así quedarse con la penúltima capa que tiene los 8 e-. Son por lo tanto elementos muy electropositivos, con elevado carácter reductor, baja energía de ionización y por lo tanto muy activos químicamente.

En el grupo c) nos encontramos con *dos gases nobles*. Tienen su *OCTETO* completo por lo cual *no tienen tendencia a ceder electrones (elevada E.I)* ni a tomar electrones (*baja Electronegatividad*). Químicamente son prácticamente *INERTES*.

### Ejercicio resuelto nº 6

- a) Indicar razonadamente un conjunto posible de números cuánticos para los electrones “p” del cloro (Z=17) en su estado fundamental.
- b) En el apartado anterior, indicar razonadamente los números cuánticos que corresponden a los electrones desapareados que haya.
- c) Indicar razonadamente, de acuerdo con los apartados anteriores los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica del ion cloruro en su estado fundamental .

### Resolución

- a) El átomo de cloro, en su estado fundamental, tiene una configuración electrónica:



$1s^2$	$2s^2$	$3s^2$	$3p_x^2$	$3p_y^2$	$3p_z^1$		
↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓		

ya que el enunciado hace referencia a los electrones “*p*” de la capa más externa, o nivel energético  $n = 3$ . Por tanto, como el orbital “*p*” tiene un valor de  $l = 1$ , los cinco electrones citados tienen los posibles valores siguientes:

$(3,1,-1,-1/2)$ ,  $(3,1,-1,+1/2)$ ,  $(3,1,0,-1/2)$ ,  $(3,1,0,+1/2)$ ,  $(3,1,1,-1/2)$

b) En el átomo de cloro sólo hay un electrón desapareado, situado en un orbital  $3p$ . En consecuencia con los valores dados en el apartado anterior, sus números cuánticos serían:  $(3,1,1,-1/2)$ .

d) El ion cloruro ( $Cl^-$ ) se forma cuando el átomo de cloro toma un electrón, completando así su última capa. Este electrón se ubicará en un orbital  $3p$ , y de acuerdo con los apartados anteriores, le corresponderían los números cuánticos:  $(3,1,1,+1/2)$

### Ejercicio resuelto nº 7

Sean A, B, C y D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 20, 35, 38 y 56, respectivamente:

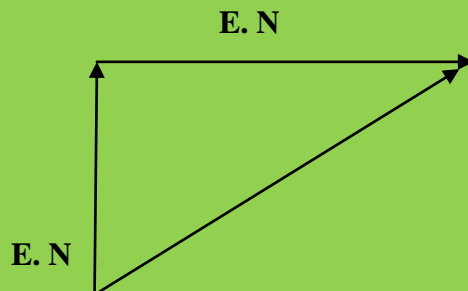
- Definir afinidad electrónica y electronegatividad.
- Ordenar razonadamente A, B, C y D de mayor a menor electronegatividad.
- Ordenar razonadamente A, B, C y D de mayor a menor afinidad electrónica.

### Resolución

Para contestar a los apartados b) y c) es necesario conocer previamente el lugar que ocupan en el Sistema Periódico los elementos dados. Así el elemento A, que es el *Ca*, se encuentra en el *período 4* y en el grupo *II-A* (grupo 2). El B es el *Bromo*, y está en el *período 4* y en el grupo *VII-A* (grupo 17). El elemento C es el *Estroncio*, está en el *período 5* y grupo *II-A* (grupo 2). Por último, D, es el *Bario* que se encuentra en el *período 6* y en el grupo *II-A* (grupo 2).

- Consultar libro de texto o apuntes.
- Teniendo en cuenta que la electronegatividad varía en el Sistema Periódico aumentando hacia arriba en un mismo grupo y hacia la derecha en un mismo período, el orden pedido es:





$$B > A > C > D$$

- c) La afinidad electrónica está relacionada directamente con la electronegatividad y por lo tanto su variación en el S.P es igual al apartado anterior.

$$B > A > C > D$$

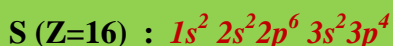
### Ejercicio resuelto nº 8

Escribe las configuraciones electrónicas del Ca(Z=20) , Na(Z=11) , S(Z=16) y Br(Z=35).

- a) Justifica a partir de la configuración de su última capa cuáles de estos iones es probable que se formen y cuáles no:  $\text{Ca}^{+2}$  ,  $\text{Na}^{+2}$  ,  $\text{S}^{-2}$  ,  $\text{Br}^{-2}$ .
- b) Explique qué especie tendrá un radio mayor: S o  $\text{S}^{-2}$  . ¿ Y en el caso de Ca y  $\text{Ca}^{+2}$ .

### Resolución

Las configuraciones electrónicas serán:



- a) Como todos los elementos propuestos son **REPRESENTATIVOS**, es decir, pertenecen a los grupos principales del Sistema periódico, ganarán o perderán electrones para ajustar su configuración electrónica a la del **gas noble más cercano**. En consecuencia, es probable que se formen los iones  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{S}^{-2}$ , cuya configuración electrónica es como la del **Argón** ( $3s^2 3p^6$ ); pero no así, los iones  $\text{Na}^{+2}$  y  $\text{Br}^{-2}$ . Los iones estables de los elementos sodio y bromo son  $\text{Na}^+$  y  $\text{Br}^-$ , que tienen configuración de **gas noble**.
- b) Tendrá mayor radio el ion  $\text{S}^{-2}$ . Esto es debido a que ambas especies tienen igual Z e igual número de capas electrónicas, pero el ion  $\text{S}^{-2}$  al tener más electrones, en concreto dos, experimentará un aumento de su volumen debido a las repulsiones eléctricas que originan los dos electrones adicionales. En el caso del Ca y  $\text{Ca}^{+2}$ , tendrá mayor radio el átomo de Ca.

La razón hay que buscarla en que el ion  $Ca^{+2}$ , al ceder los dos electrones de su última capa, tiene una *capa electrónica menos* y la misma carga nuclear; por tanto, su tamaño *será menor*.

### Ejercicio resuelto nº 9

El dióxido de azufre y el dióxido de nitrógeno son moléculas polares, mientras que el dióxido de carbono no es polar. ¿Qué sugiere esto sobre la estructura de estos óxidos?.

#### Resolución

El  $SO_2$ ,  $NO_2$  y  $CO_2$  pueden representarse por  $XO_2$  donde  $X$  sería el átomo central, menos electronegativo que el átomo de oxígeno. Por tanto, las tres moléculas tienen dos momentos dipolares asociados a enlaces polarizados, cuya suma vectorial nos dará el momento dipolar de la molécula.

Si la molécula del dióxido de carbono no es polar, es que la suma de los dos momentos dipolares es *NULA*, lo que sugiere una *estructura lineal*, es decir:



Por el contrario, la polaridad de las moléculas  $SO_2$  y  $NO_2$  nos indica que la suma de los momentos dipolares *no es cero*, lo que es lo mismo, ambas moléculas tendrán una estructura angular, tal y como muestra la figura:



### Ejercicio resuelto nº 10

- Escriba las estructuras electrónicas del S(Z=16) y del O(Z=8).
- Escriba el diagrama de Lewis de la molécula del dióxido de azufre. ¿Qué tipo de enlace presenta?.

#### Resolución

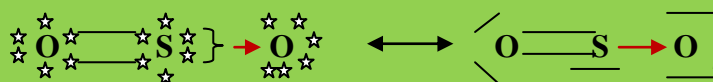
- Las configuraciones electrónicas son:



Observamos que ambos elementos tienen *seis electrones de valencia*.

b) La molécula de  $SO_2$  presenta enlace covalente ya que se unen dos elementos con carácter electronegativo, por lo que compartirían electrones. Por otro lado, a la hora de escribir la estructura de Lewis de esta molécula hay que tener en cuenta que disponemos de **18 electrones de valencia**, lo que nos obliga a **utilizar dobles enlaces**. Con esto, la estructura es:

☆ = *Electrón*                      → *Enlace Covalente Coordinado*



c) Consultar libro de texto o apuntes.

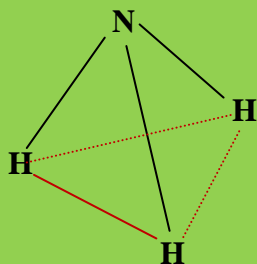
### Ejercicio resuelto nº 11

Indique razonadamente si son ciertas cada una de las siguientes afirmaciones:

- La geometría de la molécula de  $NH_3$  corresponde a una pirámide trigonal.
- El enlace covalente se dice que tiene carácter direccional.
- La polaridad del HCl es mayor que la del HF.
- El enlace iónico se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad es pequeña.

### Resolución

a) **VERDADERA**. La teoría **RPECV** permite predecir la geometría de una molécula si conocemos el número de pares de **electrones enlazantes** o **no enlazantes**, que rodean al átomo central. En este caso, el nitrógeno posee cuatro pares de electrones a su alrededor (distribución espacial tetraédrica), de los cuales **uno es no enlazante**. Por tanto, los núcleos del átomo de N y los tres átomos de hidrógeno conforman en el espacio una pirámide trigonal, tal y como se aprecia en la figura:



b) **VERDADERA**. Debido a que el enlace covalente se basa en la compartición de pares de electrones se producen **direcciones en el espacio favorables** en las cuales puede tener lugar **dicha compartición**. Estas direcciones **quedan definidas por la geometría de los orbitales atómicos** que intervienen en la formación del enlace. **El enlace iónico**, basado en fuerzas electrostáticas, **sería un ejemplo de enlace no direccional**.

c) **FALSA**. Al ser el átomo de flúor más electronegativo que el del cloro, el enlace estará más **polarizado en el caso del fluoruro de hidrógeno** que en el **cloruro de hidrógeno**.

d) **FALSA**. El enlace iónico se forma cuando un átomo, el menos electronegativo, cede electrones al otro átomo, que, obviamente, ha de ser mucho más electronegativo para que sea posible dicha transferencia electrónica.

### Ejercicio resuelto nº 12

Los elementos A, B y C están situados en el tercer periodo de la tabla periódica, y tienen, respectivamente, 2, 4 y 7 electrones de valencia.

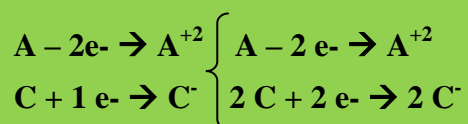
- Indica la configuración electrónica de cada uno de ellos, y justifica a qué grupo pertenecen.
- Justifica qué compuesto será posible esperar que formen los elementos A y C, y qué tipo de enlace presentaría.
- Haz lo mismo que en el apartado b) para los elementos B y C.

### Resolución

a) En el tercer periodo aún no se ha comenzado a llenar el subnivel “d”, por lo que el número de electrones de valencia nos da el grupo del S. P. al que pertenece un elemento dado. Por tanto, **A pertenece al grupo II-A, B al grupo IV-A y C al grupo VII-A** (según la IUPAC estos grupos serían el 2, 14 y 17 respectivamente). Por tanto, y teniendo en cuenta el orden creciente de energía de los orbitales las configuraciones electrónicas de los elementos dados serán:



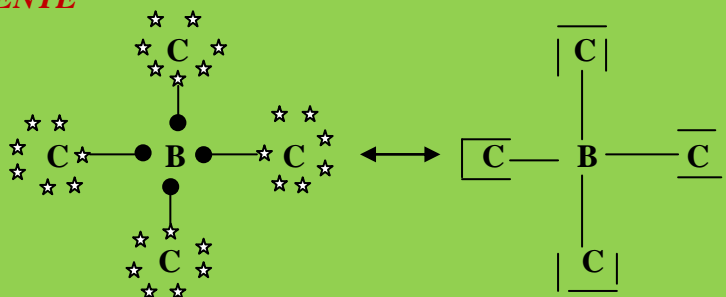
- c) **A** es un elemento **electropositivo** (pocos electrones en su última capa de valencia que podrán cederse con relativa facilidad), y **C** un elemento electronegativo (tomando un electrón completa su última capa). Por tanto, entre **A** y **C** habría una **transferencia de electrones**, siendo necesarios dos átomos de C por cada átomo de A, dando un compuesto de fórmula empírica **AC<sub>2</sub>** y con **enlace iónico**.



Fórmula: **AC<sub>2</sub>**

c) Ahora la diferencia de electronegatividad entre **B** y **C** no es lo suficientemente grande como para que sea posible una **transferencia electrónica** entre el elemento

*menos electronegativo, B, y el más electronegativo, C*, por lo que el enlace será *covalente* (aunque con cierto carácter iónico), y el compuesto tendría la fórmula molecular  $BC_4$ .



Fórmula:  $BC_4$

### Ejercicio resuelto nº 13

Explique el concepto de hibridación y aplíquelo al caso del carbono en el  $CH_4$  y el  $C_2H_4$ .

Números atómicos: C = 6 ; H = 1.

### Resolución

*Ver apuntes o libro de texto.*

### Ejercicio resuelto nº 14

El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de litio son, respectivamente: 520 y 7300 Kj/mol. Razónese: a) La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía. b) ¿ Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica? c) ¿ Cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo?.

### Resolución

a) El potencial de ionización depende de la *carga del núcleo*, de la *distancia media del electrón a este* y de los *electrones de las capas internas*. El litio tiene *un electrón solitario en su última capa*, la segunda; al ser arrancado ( con 520 Kj/mol) se *forma el catión  $Li^+$* . Esta especie tiene *dos electrones*, situados en la primera capa, que está completa (*estructura de gas noble*) lo que hace que arrancar un *segundo electrón* sea mucho más *costoso energéticamente* que para el primero.

b) La primera especie iónica, tal y como se ha supuesto en el apartado anterior, tiene *dos electrones*, configuración del estado fundamental  $1s^2$ . Por tanto, será el *helio* (Z=2) el elemento que tendrá esta misma configuración.

c) Dentro de un mismo grupo el potencial de ionización *aumenta de abajo hacia arriba*. En un mismo grupo los elementos muestran *configuraciones electrónicas*



*similares* para la capa más externa, pero con dos matices: **la carga nuclear aumenta hacia abajo** y, al tiempo, se produce la **adición de una capa electrónica más**. El primer factor, **el aumento de Z**, se ve eficazmente **apantallado** por los electrones de las **capas intermedias** de modo que la carga nuclear efectiva, la que “sienten” los electrones más externos es, aproximadamente, similar en todos los elementos de un mismo grupo. El **segundo factor**, el cambio de capa electrónica, conlleva que los **electrones externos estén cada vez más alejados del núcleo**, por término medio, según bajamos en un grupo. En consecuencia, **los electrones externos** son cada vez **más fáciles de arrancar** de modo que el **potencial de ionización disminuye al descender en el grupo**.

### Ejercicio resuelto nº 15

Justifique si son correctas o no las afirmaciones siguientes:

- Los orbitales  $2p_x$ ,  $2p_y$  y  $2p_z$  de un mismo átomo tienen la misma energía.
- El yodo molecular no es soluble en tetracloruro de carbono.

### Resolución

a) **CORRECTA**, pero siempre que dichos orbitales estén, todos vacíos, todos completos o todos semillenos. En otro caso, la presencia de electrones rompe la degeneración de los orbitales, es decir, dejan de tener la misma energía. En otras palabras, tienen la misma energía mientras sean equivalentes o indistinguibles.

	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$			$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$			$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$						
	-	-	-			↑	↑	↑			↓↑	↓↑	↓↑						

b) **INCORRECTA**. El  $I_2$ , al estar formado por moléculas apolares, es soluble en disolventes apolares, como por ejemplo el tetracloruro de carbono.

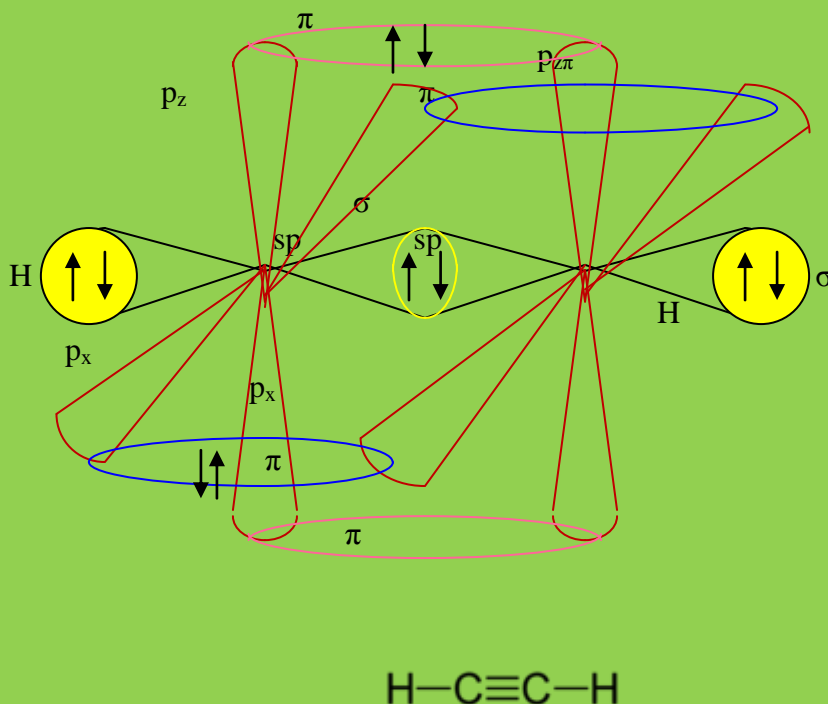
### Ejercicio resuelto nº 16

Explica el tipo de hibridación en la molécula de acetileno y de la propanona.

### Resolución

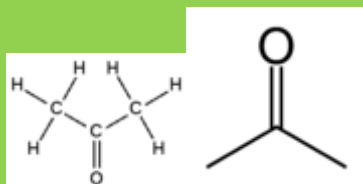
- En el caso del **ETINO** (acetileno), cada átomo de carbono hibridiza **1 “s”** con **1 “p”** y dejan **dos orbitales “p” puros** sin hibridizar y paralelos entre ellos. Se produce una hibridación **“sp”**, dando lugar a dos orbitales híbridos **“sp”** en cada uno de los átomos de carbono.





b) En el caso de la propanona,  $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ , los carbonos de los extremos de la cadena utilizan hibridación  $sp^3$ , cuatro híbridos  $sp^3$ , de los cuales *tres* se emplean para unirse a los *tres átomos de hidrógeno mediante enlace "sigma"* ( orbital híbrido  $sp^3$  del carbono más un orbital atómico 1s del Hidrógeno).

Por otro lado, el C del grupo carbonilo, CO, utiliza hibridación  $sp^2$ , *tres orbitales híbridos  $sp^2$* , quedándole sin utilizar un *orbital atómico puro 2p*. Este C se une a sus C vecinos mediante un *enlace tipo "sigma"* ( orbital híbrido  $sp^3$  C extremo + orbital híbrido  $sp^2$  C grupo carbonilo). Con el *tercer orbital híbrido  $sp^2$*  se une al O, en concreto, se solapa con un orbital atómico 2p del O que tiene un electrón desapareado. Por último, nos queda el *orbital atómico 2p del átomo de C* y otro *orbital atómico 2p del O* cada uno de ellos con un solo electrón. El solapamiento de ambos ocasiona un enlace tipo " $\pi$ " entre el C y el O que justifica *el doble enlace* existente en el grupo carbonilo ( -CO-).



### Ejercicio resuelto nº 17

Explique la hibridación  $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$ .

**Resolución**

**VER LIBRO DE TEXTO O APUNTES.**

### Ejercicio resuelto nº 18

Escriba la combinación o combinaciones de números cuánticos correspondientes a : a) un electrón  $5p$ , b) un electrón  $3d$ , c) un electrón  $1s$ , d) un electrón  $4f$ . Resuelto.

#### Resolución

a) Un electrón  $5p$  está situado en el quinto nivel energético, esto es,  $n=5$ . por otro lado, los orbitales " $p$ " tienen de número cuántico " $l$ " el valor  $1$ , por lo que, teniendo en cuenta los valores que pueden tomar " $m$ " y " $s$ ", una posible combinación de números cuánticos será:  $(5,1,0,+1/2)$ .

b) Para un electrón  $3d$  es  $n=3$  y  $l=2$ , por lo que una posibilidad es :  $(3,2,-2,-1/2)$ .

c) Un electrón  $1s$  tiene  $n=1$  y  $l=0$ . Una posible combinación de números cuánticos que describan dicho electrón será:  $(1,0,0,-1/2)$ .

d) Por último, un electrón  $4f$  tiene  $n=4$  y  $l=3$ . Por tanto, tendríamos una posible combinación dada por la serie:  $(4,3,3,+1/2)$ .

### Ejercicio resuelto nº 19

a) Deduzca la estructura de Lewis del ácido cianhídrico (HCN) y del metanal ( $H_2CO$ ).

b) Indique en ambas moléculas cuál es la hibridación de orbitales atómicos que presenta el átomo de carbono.

#### Resolución

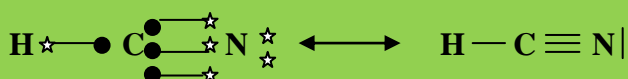
a)

$H \rightarrow I - A \rightarrow 1 \text{ e- de valencia} \rightarrow ns^1$

$C \rightarrow IV - A \rightarrow 4 \text{ e- de valencia} \rightarrow ns^2 np^2$

$N \rightarrow V - A \rightarrow 5 \text{ e- de valencia} \rightarrow ns^2 np^3$

Ácido cianhídrico: **HCN**



Metanal:  $\text{H}_2\text{CO}$



b) En el HCN, el *triple enlace* carbono-nitrógeno se justifica mediante el uso de orbitales híbridos “ $sp$ ” por parte del átomo de C. El átomo de carbono sufre una hibridación “ $sp$ ” ( lo que, además permite justificar la geometría lineal de la molécula).

En el caso del metanal ( $\text{H}_2\text{CO}$ ), el átomo de C sufre una hibridación  $sp^2$ , obteniéndose tres orbitales híbridos  $sp^2$  que permiten la existencia de una compartición normal y un doble enlace.

### Ejercicio resuelto nº 20

Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

- 1.-  $1s^2 2s^2 2p^7$
- 2.-  $1s^2 2s^3$
- 3.-  $1s^2 2s^2 2p^5$
- 4.-  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

- a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
- b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

### Resolución

Para las configuraciones dadas:

- 1ª  $1s^2 2s^2 p^7$
- 2ª  $1s^2 2s^3$
- 3ª  $1s^2 2s^2 p^5$
- 4ª  $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$

- a) Cumplen el principio de exclusión de Pauli la 3ª y la 4ª. La 1ª tiene *siete electrones* en el subnivel “ $p$ ”, lo cual no es posible, ya que para dicho subnivel solo pueden existir *seis* electrones. De la misma forma, no es posible la configuración 2ª ya que el subnivel “ $s$ ” solo puede acoger dos electrones.
- b) En la combinación 3ª, el estado de oxidación más probable será  $-1$ , ya que si el elemento en cuestión tomase un electrón alcanzaría la configuración electrónica de gas noble más próximo. Análogamente, el elemento cuya configuración electrónica es la 4ª debería *ceder* un electrón ( el único del

nivel tercero) para alcanzar estructura de gas noble, por lo que su estado de oxidación más probable sería **+1**.

### Ejercicio resuelto nº 21

Describe de forma razonada las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias:



#### Resolución

##### **S<sub>2</sub>C**

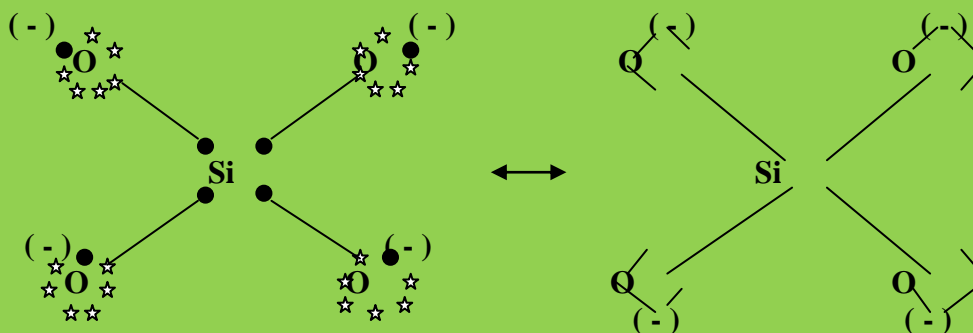


##### **HCN**



##### **(SiO<sub>4</sub>)<sup>4-</sup>**

Nos encontramos con un anión con un exceso de **4 e<sup>-</sup>**. Estos electrones se repartirán entre los átomos de oxígeno, **uno para cada uno**. De esta forma los átomos de oxígeno tienen en su última capa **7 e<sup>-</sup>** lo que hace que se carguen eléctricamente con **una carga eléctrica negativa**:



### Ejercicio resuelto nº 22

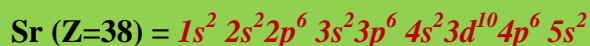
El número atómico del estroncio es 38.

- Escribe la configuración electrónica de un átomo de estroncio en estado fundamental.
- Explica el ion que tiene tendencia a formar.
- Compara el tamaño del átomo con el del ion. Explica cuál tiene mayor radio.

- d) Explica si el potencial de ionización del estroncio es mayor o menor que el del calcio ( $Z = 20$ ).

**Resolución**

- a) Configuración electrónica:



b) De forma muy general, podemos decir que un átomo tiende a tomar o a ceder electrones para adquirir así la configuración electrónica del gas noble más próximo, con la formación del consiguiente ion. Por tanto, el átomo de estroncio tenderá a ceder dos electrones, obteniéndose el ion  $\text{Sr}^{+2}$ .



c) Puesto que el **ion obtenido tiene solo cuatro capas electrónicas**, y el **átomo neutro cinco**, este tendrá **mayor radio** que su respectivo ion. Por otra parte, el ion y el átomo neutro tienen la misma carga nuclear, pero las repulsiones electrónicas son mayores en el **átomo neutro** que tiene dos electrones más; de modo que la corteza electrónica, responsable del tamaño del átomo, se contrae al pasar del **átomo neutro al catión**.

- d)  $Z_{\text{Ca}} = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

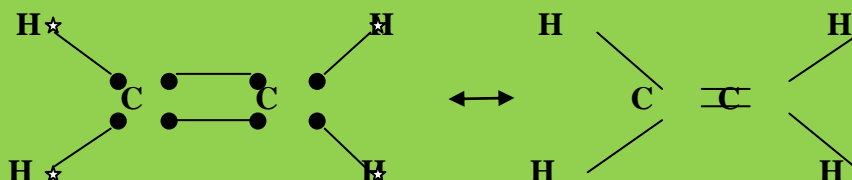
Tanto el **Sr** como el **Ca** pertenecen al grupo **II – A** (grupo 2) pero el **Sr** pertenece al **periodo 5** y el **Ca** al **periodo 4**. Como el **Potencial de Ionización aumenta al subir en un grupo**, el **Ca** tendrá **mayor Potencial de Ionización** que el **Sr**.

**Ejercicio resuelto nº 23**

Representa y explica los enlaces y la estructura de la molécula de etileno(eteno): a) mediante el diagrama de Lewis. b) Mediante hibridación de orbitales atómicos.  
Datos: Números atómicos: H = 1 ; C = 6.

**Resolución**

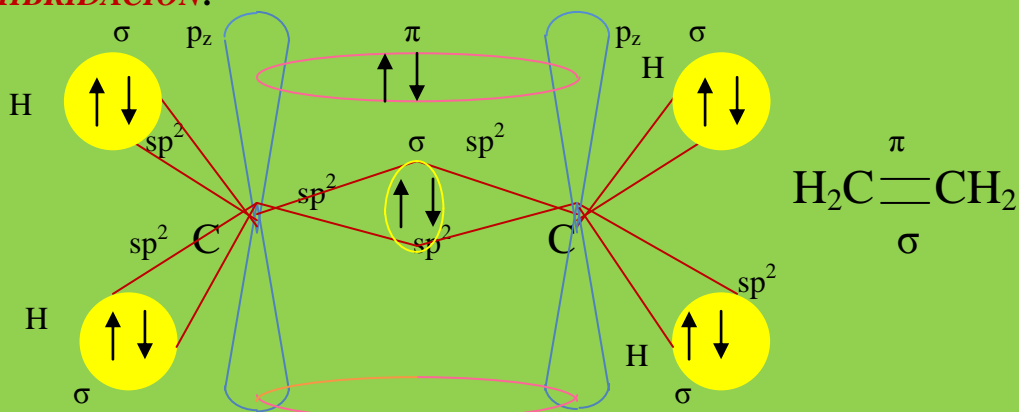
- a)  $Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1 e^-$  en la capa de valencia  
 $Z_{\text{C}} = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 4 e^-$  en la capa de valencia



- b)

En el caso de la molécula del **Eteno** (etileno), **EN CADA UNO DE LOS ÁTOMOS DE CARBONO SE PRODUCE**: de los cuatro electrones desapareados se hibridizan

1 “s” con 2 “p” obteniéndose *tres orbitales híbridos  $sp^2$*  y nos queda un orbital atómico puro “p”, en cada carbono, paralelos entre sí, que **NO PARTICIPÓ EN LA HIBRIDACIÓN**.



### Ejercicio resuelto nº 24

- Escriba las estructuras de Lewis para el  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NF}_3$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ .
- ¿Cuál será la geometría de estas moléculas?.
- ¿Qué enlace de los que forma el fluor en las moléculas anteriores es más polar?.
- ¿Cuál o cuáles de estas moléculas son polares?.

### Resolución

a) Teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los elementos B, C, N, O y F, veremos que tienen en su última capa 3, 4, 5, 6 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Luego las estructuras de Lewis son:

$$Z_{\text{B}} = 5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow 3 \text{ e- de valencia}$$

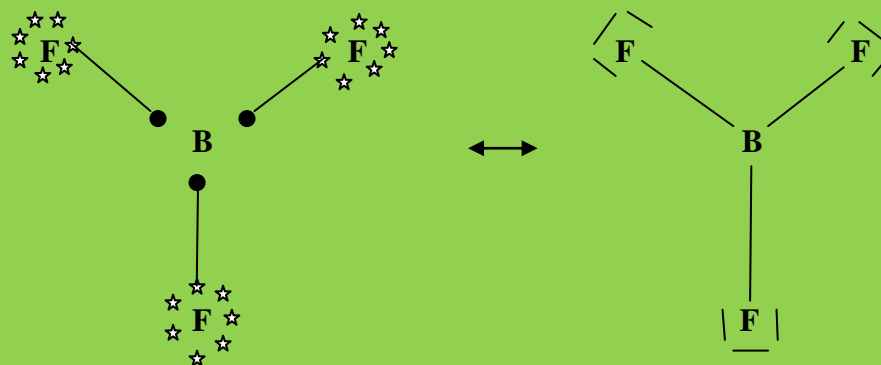
$$Z_{\text{C}} = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 4 \text{ e- de valencia}$$

$$Z_{\text{N}} = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow 5 \text{ e- de valencia}$$

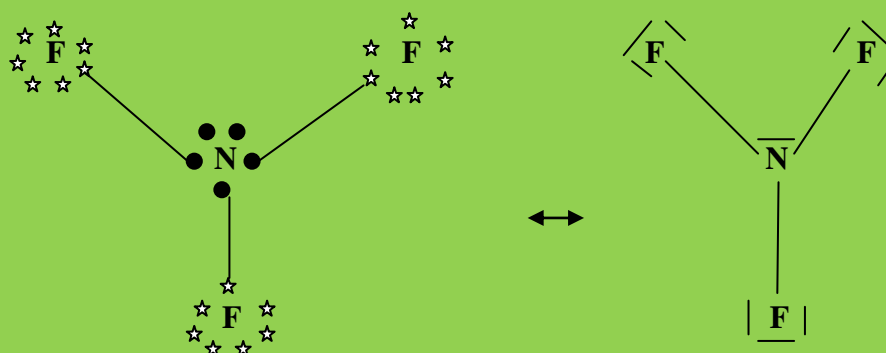
$$Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6 \text{ e- de valencia}$$

$$Z_{\text{F}} = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow 7 \text{ e- de valencia}$$

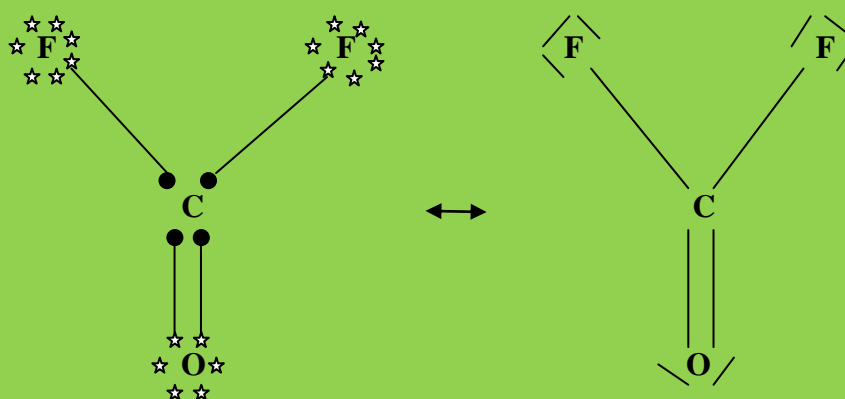
### **BF<sub>3</sub>**



**NF<sub>3</sub>**



**F<sub>2</sub>CO**



b) **BF<sub>3</sub>**: El B está rodeado de tres pares de electrones que se distribuyen hacia los vértices de un triángulo equilátero. La molécula será **TRIANGULAR PLANA**.

**NF<sub>3</sub>** : El N está rodeado de cuatro pares de electrones, uno de ellos **no enlazante**, que se distribuirán lo más alejado posible; es decir, hacia los vértices de un tetraedro. Por tanto, la molécula será **PIRAMIDAL**.

**F<sub>2</sub>CO** : El C está rodeado de tres pares de electrones que se distribuyen hacia los vértices de un triángulo, que **no será equilátero**. La molécula será **TRÁNGULAR PLANA**.

c) Aquel donde esté unido al átomo menos electronegativo, **que es el B**. Por tanto, el enlace **más polar** se da en la molécula **BF<sub>3</sub>**

d) **BF<sub>3</sub>** : **Molécula apolar**. Existen tres momentos dipolares  $B \rightarrow F$ , pero la geometría de la molécula origina que se **anulen entre sí**.

**NF<sub>3</sub>** : **Molécula algo polar**. Ahora, los tres momentos dipolares  $N \rightarrow F$ , no se anulan entre sí, originando un momento dipolar **no nulo** para la molécula que se compensa parcialmente por la pareja de electrones no compartidos del N.



$F_2CO$  : *Molécula polar*. Los dos enlaces  $C-F$  originan dos momentos dipolares  $C \rightarrow F$ , cuya resultante daría un momento dipolar dirigido hacia un lado de la molécula. Por otra parte, la unión  $C-O$  origina un momento dipolar  $C \rightarrow O$ , dirigido en sentido contrario al momento dipolar  $C-F$ , pero de *menor intensidad*. Como resultado la molécula es *POLAR*.

### Ejercicio resuelto nº 25

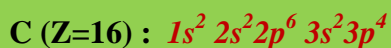
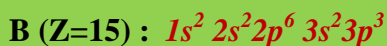
Los elementos A, B, C y D tienen los siguientes números atómicos: 11, 15, 16 y

25. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

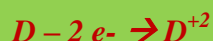
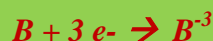
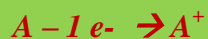
- Indique el ion más estable que puede formar cada uno de los elementos anteriores.
- Escriba la estequiometría que presentarán los compuestos más estables que formen A con C, B con D y B con C.

### Resolución

Los elementos dados tienen de configuraciones electrónicas respectivas:



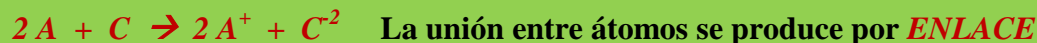
a) De forma general, podemos decir que un átomo tiende a tomar o a ceder electrones para adquirir así la configuración electrónica del gas noble más próximo, con la consiguiente formación del ion correspondiente. Por tanto:



b) **AC** :

A es un metal y C un no metal, se comportarán de la siguiente forma para conseguir la configuración de gas noble:





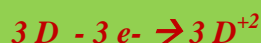
### **IÓNICO**

La estequiometría de la reacción nos dice que por cada *dos átomos de A* hay *uno de C*

lo que implica una fórmula del compuesto:  $A_2$

**BD** : *B* es un *no metal* y *D* un *metal*, existirá una transferencia de electrones para conseguir la configuración de gas noble, produciéndose los iones correspondientes que se unirán por fuerzas electrostáticas lo que conlleva un *enlace IÓNICO* entre átomos:

$B + 3e^- \rightarrow B^{3-}$  multiplicamos la primera por 2 y la segunda por 3 para conseguir  $D - 2e^- \rightarrow D^{+2}$  la igualdad de electrones:



La estequiometría de la reacción nos dice que por cada *2 átomos de B* hay *3 átomos de D*, lo que implica una fórmula:  $B_2D_3$

**BC** : *B* es un *no metal* al *igual que C*. Para conseguir la estructura de gas noble tenderán a tomar electrones, es decir, son átomos muy electronegativos:

$B + 3e^- \rightarrow B^{3-}$  Al ser los iones del mismo signo(-), la unión entre átomos no será

$C + 2e^- \rightarrow C^{2-}$  de naturaleza electrostática, el enlace será **COVALENTE**, lo que implica *compartición de electrones*. La estructuras de Lewis para el compuesto será de la forma :



O bien  $\langle \overline{\text{C}} = \overline{\text{B}} - \overline{\text{C}} - \text{B} = \text{C} \rangle$  lo que implica una estequiometría de 3 átomos de *C* por cada 2 átomos de *B*, por lo tanto, la fórmula del compuesto será  $C_3B_2$ .

### Ejercicio resuelto nº 26

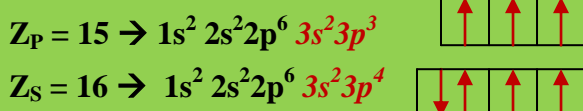
La primera energía de ionización del fósforo es de  $1012 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , y la del azufre,  $999,5 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Defina energía de ionización e indique, razonadamente, si los valores anteriores son los que cabe esperar para la configuración electrónica de los dos elementos.

#### Resolución

La *energía de ionización* es la *energía que hay que suministrar a un átomo en estado gas para arrancar su electrón más externo*.

Para resolver el segundo aspecto del enunciado, debemos señalar que se trata únicamente de justificar que la primera energía de ionización del fósforo es ligeramente mayor que la del azufre, sin tener en cuenta los valores concretos que se dan.

*Teniendo en cuenta como varía la energía de ionización en un mismo período* (aumenta de izquierda a derecha), sería de esperar un valor *más elevado para el azufre*, por estar más a la *derecha del fósforo*. Sin embargo, viendo las configuraciones electrónicas de la última capa de ambos elementos, encontramos lo siguiente:



La única explicación para que la 1ª energía de ionización del azufre sea menor que la del fósforo la podemos encontrar en el hecho de que *en el azufre al existir un electrón más* que en el *fósforo*, *augmenten* las *fuerzas repulsivas* entre cargas eléctricas del mismo signo (*- de los electrones*) y esta repulsión facilite la eliminación del electrón del azufre.

### Ejercicio resuelto nº 27

Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros:



Explique cada una de las siguientes afirmaciones e indique si alguna de ellas es falsa:

- La configuración de M corresponde a un átomo de sodio.
- M y N representan átomos diferentes.
- Para pasar de la configuración M a la N, se necesita energía.

#### Resolución

Según el enunciado, se trata de átomos neutros, el *número de protones* coincidirá con el *número de electrones*. Por tanto es inmediato determinar qué elementos son M y N. Observamos que los *dos elementos tienen 11 electrones*, por lo que ambos tienen  $Z = 11$ , o, lo que es lo mismo, se trata de un *único elemento*; en concreto, el *sodio*.

La resolución de los tres apartados es inmediata:

- a) **VERDADERA**. Según lo que acabamos de exponer.
- b) **FALSA**. M y N son el mismo elemento.
- c) **VERDADERA**. N es la configuración electrónica de un estado excitado del átomo de sodio, donde se ha promocionado un electrón del subnivel “3s” al subnivel “5s”, lo que requiere energía.

### Ejercicio resuelto nº 28

Describe la geometría molecular del tricloruro de nitrógeno y del agua que se obtendrían al aplicar cada uno de los siguientes métodos:

- a) Método de enlace valencia utilizando orbitales (puros) simples.
- b) Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).
- c) Método de enlace valencia utilizando orbitales híbridos.

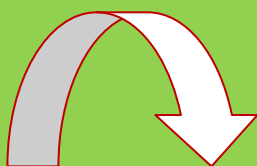
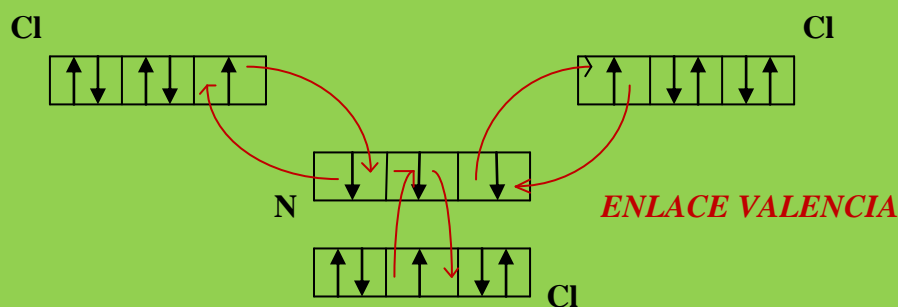
### Resolución

Previamente, escribiremos las configuraciones electrónicas de los átomos que conforman las dos moléculas propuestas: N, Cl, H y O. De esta forma podremos ver los orbitales de la capa de valencia que van a producir los enlaces:

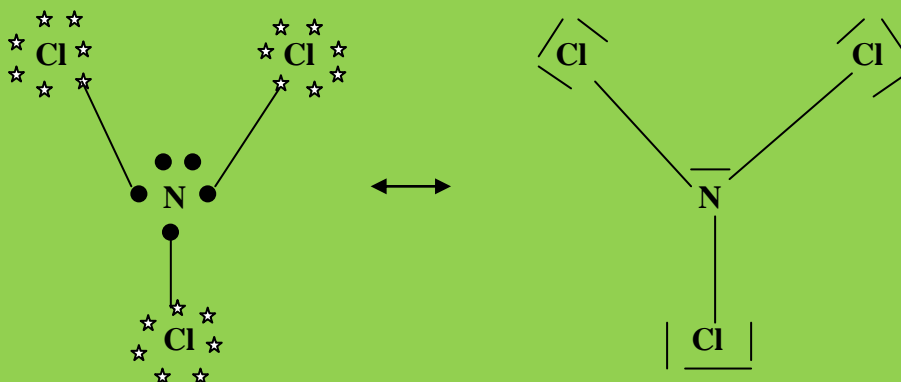


### Molécula de $NCl_3$

- a) La teoría del **enlace valencia** supone que el enlace se forma al solapar **dos orbitales**, cada uno de los cuales tiene un **electrón desapareado**. Como el átomo de N tiene tres orbitales “2p”, que son perpendiculares entre sí, podrá formar tres enlaces con tres átomos de cloro, cada uno de los cuales utilizará el orbital “3p”, que está semilleno. El método electrón de valencia **NO DETERMINA LA GEOMETRÍA DE LA MOLÉCULA, EXPLICA LA COMPARTICIÓN DE PARES DE ELECTRONES**. El método ENLACE VALENCIA explica la idea intuitiva de compartición electrónica de Lewis:



**Estructura de Lewis:**



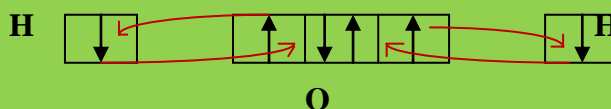
Por el método **RPECV**: El átomo central, N, presenta *cuatro pares de electrones, tres de ellos enlazantes* y uno *no enlazante*. Esta situación implica una hibridación  $sp^3$  del átomo central y por lo tanto una geometría de la molécula de **PIRAMIDE TRIANGULAR**.

Para el caso de la molécula de agua, H<sub>2</sub>O:

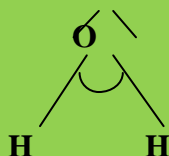
**Estructura de Lewis:**



**Método ENLACE VALENCIA:**



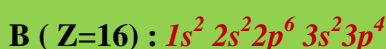
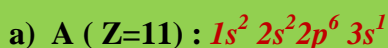
Método RPECV: El átomo central, O, presenta cuatro pares de electrones, *dos de ellos enlazantes* y los otros *dos no enlazantes*. Esta situación implica una hibridación  $sp^3$  para el átomo central y una *geometría ANGULAR* para la molécula.



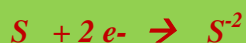
**Ejercicio resuelto nº 29**

- a) Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos de números atómicos  $Z = 11$  y  $Z = 16$ . Basándose en ellas, decir de qué elementos se trata y razonar la fórmula y el tipo de enlace químico del compuesto binario que son capaces de formar.
- b) Utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV), predecir la geometría de la molécula  $\text{CH}_3\text{Cl}$ . Razonar si se trata de una molécula polar.

**Resolución**



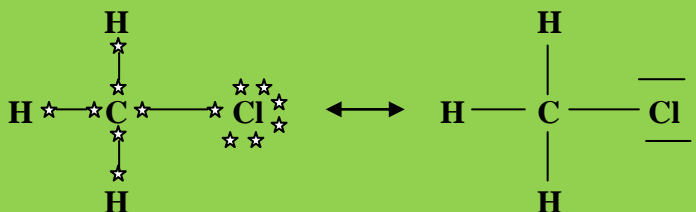
El elemento **A** es el **sodio** y el **B**, el **azufre**. Como la diferencia de electronegatividad entre ambos es muy grande, el sodio es muy electropositivo y el azufre muy electronegativo, el enlace entre ellos será **IÓNICO**. Para obtener la fórmula del compuesto que constituyen, procederemos de la forma:



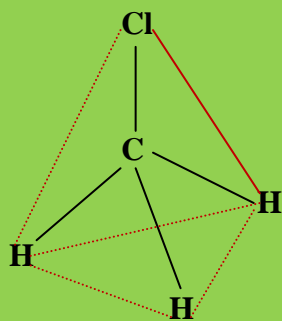
Fórmula:  $\text{Na}_2\text{S}$  ( Sulfuro de sodio)

- b) Teniendo en cuenta los electrones desapareados de H, C y Cl, la estructura de Lewis de la molécula  $\text{CH}_3\text{Cl}$  es:

☆ = Electrones de la capa de valencia



Por tanto, el **C** distribuirá sus **cuatro pares de electrones hacia los vértices de un tetraedro**, siendo la geometría de la molécula **TETRAÉDRICA**:



Como uno de los vértices está ocupado por el Cl, los cuatro momentos dipolares (tres C-H y uno C-Cl) *no se anulan entre sí*, por lo que la molécula será **POLAR**.

### Ejercicio resuelto nº 30

El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo del elemento A del Sistema Periódico tiene como números cuánticos  $n = 3$ ,  $l = 2$ .

El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo del elemento B del Sistema Periódico tiene como números cuánticos  $n = 4$  y  $l = 1$ .

- Indicar, razonadamente, entre qué valores está comprendido el número atómico del elemento A y del elemento B.
- Indicar, razonadamente, el elemento más electronegativo.

### Resolución

a) Para el elemento A, el último electrón pertenece a la subcapa “ $3d$ ” lo que implica  $n = 3$ ,  $l = 2$ .

Para el elemento B, el último electrón corresponde la subcapa “ $4p$ ” lo que implica  $n = 4$  y  $l = 1$ .

El elemento A tiene completas las subcapas  $1s^2$ ,  $2s^2$ ,  $2p^6$ ,  $3s^2$ ,  $3p^6$  y  $4s^2$ , por tanto su número atómico estará comprendido entre  $Z = 21$  ( $3d^1$ ) y  $Z = 30$  ( $3d^{10}$ ). Se trata pues, de un **metal de transición** del **cuarto período**.

El elemento B tiene completas las subcapas  $1s^2$ ,  $2s^2$ ,  $2p^6$ ,  $3s^2$ ,  $3p^6$ ,  $4s^2$  y  $3d^{10}$ , por tanto su número atómico estará comprendido entre  $Z = 31$  ( $4p^1$ ) y  $Z = 36$  ( $4p^6$ ). Es un **elemento representativo** del **cuarto período** perteneciente a uno de los grupos que van del **13 al 18** (III-A a VIII-A).

b) La tendencia general de crecimiento para la electronegatividad es hacia la derecha dentro de un mismo período. Por tanto, **el elemento B será**, previsiblemente, **más electronegativo** que el **elemento A**, puesto que ambos pertenecen al mismo período.

### Ejercicio resuelto nº 31

a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de su momento dipolar:  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ . b) Explica la hibridación del átomo de boro en la molécula de  $\text{BCl}_3$ .

Datos: Números atómicos: B = 5 ; Cl = 17 ; H = 1 ; O = 8 ; S = 16 .

#### Resolución

$Z_{\text{B}} = 5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow 3$  electrones de valencia

$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7$  electrones de valencia

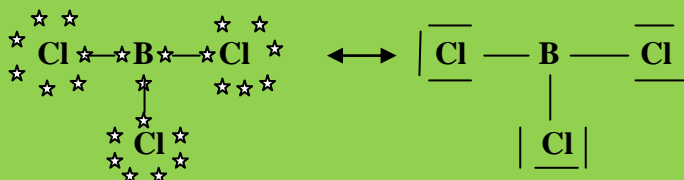
$Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1$  electrón de valencia

$Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$  electrones de valencia

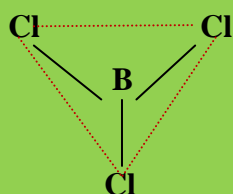
$Z_{\text{S}} = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow 6$  electrones de valencia

a) En función de las configuraciones electrónicas de los elementos, podemos conocer el número de electrones de la última capa que son los electrones de valencia que serán utilizados para la determinación de la geometría molecular.

#### $\text{BCl}_3$



El Boro, átomo central de la molécula, *presenta tres pares de electrones enlazantes*. Esta condición implica una *hibridación del boro del tipo  $sp^2$*  resultando una geometría triangular plana.



Esta geometría molecular implica tres momentos dipolares parciales que se anulan mutuamente entre ellos. Se trata de una molécula **APOLAR**

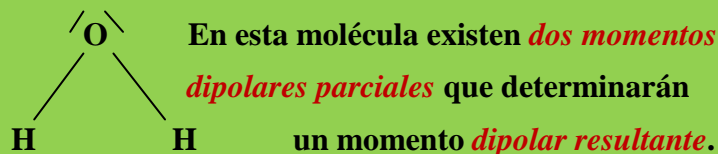
#### $\text{H}_2\text{O}$





48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

En esta molécula el átomo central, el oxígeno, presenta **4 pares de electrones** lo que implica una hibridación  $sp^3$ . Dos de los pares de electrones son **NO ENLAZANTES** determinando una molécula angular:



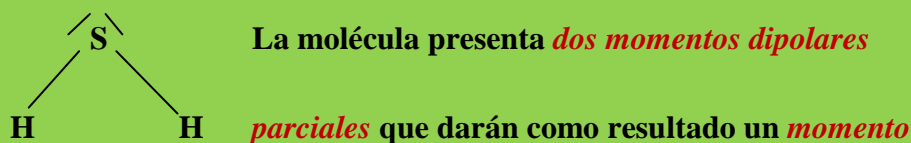
Se trata de una molécula **POLAR**.

**H<sub>2</sub>S**



El átomo central, azufre, tiene **cuatro pares de electrones** → Hibridación  $sp^3$

Dos de los cuatro pares de electrones son **NO ENLAZANTES** → Geometría angular para la molécula.



**Dipolar resultante**. La molécula es **polar**

Por el contrario, las moléculas de agua y de sulfuro de hidrógeno serán polares. Pero al ser el O más electronegativo que el S, los momentos dipolares  $H \rightarrow O$  serán más intensos que los  $H \rightarrow S$  y, por tanto, el momento dipolar resultante en la molécula de agua será mayor. El orden del momento dipolar es:



b) El B tiene una configuración electrónica en su estado fundamental:

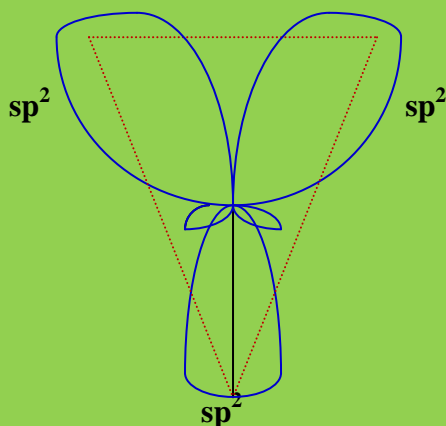


Mediante un aporte de energía un electrón del subnivel 2s puede ser promocionado a u orbital 2p, obteniéndose un estado excitado:



48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

Por combinación de los tres orbitales atómicos, cada uno del los cuales tiene un electrón, se obtienen tres orbitales híbridos " $sp^2$ ", los cuales se distribuyen hacia los vértices de un triángulo equilátero.



**Ejercicio resuelto nº 32**

Indica los valores posibles de los números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$  para un electrón situado en un orbital  $4f$ .

**Resolución**

El orbital " $4f$ " tiene  $n = 4$  y  $l = 3$ . Por tanto, el número cuántico " $m$ " podrá tener cualquiera de los siete valores posibles:  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ . Eligiendo uno cualquiera de ellos; por ejemplo, el **valor 0**, y como el número cuántico spin puede valer  $+1/2$  o  $-1/2$ , tomando el valor  $+1/2$ , obtendríamos una de las catorce posibles combinaciones válidas:

$$( 4, 3, 0, +1/2 )$$

**Ejercicio resuelto nº 33**

a) Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en su estado fundamental son incorrectas. Indica por que:

- 1.-  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ .
- 2.-  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$ .
- 3.-  $1s^2 2s^2 2p^6 3d^2$ .
- 4.-  $1s^3 2s^2 2p^4$ .

b) Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico:  $Be^{+2}$ ,  $Li^+$ ,  $Na^+$  y  $K^+$ . Razona tu respuesta.

**Resolución**

a) **Son INCORRECTAS** por:

1:  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ . El subnivel energético " $2p$ " puede contener **seis** electrones. Por tanto, el electrón " $3s$ " debería ir a uno de los orbitales " $2p$ " semilleno.

2:  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$ . Análogamente al caso anterior, existe un subnivel de menor energía que no está completo; este caso, el “ $2s$ ”. Luego uno de los electrones del orbital “ $3s$ ” debería ir al orbital “ $2s$ ”.

3:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$ . Antes de empezar a ocuparse el subnivel “ $3d$ ”, debe estar lleno el subnivel “ $4s$ ”, de menor energía. Por tanto, los dos electrones “ $3d$ ” deberían ir al orbital “ $4s$ ”.

4:  $1s^3 2s^2 2p^4$ . El principio de exclusión de Pauli prohíbe que un orbital esté ocupado por más de dos electrones; luego uno de los *tres electrones* del orbital “ $1s$ ” debería ir a un orbital “ $2p$ ” semilleno.

b) Puesto que todos los iones se han formado *perdiendo el electrón* o los *dos electrones de su capa de valencia* ( caso del  $Be^{+2}$  ), todos ellos tendrán una *capa electrónica menos* que el *elemento del que proceden*. Es decir, el  $Be^{+2}$ , una capa ( $1s^2$ ); el  $Li^+$ , una capa ( $1s^2$ ), el  $Na^+$ , dos capas ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) y por último, el  $K^+$ , tres capas electrónicas ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ). Es decir:



Pero como el  $Be^{+2}$  tiene mayor  $Z$  que el  $Li^+$ , siendo ambos isoelectrónicos (mismo número de electrones,  $2e^-$ ), atraerá con mayor intensidad la nube electrónica exterior, siendo, por tanto, más pequeño.

Según lo que acabamos de exponer, el orden pedido será:



### Ejercicio resuelto nº 34

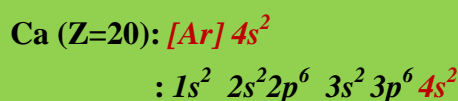
a) Escriba las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Ponga un ejemplo de cada uno.

b) ¿Quién presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?.

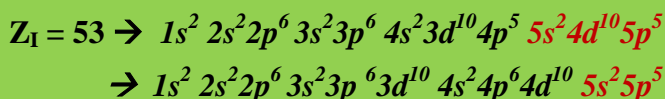
c) Defina potencial (energía) de ionización. Indique y justifique que elemento del sistema periódico tiene mayor energía de ionización.

### Resolución

a) La configuración electrónica de los metales alcalinotérreos viene dada por la expresión [ *gas noble* ]  $ns^2$ . Así por ejemplo, para el calcio tenemos:



Para los halógenos, las configuraciones electrónicas son del tipo  $ns^2 np^5$ , donde “ $n$ ” es la última capa electrónica ocupada. Un ejemplo es el yodo, I ( $Z=53$ ):  $[Kr] 5s^2 4d^{10} 4p^5$ .



b) La afinidad electrónica (capacidad para captar electrones) de los metales alcalinos es pequeña, pero apreciable. El electrón extra se alojaría en el orbital “ $ns^1$ ”, que está semiocupado, y el resultado es una subcapa llena, situación no del todo desfavorable para captar un electrón.

Por el contrario, los metales alcalinotérreos no muestran tendencia a captar electrones y convertirse en aniones monovalentes puesto que su capa de valencia es  $ns^2$ . El electrón adicional debería alojarse en una subcapa, la “ $p$ ”, para lo cual deberíamos aportar energía de forma que el proceso es energéticamente desfavorable.

En consecuencia, *la afinidad electrónica de los metales alcalinos es superior a la de los metales alcalinotérreos.*

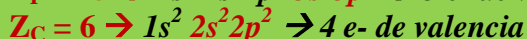
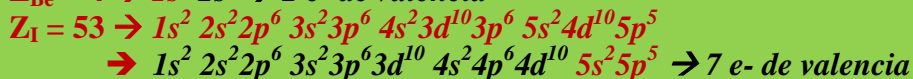
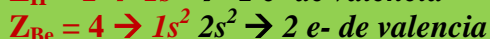
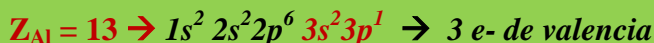
c) *Consultar libro de texto o apuntes.*

### Ejercicio resuelto nº 35

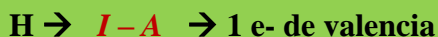
a) Indique cuál es la geometría de las moléculas  $\text{AlH}_3$ ,  $\text{BeI}_2$ ,  $\text{PH}_3$  y  $\text{CH}_4$  según la teoría de la repulsión de par de electrones en la capa de valencia.

b) Señale y justifique si alguna de las moléculas anteriores es polar.

### Resolución

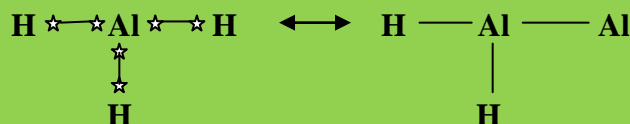


Cuando los elementos químicos pertenecen a los grupos representativos, como en este caso, no hace falta establecer la configuración electrónica para determinar los electrones de valencia. Para estos elementos el número de electrones de la última capa (electrones de valencia) coinciden con el número del grupo del Sistema Periódico al cual pertenecen, es decir:



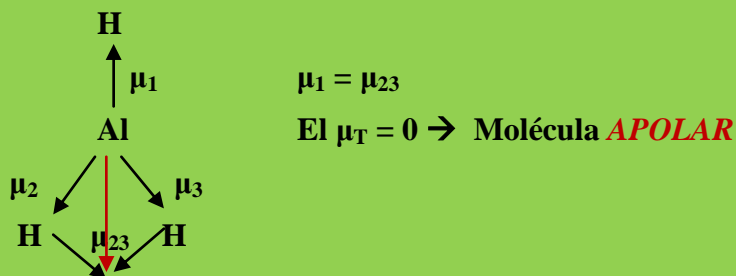
Conocidos los electrones de valencia podemos proceder a realizar el ejercicio.

- a) Previamente escribimos las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas:

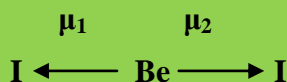


Nos encontramos con **TRES PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES** para el átomo central (Al) → Hibridación  $sp^2$  → Geometría molecular **TRIANGULAR PLANA**.

Existen en la molécula TRES momentos dipolares parciales pero que se anulan por simetría molecular:

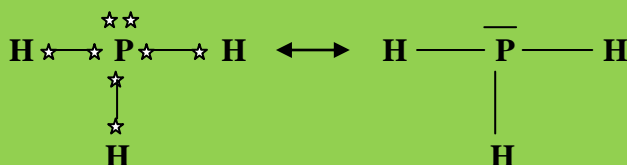


**DOS PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES** para el átomo central → Hibridación  $sp$  → Geometría molecular **LINEAL**

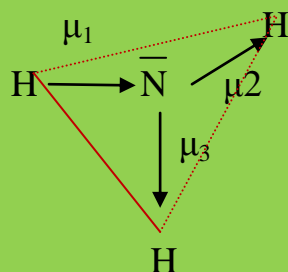


$\mu_1 = \mu_2 \rightarrow$  Momento dipolar resultante = 0

Molécula **APOLAR**

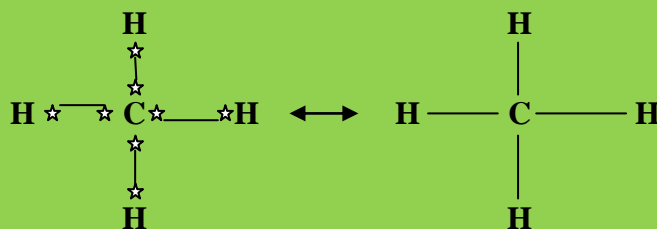


**CUATRO PARES DE ELECTRONES** para el átomo central central (P) →  
Hibridación  $sp^3$ . **TRES PARES ENLAZANTES** y **UNO NO ENLAZANTE** →  
Geometría molecular **PIRAMIDE TRIANGULAR**.

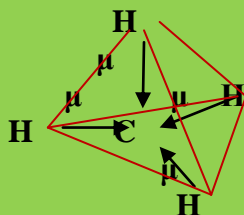


**TRES** momentos dipolares parciales.  
Nos proporcionarán un momento  
dipolar resultante que junto al par  
de electrones **NO ENLAZANTES**  
darán **carácter polar** a la molécula

#### CH<sub>4</sub>



**Cuatro pares de electrones ENLAZANTES** para el átomo central, el C, lo que  
implica una hibridación  $sp^3$  y por lo tanto una geometría molecular  
**TETRAÉDRICA**.



Existen **CUATRO PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES**. Cada uno de los  
enlaces nos proporciona un momento dipolar **PARCIAL** que implicaría un  
momento **dipolar total** que por **simetría de la molécula SE ANULARÍA** y por lo  
tanto ésta no presentaría **CARÁCTER POLAR**.

### Ejercicio resuelto nº 36

Conteste razonadamente:

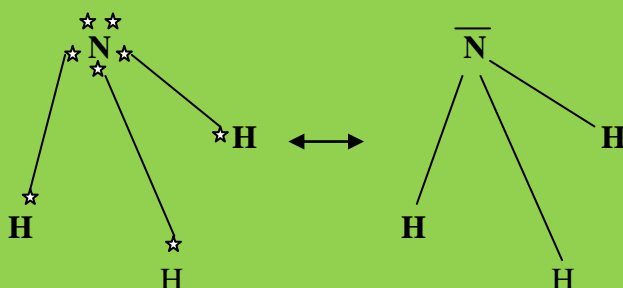
- ¿ Qué tipo de enlace N-H existe en el amoniac? ¿ Y entre los átomos de K en el potasio sólido?.
- ¿ Qué fuerzas hay que romper para fundir el bromuro de potasio sólido? ¿ Y para fundir el yodo (I<sub>2</sub>) sólido?.

#### Resolución

a) En el amoniac las uniones N – H son mediante **enlace covalente simple**. Esto es debido a que tanto el hidrógeno como el nitrógeno son elementos de **carácter no metálico** que se unen **compartiendo electrones**.

Las configuraciones electrónicas del hidrógeno solo le permite compartir un par de electrones, de forma que la estructura de Lewis del amoniac es :

**NH<sub>3</sub>**



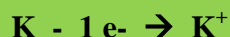
Donde se aprecia que existen **tres enlaces covalentes simples N – H** y que el nitrógeno posee, además, un par de electrones **no compartidos**.

En el **potasio sólido**, los átomos están unidos entre sí por enlace metálico.

La configuración electrónica de este elemento, K(Z=19) :



El K muestra un **electrón solitario** en la subcapa **4s** que es fácilmente ionizable:



En el enlace metálico, **los átomos se transforman en cationes monovalentes, K<sup>+</sup>**, que se agrupan en una estructura tridimensional ordenada de tipo compacto. Los electrones cedidos al conjunto forman una **nube, gas, o mar electrónico**, que es **compartida simultáneamente por todos los átomos del sólido**.

b) Para fundir el bromuro potásico hay que romper **fuerzas de tipo electrostático**, ya que se trata de un compuesto con **enlace iónico**, es decir, en su interior están los **iones K<sup>+</sup> y Br<sup>-</sup>**, que forman un cristal tridimensional que se sostiene por la **mutua atracción eléctrica** entre iones de carga opuesta.

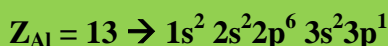
El yodo sólido es una sustancia de *tipo molecular*; es decir, *moléculas individuales*, en este caso de  $I_2$ , que se agrupan en una estructura sostenida por las *débiles fuerzas intermoleculares* llamadas de *Van der Waals*. Para fundir el yodo sólido no hay que *romper enlaces químicos*; *basta con vencer las fuerzas intermoleculares*. De hecho, el yodo sólido sublima (pasa a estado gas) a temperatura ambiente, de forma que moléculas de  $I_2$  escapan del cristal y pasan a estado gaseoso.

### Ejercicio resuelto nº 37

- a) Razone cuál de los dos iones que se indican tiene mayor radio iónico:  $Na^+$  y  $Al^{+3}$ .
- b) ¿ Cuántos electrones puede haber con  $n = 3$  en un mismo átomo? ¿ En qué principio se basa?.

### Resolución

- a) Ambos iones corresponden a dos elementos, situados en el tercer período, que han perdido sus electrones de la capa de valencia. Por tanto,  $Na^+$  y  $Al^{+3}$  son iones *isoelectrónicos* ( mismo número de electrones) y *tienen dos capas electrónicas*:



Sin embargo, el  $Al$ , al estar situado *más a la derecha*, tendrá mayor número atómico que el sodio; es decir, *mayor número de protones en el núcleo* ( cuando un átomo se ioniza solo pierde electrones, nunca *PROTONES*).

Según esto, el ion  $Na^+$  tendrá *mayor radio iónico* ya que su *carga nuclear*, al ser *menor*, *EJERCERÁ MENOR ATRACCIÓN ELECTROSTÁTICA* con la nube electrónica exterior.

- b) El número de electrones que puede albergar un nivel energético dado, " $n$ ", se obtiene mediante la expresión  $2n^2$ . Por tanto, para  $n = 3$  un átomo puede contener  $2 \cdot 3^2 = 18$  electrones.





Esto es debido a que para  $n=3$ :

$$n = 3 \left\{ \begin{array}{l}
 l = 0 (1s) \rightarrow m = 0 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 l = 1 (3p) \left\{ \begin{array}{l}
 m = -1 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 m = 0 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 m = 1 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^-
 \end{array} \right\} 8 e^- \\
 l = 2 (5d) \left\{ \begin{array}{l}
 m = -2 \rightarrow s = \pm 1/2 e^- \rightarrow 2 e^- \\
 m = -1 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 m = 0 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 m = 1 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^- \\
 m = 2 \rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow 2 e^-
 \end{array} \right\} 10 e^-
 \end{array} \right.$$

*Total de electrones = 18*

son posibles *nueve orbitales atómicos*, un *3s*, tres *3p* y cinco *3d*, cada uno de los cuales puede estar *ocupado por un máximo de dos electrones*, tal y como establece el **PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**.

### Ejercicio resuelto nº 38

a) ¿Cuál de los siguientes compuestos es más soluble en agua: CsI o CaO?. Justifique la respuesta.

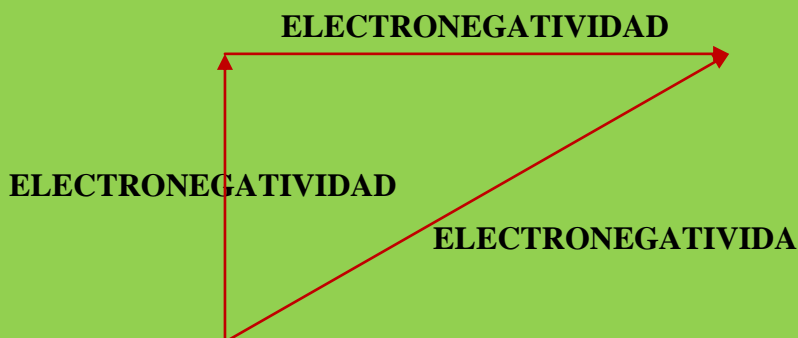
b) ¿Cuáles son las diferencias más importantes entre un enlace “sigma” y uno “pi”.

### Resolución

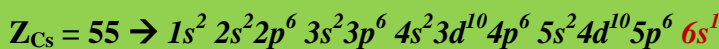
- a) La solubilidad, en agua, está directamente relacionada con el carácter iónico del compuesto. A mayor carácter iónico mayor solubilidad del compuesto químico. El carácter iónico del compuesto viene determinado por la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace iónico. A mayor diferencia de electronegatividad mayor carácter iónico.



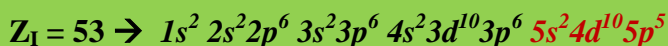
Teniendo en cuenta la variación de la Electronegatividad en el Sistema Periódico:



En el compuesto CsI:

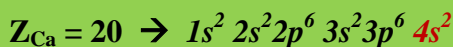


Periodo  $n = 6$  ; Grupo  $I - A$  (Grupo 1)

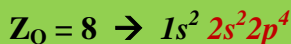


Periodo  $n = 5$  ; Grupo  $VII - A$  ( Grupo 17)

Para el compuesto CaO:



Periodo  $n = 4$  ; Grupo  $II - A$  (Grupo 2)

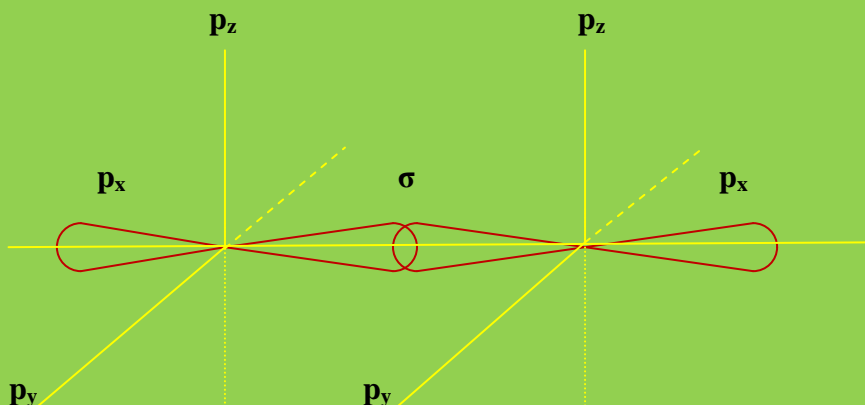


Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $II - A$  (Grupo 2)

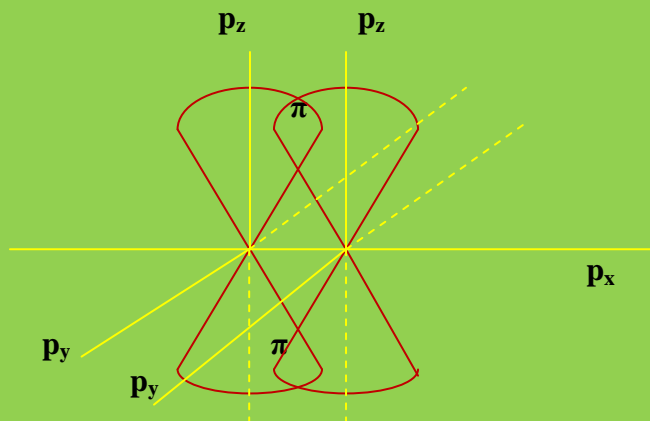
En el compuesto  $\text{CsI}$ , los elementos químicos  $\text{Cs}$  y  $\text{I}$  están *más separados en el S.P* que el  $\text{Ca}$  y el  $\text{O}$ , *más bajos en el S.P*, dentro de sus respectivos grupos. El  $\text{Ca}$  y el  $\text{O}$  *están por encima del S.P*. pero estas posiciones no son capaces de proporcionarnos un criterio para establecer en qué compuesto la diferencia de electronegatividad es mayor. Para resolver el problema entraremos en el estudio del valor de la *fuerza electrostática en función de la distancia*. A *mayor distancia de separación menor fuerza atractiva*. Este criterio lo llevaremos a los volúmenes de los átomos y lógicamente, en función de la posición de los elementos en el S.P, el  $\text{Cs}$  y  $\text{I}$  tienen un *volumen mucho mayor* que el  $\text{Ca}$  y  $\text{O}$ . La distancia entre los núcleos de  $\text{Cs}$  y  $\text{I}$  es *más fácil de romper* y por lo tanto le dará al compuesto  $\text{CsI}$  *mayor solubilidad en agua*.



- b) La diferencia entre los enlaces “sigma”(σ) y “pi”(π) estriba en que los enlaces sigma “σ” se forman por *solapamiento frontal de orbitales atómicos*:



Los enlaces “π” proceden del *solapamiento lateral de orbitales atómicos*.



### Ejercicio resuelto nº 39

Para los tres elementos siguientes, el número atómico es 19, 35 y 54; indique de forma razonada:

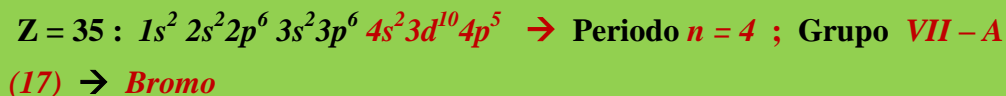
- El elemento y su configuración electrónica.
- Grupo y periodo del sistema periódico al cual pertenece.
- El elemento que tiene menor potencial de ionización.
- El estado de oxidación más probable en cada caso.
- Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.

### Resolución

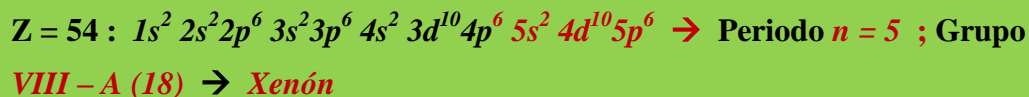


48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

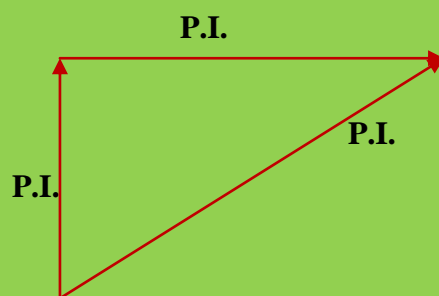
a) y b) Configuraciones electrónicas:



*Bromo*

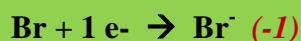
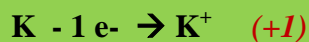


c) Teniendo en cuenta cómo varía el potencial de ionización en el Sistema Periódico:



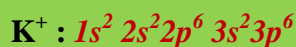
será el *potasio* el que tenga el *valor más bajo de esta propiedad periódica*.

d) Admitiendo que el estado de oxidación más probable es aquel que alcanza un elemento cuando adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo (cediendo o tomando electrones):

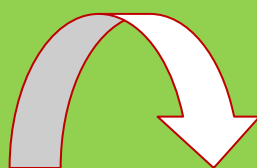


El xenón, al ser un gas noble, *ni cede ni toma electrones espontáneamente*, y su número de oxidación es *0*.

e) Las configuraciones electrónicas de los iones  $K^+$  y  $Br^-$  serán:



ya que el potasio cede su electrón más externo,  $4s^1$ , para dar el ion  $K^+$ , y el bromo *toma un electrón*, formando el ion  $Br^-$ .



### Ejercicio resuelto nº 40

Un átomo tiene la configuración electrónica siguiente:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ ; ¿cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?.

Justifique la veracidad o la falsedad de las afirmaciones siguientes sobre el átomo anterior y su configuración electrónica:

- Se encuentra en su estado fundamental.
- Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- Es del quinto periodo del Sistema Periódico.
- Formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

### Resolución

La configuración electrónica,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 5s^1$ , corresponde a un *estado excitado*, ya que existen subniveles energéticos de *menor energía* (3s, 3p, 3d, 4s, 4p) que no están completos.

El electrón más externo,  $5s^1$ , está en el quinto nivel energético,  $n = 5$ , y en el subnivel “s” puesto que  $l = 0$ . Como el número cuántico “m” solo puede adoptar el *valor 0* (-1 0 +1) y el “spin”  $\pm 1/2$ , una posible combinación de los cuatro números cuánticos, en el orden: n, l, m y s será: ( 5, 0, 0, -1/2).

- FALSA**. Tal y como hemos señalado en la introducción, el átomo no se encuentra en su estado fundamental, sino en un estado excitado.
- VERDADERA**. El subnivel de menor energía que va después del 3p, que está completo, es el 4s. Por tanto, el elemento presenta  $4s^1$  como *configuración de la capa de valencia*, que corresponde a un *metal alcalino*.
- FALSA**. Según lo expuesto en el apartado anterior, está en el *período cuarto*.
- FALSA**. Al ser un elemento muy electropositivo, tenderá a *ceder electrones*, es decir, a unirse mediante *enlace iónico*.

### Ejercicio resuelto nº 41

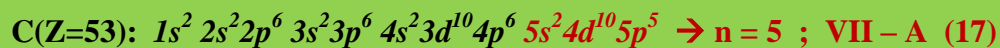
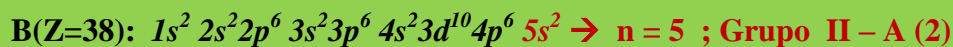
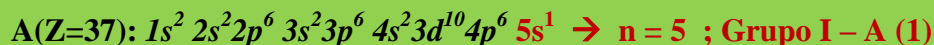
Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A, B, C y D, cuyos números atómicos son 37, 38, 53 y 54, respectivamente.

- Escriba su configuración electrónica.
- ¿ A qué grupo del Sistema Periódico pertenece cada elemento?.
- Señale y justifique cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.
- Razone el tipo de enlace que se establecerá entre A y C.
- ¿ Qué elemento presenta mayor radio atómico?.

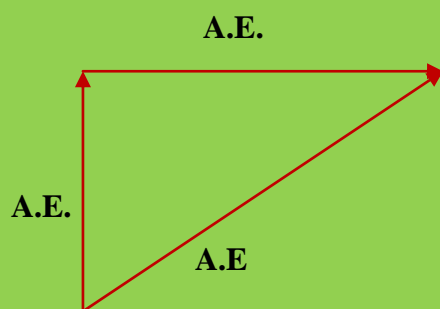
### Resolución



a) y b) Configuraciones electrónicas:

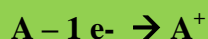


c) Teniendo en cuenta la variación de la afinidad electrónica en el Sistema periódico:



el elemento de mayor valor de esta propiedad es el **C** (yodo). El elemento **D**, al ser un **gas noble**, no tiene tendencia a **tomar electrones**.

d) A es un elemento muy electropositivo, y C, muy electronegativo:



Se forman iones de carga eléctrica opuesta lo que favorece la unión de los átomos mediante **enlace iónico** ( atracción electrostática entre cargas eléctricas de signo opuesto).

e) Será el elemento **D** puesto que es el que presenta en la capa de valencia mayor número de electrones y por lo tanto la repulsión entre cargas eléctricas del mismo signo hace que dicha capa aumente su radio.

### Ejercicio resuelto nº 42

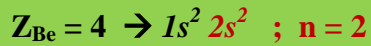
a) Ordene de mayor a menor radio iónico, justificando su respuesta, los siguientes iones:  $\text{Be}^{+2}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{N}^{-3}$ .

b) Ordene de mayor a menor potencial de ionización, justificando la respuesta, los elementos de los que estos iones proceden.

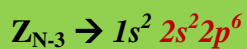
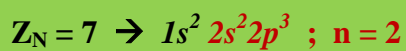
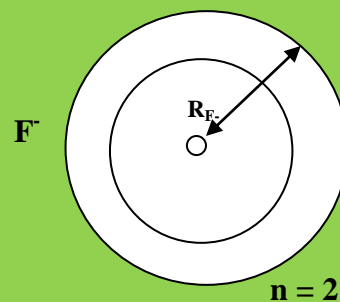
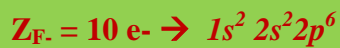
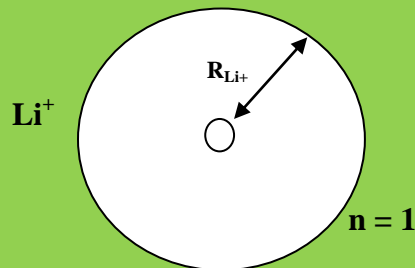
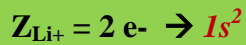
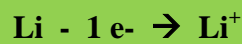
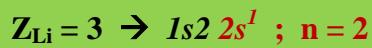
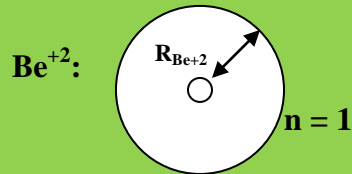
### Resolución

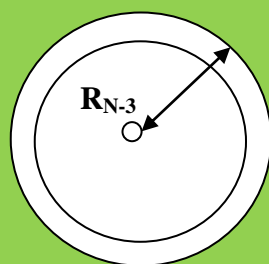
- a) Los cuatro iones dados son los más frecuentes que se pueden obtener de sus respectivos elementos, alcanzando la configuración electrónica del gas noble más próximo:

48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS



En los iones se pierden o ganan electrones pero el número de protones permanece constante, por ello el Z de los iones sigue siendo el mismo:





Así,  $Be^{+2}$  y  $Li^+$  tendrán *una sola capa electrónica* al perder sus electrones de valencia, mientras que  $F^-$  y  $N^{3-}$  tendrán *dos capas completas*. Por lo tanto los radios de  $F^-$  y  $N^{3-}$  serán mayores que los de  $Be^{+2}$  y  $Li^+$ .

El anión fluoruro,  $F^-$ , tiene en su última capa  $8 e^-$  y en el núcleo  $9 p^+$ . El anión nitruro,  $N^{3-}$ , tiene en su última capa  $8 e^-$  y en el núcleo  $7 protones$  ( $7^+$ ). Teniendo presente la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot q_1(+) \cdot q_2(-) / R^2$$

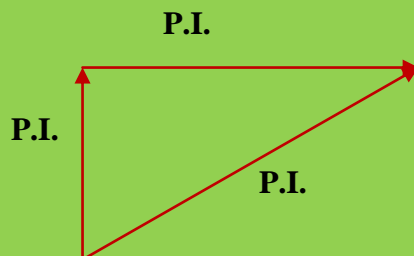
En el caso del  $F^-$ , el numerador es mayor y por lo tanto la fuerza atractiva entre electrones y protones será mayor que en el caso del  $N^{3-}$  por lo que el radio del  $F^-$  será *menor* que el del  $N^{3-}$ . Podemos, de momento, escribir:

$$R_{N-3} > R_{F^-}$$

En lo que se refiere al  $Li^+$  y  $Be^{+2}$ . Los dos iones tienen en su última capa  $2 e^-$  pero el  $Be$  presenta  $4 p^+$  en núcleo mientras que el  $Li^+$  solo presenta  $3 p^+$ . El caso del  $Be^{+2}$  la fuerza *atractiva será mayor* que en el caso del  $Li^+$  y por lo tanto el radio del  $Li^+$  será mayor que el del  $Be^{+2}$ . Nos queda en conclusión:

$$R_{N-3} > R_{F^-} > R_{Li^+} > R_{Be^{+2}}$$

- b) La variación del *Potencial de Ionización* o *Energía de Ionización* en el Sistema Periódico viene determinada por el diagrama:



Los cuatro elementos: Li, Be, N y F pertenecen al mismo periodo,  $n = 2$ . En cuanto a los grupos y según su configuración electrónica:

Li  $\rightarrow$  *I-A* (1); Be  $\rightarrow$  *II-A* (2); N  $\rightarrow$  *V-A* (15) y F  $\rightarrow$  *VII-A* (17)



Según el diagrama: *a medida que nos desplazamos hacia la izquierda en un mismo período aumenta el Potencial de Ionización* y por lo tanto el orden pedido es:



### Ejercicio resuelto nº 43

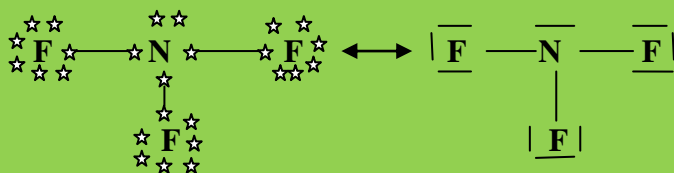
Deduzca las geometrías moleculares de las especies  $\text{NF}_3$  y  $\text{BF}_3$ , indicando en cada caso la hibridación de orbitales atómicos del elemento central y su polaridad ( si existe).

#### Resolución

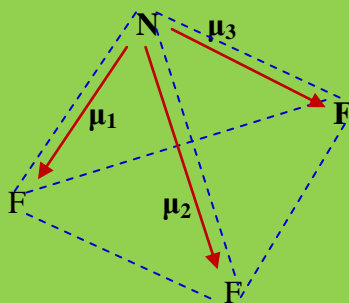
$Z_{\text{N}} = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$  Perioso  $n = 2$  ; Grupo  $V - A (15) \rightarrow 5$  e- de valencia  
 $Z_{\text{F}} = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $VII - A (17) \rightarrow 7$  e- de valencia  
 $Z_{\text{B}} = 5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $III - A (13) \rightarrow 3$  e- de valencia  
 $Z_{\text{F}} = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $VII - A (17) \rightarrow 7$  e- de valencia

Previamente escribiremos las estructuras de Lewis de ambas moléculas. Teniendo en cuenta los electrones de valencia que tienen N, F y B, dichas estructuras son:

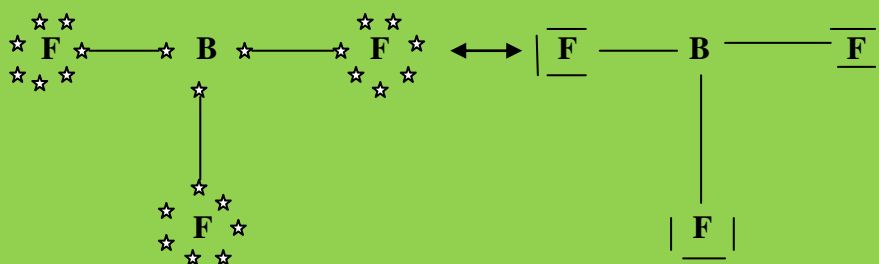
#### $\text{NH}_3$



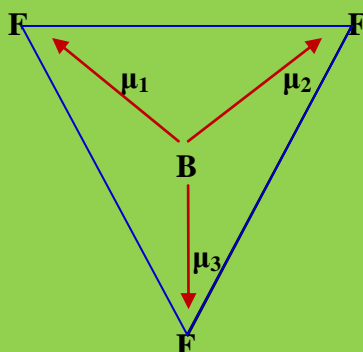
La molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , presenta *cuatro pares de electrones* alrededor del átomo central,  $N$ . Esta condición implica una *Hibridación* de dicho átomo del tipo  $sp^3$  que nos proporcionaría una molécula tetraédrica, pero de los cuatro pares de electrones, *tres son ENLAZANTES* y *UNO NO ENLAZANTE* lo que conlleva una Geometría *PIRAMIDE TRIANGULAR*. En esta molécula existen *tres enlaces covalentes polarizados*  $F \leftarrow N$ , lo que llevará consigo un momento *dipolar total*. El par de electrones *NO ENLAZANTES* también dan carácter polar a la molécula resultando, por tanto, que la molécula del amoníaco, es una molécula *POLAR*.



**BF<sub>3</sub>**



El **Boro**, B, átomo central presenta **TRES PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES** lo que implica una **Hibridación  $sp^2$**  y una **Geometría TRIANGULAR PLANA** para la molécula. Los tres enlaces covalentes  **$B \rightarrow F$** , están polarizados pero la estructura **TRIANGULAR PLANA** (triángulo equilátero) hace posible la existencia de las anulaciones de los **Momentos Dipolares parciales** obteniéndose una molécula **APOLAR**.



**Ejercicio resuelto nº 44**

De las siguientes moléculas: NO , C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> , CO<sub>2</sub> , N<sub>2</sub> , Cl<sub>4</sub>C y SO<sub>2</sub>, indique:

- En qué molécula todos los enlaces son sencillos.
- En qué molécula existe algún enlace doble.
- En qué moléculas existe un número impar de electrones. Razone la respuesta utilizando estructuras de Lewis.

**Resolución**

Para poder contestar a todas las cuestiones es necesario determinar las **estructuras de Lewis** de cada una de las moléculas y para ello lo primero que debemos saber es el **número de electrones de valencia** que presentan cada uno de los átomos que intervienen en las diferentes moléculas. Para ello determinaremos la **Configuración Electrónica** de los átomos:

$$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow \text{Periodo } n = 2 ; \text{ Grupo VII - A ( 15 ) } \rightarrow 5 \text{ e- de valencia}$$

48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

$Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $\text{VI-A (16)} \rightarrow 6 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{C}} = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$  Periodo  $n = 2$  ; Grupo  $\text{IV-A (14)} \rightarrow 4 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow$  Periodo  $n = 1$  ; Grupo  $\text{I-A (1)} \rightarrow 1 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$  Periodo  $n = 3$  ; Grupo  $\text{VII-A (17)} \rightarrow 7 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{S}} = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$  Periodo  $n = 3$  ; Grupo  $\text{VI-A (16)} \rightarrow 6 \text{ e- de valencia}$

Estudiamos las estructuras moleculares de Lewis:

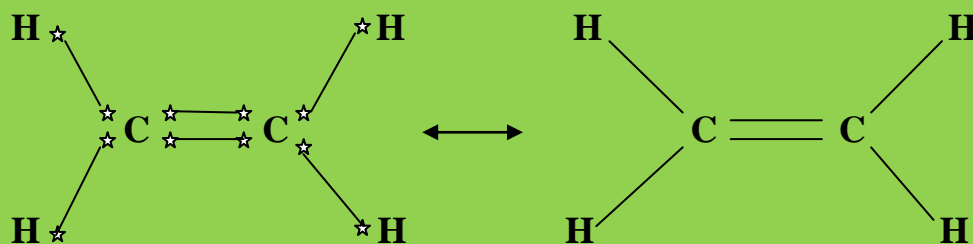
**NO**



Molécula NO:

- *Electrones de Valencia totales Totales: 11*
- *2 pares de electrones ENLAZANTES*
- *3 pares de electrones NO ENLAZANTES.-*
- *1 electrón DESAPAREADO*

**C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>**



Molécula de C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:

- *Electrones de Valencia totales: 12*
- *Pares de electrones ENLAZANTES: 6*



**CO<sub>2</sub>**



Molécula de CO<sub>2</sub>:

*.- Electrones de Valencia totales: 16*

*.- Pares de electrones ENLAZANTES (átomo central): 4*

*.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 4*

**N<sub>2</sub>**



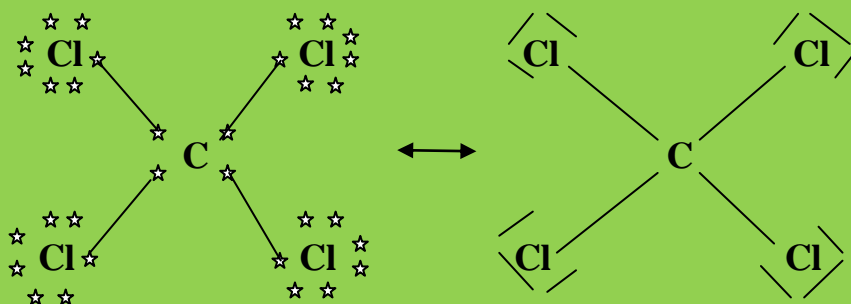
Molécula N<sub>2</sub>:

*.- Electrones de Valencia totales: 10*

*.- Pares de electrones ENLAZANTES: 3*

*.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 2*

**CCl<sub>4</sub>**



Molécula CCl<sub>4</sub>:

*.- Electrones de Valencia totales: 32*

*.- Pares de electrones ENLAZANTES: 4*

*.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 28*

**SO<sub>2</sub>**



Molécula SO<sub>2</sub>:

.- *Electrones de Valencia totales: 18*

.- *Pares de electrones ENLAZANTES: 3*

.- *Pares de electrones NO ENLAZANTES: 5*

Estamos en condiciones de contestar a las cuestiones planteadas:

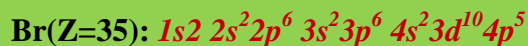
- La única molécula donde todos los enlaces son sencillos es el *tetracloruro de carbono*, CCl<sub>4</sub>.
- Existen *dobles enlaces* en: NO, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub> y SO<sub>2</sub>.
- Solo existe un *número impar de electrones* en el *óxido nítrico*, NO.

**Ejercicio resuelto nº 45**

- Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de N , Br , Fe y Fe<sup>+2</sup>.
- Si arrancamos un electrón a cada una de las siguientes especies, He , Li<sup>+</sup> y Be<sup>+2</sup>, ¿ La energía para realizar el proceso será la misma en los tres casos?. Razone la respuesta.

**Resolución**

a) Configuraciones electrónicas:



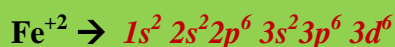
El origen del catión Fe<sup>+2</sup> se encuentra en el átomo de hierro **NEUTRO**



que pierde 2 e- y cuya configuración electrónica ya conocemos. Para obtener la configuración electrónica de un elemento **NO REPRESENTATIVO**, como el **Fe**, procederemos llevando los subniveles energéticos a sus niveles correspondientes, es decir:



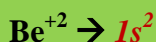
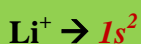
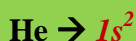
En estas condiciones:



- c) La **Energía de Ionización** es la energía que debemos suministrar al átomo en estado gas para arrancar de su corteza electrónica su electrón más externo. Esta definición corresponde a la llamada 1ª Energía de Ionización, pero puede existir una 2ª e incluso una 3ª Energía de Ionización.



Con las configuraciones electrónicas podemos conocer las cuestiones que nos plantea la cuestión:



b)

El átomo de **He**, según su número atómico, Z, tiene **2 e<sup>-</sup>** y **2 p<sup>+</sup>**.

El **Li<sup>+</sup>** tiene **1 e<sup>-</sup>** en la capa de valencia pero **3 p<sup>+</sup>** en el núcleo (recordar que en los iones, el número de protones del núcleo no cambia).

El **Be<sup>+2</sup>** tiene **2 e<sup>-</sup>** en su capa de valencia y **4 p<sup>+</sup>** en el núcleo.

Para arrancar un electrón de las especies **He**, **Li<sup>+</sup>**, **Be<sup>+2</sup>** debemos suministrar una cantidad de energía que viene regulada por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot q_1(+) \cdot q_2(-)/R^2$$

Tenemos que jugar con dos variables, el **numerador** que es el número de **cargas eléctricas** que se ponen en juego y el **denominador** que es la distancia entre el núcleo y la capa más externa del átomo o del ión.

El átomo de **Be** presenta mayor numerador ( 2 e<sup>-</sup> y 4 p<sup>+</sup>, 6 cargas en total) y menor radio o muy parecido al radio del átomo de He, la fuerza que deberemos aplicar para arrancarle un electrón es **MUY ELEVADA**. Será la especie que necesite mayor energía.

El **Li<sup>+</sup>** presenta en el numerador 1 e<sup>-</sup> y 3 p<sup>+</sup> (4 cargas en total) y el He presenta en el numerador 2e<sup>-</sup> y 2p<sup>+</sup>(4 cargas en total). El átomo de He presenta un radio más pequeño que el Li<sup>+</sup> por lo que la energía a suministrar sería mayor que en el caso de Li<sup>+</sup>. Un posible orden pedido podría ser:



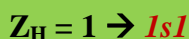
### Ejercicio resuelto nº46

Dadas las siguientes sustancias:  $H_2$ ,  $NaF$ ,  $H_2O$ ,  $C$  (diamante) y  $CaSO_4$ :

- Explique el tipo de enlace que presenta cada una.
- Indique el estado de agregación para esas sustancias en condiciones normales.

### Resolución

- a) El  $H_2$  está formado por la unión de dos átomos de  $Z = 1$ . Su configuración electrónica es:



El átomo de hidrógeno se estabiliza con 2 e-, como el gas He. La molécula de  $H_2$  se podrá conseguir cuando sus dos átomos tengan estos dos electrones, lo que conseguirán mediante la compartición de electrones:

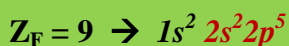
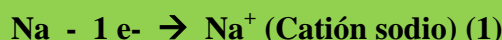


El enlace que se constituye es **COVALENTE**.

El  $NaF$  está constituido por dos elementos de muy distinta electronegatividad. El sodio, Na, es muy electropositivo por lo que cederá fácilmente electrones para conseguir su OCTETO. El Fluor, F, es un elemento muy electronegativo que tenderá a tomar electrones para estabilizarse:



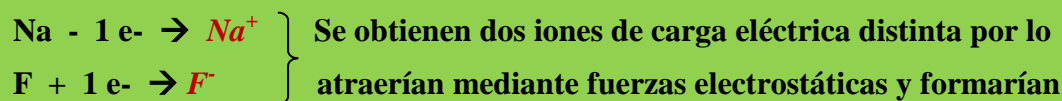
Si el átomo de **Na** cede el electrón de su capa de valencia se quedaría con los **8 e- de la penúltima capa** y alcanzaría su **estabilidad**, obteniéndose una especie química totalmente distinta al átomo de **Na** que sería un **ión** que ya es estable y está preparado para formar enlace químico:



Si el átomo de flúor consigue un electrón tendrá su octeto y por lo tanto su estabilidad. La especie química que se obtiene es totalmente distinta al Átomo de flúor pero ya es estable y puede formar enlace. Lo mismo que le Pasa al Na pero en sentido contrario:

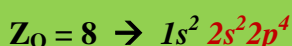
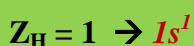


Si unimos las reacciones de ionización (1) y (2):



un entramado cristalino mediante un enlace **IÓNICO**.

En el H<sub>2</sub>O nos encontramos con la siguiente situación:



El hidrógeno puede **ceder un e-** como vimos en el apartado anterior o bien puede conseguir sus **dos electrones** mediante **compartición** electrónica. Cuando el H se une con un elemento de la derecha del Sistema periódico, comparte electrones. Obteniendo la configuración electrónica molecular de Lewis conoceremos el tipo de enlace existente en la molécula de agua:

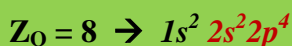
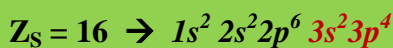


En la molécula del agua se constituye un enlace **COVALENTE**.

El **C** (diamante) es una sustancia con red **COVALENTE**, donde los átomos se unen utilizando **orbitales híbridos "sp<sup>3</sup>"**.

En el caso del CaSO<sub>4</sub> hay dos tipos de enlace: **COVALENTE**, entre **S** y **O**, para dar la estructura (SO<sub>4</sub>)<sup>-</sup> (anión sulfato), e **IÓNICO**, que es el que se da entre el ion

(SO<sub>4</sub>)<sup>-</sup> y el ion Ca<sup>+2</sup>. Me explicaré mejor:



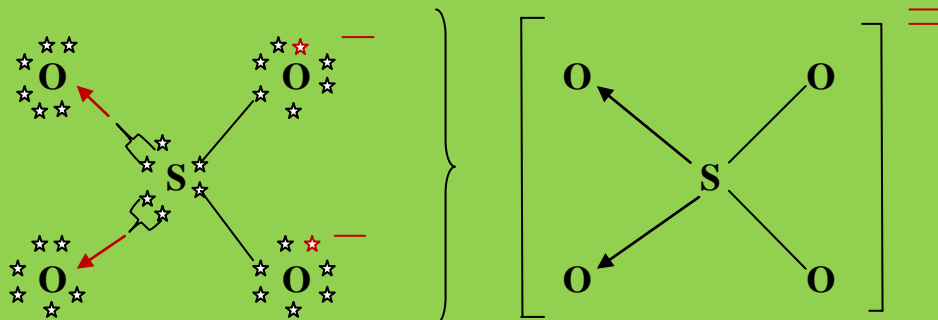
El **S** y el **O** por ser dos elementos muy electronegativos se unen entre ellos mediante compartición de pares de electrones formando enlaces **COVALENTES**:



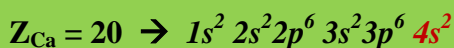


48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

Para que el S y el O obtengan una estructura estable formarán un anión con un exceso de dos electrones que se los aportaremos a los átomos de O, una a uno:



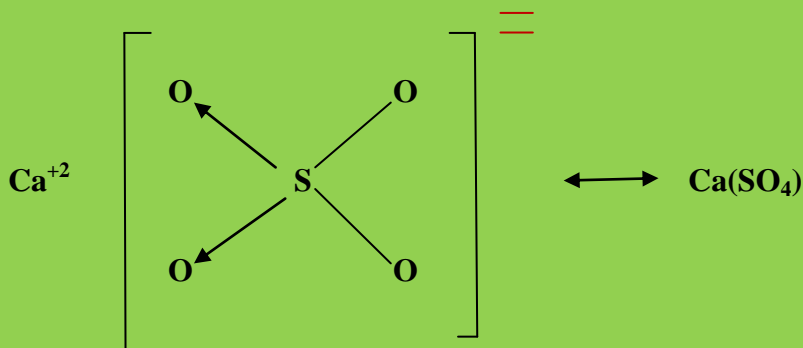
→ Enlace **COVALENTE COORDINADO**



El átomo de Calcio cederá sus dos electrones y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:



Se unirán, por fuerzas electrostáticas (**Enlace Iónico**) el anión sulfato y el catión calcio, obteniéndose el  $\text{CaSO}_4$ :



b) El estado de agregación será:

$\text{H}_2 \rightarrow \text{Gas}$  (Unión entre átomos muy débil, tipo Van der Waals)

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Líquido}$  (Enlace puente de Hidrógeno)

$\text{NaF} \rightarrow \text{Sólido}$  (Unión electrostática entre cargas eléctricas opuestas, muy fuerte)

$\text{C}$  (Diamante)  $\rightarrow \text{Sólido}$  (Entramado cristalino, tetraédrico, muy fuerte)

$\text{Ca}(\text{SO}_4) \rightarrow \text{Sólido}$  (Unión electrostática, muy fuerte).

**Ejercicio resuelto nº 47**

Según la teoría del modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia, indique para las moléculas de metano,  $\text{CH}_4$ , tricloruro de fósforo,  $\text{PCl}_3$ , hexafluoruro de azufre,  $\text{SF}_6$ :

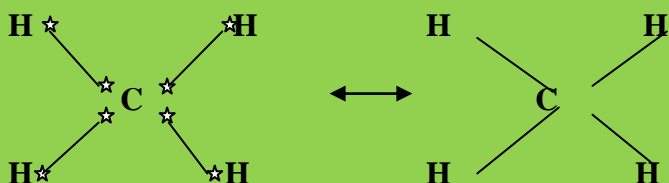
- El número de pares de electrones de enlace y de pares de electrones solitarios que presentan.
- La ordenación espacial de los pares de electrones de valencia para el átomo central.
- La geometría que presenta la molécula.

**Resolución**

Molécula de metano,  $\text{CH}_4$

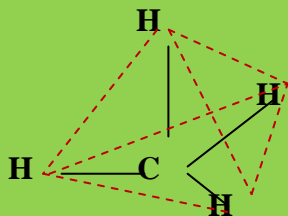
$Z_{\text{C}} = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 4 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1 \text{ e- de valencia}$



La molécula de metano,  $\text{CH}_4$ , se caracteriza por:

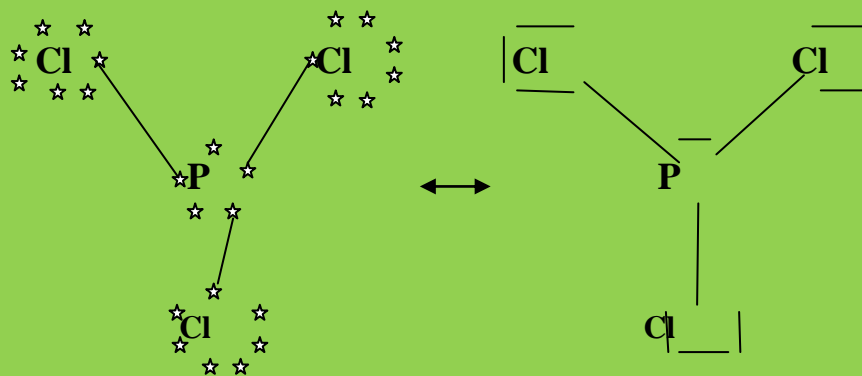
- Presenta el átomo central, el **C**, **CUATRO PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES**. No existen pares de electrones **NO ENLAZANTES**.
- Los cuatro pares de electrones enlazantes producen en el átomo de carbono una hibridación del  $sp^3$  que implica una Geometría Molecular **TETRAÉDRICA**. Dicho de otra forma, los pares de electrones enlazantes se dirigen hacia los vértices de un **TETRAÉDRO REGULAR**.



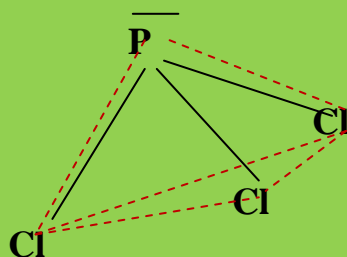
Molécula de tricloruro de fósforo,  $\text{PCl}_3$

$Z_{\text{P}} = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow 5 \text{ e- de valencia}$

$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7 \text{ e- de valencia}$

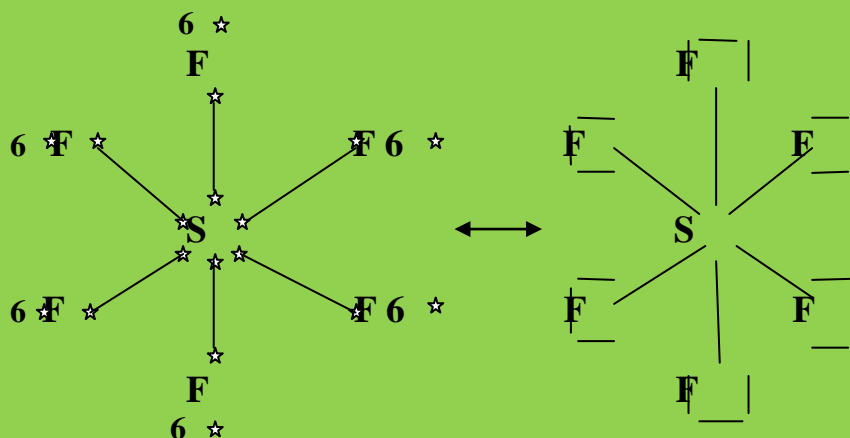


En la molécula de  $PCl_3$  el átomo central, el  $P$ , presenta *tres pares de electrones ENLAZANTES* y *un par de electrones NO ENLAZANTE*. Esta distribución de pares de electrones produce en el átomo de  $P$  una Hibridación  $sp^3$  con una Geometría Molecular **PIRAMIDE TRIANGULAR**.

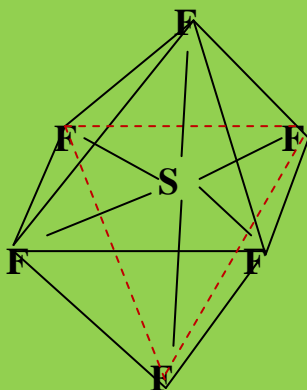


Por otra parte existen *9 pares de electrones NO ENLAZANTES* pertenecientes a los átomos de *cloro*.

Molécula de hexafluoruro de azufre, **SF<sub>6</sub>**



En la molécula del  $SF_6$  el átomo central,  $S$ , presenta *seis pares de electrones ENLAZANTES*. Esta situación implica una *Hibridación* para este átomo de  $S$  del tip  $sp^3d^2$  y una Geometría molecular **OCTAÉDRICA**. También aparecen *18 pares de electrones NO ENLAZANTES* (solitarios) pertenecientes a los átomos de *Flúor*.



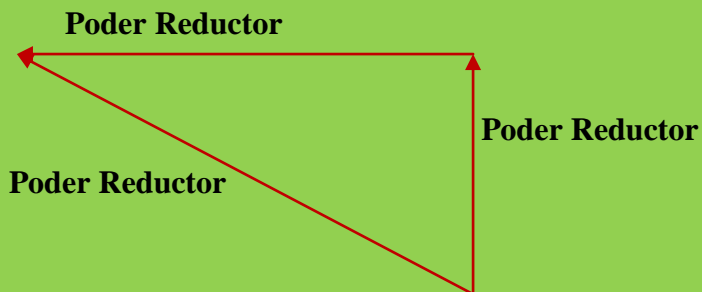
**Ejercicio resuelto nº 48**

Ordene, razonando la respuesta, los siguientes elementos: sodio, aluminio, silicio, magnesio, fósforo y cloro, según:

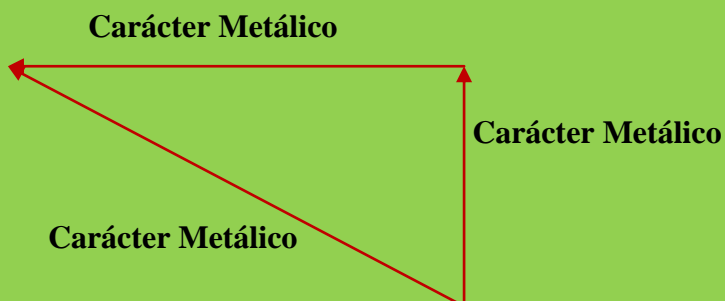
- Su poder reductor.
- Su carácter metálico.
- Su electronegatividad.

**Resolución**

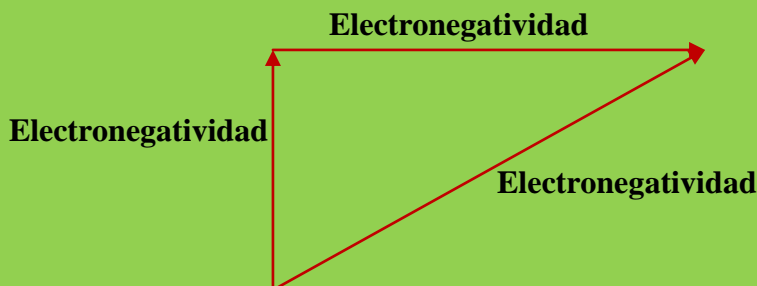
Variación del poder reductor en el Sistema Periódico:



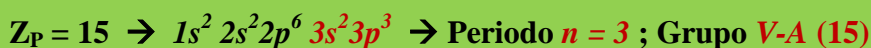
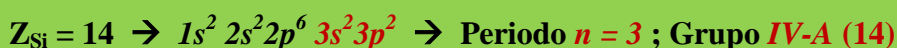
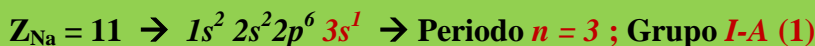
Variación del carácter Metálico en el Sistema Periódico:



Variación de la Electronegatividad en el Sistema Periódico:



Viendo la variación de estas propiedades periódicas, para poder resolver la cuestión debemos *localizar a los elementos químicos en el Sistema Periódico*. Para ello utilizaremos la *Configuración Electrónica* de los elementos químicos:



Todos los elementos pertenecen al período  $n = 3$ . Su ordenación por **Grupo** será:

**I-A (1)**  $\rightarrow$  *Na*

**II-A (2)**  $\rightarrow$  *Mg*

**III-A (3)**  $\rightarrow$  *Al*

**IV-A (14)**  $\rightarrow$  *Si*

**V-A (15)**  $\rightarrow$  *P*

**VII-A (17)**  $\rightarrow$  *Cl*

- a) y b) El *poder reductor* está relacionado directamente con el *carácter metálico*; es decir, *con la tendencia a ceder electrones*. Su variación en el Sistema Periódico será la misma. *En horizontal (mismo Período) a medida que nos desplazamos hacia la derecha y bajamos en un Grupo aumenta el carácter metálico y reductor del elemento químico*. Estos elementos químicos son **METÁLICOS**. Al disminuir el número de electrones y protones las *fuerzas electrostáticas* son inferiores y los electrones se *ceden con mayor facilidad*. Podemos establecer un orden creciente en estas propiedades periódicas:



- b) La *electronegatividad* la podemos definir como *la capacidad que tienen los elementos químicos para tomar electrones*, es decir, el orden distinto al mencionado para las dos propiedades anteriores. El orden pedido es:

**48 CUESTIONES COMENTADAS Y RESUELTAS (SELECTIVIDAD) SOBRE:  
SISTEMA PERIÓDICO, PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS**

*Cl > P > Si > Al > Mg > Na*

----- 0 -----

Antonio Zaragoza López