

- 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 solo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará 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 hasta con 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.

### OPCIÓN A

1. (1,5 puntos) Considere los elementos A ( $Z = 8$ ), B ( $Z = 19$ ) y C ( $Z = 30$ ).
- Escriba sus configuraciones electrónicas e identifíquelos con su nombre y símbolo. ¿Qué ion monoatómico formará preferentemente cada uno de ellos? (0,9 puntos)
  - De entre esos elementos, elija, de forma razonada, el elemento más electronegativo, el elemento de mayor radio atómico y el elemento que presente una menor energía de ionización. (0,6 puntos)

#### Respuesta

- a) A ( $Z = 8$ ) → elemento oxígeno, O  $1s^2 2s^2 2p^4$  O →  $O^{2-}$  (0,3 puntos)  
B ( $Z = 19$ ) → elemento potasio, K  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  K →  $K^+$  (0,3 puntos)  
C ( $Z = 30$ ) → elemento cinc, Zn  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$  Zn →  $Zn^{2+}$  (0,3 puntos)

- b) La electronegatividad es mayor cuanto más hacia arriba y más a la derecha de la tabla periódica se encuentra el elemento. El oxígeno es el elemento más electronegativo. (0,2 puntos)

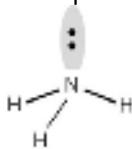
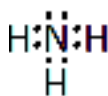
El radio atómico es mayor cuanto más hacia abajo y hacia la izquierda de la tabla está el elemento. El elemento de mayor radio atómico es el potasio. (0,2 puntos)

La energía de ionización es menor cuanto más abajo y hacia la izquierda de la tabla está un elemento. Por tanto, la menor energía de ionización corresponde al potasio. (0,2 puntos)

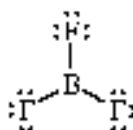
2. (2 puntos) Para las moléculas  $NH_3$  y  $BF_3$ :
- Escriba las estructuras de Lewis. (0,5 puntos)
  - Deduzca sus geometrías a partir del modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). (0,5 puntos)
  - Determine si son polares. (0,5 puntos)
  - Indique qué tipo de hibridización presentan sus átomos centrales. (0,5 puntos)

#### Respuesta

- a)  $NH_3$  N:  $1s^2 2s^2 2p^3$  → 5 electrones de valencia; H:  $1s^1$  → electrón de valencia  
El N comparte 3 electrones con los átomos de H y le queda un par libre. (0,25 puntos, estructura de Lewis)  
Los 4 pares de electrones se distribuyen de modo que las repulsiones entre ellos sean mínimas. Como hay un par libre la geometría de la molécula es pirámide de base triangular. (0,25 puntos, geometría)



- b)  $BF_3$  B:  $1s^2 2s^2 2p^1$  → 3 electrones de valencia; F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  → 7 electrones de valencia  
El B comparte sus 3 electrones de valencia para formar los enlaces con el F. Cada F comparte 1 electrón y le quedan 3 pares sin compartir. (0,25 puntos, estructura de Lewis)  
En  $BF_3$  el B se rodea de 3 pares de electrones compartidos y no completa el octete. La geometría de la molécula es triangular plana. (0,25 puntos, geometría)



- c) La polaridad de cada enlace depende de la diferencia de electronegatividad entre los átomos del enlace. La polaridad total de la molécula es el resultado de la suma de los vectores que representan los momentos de cada enlace y depende, por lo tanto, de la polaridad de los enlaces y de la geometría.

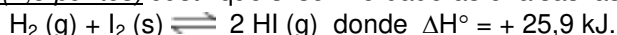
En el  $\text{NH}_3$  los enlaces N-H son polares y, debido a la geometría, la suma vectorial de los momentos de cada enlace da como resultado un momento dipolar neto. **(0,25 puntos)**

En el  $\text{BF}_3$  los enlaces B-F son polares, pero su suma vectorial de los momentos de cada enlace es 0, por lo que la molécula no es polar. **(0,25 puntos)**



- d) El átomo de nitrógeno en  $\text{NH}_3$  presenta hibridización  $sp^3$ . **(0,25 puntos)**  
El átomo de B en  $\text{BF}_3$  presenta hibridización  $sp^2$ . **(0,25 puntos)**

3. **(1,5 puntos)** Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones referidas a la reacción



- a) La reacción será espontánea a cualquier temperatura. **(0,5 puntos)**  
b) La adición de un catalizador aumenta el rendimiento en HI. **(0,5 puntos)**  
c) El valor de  $K_p$  de la reacción es mayor que el valor de  $K_c$ . **(0,5 puntos)**

### **Respuesta**

- a) **Falso**

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ . Una reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ . **(0,2 puntos)**

En la reacción  $\Delta H > 0$  e  $\Delta S > 0$  (mayor número de moles de gas en los productos que en los reactivos). Será espontánea a altas temperaturas. **(0,3 puntos)**

- b) **Falso**

El catalizador aumenta la velocidad de reacción al permitir un camino de reacción con menor energía de activación, pero no afecta al equilibrio, por lo que no aumenta el rendimiento. **(0,5 puntos)**

- c) **Verdadero**

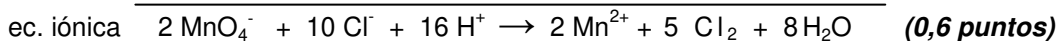
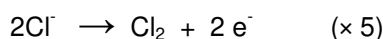
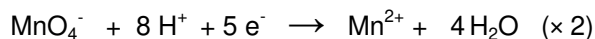
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}, \Delta n_{\text{gas}} = 1 \rightarrow K_p > K_c \quad \textbf{(0,5 puntos)}$$

4. **(2,5 puntos)** La reacción entre  $\text{KMnO}_4$  y  $\text{HCl}$  en disolución permite obtener una corriente de  $\text{Cl}_2$  gaseoso, además de  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{KCl}$  y agua.

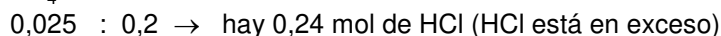
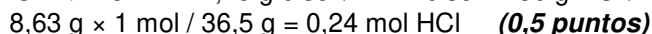
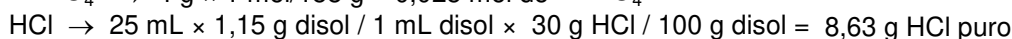
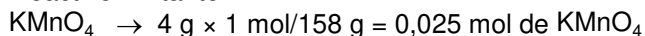
- a) Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón. Escriba la ecuación molecular completa. **(1 punto)**  
b) Para la reacción se dispone de 4 g de  $\text{KMnO}_4$  y de 25 mL de una disolución de  $\text{HCl}$  del 30 % de riqueza en masa cuya densidad es  $1,15 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . ¿Cuál es el reactivo limitante? **(1 punto)**  
c) Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2$ , medido a 1 atm y 273 K, que se obtendrá en esa reacción. **(0,5 puntos)**  
Masas atómicas: Mn = 55; K = 39; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

### **Respuesta**

- a) Ecuaciones.

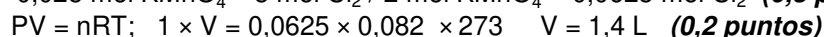
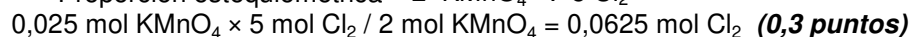


- b) Reactivo limitante.



El reactivo limitante es  $\text{KMnO}_4$ . **(0,5 puntos)**

- c) Volumen de cloro



5. (2,5 puntos) Una disolución de ácido acético en agua tiene un pH de 2,45.

- a) Calcule la concentración molar inicial de ácido acético. (1,5 puntos)  
 b) Calcule la masa de hidróxido de sodio que se necesita para neutralizar 100 mL de esa disolución de ácido acético. Indique cualitativamente el pH de la disolución resultante de la neutralización. (1 punto)  
 $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$ . Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

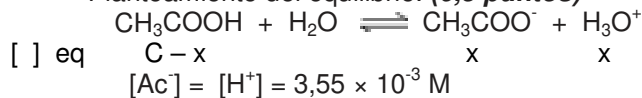
**Respuesta**

a) Concentración de ácido acético.

Cálculo de  $[\text{H}^+]$ . (0,5 puntos)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]; \quad \text{pH} = 2,45 \rightarrow [\text{H}^+] = 3,55 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Planteamiento del equilibrio. (0,5 puntos)



Cálculo de  $[\text{HAc}]_0$ . (0,5 puntos)

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{x^2}{\text{C} - x} = \frac{(3,55 \times 10^{-3})^2}{\text{C} - 3,55 \times 10^{-3}} = 1,8 \times 10^{-5}$$

se puede despreciar

$$\underline{\text{C} = 0,7 \text{ M}}$$

b) Neutralización con NaOH.



$$0,1 \text{ L} \times 0,7 \text{ M} = 0,07 \text{ mol HAc}$$

$$0,07 \text{ mol HAc} \times 1 \text{ mol NaOH} / 1 \text{ mol HAc} \times 40 \text{ g NaOH} / 1 \text{ mol NaOH} = \underline{2,8 \text{ g de NaOH}} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

Habrà una disolución de NaAc. El catión no se hidroliza porque procede de una base fuerte. El anión procede de ácido débil, por lo que se hidrolizará dando pH básico. (0,5 puntos)



**OPCIÓN B**

1. (1,5 puntos) Considere las sustancias CaO, N<sub>2</sub> y HF.

- a) Justifique el tipo de enlace químico que presenta cada una de ellas. (0,6 puntos)  
 b) Ordénelas, de forma razonada, según sus temperaturas de fusión y ebullición. (0,6 puntos)  
 c) ¿En qué condiciones CaO puede ser conductor de la electricidad? (0,3 puntos)

**Respuesta**

a) CaO es un compuesto con enlace iónico. El calcio es un metal y tiende a formar cationes ( $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+}$ ). El oxígeno es un no metal y tiende a formar aniones ( $\text{O} \rightarrow \text{O}^{2-}$ ). La atracción electrostática de los iones de distinto signo es la causa de la formación del enlace iónico. (0,2 puntos)

En la molécula N<sub>2</sub> hay un enlace covalente triple entre los dos átomos no metálicos. (0,2 puntos)

En la molécula de HF, formada por dos átomos no metálicos diferentes, el enlace también será covalente. (0,2 puntos)

b) Los puntos de fusión y ebullición más altos corresponden al compuesto iónico CaO, porque para pasarlo a estado líquido o gas habrá que romper muchas interacciones electrostáticas. (0,2 puntos)

En las sustancias covalentes las uniones entre moléculas serán interacciones intermoleculares, por lo que los puntos de fusión y ebullición serán más bajos. En N<sub>2</sub>, molécula no polar, solo hay fuerzas de van der Waals de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de dispersión o de London), que son muy débiles. (0,2 puntos)

HF es una molécula polar, por lo que, además de fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo-dipolo, hay enlaces de hidrógeno entre el átomo de H de una molécula y el átomo de F de otra. Estos enlaces de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas de Van der Waals. (0,2 puntos)

Puntos de fusión y ebullición: CaO > HF > N<sub>2</sub>

c) En estado sólido un compuesto iónico no conduce la corriente, pero en estado fundido o en disolución los iones son móviles y conducen la corriente. En esas condiciones CaO será conductor. (0,3 puntos)

2. (2 puntos) De entre las siguientes moléculas o iones: HCl, Cl<sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>
- Seleccione una especie que sea anfótera y escriba las reacciones que lo justifiquen. (0,5 puntos)
  - Seleccione una pareja de especies que puedan formar una disolución reguladora. Describa como actúa esa disolución reguladora al añadir una pequeña cantidad de ácido (HCl) o de base (NaOH). (1 punto)
  - Seleccione la especie cuyas disoluciones tengan el valor de pH más bajo. (0,5 puntos)  
 $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ ,  $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \times 10^{-7}$ ,  $K_{a2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,6 \times 10^{-11}$

### Respuesta

- HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> es anfótero.  
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$  (actúa como ácido de Brønsted y disocia un protón) (0,25 puntos)  
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$  (actúa como base de Brønsted y capta un protón) (0,25 puntos)
  - NH<sub>3</sub> y NH<sub>4</sub><sup>+</sup> pueden formar una disolución reguladora, porque son una base débil y su ácido conjugado.  
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  (0,5 puntos)  
 Una pequeña cantidad de HCl neutralizará parte de los grupos OH<sup>-</sup> y el equilibrio de desplazará a la derecha. Disminuye la cantidad de NH<sub>3</sub>, aumenta la de NH<sub>4</sub><sup>+</sup> y el pH apenas varía. (0,25 puntos)  

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+\text{HCl}} \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
 Al añadir NaOH, por efecto del ion común, el equilibrio de desplaza a la derecha. Aumenta la cantidad de NH<sub>3</sub>, disminuye la de NH<sub>4</sub><sup>+</sup> y el pH apenas varía. (0,25 puntos)  

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xleftarrow{+\text{NaOH}} \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
  - El valor de pH más bajo corresponde a la disolución de HCl. Es un ácido fuerte. (0,5 puntos)
3. (1,5 puntos) Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- Al añadir una cierta cantidad de NaOH a una disolución saturada de Ca(OH)<sub>2</sub> se debe formar un precipitado. (0,5 puntos)
  - Un elemento se oxida cuando gana electrones. (0,5 puntos)
  - Al introducir una varilla de hierro en una disolución 1 M de HCl se desprende hidrógeno gas. (0,5 puntos)  
 $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

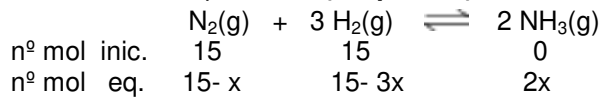
### Respuesta

- Verdadero  
 Si la disolución está saturada, la adición de un ion común (OH<sup>-</sup>) hace que el producto de las concentraciones, elevadas a los coeficientes correspondientes, supere el valor del producto de solubilidad. Por ello aparecerá un precipitado. (0,5 puntos)
  - Falso  
 Un elemento se oxida cuando pierde electrones. Pasa a tener un número de oxidación más positivo (o menos negativo). (0,5 puntos)
  - Verdadero  

$$\begin{array}{r} \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \\ 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \\ \hline 2 \text{H}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}^{2+} \end{array}$$
 $\Delta E^\circ = 0,0 - (-0,44) = 0,44 \rightarrow$  hay reacción y se desprende hidrógeno (0,5 puntos)
4. (2,5 puntos) Para obtener amoníaco, según la reacción  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ , se introducen 15 moles de nitrógeno y 15 moles de hidrógeno en un reactor de 10 L y la mezcla se calienta hasta 450 °C. Al alcanzar el equilibrio, el 20 % de los moles iniciales de nitrógeno se ha transformado en amoníaco.
- Calcule los moles de cada especie en el equilibrio y el valor de Kc de la reacción a 450 °C. (1,5 puntos)
  - Calcule la presión total en el equilibrio. (0,5 puntos)
  - Si aumenta la presión en el interior del reactor ¿aumentará el rendimiento de la reacción? (0,5 puntos)  
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

### Respuesta

a) Planteamiento del equilibrio. **(0,5 puntos)**



Cálculo de los moles de cada especie en el equilibrio. **(0,5 puntos)**

El 20 % de los 15 moles iniciales de  $\text{N}_2$  se transforma en amoníaco  $\rightarrow x = 3$



Cálculo del valor de  $K_c$ . **(0,5 puntos)**  $V = 10 \text{ L}$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(6/10)^2}{(12/10)(6/10)^3} = 1,39$$

b) En el equilibrio hay 24 moles de gas.  $n_T = 12 (\text{N}_2) + 6 (\text{H}_2) + 6 (\text{NH}_3) = 24$  **(0,3 puntos)**

$$PV = nRT \quad P \times 10 = 24 \times 0,082 \times 723 \quad \rightarrow \underline{P = 142,3 \text{ atm.}} \quad \text{(0,2 puntos)}$$

c) Por el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión el equilibrio se desplazará hacia donde haya menos moles de gas para contrarrestar el efecto del aumento de presión. **(0,2 puntos)**

En este caso hay 4 moles de gas entre los reactivos y 2 moles de gas en los productos, por lo que el equilibrio se desplazará hacia los productos ( $\rightarrow$ ) y el rendimiento aumentará. **(0,3 puntos)**

5.- **(2,5 puntos)** El acetileno (etino) se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua (todos los reactivos y productos están en fase gaseosa).

a) Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente. **(0,5 puntos)**

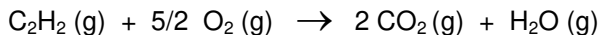
b) Calcule el valor de la entalpía molar estándar de combustión del acetileno y el calor que se desprende al quemar 10 g de acetileno. **(1 punto)**

c) Explique qué signo (positivo o negativo) esperaría para la variación de entropía de ese proceso y si la espontaneidad de la reacción depende de la temperatura. **(1 punto)**

$$\Delta H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}): \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) = + 223,8; \text{CO}_2 (\text{g}) = - 393,5; \text{H}_2\text{O} (\text{g}) = - 241,8. \text{ Masas atómicas: C} = 12, \text{ H} = 1$$

### Respuesta

a) Ecuación **(0,5 puntos)**



b) Cálculo de  $\Delta H^\circ_{\text{combustión}} (\text{C}_2\text{H}_2)$ .

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} (\text{C}_2\text{H}_2) = \Delta H_f^\circ (\text{prod}) - \Delta H_f^\circ (\text{reac}) = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 (\text{g}) + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2 - \Delta H_f^\circ \text{O}_2$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} (\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \times (- 393,5) + (- 241,8) - (+ 223,8) - 0 = - 1252,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \text{(0,6 puntos)}$$

Calor desprendido.

$$10 \text{ g acetileno} \times 1 \text{ mol} / 26 \text{ g} = 0,38 \text{ mol acetileno}$$

$$0,38 \text{ mol} \times 1252,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 476 \text{ kJ se desprenden } (\Delta H = - 476 \text{ kJ}) \quad \text{(0,4 puntos)}$$

c) Espontaneidad de la reacción.

$$\text{Hay } 3,5 \text{ moles de gas en los reactivos y } 3 \text{ moles de gas en los productos } \rightarrow \underline{\Delta S < 0} \quad \text{(0,5 puntos)}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S; \quad \Delta H < 0; \quad \Delta S < 0 \quad \rightarrow \underline{\text{La reacción será espontánea a bajas temperaturas.}} \quad \text{(0,5 puntos)}$$