



QUÍMICA

OPCIÓN A

1. (2,5 puntos)

Las entalpías estándar de combustión del C(grafito) y del CO(g) son -393,5 y -283 kJ/mol, respectivamente. La entalpía estándar de la reacción: $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$ es $\Delta H^\circ_{\text{R}} = -108$ kJ/mol de COCl_2 .

- Calcule la entalpía estándar de formación del $\text{COCl}_2\text{(g)}$. **(1,75 puntos)**
- Si desea favorecer la formación de $\text{COCl}_2\text{(g)}$, a partir de CO(g) y $\text{Cl}_2\text{(g)}$, utilizaría temperaturas ¿altas o bajas? Justifique la respuesta. **(0,75 puntos)**

2. (2,5 puntos)

A 523 K la constante de equilibrio para la reacción: $\text{PCl}_5\text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ tiene el valor $K_C = 3,8 \times 10^{-2}$. En un recipiente de 2,5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,50 moles de $\text{PCl}_5\text{(g)}$, 0,25 moles de $\text{PCl}_3\text{(g)}$ y 0,25 moles de $\text{Cl}_2\text{(g)}$. La mezcla gaseosa se calienta a la temperatura de 523 K.

- Indique el sentido en que debe evolucionar el sistema para alcanzar el equilibrio. **(1,0 punto)**
- Calcule el número de moles de cada gas en la mezcla una vez alcanzado el equilibrio a 523 K. **(1,5 puntos)**

3. (1,0 punto)

En un tubo de ensayo se colocan unos cristales de $\text{I}_2\text{(s)}$ y se añaden 5 mL de agua ¿Qué observará? Justifique la observación realizada. **(0,5 puntos)** A continuación se añaden, en el mismo tubo, 5 mL de un disolvente orgánico no polar, se agita la mezcla y se deja reposar hasta que se separen dos fases. Indique y justifique la coloración que presenta cada una de las fases. **(0,5 puntos)**

4. (2,0 puntos)

- Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos X ($Z = 17$) e Y ($Z = 35$). Indique el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos. A partir de su posición en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el elemento que presentará el valor más elevado de la primera energía de ionización. **(1,0 punto)**
- Indique, justificando la respuesta, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de nitrato de potasio (KNO_3). **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- Una disolución acuosa ácida contiene las siguientes concentraciones: $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ M}$; $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$. Escriba las semirreacciones ajustadas de oxidación y de reducción que tienen lugar en la disolución. **Datos:** $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$ $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,358 \text{ V}$ **(1,0 punto)**
- Escriba las fórmulas semidesarrolladas y nombre los isómeros geométricos del 2,3-dicloro-2-penteno. **(1,0 punto)**



QUÍMICA

OPCIÓN B

1. (2,5 puntos)

Se prepara una disolución acuosa por mezcla de 500 mL de disolución acuosa de HNO_3 , que contiene un 0,3% en masa de HNO_3 y una densidad de $1,1 \text{ g cm}^{-3}$, con 150 mL de una disolución acuosa de HI 0,01 M y con 150 mL de agua. Calcule el pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas: N = 14 u; O = 16 u; H = 1 u.

2. (2,5 puntos)

La pila que se basa en la reacción química: $\text{Fe(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Ag(s)}$ tiene un potencial estándar $E^\circ(\text{pila}) = + 1,24 \text{ V}$.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que se producen en la pila y calcule el valor del potencial estándar de reducción del par (Ag^+/Ag). **(1,0 punto)**
- Dibuje un esquema de la pila, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones. **(1,5 puntos)**

Dato: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0,44 \text{ V}$.

3. (1 punto)

En el laboratorio se dispone del dispositivo experimental necesario para determinar calores de reacción a presión constante. Describa el procedimiento a seguir para determinar el calor de la reacción ácido-base entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico.

4. (2,0 puntos)

A. De las configuraciones electrónicas que se dan a continuación, indique las que corresponden a átomos en su estado fundamental, en estado excitado y las que son imposibles. Justifique su respuesta.

- $1s^2 2s^2 2p^2$
 - $1s^2 2s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2d^2 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5 5s^1$
- (1,0 punto)**

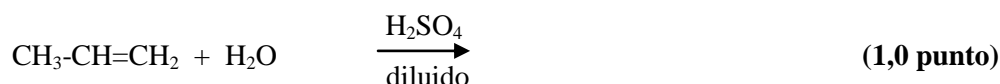
B. Los valores de las energías de red para los compuestos KF(s) y CaO(s) son $- 826$ y $- 3414 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. Suponiendo que ambos compuestos presentan el mismo tipo de estructura cristalina, explique las diferencias observadas entre los valores de las energías de red de los dos compuestos.

Datos: $d(\text{Ca-O}) = 240 \text{ pm}$; $d(\text{K-F}) = 271 \text{ pm}$ **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

A. Considere la reacción en equilibrio: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Explique cómo afecta al rendimiento de $\text{NO}(\text{g})$ en el equilibrio una disminución del volumen del recipiente en el que ocurre la reacción a temperatura constante. **(1,0 punto)**

B. Complete la siguiente reacción y nombre el producto, o productos, que se obtienen:





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, utilizar y calcular entalpías estándar de formación. **(1,75 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. **(0,75 puntos)**

2. (2,5 puntos)

Diferenciar entre cociente de reacción y constante de equilibrio. **(1,0 punto)** Resolver ejercicios y problemas en equilibrios homogéneos en fase gaseosa (concentraciones molares en el equilibrio). **(1,5 puntos)**

3. (1,0 punto)

Realizar e interpretar experiencias de laboratorio donde se estudie la solubilidad de una sustancia (yodo) en agua y en un disolvente orgánico no polar.

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 en la tabla periódica y la variación periódica de la primera energía de ionización. **(1,0 punto)**
- B. Clasificar las sustancias o sus disoluciones como ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brønsted y utilizar las constantes de equilibrio para predecir el carácter ácido o básico de las disoluciones acuosas de sales. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- A. Emplear los valores de los potenciales estándar de reducción para predecir, de forma cualitativa, la posible evolución de una reacción redox. Reconocer reacciones de oxidación y reducción y ajustarlas. **(1,0 punto)**
- B. Escribir las fórmulas semidesarrolladas **(0,5 puntos)** y nombrar isómeros geométricos. **(0,5 puntos)**



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)

Calcular el pH en disoluciones de ácidos fuertes.

2. (2,5 puntos)

- i. Interpretar datos de potenciales estándar de reducción y utilizarlos para predecir el sentido de una reacción redox. **(1,0 punto)**
- ii. Describir los elementos que se utilizan para construir una célula electroquímica e interpretar los procesos que ocurren en ella. **(1,5 puntos)**

3. (1,0 punto)

Determinar experimentalmente el calor de la reacción ácido-base ($\text{HCl} + \text{NaOH}$) que evoluciona a presión constante.

4. (2,0 puntos)

- A. Razonar, a partir de las estructuras electrónicas, las que representan un estado excitado, un estado fundamental o son imposibles. **(1,0 punto)**
- B. Explicar cómo afecta a la energía de red de los compuestos iónicos los tamaños relativos de los iones y las cargas de los mismos. **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

- A. Aplicar el principio de Le Chatelier para predecir, cualitativamente, la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él. **(1,0 punto)**
- B. Reconocer y plantear la obtención de un alcohol por la adición de agua a un alqueno e indicar la posibilidad de obtener mezclas de isómeros, sin valorar cuál sería el mayoritario. **(0,5 puntos)**
Formular y nombrar alcoholes. **(0,5 puntos)**