

SETEMBRO 2011

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

1. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ y razonando las respuestas, indique:
 - 1.1. ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
 - 1.2. Escriba la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.
2. Considerando la reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, razone si las afirmaciones son verdaderas o falsas.
 - 2.1. Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
 - 2.2. Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
 - 2.3. El valor de K_p es superior al de K_c a la misma temperatura.
 - 2.4. La expresión de la constante de equilibrio K_p es: $K_p = \frac{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{SO}_3)}$
3. Dada la siguiente reacción: $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$:
 - 3.1. Calcule la entalpía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos:
 $\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}), \Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}), \Delta H^\circ = -296,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}), \Delta H^\circ = -1072 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - 3.2. Calcule la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de 5 g de C(grafito) en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condiciones estándar.
4. Considere una disolución de amoníaco en agua de concentración $6,50 \times 10^{-2} \text{ M}$.
 - 4.1. Calcule el pH de esta disolución.
 - 4.2. Calcule el grado de disociación del amoníaco en la disolución. Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \times 10^{-5}$.
5.
 - 5.1. Dibuje una probeta, una pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados y un matraz aforado indicando para qué se utilizan.
 - 5.2. Haga un esquema del montaje de la utilización de un embudo Buchner y un matraz kitasato e indique para qué se emplean en el laboratorio.

OPCIÓN B

1. Indique, según la teoría de Brönsted-Lowry, cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar solo como ácido, solo como base y como ácido y base. Escriba las correspondientes reacciones ácido-base.
 - 1.1. CO_3^{2-}
 - 1.2. HPO_4^{2-}
 - 1.3. H_3O^+
 - 1.4. NH_4^+
2.
 - 2.1. Escriba las fórmulas desarrolladas e indique el tipo de isomería que presentan entre sí el etilmetiléter y 1-propanol.
 - 2.2. Indique si el siguiente compuesto halogenado $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ tiene isomería óptica. Razone la respuesta en función de los carbonos asimétricos que pueda presentar.
3. En un recipiente de 2 L de capacidad se dispone una cierta cantidad de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y se calienta el sistema hasta 298,15 K. La reacción que tiene lugar es: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Sabiendo que se alcanza el equilibrio químico cuando la presión total dentro del recipiente es 1,0 atm (101,3 kPa) y la presión parcial del N_2O_4 es 0,70 atm (70,9 kPa), calcular:
 - 3.1. El valor de K_p a 298,15 K. (Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$).
 - 3.2. El número de moles de cada uno de los gases en el equilibrio.
4.
 - 4.1. Empleando el método del ion electrón, ajuste la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox: $\text{I}_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
 - 4.2. Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza del 68% en masa y densidad $1,395 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, necesario para preparar 200 mL de una disolución 10,0 M de ácido nítrico.
5.
 - 5.1. Realice un esquema de una pila en la que participen los semipares $\text{Zn}^{2+}(1 \text{ M})/\text{Zn}$ y $\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})/\text{Cu}$ detallando cada uno de sus componentes, así como el material y reactivos.
 - 5.2. Si los potenciales normales de reducción de ambos semipares son respectivamente $-0,76 \text{ V}$ y $+0,34 \text{ V}$, indique las reacciones que tienen lugar, señalando qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo, la reacción global y el potencial de la pila.

Soluciones

OPCIÓN A

1. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ y razonando las respuestas, indica:
- ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
 - Escribe la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.

(P.A.U. Sep. 11)

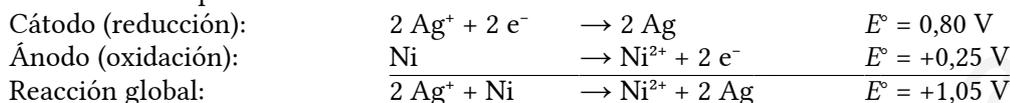
Rta.: a) $E^\circ = +1,05 \text{ V}$; b) $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$.

Solución:

La fuerza electromotriz se puede calcular como la diferencia de potenciales:

$$E^\circ = 0,80 \text{ V} - (-0,25 \text{ V}) = 1,05 \text{ V}$$

Las reacciones que ocurren en los electrodos son:

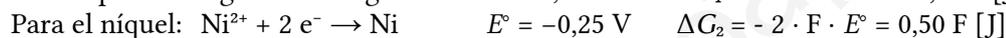
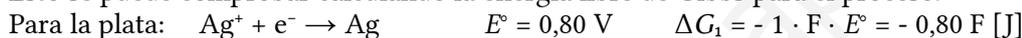


Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

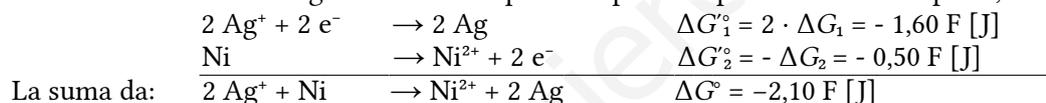
Se oxida el níquel hasta ion níquel(II) y se reduce el ion plata hasta plata metálica.

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs.

Esto se puede comprobar calculando la energía libre de Gibbs para el proceso.



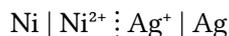
Para obtener la reacción global tenemos que multiplicar la primera ecuación por 2, la segunda por -1.



En la ecuación $\Delta G = -z F E$, ahora $z = 2$, porque se intercambian 2 electrones. Despejando E° , queda:

$$E^\circ = \frac{-2,10 \text{ F [J]}}{-2 \text{ F [C]}} = 1,05 \text{ V}$$

La notación de la pila es: ánodo(oxidación) \parallel cátodo(reducción)



2. Considerando la reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, razona si las afirmaciones son verdaderas o falsas.
- Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO_3 .
 - Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 entre sí.
 - El valor de K_p es superior al de K_c a la misma temperatura.

- d) La expresión de la constante de equilibrio K_p es: $K_p = \frac{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{SO}_3)}$

(P.A.U. Sep. 11)

Solución:

- a) Verdadero. La constante de equilibrio en función de las presiones puede escribirse así:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{SO}_3)}{p_e^2(\text{SO}_2) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{(x_e(\text{SO}_3) \cdot p_t)^2}{(x_e(\text{SO}_2) \cdot p_t)^2 \cdot x_e(\text{O}_2) \cdot p_t} = \frac{x_e^2(\text{SO}_3)}{x_e^2(\text{SO}_2) \cdot x_e(\text{O}_2)} \cdot \frac{1}{p_t}$$

en donde $x(\text{gas})$ es la fracción molar de cada gas y p_t es la presión total en el interior del recipiente.

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_p permanezca constante, o bien deberá aumentar la fracción molar del SO_3 que aparece en el numerador, o bien disminuir la fracción molar de SO_2 y de O_2 en el denominador. El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más SO_3 y menos SO_2 y O_2 .

b) Falso. En una reacción reversible se producen los dos procesos indicados al leer la ecuación química de izquierda a derecha y de derecha a izquierda. En este caso la síntesis y descomposición del trióxido de azufre. El equilibrio químico es un equilibrio dinámico. Las moléculas individuales siguen chocando y reaccionando, pero las cantidades de los reactivos y productos permanecen constantes porque la cantidad de moléculas de SO_3 que se produce en un instante es igual a la de moléculas de SO_3 que se desintegra en el mismo tiempo.

c) Falso. La relación entre K_p y K_c es:

$$K_p = \frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{(n(\text{SO}_3) \cdot R \cdot T)^2}{(n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T)^2 \cdot n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T} = \frac{n^2(\text{SO}_3)}{n^2(\text{SO}_2) \cdot n(\text{O}_2)} \frac{1}{R \cdot T} = \frac{K_c}{R \cdot T}$$

Si el denominador es mayor que 1, $K_p < K_c$.

Para temperaturas absolutas superiores a

$$T = \frac{1}{0,082} = 12 \text{ K}$$

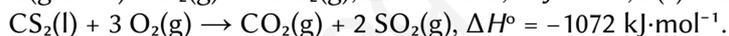
el valor de K_p será inferior al de K_c .

(Hasta 1982 la presión estándar era 1 atm y los valores de las presiones debían expresarse en atmósferas y la constante en las unidades apropiadas es $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Desde ese año la presión estándar es de 1 bar = $1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 0,987 \text{ atm}$, pero el valor de la temperatura que se calcula es prácticamente el mismo)

d) Falso. La expresión correcta ya está escrita en los apartados a y c.

3. Dada la siguiente reacción: $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$:

a) Calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos:

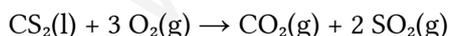
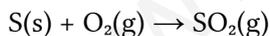
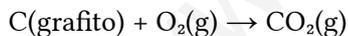


b) Calcula la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de 5 g de C(grafito) en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condiciones estándar.

(P.A.U. Sep. 11)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ/mol CS}_2$; b) $Q = 36 \text{ kJ}$.

Datos



Masa de grafito

Masa molar del carbono

Incógnitas

Entalpía estándar de reacción (de formación del CS_2)

Calor necesario para convertir 5 g de grafito en CS_2

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = -1072 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 5,00 \text{ g C}$$

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2)$$

$$Q$$

$$n$$

Ecuaciones

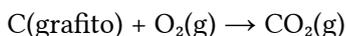
Ley de Hess

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

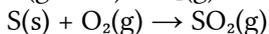
Solución:

a) Ecuaciones

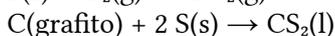
De formación



$$\Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

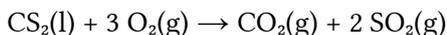


$$\Delta H_f^{\circ}(\text{SO}_2) = -296,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H_f^{\circ}(\text{CS}_2)$$

De combustión



$$\Delta H_c^{\circ}(\text{CS}_2) = -1072 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Por la ley de Hess,

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

$$-1072 \text{ [kJ]} = (1 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) - 2 \text{ [mol SO}_2\text{]} (-296,1 \text{ [kJ/mol SO}_2\text{]})) - (\Delta H_f^{\circ}(\text{CS}_2) + 3 \cdot 0)$$

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ/mol CS}_2$$

$$Q = 5,00 \text{ g C} \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \frac{86 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}} = 36 \text{ kJ}$$

4. Considera una disolución de amoníaco en agua de concentración $6,50 \times 10^{-2} \text{ M}$.

a) Calcula el pH de esta disolución.

b) Calcula el grado de disociación del amoníaco en la disolución.

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \times 10^{-5}$.

Rta.: a) pH = 11,03; b) $\alpha = 1,65 \%$.

(P.A.U. Sep. 11)



Datos

Concentración de la disolución de amoníaco

Constante de basicidad del NH_3

Producto iónico del agua

Incógnitas

pH de la disolución

Grado de disociación del NH_3 en la disolución

Otros símbolos

Disolución

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

Cantidad de la sustancia X

Cantidad disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

Ecuaciones

Constante de basicidad de la base: $\text{B}(\text{OH})_b(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}^{b+}(\text{aq}) + b \text{OH}^{-}(\text{aq})$

pH

pOH

Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

$$[\text{NH}_3]_0 = 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^{-}] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

pH

α

D

x

n(X)

n_d

n_0

[X]

$$K_b = \frac{[\text{B}^{b+}]_e \cdot [\text{OH}^{-}]_e^b}{[\text{B}(\text{OH})_b]_e}$$

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

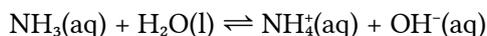
Ecuaciones

Grado de disociación

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

Solución:

a) Como el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	$6,50 \cdot 10^{-2}$		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$6,50 \cdot 10^{-2} - x$		x	x	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(6,50 \cdot 10^{-2} - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Si, en primera aproximación, consideramos despreciable x frente a $6,50 \cdot 10^{-2}$, la ecuación se reduce a:

$$x = \sqrt{6,50 \cdot 10^{-2} \cdot 1,78 \cdot 10^{-5}} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con $6,50 \cdot 10^{-2}$ es despreciable.

$$\text{Error (} = \text{ grado de disociación)} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 / 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 0,0165 = 1,65 \% < 5 \%$$

$$[\text{OH}^-]_e = x = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

Aunque se puede calcular la $[\text{H}^+]$ a partir del equilibrio de ionización del agua



resulta más sencillo calcular el pH de la relación:

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

que se obtiene de la anterior sin más que aplicar logaritmos y usar las definiciones de pH y pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,08 \cdot 10^{-3}) = 2,97$$

$$\text{pH} = 14 - 2,97 = 11,03$$

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si el amoníaco fuera una base fuerte, el pH de una disolución $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 6,50 \cdot 10^{-2} = 12,8$. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

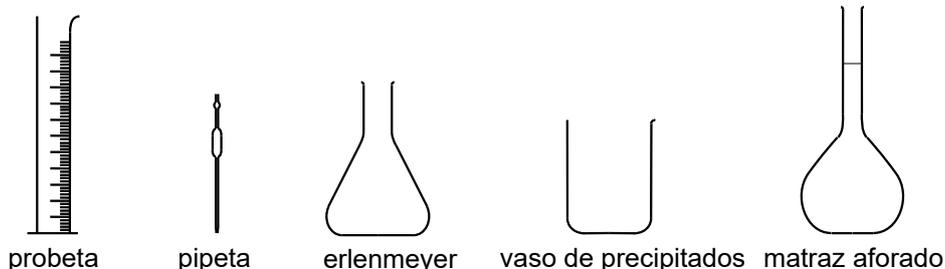
b) El grado de disociación α es:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{6,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3} = 0,0165 = 1,65 \%$$

5. a) Dibuja una probeta, una pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados y un matraz aforado indicando para qué se utilizan. 
- b) Haz un esquema del montaje de la utilización de un embudo büchner y un matraz kitasato e indica para qué se emplean en el laboratorio. 

(P.A.U. Sep. 11) 

Solución:



Probeta: medida de volúmenes aproximados de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración aproximada.

Pipeta: medida de volúmenes exactos de pequeñas cantidades de líquidos o disoluciones. Se usa para medir el volumen de la muestra en las valoraciones ácido-base.

Matraz erlenmeyer: recipiente para contener líquidos o disoluciones. Se usa para que no se derrame el líquido al hacer rotar el recipiente en las valoraciones ácido-base.

Vaso de precipitados: recipiente para contener líquidos o disoluciones.

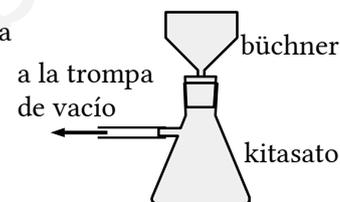
Matraz aforado: medida de volúmenes exactos de líquidos o disoluciones. Se usa al preparar disoluciones de concentración exacta.

Solución:

Para realizar una filtración a vacío.

Se coloca el papel de filtro en el interior del embudo büchner, se ajusta a la boca de un matraz kitasato y se conecta a una trompa de vacío.

Se vierte sobre el embudo büchner la disolución con el precipitado, y se recoge este sobre el papel de filtro



OPCIÓN B

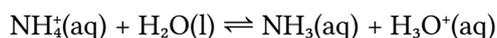
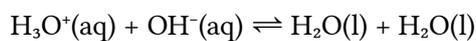
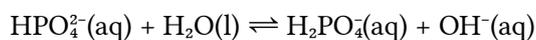
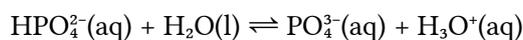
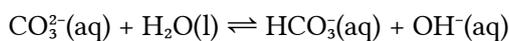
- Indica, según la teoría de Brönsted-Lowry, cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar solo como ácido, solo como base y como ácido y base. Escribe las correspondientes reacciones ácido-base.
 - CO_3^{2-}
 - HPO_4^{2-}
 - H_3O^+
 - NH_4^+

(P.A.U. Sep. 11)

Solución:

En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

Sustancia	CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	H_3O^+	NH_4^+
Ácido		√	√	√
Base	√	√		

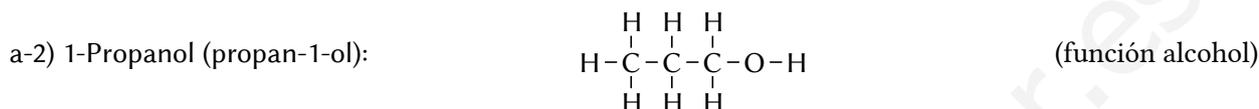
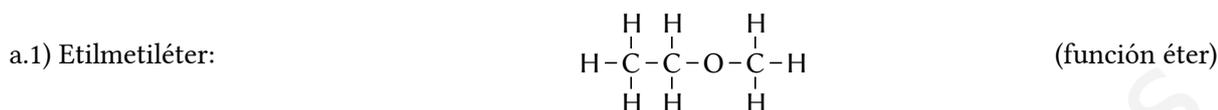


Otra reacción ácido-base del ion oxonio (H_3O^+) sería la cesión del ion hidrógeno H^+ a otra molécula de agua, pero como los productos de la reacción son los mismos que los reactivos, no es una reacción química: nada cambia.

2. a) Escribe las fórmulas desarrolladas e indica el tipo de isomería que presentan entre sí el etilmetiléter y 1-propanol.
 b) Indica si el siguiente compuesto halogenado $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ tiene isomería óptica. Razona la respuesta en función de los carbonos asimétricos que pueda presentar.

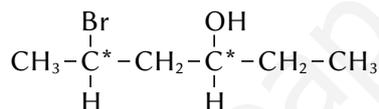
(P.A.U. Sep. 11)

Solución:



Presentan isomería de función: misma fórmula molecular ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$) y funciones diferentes.

b) La isomería óptica la presentan los compuestos que tienen algún carbono asimétrico. El 5-bromohexan-3-ol tiene dos carbonos asimétricos, señalados con un asterisco, unidos a cuatro grupos distintos cada uno de ellos.



Carbono 3 unido a: hidrógeno (-H), etilo ($-\text{CH}_2\text{-CH}_3$), hidroxilo (-OH) y 2-bromopropilo ($-\text{CH}_2\text{-CHBr-CH}_3$).
 Carbono 5, unido a: hidrógeno (-H), 2-hidroxibutilo ($-\text{CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$), bromo (-Br) y metilo ($-\text{CH}_3$)
 Por tanto este compuesto tendrá $2^2 = 4$ isómeros ópticos.

3. En un recipiente de 2 L de capacidad se dispone una cierta cantidad de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y se calienta el sistema hasta 298,15 K. La reacción que tiene lugar es: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Sabiendo que se alcanza el equilibrio químico cuando la presión total dentro del recipiente es 1,0 atm (101,3 kPa) y la presión parcial del N_2O_4 es 0,70 atm (70,9 kPa), calcula:

- a) El valor de K_p a 298,15 K.
 b) El número de moles de cada uno de los gases en el equilibrio.

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. 11)

Rta.: a) $K_p = 0,13$; b) $n(\text{NO}_2) = 0,025 \text{ mol}$; $n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,057 \text{ mol}$.

Datos

Gas: Volumen

Temperatura

Presión total en el equilibrio

Presión parcial del N_2O_4 en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Constante del equilibrio K_p

Cantidad de NO_2 y N_2O_4

Cifras significativas: 3

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

$T = 298,15 \text{ K}$

$p_t = 1,00 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$

$p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,700 \text{ atm} = 70,9 \text{ kPa}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

K_p

$n(\text{NO}_2)$, $n(\text{N}_2\text{O}_4)$

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Concentración de la sustancia X

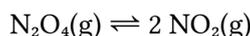
$$[X] = n(X) / V$$

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

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

Solución:

La ecuación química es:



La constante de equilibrio en función de las presiones (en atm) es:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO}_2)}{p_e(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

La ley de Dalton de las presiones parciales dice que la presión total es la suma de estas presiones parciales.

$$p_t = \sum p_i$$

$$p(\text{NO}_2) = 1,00 \text{ [atm]} - 0,700 \text{ [atm]} = 0,30 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO}_2)}{p_e(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{0,30^2}{0,700} = 0,13$$

b) Suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$n(\text{NO}_2) = \frac{p(\text{NO}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,30 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}} = 0,025 \text{ mol NO}_2$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{p(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,700 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K}} = 0,057 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

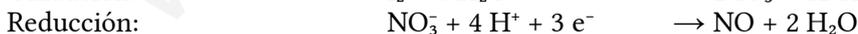
4. a) Empleando el método del ion electrón ajusta la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox: $\text{I}_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza del 68% en masa y densidad $1,395 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, necesario para preparar 200 mL de una disolución 10,0 M de ácido nítrico.

(P.A.U. Sep. 11)

Rta.: a) $3 \text{I}_2(\text{s}) + 10 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 6 \text{HIO}_3(\text{aq}) + 10 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; b) $V = 133 \text{ cm}^3$.

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la primera por 3 y la segunda por 10 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Sumando 6H^+ a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



Datos

Disolución de partida de HNO_3 :

Riqueza

Cifras significativas: 3

$$r = 68 \% = 0,680$$

Densidad

$$\rho = 1,395 \text{ g/cm}^3$$

Datos

Disolución final de HNO₃: Volumen
 Concentración
 Masa molar del ácido nítrico

Cifras significativas: 3

$V = 200 \text{ cm}^3 = 0,200 \text{ dm}^3$
 $[\text{HNO}_3] = 10,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
 $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO₃ necesario para preparar 200 cm³ de una disolución de concentración 10,0 mol/dm³ V

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X $[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

Solución:

En 200 cm³ de disolución de HNO₃ de concentración 10,0 mol/dm³ hay

$$n(\text{HNO}_3) = 0,200 \text{ dm}^3 \cdot 10,0 \text{ mol HNO}_3 / \text{dm}^3 = 2,00 \text{ mol HNO}_3$$

que deben estar contenidos en el volumen V de la disolución de partida.

$$V = 2,00 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{68,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,395 \text{ g D}} = 133 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

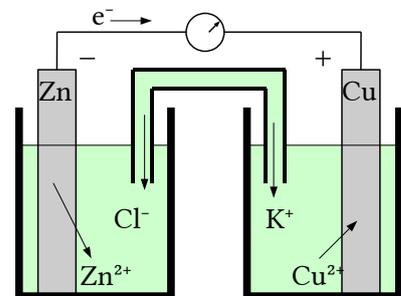
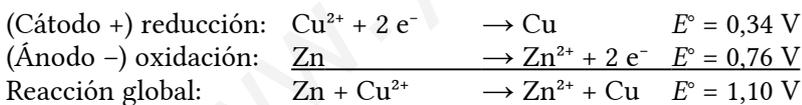
5. a) Realice un esquema de una pila en la que participen los semipares Zn²⁺(1 M)/ Zn y Cu²⁺(1 M)/ Cu detallando cada uno de sus componentes, así como el material y reactivos.
 b) Si los potenciales normales de reducción de ambos semipares son respectivamente -0,76 V y +0,34 V, indique las reacciones que tienen lugar, señalando qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo, la reacción global y el potencial de la pila.

(P.A.U. Sep. 11)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de cobre y cinc pulidas, disoluciones de sulfato de cinc de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



Los electrones circulan del polo negativo (ánodo Zn) al polo positivo (cátodo Cu)

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