



**Pruebas de Acceso a las
Universidades
de Castilla y León**

QUIMICA

**Texto para los
Alumnos**

2 páginas

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a una de las dos opciones A o B con sus problemas y cuestiones. Cada opción consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol·L⁻¹.

Constantes universales

$$N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$m_u = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$F = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 1,0133 \cdot 10^5 \text{ N m}^{-2}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Masas atómicas:

H = 1,008; C = 12,01; N = 14,01; O = 16,00; Cl = 35,45; K = 39,10; Cr = 51,99; Zn = 65,40.

OPCIÓN A

1. Después de poner 180 g de Zn en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico 5 M y de que haya cesado la reacción, quedaron 35 g de Zn sin reaccionar.

El proceso que tiene lugar es: $\text{Zn(s)} + \text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Calcule:

a. El volumen de hidrógeno medido en condiciones normales que se ha obtenido.

(hasta 1,0 punto)

b. El volumen de la disolución ácida que se empleó.

(hasta 1,0 punto)

2. Se pretende depositar Cr metal, por electrolisis, de una disolución ácida que contiene óxido de cromo (VI) CrO₃.

a. Escriba la semirreacción de reducción.

(hasta 0,7 puntos)

b. ¿Cuántos gramos de Cr se depositarán si se hace pasar una corriente de $1 \cdot 10^4 \text{ C}$?

(hasta 0,7 puntos)

c. Cuanto tiempo tardará en depositarse un gramo de Cr si se emplea una corriente de 6 A

(hasta 0,6 puntos)

3. En relación con la energía de ionización:

a. Defina la primera energía de ionización.

(hasta 0,7 puntos)

b. Que grupo de la tabla periódica es el más estable respecto a la pérdida de un electrón. Justifique la respuesta.

(hasta 0,7 puntos)

c. Escriba claramente los nombres y los símbolos de los elementos que constituyen el grupo deducido en el apartado b.

(hasta 0,6 puntos)

4. En relación con los números cuánticos:

a. Defina los números cuánticos, su significado y posibles valores.

(hasta 1,6 puntos)

b. Deduzca que valores de n, l y m puede tener cada orbital de la subcapa "5d"

(hasta 0,4 puntos)



**Pruebas de Acceso a las
Universidades
de Castilla y León**

QUIMICA

**Texto para los
Alumnos**

2 páginas

5. Una disolución de hidróxido potásico contiene 22,4 g de la base en 400 cm³ de disolución. Se toman 100 cm³ de dicha disolución, cuya densidad es 1,01 g / cm³ a los que se añaden 200 cm³ de otra disolución 1,2 M de la misma sustancia, y 100 cm³ de agua.
- ¿Cuál será la molaridad, molalidad, fracción molar y tanto por ciento en peso de la disolución inicial de KOH? (hasta 1,2 puntos)
 - ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 20 cm³ de la nueva disolución, suponiendo que los volúmenes son aditivos? (hasta 0,8 puntos)

OPCIÓN B

1. La combustión del metano, CH₄(g), produce dióxido de carbono (g) y agua (l), siendo $\Delta H_{\text{combustión}} = - 802 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Calcule la cantidad de energía desprendida cuando se queman 3 gramos de metano gas. (hasta 1,0 punto)
 - Que presión generará el CO₂ desprendido si se recoge a 25 °C en un recipiente de 5 litros. (hasta 0,5 puntos)
 - Calcule el volumen de agua líquida que se produce. (hasta 0,5 puntos)
2. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 13 y 35, respectivamente, indique justificándolo:
- La configuración electrónica ordenada de cada uno de ellos. (hasta 0,6 puntos)
 - La naturaleza de los enlaces de los compuestos que responden a: A-C; B-B; C-C. (hasta 0,9 puntos)
 - Enuncie el principio de máxima multiplicidad de Hund. (hasta 0,5 puntos)
3. Para el equilibrio: $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H = -1036 \text{ kJ}$
Predecir hacia donde se desplazará el equilibrio si:
- Aumentamos el volumen del recipiente a temperatura constante. (hasta 0,4 puntos)
 - Extraemos SO₂(g). (hasta 0,4 puntos)
 - Aumentamos la temperatura. (hasta 0,4 puntos)
 - Absorbemos el vapor de agua. (hasta 0,4 puntos)
 - Añadimos 10 moles de helio. (hasta 0,4 puntos)
4. Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con 33,16 ml de disolución 0,15 M de KOH. Calcule:
- La masa molecular del ácido. (hasta 1,0 punto)
 - El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 ml de la base, suponiendo un volumen final de 50 ml. (hasta 1,0 punto)
5. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones
- Dadas las reacciones:
 $\text{KCl}(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \quad \Delta H = 718 \text{ kJ}$
 $\text{KCl}(\text{s}) \rightarrow \text{K}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 436 \text{ kJ}$
 $\text{K}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{K}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \quad \Delta H = 211 \text{ kJ}$
Calcule la ΔH para la reacción: $\text{K}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g})$ (hasta 1,0 punto)
 - Una reacción es espontánea a 975 °C pero no es espontánea a 25 °C. ¿Qué signos tendrán ΔH^0 y ΔS^0 para dicha reacción? (hasta 1,0 punto)

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 La ecuación ajustada de la reacción y los datos del enunciado se recogen en la siguiente tabla:

| | | | | |
|--------------------|----------------|--------------|--------------------------|----------------------|
| Reacción | Zn (s) | + 2 HCl (ac) | → ZnCl ₂ (ac) | + H ₂ (g) |
| M (uma) | 65,4 | 36,458 | 136,3 | 2,016 |
| m reaccionante (g) | 65,4 | | | |
| Datos | 180 - 35 = 145 | 5 M | | ¿V? |

a) Se calcula la masa de Zn que ha reaccionado:

$$m = 180 - 35 = 145 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{145 \text{ g}}{65,40 \text{ g/mol}} = 2,217 \text{ mol de Zn}$$

Por estequiometría, se sabe que 1 mol de Zn produce 1 mol de H₂; por tanto, al reaccionar 2,217 mol de Zn, se obtienen 2,217 mol de H₂.

$$2,217 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L en CN}}{1 \text{ mol de H}_2} = 49,66 \text{ L de H}_2$$

b) Se calculan los moles de HCl consumidos y el volumen donde se encuentran:

$$2,217 \text{ mol de Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = 4,434 \text{ mol de HCl}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4,434 \text{ mol}}{5 \text{ mol/L}} = 0,8868 \text{ L} = 886,8 \text{ mL de HCl 5 M}$$

Se han empleado 886,8 mL de HCl 5 M.

De forma resumida:

$$2,217 \text{ mol de Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{5 \text{ mol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,8868 \text{ L} = 886,8 \text{ mL de HCl 5 M}$$

2 a) La reacción en el electrodo (cátodo) es:



por lo que el número de electrones intercambiados es seis.

b) Se cumple que:

$$1 \text{ Eq} = \frac{M}{\text{Valencia}} = \frac{M}{n \cdot \text{de electrones intercambiados}} = \frac{M}{n}$$

Según Faraday:

$$\frac{\text{para depositar 1 equivalente químico}}{\text{se necesitan 96 485 culombios (1 faraday)}} = \frac{\text{para una masa } m}{\text{se necesitarán } Q \text{ culombios}}$$

$$\frac{M}{n} = \frac{m}{Q}$$

Aplicando todo ello a los datos de este ejercicio (M = 51,99 uma; valencia (n) = 6 (n.º de e⁻ intercambiados); masa que hay que depositar, m; Q = 1 · 10⁴ C), se tiene que:

$$m = \frac{MQ}{n \cdot 96 485} = \frac{51,99 \cdot 1 \cdot 10^4}{6 \cdot 96 485} = 0,898 \text{ g de Cr} \approx 0,9 \text{ g de Cr}$$

c) Teniendo en cuenta que:

$$I \text{ (A)} = \frac{Q \text{ (C)}}{t \text{ (s)}} \Rightarrow Q = It$$

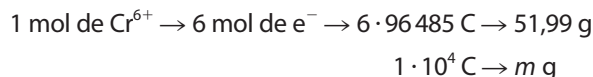
$$\frac{M}{n} = \frac{m}{It} \Rightarrow t = \frac{mn \cdot 96 485}{MI}$$

Sustituyendo los datos, resulta:

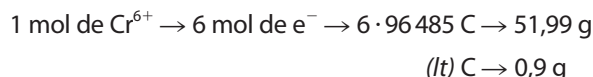
$$t = \frac{mn \cdot 96 485}{MI} = \frac{0,9 \cdot 6 \cdot 96 485}{51,99 \cdot 6} = 1 670,25 \text{ s} = 27 \text{ min } 15 \text{ s}$$

Otra forma de resolverlo

También se pueden aplicar las leyes de Faraday con el siguiente razonamiento: si se tiene en cuenta que 1 mol de iones Cr⁶⁺ necesita 6 mol de electrones para depositarse como 1 mol de Cr⁰, y que 1 mol de electrones son 1 Faraday (96 485 culombios), se puede concluir que:



$$m = \frac{51,99 \cdot 1 \cdot 10^4}{6 \cdot 96 485} = 0,898 \text{ g} \approx 0,9 \text{ g}$$



$$t = \frac{0,9 \cdot 6 \cdot 96 485}{51,99 \cdot 6} = \frac{0,9 \cdot 6 \cdot 96 485}{51,99 \cdot 6} = 1,670,25 = 27 \text{ min } 15 \text{ s}$$

3 a) La energía de ionización (EI) o potencial de ionización (PI) es la energía que hay que proporcionar a un átomo, en estado fundamental y gaseoso, para arrancarle el último electrón de una capa de valencia. Un átomo poseerá tantos valores de energía de ionización como número de electrones tenga.

La **primera energía de ionización** es la energía necesaria para hacer saltar el último electrón de la capa más exterior; su valor es el menor de todas las demás, pues los electrones de valencia estarán menos atraídos por el núcleo correspondiente.

- b)** Los elementos con menor valor de la primera energía de ionización son los metales alcalinos, pues tienen un solo electrón en su última capa; la estructura de su capa de valencia es ns^1 . A ellos pertenece el Fr, el elemento que más capas posee y, por tanto, el que necesitará menos energía para hacer saltar este electrón, que es el más alejado del núcleo.

Es decir, a medida que se baja en el grupo, el electrón de valencia se encuentra más alejado del núcleo y, como consecuencia, menos atraído, por lo que la energía de ionización es menor.

Por todo ello, el grupo 1 de los metales alcalinos, con capa de valencia ns^1 , es el más estable respecto a la pérdida de un electrón.

- c)** Los elementos del grupo mencionado son H (hidrógeno), Li (litio), Na (sodio), K (potasio), Rb (rubidio), Cs (Cesio) y Fr (Francio).

- 4 a)** **n:** número cuántico principal, el cual indica el nivel energético del electrón (la capa); toma valores enteros positivos (1, 2, 3, ...).

l: número cuántico secundario (momento angular o acimutal), que indica el subnivel energético; la «forma del orbital» depende de sus posibles valores, que son 0, 1, 2, ..., $n - 1$.

m: número cuántico magnético, que indica las distintas orientaciones en el espacio de los orbitales bajo la acción de un campo magnético (efecto Zeeman); señala también el número de orbitales de cada tipo que hay en cada nivel; sus valores van desde $-l$ hasta $+l$, pasando por el 0.

s: número cuántico de espín, el cual indica el momento magnético intrínseco del electrón, esto es, el campo magnético que produce el electrón al girar sobre su eje (efecto Zeeman anómalo); sus valores son $\pm 1/2$.

Tabla resumen de los números cuánticos:

| Números cuánticos | principal n | secundario l | magnético m | espín s |
|-------------------|-------------------|--|---------------------------|-----------------------|
| | Nivel energético | Forma del orbital | Efecto Zeeman | Efecto Zeeman anómalo |
| Valores posibles | 1, 2, 3, ... | $l = 0, 1, \dots, n - 1$ | $-l, \dots, 0, \dots, +l$ | $+1/2; -1/2$ |
| | n° de capa | $l = 0$ orbital s $l = 1$ orbital p $l = 2$ orbital d $l = 3$ orbital f | | |

- b)** N° cuántico principal, $n = 5$.

Forma del orbital: d; por tanto, $l = 2$.

El número cuántico m puede tomar los valores $-2, -1, 0, +1$ y $+2$.

El espín puede ser positivo o negativo; por tanto, las series posibles de números cuánticos son:

1.^a (5, 2, $-2, +1/2$); 2.^a (5, 2, $-2, -1/2$); 3.^a (5, 2, $-1, +1/2$); 4.^a (5, 2, $-1, -1/2$); 5.^a (5, 2, 0, $+1/2$); 6.^a (5, 2, 0, $-1/2$); 7.^a (5, 2, $+1, +1/2$); 8.^a (5, 2, $+1, -1/2$); 9.^a (5, 2, $+2, +1/2$), y 10.^a (5, 2, $+2, -1/2$).

Para determinar una serie particular debemos referirnos a un electrón concreto, para lo cual hay que fijar un criterio determinado para los distintos valores de los números cuánticos.

Se representan con diagramas de cajas y se realiza el llenado de acuerdo con el principio de Aufbau.

Se adopta un criterio de adjudicación, como por ejemplo el siguiente:

1.^o Espín positivo: \uparrow y espín negativo: \downarrow

2.^o Orden de llenado: primero el positivo y después el negativo.

3.^o Número cuántico m , desde los valores negativos, pasando por el 0, hasta los valores positivos, siguiendo su orden: $(-2, -1, 0, +1, +2)$.

| posibles valores de m | | | | |
|-------------------------|------------|------------|------------|------------|
| -2 | -1 | 0 | +1 | +2 |
| \uparrow | \uparrow | \uparrow | \uparrow | \uparrow |

Por ejemplo, el electrón $5d^2$ puede tener $m = -1$ y $s = +1/2$, por lo que correspondería a la tercera serie: (5, 2, $-1, +1/2$).

- 5** $M_{\text{KOH}} = 56,108$ uma

- a)** **Disolución A.** Cálculo de la molaridad de la disolución:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{22,4 \text{ g}}{56,108 \text{ g/mol}} = 0,399 \approx 0,4 \text{ mol de KOH}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,4 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

Base de cálculo: 1 L de disolución A

$$m = \rho V = 1,01 \text{ g/mL} \cdot 1\,000 \text{ mL} = 1\,010 \text{ g masa de un litro de la disolución}$$

masa de soluto: como es 1 M, en 1 L hay 56,108 g de soluto (KOH).

masa de disolvente = masa de la disolución – masa de soluto = 1 010 – 56,108 = 953,892 g = 0,954 kg

El resumen de las características de 1 L de **disolución A** se muestra en la siguiente tabla:

| V = 1 L de disolución | Soluto | Disolvente | Disolución |
|-----------------------|--------|------------------|-------------|
| | KOH | H ₂ O | |
| M (g/mol) | 56,108 | 18,016 | |
| m (g) | 56,108 | 954 | 1 010 |
| n (mol) | 1 | 53 | 1 + 53 = 54 |

Cálculo de la molalidad de la disolución A:

$$m = \frac{n}{\text{kg de disolvente}} = \frac{1}{0,954} = 1,048 \text{ m}$$

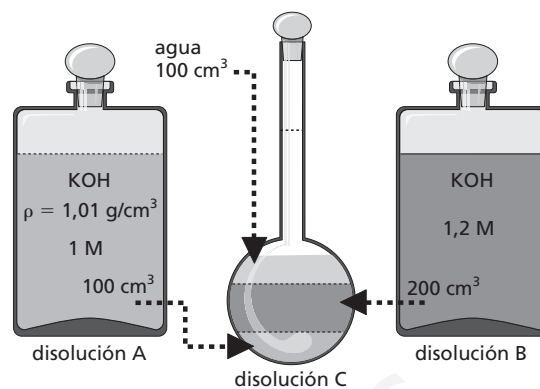
Cálculo de la fracción molar de la disolución A:

$$\chi_{\text{soluto}} = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{mol de soluto} + \text{mol de disolvente}} = \frac{1}{1 + 53} = \frac{1}{54} = 0,0185$$

$$\chi_{\text{disolvente}} = \frac{\text{mol de disolvente}}{\text{mol de soluto} + \text{mol de disolvente}} = \frac{53}{1 + 53} = \frac{53}{54} = 0,9815$$

Cálculo del % en peso de la disolución A:

$$\% \text{ en peso}_{\text{soluto}} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la disolución}} = \frac{56,108}{1 010} = 0,0556 = 5,56 \%$$



b) Cálculos para la **disolución C**.

Moles procedentes de la disolución A:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol de KOH}$$

$$m = nM = 0,1 \text{ mol} \cdot 56,108 \text{ g/mol} = 5,61 \text{ g de KOH}$$

Moles procedentes de la disolución B:

$$n = MV = 1,2 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,24 \text{ mol de KOH}$$

$$m = nM = 0,24 \text{ mol} \cdot 56,108 \text{ g/mol} = 13,47 \text{ g de KOH}$$

masa total de soluto: 5,61 + 13,47 = 19,08 g de KOH

El volumen total de la disolución C es la suma de los volúmenes mezclados, tal como indica el enunciado.

$$V = 100 \text{ cm}^3 + 200 \text{ cm}^3 + 100 \text{ cm}^3 = 400 \text{ cm}^3$$

A continuación, se calculan los gramos de KOH que hay en 20 cm³ de la disolución C. Como en 400 cm³ hay 19,08 g de KOH, se puede poner que:

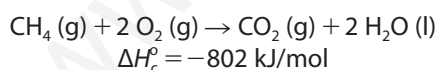
$$m_{\text{soluto}} = 20 \text{ cm}^3 \cdot \frac{19,08 \text{ g de KOH}}{400 \text{ cm}^3} = 0,954 \text{ g de KOH}$$

En 20 cm³ de la disolución C hay 0,954 g de KOH.

Opción B

1 $M_{\text{CH}_4} = 16,042 \text{ uma}$

La reacción de combustión es:



a) Calculamos la energía desprendida al quemar 3 g de metano:

$$\Delta H_c^\circ (\text{CH}_4) = 3 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{802 \text{ kJ}}{16,042 \text{ g de CH}_4} \approx 150 \text{ kJ}$$

Por **razonamiento proporcional**:

$$\frac{\text{si } 16,042 \text{ g de metano producen } 802 \text{ kJ}}{\text{producirán } x \text{ kJ}} = \frac{3 \text{ g de metano}}{x}; x = 150 \text{ kJ}$$

b) Se plantea y ajusta la ecuación de la reacción de combustión:

| | | |
|--------------------|---|--------|
| Reacción | $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ | |
| M (uma) | 16,042 | 18,016 |
| m reaccionante (g) | 16,042 | 36,032 |
| Datos masa (g) | 3 | |

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3 \text{ g}}{16,042 \text{ g/mol}} = 0,187 \text{ mol de CH}_4$$

Aplicando la estequiometría, se tiene:

$$0,187 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} = 0,187 \text{ mol de CO}_2$$

$$p = \frac{nRT}{V} =$$

$$= \frac{0,187 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{5 \text{ L}} = 0,914 \text{ atm}$$

La presión generada es de 0,914 atm.

c) Como la densidad del agua es 1 g/cm³ y su $M = 18,016 \text{ g/mol}$, se calculan los gramos de agua producidos en la reacción y, posteriormente, a partir de su densidad, el volumen de la misma:

$$0,187 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{18,016 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 6,738 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{6,738 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 6,738 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O líquida}$$

2 a)

| Elemento | Z | Configuración fundamental | Período | Grupo |
|----------|----|--|---------|-------|
| A | 19 | 1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ⁶ 4s ¹ | 4 | 1 |
| B | 13 | 1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ¹ | 3 | 13 |
| C | 35 | 1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ⁶ d ¹⁰ 4s ² p ⁵ | 4 | 17 |

b) Enlace A–C:

A: 1s² 2s²p⁶ 3s²p⁶ 4s¹; su capa de valencia es 4s¹.

Por estar llenándose la capa 4, pertenece al 4.º período.

Por ser su capa de valencia 4s¹, pertenece al grupo 1 (metales alcalinos).

C: 1s² 2s²p⁶ 3s²p⁶d¹⁰ 4s²p⁵; su capa de valencia es 4s²p⁵.

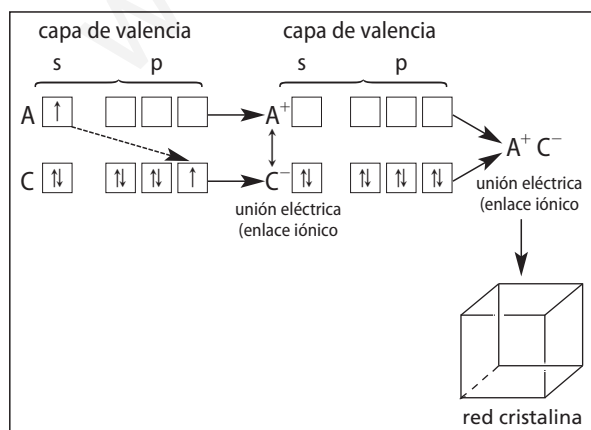
Por estar llenándose la capa 4, pertenece al 4.º período.

Por ser su capa de valencia 4s²p⁵, pertenece al grupo 17 (falta un electrón para terminar de llenar la 4.ª capa, es decir, es un halógeno).

Entre el elemento A y el C se formará un enlace de tipo iónico, pues el elemento A cederá su electrón de valencia al átomo de C y se formará un catión A⁺ y un anión C⁻ para formar una red cristalina iónica, cuya fórmula elemental es AC.

Los compuestos iónicos forman redes cristalinas donde cada ion de un signo se rodea de tantos iones de signo contrario como lo permite su propio volumen; por tanto, no forman verdaderas moléculas, sino conjuntos de iones ordenados en el espacio, en estado sólido.

El siguiente esquema ilustra el fenómeno mediante diagramas de cajas:



Por todo ello, el enlace A–C es un **enlace iónico**.

Enlace B–B:

Configuración de B: 1s² 2s²p⁶ 3s²p¹.

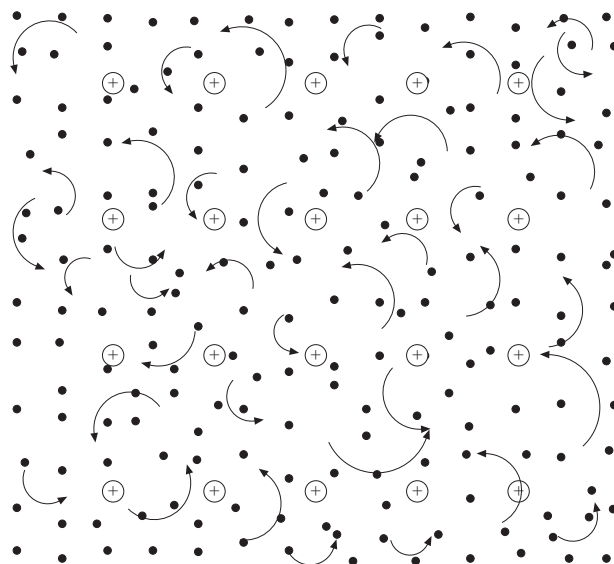
Por estar llenándose la capa 3, pertenece al 3.º período.

Por ser su capa de valencia 3s²p¹, le faltan 5 electrones para el grupo 18; por tanto, pertenece al grupo 18 – 5 = 13 (boroideos).

Como la configuración de B es 1s² 2s²p⁶ 3s²p¹, dos átomos de B no pueden ni ceder ni compartir los electrones de la capa de valencia (como ocurre en los no metales), ya que de ninguna de las dos formas adquirirían estructura de gas noble para su mayor estabilización; por ello, formará un **enlace metálico** y se presentará en forma atómica.

El modelo del enlace metálico establece que, debido a la gran diferencia de dimensiones entre el núcleo y la corteza, «a escala atómica» los metales son como núcleos sumergidos en un mar de electrones (tal como se ilustra en la figura adjunta) y sus electrones están deslocalizados, de forma que los electrones de un átomo concreto pueden intercambiarse con los de los átomos más próximos.

Esto provoca un movimiento caótico interno de electrones entre los átomos del metal, pero cada átomo mantiene todos sus electrones en su estado fundamental.



movimiento caótico de electrones entre núcleos

Además, los átomos se encuentran ordenados en el espacio de la forma más compacta posible de acuerdo con su propio volumen; es decir, se encuentran formando redes cristalinas con la mayor compactibilidad posible.

Enlace C–C:

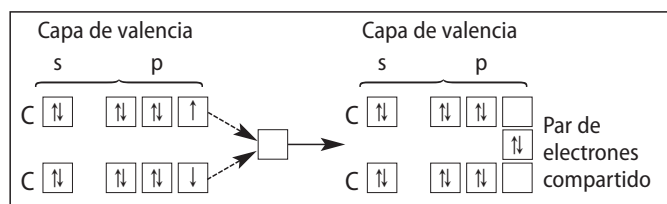
Configuración de C: 1s² 2s²p⁶ 3s²p⁶d¹⁰ 4s²p⁵.

Por estar llenándose la capa 4, pertenece al 4.º período.

Por ser su capa de valencia $4s^2p^5$, le falta un electrón para el grupo 18; por tanto, pertenece al grupo $18 - 1 = 17$ (halógenos).

El átomo C, con configuración electrónica $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^{10} 4s^2p^5$, comparte un electrón p^5 de su capa de valencia con otro electrón p^5 de otro átomo C. De esta forma, ambos completan su capa de valencia y adquieren estructura de gas noble s^2p^6 . Por tanto, se formará un **enlace covalente**.

Como ambos átomos son iguales, no se desplazará la nube compartida hacia ninguno de ellos ni se creará un momento dipolar, por lo que el enlace será **apolar**.



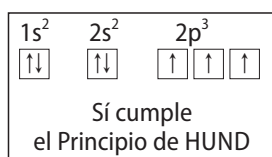
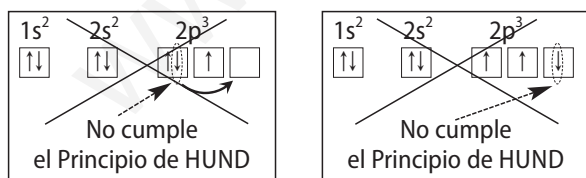
El enlace C–C, por tanto, es un enlace covalente puro simple **apolar**.

Identificación de los elementos:

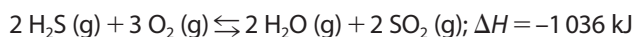
| Elemento | Z | Símbolo |
|----------|----|---------|
| A | 19 | K |
| B | 13 | Al |
| C | 35 | Br |

- c) El **principio de máxima multiplicidad de Hund** establece que, cuando hay varios orbitales del mismo tipo, es decir, de igual energía (isoenergéticos), la configuración más probable es la que permite el mayor desapareamiento de los electrones, por lo que ningún orbital contiene un par de electrones si hay otro igual vacío. Además, los electrones desapareados poseen espines paralelos.

Este principio se ilustra con los siguientes diagramas de cajas:



- 3 Tenemos la reacción siguiente:



Se aplica el principio de Le Châtelier: «Ante una perturbación externa, el equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestarla».

- a) **Aumento de volumen.** Si se aumenta el volumen, la presión disminuye. Ante una disminución de presión, este equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicha disminución, o sea, hacia donde

| | |
|---|-----------|
| $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$ | |
| Reactivos | Productos |
| 5 mol | 4 mol |
| $p_p \text{ reactivos} > p_p \text{ productos}$ | |
| Evolución: ← (hacia los reactivos) | |

- b) **Extracción de SO₂.** Esto supone una disminución de los productos; el equilibrio evolucionará en el sentido de generar más productos, es decir, desplazándose hacia ellos.

| | |
|---|-------------------------|
| $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$ | |
| Reactivos | Productos |
| | Extracción de productos |
| Evolución: → (hacia los productos) | |

- c) **Aumento de temperatura.** Ante un aumento de temperatura, el equilibrio evolucionará en el sentido de disminuir la temperatura; por tratarse de una reacción exotérmica, se desplazará hacia los reactivos.

| | | |
|---|-----------|-------------------------------|
| $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$ | | $\Delta H = -1036 \text{ kJ}$ |
| Reactivos | Productos | Exotérmica |
| | | Aumento de T |
| Evolución: ← (hacia los reactivos) | | |

- d) **Se absorbe el vapor de agua.** Esto equivale a retirar productos, por lo que el equilibrio evolucionará en el sentido de generar más productos, es decir, desplazándose hacia ellos.

| | |
|---|-------------------------|
| $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$ | |
| Reactivos | Productos |
| | Extracción de productos |
| Evolución: → (hacia los productos) | |

- e) **Se añaden 10 mol de He.** El helio es un gas inerte que no reacciona con ninguna sustancia de la reacción, pero, al ser un gas, hace aumentar la presión.

Por tanto, ante un aumento de presión, el equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia donde haya menor presión. Eso ocurre en la zona de los productos, pues allí hay 4 mol y la presión parcial de estos es menor que la de los reactivos, donde hay 5 mol. Por consiguiente, el equilibrio se desplazará hacia los productos.

| | |
|---|-----------|
| $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$ | |
| Reactivos | Productos |
| 5 mol | 4 mol |
| $p_p \text{ reactivos} > p_p \text{ productos}$ | |
| Evolución: \rightarrow (hacia los productos) | |

4 a) Se plantea la reacción descrita en el enunciado, teniendo en cuenta que es un ácido con un solo protón.

| | | | | |
|--------------------|---|--|--|--|
| Reacción | $\text{HA} + \text{KOH} \rightarrow \text{KA} + \text{H}_2\text{O}$ | | | |
| M (uma) | | | | |
| m reaccionante (g) | 0,5 | | | |
| Datos masa (g) | 33,16 mL | | | |
| | 0,15 M | | | |

La neutralización supone que se han consumido tantos moles de base como moles hay de ácido en una volumetría de neutralización.

Se calculan los moles de la base:

$$n = VM = 33,16 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol/L} = 4,974 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KOH}$$

Por estequiometría vemos que se han consumido $4,974 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido monoprótico.

$$M = \frac{m \text{ de ácido}}{n \text{ de ácido}} = \frac{0,5 \text{ g}}{4,974 \cdot 10^{-3}} = 100,523 \text{ g/mol}$$

La masa molecular del ácido es, por tanto, $M = 100,52$ uma.

b) Se parte de los $4,974 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido monoprótico, a los que se añaden 40 mL de KOH 0,15 M.

Se calculan los moles de la base:

$$n = VM = 40 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol/L} = 0,006 \text{ mol de KOH}$$

Como, según la estequiometría, se consumen $4,974 \cdot 10^{-3}$ mol que reaccionan con el ácido, sobra KOH.

$$\begin{aligned} &\text{moles de KOH que sobran:} \\ &0,006 - 4,974 \cdot 10^{-3} = 1,026 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

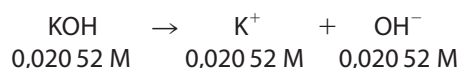
Se calcula la concentración del KOH que sobra:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} = \frac{1,026 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,02052 \text{ M}$$

Los cálculos anteriores se resumen en la siguiente tabla:

| | | | | | |
|----------------------------------|-----------------------|-----------------------|---------------|-----------------------|-----------------------|
| $V = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ | HA | + KOH | \rightarrow | KA | + H ₂ O |
| Moles iniciales | $4,974 \cdot 10^{-3}$ | 0,006 | | — | — |
| Moles reaccionantes | $4,974 \cdot 10^{-3}$ | $4,974 \cdot 10^{-3}$ | | — | — |
| Moles finales | 0 | $1,026 \cdot 10^{-3}$ | | $4,974 \cdot 10^{-3}$ | $4,974 \cdot 10^{-3}$ |
| Moles que sobran | | $1,026 \cdot 10^{-3}$ | | | |
| Concentración | | 0,02052 M | | | |

Como es una base fuerte, se disocia totalmente:

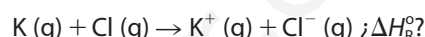


$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log(0,02052) = 1,69$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,69 = 12,31$$

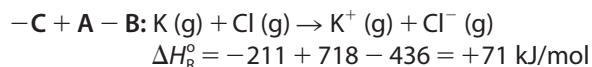
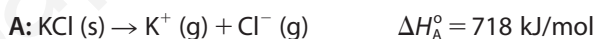
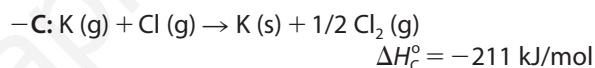
La disociación de la sal KA, procedente de ácido débil y base fuerte, sufre una hidrólisis «básica» (produce iones OH⁻), pero la concentración de estos iones es despreciable frente a los OH⁻ producidos por la disociación del KOH, por lo que no se tiene en cuenta la hidrólisis de KA para el cálculo del pH de la disolución.

5 a) Se formula la reacción solicitada o principal:



Se plantean las reacciones dadas con sus entalpías; para seguir el orden de la principal, se invierten las que correspondan, cambiando también el signo de ΔH en esos casos.

Si a las reacciones del enunciado las denominamos A, B y C, se puede escribir que:



Al tener ΔH_R° signo positivo, el proceso es **endotérmico**.

b) La espontaneidad de una reacción viene dada por el signo de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Si $\Delta G^\circ < 0$, la reacción es espontánea.

Si $\Delta G^\circ > 0$, la reacción es no espontánea.

Si $\Delta G^\circ = 0$, la reacción está en equilibrio.

El enunciado dice que la reacción es espontánea a temperatura alta (975 °C) y no espontánea a temperatura baja (25 °C). Si se realiza un estudio de los signos, se concluye que, para que esto ocurra, es preciso que tanto ΔH° como ΔS° sean positivos:

| | | | | |
|--|---|---|---|----------------------|
| $\Delta G^\circ = +\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ | | | | |
| Estudio de signos | $\Delta H^\circ > 0$ | — | T | $\Delta S^\circ > 0$ |
| | + | — | | |
| Signo de ΔG° | Si $T\Delta S^\circ < \Delta H^\circ$; $\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$ No espontánea a T baja | | | |
| | Si $T\Delta S^\circ > \Delta H^\circ$; $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ Espontánea a T alta | | | |