



QUÍMICA

OPCIÓN A

1. (2,5 puntos)

Las entalpías estándar de combustión del $C_2H_2(g)$, $C_2H_6(g)$ y del $H_2(g)$, son -1300 , -1560 y -286 kJ/mol, respectivamente:

- i. Calcule la entalpía estándar para la reacción de hidrogenación del etino a etano:



- ii. Calcule la variación de entalpía asociada a la hidrogenación de 500 g de etino gas en condiciones estándar. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas C = 12 u; H = 1 u

2. (2,5 puntos)

Una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) tiene un pH = 3.

- i. Calcule la concentración inicial de ácido acético en la disolución. (1,75 puntos)
ii. Calcule el volumen de disolución acuosa de NaOH 0,1 M necesario para neutralizar, exactamente, 30 mL de la disolución acuosa de ácido acético. (0,75 puntos)

Datos: $K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$

3. (1,0 punto)

Describa el procedimiento experimental a seguir en el laboratorio para determinar la concentración de peróxido de hidrógeno en un agua oxigenada comercial, mediante la valoración denominada permanganimetría.

4. (2,0 puntos)

- A. Para los elementos X ($Z = 4$) e Y ($Z = 8$), escriba las configuraciones electrónicas respectivas e indique, de forma razonada, el que presenta el valor más negativo de la afinidad electrónica. (1,0 punto)
B. Para la molécula CO_2 : i) dibuje la estructura de Lewis; ii) deduzca y dibuje su forma geométrica e indique los ángulos de enlace aproximados de la molécula. (1,0 punto)

Datos: C ($Z = 6$), O ($Z = 8$)

5. (2,0 puntos)

A. Para la reacción en equilibrio: $4 NH_3(g) + 5 O_2(g) \rightleftharpoons 4 NO(g) + 6 H_2O(g)$ $\Delta H^\circ = -904,4$ kJ. Explique el efecto que sobre la cantidad de NO(g) en el equilibrio tendrá:

- i. Una disminución de la $[O_2]$ manteniendo constante el volumen del recipiente. (0,5 puntos)
ii. Transferir la mezcla en equilibrio a un recipiente cuyo volumen es la mitad del volumen del recipiente original, a la misma temperatura. (0,5 puntos)

B. Escriba la ecuación química ajustada que representa la obtención de etanol por adición de agua a eteno en medio sulfúrico. Nombre y escriba la fórmula semidesarrollada de los reactivos y productos que intervienen en la citada reacción. (1,0 punto)



OPCIÓN B

1. (2,5 puntos)

En un recipiente de 2 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introducen 2,0 g de $\text{CO}_2(\text{g})$ y carbono sólido en exceso. El conjunto se calienta a 1173 K, estableciéndose el equilibrio químico representado por la ecuación: $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$.

- Si en el equilibrio hay 2,1 g de $\text{CO}(\text{g})$, calcule las presiones parciales de $\text{CO}_2(\text{g})$ y de $\text{CO}(\text{g})$ en el equilibrio. **(1,50 puntos)**
- Calcule los valores de K_p y K_c para el equilibrio a 1123 K. **(1,0 punto)**

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

2. (2,5 puntos)

A partir de los siguientes valores de potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = - 0,23 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = - 0,74 \text{ V}$.

- De todas las combinaciones posibles tomando dos potenciales estándar de reducción, indique aquella que utilizaría para construir la pila voltaica que presente el valor de potencial estándar de pila más elevado. Justifique su respuesta. **(1,0 punto)**
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global que ocurren en la pila construida en el apartado i). Indique el ánodo, el cátodo y calcule el potencial estándar de la pila. **(1,50 puntos)**

3. (1,0 punto)

En el laboratorio se desea determinar el calor de la reacción ácido-base del hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico. Dibuje un esquema del dispositivo experimental e indique el material utilizado.

4. (2,0 puntos)

- Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan en estado fundamental los átomos de Cr ($Z = 24$) y As ($Z = 33$). **(1,0 punto)**
- Los valores de los puntos de ebullición normales del Cl_2 y del I_2 son 239 y 457 K, respectivamente. Explique la diferencia observada en estos valores de los puntos de ebullición normales. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

A. Dispone de una disolución reguladora de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (NaCH_3COO)
Escriba y justifique la ecuación química que muestre cómo reacciona la disolución reguladora preparada cuando: i) se le añade una pequeña cantidad de ácido fuerte. **(0,5 puntos)**; ii) se le añade una pequeña cantidad de base fuerte. **(0,50 puntos)**

B. Escriba la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos:

- | | |
|------------------------------|---------------------|
| i) Ácido propanoico | ii) trans-2-penteno |
| iii) 3-etil-4-metil-1-hexino | iv) 3-pentanol |

(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)

Aplicar la ley de Hess para la determinación teórica de entalpías de reacción (2,0 puntos) y hacer balances de materia y energía. (0,5 puntos)

2. (2,5 puntos)

Aplicar la teoría de Brönsted y manejar los valores de las constantes de equilibrio, indicando cuando se realizan aproximaciones en los cálculos. (1,75 puntos). Volumetrías ácido-base. Punto de equivalencia. (0,75 puntos)

3. (1,0 punto)

Valoraciones redox. Tratamiento experimental. (1,0 punto)

4. (2,0 puntos)

A. Aplicar los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas de átomos y justificar, a partir de dichas estructuras electrónicas, la ordenación de los elementos (0,50 puntos) y la variación periódica de la afinidad electrónica en los elementos del segundo período de la tabla periódica. (0,50 puntos)

B. Deducir la forma geométrica, indicando la forma y los ángulos de enlace de moléculas en las que el átomo central tenga hasta cuatro pares de electrones, aplicando estructuras de Lewis y la teoría de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia de los átomos. (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. Reconocer una reacción de adición y aplicarla a la obtención de un alcohol. (0,5 puntos) Formular compuestos orgánicos insaturados y oxigenados. (0,5 puntos)



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)

Resolver ejercicios y problemas de equilibrios homogéneos en fase gaseosa [presiones parciales, (1,50 puntos) constantes de equilibrio K_c y K_p (1,0 punto)].

2. (2,5 puntos)

- i. Interpretar datos de potenciales estándar de reducción y utilizarlos para predecir el sentido de una reacción de oxidación-reducción. (1,0 punto)
- ii. Interpretar los procesos que ocurren en una celda voltaica. (1,50 puntos)

3. (1,0 punto)

Determinar experimentalmente calores de reacción en una experiencia encaminada a determinar, de forma cuantitativa, el calor que se absorbe o desprende en una reacción ácido-base en medio acuoso entre NaOH y HCl a presión constante. (1,0 punto)

4. (2,0 puntos)

- A. Aplicar los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas de átomos hasta $Z = 54$. (1,0 punto)
- B. Utilizar la fortaleza de las fuerzas de London para justificar la diferencia de puntos de ebullición normales de las sustancias. (1,0 punto)

5. (2,0 puntos)

- A. Explicar, cualitativamente, el funcionamiento de una disolución reguladora en el control del pH. (1,0 punto)
- B. Formular hidrocarburos saturados e insaturados y compuestos orgánicos oxigenados. (1,0 punto)