

①

AEC 4 : Ejercicios propuestos de las unidades 7, 8 y 9

Química

Grado en Organización Industrial

Mira los enunciados
Si tienes dudas consulta

Marcos Padrón Mendoza

Fecha: 03/01/2021

Problema 1. Disponemos de una disolución que se ha obtenido añadiendo 1,17 gramos de cloruro de sodio a un litro de agua. Además, se le adiciona a esa disolución 42,48 gramos de bis(trioxidonitrato) de plomo. Determine si se producirá la precipitación del dicloruro de plomo cuya constante de solubilidad es $1,7 \cdot 10^{-5}$.

Datos:

1L agua

1,17g de NaCl

42,48g de $Pb(NO_3)_2$

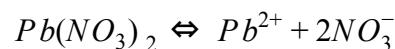
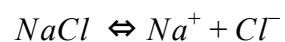
En primer lugar, calculamos los moles de NaCl y $Pb(NO_3)_2$

$$n^o \text{ moles } NaCl = \frac{m}{PM} = \frac{1,17}{23+35,5} = 0,02 \text{ moles de NaCl}$$

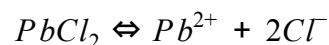
$$n^o \text{ moles } Pb(NO_3)_2 = \frac{m}{PM} = \frac{42,48}{331} = 0,13 \text{ moles de } Pb(NO_3)_2$$

$$PM [Pb(NO_3)_2] = 207 + 6 * 16 + 2 * 14 = 331$$

Teniendo en cuenta las disociaciones de las sales dadas:



Tenemos que determinar si se produce precipitado de dicloruro de plomo, el cual se disocia en los iones Pb^{2+} y $2Cl^-$:



Vemos que el ión común entre $PbCl_2$ y NaCl es Cl^- y entre $Pb(NO_3)_2$ y $PbCl_2$ es Pb^{2+} . Por lo que miramos la concentración de estos iones en la mezcla formada.

$$[Pb^{2+}] = \frac{0,13 \text{ moles}}{1L} = 0,13 mol/L$$

$$[Cl^-] = \frac{0,02 \text{ moles}}{1L} = 0,02 mol/L$$



Por tanto, hallamos el producto iónico Q de la mezcla pedida:

$$Q = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2 = [0,13][0,02]^2 = 5,2 \cdot 10^{-5} > Kps = 1,7 \cdot 10^{-5}$$



Podemos decir que sí se produce precipitado de $PbCl_2$, dado que el producto iónico Q es mayor que el producto de solubilidad Kps.



Problema 2. Si medimos el pH de una disolución tampón formada con hidrogenotrioxidocarbonato de sodio (bicarbonato) y trioxidocarbonato de sodio (carbonato) obtenemos un valor de 9,4.

Datos $K_a(HCO_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$

a) Calcúlese la relación de iones bicarbonato y carbonato, es decir el siguiente cociente $\frac{HCO_3^-}{CO_3^{2-}}$.

Hidrogenotrioxidocarbonato de sodio (bicarbonato) = $NaHCO_3$

Trioxidocarbonato de sodio (carbonato) = Na_2CO_3

Ambas son sales carbónicas compuestas de una base fuerte y un ácido débil. El catión sodio es la base fuerte y los aniones HCO_3^- y CO_3^{2-} los ácidos débiles.

Para calcular la relación entre los dos aniones, podemos usar la ecuación de Henderson-Hasselbalch, que es $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$.

Sustituimos los datos que sabemos
 $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$

$$9,4 = -\log(4,7 \cdot 10^{-11}) + \log\left(\frac{HCO_3^-}{CO_3^{2-}}\right)$$

$$9,4 = 10,33 + \log\left(\frac{HCO_3^-}{CO_3^{2-}}\right)$$

$$-0,93 = \log\left(\frac{HCO_3^-}{CO_3^{2-}}\right)$$

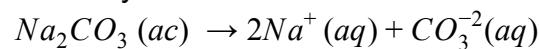
La relación de los iones bicarbonato y carbonato es la siguiente:

$$\frac{HCO_3^-}{CO_3^{2-}} = 10^{-0,93} = 0,12 \quad \times$$

b) Calcúlese los moles de hidrogenocarbonato de sodio hay que añadir a una disolución 0,225 M de carbonato de sodio para obtener el pH de 9,4.

¿moles $NaHCO_3$?

En un recipiente tenemos carbonato de sodio, que es una sal de base fuerte y ácido débil cuya disociación es total:



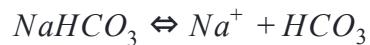
Los cationes Na^+ hidratados no reaccionan con el agua.

El anión CO_3^{2-} , base conjugada del ácido débil, H_2CO_3 , se hidroliza y reacciona con el agua.

$CO_3^{2-}(aq)$	$+ H_2O \leftrightarrow HCO_3^+(aq) + OH^-(aq)$
c.in.	0,225
c.eq.	0,225 - x

f lo planteo si tendrás que usar la constante de basicidad.

Nos dicen que añadimos moles de $NaHCO_3$. Que se disocia en:



Se añaden iones de HCO_3^- a la concentración, pues es el ión común.

Usamos la ecuación de Henderson-Hasselbalch: $pH = pK_a + \log([A^-]/[HA])$.

$$9,4 = -\log(4,7 \cdot 10^{-11}) + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[CO_3^{2-}]}\right)$$

$$9,4 = 10,328 + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[CO_3^{2-}]}\right)$$

$$-0,928 = \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[CO_3^{2-}]}\right)$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{0,225} = 0,118$$

$$[HCO_3^-] = 0,0266M$$



Ahora para hallar el número de moles:

Hallamos x a partir de la constante de acidez:

$$K_a = 4,7 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot x}{0,225 - x} \approx \frac{x^2}{0,225}$$

Como la x será muy pequeña comparada con 0,225, podemos obviarla del denominador para hacer los cálculos más sencillos.

$$4,7 \cdot 10^{-11} \cdot 0,225 = x^2$$

$$x = 3,25 \cdot 10^{-6} \text{ moles de } [HCO_3^-]$$

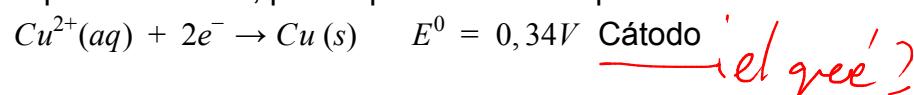
Problema 3. Se desea construir una pila. Para ello, se conectan dos electrodos, uno de ellos consiste en una placa de platino sumergida en una disolución de tetraoxidosulfato de cobre (sulfato de cobre), y el otro está constituido por una placa de hierro que está sumergida en una disolución de tricloruro de hierro.

Consultar los potenciales necesarios en la tabla de potenciales estándar de reducción.

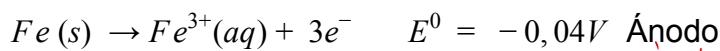
1. Razonar qué electrodo actúa como cátodo y cuál como ánodo. Dibujar el esquema de la pila y escribir las reacciones parciales y el proceso global que tiene lugar.

Para saber qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo, es necesario calcular los potenciales estándar de reducción (E^0) de cada uno de ellos. La que tenga mayor potencial de reducción actuará como cátodo y el que tenga menor, actuará como ánodo.

En este caso, el platino metálico no interviene en la reacción, sino que sobre él se deposita el cobre, por lo que deducimos que es el cátodo. El ánodo es el hierro.

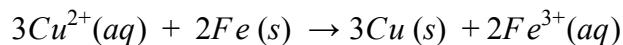
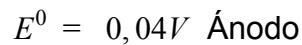
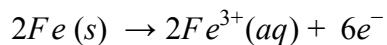
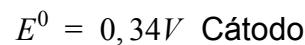
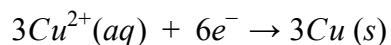


¿Cuál es el ánodo?
¿Cuál es el cátodo?

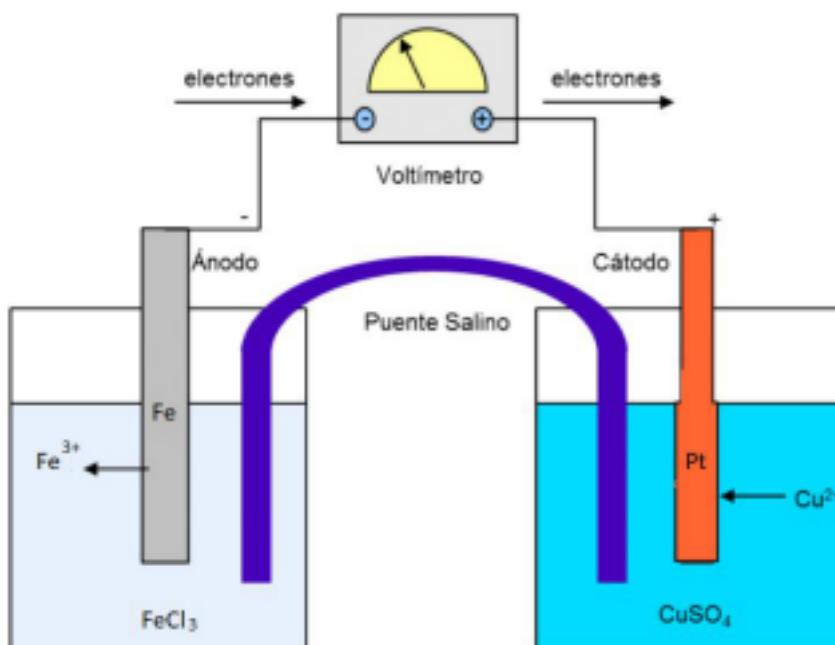


(el que?)

Que al multiplicarlas para equilibrar el número de electrones, quedará:



Como los potenciales no se multiplican, el potencial de la pila es de 0,38 V



2. Represente mediante notación la pila formada.

El esquema de la pila se puede indicar de la siguiente manera:



3. Calcule el potencial estándar de esta pila

El potencial estándar de la pila se obtiene mediante la siguiente fórmula:

$$E_{pila}^0 = (E_{cátodo}^0) - (E_{ánodo}^0) = 0,34 - (-0,04) = 0,38V$$

4. Calcule la variación de energía de Gibbs estándar.

Sabemos que en el proceso Redox se intercambian 6 electrones.

$$AG = -nFE_{pila}^0 = -6 * 96500 * 0,38 = -220020J = -220,02kJ$$

n = N° de moles de electrones transferidos.

F = Constante de Faraday = 96500C.

E = Potencial estándar de la pila.

El valor es negativo al ser un proceso espontáneo.

5. Hallar el potencial de la pila si $[Cu^{2+}]$ es 0,1M y $[Fe^{3+}]$ es 0,2 M

Hallamos el potencial de la pila mediante la ecuación de Nernst:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q = E^0 - \frac{0,059}{n} \log \frac{[Fe^{3+}]^2}{[Cu^{2+}]^3} = 0,38 - \frac{0,059}{6} \log \frac{[0,2]^2}{[0,1]^3} = 0,38 - \cancel{0,157} = 0,223V$$

~~0,157~~
~~0,016~~