

PUNTUACIÓN QUE SE OTORGARÁ A ESTE EJERCICIO: (véanse las distintas partes del examen)

**Responda a 5 preguntas cualesquiera de entre las 10 propuestas. La calificación máxima de cada pregunta es de 2 puntos.**

1. **(2 puntos)** Se toman 100 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$  de  $\text{pH} = 0,5$  y se le añade 1 g de  $\text{NaOH}$ .
- ¿Qué  $\text{pH}$  tendrá la disolución resultante de esta mezcla? (1,5 puntos)
  - ¿Qué cantidad exacta de  $\text{NaOH}$  habría que haber añadido para que el  $\text{pH}$  de la disolución fuera neutro? (0,5 puntos)

Masas atómicas:  $\text{Na} = 23$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{H} = 1$ .

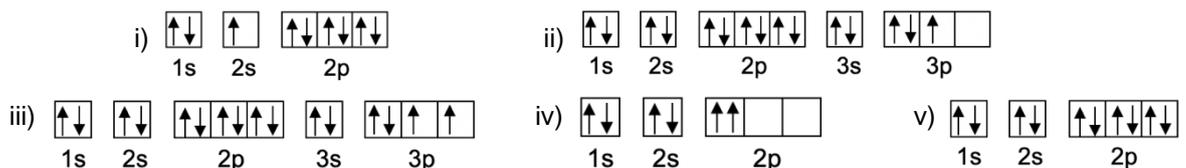
**Nota:** Considerar que el volumen no varía al añadir el  $\text{NaOH}$ .

2. **(2 puntos)** Indique razonadamente en qué condiciones de temperatura (altas, bajas o a cualquier temperatura) serán espontáneas las siguientes reacciones, o si hay alguna que no será espontánea a ninguna temperatura:
- $\text{C (s)} + 2 \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CH}_4 \text{(g)}$   $\Delta H = -74,8 \text{ kJ}$  (0,5 puntos)
  - $3 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{O}_3 \text{(g)}$   $\Delta H = +285,5 \text{ kJ}$  (0,5 puntos)
  - $\text{CH}_3\text{OH (g)} + 3/2 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O (g)}$   $\Delta H = -764,4 \text{ kJ}$  (0,5 puntos)
  - $2 \text{Ag}_2\text{O (s)} \rightarrow 4 \text{Ag (s)} + \text{O}_2 \text{(g)}$   $\Delta H = +71,2 \text{ kJ}$  (0,5 puntos)

3. **(2 puntos)** El  $\text{KMnO}_4$  reacciona con hipoclorito de potasio,  $\text{KClO}$ , en medio de ácido sulfúrico, para dar  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  y agua.
- Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. (1 punto)
  - ¿Qué volumen de una disolución 0,1 M de permanganato de potasio reaccionará completamente con 200 mL de otra disolución que contiene 8,5 g de hipoclorito de potasio por litro? (1 punto)

Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35,5$ ;  $\text{K} = 39$ ;  $\text{O} = 16$ .

4. **(2 puntos)** Observe las siguientes distribuciones de electrones de átomos neutros y conteste razonadamente a las preguntas:



- ¿Cuáles de estos diagramas muestran una distribución electrónica posible y cuáles no? (1 punto)
  - De entre todos los diagramas hay uno que representa un estado excitado. ¿Cuál es? Escriba la configuración electrónica de su estado fundamental e indique de qué elemento se trata, así como el periodo y el grupo al que pertenece. (0,5 puntos)
  - ¿Cuál de todas las distribuciones electrónicas representa a un gas noble? Escriba los números cuánticos de todos los electrones de la última capa de este elemento. (0,5 puntos)
5. **(2 puntos)** La solubilidad del cromato de plata ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) es de  $4,35 \times 10^{-3}$  g por cada 100 mL.
- Escriba el equilibrio de solubilidad del cromato de plata y calcule el valor del producto de solubilidad. (1 punto)
  - ¿Precipitará el cromato de plata cuando se mezclen 200 mL de una disolución 0,9 M de cromato de sodio y 300 mL de una disolución 0,4 M de nitrato de plata? (1 punto)

Masas atómicas:  $\text{Cr} = 52$ ;  $\text{Ag} = 108$ ;  $\text{O} = 16$ .

6. **(2 puntos)** El pentacloruro de antimonio es un líquido viscoso de densidad 2,3 g/mL, el cual al elevar la temperatura se descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio:



En un recipiente de 5 L se introducen 350 mL de pentacloruro de antimonio y se calienta a 200°C, observándose que, al alcanzar el equilibrio, la presión del sistema es de 25 atm.

Calcule:

- Los moles de cada especie en el equilibrio. (0,9 puntos)
- El valor de  $K_c$ . (0,6 puntos)
- ¿Cómo evolucionará el equilibrio si la presión total del sistema se reduce a la mitad? (0,5 puntos)

Masas atómicas: Sb = 122; Cl = 35,5. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

7. **(2 puntos)** Dadas las siguientes sustancias: CaCl<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, Na y SF<sub>6</sub>.

- ¿Qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) está presente en estas sustancias? Justifique la respuesta. (0,6 puntos)
- Para las moléculas anteriores que presenten enlaces covalentes, explique sus estructuras de Lewis y razone su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). ¿Qué puede decir sobre la polaridad de estas moléculas? (1,4 puntos)

8. **(2 puntos)** Conteste razonadamente:

- ¿Qué ocurrirá si se añade una disolución de sulfato de cobre(II) a un recipiente de Zn? ¿Y si el recipiente es de Ag? (1 punto)
- ¿En qué sentido, hacia la derecha o hacia la izquierda, se producirán espontáneamente las siguientes reacciones?:
  - $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Pb} + 2 \text{Fe}^{3+}$  (0,5 puntos)
  - $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Cd}^{2+}$  (0,5 puntos)

Datos:  $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ .

9. **(2 puntos)** La combustión de butano gaseoso a 25°C conduce a la obtención de dióxido de carbono (gas) y agua líquida, y la entalpía molar estándar de esta reacción es -2875,8 kJ/mol.

- Escriba y ajuste la ecuación de combustión de butano. (0,5 puntos)
- Con los datos proporcionados, calcule la entalpía molar de formación del butano. (0,5 puntos)
- ¿Cuánto calor se pondrá en juego si se hacen reaccionar 232 g de butano con 896 g de oxígeno? (1 punto)

Datos:  $\Delta H_f^\circ$  (kJ/mol): CO<sub>2</sub> (g) = - 393,5; H<sub>2</sub>O (l) = - 285,8. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

10. **(2 puntos)**

- Escriba la base conjugada de los siguientes ácidos de Brønsted: NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, H<sub>2</sub>O, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>COOH. ¿Alguna de estas especies se puede comportar también como una base? Justifique las respuestas. (1 punto)
- El HCN tiene una  $K_a = 6,1 \times 10^{-10}$  y el ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) tiene una  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ , ¿cuál de los dos ácidos es más débil? ¿cuál de ellos tendrá una base conjugada más fuerte? Justifique las respuestas. (1 punto)

### CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

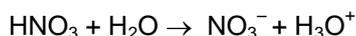
- Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado esté convenientemente razonado.
  - En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución numérica obtenida en uno de ellos sea imprescindible para resolver el siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado anterior, salvo que el resultado sea incoherente.
  - En caso de error algebraico sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará con 0,25 puntos como máximo.
  - Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y que estén debidamente razonados.
  - Los errores de formulación se podrán penalizar con hasta 0,25 puntos por fórmula, pero en ningún caso se podrá obtener una puntuación negativa.
  - Se valorará la presentación del ejercicio. Por errores ortográficos y redacción defectuosa se podrá bajar la calificación hasta en 1 punto.
1. **(2 puntos)** Se toman 100 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$  de  $\text{pH} = 0,5$  y se le añade 1 g de NaOH.
- a) ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta mezcla? *(1,5 puntos)*
- b) ¿Qué cantidad exacta de NaOH habría que haber añadido para que el pH de la disolución fuera neutro? *(0,5 puntos)*

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

**Nota:** Considerar que el volumen no varía al añadir el NaOH.

### RESPUESTA

- a) Cálculo de las cantidades iniciales **(0,25 puntos)**

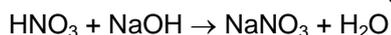


$$\text{pH} = 0,5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,32 \text{ M}$$

$$0,32 \text{ M} = n / 0,1 \text{ L} \Rightarrow n = 0,032 \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^+ = 0,032 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

$$1 \text{ g} / 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,025 \text{ mol de NaOH}$$

- Determinación del reactivo limitante **(0,5 puntos)**



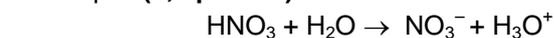
1 mol de  $\text{HNO}_3$  reacciona con 1 mol de NaOH. 0,032 moles de  $\text{HNO}_3$  consumirían 0,032 moles de NaOH pero no hay suficiente, por lo que el NaOH es el reactivo limitante.

Cantidad de  $\text{HNO}_3$  que queda sin reaccionar. **(0,25 puntos)**

$$0,025 \text{ mol de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol de NaOH}} = 0,025 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \text{ reaccionan.}$$

$$0,032 \text{ mol} - 0,025 \text{ mol} = 7 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{HNO}_3 \text{ quedan sin reaccionar.}$$

Cálculo del pH. **(0,5 puntos)**



mol inicial	$7 \times 10^{-3}$	-	-
mol final	-	$7 \times 10^{-3}$	$7 \times 10^{-3}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 0,07 \text{ M}$$

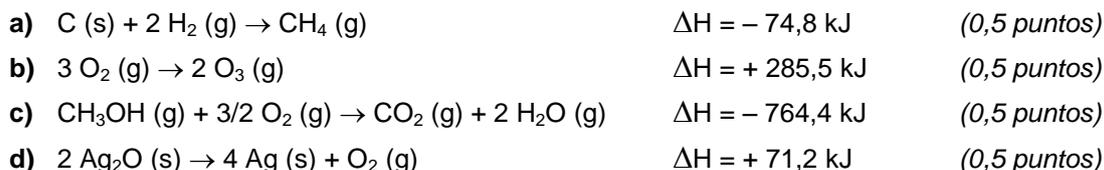
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]; \text{pH} = 1,15$$

- b)  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$0,032 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3} = 0,032 \text{ mol de NaOH}$$

$$0,032 \text{ mol} \times 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,28 \text{ g de NaOH} \quad \text{(0,5 puntos)}$$

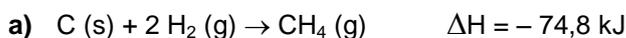
2. **(2 puntos)** Indique razonadamente en qué condiciones de temperatura (altas, bajas o a cualquier temperatura) serán espontáneas las siguientes reacciones, o si hay alguna que no será espontánea a ninguna temperatura:



### RESPUESTA

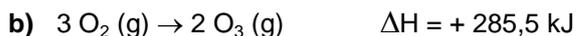
Para que una reacción sea espontánea  $\Delta G < 0 \Rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$

Para analizar la variación de entropía nos fijamos en la variación de moles gaseosos, ya que son los que suponen un mayor grado de desorden.



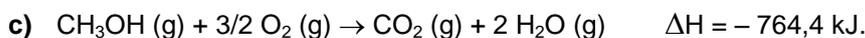
En esta reacción se pasa de 2 moles gaseosos en los reactivos a sólo 1 en el producto, por lo que disminuye el desorden  $\Rightarrow \Delta S < 0$

$\Delta G = (-) - T(-) \Rightarrow$  Aquí para que  $\Delta G < 0$ , el **valor de la temperatura deberá ser bajo** para que el segundo término no supere al primero.  $T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$  **(0,5 puntos)**



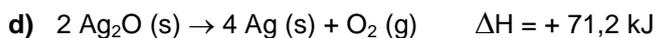
En esta reacción se pasa de 3 moles gaseosos en el reactivo a 2 moles en el producto, por lo que disminuye el desorden  $\Rightarrow \Delta S < 0$

$\Delta G = (+) - T(-) \Rightarrow$  En este caso, no es posible que  $\Delta G$  sea negativo, ni siquiera variando la temperatura, por lo que **esta reacción nunca será espontánea.** **(0,5 puntos)**



En esta reacción se pasa de 2,5 moles gaseosos en los reactivos a 3 moles en los productos, por lo que aumenta el desorden  $\Rightarrow \Delta S > 0$

$\Delta G = (-) - T(+)$   $\Rightarrow$  En este caso siempre  $\Delta G < 0$ , por lo que este **proceso será espontáneo a cualquier temperatura.** **(0,5 puntos)**



En esta reacción en los reactivos solo tenemos moles de sólido mientras que en los productos hay 1 mol de producto gaseoso, así, el desorden aumenta  $\Rightarrow \Delta S > 0$

$\Delta G = (+) - T(+)$   $\Rightarrow$  En este caso para que  $\Delta G < 0$ , el **valor de la temperatura tendrá que ser alto** para que el segundo término sea mayor que el primero y la diferencia sea negativa.  $T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$   
**(0,5 puntos)**

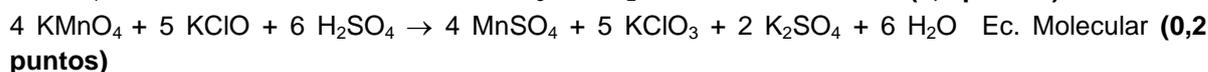
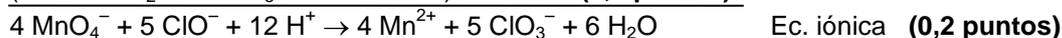
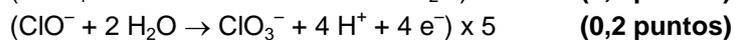
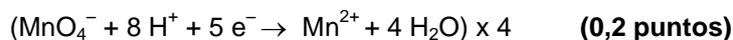
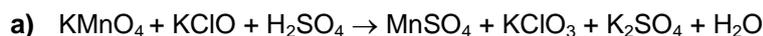
3. **(2 puntos)** El  $KMnO_4$  reacciona con hipoclorito de potasio,  $KClO$ , en medio de ácido sulfúrico, para dar  $KClO_3$ ,  $MnSO_4$ ,  $K_2SO_4$  y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. (1 punto)

b) ¿Qué volumen de una disolución 0,1 M de permanganato de potasio reaccionará completamente con 200 mL de otra disolución que contiene 8,5 g de hipoclorito de potasio por litro? (1 punto)

Masas atómicas: Cl= 35,5; K = 39; O = 16.

## RESPUESTA



El  $\text{ClO}^-$  pierde electrones, se oxida, por tanto, es el agente reductor. (0,1 puntos)

El  $\text{MnO}_4^-$  gana electrones, se reduce, por tanto, es el agente oxidante. (0,1 puntos)

b) Cálculo de los moles de KClO:

$0,2 \text{ L} \times 8,5 \text{ g KClO/L} = 1,7 \text{ g de KClO}$

Moles de KClO  $\Rightarrow 1,7 \text{ g} / 90,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,019 \text{ mol de KClO}$  (0,4 puntos)

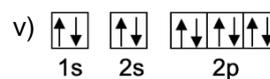
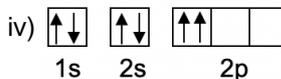
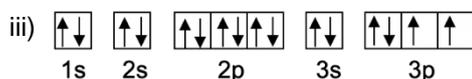
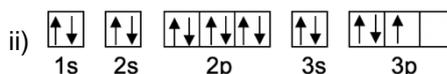
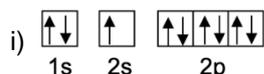
Cálculo de los moles de  $\text{KMnO}_4$ :

$0,019 \text{ mol KClO} \times \frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol KClO}} = 0,015 \text{ mol KMnO}_4$  (0,4 puntos)

Cálculo del volumen de disolución de  $\text{KMnO}_4$ :

$0,015 \text{ mol KMnO}_4 / 0,1 \text{ M} = 0,150 \text{ L} \Rightarrow 150 \text{ mL de disolución de KMnO}_4$ . (0,2 puntos)

4. (2 puntos) Observe las siguientes distribuciones de electrones de átomos neutros y conteste razonadamente a las preguntas:



a) ¿Cuáles de estos diagramas muestran una distribución electrónica posible y cuáles no? (1 punto)

b) De entre todos los diagramas hay uno que representa un estado excitado. ¿Cuál es? Escriba la configuración electrónica de su estado fundamental e indique de qué elemento se trata, así como el periodo y el grupo al que pertenece. (0,5 puntos)

c) ¿Cuál de todas las distribuciones electrónicas representa a un gas noble? Escriba los números cuánticos de todos los electrones de la última capa de este elemento. (0,5 puntos)

## RESPUESTA

a) i) Diagrama **correcto**. La distribución es posible, cumple con el principio de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund. No cumple con el llenado de orbitales por energía creciente ya que hay un electrón del orbital 2s que ha pasado a un orbital 2p de mayor energía, por lo que el diagrama representa un estado excitado. (0,2 puntos)

ii) Diagrama **incorrecto**. No cumple la regla de máxima multiplicidad de Hund que indicaría que los 3 electrones en esos orbitales 3p se deberían colocar de manera que ocupen los tres orbitales degenerados, quedando todos los electrones desapareados. (0,2 puntos)

iii) Diagrama **correcto**. La distribución es posible, cumple con el principio de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund. (0,2 puntos)

iv) Diagrama **incorrecto**. No cumple con el principio de exclusión de Pauli, ya que hay dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. (0,2 puntos)

v) Diagrama **correcto**. La distribución es posible, cumple con el principio de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund. (0,2 puntos)

b) El diagrama que representa un estado excitado es el i). (La explicación puede ser la del apartado anterior). **(0,2 puntos)**

Estado fundamental:  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$  Es el flúor. Periodo 2. Grupo 17. **(0,3 puntos)**

c) El diagrama que representa a un gas noble es el v) porque tiene su última capa electrónica (capa de valencia) completa. **(0,25 puntos)**

Números cuánticos de los electrones de la última capa: **(0,25 puntos)**

2s: (2, 0, 0, +1/2) y (2, 0, 0, -1/2)

2p: (2, 1, -1, +1/2), (2, 1, -1, -1/2), (2, 1, 0, +1/2), (2, 1, 0, -1/2), (2, 1, 1, +1/2) y (2, 1, 1, -1/2)

5. **(2 puntos)** La solubilidad del cromato de plata ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) es de  $4,35 \times 10^{-3}$  g por cada 100 mL.

a) Escriba el equilibrio de solubilidad del cromato de plata y calcule el valor del producto de solubilidad. (1 punto)

b) ¿Precipitará el cromato de plata cuando se mezclen 200 mL de una disolución 0,9 M de cromato de sodio y 300 mL de una disolución 0,4 M de nitrato de plata? (1 punto)

Masas atómicas: Cr = 52; Ag = 108; O = 16.

## RESPUESTA

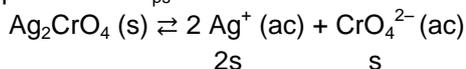
a) Equilibrio de solubilidad:



Cálculo de la solubilidad en mol / L: **(0,3 puntos)**

$$s = \frac{4,35 \times 10^{-3} \text{ g de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4}{100 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4}{332 \text{ g de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,31 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

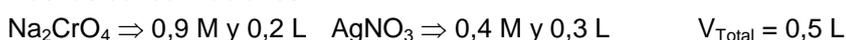
Expresión de  $K_{ps}$ :



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] \Rightarrow K_{ps} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 \quad \mathbf{(0,3 \text{ puntos})}$$

$$K_{ps} = 4 \cdot (1,31 \times 10^{-4})^3 = 9 \times 10^{-12} \quad \mathbf{(0,2 \text{ puntos})}$$

b) Nuevas concentraciones:



$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,2 \text{ L} \cdot 0,9 \text{ M} / 0,5 \text{ L} = 0,36 \text{ M} \quad \mathbf{(0,25 \text{ puntos})}$$

$$[\text{Ag}^+] = 0,3 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ M} / 0,5 \text{ L} = 0,24 \text{ M} \quad \mathbf{(0,25 \text{ puntos})}$$

$$[\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = 0,24^2 \cdot 0,36 = 0,021 \gg K_{ps} \Rightarrow \text{Precipitará el } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \quad \mathbf{(0,5 \text{ puntos})}$$

6. **(2 puntos)** El pentacloruro de antimonio es un líquido viscoso de densidad 2,3 g/mL, el cual al elevar la temperatura se descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio:



En un recipiente de 5 L se introducen 350 mL de pentacloruro de antimonio y se calienta a 200°C, observándose que, al alcanzar el equilibrio, la presión del sistema es de 25 atm.

Calcule:

a) Los moles de cada especie en el equilibrio. (0,9 puntos)

b) El valor de  $K_c$ . (0,6 puntos)

c) ¿Cómo evolucionará el equilibrio si la presión total del sistema se reduce a la mitad? (0,5 puntos)

Masas atómicas: Sb = 122; Cl = 35,5. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

## RESPUESTA

- a) Moles iniciales de  $\text{SbCl}_5$ :

$$350 \text{ mL} \times 2,3 \text{ g/mL} = 805 \text{ g de } \text{SbCl}_5$$

$$805 \text{ g} / 299,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,7 \text{ moles } \text{SbCl}_5 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Planteamiento del equilibrio:

	$\text{SbCl}_5 \text{ (g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{SbCl}_3 \text{ (g)}$	+	$\text{Cl}_2 \text{ (g)}$	
mol Inicial	2,7		–		–	
mol equil.	2,7–x		x		x	Planteamiento: (0,25 puntos)

$$\text{En el equilibrio: } P = 25 \text{ atm} \Rightarrow PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{25 \cdot 5}{0,082 \cdot 473} = 3,22 \text{ mol totales}$$

$$\text{Moles totales: } n_T = 2,7 - x + x + x = 2,7 + x = 3,22 \Rightarrow x = 0,52 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Moles de cada especie en el equilibrio:

$$n(\text{SbCl}_5) = 2,7 - x = 2,18 \text{ mol} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

$$n(\text{SbCl}_3) = x = 0,52 \text{ mol} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

$$n(\text{Cl}_2) = x = 0,52 \text{ mol} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

- b) Concentraciones en el equilibrio de cada especie:

$$[\text{SbCl}_5] = 2,18 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,436 \text{ M} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

$$[\text{SbCl}_3] = 0,52 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,104 \text{ M} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,52 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,104 \text{ M} \quad \text{(0,05 puntos)}$$

Planteamiento y cálculo de  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0,104 \cdot 0,104}{0,436} = 0,025 \quad \text{(0,45 puntos)}$$

- c) *Principio de Le Chatelier*: Cuando se disminuye la presión de un sistema en equilibrio, éste evolucionará para compensar el efecto desplazándose hacia donde haya un mayor número de moles gaseosos. **(0,2 puntos)**

*Aplicación*: En los productos hay 2 moles gaseosos mientras que sólo hay 1 en el reactivo, por lo tanto, disminuir la presión desplazará el equilibrio hacia la derecha ( $\rightarrow$ ), hacia los productos. **(0,3 puntos)**

7. **(2 puntos)** Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ , Na y  $\text{SF}_6$ .

- a) ¿Qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) está presente en estas sustancias? Justifique la respuesta. *(0,6 puntos)*
- b) Para las moléculas anteriores que presenten enlaces covalentes, explique sus estructuras de Lewis y razone su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). ¿Qué puede decir sobre la polaridad de estas moléculas? *(1,4 puntos)*

## RESPUESTA

- a)  $\text{CaCl}_2$ : Enlace iónico formado por un catión de  $\text{Ca}^{2+}$  y dos aniones  $\text{Cl}^-$ . **(0,15 puntos)**

$\text{CCl}_4$ : Enlace covalente formado por dos elementos no metálicos. **(0,15 puntos)**

Na: Enlace metálico que mantiene unidos los átomos de sodio (metal alcalino). **(0,15 puntos)**

$\text{SF}_6$ : Enlace covalente formado por dos elementos no metálicos. **(0,15 puntos)**

- b) **CCl<sub>4</sub>** C: [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> → 4 electrones de valencia  
Cl: [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> → 7 electrones de valencia

El átomo de C comparte sus 4 electrones con los 4 átomos de Cl. Cada Cl comparte un electrón con el C y le quedan 3 pares de electrones sin compartir. **(0,25 puntos)**

Los 4 pares de electrones de alrededor del C se distribuyen para reducir la repulsión al mínimo, por lo que esta molécula tiene una geometría **tetraédrica**. **(0,25 puntos)**

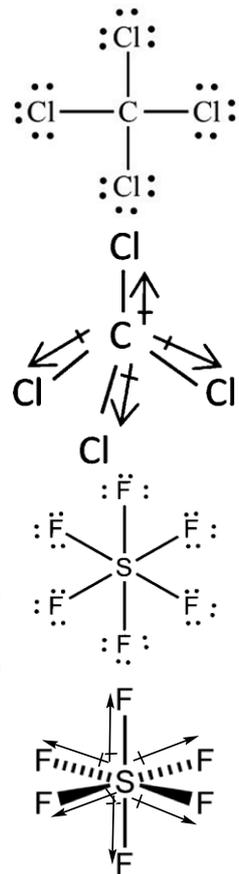
Los enlaces C-Cl de esta molécula son polares pero la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces da 0, por lo tanto, la molécula es apolar ( $\mu = 0$ ). **(0,2 puntos)**

- SF<sub>6</sub>** S: [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> → 6 electrones de valencia  
F: [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> → 7 electrones de valencia

El átomo de S comparte sus 6 electrones con los átomos de F. Cada F comparte un electrón con el S y le quedan 3 pares de electrones sin compartir. **(0,25 puntos)**

Los 6 pares de electrones enlazantes de alrededor del S se distribuyen para reducir la repulsión al mínimo, por lo que esta molécula tendrá una geometría **octaédrica**. **(0,25 puntos)**

Los enlaces S-F de esta molécula son polares, pero igual que antes, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces da 0, por lo tanto, la molécula es apolar ( $\mu = 0$ ). **(0,2 puntos)**



8. **(2 puntos)** Conteste razonadamente:

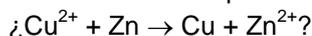
- a) ¿Qué ocurrirá si se añade una disolución de sulfato de cobre(II) a un recipiente de Zn? ¿Y si el recipiente es de Ag? **(1 punto)**
- b) ¿En qué sentido, hacia la derecha o hacia la izquierda, se producirán espontáneamente las siguientes reacciones?:
- $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Pb} + 2 \text{Fe}^{3+}$  **(0,5 puntos)**
  - $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Cd}^{2+}$  **(0,5 puntos)**

Datos:  $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $\varepsilon^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ .

**RESPUESTA**

- a) Para que haya una reacción espontánea se tiene que cumplir que  $\Delta G$  sea menor que 0, y como  $\Delta G^\circ = -nF\Delta\varepsilon^\circ$ ,  $\Delta\varepsilon^\circ > 0$ , es decir,  $\varepsilon^\circ(\text{reducción}) - \varepsilon^\circ(\text{oxidación}) > 0$ .

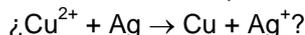
En el caso del recipiente de Zn:



$\Delta\varepsilon^\circ = \varepsilon^\circ(\text{reducción}) - \varepsilon^\circ(\text{oxidación}) = \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = +0,34 - (-0,76) = +1,1 \text{ V}$   
**(0,25 puntos)**

Como  $\Delta\varepsilon^\circ > 0$ , se producirá una reacción espontánea entre la disolución y el recipiente. **(0,25 puntos)**

En el caso del recipiente de Ag:



$\Delta\varepsilon^\circ = \varepsilon^\circ(\text{reducción}) - \varepsilon^\circ(\text{oxidación}) = \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,34 - (+0,80) = -0,46 \text{ V}$   
**(0,25 puntos)**

Como  $\Delta\varepsilon^\circ < 0$  si se añade una disolución de sulfato de cobre en un recipiente de plata no pasa nada. **(0,25 puntos)**

- b) Se tiene que cumplir que  $\Delta\varepsilon^{\circ} = \varepsilon^{\circ}(\text{reducción}) - \varepsilon^{\circ}(\text{oxidación}) > 0$
- a. En el sentido directo:  
 $\Delta\varepsilon^{\circ} = \varepsilon^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - \varepsilon^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = -0,13 - (+0,77) = -0,9 \text{ V} < 0$  **(0,25 puntos)**  
 Por lo tanto, la reacción espontánea se producirá hacia la izquierda:  
 $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+} \leftarrow \text{Pb} + 2 \text{Fe}^{3+}$  **(0,25 puntos)**
- b. En el sentido directo:  
 $\Delta\varepsilon^{\circ} = \varepsilon^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varepsilon^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = +0,34 - (-0,40) = +0,74 \text{ V} > 0$  **(0,25 puntos)**  
 Por lo tanto, la reacción espontánea se producirá hacia la derecha:  
 $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Cd}^{2+}$  **(0,25 puntos)**

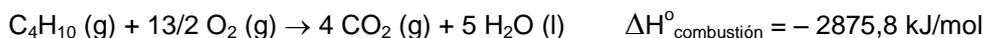
9. **(2 puntos)** La combustión de butano gaseoso a 25°C conduce a la obtención de dióxido de carbono (gas) y agua líquida, y la entalpía molar estándar de esta reacción es -2875,8 kJ/mol.
- a) Escriba y ajuste la ecuación de combustión de butano. *(0,5 puntos)*
- b) Con los datos proporcionados, calcule la entalpía molar de formación del butano. *(0,5 puntos)*
- c) ¿Cuánto calor se pondrá en juego si se hacen reaccionar 232 g de butano con 896 g de oxígeno? *(1 punto)*

Datos:  $\Delta H_f^{\circ}$  (kJ/mol):  $\text{CO}_2$  (g) = - 393,5;  $\text{H}_2\text{O}$  (l) = - 285,8. Masas atómicas: C = 12, H = 1, O = 16.

## RESPUESTA

- a)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  (g) + 13/2  $\text{O}_2$  (g)  $\rightarrow$  4  $\text{CO}_2$  (g) + 5  $\text{H}_2\text{O}$  (l) **(0,5 puntos)**  
 (El fallo en la fórmula del butano descontará 0,25 puntos)

- b) Cálculo de la entalpía de formación de butano:



$$\Delta H^{\circ}_{\text{combustión}} = \sum \Delta H_f^{\circ} (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^{\circ} (\text{reactivos})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{combustión}} = 4 \Delta H_f^{\circ} (\text{CO}_2) + 5 \Delta H_f^{\circ} (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^{\circ} (\text{C}_4\text{H}_{10}) - 13/2 \Delta H_f^{\circ} (\text{O}_2)$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{combustión}} = - 2875,8 \text{ kJ/mol} = 4 \cdot (- 393,5) + 5 \cdot (- 285,8) - \Delta H_f^{\circ} (\text{C}_4\text{H}_{10}) - 0$$

$$\text{Despejando: } \Delta H_f^{\circ} (\text{C}_4\text{H}_{10}) = - 127,2 \text{ kJ/mol} \quad \mathbf{(0,5 puntos)}$$

- c) Cálculo de las cantidades inicial: **(0,25 puntos)**

$$\text{Moles de } \text{O}_2 \Rightarrow n = 896 \text{ g} / 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28 \text{ mol}$$

$$\text{Moles de } \text{C}_4\text{H}_{10} \Rightarrow n = 232 \text{ g} / 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \text{ mol}$$

Cálculo del reactivo limitante: **(0,5 puntos)**

Moles de  $\text{O}_2$  que reaccionarán con 4 moles de butano:

$$4 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10} \times \frac{13/2 \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 26 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ serían necesarios}$$

Como hay 28 moles de  $\text{O}_2$ , está en exceso, por lo que el reactivo limitante será el butano.

Cálculo del calor intercambiado:

Reaccionan los 4 moles de butano:

$$4 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10} \times (- 2875,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = - 11503,2 \text{ kJ se liberan.} \quad \mathbf{(0,25 puntos)}$$

**Es obligatorio calcular el reactivo limitante para contabilizar este apartado completo.**

10. **(2 puntos)**

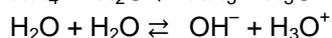
- a) Escriba la base conjugada de los siguientes ácidos de Brönsted:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .  
 ¿Alguna de estas especies se puede comportar también como una base? Justifique las respuestas. *(1 punto)*
- b) El HCN tiene una  $K_a = 6,1 \times 10^{-10}$  y el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) tiene una  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ , ¿cuál de los dos ácidos es más débil? ¿cuál de ellos tendrá una base conjugada más fuerte? Justifique las respuestas. *(1 punto)*

## RESPUESTA

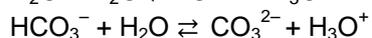
a) Teniendo en cuenta los equilibrios de disociación:



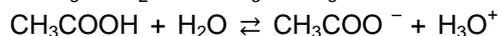
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  ácido / base conjugada **(0,2 puntos)**



$\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  ácido / base conjugada **(0,2 puntos)**

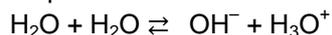


$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$  ácido / base conjugada **(0,2 puntos)**

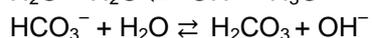


$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  ácido / base conjugada **(0,2 puntos)**

El  $\text{H}_2\text{O}$  y el  $\text{HCO}_3^-$  se pueden comportar también como bases, pueden ceder o captar protones, por lo que son sustancias anfóteras.



$\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$  base / ácido conjugado **(0,1 puntos)**



$\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$  base / ácido conjugado **(0,1 puntos)**

b) Cuanto mayor sea la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en una disolución, mayor será la acidez y, por lo tanto, mayor será la fortaleza del ácido disuelto. La  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  es mayor cuanto mayor es la constante de acidez ( $K_a$ ), ya que más desplazado estará el equilibrio hacia la formación de  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Así se concluye que el ácido más débil será aquel que tenga una  $K_a$  más baja, es decir, el ácido más débil será el HCN. **(0,5 puntos)**

Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, por estar relacionados a través de un equilibrio químico. Así el ácido que tendrá la base conjugada más fuerte también será el HCN.

$$K_w = 10^{-14} = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b(\text{CN}^-) = 1,6 \times 10^{-5} \text{ y } K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5,6 \times 10^{-10} \quad \textbf{(0,5 puntos)}$$

NOTA: No es necesario el cálculo de las  $K_b$  para obtener la máxima puntuación en este apartado.