



QUÍMICA

OPCIÓN A

1. (2,5 puntos)

A partir de los siguientes valores de las entalpías estándar de formación: $\Delta H^{\circ}_{\text{formación}}[\text{HF}(\text{g})] = -268,5$ kJ/mol; $\Delta H^{\circ}_{\text{formación}}[\text{CF}_4(\text{g})] = -680,0$ kJ/mol y $\Delta H^{\circ}_{\text{formación}}[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] = +52,3$ kJ/mol:

- Calcule la variación de entalpía estándar para la reacción de etileno, $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$, con flúor, $\text{F}_2(\text{g})$, para formar tetrafluoruro de carbono, $\text{CF}_4(\text{g})$, y fluoruro de hidrógeno, $\text{HF}(\text{g})$.
(1,5 puntos)
- Si desea evitar la formación de tetrafluoruro de carbono, utilizaría temperaturas ¿altas o bajas? Justifique la respuesta.
(1,0 punto)

2. (2,5 puntos)

Para la reacción química en equilibrio $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$, el valor de K_C a 1000 K es 1,9. En un recipiente de 3 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introduce un exceso de carbono y 25,0 g de $\text{CO}_2(\text{g})$. La temperatura del recipiente se eleva hasta 1000 K.

- Calcule la masa, en gramos, de $\text{CO}(\text{g})$ que se produce en el recipiente y los gramos de carbono que se consumen a 1000 K.
(1,75 puntos)
- Calcule el valor de la constante K_p para la reacción en equilibrio a 1000 K. (0,75 puntos)

Datos. Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

3. (1,0 punto)

Indique el material de laboratorio necesario para realizar la determinación de la concentración de H_2O_2 en el agua oxigenada comercial, utilizando una disolución de permanganato de potasio.

4. (2,0 puntos)

A. Indique el grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos representados por las siguientes configuraciones electrónicas generales. Justifique la respuesta.

- | | | |
|--|--------------------------------|-------------|
| i) [gas noble] ns^2np^5 | ii) [gas noble] ns^1 | (1,0 punto) |
| iii) [gas noble] $ns^2(n-1)d^{10}np^1$ | iv) [gas noble] $ns^2(n-1)d^2$ | |

B. Se prepara una disolución reguladora de ácido acético, CH_3COOH , y de acetato de sodio, NaCH_3COO . Explique, de forma cualitativa, el funcionamiento de esta disolución en el control del pH cuando se añaden unas gotas de ácido nítrico a la disolución. Escriba la ecuación iónica de la reacción que se produce al añadir el ácido nítrico a la disolución reguladora. (1,0 punto)

5. (2,0 puntos)

A. Para la molécula CH_3OH , deduzca la estructura de Lewis. Nombre y dibuje la geometría molecular alrededor de los átomos de carbono y de oxígeno.

Datos. C (Z = 6), H (Z = 1), O (Z = 8). (1,0 punto)

B. Escriba las fórmulas semidesarrolladas correspondientes a cada uno de los siguientes compuestos:

- | | |
|-----------------------------|--------------------------|
| i) 4-etil-2,3-dimetiloctano | ii) Metilpropilamina |
| iii) 3-pentanona | iv) 1,1-dicloro-1-buteno |

(1,0 punto)



QUÍMICA

OPCIÓN B

1. (2,5 puntos)

La neutralización exacta de 20 mL de una disolución acuosa de ácido acético, (CH₃COOH), de concentración desconocida, necesitó 10 mL de disolución acuosa de NaOH 0,5 M. Calcule el volumen, en mL, de la disolución inicial de ácido acético que se necesita para preparar, por dilución con agua, 500 mL de una disolución acuosa de este ácido de pH = 3,7.

Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$.

2. (2,5 puntos)

Las disoluciones acuosas ácidas de dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇, son de color naranja. Cuando se añade peróxido de hidrógeno, H₂O₂, a una disolución de dicromato de potasio en medio ácido clorhídrico, HCl, se observa el desprendimiento gaseoso de oxígeno, un cambio de color en la disolución y la formación de Cr³⁺(ac).

- Escriba la ecuación química ajustada, en forma iónica y molecular, que representa la reacción química que se produce en la disolución. Indique el agente oxidante y el agente reductor. **(1,75 puntos)**
- Calcule el volumen de disolución acuosa 0,25 M de peróxido de hidrógeno necesario para que reaccione todo el dicromato de potasio contenido en 0,5 L de una disolución acuosa 0,7 M de la sal. **(0,75 puntos)**

3. (1 punto)

Dibuje un esquema del dispositivo experimental que permite medir la conductividad del I₂(s) e indique el material de laboratorio que se utiliza.

4. (2,0 puntos)

- Escriba los valores numéricos de los números cuánticos **n** y **l** que corresponden a los electrones que se encuentran en los siguientes orbitales: i) 3p; ii) 2s; iii) 4f; iv) 5d. **(1,0 punto)**
- Indique el signo, positivo o negativo, de la variación de entropía del sistema en los siguientes procesos: i) fusión de un sólido; ii) licuación de un gas; iii) evaporación de un líquido; iv) sublimación de un sólido. Justifique la respuesta. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- Para la reacción química en equilibrio: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H < 0$, indique y justifique cómo afectan al valor de las concentraciones de las sustancias en el equilibrio los siguientes cambios: i) disminución del volumen del recipiente a temperatura constante **(0,50 puntos)**; ii) aumento de la temperatura manteniendo el volumen constante. **(0,50 puntos)**
- Los puntos normales de ebullición del metanol (CH₃OH, masa molecular = 32 g/mol) y del etano (C₂H₆, masa molecular = 30 g/mol) son 64,7°C y -89°C, respectivamente. Justifique la diferencia entre los dos valores de los puntos normales de ebullición. **(1,0 punto)**



QUÍMICA

Criterios específicos de corrección

OPCIÓN A

Se dará la puntuación máxima cuando el ejercicio esté convenientemente razonado, con evidente manejo de los conceptos químicos y la solución numérica sea la correcta y con las unidades correspondientes. En cada apartado se trata de comprobar si los estudiantes son capaces de:

1. (2,5 puntos)

- i. Aplicar la ley de Hess y utilizar las entalpías estándar de formación para la determinación teórica de entalpías estándar de reacción. **(1,5 puntos)**
- ii. Predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre. Utilizar el concepto de entropía y asociarla al grado de desorden para predecir, de forma cualitativa, el signo de la variación de entropía en una reacción química dada en función de la variación en el número de moles de sustancias gaseosas. Utilizar una ecuación termoquímica dada para determinar el signo de la variación de energía libre y, a partir de ella, valorar la tendencia a la espontaneidad de dicha reacción. **(1,0 punto)**

2. (2,5 puntos)

Resolver ejercicios y problemas de equilibrios heterogéneos: i) cálculo de concentraciones en el equilibrio **(1,75 puntos)**; ii) cálculo de constantes de equilibrio, K_p . **(0,75 puntos)**.

3. (1,0 punto)

Valoraciones redox. Tratamiento experimental.

4. (2,0 puntos)

- A. Justificar a partir de las correspondientes estructuras electrónicas, la ordenación de los elementos en la tabla periódica. **(1,0 punto)**
- B. Explicar, de forma cualitativa, el funcionamiento de una disolución reguladora en el control del pH de una disolución. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- A. Deducir la forma geométrica de moléculas sencillas en las que el átomo central tenga hasta cuatro pares de electrones, aplicando estructuras de Lewis y la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia de los átomos. **(1,0 punto)**
- B. Formular y nombrar hidrocarburos saturados e insaturados, compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados con una única función orgánica. **(1,0 punto)**



QUÍMICA

Criterios específicos de corrección

OPCIÓN B

Se dará la puntuación máxima cuando el ejercicio esté convenientemente razonado, con evidente manejo de los conceptos químicos y la solución numérica sea la correcta y con las unidades correspondientes. En cada apartado se trata de comprobar si los estudiantes son capaces de:

1. (2,5 puntos)

Aplicar las técnicas volumétricas que permiten conocer la concentración de un ácido o de una base. Conocer el significado y manejo de las constantes de equilibrio en reacciones ácido-base. Calcular el pH en disoluciones de ácidos débiles.

2. (2,5 puntos)

- i. Reconocer las reacciones de oxidación-reducción a partir del cambio en el número de oxidación, indicando el agente oxidante y el agente reductor. **(0,5 puntos)**

Ajustar la reacción empleando semirreacciones en medio ácido, tanto en forma molecular como iónica, con una sola especie que se oxide o se reduzca. **(1,25 puntos)**

- ii. Resolver problemas estequiométricos. **(0,75 puntos)**

3. (1,0 punto)

Diseñar un experimento que permita comprobar la conductividad de las sustancias.

4. (2,0 puntos)

- A. Aplicar los principios y reglas que permiten escribir los números cuánticos asociados a cada uno de los electrones de un átomo. **(1,0 punto)**

- B. Utilizar el concepto de entropía y asociarla al grado de desorden para predecir, de forma cualitativa, el signo de la variación de entropía de un sistema. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- A. Predecir, cualitativamente, aplicando el principio de Le Chatelier, la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él. **(1,0 punto)**

- B. Relacionar las propiedades físicas de las sustancias con la naturaleza de los enlaces presentes (covalentes y fuerzas intermoleculares), justificando los altos valores de las temperaturas de ebullición de los alcoholes comparándolos con los de los hidrocarburos de semejante masa molecular. **(1,0 punto)**