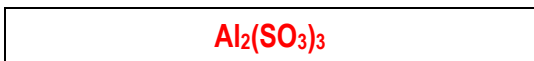


**RESOLUCIÓN**

1) (1 punto) a) Conecte con una flecha el nombre, mostrado a la derecha, con el compuesto de la izquierda:

KHCO <sub>3</sub>	Fosfito de calcio
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Fosfato de calcio
	Carbonato de potasio
	Hidrógenofosfito de calcio
	Hidrógenocarbonato de potasio

b) Formule sulfito de aluminio



2) (2 puntos) Dados los siguientes datos de electronegatividad (según la escala de Pauling) elija, entre las moléculas mostradas, aquella(s) que cumpla(n) con el enunciado:

átomo	H	C	N	S	F	I	Cs
electronegatividad	2.1	2.5	3.0	2.5	4.0	2.5	0.7

enunciado	Si <sub>6</sub>	CsF	Cl <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>
los átomos de la molécula establecen un enlace covalente puro	✓		✓	
los átomos de la molécula establecen un enlace iónico		✓		
la molécula establece enlaces de hidrógeno con agua	✓		✓	✓
la molécula establece interacciones ión-dipolo con el agua		✓		
el momento dipolar de enlace, entre los átomos de la molécula, es cero	✓		✓	
la hibridación del átomo central, de la molécula, es sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	✓			

**Ejercicios de resolución (contestar en hoja aparte)**

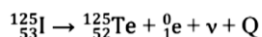
3) (3 puntos) a) Teniendo en cuenta que el único isótopo estable del yodo es el <sup>127</sup>I:

Indique los dos modos de decaimiento posibles del <sup>125</sup>I.

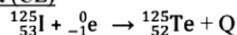
b) ¿Cuál de los modos de decaimiento indicados en (a) es posible energéticamente para <sup>125</sup>I? Datos: MA <sup>125</sup>I = 124.904578 u; MA <sup>125</sup>Te = 124.904418 u; MA <sup>125</sup>Xe = 124.906620 u; MA e<sup>-</sup> = 0.000549 u

a) El <sup>125</sup>I tiene, con respecto a su isótopo estable (<sup>127</sup>I), un déficit de neutrones (72 vs 74), por lo que sería de esperar que decayera por emisión de positrones o captura electrónica:

Decaimiento β<sup>+</sup>



Decaimiento por captura electrónica (CE)



b. Para conocer los energéticamente posibles decaimientos se determinará Δm de cada proceso:

Decaimiento β<sup>+</sup>

$$\Delta m = m_{\text{padre}} - m_{\text{hijo}} - 2m_{\text{e}^-} = 124.904578 - 124.904418 - (2 \times 0.000549) < 0$$

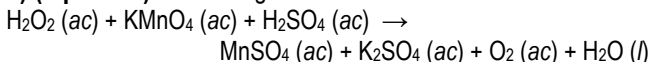
Es un proceso NO espontáneo

Decaimiento por captura electrónica (CE)

$$\Delta m = m_{\text{padre}} - m_{\text{hijo}} = 124.904578 - 124.904418 > 0$$

Es un proceso espontáneo, por lo tanto el proceso es energéticamente posible.

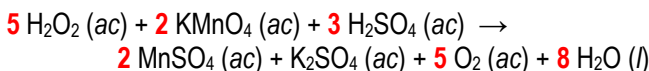
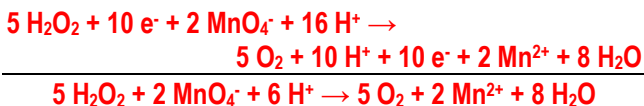
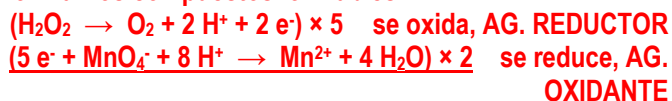
4) (3 puntos) Dada la siguiente reacción



a) Iguale la ecuación por el método del ión-electrón. Indique reactivo oxidante y reactivo reductor.

b) Indique el reactivo limitante sabiendo que pone a reaccionar 5.0 mL de la disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 4 M, 3.0 g de permanganato de potasio y exceso de ácido sulfúrico.

a) **Reacción redox en medio ácido (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Se deben ionizar los compuestos ionizables**



b)  $M_{\text{H}_2\text{O}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}_2} / V(\text{L})$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 4 \text{ M} \times 0.005 \text{ L} = 0.02 \text{ mol}$$

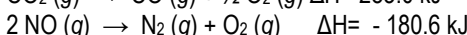
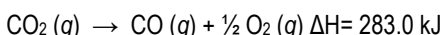
$$n_{\text{KMnO}_4} = m_{\text{KMnO}_4} / MM_{\text{KMnO}_4} = 3.0 \text{ g} / 158.03 \text{ g mol}^{-1} = 0.019 \text{ mol}$$

Por estequiometría

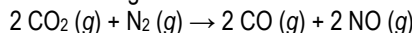
5 mol de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> requieren → 2 mol de KMnO<sub>4</sub>  
 0.02 mol de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> requerirán → x = 0.008 mol de KMnO<sub>4</sub>

Como se ponen 0.019 mol de KMnO<sub>4</sub>, mayor cantidad que la que se necesita, el limitante es H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

5) (3 puntos) Dada la siguiente información:

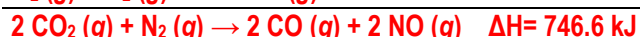
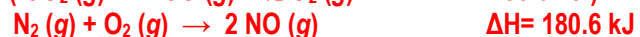
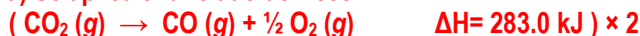


a) Calcule el ΔH de la siguiente reacción



b) Si la reacción de la parte (a) tiene un ΔS = 40 J K<sup>-1</sup> indique el rango de temperatura en el que la reacción es espontánea.

a) Se aplica enunciado de Hess



b) Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que ΔG < 0

$$\text{siendo } \Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

se sustituye con la información disponible y se calcula T:

$$\Delta H - T \Delta S < 0$$

$$746.6 \text{ kJ} - T 0.040 \text{ kJ K}^{-1} < 0$$

$$746.6 \text{ kJ} < T 0.040 \text{ kJ K}^{-1}$$

$$746.6 \text{ kJ} / 0.040 \text{ kJ K}^{-1} < T$$

$$18665 \text{ K} < T$$

A cualquier temperatura superior a 18665 K la reacción será espontánea.