

SETEMBRO 2015

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:
1.1. $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$
1.2. $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{ac})$
- Para la siguiente reacción en equilibrio: $2 \text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$, $\Delta H^\circ > 0$.
2.1. Escribe la expresión para las constantes de equilibrio K_c y K_p , así como la relación entre ambas.
2.2. Razona cómo afecta al equilibrio un aumento de presión a temperatura constante.
- 3.1. 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

3.2. 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: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Una disolución acuosa contiene 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).
4.1. 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.
4.2. 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.
5.1. ¿Qué volumen tuvieron que tomar de este último para preparar la disolución del frasco?
5.2. 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 CS_2 , SiCl_4 y NCl_3 y responde razonadamente las siguientes cuestiones:
1.1. Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
1.2. Explica si las moléculas CS_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar.
- 2.1. Formula los siguientes compuestos: hidruro de litio, dietilamina, metilbutanona, permanganato de potasio.
2.2. Nombra los siguientes compuestos:
 $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CHO}$, $\text{CH}_2\text{=CH--CH}(\text{CH}_3)\text{--CH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, K_2CO_3 .
- El producto de solubilidad a 25 °C del MgF_2 es de $8,0\cdot 10^{-8}$.
3.1. ¿Cuántos gramos de MgF_2 se pueden disolver en 250 mL de agua?
3.2. ¿Cuántos gramos de 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 HNO_3 produciéndose además NO_2 y H_2O .
4.1. Ajusta la reacción molecular por el método del ion-electrón.
4.2. Calcula el volumen de cloro obtenido, a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa), cuando reaccionan 500 mL de una disolución acuosa 2 M de HCl con 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 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 °C.
5.1. Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
5.2. ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del NaOH?
Datos: Calor específico(agua) $\approx$ Calor específico(disolución) = 4,18 J/g· °C y densidad(agua) = 1 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:

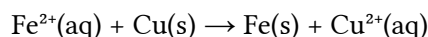
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

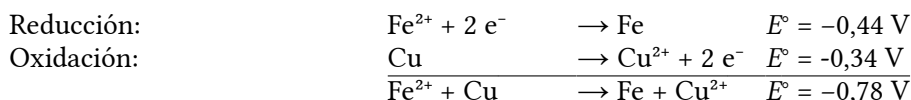
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

Como ΔG 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

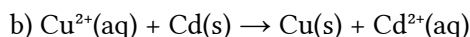


Las semirreacciones son:

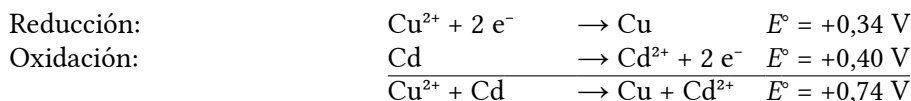


El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el ion Fe^{2+} y el Cu.

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 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

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

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

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

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

$$V$$

$$n$$

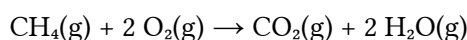
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

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

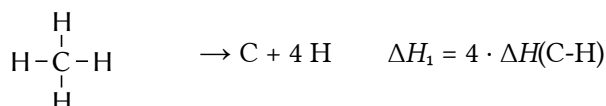
$$[X] = n(X) / V$$

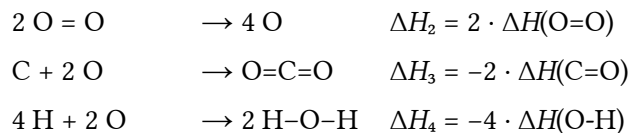
Solución:

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 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 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 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

Cifras significativas: 3

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

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

Incógnitas

Concentración de ion acetato

pH de la disolución

Grado de disociación

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

pH

α

Otros símbolos

Concentración (mol/dm^3) de ácido débil que se disocia

Cantidad de sustancia disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

x

n_d

n_0

$[\text{X}]$

Ecuaciones

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

pH

pOH

Grado de disociación

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

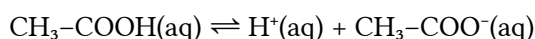
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

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

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:

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

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

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

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 cm³ de una disolución de ácido nítrico de concentración 10,0 mol/dm³ que se preparó a partir de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza y 1,39 g/cm³ 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 cm³ de una disolución de ácido nítrico de concentración 2,0 mol/dm³, a partir de la disolución de ácido nítrico de concentración 10,0 mol/dm³.

(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/dm³).

Datos

Disolución de partida de HNO₃:

Riqueza

Densidad

Disolución frasco de HNO₃:

Volumen

Concentración

Disolución final de HNO₃:

Volumen

Concentración

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

Datos

Masa molar del ácido nítrico

Cifras significativas: 3 $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**

Volumen de disolución de HNO_3 del 65 % necesario para preparar 100 cm^3 de una disolución de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ V_a

Volumen de disolución de HNO_3 de concentración 10 mol/dm^3 necesario para preparar 250 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 cm^3 de disolución de HNO_3 de concentración $10,0 \text{ mol/dm}^3$ hay

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

Deben estar contenidos en el volumen de disolución de partida.

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

b) En 250 cm^3 de disolución de HNO_3 de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$ hay

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

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

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

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 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 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: HNO_3 $2,0 \text{ M}$ y la fecha.

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

OPCIÓN B

1. Considera las especies químicas CS_2 , SiCl_4 y NCl_3 y responde razonadamente las siguientes cuestiones:

- Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
- Explica si las moléculas CS_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar.

(P.A.U. Sep. 15)

Solución:

a)

Molécula

CS_2

SiCl_4

NCl_3

Átomo central

C

Si

N

Conf. electrón. fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$3s^2 3p_x^1 3p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Conf. electrón. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\text{:S:}^* \text{C}^* \text{:S:}$	$\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:}^* \text{Si}^* \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:Cl:}^* \text{N}^* \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:} \end{array}$
Pares σ	2	4	3
Pares π	2	0	0
Pares no enlazantes	0	0	1
Pares que se repelen	2	4	4
Disposición de los pares	lineal	tetraédrica	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	$109,5^\circ$	107°
Forma de la molécula	lineal	tetraédrica	piramidal achatada
	$\text{S}=\text{C}=\text{S}$		
Momento dipolar de enlace	$\text{S}^{\delta-} \rightarrow \text{C}^{\delta+}$	$\text{Cl}^{\delta-} \rightarrow \text{Si}^{\delta+}$	No
Momento dipolar de la molécula	$\text{S}^{\delta-} \rightarrow \text{C}^{\delta+} \leftarrow \text{S}^{\delta-}$		
	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: $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CHO}$, $\text{CH}_2\text{=CH--CH(CH}_3\text{)--CH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, K_2CO_3 .

(P.A.U. Sep. 15)

Solución:

- a.1) Hidruro de litio: LiH
a.2) Dietilamina: $\text{CH}_3\text{--NH--CH}_3$
a.3) Metilbutanona: $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{--C--C--CH}_3 \\ \parallel \quad | \\ \text{O} \quad \text{CH}_3 \end{array}$
a.4) Permanganato de potasio: KMnO_4
b.1) $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CHO}$: butanal
b.2) $\text{CH}_2\text{=CH--CH(CH}_3\text{)--CH}_3$: 3-metilbut-1-eno
b.3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$: 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 cm³ de agua?
 b) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se disolverán en 250 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ 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 cm³ de agua

m_a

Masa de MgF_2 disuelta en 250 cm³ de disolución de $Mg(NO_3)_2$ de concentración 0,1 mol/dm³

m_b

Otros símbolos

Solubilidad (mol/dm³) del MgF_2 en agua

s_a

Solubilidad (mol/dm³) del MgF_2 en $Mg(NO_3)_2$ 0,1 mol/dm³

s_b

Solubilidad (g/dm³) del MgF_2 en $Mg(NO_3)_2$ 0,1 mol/dm³

s'_b

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

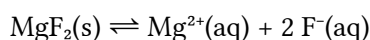
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

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:

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

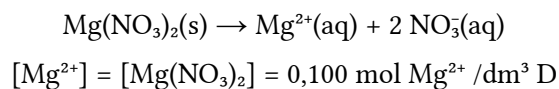
La cantidad del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm³ de agua es:

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

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm³ 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.



		MgF ₂	⇌	Mg ²⁺	2 F ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0,100	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			0,100 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

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/dm³ 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 dm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³ 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 MgF₂ que se puede disolver en 0,250 dm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³, $m_b = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ es menor que la que se puede disolver en 0,250 dm³ de agua, $m_a = 0,0423 \text{ g}$, debido al efecto del ion común Mg²⁺.

4. El cloro gas se obtiene por la oxidación del HCl con el HNO₃ produciéndose además NO₂ y H₂O.
- 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 cm³ de una disolución acuosa de concentración 2 mol/dm³ de HCl con HNO₃ 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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

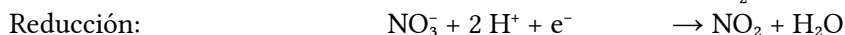
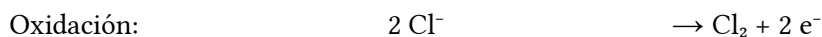
$$r = 80,0 \%$$

$$V$$

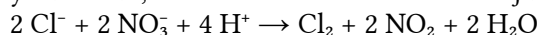
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

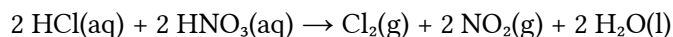
a) Las semirreacciones iónicas son:



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 cm³ de disolución es:

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

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 obtendrían

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

5. Se desea calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) y para eso se disuelven 4,0 g de NaOH en 500 cm³ de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de 2,0 °C.

a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.

b) ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del NaOH?

Datos: Calor específico(agua) ≈ Calor específico(disolución) = 4,18 J/g · °C y densidad(agua) = 1 g/mL.

(P.A.U. Sep. 15)

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

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ 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 NaOH con una varilla hasta que su masa aumente 4,0 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del 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.

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

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:

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

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

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

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

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

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

