

## QUÍMICA

**Calificación:** El alumno elegirá UNA de las dos opciones. Cada pregunta se calificará con 2 puntos.

### OPCIÓN A

- Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar siguientes:  
 $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ,  
 justifica cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirán de manera espontánea:
  - $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$
  - $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{ac})$
- Para la siguiente reacción en equilibrio:  $2 \text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ ,  $\Delta H^\circ > 0$ .
  - Escribe la expresión para las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ , así como la relación entre ambas.
  - Razona cómo afecta al equilibrio un aumento de presión a temperatura constante.
- A partir de los datos de la tabla, (en condiciones estándar), calcula la entalpía estándar de combustión del metano.
 

Enlace	C – H	O – H	O = O	C = O
Entalpía de enlace (kJ/mol)	413	482	498	715
  - Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a  $25^\circ \text{C}$  y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la combustión completa de 100 g de metano. Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- Una disolución acuosa contiene 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).
  - Escribe la reacción de disociación y calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
  - Calcula el pH de la disolución y el grado de ionización del ácido. Dato:  $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,8\cdot 10^{-5}$ .
- Se dispone en el laboratorio de un frasco con 100 mL de una disolución de ácido nítrico 10,0 M que se preparó a partir de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza y 1,39 de densidad.
  - ¿Qué volumen tuvieron que tomar de este último para preparar la disolución del frasco?
  - Indica el material y detalla el procedimiento para preparar 250 mL de una disolución de ácido nítrico 2,0 M, a partir de la disolución de ácido nítrico 10,0 M.

### OPCIÓN B

- Considera las especies químicas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$  y  $\text{NCl}_3$  y responde razonadamente las siguientes cuestiones:
  - Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
  - Explica si las moléculas  $\text{CS}_2$  y  $\text{NCl}_3$  tienen o no momento dipolar.
- Formula los siguientes compuestos: hidruro de litio, dietilamina, metilbutanona, permanganato de potasio.
  - Nombra los siguientes compuestos:  
 $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CHO}$ ,  $\text{CH}_2\text{=CH--CH}(\text{CH}_3)\text{--CH}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .
- El producto de solubilidad a  $25^\circ \text{C}$  del  $\text{MgF}_2$  es de  $8,0\cdot 10^{-8}$ .
  - ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  se pueden disolver en 250 mL de agua?
  - ¿Cuántos gramos de  $\text{MgF}_2$  se disolverán en 250 mL de una disolución 0,1 M de una sal totalmente disociada como el  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ?
- El cloro gas se obtiene por la oxidación del HCl con el  $\text{HNO}_3$  produciéndose además  $\text{NO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .
  - Ajusta la reacción molecular por el método del ion-electrón.
  - Calcula el volumen de cloro obtenido, a  $25^\circ \text{C}$  y 1 atm (101,3 kPa), cuando reaccionan 500 mL de una disolución acuosa 2 M de HCl con  $\text{HNO}_3$  en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 80 %. Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- Se desea calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del  $\text{NaOH}(\text{s})$  y para eso se disuelven 4,0 g de  $\text{NaOH}$  en 500 mL de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de  $2,0^\circ \text{C}$ .
  - Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
  - ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del  $\text{NaOH}$ ?
 Datos: Calor específico(agua)  $\approx$  Calor específico(disolución) =  $4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ \text{C}$  y densidad(agua) =  $1 \text{ g/mL}$ .

# Soluciones

## OPCIÓN A

1. Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar siguientes:  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ , justifica cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirán de manera espontánea:

- a)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$   
b)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{aq})$

(P.A.U. Sep. 15)

### Solución:

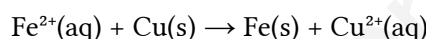
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

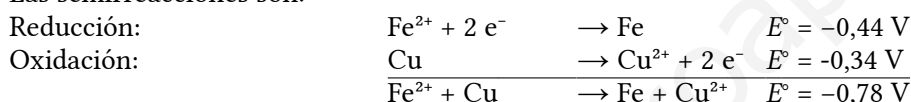
$\Delta G$  es la variación de energía libre de Gibbs,  $n$  es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada,  $F$  (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y  $E$  es el potencial electroquímico del proceso.

Como  $\Delta G$  y  $E$  son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo:  $E > 0$ .

a) Para la reacción

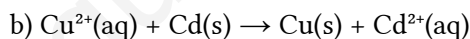


Las semirreacciones son:

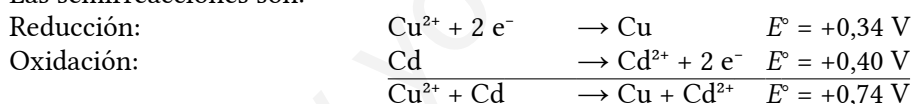


El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el ion  $\text{Fe}^{2+}$  y el Cu.

b) Para la reacción



Las semirreacciones son:



El potencial de la reacción global sale positivo, por lo tanto, el proceso será espontáneo y se producirá la reacción entre el ion  $\text{Cu}^{2+}$  y el Cd.

2. Para la siguiente reacción en equilibrio:  $2 \text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ ,  $\Delta H^\circ > 0$ .

- a) Escribe la expresión para las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ , así como la relación entre ambas.  
b) Razona cómo afecta al equilibrio un aumento de presión a temperatura constante.

(P.A.U. Sep. 15)

### Solución:

a) La concentración o la presión de sólidos no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio. Las expresiones de las constantes de equilibrio son:

$$K_c = [\text{O}_2] \quad K_p = p(\text{O}_2)$$

De la ecuación de los gases ideales:  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = [n / V] \cdot R \cdot T$

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T$$

b) La constante de equilibrio solo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, el volumen o la presión.

Si se aumenta la presión total, para que  $K_c$  permanezca constante, la concentración de  $O_2$  debe mantenerse. Si el aumento de presión se produce por una disminución de volumen,

$$[O_2] = n(O_2) / V$$

La  $[O_2]$  se mantiene si disminuye la cantidad  $n(O_2)$  de oxígeno.

El equilibrio se desplazará (hacia la izquierda) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá menos  $O_2$ .

3. a) A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.

Enlace	C - H	O - H	O = O	C = O
Entalpía de enlace en condiciones estándar (kJ/mol)	413	482	498	715

b) Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la combustión completa de 100 g de metano.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

(P.A.U. Sep. 15)

Rta.: a)  $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 153 \text{ dm}^3$ .

### Datos

Entalpía de enlace: C - H  
O - H  
O = O  
C = O

Presión

Temperatura

Masa de metano

Masa molar del metano

Constante de los gases ideales

### Incógnitas

Entalpía estándar de combustión del metano

Volumen de dióxido de carbono

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia

### Ecuaciones

Ley de Hess

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

### Cifras significativas: 3

$$\Delta H(\text{C-H}) = 413 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{O-H}) = 482 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{O=O}) = 498 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{C=O}) = 715 \text{ kJ/mol}$$

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$m(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4$$

$$M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c(\text{CH}_4)$$

$$V$$

$$n$$

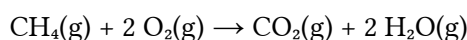
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

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

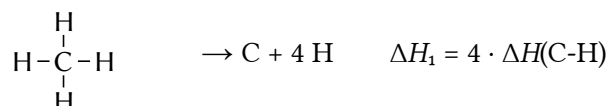
$$[X] = n(X) / V$$

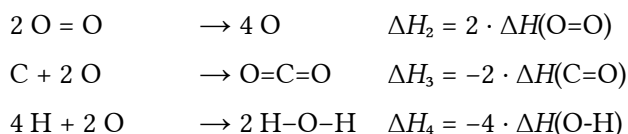
### Solución:

a) La entalpía es una función de estado. La variación de entalpía de un proceso es independiente del camino seguido. La combustión del metano



puede imaginarse por un hipotético camino de rotura y formación de enlaces:





La entalpía de combustión del metano puede expresarse:

$$\Delta H_c(\text{CH}_4) = 4 \cdot \Delta H(\text{C}-\text{H}) + 2 \cdot \Delta H(\text{O}=\text{O}) - 2 \cdot \Delta H(\text{C}=\text{O}) - 4 \cdot \Delta H(\text{O}-\text{H}) = \\
 4 \cdot 413 \text{ [kJ/mol]} + 2 \cdot 498 \text{ [kJ/mol]} - 2 \cdot 715 \text{ [kJ/mol]} - 4 \cdot 482 \text{ [kJ/mol]} = -710 \text{ kJ/mol}$$

b) Se calcula la cantidad de  $\text{CH}_4$

$$n(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 6,25 \text{ mol CH}_4$$

Se calcula la cantidad de  $\text{CO}_2$  de la ecuación de combustión ajustada:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 6,13 \text{ mol CO}_2$$

Se calcula el volumen de  $\text{CO}_2$  de la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{6,25 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{101,3 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = 0,153 \text{ m}^3 = 153 \text{ dm}^3$$

4. Una disolución acuosa contiene 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).  
 a) Escribe la reacción de disociación y calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.  
 b) Calcula el pH de la disolución y el grado de ionización del ácido.

Dato:  $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

(P.A.U. Sep. 15)

**Rta.:** a)  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,099 \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $\text{pH} = 2,88$ ;  $\alpha = 1,33 \%$

#### Datos

Concentración de ácido acético

Constante de acidez

#### Incógnitas

Concentración de ion acetato

pH de la disolución

Grado de disociación

#### Otros símbolos

Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) de ácido débil que se disocia

Cantidad de sustancia disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

#### Ecuaciones

Constante de acidez del ácido:  $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons a \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^{a-}(\text{aq})$

pH

pOH

Grado de disociación

#### Cifras significativas: 3

$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$

$[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e$

pH

$\alpha$

$x$

$n_d$

$n_0$

$[\text{X}]$

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

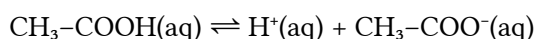
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0}$$

**Solución:**

a) El ácido acético es un ácido débil, y se disocia en agua según la ecuación:



Llamando  $x$  a la concentración de ácido que se disocia, se puede escribir:

		$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		0	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,100 - x$		$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e}$$

Sustituyendo las concentraciones en el equilibrio

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,100 - x}$$

En una primera aproximación se puede suponer que  $x$  es despreciable frente a 0,100 y resolver la ecuación

$$1,80 \cdot 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0,100}$$

que da:

$$x \approx \sqrt{0,100 \cdot 1,80 \cdot 10^{-5}} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Al calcular el grado de disociación

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,013 \approx 1,33 \%$$

se ve que es despreciable por lo que la solución es aceptable.

$$[\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = x = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_e = 0,100 - 0,00133 = 0,099 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

5. Se dispone en el laboratorio de un frasco con 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido nítrico de concentración 10,0 mol/dm<sup>3</sup> que se preparó a partir de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza y 1,39 g/cm<sup>3</sup> de densidad.

a) ¿Qué volumen tuvieron que tomar de este último para preparar la disolución del frasco?

b) Indica el material y detalla el procedimiento para preparar 250 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido nítrico de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup>, a partir de la disolución de ácido nítrico de concentración 10,0 mol/dm<sup>3</sup>.

(P.A.U. Sep. 15)

**Rta.:** a)  $V = 69,7 \text{ cm}^3$  (D 65 %); b)  $V = 50,0 \text{ cm}^3$  (D 10 mol/dm<sup>3</sup>).

#### Datos

Disolución de partida de HNO<sub>3</sub>:

Riqueza

**Cifras significativas: 3**

$$r = 65 \% = 0,650$$

Densidad

$$\rho = 1,39 \text{ g/cm}^3$$

Disolución frasco de HNO<sub>3</sub>:

Volumen

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

Concentración

$$[\text{HNO}_3]_a = 10,0 \text{ mol/dm}^3$$

Disolución final de HNO<sub>3</sub>:

Volumen

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

Concentración

$$[\text{HNO}_3]_b = 2,00 \text{ mol/dm}^3$$

**Datos**

Masa molar del ácido nítrico

**Cifras significativas: 3** $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Volumen de disolución de  $\text{HNO}_3$  del 65 % necesario para preparar 100  $\text{cm}^3$  de una disolución de concentración 10,0  $\text{mol/dm}^3$   $V_a$ Volumen de disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración 10  $\text{mol/dm}^3$  necesario para preparar 250  $\text{cm}^3$  de una disolución de concentración 2,0  $\text{mol/dm}^3$   $V_b$ **Ecuaciones**

Concentración de la sustancia X

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

**Solución:**a) En 100  $\text{cm}^3$  de disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración 10,0  $\text{mol/dm}^3$  hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,100 \text{ dm}^3 D \cdot 10,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 D = 1,00 \text{ mol HNO}_3$$

Deben estar contenidos en el volumen de disolución de partida.

$$V_a = 1,00 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D}}{65,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1,00 \text{ cm}^3 D}{1,39 \text{ g D}} = 69,7 \text{ cm}^3 D$$

b) En 250  $\text{cm}^3$  de disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración 2,00  $\text{mol/dm}^3$  hay

$$n'(\text{HNO}_3) = 0,250 \text{ dm}^3 D_b \cdot 2,00 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 D_b = 0,500 \text{ mol HNO}_3$$

Deben estar contenidos en el volumen de disolución de concentración 10,0  $\text{mol/dm}^3$ .

$$V_b = 0,500 \text{ mol HNO}_3 \frac{1000 \text{ cm}^3 D_a}{10,0 \text{ mol HNO}_3} = 50,0 \text{ cm}^3 D_a$$

**Procedimiento para concentración exacta:** Se miden 50,0  $\text{cm}^3$  de disolución de nítrico de concentración 10,0  $\text{mol/dm}^3$  en una bureta de 50  $\text{cm}^3$ . Para ello se echa el ácido nítrico comercial en un vaso de precipitados, se cierra la llave de la bureta y se llena la bureta hasta arriba, por encima de la marca del 0. Se coloca el vaso debajo de la bureta y se abre la llave hasta que el nivel del ácido esté en el cero, comprobando que todo el pico de la bureta está lleno de líquido. Se coloca bajo la bureta un matraz aforado de 250  $\text{cm}^3$  que contenga aproximadamente la mitad de agua. Se abre la llave y se deja caer el ácido hasta que se encuentre en la marca de 50,0 de la bureta. Se añade agua al matraz aforado hasta cerca de la marca de enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del menisco esté a la altura de la marca de enrase el matraz aforado. Se tapa el matraz aforado y se invierte varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta:  $\text{HNO}_3$  2,0 M y la fecha.

**Material:** Bureta de 50  $\text{cm}^3$  (con base y varilla soporte y pinzas para bureta) y matraz aforado de 250  $\text{cm}^3$ , y vaso de precipitados.

**OPCIÓN B**1. Considera las especies químicas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$  y  $\text{NCl}_3$  y responde razonadamente las siguientes cuestiones:

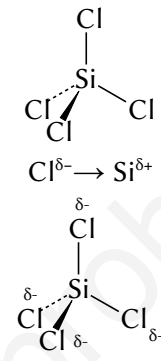
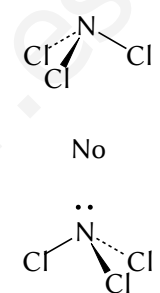
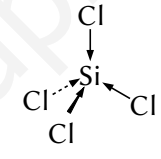

- Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
- Explica si las moléculas  $\text{CS}_2$  y  $\text{NCl}_3$  tienen o no momento dipolar.

(P.A.U. Sep. 15)

**Solución:**

a)

Molécula	$\text{CS}_2$	$\text{SiCl}_4$	$\text{NCl}_3$
Átomo central	C	Si	N

<b>Conf. electrón. fundamental</b>	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$3s^2 3p_x^1 3p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
<b>Conf. electrón. excitada</b>	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
<b>Diagrama de Lewis</b>	$:\ddot{S}::C::\ddot{S}:$	$\begin{array}{c} :\ddot{Cl}: \\ :\ddot{Cl}:\ddot{Si}:\ddot{Cl}: \\ :\ddot{Cl}: \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{Cl}:\ddot{N}:\ddot{Cl}: \\ :\ddot{Cl}: \end{array}$
<b>Pares <math>\sigma</math></b>	2	4	3
<b>Pares <math>\pi</math></b>	2	0	0
<b>Pares no enlazantes</b>	0	0	1
<b>Pares que se repelen</b>	2	4	4
<b>Disposición de los pares</b>	lineal	tetraédrica	tetraédrica
<b>Ángulo de enlace</b>	$180^\circ$	$109,5^\circ$	$107^\circ$
<b>Forma de la molécula</b>	lineal	tetraédrica	piramidal achatada
	$S=C=S$		
<b>Momento dipolar de enlace</b>	$S^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+}$	$Cl^{\delta-} \rightarrow Si^{\delta+}$	No
<b>Momento dipolar de la molécula</b>	$S^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+} \leftarrow S^{\delta-}$		
	No	No	Sí

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de tricloruro de nitrógeno, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de cloro en tres vértices, pero en el cuarto vértice está un par no enlazante que no «se ve».

b) La molécula de tetracloruro de silicio no es polar, aunque los enlaces sí lo son, porque es simétrica y los momentos dipolares de los enlaces se anulan.

Solo la molécula de  $NCl_3$  es polar. Las electronegatividades de los átomos de Cl y N son muy similares y los enlaces Cl-N tienen un momento dipolar nulo (o muy pequeño). Pero el par no enlazante del nitrógeno no se compensa. Como está muy próximo al átomo de nitrógeno, el momento dipolar será pequeño.

2. a) Formula los siguientes compuestos: hidruro de litio, dietilamina, metilbutanona, permanganato de potasio.

b) Nombra los siguientes compuestos:  $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$ ,  $CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$ ,  $C_6H_5OH$ ,  $K_2CO_3$ .

(P.A.U. Sep. 15)

### Solución:

- a.1) Hidruro de litio:  $LiH$   
a.2) Dietilamina:  $CH_3-NH-CH_3$   
a.3) Metilbutanona:  $CH_3-C(=O)-CH_2-CH_3$   
a.4) Permanganato de potasio:  $KMnO_4$   
b.1)  $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$ : butanal  
b.2)  $CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$ : 3-metilbut-1-eno  
b.3)  $C_6H_5OH$ : fenol

b.4)  $K_2CO_3$ : carbonato de potasio

3. El producto de solubilidad a 25 °C del  $MgF_2$  es de  $8,0 \cdot 10^{-8}$ .

- a) ¿Cuántos gramos de  $MgF_2$  se pueden disolver en 250  $cm^3$  de agua?  
 b) ¿Cuántos gramos de  $MgF_2$  se disolverán en 250  $cm^3$  de una disolución de concentración 0,1 mol/ $dm^3$  de una sal totalmente disociada como el  $Mg(NO_3)_2$ ?

(P.A.U. Sep. 15)

**Rta.:** a)  $m_a = 0,0423$  g; b)  $m_b = 6,96 \cdot 10^{-3}$  g.

**Datos**

Producto de solubilidad del  $MgF_2$

Volumen de agua

Concentración de la disolución del  $Mg(NO_3)_2$

Volumen de la disolución del  $Mg(NO_3)_2$

Masa molar del fluoruro de magnesio

**Cifras significativas: 3**

$K_s = 8,00 \cdot 10^{-8}$

$V_a = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

$[Mg(NO_3)_2] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V_b = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

$M(MgF_2) = 62,3 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**

Masa de  $MgF_2$  disuelta en 250  $cm^3$  de agua

$m_a$

Masa de  $MgF_2$  disuelta en 250  $cm^3$  de disolución de  $Mg(NO_3)_2$  de concentración 0,1 mol/ $dm^3$

$m_b$

**Otros símbolos**

Solubilidad (mol/ $dm^3$ ) del  $MgF_2$  en agua

$s_a$

Solubilidad (mol/ $dm^3$ ) del  $MgF_2$  en  $Mg(NO_3)_2$  0,1 mol/ $dm^3$

$s_b$

Solubilidad (g/ $dm^3$ ) del  $MgF_2$  en  $Mg(NO_3)_2$  0,1 mol/ $dm^3$

$s'_b$

**Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/ $dm^3$ )

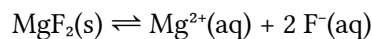
$s = n / V = s' / M$

Producto de solubilidad del equilibrio:  $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{b+}(aq) + a A^{a-}(aq)$

$K_s = [A^{a-}]^a \cdot [B^{b+}]^b$

**Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es



		$MgF_2$	$\rightleftharpoons$	$Mg^{2+}$	$2 F^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$s$	$2 s$	mol/ $dm^3$

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$K_s = [Mg^{2+}]_e \cdot [F^-]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 8,00 \cdot 10^{-8}$

La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua vale:

$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,00 \cdot 10^{-8}}{4}} = 0,00271 \text{ mol } MgF_2 / dm^3 \text{ D}$

La cantidad del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250  $dm^3$  de agua es:

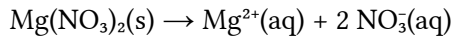
$n(MgF_2) = 0,250 \text{ dm}^3 \cdot 0,00271 \text{ mol } MgF_2 / dm^3 = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol } MgF_2$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250  $dm^3$  de agua es:

$m_a = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol } MgF_2 \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,0423 \text{ g } MgF_2$

b) El nitrato de magnesio está totalmente disociado.





$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 0,100 \text{ mol Mg}^{2+} / \text{dm}^3 \text{ D}$$

		MgF <sub>2</sub>	⇌	Mg <sup>2+</sup>	2 F <sup>-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>o</sub>			0,100	0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	[X] <sub>r</sub>	s <sub>b</sub>	→	s <sub>b</sub>	2 s <sub>b</sub>	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			0,100 + s <sub>b</sub>	2 s <sub>b</sub>	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]_e \cdot [\text{F}^-]_e^2 = (0,100 + s_2) (2 s_2)^2 = 8,00 \cdot 10^{-8}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable  $s_2$  frente a 0,100, ( $s_b \ll 0,100$ ). Entonces:

$$0,100 \cdot (2 s_b)^2 \approx 8,00 \cdot 10^{-8}$$

$$s_b = \sqrt{\frac{8,00 \cdot 10^{-8}}{0,100 \cdot 4}} = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

que es despreciable.

La solubilidad en g/dm<sup>3</sup> sería

$$s'_b = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,0278 \text{ g/dm}^3$$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm<sup>3</sup> de disolución de Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> es:

$$m_b = 0,250 \text{ dm}^3 \cdot 0,0278 \text{ g MgF}_2 / \text{dm}^3 = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g MgF}_2$$

*Análisis: La masa de MgF<sub>2</sub> que se puede disolver en 0,250 dm<sup>3</sup> de disolución de Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup>,  $m_b = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  es menor que la que se puede disolver en 0,250 dm<sup>3</sup> de agua,  $m_a = 0,0423 \text{ g}$ , debido al efecto del ion común Mg<sup>2+</sup>.*

4. El cloro gas se obtiene por la oxidación del HCl con el HNO<sub>3</sub> produciéndose además NO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O.
- Ajusta la reacción molecular por el método del ion-electrón.
  - Calcula el volumen de cloro obtenido, a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa), cuando reaccionan 500 cm<sup>3</sup> de una disolución acuosa de concentración 2 mol/dm<sup>3</sup> de HCl con HNO<sub>3</sub> en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

(P.A.U. Sep. 15)

**Rta.:** a)  $2 \text{HCl} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ; b)  $V(\text{Cl}_2) = 9,79 \text{ dm}^3$ .

#### Datos

Disolución de ácido clorhídrico:

Volumen

Concentración

Gas cloro: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Rendimiento de la reacción

#### Incógnitas

Volumen de cloro a 25 °C y 1 atm

#### Ecuaciones

De estado de los gases ideales

#### Cifras significativas: 3

$$V_d(\text{HCl}) = 500 \text{ cm}^3$$

$$[\text{HCl}] = 2,00 \text{ mol/dm}^3$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

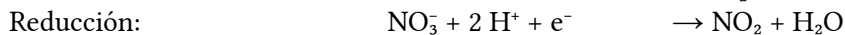
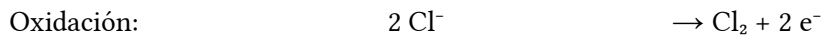
$$r = 80,0 \%$$

$$V$$

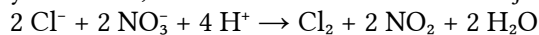
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

#### Solución:

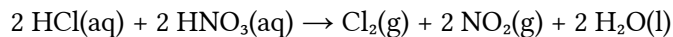
- a) Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la segunda por 2 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada.



Juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) La cantidad de ácido clorhídrico que hay en  $500 \text{ cm}^3$  de disolución es:

$$n(\text{HCl}) = 500 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{2,00 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,00 \text{ mol HCl}$$

La cantidad de gas cloro que se obtiene en la reacción es

$$n(\text{Cl}_2) = 1,00 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,500 \text{ mol Cl}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,500 \text{ mol Cl}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 12,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 12,2 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

Como el rendimiento es del 80 %, se obtendrán

$$V = 80,0 \% 12,2 \text{ dm}^3 = 9,79 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

5. Se desea calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del  $\text{NaOH}(\text{s})$  y para eso se disuelven 4,0 g de  $\text{NaOH}$  en  $500 \text{ cm}^3$  de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de  $2,0 \text{ }^\circ\text{C}$ .

a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.

b) ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del  $\text{NaOH}$ ?

Datos: Calor específico(agua)  $\approx$  Calor específico(disolución) =  $4,18 \text{ J/g} \cdot \text{ }^\circ\text{C}$  y densidad(agua) =  $1 \text{ g/mL}$ .

(P.A.U. Sep. 15)

**Rta.:** b)  $\Delta H_d^\circ = -43 \text{ kJ/mol NaOH}$ .

### Solución:

En una probeta de  $500 \text{ cm}^3$ , se miden  $500 \text{ cm}^3$  de agua y se vierten en un calorímetro. Se espera unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se echan lentejas de  $\text{NaOH}$  con una varilla hasta que su masa aumente 4,0 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del  $\text{NaOH}$ ) se echa el hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_a(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

La masa de agua es:

$$m(\text{agua}) = 500 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 500 \text{ g agua}$$

La masa de disolución es:

$$m(\text{disolución}) = 500 \text{ g agua} + 4,0 \text{ g NaOH} = 504 \text{ g disolución}$$

El calor ganado por la disolución es:

$$Q_d = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 504 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{ }^\circ\text{C)} \cdot 2,0 \text{ }^\circ\text{C} = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

El calor ganado por el calorímetro se calcula de forma análoga, usando el equivalente en agua del calorímetro.

$$Q_c = m(\text{equivalente en agua}) \cdot c_e(\text{agua}) \cdot \Delta t = 15 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 2,0 \text{ } ^\circ\text{C} = 1,3 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$Q(\text{cedido en la disolución}) = -(4,2 \cdot 10^3 \text{ J} + 1,3 \cdot 10^2 \text{ J}) = -4,3 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,3 \cdot 10^3 \text{ J}}{4,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = -43 \text{ kJ/mol NaOH}$$

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

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o 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)

Actualizado: 20/03/22

www.yoquieroaprobar.es