

2º C-D BACHILLERATO - QUÍMICA - 3ª evaluación - (25-mayo-2011)

- 1º** ¿Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M.
- 2º** - Se introduce una barra de cadmio en una disolución 1 M de iones Cd^{2+} y otra barra de Ag en una disolución 1 M de Ag^+ . Se conectan eléctricamente ambas y se unen mediante un puente salino. Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, identificando el ánodo y el cátodo, la reacción global de la pila y calcule la FEM de la misma y dibuje un esquema de esta pila identificando cada uno de los elementos que la forman.
DATOS. Potenciales normales de reducción: $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0 = -0,40$ v ; $\text{Ag}^+/\text{Ag}^0 = +0,80$ v
- 3º** - ¿En cuanto tiempo se depositarán 10 g de cobre en el cátodo, en una reacción electrolítica de una disolución de sulfato de cobre, si empleamos una corriente eléctrica constante de 2,5 Amperios?. ¿Sabido que en el ánodo se desprende oxígeno, que volumen del mismo, medidos en condiciones normales, se desprenderá en el mismo tiempo?.
Datos: Potenciales normales de reducción: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34$ v ; $\text{O}_2/\text{OH}^- = +0,40$ v
- 4º** - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ es igual a $2,5 \cdot 10^{-13}$. Calcule:
a. La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en g/L.
b. El pH de la disolución saturada.
- 5º** - ¿Qué son las disoluciones amortiguadoras o disoluciones tampón? Explique cómo funcionan

SOLUCIONES

- 1º** - ¿Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M.

RESOLUCIÓN

El pH de la disolución de HCl 10^{-2} M, teniendo en cuenta que se trata de un ácido fuerte y está completamente disociado, de acuerdo con la estequiometría de su reacción de disociación es:

	HCl	\rightleftharpoons	H_3O^+ +	Cl^-	$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 10^{-2} = 2$
Inicial	10^{-2}		----	----	pH = 2
En equilibrio	----		10^{-2}	10^{-2}	

Así, el ácido débil HA deberá tener también la misma concentración de H_3O^+ , que es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$

Para el caso del ácido dado HA, su reacción de disociación es:

	HA	\rightleftharpoons	H_3O^+ +	A^-	siendo X = nº de mol/l de HA disociados, y es también, el nº de mol/l de H_3O^+ formados, que como ya indicamos es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} = X$
Inicial	C		----	----	
En equilibrio	C - x		x	x	

Dado que en este caso se trata de un ácido débil, la expresión de su constante ácida nos permite obtener el valor de la concentración inicial C:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

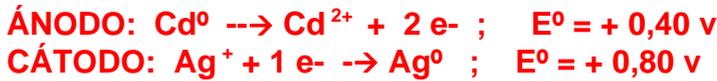
y para este caso es: $1,5 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{C - 10^{-2}}$ de donde **C = 6,68 Molar**

- 2º** - Se introduce una barra de cadmio en una disolución 1 M de iones Cd^{2+} y otra barra de Ag en una disolución 1 M de Ag^+ . Se conectan eléctricamente ambas y se unen mediante un puente salino. Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, identificando el ánodo y el cátodo, la reacción global de la pila y calcule la FEM de la misma y dibuje un esquema de esta pila identificando cada uno de los elementos que la forman.

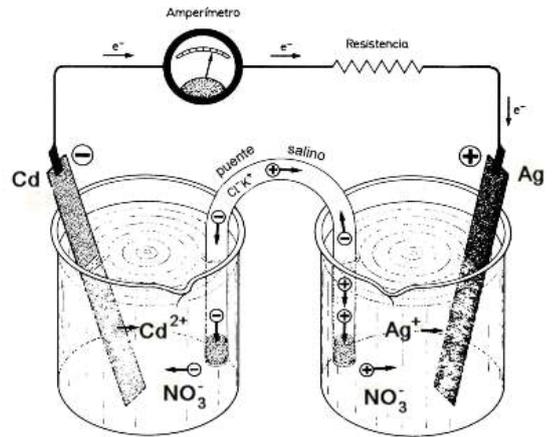
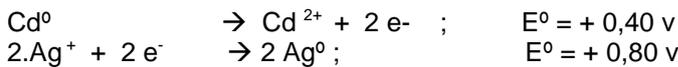
DATOS. Potenciales normales de reducción: $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0 = -0,40 \text{ v}$; $\text{Ag}^+/\text{Ag}^0 = +0,80 \text{ v}$

RESOLUCIÓN

En el ánodo tendrá lugar la oxidación de aquel sistema cuyo potencial normal de reducción sea menor, que en este caso es el $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0$, mientras que en el cátodo se producirá la reducción del sistema con potencial normal más alto, que es el Ag^+/Ag^0 . Las semirreacciones correspondientes a estos dos electrodos son, por tanto:



las cuales, una vez ajustadas:



3º - ¿En cuanto tiempo se depositarán 10 g de cobre en el cátodo, en una reacción electrolítica de una disolución de sulfato de cobre, si empleamos una corriente eléctrica constante de 2,5 Amperios?. ¿Sabiendo que en el ánodo se desprende oxígeno, que volumen del mismo, medidos en condiciones normales, se desprenderá en el mismo tiempo?.

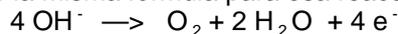
Datos: Potenciales normales de reducción: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ v}$; $\text{O}_2/\text{OH}^- = +0,40 \text{ v}$
Masas atómicas: Cu: 63,5 ; H = 1,0 ; O = 16,0

RESOLUCIÓN:

En un proceso electrolítico, tiene que cumplirse siempre, como en cualquier reacción química, que el número de equivalentes de corriente eléctrica ($\text{I.t}/96500$) ha de ser igual al número de equivalentes del producto descompuesto o depositado: (g/Peq), por lo que en este caso tenemos que para la reacción de reducción del Cobre : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$

$$\frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g}}{\text{P}_{\text{eq}}} ; \frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g}}{\frac{\text{P}_m}{v}} ; \frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g.v}}{\text{P}_m} \Rightarrow \frac{2,5.t}{96500} = \frac{10,2}{63,5} ; \mathbf{t = 12157,5 \text{ s}}$$

En el otro electrodo se desprende Oxígeno (O_2) debido a la oxidación de los iones OH^- . La cantidad desprendida la calculamos aplicando la misma fórmula para esa reacción de oxidación, que es:



$$\frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g}}{\text{P}_{\text{eq}}} ; \frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g}}{\frac{\text{P}_m}{v}} ; \frac{\text{I.t}}{96500} = \frac{\text{g.v}}{\text{P}_m} \Rightarrow \frac{2,5 \cdot 12157,5}{96500} = \frac{\text{g} \cdot 4}{32,00} ; \mathbf{g = 2,52 \text{ g de O}_2}$$

El volumen que ocupará medido en Condiciones Normales se determina a partir de la ecuación general de los gases:

$$P.V = \frac{g}{P_m} \cdot R.T \Rightarrow 1.V = \frac{2,52}{32} \cdot 0,082 \cdot 273 ; \mathbf{V = 1,76 \text{ litros de O}_2}$$

4º - El producto de solubilidad del hidróxido de plomo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ es igual a $2,5 \cdot 10^{-13}$. Calcule:
a. La solubilidad del hidróxido de plomo, expresada en g/L.
b. El pH de la disolución saturada.

RESOLUCIÓN

La estequiometría de la disolución y posterior disociación del hidróxido de plomo(II) es:

	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ SÓL}$	\rightleftharpoons	$\text{Pb(OH)}_2 \text{ aq}$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+} +$	2 (OH)^-
Inicial	A		C		---	---
En equil.	A		C		s	2.s

Siendo "s" la solubilidad: N° de mol/L de Pb(OH)_2 disueltos y disociados

Donde el primer equilibrio, entre la fase sólida y la disuelta sin disociar no influye ya que mientras exista fase sólida, permanecerá constante la concentración de Pb(OH)_2 disuelto sin disociar.

La expresión de la constante del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Al sustituir: $2,5 \cdot 10^{-13} = s \cdot (2 \cdot s)^2$; $2,5 \cdot 10^{-13} = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{4}}$;

$S = 3,97 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow 3,97 \cdot 10^{-5} \cdot 241 = \mathbf{9,56 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}$

Para determinar el pH, hemos de calcular previamente el pOH: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

La concentración de OH^- es: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 3,97 \cdot 10^{-5} = 7,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 7,93 \cdot 10^{-5}$; $\text{pOH} = 4,10$; $\text{pH} = 14 - 4,10$; $\mathbf{\text{pH} = 9,90}$