



QUÍMICA

OPCIÓN A

1. (2,5 puntos)

Se añaden 10 mg de carbonato de estroncio sólido, $\text{SrCO}_3(\text{s})$, a 2 L de agua pura. Calcule la cantidad de $\text{SrCO}_3(\text{s})$ que queda sin disolver. Suponga que no hay variación de volumen al añadir el sólido al agua.

Datos: Masas atómicas: Sr = 87,6 u; C = 12 u; O = 16 u. $K_{\text{ps}}(\text{SrCO}_3) = 5,6 \times 10^{-10}$

2. (2,5 puntos)

El aluminio metal se obtiene industrialmente por electrolisis de óxido de aluminio (Al_2O_3) fundido, utilizando electrodos de carbono.

- Dibuje un esquema de la célula electrolítica utilizada en la electrolisis del Al_2O_3 fundido. Indique el signo del ánodo, el signo del cátodo y el flujo de electrones durante la electrolisis. **(1,0 punto)**
- Si la célula electrolítica se carga con 2 Kg de Al_2O_3 y se hace pasar una corriente de $3,5 \times 10^2$ amperios durante 3 horas, calcule los gramos de aluminio que quedan en la célula después de la electrolisis. **(1,5 puntos)**

Datos: Masas atómicas: Al = 27 u; O = 16 u; $1\text{F} = 96485 \text{ C}$.

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)

A. Escriba la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados para cada una de las siguientes especies: Ge ($Z = 32$); Cl ($Z = 17$); Cr^{3+} ($Z = 24$); Br^- ($Z = 35$). **(1,0 punto)**

B. Los puntos de ebullición normales del HF y HCl son 293 K y 188 K, respectivamente. Los valores de la electronegatividad de los elementos son: $\chi(\text{F}) = 4,0$; $\chi(\text{Cl}) = 3,0$; $\chi(\text{H}) = 2,1$. A partir de estos datos:

- Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta las fuerzas intermoleculares más intensas. **(0,5 puntos)**
- Indique, de forma razonada, el tipo de fuerzas intermoleculares presentes en cada una de las sustancias. **(0,5 puntos)**

5. (2,0 puntos)

A. Dispone de una disolución reguladora de amoníaco (NH_3) y cloruro de amonio (NH_4Cl). 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. **(0,5 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)**



OPCIÓN B

1. (2,5 puntos)

En una disolución acuosa de amoníaco (NH_3) se observa que: $\text{pH} = 5 \times \text{pOH}$. Calcule:

- El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en la disolución. **(1,0 punto)**
- El valor de la concentración inicial de amoníaco en la disolución. **(1,5 puntos)**

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

2. (2,5 puntos)

Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del $\text{LiCl}(\text{s})$ y calcule la energía de red (ΔH_{red}) del compuesto, a partir de los siguientes datos:

Entalpía estándar de formación del $\text{LiCl}(\text{s})$ $[\Delta H_f(\text{LiCl})] = -408,3 \text{ kJ mol}^{-1}$. Entalpía de sublimación del $\text{Li}(\text{s})$ $[\Delta H_s\text{Li}(\text{s})] = 159,3 \text{ kJ mol}^{-1}$. Entalpía de disociación del $\text{Cl}_2(\text{g})$ $[\Delta H_D\text{Cl}_2(\text{g})] = 244 \text{ kJ mol}^{-1}$. Primera energía de ionización del $\text{Li}(\text{g})$ $[\Delta H_{\text{ionización}}\text{Li}(\text{g})]_1 = 520,2 \text{ kJ mol}^{-1}$. Afinidad electrónica del $\text{Cl}(\text{g})$ $[\Delta H_{\text{afinidad}}\text{Cl}(\text{g})] = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$.

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)

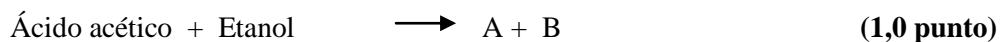
A. Para los elementos X ($Z = 5$) e Y ($Z = 9$), escriba las configuraciones electrónicas respectivas. Indique el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos. A partir de su posición en la tabla periódica, indique, de forma razonada, el que presenta el valor más alto de la primera energía de ionización. **(1,0 punto)**

B. Para la molécula H_2O : i) dibuje la estructura de Lewis; ii) deduzca y dibuje su geometría electrónica y molecular, e indique los ángulos de enlace aproximados de la molécula. **Datos:** H ($Z = 1$), O ($Z = 8$) **(1,0 punto)**

5. (2,0 puntos)

A. Para la reacción: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{C}_5\text{H}_8(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_6(\text{g}) + 2 \text{HI}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = +92,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
Explique el efecto de cada uno de los siguientes factores en la cantidad de $\text{HI}(\text{g})$ presente en la mezcla en equilibrio: i) elevar la temperatura de la mezcla **(0,5 puntos)**; ii) introducir más $\text{C}_5\text{H}_6(\text{g})$ en el recipiente que contiene la mezcla. **(0,5 puntos)**

B. En la siguiente reacción química, indique los nombres de los productos A y B y escriba las fórmulas semidesarrolladas de los reactivos y de los productos:





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)

Resolver ejercicios y problemas de equilibrios heterogéneos, como en el caso de reacciones de precipitación (la solubilidad o el producto de solubilidad).

2. (2,5 puntos)

- i. Describir los elementos e interpretar los procesos que ocurren en una célula electrolítica. **(1,0 punto)**
- ii. Resolver problemas estequiométricos y calcular cantidades de sustancias que intervienen en procesos electroquímicos. **(1,5 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.

4. (2,0 puntos)

- A. Aplicar los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas de átomos e iones monoatómicos hasta $Z = 54$. **(1,0 punto)**
- B. Utilizar la fortaleza de las fuerzas de Van der Waals y la capacidad de formar enlaces de hidrógeno 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)**



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)

- i. Calcular el pH en disoluciones de bases débiles. **(1,0 punto)**
- ii. Conocer el significado y manejar los valores de las constantes de equilibrio, indicando cuando se realizan aproximaciones en los cálculos. **(1,5 puntos)**

2. (2,5 puntos)

Aplicar el ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto iónico formado por un elemento alcalino y un halógeno.

3. (1,0 punto)

Valoraciones redox. Tratamiento experimental.

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 **(0,5 puntos)** y la variación periódica de la primera energía de ionización en los elementos del segundo período de la tabla periódica. **(0,5 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. 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 la reacción química de obtención de un éster. Formular y nombrar compuestos orgánicos oxigenados. **(1,0 punto)**