

# 3. Enlace químico

## ACTIVIDADES (pág. 59)

- CsBr                      ZnO
- CaI<sub>2</sub>                     Cu<sub>2</sub>O
- KNO<sub>2</sub>                    H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
- MgSO<sub>4</sub>                 Sr(OH)<sub>2</sub>
- Fe(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>            Sn(OH)<sub>2</sub>

- Cloruro de cobalto (III)

Carbonato de litio

Óxido de mercurio (I)

Hidrogenosulfito de sodio

Fluoruro de cobre (II)

Clorato de plata

Hidróxido de plomo (II)

Carburo de silicio

Hiponitrito de magnesio

Óxido de níquel (III)

Hidróxido de cobalto (III)

Ácido bórico

- O: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>

As: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>3</sup>

Mg: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>

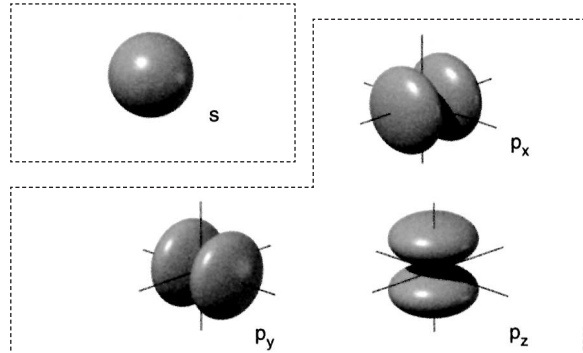
Sr: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup>

Ar: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>

I: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>5</sup>

- Orbitales s: forma esférica

Orbitales p:



## 1. EL ENLACE QUÍMICO Y SUS CLASES (pág. 61)

1. C (Z = 6)                      1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>                      4 electrones  
   N (Z = 7)                      1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>                      5 electrones  
   O (Z = 8)                      1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>                      6 electrones  
   Cl (Z = 17)                    1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>                      7 electrones

– C debe adquirir 4 electrones.

  N debe adquirir 3 electrones.

  O debe adquirir 2 electrones.

  Cl debe adquirir 1 electrón.

2. He (Z = 2)    1s<sup>2</sup>

  Ne (Z = 10) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

  Ar (Z = 18) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>

  Kr (Z = 36) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup>

  Xe (Z = 54) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup>

  Rn (Z = 86) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup>  
                   6s<sup>2</sup> 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6p<sup>6</sup>

– Son tan estables porque todos tienen 8 electrones en el nivel de valencia excepto en el He, cuya estructura estable es 1 s<sup>2</sup> y su tendencia a ceder, ganar o compartir electrones es nula.

3. – Corresponde al gas helio (He).

– El hidrógeno: H (Z = 1) 1 s<sup>1</sup>, debe ganar 1 electrón para alcanzar la estructura del helio.

4. Porque al aproximarse las nubes electrónicas, éstas están formadas por electrones, de manera que se aproximan cargas del mismo signo (negativas en este caso) y entre ellas aparecen fuerzas de repulsión entre cargas.

También aparecen fuerzas repulsivas entre los núcleos (cargas positivas) pero pueden ser apantalladas si los electrones se colocan entre los núcleos.

## 2. ENLACE IÓNICO (págs. 63 y 65)

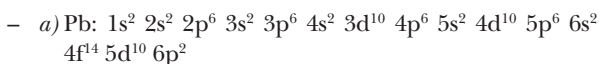
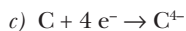
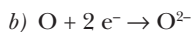
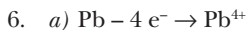
5. S<sup>2-</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>

  I<sup>-</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup>

  Cu<sup>2+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>7</sup>

  Ag<sup>+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>7</sup>

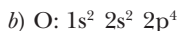
  Fe<sup>2+</sup>: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>



- Pierde 4 electrones para tener el último nivel, 5, lleno.

- La estructura electrónica formada es la del xenón.

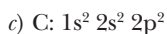
- Valencia iónica 4+.



- Necesita 2 electrones para tener el último nivel con 8 electrones.

- La estructura electrónica formada es la del neón.

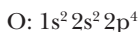
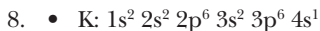
- Valencia iónica 2-.



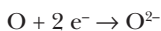
- Necesita 4 electrones para tener el nivel de valencia con 8 electrones.

- La estructura electrónica formada es la del neón.

- Valencia iónica 4-.

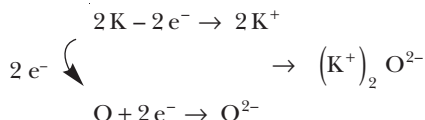


El átomo de oxígeno precisa 2 electrones para llegar a configuración estable, mientras que un átomo de potasio debe perder 1 electrón.



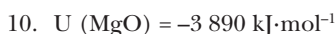
- Para que el compuesto resultante sea neutro, cada átomo de potasio debe transferirle 1 electrón al átomo de oxígeno, de manera que se necesitan dos átomos de potasio por cada átomo de oxígeno.

La fórmula será:  $\text{K}_2\text{O}$



9. El índice de coordinación de los iones del compuesto iónico  $\text{ZnS}$  es 4.

Quiere decir que un ion  $\text{S}^{2-}$  está rodeado de 4 iones  $\text{Zn}^{2+}$  que se encuentran, los cuatro, a una misma distancia, mientras que cada ion  $\text{Zn}^{2+}$  está rodeado de otros cuatro iones  $\text{S}^{2-}$ , también a una misma distancia los 4.



Significa que para formar 1 mol de cristal iónico sólido ( $\text{MgO}$ ) a partir de los iones correspondientes, en estado gaseoso, se desprenden 3890 kJ de energía.

11. Para ver cómo variaría la energía de red, debemos mirar de qué factores depende:

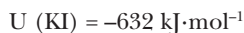
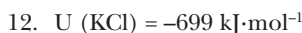
$$U = -N_A \cdot A \cdot \frac{Z_c Z_a e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

a) Aumentará el valor de la distancia de equilibrio ( $r_0$ ) y la energía de red disminuirá, en valor absoluto.

b) Se duplicará el valor de  $Z_a$ , y por consiguiente, la energía de red será mayor, en valor absoluto.

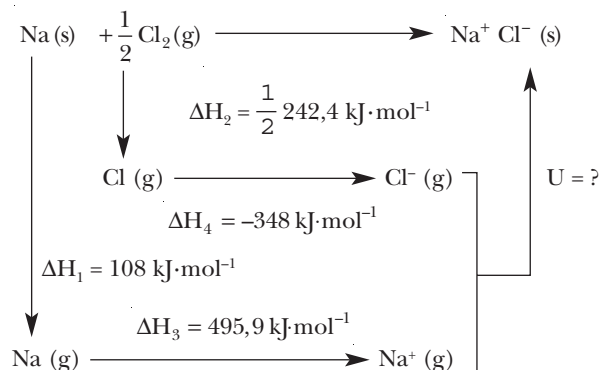
c) Se duplicarán los valores de  $Z_c$  y  $Z_a$ , y la energía de red será cuatro veces mayor, en valor absoluto.

d) Disminuirá el valor de  $r_0$ , de manera que la energía de red aumentará, en valor absoluto.



El cloruro de potasio tiene una energía de red más negativa debido a que el radio de  $\text{Cl}^-$  es menor que el de  $\text{I}^-$ . Así,  $r_0$ , la distancia de equilibrio entre los núcleos, será menor para el cloruro de potasio y su valor de la energía de red, en valor absoluto, será mayor.

Será más estable el cloruro de potasio ya que se desprende más energía de red.



$$\Delta H^0_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U$$

$$U = \Delta H^0_f - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4$$

$$U = -411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 108 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \frac{1}{2} 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-495,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} + 348 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -788,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La energía de red del cloruro de sodio es  $-788,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 3. ENLACE COVALENTE (págs. 67, 71, 75 y 77)



15. •  $\text{H}_2\text{O}$

$$n = 2 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{O}) = 12 e^-$$

$$v = 2 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 6 e^- (\text{O}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 12 e^- - 8 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 4 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares no enlazantes}$$



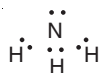
•  $\text{NH}_3$

$$n = 3 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{N}) = 14 e^-$$

$$v = 3 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 5 e^- (\text{N}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$



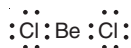
•  $\text{BeCl}_2$

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 4 e^- (\text{Be}) = 20 e^-$$

$$v = 2 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 2 e^- (\text{Be}) = 16 e^-$$

$$c = n - v = 20 e^- - 16 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 4 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



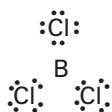
•  $\text{BCl}_3$

$$n = 3 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{B}) = 30 e^-$$

$$v = 3 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 3 e^- (\text{B}) = 24 e^-$$

$$c = n - v = 30 e^- - 24 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 6 e^- = 18 e^- \rightarrow 9 \text{ pares no enlazantes}$$



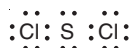
•  $\text{SCl}_2$

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{Cl}) + 8 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 7 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{S}) = 20 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 20 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 20 e^- - 4 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$



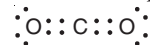
•  $\text{CO}_2$

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{C}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 4 e^- (\text{C}) = 16 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares no enlazantes}$$



•  $\text{SO}_2$

$$n = 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 6 e^- (\text{S}) = 18 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 18 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 18 e^- - 6 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



•  $\text{SO}_3$

$$n = 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 8 e^- (\text{S}) = 32 e^-$$

$$v = 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 6 e^- (\text{S}) = 24 e^-$$

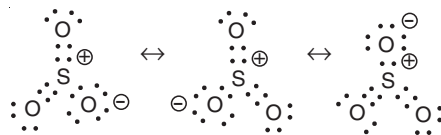
$$c = n - v = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 8 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$

La estructura resultante sería:



El S presenta dos cargas positivas. El S, muy electronegativo, hace que esta estructura sea poco probable. El S puede ampliar el octeto, y por ello las estructuras más probables serán:



•  $\text{CH}_4$

$$n = 4 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{C}) = 16 e^-$$

$$v = 4 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 4 e^- (\text{C}) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 8 e^- = 0 e^- \rightarrow \text{No hay pares no enlazantes.}$$



•  $\text{HClO}$

$$n = 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{Cl}) + 8 e^- (\text{O}) = 18 e^-$$

$$v = 1 e^- (\text{H}) + 7 e^- (\text{Cl}) + 6 e^- (\text{O}) = 14 e^-$$

$$c = n - v = 18 e^- - 14 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 14 e^- - 4 e^- = 10 e^- \rightarrow 5 \text{ pares no enlazantes}$$



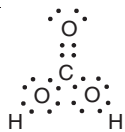
- $\text{H}_2\text{CO}_3$

$$n = 2 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{C}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 36 e^-$$

$$v = 2 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 4 e^- (\text{C}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) = 24 e^-$$

$$c = n - v = 36 e^- - 24 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 12 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$



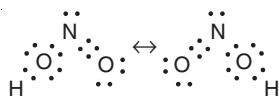
- $\text{HNO}_2$

$$n = 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{N}) + 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 26 e^-$$

$$v = 1 e^- (\text{H}) + 5 e^- (\text{N}) + 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) = 18 e^-$$

$$c = n - v = 26 e^- - 18 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 18 e^- - 8 e^- = 10 e^- \rightarrow 5 \text{ pares no enlazantes}$$



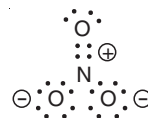
- $\text{NO}_3^-$

$$n = 8 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 32 e^-$$

$$v = 5 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- = 24 e^-$$

$$c = n - v = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- - 8 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$



- $\text{SO}_4^{2-}$

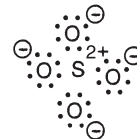
$$n = 8 e^- (\text{S}) + 4 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 40 e^-$$

$$v = 6 e^- (\text{S}) + 4 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 2 e^- = 32 e^-$$

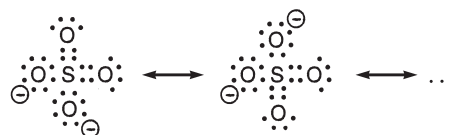
$$c = n - v = 40 e^- - 32 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 32 e^- - 8 e^- = 24 e^- \rightarrow 12 \text{ pares no enlazantes}$$

Según el cálculo propuesto, el S tendría 2 cargas (+), pero como no es del segundo período y puede expandir el octeto, resulta esta estructura:



En realidad, su estructura sería un híbrido entre varias estructuras resonantes:



Pero se ha encontrado (mediante cálculos) que las estructuras con octetos ampliados tienen menor energía que las otras, de manera que la mejor descripción sería el híbrido con mayor importancia de la estructura con octeto ampliado.

También se consideran de menor energía las estructuras con menor separación de cargas, es decir, la segunda.

- $\text{H}_3\text{O}^+$

$$n = 3 \cdot 2 e^- (\text{H}) + 8 e^- (\text{O}) = 14 e^-$$

$$v = 3 \cdot 1 e^- (\text{H}) + 6 e^- (\text{O}) - 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$



- $\text{NH}_4^+$

$$n = 8 e^- (\text{N}) + 4 \cdot 2 e^- (\text{H}) = 16 e^-$$

$$v = 5 e^- (\text{N}) + 4 \cdot 1 e^- (\text{H}) - 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 8 e^- = 0 e^- \rightarrow \text{Ningún par no enlazante.}$$

16.



17. •  $\text{CN}^-$

$$n = 8 e^- (\text{C}) + 8 e^- (\text{N}) = 16 e^-$$

$$v = 4 e^- (\text{C}) + 5 e^- (\text{N}) + 1 e^- = 10 e^-$$

$$c = n - v = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 10 e^- - 6 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares no enlazantes}$$

- $\text{OH}^-$

$$n = 8 e^- (\text{O}) + 2 e^- (\text{H}) = 10 e^-$$

$$v = 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- (\text{H}) + 1 e^- = 8 e^-$$

$$c = n - v = 10 e^- - 8 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par enlazante}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 2 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares no enlazantes}$$



- $\text{ClO}_2^-$

$$n = 8 e^- (\text{Cl}) + 2 \cdot 8 e^- (\text{O}) = 24 e^-$$

$$v = 7 e^- (\text{Cl}) + 2 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- = 20 e^-$$

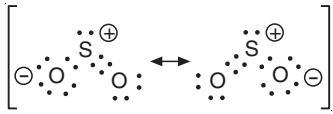
$$c = n - v = 24 e^- - 20 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 20 e^- - 4 e^- = 16 e^- \rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$

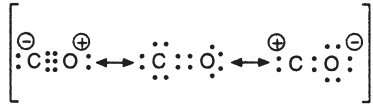




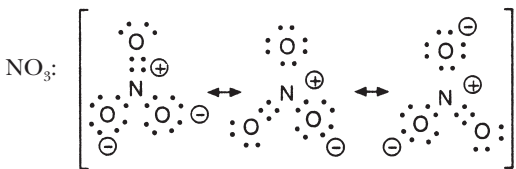
18.  $\text{SO}_2$ :



CO:



Aunque no todas ellas intervendrán en la misma proporción.



19. Cl, Br, I: covalencias 1, 3, 5, 7.

F: covalencia 1.

Según su estructura fundamental, los cuatro elementos tienen covalencia 1. Para tener las demás covalencias debe promocionar algún electrón a un orbital de mayor energía dentro del mismo nivel.

Para el Cl, el Br y el I esto resulta posible, ya que disponen de orbitales 3d, 4d y 5d vacíos, respectivamente, donde pueden promocionar uno, dos y hasta tres electrones.

Pero el F no dispone de orbitales 2d, porque no existen, y no tiene orbitales del mismo nivel vacíos, así que no puede promocionar ningún electrón.

20. Datos: A:  $1s^2 2s^2 2p^4$

B:  $1s^2 2s^2 2p^5$

El compuesto más probable es  $\text{AB}_2$ , ya que si miramos sus estructuras electrónicas detalladamente:

A:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

B:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

No hay posibilidad de promocionar ningún electrón porque no hay orbitales vacíos en el nivel 2.

Para emparejar todos sus electrones desapareados sería necesario tener dos átomos de B:

B  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 \boxed{2p_z^1}$

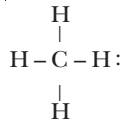
A  $1s^2 2s^2 2p_x^2 \boxed{2p_y^1} \boxed{2p_z^1}$   $\text{AB}_2$

B  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 \boxed{2p_z^1}$

El enlace entre ellos será covalente porque comparten electrones, emparejando electrones desapareados.

21. Br-Br:

Br  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 \boxed{4p_z^1}$   
 Br  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 \boxed{4p_z^1}$



H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$   
 C  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$   
 H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$

H-I:

H .....  $1s^1$   
 I  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p_x^2 5p_y^2 \boxed{5p_z^1}$

Cl - Be - Cl:

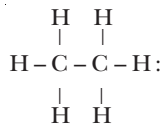
Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3p_x^2 3p_y^2 \boxed{3p_z^1}$   
 Be .....  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   
 Cl ...  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 \boxed{3p_z^1}$

S = C = S:

S  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 \boxed{3p_y^1} \boxed{3p_z^1}$   
 C .....  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$   
 S  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 \boxed{3p_y^1} \boxed{3p_z^1}$

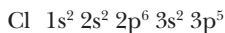
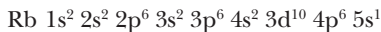
H - C  $\equiv$  N:

H  $\boxed{1s^2}$   
 C  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$   
 N  $1s^2$   $2s^1$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$



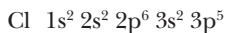
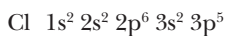
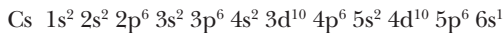
H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$   
 C  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$   
 C  $1s^2$   $\boxed{2s^1}$   $\boxed{2p_x^1}$   $\boxed{2p_y^1}$   $\boxed{2p_z^1}$   
 H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$   
 H .....  $1s^1$

22. **RbCl**



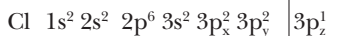
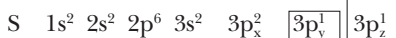
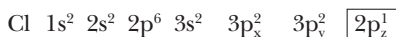
El Rb debe perder 1 electrón y el Cl, ganar uno para llegar a una configuración estable, de manera que para formar el compuesto iónico la relación debe ser uno a uno. Puede existir la sustancia.

**CsCl<sub>2</sub>**



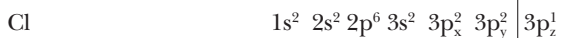
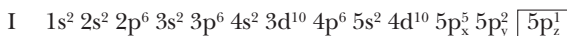
No puede existir, ya que mirando la estructura fundamental, el átomo de Cs perderá el electrón del nivel 6 para dar Cs<sup>+</sup>, mientras que el Cl formará el ion cloruro al ganar 1 e<sup>-</sup>. Formarán un compuesto iónico donde la relación debe ser uno a uno para que el cristal sea neutro, CsCl.

**SCl<sub>2</sub>**



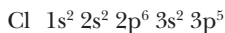
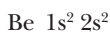
Sí puede existir esta molécula, ya que es posible la formación de dos enlaces covalentes.

**ICI**



Es posible puesto que puede formar un enlace covalente.

**BeCl<sub>2</sub>**



No puede existir la sustancia, ya que el enlace entre el Be y el Cl será iónico, donde el Be pierde 2 electrones y el Cl ganará 1 electrón. La relación debe ser 2 iones de cloro por cada ion de berilio: BeCl<sub>2</sub>.

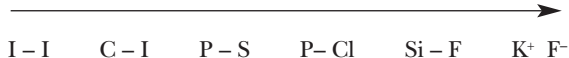
23. **HCl**

La estructura de Lewis  $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$  muestra que el enlace covalente tiene lugar entre dos átomos de electronegatividad diferente, el enlace está polarizado, y el momento dipolar resultante no es nulo:  $\overset{\delta+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{Cl}}$ .

**Cl<sub>2</sub>**

La estructura de Lewis  $:\ddot{\text{Cl}}::\ddot{\text{Cl}}:$  muestra que el enlace covalente tiene lugar entre dos átomos iguales, de igual electronegatividad, y el enlace no es polar, de manera que la molécula tampoco es polar.

24. Orden creciente de polaridad



Covalente puro: I-I ( $\Delta\chi = 0$ )

Algo iónico: C-I ( $\Delta\chi = 0,11$ ); P-S ( $\Delta\chi = 0,39$ );

P-Cl ( $\Delta\chi = 0,97$ )

Bastante iónico: Si-F ( $\Delta\chi = 2,08$ )

Iónico: K-F ( $\Delta\chi = 3,16$ )

25. Li-F  $\Delta\chi = 3,98 - 0,98 = 3,0$

Be-F  $\Delta\chi = 3,98 - 1,57 = 2,41$

B-F  $\Delta\chi = 3,98 - 2,04 = 1,94$

C-F  $\Delta\chi = 3,98 - 2,55 = 1,43$

N-F  $\Delta\chi = 3,98 - 3,04 = 0,94$

O-F  $\Delta\chi = 3,98 - 3,40 = 0,58$

F-F  $\Delta\chi = 0$

Muy iónico: Li-F Be-F

Iónico: B-F C-F

Algo iónico: O-F N-F

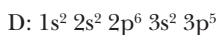
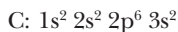
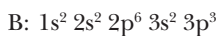
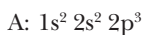
Covalente puro: F-F

Al tener siempre el mismo anión, se observa que, al desplazarnos hacia la izquierda en la Tabla Periódica, aumenta el carácter iónico del enlace, debido a que las electronegatividades del elemento más electropositivo disminuyen hacia la izquierda y, por tanto, aumenta la diferencia de electronegatividades.

26. Estructura de Lewis:  $\text{H}:\text{Be}:\text{H}$   
 $\text{H} \rightarrow \text{Be} \leftarrow \text{H}$

Como la geometría molecular es lineal, los momentos dipolares de cada enlace se anulan y el momento dipolar resultante es 0.

27. Datos:

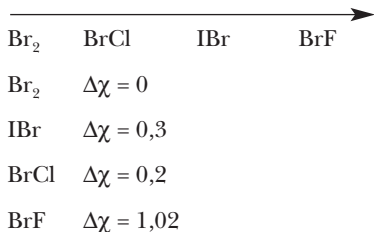


a) AC El elemento A debe ganar 3 electrones y el elemento C debe perder 2 para llegar a configuración de gas noble. Formarán un enlace iónico, y la relación mínima entre ellos debe ser de 3 iones de C por cada 2 de A: C<sub>3</sub>A<sub>2</sub>.

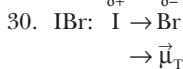
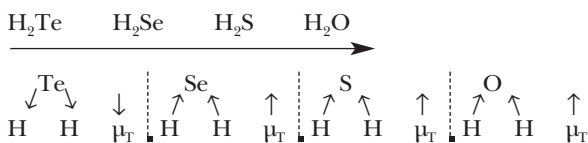
b) BD El elemento B necesita ganar 3 electrones y el elemento D ha de ganar 1 electrón. La manera de que ambos ganen electrones es por compartición de electrones mediante un enlace covalente.

El elemento B debe compartir los 3 electrones, uno con cada átomo del elemento D, de manera que la relación mínima es:  $BD_3$ .

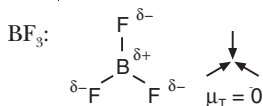
28. Orden creciente de polaridad



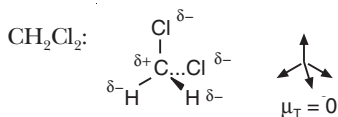
29. Orden creciente de polaridad



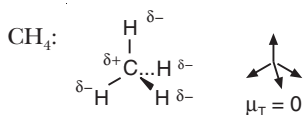
Sí existirá momento dipolar resultante, ya que el enlace covalente es polar.



El momento dipolar resultante será nulo, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan.



El momento dipolar resultante será nulo, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan dos a dos, al tener geometría tetraédrica.



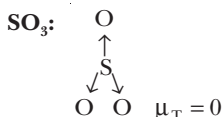
No hay momento dipolar resultante, porque los momentos dipolares de los enlaces se anulan, al tener una geometría tetraédrica.

31. SO<sub>2</sub>: S



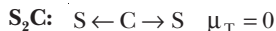
Geometría angular porque el azufre tiene un par de electrones no compartidos.

Sí posee momento dipolar resultante.

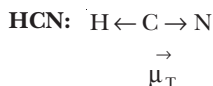


Geometría molecular triangular plana, porque el átomo de azufre no tiene ningún par de electrones no compartidos.

El momento dipolar resultante es nulo.

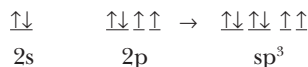


Geometría lineal. El momento dipolar resultante es 0 porque se anulan los momentos dipolares de los enlaces.



Geometría lineal. Sí tiene momento dipolar resultante, porque los momentos dipolares de los enlaces no se anulan.

32. El orbital 2s y los tres orbitales 2p del átomo de oxígeno se combinan dando lugar a cuatro orbitales híbridos sp<sup>3</sup>.



El enlace en la molécula de agua se forma por solapamiento de los orbitales 1s de los átomos de hidrógeno con los dos orbitales híbridos semiocupados del átomo de oxígeno.

La geometría de la molécula es consecuencia del ángulo formado por los orbitales híbridos. Debido a la repulsión electrónica entre los pares libres del O, el ángulo pasa de 109,5° a 104,5°.

#### 4. ENLACE METÁLICO (pág. 79)

33. Modelo de nube electrónica:

En este modelo los electrones de valencia de los iones que forman la red cristalina se encuentran deslocalizados y tienen libertad de desplazamiento, de manera que son los responsables de que haya conductividad eléctrica a lo largo del cristal metálico.

*Modelo de enlace covalente deslocalizado:*

En este modelo un átomo central está unido a ocho átomos vecinos, donde el enlace está formado por un solo par de electrones, que dispone de movilidad a lo largo de los diferentes enlaces entre el átomo central y los ocho restantes, ya que el enlace no es localizado o fijo, y esto aporta la movilidad necesaria de los electrones para que pueda haber conductividad eléctrica.

34. Sus *bandas de energía* deben estar suficientemente separadas, es decir, debe haber una diferencia de energía grande entre las bandas de valencia llenas y las vacías para que los electrones no puedan desplazarse de unas a otras, y así no haya posibilidad de conducir la electricidad.

35. *El cristal de sodio tiene índice de coordinación 8.*

Significa que en un cristal metálico de sodio, un ion de sodio se encuentra rodeado por ocho iones más de sodio, todos a una misma distancia.

36. *Ductilidad*: es la facilidad que presenta un metal a ser deformado. La ductilidad de un metal puede expresarse como el porcentaje de alargamiento, es decir, la cantidad de alargamiento que una muestra experimenta en un ensayo de tracción, hasta la fractura.

*Maleabilidad*: es la facilidad que presenta un metal a ser laminado.

*Tenacidad*: es una medida de la cantidad de energía que un material puede absorber antes de fracturarse, es decir, se considera la capacidad del material para resistir a un impacto sin fracturarse.

Según el *modelo de enlace covalente deslocalizado*, el número de electrones de valencia es menor que el número de enlaces, de manera que los electrones se encuentran deslocalizados entre los diferentes enlaces que presenta un átomo.

Cualquiera de las anteriores propiedades implica un deslizamiento de una capa de átomos con otra, dentro de la estructura del metal, sin que esto lleve a una fractura de la estructura.

Es decir, al desplazar una capa no se producen fuerzas de repulsión ni se rompen enlaces determinados que provoquen una fractura, ya que los electrones de los enlaces están deslocalizados.

## 5. FUERZAS INTERMOLECULARES (pág. 81)

37. *Datos*: Puntos de ebullición  
 $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$

Un átomo es más polarizable cuanto mayor es su radio, de manera que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals son más fuertes cuando las moléculas están formadas por átomos de radio mayor. Así, el  $I_2$ , con radios mayores, presenta fuerzas de Van der Waals mayores que producen un punto de ebullición más elevado. Éste va disminuyendo conforme lo hace el radio.

38. a) *Fundir hielo*.

Fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno, ya que tenemos moléculas con enlaces covalentes muy polarizados, donde uno de los átomos es hidrógeno.

b) *Hervir bromo molecular*.

Fuerzas de dispersión, ya que las moléculas son no polarizadas.

c) *Disolver yodo sólido en etanol*.

Fuerzas de dispersión, ya que el yodo forma moléculas no polarizadas.

d) *Disociar moléculas  $F_2$  en átomos*.

Fuerzas intermoleculares; en este caso, un enlace covalente.

e) *Fundir el cloruro de sodio*.

Fuerzas intramoleculares; en este caso, es un enlace iónico, formado por fuerzas electroestáticas.

f) *Hervir el amoníaco líquido*.

Fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno.

g) *Disolver el cloruro de sodio*.

Fuerzas intramoleculares; en este caso, es un enlace iónico, formado por fuerzas electroestáticas.

39. a) Ne o Xe

Tendrá mayor punto de ebullición el Xe, porque al tener un radio mayor, los átomos son más polarizables y las fuerzas intermoleculares son mayores.

b)  $CO_2$  o  $CS_2$

Se trata de sustancias moleculares apolares. Tendrá mayor punto de ebullición el  $CS_2$ , ya que debido a su mayor tamaño se formarán fuerzas de dispersión mayores, por ser más polarizable la molécula.

c)  $CCl_4$  o  $Cl_2$

Son sustancias moleculares apolares.

Presentará mayor punto de ebullición el  $CCl_4$ , ya que al ser mayor el tamaño de la molécula, ésta es más polarizable y las fuerzas de dispersión serán mayores entre las moléculas.

d)  $F_2$  o LiF

El  $F_2$  es un compuesto covalente molecular y el LiF es un compuesto iónico. Tendrá mayor punto de ebullición el compuesto iónico, ya que las fuerzas entre sus iones son fuerzas electroestáticas a lo largo de todo el cristal, mientras que en el compuesto covalente molecular sólo existen fuerzas de dispersión entre las moléculas.

e)  $NH_3$  o  $PH_3$

Tendrá mayor punto de ebullición el  $NH_3$ .

Por un lado, la molécula es menor en cuanto a tamaño, pero además, es una molécula polarizada que contiene átomos de H y un átomo muy electronegativo y de tamaño muy pequeño, el N, de manera que pueden formar enlaces de hidrógeno, aumentando así el punto de ebullición.

f)  $H_2O$  o  $H_2S$

Sustancias covalentes moleculares, con moléculas polarizadas y con posibilidad de formar enlace de hidrógeno en el caso del  $H_2O$ , por tener H y un átomo pequeño y electronegativo. Mayor punto de ebullición:  $H_2O$ .

g)  $H_2$  o  $O_2$

Sustancias covalentes moleculares apolares. La de mayor tamaño presentará mayores fuerzas de dispersión y, por tanto, mayor punto de ebullición:  $O_2$ .

40. He < Ne < Ar < Kr < Xe

A mayor tamaño del átomo, más polarizable es éste. Las fuerzas de dispersión son mayores y aumenta el punto de ebullición.



A medida que bajamos en la Tabla Periódica, aumenta el radio de los elementos, por eso tiene punto de ebullición mayor el Xe.

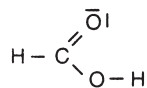
41. CH<sub>4</sub>: No forma enlace de hidrógeno porque la molécula no es polar.

F<sup>-</sup>: Cuando se encuentra en agua, se solvata, es decir, las moléculas de agua se disponen alrededor de manera que la polaridad de cada molécula se orienta según el signo del ion. Pero no se forman enlaces de hidrógeno propiamente.

Na<sup>+</sup>: En este caso las moléculas de agua se disponen alrededor orientando los oxígenos hacia el catión.

No hay enlace de hidrógeno.

HCOOH: Estructura semidesarrollada:

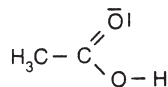


Hay un enlace O-H polarizado y átomos de O con pares de electrones libres que sí pueden formar un enlace de H.

C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>: No existe ningún átomo pequeño y muy electronegativo que pueda formar enlace de hidrógeno con los hidrógenos de otras moléculas.

HI: Es un ácido fuerte y cuando se disuelve en agua se disocia dando lugar a los iones H<sup>+</sup> y I<sup>-</sup>, que se solvatarán pero no se forman enlaces de hidrógeno.

CH<sub>3</sub>COOH: Estructura semidesarrollada:



Hay un enlace O-H polarizado y átomos de O, pequeños y muy electronegativos, con pares de electrones libres capaces de formar enlaces de hidrógeno.

## 6. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS (págs. 83, 84 y 86)

42. Li<sup>+</sup>I<sup>-</sup> < Li<sup>+</sup>Br<sup>-</sup> < Li<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup> < Li<sup>+</sup>F<sup>-</sup> < Li<sup>+</sup>O<sup>2-</sup>

Según el valor de la energía de red:

$$U = -N_A \cdot A \cdot \frac{Z_c \cdot Z_a \cdot e^-}{r_0} \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

En los cuatro primeros compuestos, al aumentar el radio del anión, también es mayor la distancia de equilibrio del enlace. A mayor distancia de equilibrio, menor es el valor numérico de U; cuanto menos negativo es U, menos estable es el compuesto y menor es su punto de fusión. Así, tiene menor punto de fusión Li<sup>+</sup>I<sup>-</sup> por ser el I<sup>-</sup> el de mayor radio.

En el caso de Li<sub>2</sub><sup>+</sup>O<sup>2-</sup>, al aumentar la carga del anión, U es más negativa y el compuesto más estable; su punto de fusión es también mayor.

43. a) NaF o KI

Las cargas del anión y del catión son las mismas en ambos casos. El KI está formado por elementos con mayor radio, de manera que la distancia de equilibrio del enlace es mayor y la energía de red de este compuesto es menor, en valor absoluto. El compuesto es menos estable y su punto de fusión es también menor.

b) MgO o NaCl

Los radios del anión y del catión en cada caso serán similares, ya que se encuentran en el mismo grupo. Pero las cargas de ambos en cada compuesto son diferentes.

Cuanto mayor es la carga de los iones, mayor es U, en valor absoluto; más estable es el compuesto y mayor es el punto de fusión. En este caso, el del MgO.

44. Datos: U = -650 kJ·mol<sup>-1</sup>      ΔH<sub>solv</sub> = -865 kJ·mol<sup>-1</sup>

Según la definición dada, calculamos el calor de disolución molar:

$$\Delta H_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{disov}} - U$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -865 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-650 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -215 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La disolución del compuesto iónico es exotérmica, de manera que elevando la temperatura no se favorecerá la disolución.

45. a) K<sup>+</sup> (g) + Cl<sup>-</sup> (g) → KCl (s)      Energía de red

b) Na (g) - 1 e<sup>-</sup> → Na<sup>+</sup> (g)      Energía de ionización

c) Na<sup>+</sup> (g) + Cl<sup>-</sup> (g) → Na<sup>+</sup> (aq) + Cl<sup>-</sup> (aq)

Calor de solvatación

d) K (s) +  $\frac{1}{2}$  Cl<sub>2</sub> (g) → KCl (s)

Entalpía de formación

46. CaO: 2850 °C. Le corresponde el punto de ebullición mayor porque los átomos son pequeños comparados con los demás compuestos y las cargas son mayores que el resto. Ambos factores contribuyen a tener una energía de red muy negativa y, por tanto, el punto de fusión mayor.

CsT: 1280 °C. Le corresponde el menor porque los radios de los átomos son los mayores, r<sub>0</sub> será mayor, la energía de red será menos negativa y el punto de fusión, menor. Las cargas también son las menores.

KF: 1505 °C. Los radios son pequeños y, por tanto, r<sub>0</sub> también, pero las cargas son menores que las del primer compuesto, la energía de red será intermedia y también el punto de fusión.

47. *Datos:*

$\text{SiCl}_4$  Líquido volátil

$\text{SiC}$  Duro, elevado punto de fusión.

$\text{SiC}$  es una *sustancia covalente atómica*, donde todos sus átomos están unidos por enlaces covalentes, de manera que el punto de fusión es elevado porque hay que superar fuerzas debidas a un enlace covalente, y es dura porque todo el sólido reticular está formado por enlaces covalentes.

$\text{SiCl}_4$  es una *sustancia covalente molecular*, donde las moléculas se unen por fuerzas intermoleculares, mucho más débiles, que permiten que sea una sustancia líquida a temperatura ambiente y que sea volátil, ya que las fuerzas que deben superarse son débiles, comparadas con un enlace covalente.

48. La *dureza* es la dificultad que presentan los sólidos a ser rayados.

Rayar una sustancia covalente atómica significa romper cierto número de enlaces covalentes, y como éstos son fuertes, no se rayan con facilidad. Son sustancias duras.

Rayar un sólido molecular significa romper enlaces intermoleculares, y como éstos son más débiles, se rompen con facilidad. Son sustancias blandas.

49. *Datos:*  $\text{SnF}_4$  líquido de bajo punto de ebullición.

Si fuera un compuesto iónico, el enlace sería debido a fuerzas electrostáticas y sería un sólido.

Si es covalente y el punto de ebullición es bajo, debe ser un sólido molecular, ya que sólo hay que romper los enlaces debidos a fuerzas intermoleculares, más débiles que los enlaces covalentes que se dan en un compuesto covalente atómico.

50. El  $\text{CO}_2$  es un compuesto covalente molecular, donde las fuerzas entre moléculas son fuerzas de dispersión, débiles y, por tanto, en condiciones estándar se encuentra como gas. Su punto de ebullición es muy bajo.

El  $\text{SiO}_2$  es un compuesto covalente atómico, donde todos los enlaces son covalentes, enlaces muy fuertes que originan un punto de fusión muy elevado, y por eso, en condiciones normales se encuentra en estado sólido.

51. a) *Cobre:* formado por iones cobre. Enlace metálico.

*Cloruro de hidrógeno:* molecular, moléculas  $\text{HCl}$ . Enlace covalente, fuerzas intermoleculares.

*Sulfato de sodio:* sal formada por iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ . Enlaces covalente e iónico.

*Carburo de silicio:* sustancia covalente atómica. Enlace covalente.

*Dióxido de carbono:* sustancia covalente molecular. Enlace covalente y fuerzas intermoleculares.

b) *Cobre:* sólido.

*Cloruro de hidrógeno:* gas.

*Sulfato de sodio:* sólido.

*Carburo de silicio:* sólido.

*Dióxido de carbono:* gas.

c) *Cobre:* no soluble.

*Cloruro de hidrógeno:* soluble.

*Sulfato de sodio:* soluble.

*Carburo de silicio:* no soluble.

*Dióxido de carbono:* soluble.

d) *Cobre:* buen conductor.

*Cloruro de hidrógeno:* mal conductor.

*Sulfato de sodio:* buen conductor en disolución o fundido.

*Carburo de silicio:* no conductor.

*Dióxido de carbono:* mal conductor.

Punto de fusión creciente:



52. a) *KBr:* porque es un compuesto iónico.

b) *Si:* porque es una sustancia covalente atómica.

c) *HF:* porque contiene H y el átomo más electronegativo tiene pares de electrones desapareados.

d) *Mg:* porque es una sustancia metálica.

e)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ : porque es una molécula no polar.

f) *KBr:* porque es una sustancia iónica, que una vez fundida o en disolución, forma iones que permiten la conductividad.

53. **Iónicas:** sulfito de potasio

Polares: amoníaco, bromuro de hidrógeno, dióxido de azufre.

**Covalentes moleculares**

Apolares: nitruro de boro.

**Metálicas:** cinc, sodio.

*Amoníaco:* enlace covalente.

*Sulfito de potasio:* enlaces covalentes e iónico.

*Nitruro de boro:* enlace covalente.

*Cinc:* enlace metálico.

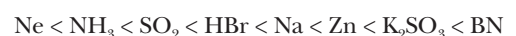
*Neón:* no hay enlaces.

*Bromuro de hidrógeno:* enlace covalente.

*Dióxido de azufre:* enlace covalente.

*Sodio:* enlace metálico.

Punto de ebullición creciente:



## RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 90)

### 54. Datos:

En condiciones estándar, el Ca es un sólido y el Cl<sub>2</sub> es un gas.

Entalpía de formación del CaCl<sub>2</sub> = -795 kJ·mol<sup>-1</sup>

Calor de sublimación del Ca (s) = 121 kJ·mol<sup>-1</sup>

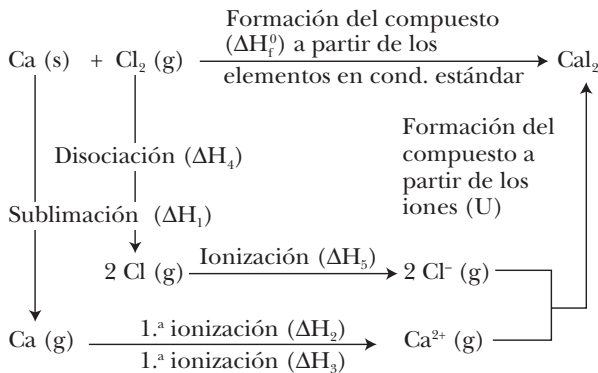
Energía de enlace del Cl<sub>2</sub> (g) = 242,4 kJ·mol<sup>-1</sup>

1.ª energía de ionización del Ca = 589,5 kJ·mol<sup>-1</sup>

2.ª energía de ionización del Ca = 1 145 kJ·mol<sup>-1</sup>

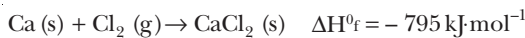
Afinidad electrónica del cloro = -348 kJ·mol<sup>-1</sup>

Ciclo de Born-Haber:

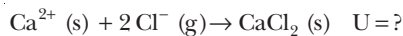


Descripción de las etapas:

a) Formación del compuesto a partir de los elementos en condiciones estándar:



b) Formación del compuesto a partir de los iones Ca<sup>2+</sup> (g) y Cl<sup>-</sup> (g):



c) Procesos que debe realizar el Ca (s) para convertirse en ion Ca<sup>2+</sup> (g):

- Sublimación del Ca (s)



- 1ª ionización del Ca (g)



- 2ª ionización:



d) Procesos que debe realizar el Cl<sub>2</sub> (g) para convertirse en Cl<sup>-</sup> (g):

- Disociación de un mol de Cl<sub>2</sub> (g)



- Ionización de 2 moles de Cl (g)



Calculamos la energía de red:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U$$

De donde:

$$U = \Delta H_f^0 - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5$$

$$U = -795 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 121 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 589,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} -$$

$$- 1145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 2(-348 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$U = -2196,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Solución:

La energía de red del cloruro de calcio es **-2196,9 kJ·mol<sup>-1</sup>**.

### 55. Datos:

En condiciones estándar, el Cl<sub>2</sub> es un gas y el Mg es un sólido.

Entalpía de formación del MgCl<sub>2</sub> (s) = -642 kJ·mol<sup>-1</sup>

Calor de sublimación del Mg (s) = 151 kJ·mol<sup>-1</sup>

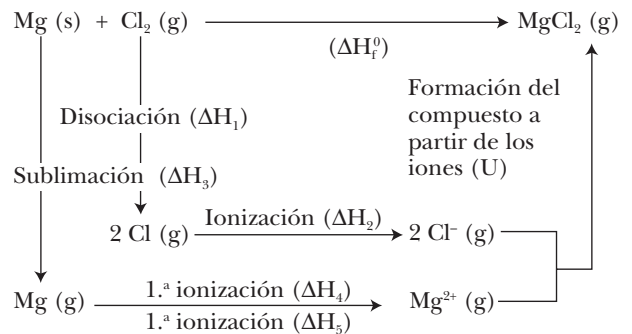
1.ª energía de ionización del Mg = 738 kJ·mol<sup>-1</sup>

2.ª energía de ionización del Mg = 1 451 kJ·mol<sup>-1</sup>

Energía de enlace del Cl<sub>2</sub> (g) = 242,4 kJ·mol<sup>-1</sup>

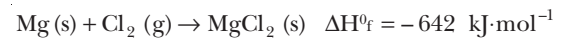
Energía de red del MgCl<sub>2</sub> (s) = -2 529 kJ·mol<sup>-1</sup>

Ciclo de Born-Haber:



Descripción de los procesos:

a) Formación del compuesto a partir de los elementos en condiciones estándar:



b) Formación del compuesto a partir de los iones Mg<sup>2+</sup> (g) y Cl<sup>-</sup> (g):



c) Procesos que debe realizar el Cl<sub>2</sub> (g) para convertirse en Cl<sup>-</sup> (g):

- Disociación de 1 mol de Cl<sub>2</sub> (g)



- Ionización de 2 moles de Cl (g)



d) Procesos que debe realizar el Mg (s) para convertirse en Mg<sup>2+</sup> (g):

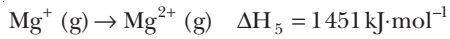
- Sublimación del Mg (s)



- 1ª ionización del Mg (g)



- 2ª ionización



Calculamos el valor de la afinidad electrónica del cloro ( $\Delta H_2$ ):

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U$$

De donde:

$$\Delta H_2 = \Delta H^{\circ}_f - \Delta H_1 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5 - U$$

$$\Delta H_2 = -642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 242,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 151 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 738 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 1451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (2529 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_2 = -695,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

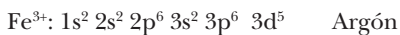
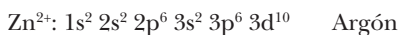
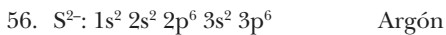
Como  $\Delta H_2$  corresponde a la energía de ionización de 2 moles de Cl (g), debemos buscar el valor para un solo mol:

Afinidad electrónica del cloro:

$$\frac{\Delta H_2}{2} = \frac{-695,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{2} = -347,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

El valor de la afinidad electrónica del cloro es de **-347,7 kJ·mol<sup>-1</sup>**.

## EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 91)



57. Depende de los radios de los dos iones, ya que según sean éstos, la geometría será diferente para conseguir un empaquetamiento máximo.

Depende además de la carga de cada ion, ya que el cristal debe ser neutro en su totalidad.

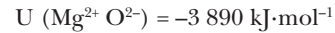
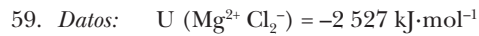
58. Cuanto más negativa sea la energía de red del compuesto, mayor es la estabilidad de éste, ya que significa que la formación del compuesto es más favorable.

La energía de red de un compuesto depende:

- De la estructura que adopte el cristal (A).
- De la carga del anión y del catión ( $Z_c$  y  $Z_a$ ).
- De la distancia de equilibrio entre los dos núcleos, y por consiguiente, de los radios de cada ion ( $r_0$ ).
- Del par de iones que forman el enlace en cada caso (n).

La energía de red puede calcularse:

$$U = -N_A A \cdot \frac{Z_c Z_a e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$



El óxido de magnesio tiene una energía de red más negativa debido, principalmente, a dos aspectos:

1. La carga del anión es -2, mientras que en el cloruro es -1, de manera que nos da un valor de energía de red mayor en valor absoluto.
2. El radio del ion O<sup>2-</sup> es menor que el del ion Cl<sup>-</sup> (puesto que es un átomo del tercer período); así, la distancia entre los núcleos ( $r_0$ ) también será menor para el óxido, lo que implica un valor mayor de energía de red, en valor absoluto.

Será más estable el óxido de magnesio por tener una energía de red más negativa.

60. a) NaBr y CsI

La diferencia más significativa entre estos dos compuestos es el tamaño de los radios de los iones.

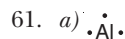
Mientras que los elementos del NaBr pertenecen al tercero y el cuarto períodos, los del CsI pertenecen al quinto y al sexto, de manera que la distancia entre los núcleos ( $r_0$ ) será mayor para el CsI, y la energía de red será más negativa para el NaBr.

b) NaI y Na<sub>2</sub>O

El catión es el mismo en ambos casos, por lo que deberemos fijarnos en el anión.

Para el yoduro,  $Z_a = 1$  y el compuesto tendrá una distancia entre los núcleos ( $r_0$ ) mayor por ser el yodo del quinto período. Ambos factores contribuyen a que la energía de red tenga un valor menor en valor absoluto.

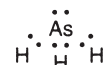
Para el óxido, en cambio,  $Z_a = 2$  y el compuesto tendrá una distancia entre los núcleos ( $r_0$ ) menor que el anterior. Ambos factores contribuyen a que la energía de red sea más negativa.

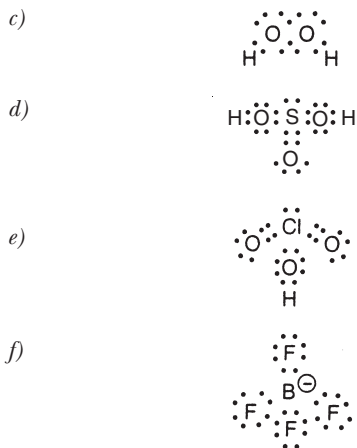


62. a)



b)





63. P: covalencias 3 y 5

As: covalencias 3 y 5

N: covalencia 3

El fósforo y el arsénico tienen orbitales libres de mayor energía, pero dentro del mismo nivel donde pueden promocionar un electrón del orbital s, y adoptar la covalencia 5 por tener 5 electrones desapareados.

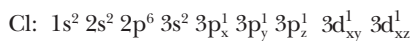
En cambio, el nitrógeno (nivel de valencia 2) no puede promocionar ningún electrón dentro de este mismo nivel.

64. Enlaces simples:  $F_2, C_2H_6, H_2S, CCl_4, PH_3$

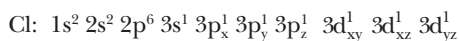
Enlaces dobles:  $CS_2, C_2H_4$

Enlaces triples:  $C_2H_2$

65. En el compuesto  $ClF_5$  la covalencia del cloro es 5:



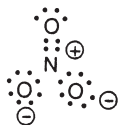
Puede tener otra covalencia superior promocionando un electrón que se encuentra en el orbital s, covalencia 7:



66.  $KNO_3$

Enlaces iónicos entre los iones de  $K^+$  y  $NO_3^-$ .

Enlaces covalentes en la formación del anión poliatómico:



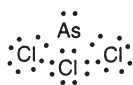
67.  $AsCl_3$

$$n = 8 e^- (As) + 3 \cdot 8 e^- (Cl) = 32 e^-$$

$$v = 5 e^- (As) + 3 \cdot 7 e^- (Cl) = 26 e^-$$

$$c = n - v = 32 e^- - 26 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- \rightarrow 10 \text{ pares no enlazantes}$$



$CS_2$

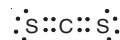
$$n = 8 e^- (C) + 2 \cdot 8 e^- (S) = 24 e^-$$

$$v = 4 e^- (C) + 2 \cdot 6 e^- (S) = 16 e^-$$

$$c = n - v = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares no enlazantes}$$

Lineal.



$BiH_3$

$$n = 8 e^- (Bi) + 3 \cdot 2 e^- (H) = 14 e^-$$

$$v = 5 e^- (Bi) + 3 \cdot 1 e^- (H) = 8 e^-$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$

Piramidal trigonal.



$HCN$

$$n = 2 e^- (H) + 8 e^- (C) + 8 e^- (N) = 18 e^-$$

$$v = 1 e^- (H) + 4 e^- (C) + 5 e^- (N) = 10 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 10 e^- - 8 e^- = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par no enlazante}$$

Lineal.



$NF_3$

$$n = 8 e^- (N) + 3 \cdot 8 e^- (F) = 32 e^-$$

$$v = 5 e^- (N) + 3 \cdot 7 e^- (F) = 26 e^-$$

$$c = n - v = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- \rightarrow 10 \text{ pares no enlazantes}$$

Piramidal trigonal.



$ClO^-$

$$n = 8 e^- (Cl) + 8 e^- (O) = 16 e^-$$

$$v = 7 e^- (Cl) + 6 e^- (O) + 1 e^- = 14 e^-$$

$$c = n - v = 2 e^- \rightarrow 1 \text{ par enlazante}$$

$$s = v - c = 14 e^- - 2 e^- = 12 e^- \rightarrow 6 \text{ pares no enlazantes}$$

Lineal.



$SO_3^{2-}$

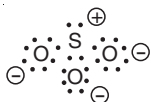
$$n = 8 e^- (S) + 3 \cdot 8 e^- (O) = 32 e^-$$

$$v = 6 e^- (S) + 3 \cdot 6 e^- (O) + 2 e^- = 26 e^-$$

$$c = n - v = 6 e^- \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 20 e^- \rightarrow 10 \text{ pares no enlazantes}$$

Piramidal trigonal.



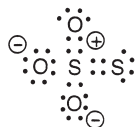
$$n = 2 \cdot 8 e^- (S) + 3 \cdot 8 e^- (O) = 40 e^-$$

$$v = 2 \cdot 6 e^- (S) + 3 \cdot 6 e^- (O) + 2 e^- = 32 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 24 e^- \rightarrow 12 \text{ pares no enlazantes}$$

Tetraédrica.



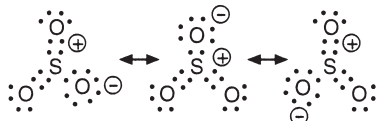
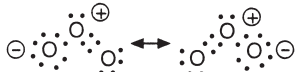
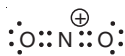
$$n = 8 e^- (N) + 2 \cdot 8 e^- (O) = 24 e^-$$

$$v = 5 e^- (S) + 2 \cdot 6 e^- (O) - 1 e^- = 16 e^-$$

$$c = n - v = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 e^- \rightarrow 4 \text{ pares no enlazantes}$$

Lineal.



69. Polaridad creciente



$$\Delta\chi \cong 0,24 \quad \Delta\chi \cong 0,58 \quad \Delta\chi \cong 0,94 \quad \Delta\chi \cong 1,09 \quad \Delta\chi \cong 1,8$$

Algo iónico    Bastante iónico    Iónico    Iónico

70. a) CaO o MgO

El Mg tiene una electronegatividad mayor, por tanto la diferencia de electronegatividades será menor, y tendrá más carácter iónico el óxido de calcio.

b) MgO o MgS

Es más electronegativo el oxígeno, de manera que su compuesto presenta mayor polaridad, y tendrá carácter más iónico.

c) CaO o CaS

Es más electronegativo el oxígeno que el azufre, y el óxido de calcio presenta mayor carácter iónico.

d) CaS o MgS

El magnesio tiene mayor electronegatividad y, por tanto, su compuesto tiene menor carácter iónico, ya que la diferencia de electronegatividades entre los dos átomos es también menor.

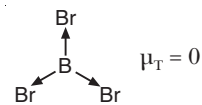
71.  $F_2$ : Enlaces covalentes, los dos átomos tienen la misma electronegatividad, comparten el par de electrones por igual.  $\Delta\chi = 0$

$H_2S$ : Enlaces covalentes pero polarizados, ya que la electronegatividad del azufre es ligeramente superior a la del hidrógeno.  $\Delta\chi = 0,38$

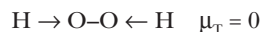
$PH_3$ : Enlaces covalentes muy poco polarizados, electronegatividades muy próximas.  $\Delta\chi = 0,1$

KF: Enlaces iónicos, sus electronegatividades son muy distintas.  $\Delta\chi = 3,16$

72. Los enlaces  $B \rightarrow Br$  son polares, pero la geometría de la molécula provoca que el momento dipolar resultante sea nulo:

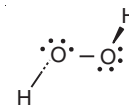


73. Si fuera lineal, el momento dipolar resultante sería nulo, por tanto, no puede ser lineal:



Estructura geométrica:

Seguramente estará formada por conformaciones distintas, ya que el enlace  $O-O$  puede girar.



Hay que tener en cuenta que no es una molécula plana y, por tanto, no se anulan los momentos dipolares de los enlaces.

74. a) Enlaces covalentes puros:

$$F_2 (\Delta\chi = 0), PH_3 (\Delta\chi = 0,01)$$

b) Enlaces predominantemente covalentes:

$$SiH_4 (\Delta\chi = 0,3), H_2S (\Delta\chi = 0,38) ClF, (\Delta\chi = 0,82)$$

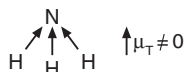
c) Enlaces predominantemente iónicos:

$$NaCl (\Delta\chi = 2,23)$$

d) Enlace con mayor carácter iónico:

$$CsF (\Delta\chi = 3,19)$$

75.  $\text{NH}_3$  Piramidal trigonal



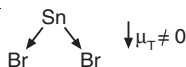
Sí presenta momento dipolar resultante porque la suma de los momentos dipolares de cada enlace no es 0.

$\text{OF}_2$  Angular



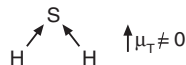
Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

$\text{SnBr}_2$  Angular



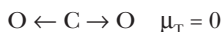
Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

$\text{H}_2\text{S}$  Angular



Los momentos dipolares de cada enlace no se anulan por ser la molécula angular.

$\text{CO}_2$  Lineal



Los momentos dipolares de cada enlace se anulan por tener geometría lineal, no hay momento dipolar resultante.

$$76. \quad \overline{\Delta H} = \frac{\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4}{4}$$

$$\overline{\Delta H} = \frac{427 \text{ kJ} + 439 \text{ kJ} + 452 \text{ kJ} + 347 \text{ kJ}}{4} = 416,25 \text{ kJ}$$

La entalpía media del enlace C–H calculado es **416,25 kJ**.

La encontrada en las tablas: C–H  $\Delta H = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Podría reconocerse como entalpía del enlace C–H a pesar de la diferencia.

77.  $\text{CH}_4$  No, porque la molécula no es polar ni hay átomos con pares de electrones no enlazados.

$\text{CO}_2$  No, porque no hay átomos de H en la molécula.

$\text{CH}_3\text{OH}$  Sí, porque en la molécula hay átomos de H y átomos de oxígeno que tienen pares de electrones no enlazados. Además, el enlace O–H es polarizado.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$  Sí, porque en la molécula hay átomos de H y átomos de hidrógeno, que tiene un par de electrones libre. Además, el enlace N–H es polarizado.

78. Orden creciente de puntos de fusión:



En los tres primeros compuestos, como el catión es siempre igual, su ordenación depende del radio del anión: cuanto mayor es el radio, mayor es la distancia de equilibrio del compuesto ( $r_0$ ) y menos negativa es la energía de red del compuesto, menos estable es éste y menor es el punto de fusión. El caso de radio mayor es KI.

Al último compuesto, además de tener el anión de menor radio, se añade el efecto de la carga del anión, que al ser el doble produce una energía de red más negativa, el compuesto es más estable y el punto de fusión es el mayor de todos.

79.	HF	HCl	HBr	HI
	195 °C	–85 °C	–67 °C	–35 °C

El elevado punto de ebullición del HF es debido al tipo de fuerzas intermoleculares, que se establecen por estar formado por H y un átomo muy pequeño y muy electro-negativo, F. Como la molécula es polar, se forman enlaces de hidrógeno, muy fuertes comparados con otras fuerzas intermoleculares.

En el resto de la serie, cuanto mayor es el radio del halógeno, mayor es la molécula y más polarizable, de manera que las fuerzas intermoleculares aumentan y, así, también su punto de ebullición.

La más polarizable de todas es HI, que tiene un punto de ebullición superior comparado con las dos anteriores.

80. Se fundamenta en que los compuestos iónicos sólo son conductores si se encuentran fundidos o en disolución. Pero en estado sólido, como suelen encontrarse, no son conductores.

Los metales son buenos conductores directamente en estado sólido.