



- 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. (2 puntos) Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- a) La configuración electrónica del átomo de vanadio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. (0,5 puntos)
 - b) Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, -1) y (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón en un átomo. (0,5 puntos)
 - c) Todos los electrones de un átomo en estado fundamental que tiene 4 electrones en su orbital 3p deben estar apareados. (0,5 puntos)
 - d) Los iones F^- y Na^+ tienen el mismo número de electrones. (0,5 puntos)

Respuesta

a) Falso.

La configuración electrónica del enunciado corresponde al manganeso. El vanadio pertenece al grupo 5 del 4º periodo ($Z = 23$) y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ (0,5 puntos)

b) Falso.

(2, 1, 0, -1). Error en el 4º número. El espín de un electrón solo puede ser +1/2 o -1/2. (0,25 puntos)

(3, 0, 1, 1/2). Error en el 3º número. Si $l = 0$ (orbital s) m_l solo puede ser 0. (0,25 puntos)

c) Falso.

Los orbitales de la misma energía primero se semioocupan (principio de máxima multiplicidad), por lo que hay 2 electrones desapareados. (0,5 puntos)



d) Verdadero.

El flúor ($Z = 9$) gana 1 electrón para transformarse F^- y pasa a tener 10 electrones. El sodio ($Z = 11$) pierde un electrón para transformarse en el catión Na^+ y también tiene 10 electrones. (0,5 puntos)

2. (1,5 puntos) ¿Qué efecto tendrá en el equilibrio de la reacción $2 NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$
- a) un aumento de la temperatura si $\Delta H < 0$? (0,5 puntos)
 - b) una disminución del volumen? (0,5 puntos)
 - c) la eliminación de parte del NO_2 producido? (0,5 puntos)

Respuesta

a) Aumento de la temperatura

- Principio de Le Chatelier: cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, el sistema compensa este efecto desplazándose en el sentido en el que absorbe calor. (0,2 puntos)
- Como la reacción es exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (\leftarrow), hacia los reactivos. (0,3 puntos)

b) Disminución del volumen

- Una disminución del volumen tiene como consecuencia un aumento de la presión. Principio de Le Chatelier: cuando aumenta la presión de un sistema en equilibrio, éste compensa este efecto desplazándose hacia donde hay un menor número de moles gaseosas. (0,2 puntos)
- Hay menos moles de gas en los productos (2) que en los reactivos (3), por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha (\rightarrow), hacia los productos. (0,3 puntos)

- c) Eliminación de parte de NO_2 .
- Principio de Le Chatelier: si disminuye la cantidad de alguno de los reactivos o productos, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se forma más cantidad del mismo. **(0,2 puntos)**
 - Si disminuye la cantidad de NO_2 el equilibrio se desplaza hacia la derecha (\rightarrow), hacia la formación de más NO_2 . **(0,3 puntos)**
3. **(1,5 puntos)** Se dispone de disoluciones acuosas de la misma concentración de las siguientes especies: NH_3 , HCl , CH_3COOH y HClO_2 .
- Ordénelas, de forma razonada, de menor a mayor valor de pH. **(0,4 puntos)**
 - Escriba la especie conjugada (ácido o base, según corresponda) de cada una de ellas. **(0,6 puntos)**
 - ¿Qué pH (indique cualitativamente si será ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de las disoluciones de NH_3 y de HCl ? **(0,5 puntos)**
- $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \times 10^{-2}$

Respuesta

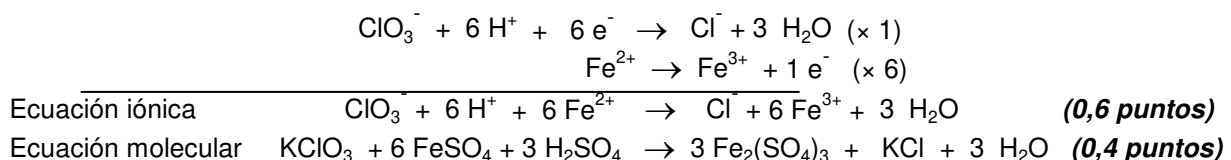
- a) Ordenación en función de las constantes de acidez y basicidad.
- $\xrightarrow{\text{+ ácido} \quad \text{pH} \quad \text{+ básico}}$
- (menor pH) HCl (ác. fuerte) < HClO_2 (ác. débil) < HAc (ác. más débil) < NH_3 (base débil) (mayor pH) **(0,4 puntos)**
- b) Las especies de un par conjugado ácido-base se diferencian en 1 protón. **(0,6 puntos, 0,15 por par)**
- $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ base / ácido conjugado
 $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ ácido / base conjugada
 HCl / Cl^- ácido / base conjugada
 $\text{HClO}_2 / \text{ClO}_2^-$ ácido / base conjugada
- c) V de la disolución de NH_3 + V de la disolución de HCl
 Se obtiene NH_4Cl y no sobra ni ácido ni base. $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ **(0,2 puntos)**
 El anión Cl^- no se hidroliza porque viene de un ácido fuerte. El catión NH_4^+ viene de una base débil y se hidroliza según el equilibrio $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que el pH es ácido. **(0,3 puntos)**
4. **(2,5 puntos)** El cloruro de plomo(II) es una sal poco soluble.
- Escriba el equilibrio de solubilidad y la expresión de la K_{ps} del cloruro de plomo(II). **(0,5 puntos)**
 - Calcule la solubilidad molar del cloruro de plomo(II). **(1 punto)**
 - 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plomo(II) se mezclan con 100 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de sodio. Si los volúmenes son aditivos ¿precipitará cloruro de plomo(II)? **(1 punto)**
- $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \times 10^{-5}$

Respuesta

- a) $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ **(0,2 puntos)**
 $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ **(0,3 puntos)**
- b) $\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
 $\text{s} \quad \quad \quad 2 \text{s}$ **(0,5 puntos)**
 $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$ $K_{ps} = \text{s}(2\text{s})^2 = 4\text{s}^3 = 1,6 \times 10^{-5} \rightarrow \underline{\text{s} = 0,016 \text{ M}}$ **(0,5 puntos)**
- c) $[\text{Pb}^{2+}] = 0,1 \times 0,8 / 0,2 = 0,4 \text{ M}$; $[\text{Cl}^-] = 0,1 \times 0,2 / 0,2 = 0,1 \text{ M}$ **(0,5 puntos)**
 $[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = 0,4 \times 0,1^2 = 4 \times 10^{-3} > K_{ps} \rightarrow \underline{\text{precipitará cloruro de plomo(II)}}$ **(0,5 puntos)**
5. **(2,5 puntos)** El clorato de potasio reacciona con sulfato de hierro(II) en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato de hierro(III), cloruro de potasio y agua.
- Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. **(1 punto)**
 - Calcule la cantidad (en g) de KClO_3 que reaccionará con una muestra de 5 g de FeSO_4 . **(0,5 puntos)**
 - Calcule el rendimiento de la reacción si se han obtenido 6,15 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. **(1 punto)**
- Masas atómicas: Fe = 55,8; K = 39; Cl = 35,5; S = 32; O = 16.

Respuesta

- a) Ecuaciones.

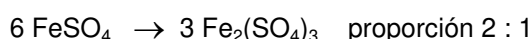


b) Cantidad de clorato.

$$5 \text{ g FeSO}_4 \times 1 \text{ mol} / 151,8 \text{ g} = 0,033 \text{ mol de FeSO}_4$$

La reacción tiene lugar en proporción 1 KClO₃ : 6 FeSO₄ → 0,033 / 6 = 0,0055 mol de KClO₃
0,0055 mol KClO₃ × 122,5 g / 1 mol = 0,67 g KClO₃ **(0,5 puntos)**

c) Rendimiento.



$$0,033 \text{ mol FeSO}_4 \rightarrow 0,0165 \text{ mol de Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$0,0165 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times 399,6 \text{ g} / 1 \text{ mol} = \underline{6,59 \text{ g de Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \text{ (g teóricos)} \text{ **(0,5 puntos)**}$$

$$6,15 \text{ (g obtenidos)} / 6,59 \text{ (g teóricos)} = 0,933 \rightarrow \text{rendimiento} = 93,3 \% \text{ **(0,5 puntos)**}$$

OPCIÓN B

1. *(2 puntos)* Justifique si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos.

- En la ecuación de velocidad de una reacción, los órdenes parciales deben coincidir necesariamente con los coeficientes estequiométricos de la reacción global. *(0,5 puntos)*
- La velocidad de reacción aumenta en presencia de un catalizador. *(0,5 puntos)*
- La velocidad de reacción aumenta cuando aumenta la temperatura. *(0,5 puntos)*
- La concentración de los reactivos no influye en la velocidad de reacción. *(0,5 puntos)*

Respuesta

a) Falso

Los órdenes de velocidad no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos de la reacción. Se determinan experimentalmente y son los coeficientes estequiométricos de la etapa elemental limitante de la velocidad. **(0,5 puntos)**

b) Verdadero

Un catalizador proporciona un mecanismo de reacción alternativo con menor energía de activación, por lo que habrá mayor proporción de partículas que puedan reaccionar y la velocidad aumenta. **(0,5 puntos)**

c) Verdadero

Un aumento de temperatura aumenta la energía cinética de las partículas, por lo que se mueven más rápido y con más energía. Hay más cantidad de partículas cuya energía supera la energía de activación y aumenta la probabilidad de que los choques entre ellas sean efectivos. **(0,5 puntos)**

d) Falso

Al aumentar la concentración de los reactivos habrá más posibilidad de que las partículas se encuentren y choquen entre ellas y, por tanto, aumenta la velocidad de la reacción. **(0,5 puntos)**

2. *(1,5 puntos)*

- Dibuje las estructuras de Lewis de las moléculas H₂O y CH₄ y utilice el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) para deducir su geometría molecular. *(1 punto)*
- Explique por qué, a temperatura ambiente, el agua es un líquido mientras que el metano es un gas. *(0,5 puntos)*

Respuesta

a) **H₂O** O: 1s² 2s² 2p⁴ → 6 electrones de valencia; H: 1s¹ → 1 electrón de valencia

El átomo de oxígeno comparte 2 electrones con los átomos de hidrógeno y le quedan 2 pares de electrones sin compartir. **(0,25 puntos, estructura Lewis)**

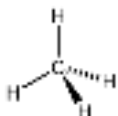
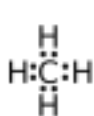
Los 4 pares de electrones se distribuyen de modo que las repulsiones entre ellos sean mínimas adoptando una distribución tetraédrica. Como hay 2 pares de electrones libres, la geometría de la molécula es angular. **(0,25 puntos, geometría)**



CH₄ C: 1s² 2s² 2p² → 4 electrones de valencia ; H: 1s¹ → 1 electrón de valencia

El átomo de carbono comparte 4 electrones con 4 átomos de hidrógeno, de modo que hay 4 pares de electrones de enlace. **(0,25 puntos, estructura Lewis)**

La geometría de la molécula es tetraédrica ya que es la distribución de densidad electrónica más simétrica y que genera menos repulsiones. **(0,25 puntos, geometría)**

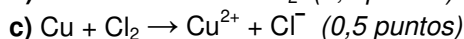
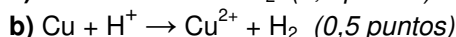
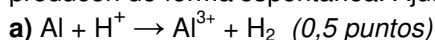


b) Agua y metano son moléculas covalentes y las uniones entre ellas tendrán lugar mediante enlaces intermoleculares.

En el agua las fuerzas intermoleculares más importantes son los enlaces de hidrógeno, que se forman por la interacción del átomo de hidrógeno de una molécula con el átomo de oxígeno, muy electronegativo, de otra molécula. Son suficientemente fuertes como para que, a temperatura ambiente, el agua sea líquida. **(0,25 puntos)**

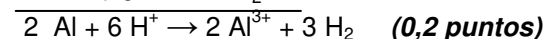
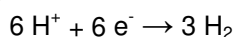
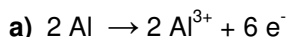
En el metano, como es una molécula no polar, las únicas fuerzas intermoleculares que actúan son fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de dispersión o de London). Esas fuerzas son débiles, y más todavía teniendo en cuenta el pequeño tamaño del metano. Por ello el metano es gas a temperatura ambiente. **(0,25 puntos)**

3. **(1,5 puntos)** Razone si, en condiciones estándar, los siguientes procesos de oxidación-reducción se producen de forma espontánea. Ajuste las ecuaciones e identifique al oxidante y al reductor.



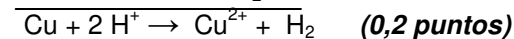
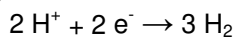
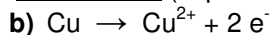
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}; E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}; E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}.$$

Respuesta



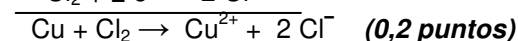
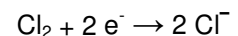
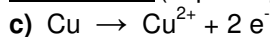
$$\Delta E = E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}} = 0 - (-1,67) = 1,67 \text{ V} \rightarrow \text{hay reacción} \quad \text{(0,2 puntos)}$$

oxidante: H^+ (capta e^- y pasa a H_2); reductor: Al (pierde e^- y pasa a Al^{3+}) **(0,1 puntos)**



$$\Delta E = E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}} = 0 - (+0,34) = -0,34 \text{ V} \rightarrow \text{no hay reacción} \quad \text{(0,2 puntos)}$$

oxidante: H^+ (capta e^- y pasa a H_2); reductor: Cu (pierde e^- y pasa a Cu^{2+}) **(0,1 puntos)**



$$\Delta E = E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}} = 1,36 - (+0,34) = 1,02 \text{ V} \rightarrow \text{hay reacción} \quad \text{(0,2 puntos)}$$

oxidante: Cl_2 (capta e^- y pasa a Cl^-); reductor: Cu (pierde e^- y pasa a Cu^{2+}) **(0,1 puntos)**

4. **(2,5 puntos)** Se prepara una disolución de HCl diluyendo 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36 % de riqueza en masa y densidad $1,18 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ hasta un volumen de 250 mL.

a) Calcule la concentración molar y el pH de la disolución diluida de HCl. **(1,5 puntos)**

b) Calcule el volumen de esa disolución de HCl que reaccionará con 75 mL de una disolución de concentración 0,1 M de NaOH. ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta reacción? **(1 punto)**

Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

Respuesta

a) Cálculo de los moles de HCl puro que se utilizan. **(0,7 puntos)**

$$3 \text{ mL} \times \frac{1,18 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g}} = 1,27 \text{ g de HCl puro}$$

$$1,27 \text{ g} / 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,035 \text{ mol HCl puro}$$

Cálculo de la concentración de la disolución diluida. **(0,3 puntos)**

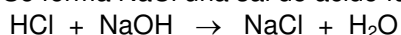
$$M = \text{mol} / V = 0,035 \text{ mol} / 0,25 \text{ L} = 0,14 \text{ M}$$

Cálculo del pH. **(0,5 puntos)**



b) $V \times M = V' \times M' \quad 0,1 \times 75 = 0,14 \times V \quad V = 53,6 \text{ mL} \quad \text{(0,5 puntos)}$

Se forma NaCl una sal de ácido fuerte y base fuerte, que no se hidroliza. El pH será 7. **(0,5 puntos)**



5. **(2,5 puntos)** La ecuación $\text{NOF(g)} \rightleftharpoons \text{NO(g)} + 1/2 \text{F}_2\text{(g)}$ muestra el proceso de disociación del NOF. En un recipiente de 1 L se introducen 2,45 g de NOF y se eleva la temperatura a 573 K de modo que, cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2,57 atm.

a) Calcule el grado de disociación del NOF y la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio. **(1,5 puntos)**

b) Calcule el valor de K_p . **(0,5 puntos)**

c) ¿Aumentará el grado de disociación del NOF al aumentar la presión? **(0,5 puntos)**

Masas atómicas: F = 19; O = 16, N = 14. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

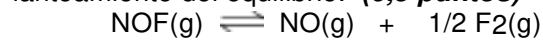
Respuesta

a) Cálculo de la presión inicial. **(0,2 puntos)**

$$2,45 \text{ g de NOF} \times 1 \text{ mol} / 49 \text{ g} = 0,05 \text{ mol de NOF}$$

$$P_o V = n_o R T \quad P_o \times 1 = 0,05 \times 0,082 \times 573 \quad P_o = 2,35 \text{ atm}$$

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



inic P_o

eq. $P_o(1-\alpha) \quad P_o\alpha \quad 1/2 P_o\alpha$

Cálculo de α . **(0,5 puntos)**

$$P_T = P_o - P_o\alpha + P_o\alpha + 1/2 P_o\alpha = P_o + 1/2 P_o\alpha$$

$$2,57 = 2,35 + 1,18 \alpha \quad \alpha = 0,187 \rightarrow 18,7 \%$$

Cálculo de las presiones parciales. **(0,3 puntos)**

$$P(\text{NOF}) = 1,91 \text{ atm}; P(\text{NO}) = 0,44; P(\text{F}_2) = 0,22 \text{ atm}$$

b) Cálculo de K_p **(0,5 puntos)**

$$K_p = \frac{P(\text{NO}) [P(\text{F}_2)]^{1/2}}{P(\text{NOF})} = \frac{0,44 \times 0,22^{1/2}}{1,91} = 0,108$$

c) Si aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia el lado donde haya menos moles de gas (Principio de Le Chaterlier). **(0, 2 puntos)**

En la reacción hay menos moles de gas en los reactivos que en los productos, por lo que el equilibrio se desplaza hacia los reactivos (\leftarrow). Disminuirá el grado de disociación de NOF. **(0,3 puntos)**