

**CUESTIÓN 1.- Explica razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:**

- El elemento con  $Z = 25$  posee más estados de oxidación estables que el elemento con  $Z = 19$ .**
- Los elementos con  $Z = 10$ ,  $Z = 18$  y  $Z = 36$  forman pocos compuestos.**
- El estado de oxidación más estable del elemento  $Z = 37$  es  $+1$ .**
- El estado de oxidación  $+2$  es menos estable que el  $+1$  para el elemento  $Z = 11$ .**

Solución:

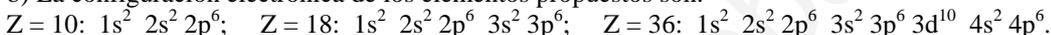
a) Para conocer los posibles estados de oxidación de un elemento es necesario disponer de su configuración electrónica. Las configuraciones electrónicas de los elementos de números atómicos  $Z = 25$  y  $Z = 19$  son:



Los números de oxidación de un elemento son los electrones que sus átomos pueden aceptar o ceder para convertirse en sus correspondientes iones con configuración electrónica de gas noble.

De la configuración electrónica del elemento de  $Z = 19$ , se desprende que sus átomos sólo pueden perder el electrón  $4s$  para convertirse en ión monovalente estable, siendo su estado de oxidación  $+1$ . Por el contrario, los átomos del elemento de  $Z = 25$  pueden perder electrones, tanto del orbital  $3d$  como del  $4s$ , para transformarse en iones con distintas polivalencias, pudiendo presentar varios estados de oxidación estables:  $+2$ ,  $+4$ ,  $+6$ ,  $+7$ .

b) La configuración electrónica de los elementos propuestos son:



La razón por la que estos elementos forman pocos compuestos se encuentra en que son gases nobles, lo que les impide, al tener completa la capa de valencia, a ceder, captar o compartir electrones para formar compuestos.

c) La configuración electrónica del elemento de  $Z = 37$  es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ .

Como al perder el electrón  $5s$ , el ión resultante presenta configuración electrónica de gas noble, el estado de oxidación estable del elemento es  $+1$ .

d) Para el elemento de  $Z = 11$ , su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Por poseer un solo electrón en la capa de valencia, su estado de oxidación estable es  $+1$ . Si se pretendiese arrancar otro electrón habría que destruir la estructura electrónica de gas noble, lo que exigiría un gran aporte de energía y un ión divalente muy inestable.

**CUESTIÓN 3.- Responde a las siguientes cuestiones referidas al  $CCl_4$ , razonando las respuestas:**

- Escribe su estructura de Lewis.**
- ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?**
- ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces C–Cl son polares?**
- ¿Por qué, a temperatura ordinaria el  $CCl_4$  es líquido y, en cambio, el  $Cl_4$  es sólido?**

Solución:

Las configuraciones electrónicas del último nivel energético de los átomos de cloro y carbono son: Cl,  $3s^2 3p^5$ ; C,  $2s^2 2p^2$ .

El carbono promociona un electrón del orbital  $2s$  al orbital  $2p$  adquiriendo covalencia 4 (4 electrones desapareados) para unirse covalentemente con los átomos de cloro, mientras que estos átomos con 7 electrones presenta covalencia 1 (1 electrón desapareado para formar 1 enlace covalente).

a) La estructura de Lewis para la molécula con cuatro enlaces covalentes es:



b) Al no presentar el carbono, átomo central, ningún par de electrones libres, los pares de electrones compartidos, para experimentar la mínima repulsión entre ellos, se dirigen hacia los vértices de un tetraedro. Los átomos de cloro ocupan esos vértices, siendo la geometría de la molécula tetraédrica.

c) La molécula es apolar porque debido a su geometría, el momento dipolar resultante, suma de los momentos dipolares de los enlaces, es cero.

d) La razón por la que el  $\text{Cl}_4$  es sólido, se debe a que al ser la molécula de mayor volumen y masa molecular que la de  $\text{CCl}_4$ , las fuerzas de Van der Waals, que las mantienen unidas son más fuertes por ser más fácil la deformación de sus niveles electrónicos externos.

**CUESTIÓN 5.- Considera las siguientes moléculas:**

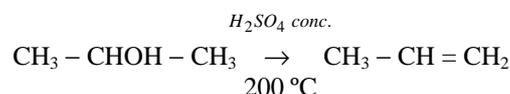
$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$ .

- Escribe sus nombres e identifica los grupos funcionales.
- ¿Cuáles de estos compuestos darían propeno mediante una reacción de eliminación? Escribe la reacción.

Solución:

- |                                |   |
|--------------------------------|---|
| $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ | Es un alcohol: grupo funcional - OH; 2-propanol.                    |
| $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$   | Es una cetona: grupo funcional - CO -; propanona.                   |
| $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$  | Es un éster: grupo funcional - COO -; etanoato o acetato de metilo. |
| $\text{CH}_3\text{-COO-NH}_2$  | Es una amida: grupo funcional - COO - NH <sub>2</sub> ; etanoamida. |

b) El propeno se obtiene a partir del 2 - propanol mediante una reacción de eliminación. Para ello, se trata con ácido sulfúrico concentrado a una temperatura próxima a los 200 °C. La reacción es:



### OPCIÓN A

**PROBLEMA 2.- Un lote de sulfato de aluminio se contamina durante su manipulación, siendo necesario determinar su pureza. Se analiza una muestra de 1 g por reacción completa con cloruro de bario, obteniéndose 2 g de sulfato de bario.**

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula los gramos de cloruro de bario que reaccionan.
- Determina la pureza de la muestra inicial de sulfato de aluminio.

**DATOS:**  $A_r(\text{S}) = 32\text{ u}$ ;  $A_r(\text{Ba}) = 137\text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16\text{ u}$ ;  $A_r(\text{Cl}) = 35,5\text{ u}$ ;  $A_r(\text{Al}) = 27\text{ u}$ .

Solución:

$M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{BaCl}_2) = 208\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{BaSO}_4) = 233\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La reacción entre el sulfato de aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  con cloruro de bario,  $\text{BaCl}_2$ , es:



b) Como en la reacción se han obtenido 2 g de  $\text{BaSO}_4$  y la relación molar entre el  $\text{BaCl}_2$  y  $\text{BaSO}_4$  es 3 a 3, los gramos de cloruro de bario que han reaccionado se obtienen, multiplicando los gramos de  $\text{BaSO}_4$  por su relación mol-gramos, por la relación molar  $\text{BaCl}_2\text{-BaSO}_4$  y por la relación gramos-mol del  $\text{BaCl}_2$ :

$$2\text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1\text{ mol BaSO}_4}{233\text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{3\text{ moles BaCl}_2}{3\text{ moles BaSO}_4} \cdot \frac{208\text{ g BaCl}_2}{1\text{ mol BaCl}_2} = 1,79\text{ g BaCl}_2.$$

c) Para determinar la pureza de la muestra de sulfato de aluminio, hay que calcular la masa de esta sustancia en la muestra, para lo cual, se multiplican los gramos de cloruro de bario anterior por la relación mol-gramos de  $\text{BaCl}_2$ , por la relación molar  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{-BaCl}_2$  y por la relación gramos-mol de

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3: 1,79\text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1\text{ mol BaCl}_2}{208\text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1\text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3\text{ moles BaCl}_2} \cdot \frac{342\text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1\text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,98\text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3.$$

La pureza de la muestra es:  $\frac{0,98\text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1\text{ g muestra}} \cdot 100 = 98\text{ \%}$ .

**Resultado: b) 1,79 g BaCl<sub>2</sub>; c) 98 % de pureza.**

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 2.-** La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm, para el agua en estado líquido y gaseoso:

Compuesto	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$\Delta S^\circ (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{H}_2\text{O (l)}$	- 286	70
$\text{H}_2\text{O (g)}$	- 242	188

- a) Calcula  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  y  $\Delta G^\circ$  para el proceso de vaporización del agua.  
 b) Determina la temperatura a la que la fase líquida y gaseosa se encuentran en equilibrio ( $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  no cambian con la temperatura).

Solución:

a) La ecuación química del proceso de vaporización del agua es:  $\text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O (g)}$ .

La variación de entalpía del proceso viene dada por la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-286) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La variación de entropía es:

$$\Delta S_r^\circ = \sum a \cdot \Delta S^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta S^\circ \text{ reactivos} = 188 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{mol})^{-1} - 70 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{mol})^{-1} = 118 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{mol})^{-1}.$$

La variación de energía libre de Gibbs del proceso es:

$$\Delta G^\circ = \Delta H - T \cdot \Delta S = 44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 118 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Cuando el agua líquida y vapor se encuentra en equilibrio se cumple que  $\Delta G^\circ = 0$ , o lo que es lo mismo,  $\Delta H - T \cdot \Delta S = 0 \Rightarrow \Delta H = T \cdot \Delta S$ , y despejando T, sustituyendo las variables termodinámicas por sus valores y operando, se obtiene la temperatura de equilibrio entre las fases líquida y gaseosa:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{118 \cdot 10^{-3} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} = 372,88 \text{ K}.$$

**Resultado:** a)  $\Delta H^\circ = 44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta S^\circ = 118 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{mol})^{-1}$ ;  $\Delta G^\circ = 8,836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b) **372,88 K.**