

## QUÍMICA

### PREGUNTA 1. [2 puntos (1 punto por apartado)].

1.1. Dada la siguiente afirmación, justifique **razonadamente** si es verdadera o falsa: «El radio atómico del bromo es mayor que el del potasio».

1.2. Discuta **razonadamente** quién tiene mayor punto de ebullición el etano o el etanol.

### PREGUNTA 2. [2 puntos (1 punto por apartado)].

2.1. Teniendo en cuenta que la geometría electrónica del  $\text{BeCl}_2$  es lineal, explique **razonadamente** qué orbitales híbridos empleará el átomo de berilio para formar los enlaces en la molécula, indicando cómo se forman dichos orbitales híbridos y la distribución de electrones en estos.

2.2. Discuta **razonadamente** si es cierto que según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia la molécula de cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ , es tetraédrica y presenta un momento dipolar distinto de cero.

### PREGUNTA 3. [2 puntos (1 punto por apartado)].

3.1. Dadas las siguientes parejas de moléculas, nombre o formule cada especie según corresponda, y razone si en cada pareja las moléculas son isómeros entre sí, y de ser así indique el tipo de isomería:

3.1.1. Acetato de metilo y  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

3.1.2.  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  y propan-2-ol

3.2. Dadas dos disoluciones de igual concentración inicial de dos ácidos monopróticos débiles HA y HB, se comprueba que tras alcanzar el equilibrio a concentración  $[\text{A}^-]$  es mayor que  $[\text{B}^-]$ . **Razone** si son ciertas las siguientes afirmaciones:

3.2.1. El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante del ácido HB.

3.2.2. El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

### PREGUNTA 4. [2 puntos (1 punto por apartado)].

En un matraz de 5 L se introducen 0,80 moles de  $\text{N}_2$  y 0,40 moles de  $\text{O}_2$  y se calienta a 2200 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$ . Teniendo en cuenta que en esas condiciones reacciona el 1,1 % del  $\text{N}_2$  inicial:

4.1. Calcule el valor de la constante  $K_c$ .

4.2. Calcule la constante  $K_p$  y discuta **razonadamente** qué sucederá en el equilibrio si aumentamos la presión del sistema.

### PREGUNTA 5. [2 puntos (1 punto por apartado)].

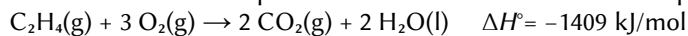
El ácido sulfúrico reacciona con cobre dando lugar a la obtención de sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua.

5.1. Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

5.2. Calcule el volumen de dióxido de azufre que se obtendrá, medido a 55 °C y 1 atm de presión, si hacemos reaccionar 2 mL de ácido sulfúrico comercial del 96 % de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL con cobre en exceso.

### PREGUNTA 6. [2 puntos (1 punto por apartado)].

6.1. Determine la entalpía de formación estándar del eteno a partir de los siguientes datos:



6.2. **Justifique** si la reacción de formación del eteno será espontánea a alguna temperatura.

### PREGUNTA 7. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Se mezclan 20 mL de una disolución de cloruro de bario 1,0 M con 50 mL de una disolución de sulfato de potasio 1,0 M obteniéndose cloruro de potasio y un precipitado de sulfato de bario.

7.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el rendimiento de la reacción si se obtienen 3,5 g de sulfato de bario.

7.2. Explique detalladamente como procedería en el laboratorio para llevar a cabo la separación del precipitado obtenido empleando una filtración a vacío, indicando todo el material necesario.

### PREGUNTA 8. [2 puntos (1 punto por apartado)].

De una disolución 4,0 M de hidróxido de magnesio se toman 50,0 mL y se diluyen con agua hasta un volumen final de 250 mL. A continuación se usan 15,0 mL de esta dilución para valorar 20,0 mL de una disolución de ácido clorhídrico.

8.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule la molaridad de la disolución del ácido.

8.2. Describa el procedimiento que emplearía para llevar a cabo la valoración indicando el material necesario.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J/(K}\cdot\text{mol)} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/(K}\cdot\text{mol)}$ ; 1 atm = 101,3 kPa.

## Soluciones

1.1 Dada la siguiente afirmación, justifica razonadamente si es verdadera o falsa:

«El radio atómico del bromo es mayor que el del potasio».

(A.B.A.U. ord. 24)



### Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

Br ( $Z = 35$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

K ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor.

Como regla sencilla, se dice que el radio atómico aumenta en un período de la tabla periódica hacia la izquierda.

Los elementos K ( $Z = 19$ ) y Br ( $Z = 35$ ) se encuentran en el mismo 4º período. El elemento K queda más a la izquierda y tendrá un radio mayor.

La afirmación es falsa.

1.2 Discute razonadamente quién tiene mayor punto de ebullición: el etano o el etanol.

(A.B.A.U. ord. 24)



### Solución:

En los compuestos covalentes moleculares, la temperatura de ebullición depende de las fuerzas intermoleculares.

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno.

- Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.
- Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en uno enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los vectores momento dipolar de los enlaces no se anulen.
- Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos de hidrógeno.

Las moléculas de ambos compuestos están sometidas a las fuerzas de dispersión. Como la masa molar del etanol es 46 g/mol, mayor que la del etano, 30 g/mol, este dato ya nos indicaría que la temperatura de ebullición del etanol va a ser mayor que la del etano.

Pero es que, además, entre las moléculas de etanol existen fuerzas dipolo-dipolo, porque la molécula de etanol es una molécula polar.

La electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones del enlace y la resistencia a dejarlos marchar.

Como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, existe un momento dipolar de enlace  $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ , y la molécula de etanol  $CH_3-CH_2OH$  será una molécula polar.

Pero como el átomo de hidrógeno está unido al átomo de oxígeno, se formarán puentes de hidrógeno entre las moléculas de etanol. Estas fuerzas son mucho mayores que las de dispersión y, como consecuencia, el etanol tiene una temperatura de ebullición mucho mayor que la del etano.

(Consultando las tablas, las temperaturas de ebullición son: etano,  $-88^\circ C$  y etanol,  $78^\circ C$ )

- 2.1 Teniendo en cuenta que la geometría electrónica del  $\text{BeCl}_2$  es lineal, explica razonadamente qué orbitales híbridos empleará el átomo de berilio para formar los enlaces en la molécula, indicando cómo se forman dichos orbitales híbridos y la distribución de electrones en estos.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Solución:**

En la teoría de la hibridación, los orbitales  $s$ ,  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones regidas por los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$ , pueden ser sustituidos por ciertas combinaciones lineales de ellas llamadas orbitales híbridos.

Combinando los orbitales  $s$  y  $p$  se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

- 2 orbitales  $sp$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y un orbital  $p$ . Están dirigidos en sentidos opuestos de una línea recta, formando un ángulo de  $180^\circ$ .

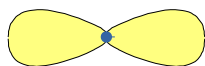
(Quedan dos orbitales  $p$  sin hibridar, que podrían formar parte de los enlaces  $\pi$ ).

- 3 orbitales  $sp^2$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y dos orbitales  $p$ . Están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, formando ángulos de  $120^\circ$ .

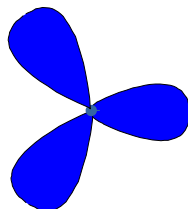
(Queda un orbital  $p$  sin hibridar que podría ser parte de un enlace  $\pi$ ).

- 4 orbitales  $sp^3$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y los tres orbitales  $p$ . Están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, formando ángulos de  $109,5^\circ$ .

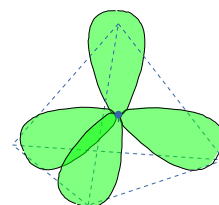
2 híbridos  $sp$



3 híbridos  $sp^2$



4 híbridos  $sp^3$



Molécula de cloruro de berilio:  $\text{BeCl}_2$ .

La configuración electrónica del átomo de berilio ( $Z = 4$ ) en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2$ , pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital  $2p$ . El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es  $1s^2 2s^1 2p_x^1$ .

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales  $s$  y  $p_x$  se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos  $sp$  que se disponen linealmente en sentidos opuestos.

En cada uno de los orbitales híbridos se encuentra un electrón desapareado que puede compartir con un electrón desapareado de un átomo de cloro, formando enlaces sigma dirigidos linealmente en sentidos contrarios. El diagrama de Lewis para la molécula de  $\text{BeCl}_2$  es:  $:\ddot{\text{Cl}}:\text{Be}::\ddot{\text{Cl}}:$

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo  $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$  de  $180^\circ$ .

(La molécula de  $\text{BeCl}_2$  es una excepción a la regla del octeto, que establece que los átomos tienden a formar enlaces de manera que cada átomo tenga ocho electrones en su capa de valencia. En el átomo de berilio de la molécula de  $\text{BeCl}_2$  solo hay cuatro, (dos pares de) electrones).

- 2.2 Discute razonadamente si es cierto que, según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, la molécula de cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ , es tetraédrica y presenta un momento dipolar distinto de cero.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Solución:**

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta la repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible.

Esta teoría es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. La repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

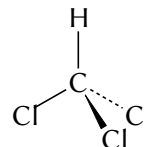
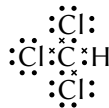
El átomo central es el de carbono, que tiene 4 electrones en su capa de valencia.

La configuración electrónica del átomo de carbono ( $Z = 6$ ) en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ , que solo tiene dos electrones desapareados y solo podría formar dos enlaces. Para poder formar cuatro enlaces, tiene que separar («desaparear») los dos electrones  $2s^2$ , elevando uno de ellos al orbital  $2p$  vacío, siendo su configuración excitada:  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ .

El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

Los cuatro electrones forman enlaces covalentes, tres con los tres átomos de cloro y el otro con el átomo de

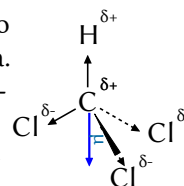
hidrógeno, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:



Según la TRPECV, la geometría electrónica de 4 pares de electrones es tetraédrica. El átomo de carbono está en el centro del tetraedro y los tres átomos de cloro en tres vértices y el átomo de hidrógeno en el cuarto vértice.

Debido a la repulsión entre los pares no enlazantes de los átomos de cloro vecinos, el ángulo entre los enlaces C-Cl es mayor que  $109,5^\circ$ , y la forma de molécula es de pirámide achatada.

El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace  $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ . El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que existe un momento dipolar de enlace  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$ . La resultante de los momentos dipolares de los enlaces  $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$  no se anula, sino que apunta hacia el centro del triángulo formado por los tres cloros, lo que, unido al momento dipolar del enlace  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$ , produce un momento dipolar resultante hacia ese mismo punto, y la molécula es polar.



3.1 Dadas las siguientes parejas de moléculas, nombra o formula cada especie según corresponda, y razona si en cada pareja las moléculas son isómeros entre sí, y de ser así, indica el tipo de isomería:

- Acetato de metilo y  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  y propan-2-ol

(A.B.A.U. ord. 24)

**Solución:**

a) Acetato de metilo:  $\text{CH}_3\text{-C}(=\text{O})\text{O-CH}_3$  éster

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$  ácido propanoico ácido carboxílico

Son isómeros de función: tienen la misma fórmula molecular, pero difieren en su función química o grupo funcional.

b)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  propan-1-ol  
propan-2-ol  $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$

Son isómeros de posición: tienen la misma fórmula molecular y la misma cadena de carbonos, pero difieren en la posición de un grupo funcional en la cadena.

3.2 Dadas dos disoluciones de igual concentración inicial de dos ácidos monopróticos débiles HA y HB, se comprueba que, tras alcanzar el equilibrio, la concentración  $[\text{A}^-]$  es mayor que  $[\text{B}^-]$ . Razona si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante del ácido HB.
- El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

(A.B.A.U. ord. 24)

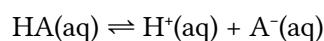
**Solución:**

a) Falso.

La constante ( $K_a$ ) de disociación de un ácido monoprótico débil HA está relacionada con la concentración del anión  $[A^-]$  del ácido por la expresión:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e}$$

Como el ácido es monoprótico, la concentración de iones hidrógeno es la misma que la del anión del ácido:



Si la concentración de  $[A^-]$  es mayor que la de  $[B^-]$  en el equilibrio, la constante de disociación de HA será mayor que la del HB.

b) Falso.

El pH es una medida de la acidez de una solución. Un pH más bajo indica una solución más ácida, porque está más lejos del pH = 7, que es el pH neutro (a 25 °C). Como el ácido HA está más disociado que el ácido HB, producirá más iones  $H^+$ , lo que producirá en un pH más bajo. Por lo tanto, el pH de la disolución del ácido HA será menor que el del ácido HB.

4. En un matraz de 5 dm<sup>3</sup> se introducen 0,80 moles de N<sub>2</sub> y 0,40 moles de O<sub>2</sub> y se calienta a 2200 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$ . Teniendo en cuenta que en esas condiciones reacciona el 1,1 % del N<sub>2</sub> inicial:

a) Calcula el valor de la constante  $K_c$ .

b) Calcula la constante  $K_p$  y discute razonadamente qué sucederá en el equilibrio si se aumenta la presión del sistema.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Rta.:** a)  $K_c = 1,0 \cdot 10^{-3}$ ; b)  $K_p = 1,0 \cdot 10^{-3}$ . Nada.

### Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial: nitrógeno

oxígeno

Porcentaje de nitrógeno que reacciona

Constante de los gases ideales

### Incógnitas

Constante de equilibrio de las concentraciones

Constante de equilibrio de las presiones

### Otros símbolos

Concentración de una especie X

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

### Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

Constantes del equilibrio:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

### Cifras significativas: 3

$V = 5,00 \text{ dm}^3$

$T = 2200 \text{ K}$

$n_0(N_2) = 0,800 \text{ mol}$

$n_0(O_2) = 0,400 \text{ mol}$

% reacciona: 1,10 % N<sub>2</sub>

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$K_c$

$K_p$

$[X]$

$n_e(X)$

$[X] = n(X) / V$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

### Solución:

a) La cantidad de N<sub>2</sub> que reacciona es:

$$n = 1,10 / 100 \cdot 0,800 = 0,0088 \text{ mol N}_2$$

Se hace una tabla con las cantidades de cada gas y, de la estequiometría de la reacción, se calculan las restantes cantidades en el equilibrio.

		N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	⇌	2 NO	
Cantidad inicial	$n_0$	0,800	0,400		0	mol
Cantidad que reacciona	$n_r$	0,0088	0,0088	→	0,0176	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$0,800 - 0,0088 = 0,791$	$0,400 - 0,0088 = 0,391$		0,0176	mol

a) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{O}_2]_e} = \frac{(0,0176/5,00)^2}{(0,791/5,00) \cdot (0,391/5,00)} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) La constante de equilibrio en función de las presiones vale lo mismo:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO})}{p_e(\text{N}_2) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{[\text{NO}]_e^2 \cdot (R \cdot T)^2}{[\text{N}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot [\text{O}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e [\text{O}_2]_e} = K_c$$

Según el principio de Lee Chatelier, si un sistema en equilibrio es sometido a un cambio, el sistema tiende a ajustarse para minimizar el efecto de esta perturbación. Si se aumenta la presión, el sistema no varía, puesto que la presión es la misma en cualquier fase de la reacción. La presión en cualquiera estado de equilibrio es la misma que la presión inicial, porque la cantidad total de gas no varía.

5. El ácido sulfúrico reacciona con el cobre dando lugar a la obtención de sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua.

a) Ajusta las ecuaciones iónica y global por el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de dióxido de azufre que se obtendrá, medido a 55 °C y 1 atm de presión, si se hace reaccionar 2 cm<sup>3</sup> de ácido sulfúrico comercial, del 96 % de riqueza en masa y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>, con cobre en exceso.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Rta.:** a)  $\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ ;  $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ;

b)  $V(\text{SO}_2) = 485 \text{ cm}^3 \text{ (g)}$

### Datos

Disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: riqueza  
densidad  
volumen

SO<sub>2</sub> gas: temperatura  
presión

Constante de los gases ideales

Masa molar del ácido sulfúrico

### Incógnitas

Volumen de dióxido de azufre que se obtendrá

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

### Ecuaciones

De estado de los gases ideales

### Cifras significativas: 3

$R = 96,9 \%$

$\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$

$V = 2,00 \text{ cm}^3$

$T = 55 \text{ °C} = 328 \text{ K}$

$p = 1,00 \text{ atm}$

$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$

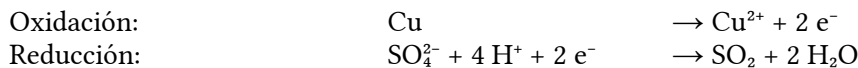
$V$

$n$

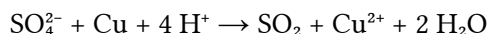
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

### Solución:

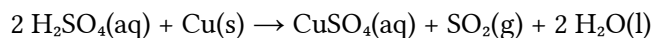
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $\text{SO}_4^{2-}$  y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de ácido sulfúrico que hay en  $2 \text{ cm}^3$  de disolución comercial, del 96 % de riqueza en masa y densidad  $1,84 \text{ g/cm}^3$ :

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,00 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,84 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{96,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

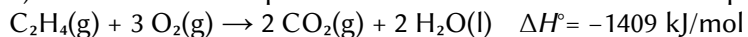
Se calcula la cantidad de dióxido de azufre, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{SO}_2) = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,018 \text{ mol SO}_2$$

Se calcula el volumen que ocupa, a  $55^\circ \text{C}$  y  $1 \text{ atm}$  de presión, suponiendo comportamiento ideal.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,018 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 328 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,485 \text{ dm}^3 = 485 \text{ cm}^3 \text{ SO}_2$$

6. a) Determina la entalpía de formación estándar del eteno a partir de los siguientes datos:

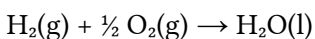
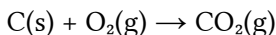
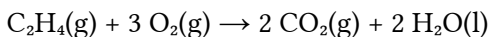


b) Justifica si la reacción de formación del eteno será espontánea a alguna temperatura.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f = 50 \text{ kJ/mol}$ ; b) Nunca.

#### Datos



#### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = -1409 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286,0 \text{ kJ/mol}$$

#### Incógnitas

Entalpía de formación del eteno

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)$$

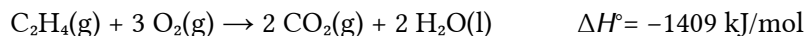
#### Ecuaciones

Ley de Hess

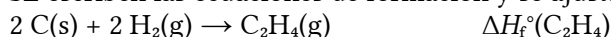
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

#### Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del eteno y se ajusta:



SE escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



b) La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1409 \text{ [kJ]} = 2 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,6 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) + 2 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-286,0 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})$$

$$- (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + 3 [\text{mol O}_2] \cdot 0))$$

Se despeja la entalpía de formación del eteno:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 1409 - 787,2 - 572 = 50 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_4$$

El signo positivo indica que la reacción de formación es endotérmica.

b) El criterio de espontaneidad de una reacción química viene dado por el signo de la entalpía libre o energía libre de Gibbs  $\Delta G$ :

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta H$  es la variación de entalpía del proceso y  $\Delta S$  la variación de entropía.

Un proceso es espontáneo si  $\Delta G < 0$ .

La variación de entropía de la reacción de formación de eteno:  $2 \text{ C(s)} + 2 \text{ H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{(g)}$  es negativa, a la vista de que disminuye la cantidad de gas.

Como  $\Delta S < 0$ , el segundo término tendrá una contribución positiva al valor de  $\Delta G$ .

Al ser endotérmica la reacción,  $\Delta H > 0$ , y el primer término tendrá también una contribución positiva.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (+) - (-) = (+) > 0$$

Por lo tanto, el proceso nunca será espontáneo.

7. Se mezclan 20 cm<sup>3</sup> de una disolución de cloruro de bario de concentración 1,0 mol/dm<sup>3</sup> con 50 cm<sup>3</sup> de una disolución de sulfato de potasio de concentración 1,0 mol/dm<sup>3</sup>, obteniéndose cloruro de potasio y un precipitado de sulfato de bario.

a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento de la reacción si se obtienen 3,5 g de sulfato de bario.

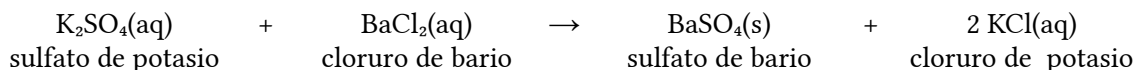
b) Explica detalladamente como procederías en el laboratorio para llevar a cabo la separación del precipitado obtenido empleando una filtración a vacío, indicando todo el material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

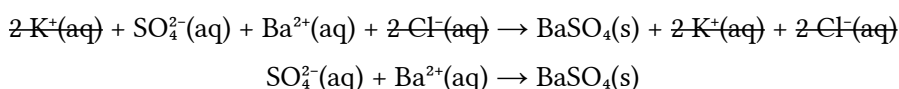
**Rta.:** a) Rendimiento = 75 %

### Solución:

a) Se escribe la reacción de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



Cálculo de la cantidad de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas).

Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de potasio.

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay.

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{K}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,050 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Se calcula la cantidad de sulfato de potasio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la reacción:



$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 0,020 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Como la cantidad necesaria, 0,020 mol, es menor que la inicial, 0,050 mol, el reactivo limitante no es el sulfato de potasio sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \cdot \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 4,7 \text{ g BaSO}_4$$

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 3,5 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$R_{\text{to.}} = \frac{3,5 \text{ g BaSO}_4 \text{ obtenidos}}{4,7 \text{ g BaSO}_4 \text{ teóricos}} = 0,75 = 75 \%$$

### Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

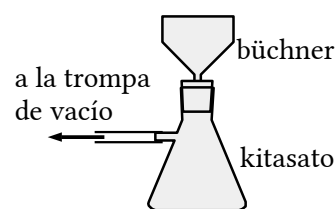
Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.

### Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.



8. De una disolución de concentración 4,0 mol/dm<sup>3</sup> de hidróxido de magnesio se toman 50,0 cm<sup>3</sup> y se diluyen con agua hasta un volumen final de 250 cm<sup>3</sup>. A continuación se usan 15,0 cm<sup>3</sup> de esta disolución para valorar 20,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido clorhídrico.

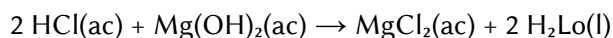
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la concentración molar de la disolución del ácido.
- Describe el procedimiento que emplearías para llevar a cabo a valoración, indicando el material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Rta.:** [HCl] = 1,2 mol/dm<sup>3</sup>

### Solución:a

a) La reacción ajustada es:



Cálculos previos a la valoración (suponiendo 2 cifras significativas):

Se calcula la cantidad de hidróxido de magnesio que hay en 50,0 cm<sup>3</sup> de disolución de hidróxido de magnesio de concentración 4,0 mol/dm<sup>3</sup>:

$$n(\text{Mg(OH)}_2) = \frac{50 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 4,0 \text{ mol Mg(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,20 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

Se calcula la concentración de la disolución diluida de hidróxido de magnesio:

$$[\text{Mg(OH)}_2] = \frac{0,20 \text{ mol Mg(OH)}_2}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,80 \text{ mol/dm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2$$

Se calculan los moles de ácido clorhídrico necesarios para neutralizar 15 cm<sup>3</sup> de disolución de hidróxido de magnesio de concentración 0,80 mol/dm<sup>3</sup>:

$$n = 15 \text{ cm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,80 \text{ mol Mg(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 0,024 \text{ mol D HCl}$$

La concentración molar de la disolución de ácido clorhídrico será:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,024 \text{ mol D HCl}}{20 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 1,2 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 15 cm<sup>3</sup> de disolución diluida de hidróxido de magnesio y se vierten en un matraz erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución adquiere un color fucsia. Se llena una bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de ácido clorhídrico, de concentración desconocida, por arriba del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer unos 12 cm<sup>3</sup> sobre lo erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de ácido clorhídrico en pequeños chorros mientras se imprime un movimiento circular al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer pierda el color. Se anota el volumen de ácido clorhídrico gastado (p. ej. 20,7 cm<sup>3</sup>) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con ácido clorhídrico hasta el cero. Se miden otros 15 cm<sup>3</sup> de disolución diluida de hidróxido de magnesio con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 19,5 cm<sup>3</sup>). Ahora se deja caer la disolución de ácido clorhídrico gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (escalonada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 10/06/24