



Guía ejercicios resueltos: Reacciones REDOX, espontaneidad y equilibrio, Nernst

Pregunta 1

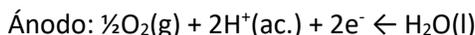
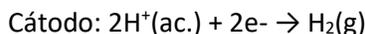
En el proceso de electrólisis de agua del experimento, se observa que la fuente de poder registra una corriente igual a 0,6 A circulando por el sistema. Si se mantiene esta corriente constante durante 10 minutos, calcule los volúmenes de hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) generados a $20^\circ C$ y 1 atm.

Datos: Constante de Faraday (F) = $96.485 \text{ C mol}^{-1}$; Constante de los gases ideales (R) = $0,0820 \text{ (L atm) (mol K)}^{-1}$.

Indicación: Justifique claramente su respuesta indicando las semirreacciones catódica y anódica, y la reacción global.

Solución:

En una celda de electrólisis de agua ocurren las siguientes dos semirreacciones:



Luego, la reacción global será: $H_2O(\text{l}) \rightarrow H_2(\text{g}) + \frac{1}{2}O_2(\text{g})$

De acuerdo con la ecuación de Faraday, los moles de hidrógeno producidos son proporcionales a la carga ($Q = I \cdot t$) que circula a través del sistema:

$$n_{H_2} = \frac{Q}{z \cdot F} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

donde I es la corriente que circula desde el ánodo hacia el cátodo, t el tiempo durante el cual circula esta corriente, y z el número de moles de electrones transferido desde el ánodo hacia el cátodo por mol de hidrógeno producido.

Entonces, los moles de hidrógeno generados por una carga igual a $Q = 0,6 \text{ A} \cdot 10 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 360 \text{ C}$, son:

$$n_{H_2} = \frac{360 \text{ C}}{2 \cdot 96.485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 1,87 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

De acuerdo con la reacción global, se tiene que por cada mol de hidrógeno generado se genera medio mol de oxígeno. Luego, la cantidad de moles de oxígeno generados será:

$$n_{O_2} = \frac{n_{H_2}}{2} = \frac{1,87 \times 10^{-3} \text{ moles}}{2} = 9,33 \times 10^{-4} \text{ moles}$$



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

18/11/2022

Finalmente, el volumen producido de ambos gases se determina a partir de la ley de los gases ideales:

$$V_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,87 \times 10^{-3} \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,48 \times 10^{-2} \text{ L}$$

$$V_{H_2} = 45 \text{ mL}$$

$$V_{O_2} = \frac{V_{H_2}}{2} = 22,5 \text{ mL}$$

Pregunta 2

El hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ es un compuesto poco soluble. Su masa molar es 58,3 g/mol y su producto de solubilidad $K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-11}$ a 18 °C. Disolvemos 5,83 g de este compuesto en 1 L de agua.

- Escribir el equilibrio de disociación. **(0,25 pt)**
- Calcular la concentración en iones Mg^{2+} al equilibrio y deducir la solubilidad de $Mg(OH)_2$ en g/L. **(0,5 pt)**
- Calcular la concentración en iones OH^- y deducir el pH de la solución al equilibrio. **(1 pt)**
- ¿Si queremos aumentar la cantidad de $Mg(OH)_2$ disuelto, que método experimental propondría? **(2 pts)**
- ¿A que pH sería posible separar el $Ca(OH)_2$ del $Mg(OH)_2$ si estos dos compuestos fueron mezclados inicialmente? Suponer una separación eficiente significa que la concentración máxima que puede alcanzar el hidróxido menos soluble es 10^{-6} M. Dato: $K_{ps}(Ca(OH)_2) = 5,5 \cdot 10^{-6}$. **(2,25 pts)**

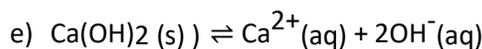
SOLUCIÓN:



b) $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$
 $s = (K_{ps}/4)^{1/3} = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $s = [Mg^{2+}] = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $[Mg^{2+}] = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ (mol/L)} \times 58,3 \text{ (g/mol)} = 8,395 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 8,4 \text{ mg/L}$. **(0,5 pt, puntaje con unidades)**

c) $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 \Rightarrow [OH^-] = (K_{ps}/[Mg^{2+}])^{1/2} = 2,887 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-14} / 2,887 \cdot 10^{-4} = 3,46 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ y pH = 10,46. **(1 pt)**

d) La disminución del pH induce un aumento de la concentración en iones H_3O^+ que reaccionan con los iones OH^- presentes en la solución **(1 pt)**. Esto hace que el equilibrio se desplaza hacia la derecha según el principio de Le Chatelier aumentando la cantidad de $Mg(OH)_2$ disuelto. **(1 pt)**



$$K_{ps} (Ca(OH)_2) = 4s^3 \Rightarrow s' = (K_{ps} / 4)^{1/3} = 0,011 \text{ mol/L} \text{ (0,25 Pt)}$$

El hidróxido de magnesio es la sal menos soluble (buena separación) $\Rightarrow [Mg^{2+}] = 10^{-6} \text{ mol/L}$ concentración máxima. **(0,75 pt)**

$$[Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11} \Rightarrow [OH^-] = (1,2 \cdot 10^{-11} / 10^{-6})^{1/2} = 3,4646 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

18/11/2022

$pOH = 2.46$, $pH = 11,54$ y entonces podemos separarlos usando un pH igual a $11,5$. (1,25 pts)

Pregunta 3

En base a sus conocimientos sobre electroquímica responda las siguientes preguntas:

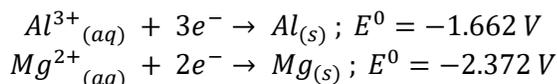
- a) ¿Cuál es la diferencia entre una celda galvánica y una celda electrolítica? De una aplicación de cada tipo de celda y diga qué valor toma E^0 en cada una de ellas. (0.6 puntos).

Sol.

La principal diferencia es el papel que juega la electricidad en cada una.

- En la **celda galvánica** se produce electricidad como resultado de una reacción química espontánea, un ejemplo de este tipo de celdas es la batería de los autos. El potencial estándar toma valores positivos ($E^0 > 0$).
- Por otro lado, en las **celdas electrolíticas** se aplica electricidad con el fin de que una reacción no espontánea ocurra, un ejemplo de este tipo de celdas ocurre en el proceso de electro-obtención, donde se pueden conseguir metales con una alta pureza. El potencial estándar toma valores negativos ($E^0 < 0$).

- b) Se tienen las siguientes semirreacciones, con sus respectivos potenciales estándar:



Determine cuál ocurre en el ánodo y cuál en el cátodo, justifique. Además, calcule el potencial de la celda (0.6 puntos).

Sol.

Mientras más bajo es el valor del potencial estándar, mayor es el poder reductor, por lo tanto, tendrá mayor tendencia a ser oxidado; mientras que, a valores más altos del potencial estándar, será mayor el poder oxidante, por lo tanto, tendrá mayor tendencia a ser reducido. Dicho esto, el Al funciona como cátodo, mientras que el Mg funciona como ánodo.

Luego, el potencial de la celda se calcula como:

$$E^0_{cell} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$
$$E^0_{cell} = -1.662 V - (-2.372 V) = +0.71 V$$

- c) Complete la siguiente tabla:

Concepto	Definición
Celda electroquímica	Complejo en donde los electrones transferidos en una reacción de oxidación-reducción son intercambiados en un circuito eléctrico.

**fcfm**

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

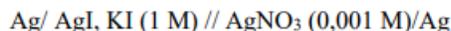
Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

18/11/2022

Electrodo	Lámina de metal que se encargan de captar o donar electrones en la reacción de óxido reducción, se encargan de transferir los electrones entre la reacción y el circuito.
Semi-celda	Constructos en los que ocurre la reacción de oxidación o reducción, en cada una se introduce un electrodo.

Pregunta 4

Para la siguiente celda de concentración.



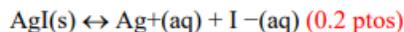
- Calcule el potencial de la celda a 25°C, a partir de la ecuación de Nernst y utilizando la solubilidad molar. (3.0 pts)
- Calcule la nueva solubilidad molar del compuesto AgI al añadirle HI a pH = 2. Explique porque cambia la solubilidad. (1.5 pts)
- Determine la energía libre de Gibbs de la celda de concentración. ¿Es esta espontanea? (1.5 pts)

Justifique sus respuestas mediante cálculos.

Datos: $K_s(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{V}$. $F=96.485 \text{ C mol}^{-1}$

Pauta:

- El equilibrio de solubilidad del AgI es:



El producto de solubilidad, K_s , del AgI es: $K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$ (0.2 pts)

Los valores $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{I}^-]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgI(sat):

$$K_s = [\text{Ag}(\text{sat})^+][\text{I}(\text{sat})^-]$$

En el equilibrio se cumple que: $[\text{Ag}(\text{sat})^+] = [\text{I}(\text{sat})^-]$

A partir de la expresión de la constante K_s se obtiene:

$$[\text{Ag}(\text{sat})^+] = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,5 \cdot 10^{-17}} = 9,2 \cdot 10^{-9} \text{ M} \quad (0.4 \text{ pts})$$

Las semirreacciones que tiene lugar son:



El potencial de la celda se calcula a partir, E , de la celda propuesta. Esta se calcula mediante la siguiente expresión: $E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+ | \text{Ag}} - E_{\text{Ag}^+(\text{sat}) | \text{Ag}}$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst :

$$E = E^\circ - 0,0592 / n \log [\text{reducida}] / [\text{oxidada}] \quad (0.2 \text{ pts})$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+ | \text{Ag}} - 0,0592 / 1 \cdot \log (1 / [\text{Ag}^+]) \quad (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{cátodo}} = 0,8 - 0,0592 / 1 \cdot \log (1 / 0,001) = 0,8 - 0,1776 = 0,6224 \quad (0.4 \text{ pts})$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+(\text{sat}) | \text{Ag}} - 0,0592 / 1 \cdot \log (1 / [\text{Ag}^+(\text{sat})]) \quad (0.25 \text{ pts})$$



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

18/11/2022

$$E_{\text{cátodo}} = 0.8 - 0,0592/1 \cdot \log (1/9,2 \cdot 10^{-9}) = 0,8 - 0,4757 = 0.32\text{V} \quad (0.4 \text{ pts})$$

El potencial de la celda es:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+ | \text{Ag}} - E_{\text{Ag}^+(\text{sat}) | \text{Ag}} = 0.6224 - 0.32\text{V} = 0.3024\text{V} \quad (0.3 \text{ pts})$$

b)

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-] \quad (0.2 \text{ pts})$$

Si la disolución de HI tiene un pH=2, entonces: $[\text{H}^+] = [\text{I}^-] = 10^{-2}$ (0.3 pts)

$$K_s = 8,5 \cdot 10^{-17} = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-] = [\text{Ag}^+] [10^{-2}] =$$

$$[\text{Ag}^+] = 5 \cdot 10^{-7}\text{M} \quad (0.5 \text{ pts})$$

Si se añade HI, se están añadiendo iones I⁻. Por efecto de ión común, el equilibrio se desplazará a la izquierda, disminuyendo la solubilidad de la sale. (0.5 pts)

c) La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G = -zFE_{\text{celda}} = -1 \cdot (0.2 \text{ pts})$$

$$\Delta G^\circ = -1 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (0,3 \text{ V}) \cdot 1 \text{ KJ} / 10^3 \text{ J} = -28.95 \text{ kJ mol}^{-1} \quad (1 \text{ pts})$$

Si $E^\circ > 0$, entonces se tiene que, $\Delta G^\circ < 0$, y la reacción es espontánea. (0.5 pts)