



## **LISTADO DE EJERCICIOS**

### **Química General II (531.150)**

## Unidad 1 y 2. Fuerzas Intermoleculares y Equilibrio de Fases

## DATOS :

R= 8.314 J/K mol (0.082 L atm)	K <sub>f</sub> (°C/m)	K <sub>b</sub> (°C/m)
ΔH <sub>evaporación</sub> (H <sub>2</sub> O) = 40.8 kJ/mol /Kmol)		
ΔH <sub>fusión</sub> (H <sub>2</sub> O) = 6.0 kJ/mol	H <sub>2</sub> O	1.86
Calores específicos en J/g°C :	Benceno	0.52
Agua (sólida) = 2.03		5.12
Agua (líquida)= 4.184		2.53
Agua (vapor) = 1.99		



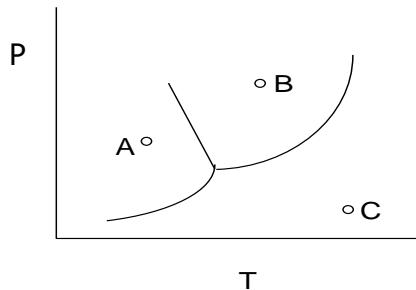
R: 169 kJ

7. Calcule la cantidad de calor en kilo joule que se requiere para convertir 866 gramos de hielo a -10 °C en vapor a 126 °C.

R: 2671 kJ

8. Considera el diagrama de fase del agua. Prediga que pasaría si:

  - a) Partiendo de A, se eleva la temperatura a presión constante.
  - b) partiendo de C, Se disminuye la temperatura a presión cte.
  - c) Partiendo de b, se disminuye la presión a temperatura cte.



- 9.** En cada pares a) y b) seleccione la especie que tiene el punto de ebullición más alto.  
En cada caso identifique el tipo de fuerzas intermoleculares involucradas y justifique brevemente.
- a)  $\text{H}_2\text{S}$  o  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ ,      b)  $\text{Br}_2$  o  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- 10.** A partir de las siguientes propiedades del boro clasifíquelo como uno de los sólidos cristalinos: Punto de fusión alto ( $2300^\circ\text{C}$ ), mal conductor del calor y electricidad, insoluble en agua, y es una especie muy dura.
- 11.** Una muestra de 1.20 g de agua se inyecta en un recipiente evacuado de 5.00 L a  $65^\circ\text{C}$ . ¿Qué porcentaje de agua se evaporará cuando el sistema alcance el equilibrio? Suponga un comportamiento ideal del vapor de agua y el volumen de agua líquida despreciable.  
La presión del vapor de agua a  $65^\circ\text{C}$  es 187.5 mmHg.  
**R: 67%**
- 12.** ¿Cuál es la presión de vapor del mercurio a su temperatura normal de ebullición ( $357^\circ\text{C}$ ).  
**R: 1.00 atm.**
- 13.** Se prepara una solución disolviendo 396,0 gramos de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) en 634.0 gramos de agua. Calcule la presión de vapor de la disolución a  $30^\circ\text{C}$  (P vapor agua = 31.8 mmHg a  $30^\circ\text{C}$ )  
**R: 30.8 mmHg**
- 14.** Calcule los puntos de ebullición y de congelación de una disolución 2.47 m de naftaleno en benceno. (Los puntos de ebullición y de congelación del benceno son  $80.1$  y  $5.5^\circ\text{C}$  respectivamente).  
**R: 86.3 °C y -7.1 °C**
- 15.** Calcule cuantos litros del anticongelante etilenglicol  $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$  tendría que agregar al radiador de un auto que contiene 6.50 Litros de agua, si la temperatura invernal más baja en la región es de  $-20^\circ\text{C}$ . Calcule el punto de ebullición de esta mezcla agua-etilenglicol. La densidad del etilenglicol es de 1.11 g/mL.  
**R: 3.9 L**
- 16.** El Análisis elemental de un sólido orgánico extraído de la goma arábica muestra que contiene 40.0 % de C, 6.70 % de H y 53.30 % de O. Una disolución de 0.650 g del sólido en 27.8 g del disolvente bifenilo dio una depresión en el punto de congelación de  $1.56^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la masa molar y la fórmula molecular del sólido? ( $K_f$  del bifenilo =  $8.00^\circ\text{C}/\text{m}$ ).

**R: 120, C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>**

- 17.** ¿Cuál de las siguientes dos disoluciones acuosas tiene...

- a) el punto de ebullición más alto?
- b) el punto de congelación más alto?
- c) la mayor presión de vapor?

Disoluciones : CaCl<sub>2</sub> 0.35 m o urea 0.90 m. ¿Explique?.

- 18.** A 25 °C la presión de vapor del agua pura es 23.76 mmHg y la del agua de mar es 22.98 mmHg. Suponiendo que el agua de mar contiene sólo NaCl, calcule su concentración expresada en molalidad.

**R: 0.943**

- 19.** Se encuentra que una disolución de 1.00 g de AlCl<sub>3</sub> en 50.0 g de agua tiene un punto de congelación de -1.11 °C. Explique lo observado

- 20.** Dos líquidos A y B tienen presiones de 76 mmHg y 132 mmHg, a 25°C respectivamente. Calcule la presión total de la disolución ideal constituida por:

- a) 1.00 mol de A y 1.00 mol de B.
- b) 2.00 mol de A y 5.00 mol de B.

**R: a) 104 mmHg**

- 21.** A 30°C el benceno y el tolueno forman una disolución ideal. Una disolución de ambos a 30°C ejercen una presión de vapor de 64 mmHg. Calcule la composición de la fase líquida y la composición de la fase vapor.

Datos: P<sup>0</sup><sub>benceno</sub>=120 mmHg;  
P<sup>0</sup><sub>tolueno</sub> = 40 mmHg

**R: (benceno) X = 0.30, X' = 0.56**

- 22.** A 50°C la presión de vapor de un líquido A puro es de 80 mmHg y la de un líquido B puro es 20 mmHg. La presión de vapor de la mezcla de ambos es 50 mmHg a 50°C. Calcule la composición del vapor.

**R: (A) X = 0.80**

- 23.** Los calores molares de vaporización a 80°C, medidos en kJ/mol son: 41.59; 39.16; 22.34 y 29.79 para el agua, alcohol, éter y tetracloruro de carbono respectivamente. Indique:

- a) ¿Cuál líquido es más volátil?
- b) ¿Cuál líquido tiene la menor temperatura de ebullición y cuál la mayor?
- c) ¿En cuál hay mayores fuerzas intermoleculares?.

### Unidad 3. Cinética Química

1. A 25 °C la constante de velocidad de la reacción de descomposición de pentóxido de dinitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_5$ , es  $6.65 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  ¿Qué tiempo transcurrirá para que se descomponga la mitad de dicho óxido si la cinética de la reacción es de primer orden?

$$R: 1.04 \times 10^3 \text{ s.}$$

2. Los datos de una serie de experimentos sobre la reacción que se indica del óxido nítrico con el bromo:  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NOBr}(\text{g})$ , a 273 °C, son los siguientes:

Experimento	$[\text{NO}]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	$[\text{Br}_2]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidad <sub>o</sub> (mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup> )
1	0.1	0.1	12
2	0.1	0.2	24
3	0.1	0.3	36
4	0.2	0.1	48
5	0.3	0.1	108

Determinar la ley de velocidad para la reacción y calcular el valor de la constante de velocidad.

$$R: v = k[\text{NO}]^2[\text{Br}_2]; k = 1.2 \times 10^4 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$$

3. Los siguientes datos se obtuvieron de la reacción siguiente entre bromuro de t-butilo,  $(\text{CH}_3)_3\text{CBr}$ , y el ion hidroxilo, a 55 °C:

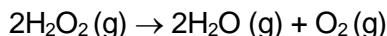


Experimento	$[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	$[\text{OH}^-]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidad <sub>o</sub> (mol L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup> )
1	0.10	0.10	0.0010
2	0.20	0.10	0.0020
3	0.30	0.10	0.0030
4	0.10	0.20	0.0010
5	0.10	0.30	0.0010

¿Cuál es la ley de velocidad y la constante velocidad de esta reacción?

$$R: v = k[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]; k = 1.0 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$$

4. La descomposición del agua oxigenada a 300 K según la reacción:



es una reacción química de primer orden. El periodo de semireacción de la misma es de 654 minutos. Calcular: a) la cantidad de agua oxigenada que queda cuando han pasado 90 minutos, si la concentración inicial de agua oxigenada es 0.10 mol/L; b) la velocidad inicial de descomposición si el agua oxigenada es 0.020 mol/L.

$$R: \text{a)} 0.09 \text{ mol L}^{-1}; \text{b)} 2.1 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

5. A 300 °C la constante de velocidad para la reacción de obtención de  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$  es  $2.41 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1}$  y a 400 °C es  $1.16 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$ . ¿Cuáles son los valores de la energía de activación y del factor pre exponencial de Arrhenius para esta reacción?. Dato:  $R = 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ .

$$R: 272 \text{ kJ mol}^{-1}; 1.58 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

6. Para la reacción:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Br}^-$ , cuyas constantes de velocidad a 300 K y a 350 K son  $5 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$  y  $6 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ , respectivamente, calcular la constante de velocidad a 400 K. Dato:  $R = 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

$$R: 2 \cdot 10^2 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

7. Una sustancia que se descompone con una cinética de primer orden tiene una energía de activación de  $103.93 \text{ kJ mol}^{-1}$ , siendo el factor pre exponencial de Arrhenius (factor de frecuencia)  $7.472 \times 10^9 \text{ horas}^{-1}$ . ¿A qué temperatura el tiempo de semirreacción será de 10 horas?. Dato:  $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

$$R: 492 \text{ K}$$

8. Se sabe que la velocidad de descomposición de un óxido de nitrógeno se hace cinco veces mayor al efectuar la reacción a 50 °C en vez de a 10 °C. ¿Cuál es la energía de activación de la reacción?. Dato:  $R = 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

$$R: 7.28 \text{ kcal mol}^{-1}$$

9. A 105 °C se lleva a cabo el proceso:  $A + B \rightarrow P$ , en el que a lo largo de cuatro experimentos diferentes se determinan, según las concentraciones iniciales de los reactivos, las velocidades iniciales de reacción. Los resultados son:

Experimento	$[A]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	$[B]_0$ (mol L <sup>-1</sup> )	Velocidad. (mol L <sup>-1</sup> min <sup>-1</sup> )
1	$1 \times 10^{-3}$	$0.25 \times 10^{-3}$	$0.260 \times 10^{-9}$
2	$1 \times 10^{-3}$	$0.50 \times 10^{-3}$	$0.520 \times 10^{-9}$
3	$1 \times 10^{-3}$	$1.0 \times 10^{-3}$	$1.04 \times 10^{-9}$
4	$2 \times 10^{-3}$	$1.0 \times 10^{-3}$	$4.16 \times 10^{-9}$

Determinar:

- Órdenes de reacción individuales y total del proceso.
- Constante específica de velocidad del proceso a 105 °C.
- Energía de activación y factor de frecuencia del proceso sabiendo que la constante específica de velocidad duplica su valor a 210 °C. Dato:  $R = 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

**R: a) orden 2 para A, orden 1 para B, orden total 3; b)  $1.04 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ min}^{-1}$ ; c)  $2.39 \text{ kcal mol}^{-1}$ ;**  
**25.1**

- 10.** Los datos siguientes se obtuvieron para la descomposición del dióxido de nitrógeno en fase gaseosa, según:



T(K)	300	300	500	500
[NO <sub>2</sub> ] <sub>0</sub> (mol L <sup>-1</sup> )	0.010	0.040	0.010	0.040
t <sub>½</sub> (s)	180	45	140	35

Calcular:

- a) Orden de reacción.
- b) Energía de activación.
- c) Tiempo necesario en segundos para que, a 500 °C, se descomponga el 80%, si la concentración inicial es 0.08 mol/L.

Dato: R = 1.98 cal mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>.

**R: a) orden 2; b) 356 cal mol-1.; 2.8 s**

- 11.** A cierta temperatura, la constante de velocidad vale  $8.93 \cdot 10^{-3}$  min<sup>-1</sup>, para la reacción de primer orden:



Si inicialmente se introduce en el recipiente una cantidad de N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, que ejerce una presión de 100 mm de Hg, calcule:

- a) el tiempo necesario para elevar la presión total hasta 135 mm de Hg,
- b) la presión total 20 minutos después de que se inicie la reacción, y
- c) la vida media de la reacción.

**R: 48.24 min.; 116.4 mm de Hg; 77.6 min.**

- 12.** En la reacción N<sub>2</sub> (g) + 3 H<sub>2</sub> (g) → 2 NH<sub>3</sub> (g), en un momento dado el hidrógeno está reaccionando a la velocidad de 0.090 mol·s<sup>-1</sup>: a) ¿Cuál es la velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno?. b) Determina con qué velocidad se forma el amoníaco en ese momento.

**R: a) 0.030 mol L<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>; b) 0.060 mol L<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>**

- 13.** Una reacción de tipo A → productos sigue una cinética de segundo orden y su constante de rapidez es 0.040 mol<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>. Si la concentración es 0.025 mol/L. a) Determinar el tiempo de vida media. c) Que tiempo transcurrirá para que se consuma el 95% del reactivo

**R: a) 1000 s; b) 19000 s (5h)**

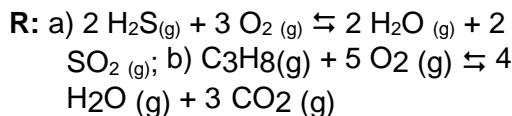
**Unidad 4. Equilibrio Químico**

1. Escriba las ecuaciones químicas que corresponden a las expresiones de

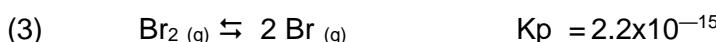
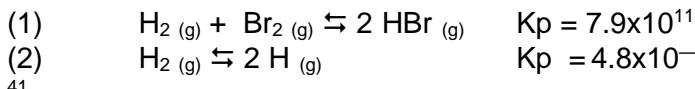
constantes:

$$a) K_c = \frac{[H_2O]^2[SO_2]^2}{[H_2S]^2[O_2]^3}$$

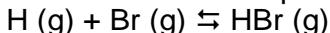
$$b) K_c = \frac{[CO_2]^3[H_2O]^4}{[C_3H_8][O_2]^5}$$



2. Las constantes de equilibrio para las reacciones que se indican han sido obtenidas a 500 K.



Calcule  $K_p$  para la reacción de formación de HBr a partir de los átomos de H y Br:



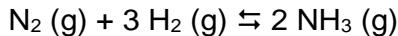
$$R: 2.7 \times 10^{33}$$

3. Para la reacción:  $N_2_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{(g)}$ ,  $K_p$  es  $1.0 \times 10^{-15}$  a  $25^\circ C$  y es 0.050 a  $2200^\circ C$ .

Determine si la formación de NO gaseoso es endotérmica o exotérmica.

R: endotérmica

4. Un recipiente de reacción de 50.0 L contiene 1.00 moles de  $N_2$ , 3.00 moles de  $H_2$  y 0.500 moles de  $NH_3$ . ¿Se formará más  $NH_3$  o se disociará cuando la mezcla alcance el equilibrio?  $K_c$  es 0.500 a  $400^\circ C$ .



R: el amoníaco se disociará

5. La constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la reacción:  $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$  a  $900^\circ C$  es 13. A esta temperatura en un reactor de 5.0 L se agregó 0.060 moles de  $SO_2$ , 1.00 moles de  $O_2$  y 0.80 moles de  $SO_3$ . Indique si en estas condiciones el sistema está o no en equilibrio o si se favorece la reacción directa o inversa.

R: ←

6. En un recipiente de 1.00 L, una mezcla gaseosa contiene 0.30 moles de  $CO$ , 0.10 moles de  $H_2$  y 0.020 moles de  $H_2O$ . Esta mezcla está en equilibrio a  $1200\text{ K}$ . ¿Cuál es la concentración de  $CH_4$  en esta mezcla?  $K_c = 3.92$ .



$$R: 0.059 \text{ mol/L}$$

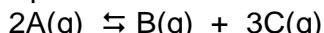
7. Para la reacción:  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ ,  $K_c$  es 1.87 a 700 °C. Calcule cuántos moles de hidrógeno gas se forman si se calienta una mezcla de 0.30 moles de CO gas con 0.30 moles de vapor de agua a 700 °C en un recipiente de 10 L.

R: 0.17 mol

8. Para la reacción:  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ ,  $K_c$  es 1.87 a 700 °C. Calcule cuántos moles de hidrógeno gas se forman si se calienta una mezcla de 0.30 moles de CO gas con 0.30 moles de vapor de agua a 700 °C en un recipiente de 10 L.

R: 0.17 mol

9. Al calentar 0.350 moles de un gas A en un recipiente cerrado de 10.0 L de capacidad, el gas se descompone en un 40 % de acuerdo con la reacción:



Calcule la concentración y la fracción molar de C(g).

R:  $[\text{C}] = 2.10 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  y 0.429

10. Se colocan 6.75 g de  $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{g})}$  en un recipiente de 2.00 L a 648°C y, en el equilibrio, hay 0.0345 moles de  $\text{SO}_2$  presentes. Calcule  $K_c$  de la reacción:



R: 0.0389

11. Se tiene el equilibrio:



Prediga cómo cambia la posición del equilibrio si:

- a) Se disminuye el volumen a temperatura constante.
- b) Se agrega oxígeno gaseoso.
- c) Se disminuye la temperatura.

R: a) →; b) →; c) ←

12. Indique si un aumento de presión disminuirá, aumentará o no tendrá efecto en las cantidades de producto:

- d)  $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$
- b)  $2 \text{H}_2\text{S(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{S}_2\text{(g)}$
- c)  $\text{C(grafito)} + \text{S}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_2\text{(g)}$

R: a) ↑; b) ↓; c) no tiene efecto

**Unidad 5. Equilibrio ácido-base**

1. Complete la siguiente tabla según corresponda:

$\text{H}^+$	$\text{OH}^-$	pH	pOH
$1.2 \cdot 10^{-8}$			
	$1.3 \cdot 10^{-3}$		
		3.4	
			11.5

2. 0.80 g de LiOH se disuelven hasta llegar a 500 mL de disolución. Determinar el pH de la disolución resultante.

$$\text{R: pH} = 12.52$$

3. Calcule el pH de una disolución obtenida al mezclar 0.50 L de una disolución 0.50 mol/L de ácido clorhídrico con 700 mL de una disolución 0.5 mol/L de hidróxido de sodio. Suponer volúmenes aditivos.

$$\text{R: pH} = 12.92$$

4. Una cantidad de 0.0560 g de ácido acético se añade a un matraz aforado de 500 mL completando a volumen con agua destilada. Calcule la concentración del ácido y su base conjugada en el equilibrio, a 25°C. Dato:  $K_a (\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\text{R (mol/L): a) } [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 1.68 \times 10^{-3}, [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 1.83 \times 10^{-4}$$

5. El pH de una disolución 0.100 mol/L de un ácido débil monoprótico es 1.47. Calcular  $K_a$  del ácido.

$$\text{R: } 1.8 \times 10^{-2}$$

6. La concentración de  $[\text{H}^+]$  para una disolución acuosa de ácido yódico ( $\text{HIO}_3$ ) 0.10 mol/L es de 0.0335 mol/L. Calcular:

- La constante de ionización del ácido.
- La concentración que deberá poseer una disolución de dicho ácido, a la misma temperatura para que el pH = 2.00.
- El grado de disociación en cada uno de los casos anteriores.

$$\text{R: a) } 1.69 \times 10^{-2}; \text{ b) } 1.59 \times 10^{-2} \text{ mol/L; c) } 0.34 \text{ y } 0.63$$

7. El pH de una disolución acuosa de amoniaco es 11.50. Calcular la concentración inicial de la disolución. Dato:  $K_b (\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\text{R: } 0.57$$

8. Calcule el pH de las siguientes disoluciones a 25°C. Datos:  $K_b (\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$ ;  $K_b (\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 4.6 \times 10^{-10}$ ;  $K_b (\text{CH}_3\text{NH}_2) = 5.0 \times 10^{-4}$

- Amoniaco 0.10 mol/L
- Anilina ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ) 0.10 mol/L

$$\text{R: a) } 11.12; \text{ b) } 8.83$$



9. Se disuelve una pastilla de ácido ascórbico ( $C_6H_8O_6$ ) en 0.250 L de agua, resultando un pH de 3.00. ¿Cuál es la cantidad presente en la pastilla teniendo en cuenta que el ácido ascórbico es un ácido monoprótico? Dato:  $K_a (C_6H_8O_6) = 7.9 \times 10^{-5}$

R: 0.600 g

10. El pH de un ácido monoprótico débil 0.060 mol/L es 3.44. Calcule el  $K_a$  de ese ácido:

R:  $2.2 \times 10^{-6}$

11. A 25°C, una disolución de 0.50 mol/L de amoniaco  $NH_3$  tiene el mismo pH que una disolución de hidróxido de bario  $Ba(OH)_2$   $1.5 \times 10^{-3}$  mol/L. Determine:

- El pH de las dos disoluciones.
- La constante de basicidad del amoniaco.
- El grado de ionización del amoniaco.

R: a) 11.5; b)  $1.84 \times 10^{-5}$ ; c) 0.60 %

12. Un ácido HA está disociado al 0.5 % en disolución 0.30 mol/L. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.
- La concentración de iones  $OH^-$ .

R: a)  $7.5 \times 10^{-6}$ ; b) 2.82; c)  $6.6 \times 10^{-12}$

13. Calcule las concentraciones de todas las especies en equilibrio para una disolución de ácido carbónico 0.025 mol/L a 25°C. Datos:  $K_{a1} (H_2CO_3) = 4.6 \times 10^{-7}$ ;  $K_{a2} (H_2CO_3) = 5.8 \times 10^{-11}$

R: (mol/L): a)  $[H_2CO_3] = 2.49 \times 10^{-2}$ ,  $[HCO_3^-] = 1.07 \times 10^{-4}$ ,  $[CO_3^{2-}] = 5.80 \times 10^{-11}$ ,  $[H^+] = 1.07 \times 10^{-4}$ ,  $[OH^-] = 9.44 \times 10^{-11}$

14. Clasifique como ácida, básica o neutra las disoluciones de las siguientes sales:

- |                |                  |               |
|----------------|------------------|---------------|
| a) $NaNO_2$    | f) $NH_4CH_3COO$ | k) $Na_3PO_4$ |
| b) $KBr$       | g) $NaH_2PO_4$   | l) $NH_4CN$   |
| c) $Na_2HPO_4$ | h) $NaCN$        | m) $Na_2SO_4$ |
| d) $NaNO_3$    | i) $KI$          | n) $NH_4NO_3$ |
|                |                  | o) $NH_4NO_2$ |

15. Calcule el pH de las siguientes disoluciones a 25°C. Datos:  $K_b (NH_3) = 1.8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$

- $NaCH_3COO$ , 0.36 mol/L
- $NH_4Cl$ , 0.42 mol/L
- $(NH_4)CH_3COO$ , 0.20 mol/L

R: a) 9.15; b) 4.81; c) 7.00

16. Especifique cuáles de los siguientes sistemas pueden clasificarse como sistemas amortiguadores:

- $KCl/HCl$
- $NH_3/(NH_4)NO_3$
- $Na_2HPO_4/NaH_2PO_4$
- $KNO_2/HNO_2$
- $KHSO_4/H_2SO_4$
- $KHCOO/HCOOH$

R: b, c, d, f

17. Se tienen 250 mL de una disolución amortiguadora que contiene ácido acético 0.350 mol/L y acetato de sodio 0.350 mol/L, sabiendo que  $K_a$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) =  $1.8 \times 10^{-5}$ . Suponiendo volúmenes aditivos, calcular la variación de pH que sufrirá si se añaden:
- 30.0 mL de HCl 0.100 mol/L
  - 300 mL de HCl 0.350 mol/L
- R: a) pasa de pH = 4.74 a pH = 4.72; b) pasa de pH = 4.74 a pH = 1.50

18. Calcule el pH de una disolución acuosa que es 0.15 mol/L de  $\text{NH}_3$  y 0.075 mol/L en  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Dato:  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1.8 \times 10^{-5}$

R: pH = 9.26

19. Calcular la masa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que se debe añadir a 100 mL de  $\text{NH}_3$  6.0 mol/L, para obtener una disolución de pH = 9.5. Suponer que no hay variación de volumen. Dato:  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1.8 \times 10^{-5}$

R: 18.78 g

20. Calcular el pH de la disolución al mezclar. Dato:  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1.85 \times 10^{-5}$

- 20.0 mL de amoníaco 0.10 mol/L y 10.0 mL de HCl 0.10 mol/L
- 55.0 mL de amoníaco 0.10 mol/L y 45.0 mL de HCl 0.10 mol/L

R: a) 9.27; b) 8.61

21. Se obtiene una disolución reguladora disolviendo 68.0 g de formiato de sodio  $\text{NaCOOH}$  en 1.00 L de una disolución de ácido fórmico  $\text{HCOOH}$  2.00 mol/L.

Dato:  $K_a$  ( $\text{HCOOH}$ ) =  $1.6 \times 10^{-4}$ . Calcular:

- El pH de la disolución.
- El pH luego de agregar 0.500 moles de HCl.
- El pH luego de agregar a la disolución a 8.0 g de NaOH.

R: a) 3.50; b) 3.10; c) 3.62

22. Se prepara una disolución amortiguadora a partir de 0.0500 moles de HCNO y 0.0250 moles de NaCNO en agua hasta obtener 1.00 L de disolución. Calcule el pH de la disolución. Dato:  $K_a$  ( $\text{HCNO}$ ) =  $1.26 \times 10^{-5}$

- Inicialmente.
- Si se diluye 100 veces.

R: a) 4.60; b) 4.60

23. ¿Qué indicador, de entre los siguientes, considera el más adecuado para la valoración de una disolución de  $\text{NH}_3$  0.10 mol/L con HCl 0.10 mol/L? Dato:  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$

- Naranja de metilo ( $3.1 < \text{pH} < 4.4$ )
- Rojo de metilo ( $4.4 < \text{pH} < 6.2$ )
- Azul de bromotimol ( $6.2 < \text{pH} < 7.6$ )
- Rojo cresol ( $7.2 < \text{pH} < 8.8$ )
- fenoftaleína ( $8.0 < \text{pH} < 10.0$ )

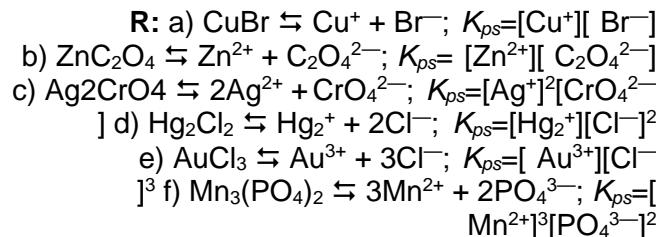
R: rojo de metilo

**Unidad 6. Equilibrio de Solubilidad**

**TABLA:** Productos de solubilidad de algunos compuestos iónicos ligeramente solubles a 25°C.

<b>COMPUESTO</b>	<b>Kps</b>	<b>COMPUESTO</b>	<b>Kps</b>
Bromuro de cobre (I) (CuBr)	$4.2 \cdot 10^{-8}$	Hidróxido de hierro (III) [Fe(OH) <sub>3</sub> ]	$1.1 \cdot 10^{-36}$
Bromuro de plata (AgBr)	$7.7 \cdot 10^{-13}$	Hidróxido de magnesio [Mg(OH) <sub>2</sub> ]	$1.2 \cdot 10^{-11}$
Carbonato de bario (BaCO <sub>3</sub> )	$8.1 \cdot 10^{-9}$	Hidróxido de zinc [Zn(OH) <sub>2</sub> ]	$1.8 \cdot 10^{-14}$
Carbonato de calcio (CaCO <sub>3</sub> )	$8.7 \cdot 10^{-9}$	Sulfato de bario (BaSO <sub>4</sub> )	$1.1 \cdot 10^{-11}$
Carbonato de estroncio (SrCO <sub>3</sub> )	$1.6 \cdot 10^{-9}$	Sulfato de estroncio (SrSO <sub>4</sub> )	$3.8 \cdot 10^{-7}$
Carbonato de magnesio (MgCO <sub>3</sub> )	$4.0 \cdot 10^{-5}$	Sulfato de plata (Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	$1.4 \cdot 10^{-5}$
Carbonato de plata (Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	$8.1 \cdot 10^{-12}$	Sulfuro de bismuto (Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub> )	$1.6 \cdot 10^{-96}$
Carbonato de plomo (II) (PbCO <sub>3</sub> )	$3.3 \cdot 10^{-14}$	Sulfuro de cadmio (CdS)	$8.0 \cdot 10^{-28}$
Cloruro de mercurio (I) (Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> )	$3.5 \cdot 10^{-18}$	Sulfuro de cobalto (II) (CoS)	$4.0 \cdot 10^{-21}$
Cloruro de plata (AgCl)	$1.6 \cdot 10^{-10}$	Sulfuro de cobre (II) (CuS)	$6.0 \cdot 10^{-37}$
Cloruro de plomo (II) (PbCl <sub>2</sub> )	$2.4 \cdot 10^{-4}$	Sulfuro de estaño (II) (SnS)	$1.0 \cdot 10^{-36}$
Cromato de plomo (II) (PbCrO <sub>4</sub> )	$2.0 \cdot 10^{-14}$	Sulfuro de hierro (II) (FeS)	$6.0 \cdot 10^{-19}$
Fluoruro de bario (BaF <sub>2</sub> )	$1.7 \cdot 10^{-6}$	Sulfuro de manganeso (II) (MnS)	$3.0 \cdot 10^{-14}$
Fluoruro de calcio (CaF <sub>2</sub> )	$4.0 \cdot 10^{-11}$	Sulfuro de mercurio (II) (HgS)	$4.0 \cdot 10^{-34}$
Fluoruro de plomo (II) (PbF <sub>2</sub> )	$4.1 \cdot 10^{-8}$	Sulfuro de níquel (II) (NiS)	$1.4 \cdot 10^{-24}$
Fosfato de calcio [Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ]	$1.2 \cdot 10^{-26}$	Sulfuro de plata (Ag <sub>2</sub> S)	$6.0 \cdot 10^{-51}$
Hidróxido de aluminio [Al(OH) <sub>3</sub> ]	$1.8 \cdot 10^{-33}$	Sulfuro de plomo (II) (PbS)	$3.4 \cdot 10^{-28}$
Hidróxido de calcio [Ca(OH) <sub>2</sub> ]	$8.0 \cdot 10^{-6}$	Sulfuro de zinc (ZnS)	$3.0 \cdot 10^{-23}$
Hidróxido de cobre (II) [Cu(OH) <sub>2</sub> ]	$2.2 \cdot 10^{-20}$	Yoduro de cobre (I) (CuI)	$5.1 \cdot 10^{-12}$
Hidróxido de cromo (III) [Cr(OH) <sub>3</sub> ]	$3.0 \cdot 10^{-29}$	Yoduro de plata (AgI)	$8.3 \cdot 10^{-17}$
Hidróxido de hierro (II) [Fe(OH) <sub>2</sub> ]	$1.6 \cdot 10^{-14}$	Yoduro de plomo (II) (PbI <sub>2</sub> )	$1.4 \cdot 10^4$

- Escriba las ecuaciones balanceadas y las expresiones del producto de solubilidad para los equilibrios de solubilidad de los compuestos siguientes:
  - CuBr
  - ZnC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
  - Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>
  - Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>
  - AuCl<sub>3</sub>
  - Mn<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>



- Calcule la concentración de los iones en las siguientes disolución saturadas:
  - [I<sup>-</sup>] en una disolución de AgI con [Ag<sup>+</sup>] =  $9.1 \cdot 10^{-9}$  mol/L.
  - [Al<sup>3+</sup>] en una disolución de Al(OH)<sub>3</sub> con [OH<sup>-</sup>] =  $2.9 \cdot 10^{-9}$  mol/L.

R: a)  $9.1 \cdot 10^{-9}$  mol/L; b)  $7.4 \cdot 10^{-8}$  mol/L

3. La solubilidad molar de un compuesto iónico MX ( $MM = 346$  g/mol) es  $4.63 \times 10^{-3}$  g/L. ¿Cuál es la  $K_{ps}$  del compuesto?  
**R:**  $1.79 \times 10^{-10}$
4. Con los datos de solubilidad que se dan, calcule los productos de solubilidad de los compuestos siguientes:  
a)  $\text{SrF}_2$ ,  $7.3 \times 10^{-2}$  g/L.  
b)  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ ,  $6.7 \times 10^{-3}$  g/L.  
**R:** a)  $7.9 \times 10^{-10}$ ; b)  $1.8 \times 10^{-18}$
5. La solubilidad molar del  $\text{MnCO}_3$  es  $4.2 \times 10^{-6}$  mol/L. ¿Cuál es la  $K_{ps}$  de este compuesto?  
**R:**  $1.8 \times 10^{-11}$
6. ¿Cuál es el pH de una disolución saturada de hidróxido de zinc?  
**R:** 9.5
7. El pH de una disolución saturada de un hidróxido metálico MOH es 9.68. Calcule la  $K_{ps}$  del compuesto.  
**R:**  $2.3 \times 10^{-9}$
8. Si se añaden 20.0 mL de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  0.10 mol/L a 50.0 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0.10 mol/L, ¿precipitará el  $\text{BaCO}_3$ ?  
**R:** Sí precipita
9. Calcule la solubilidad molar del  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ :  
a) pH = 8.00  
b) pH = 10.00  
**R:** a) 0.016 mol/L; b)  $1.6 \times 10^{-6}$  mol/L
10. Se añade lentamente NaI a una disolución que es 0.010 mol/L en  $\text{Cu}^+$  y 0.010 mol/L en  $\text{Ag}^+$ .  
a) ¿Cuál compuesto empezará a precipitar primero?  
b) Calcule la  $[\text{Ag}^+]$  en el momento justo en el que el  $\text{CuI}$  comience a precipitar.  
c) ¿Cuál es el porcentaje de  $\text{Ag}^+$  remanente en la solución en este punto?  
**R:** a) AgI; b)  $1.6 \times 10^{-7}$  mol/L; c)  $1.6 \times 10^{-3}\%$
11. Si 2.50 g de  $\text{CuSO}_4$  se disuelven en  $9.0 \times 10^2$  mL de  $\text{NH}_3$  0.30 mol/L, ¿cuáles son las concentraciones de  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  y  $\text{NH}_3$  en el equilibrio?  
**R:**  $[\text{Cu}^{2+}] = 1.5 \times 10^{-5}$  mol/L;  $[\text{NH}_3] = 0.230$  mol/L;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0.017$  mol/L
12. Explique, por medio de ecuaciones iónicas balanceadas, por qué:  
a) el  $\text{CuI}_2$  se disuelve en una disolución de amoníaco.  
b) el  $\text{AgBr}$  se disuelve en una disolución de  $\text{NaCN}$ .  
c) el  $\text{HgCl}_2$  se disuelve en una disolución de  $\text{KCl}$ .  
**R:** a)  $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ ; b)  $\text{Ag}^+ + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$ ; c)  $\text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$

## Equilibrio de Complejos

**TABLA:** Constantes de formación de algunos iones complejos en agua a 25°C.

ION COMPLEJO FORMACION ( $K_f$ )	EXPRESION DE EQUILIBRIO	CONSTANTE DE
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$1.5 \cdot 10^2$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$1.0 \cdot 10^{21}$
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{25}$
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$5.0 \cdot 10^{13}$
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$7.1 \cdot 10^{16}$
$\text{CdI}_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{CdI}_4^{2-}$	$2.0 \cdot 10^6$
$\text{HgCl}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$	$1.7 \cdot 10^{16}$
$\text{HgI}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{HgI}_4^{2-}$	$2.0 \cdot 10^{10}$
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$2.5 \cdot 10^{41}$
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$5.0 \cdot 10^{31}$
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2.9 \cdot 10^9$

- Complete los siguientes enunciados para el ion complejo  $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^-$ .
  - El número de oxidación del cromo es \_\_\_\_\_.
  - El número de coordinación del cromo es \_\_\_\_\_.
  - \_\_\_\_\_ es un ligando bidentado.

R: a) +3; b) 6; c)  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
- Indique el número de coordinación del metal de transición en cada uno de los siguientes complejos.
  - $[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$
  - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_3$
  - $[\text{Au}(\text{en})_2]\text{Cl}_3$
  - $[\text{Cr}(\text{en})_2(\text{C}_2\text{O}_4)]^+$

R: a) 4; b) 6; c) 4; d) 6
- Determine el número de oxidación del metal de transición en cada uno de los siguientes complejos.
  - $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$
  - $[\text{Mo}(\text{en})_3]^{3+}$
  - $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$
  - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)]\text{Cl}_2$

R: a) +2; b) +3; c) +3; d) +2
- Considere el ion complejo  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2(\text{C}_2\text{O}_4)]^-$ .
  - ¿Cuál es el estado de oxidación del átomo metálico?
  - ¿Cuál es el número de coordinación del átomo metálico?
  - ¿Cuál sería la carga del complejo si todos los ligandos fueran iones cloruro?

R: a) +3; b) 6; c) -3
- A una solución 0.015 mol/L de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , se le agregó una cantidad suficiente de cianuro de sodio,  $\text{NaCN}$ , para dar una solución con una concentración inicial de ion cianuro,  $\text{CN}^-$ , de 0.100 mol/L. ¿Cuál es la concentración del ion plata,  $\text{Ag}^+$ , en esta solución después de formado el complejo  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ ? Dato:  $K_f(\text{Ag}(\text{CN})_2^-) = 5.6 \times 10^{18}$

$$\text{R: } 5.5 \times 10^{-19} \text{ mol/L}$$

6. Aunque el cloruro de plata es insoluble en agua, se solubiliza rápidamente al agregar amoniaco:



- a) ¿Cuál es la constante de equilibrio para el proceso de disolución?  
 b) A una solución que contiene un exceso de AgCl(s) se le agrega amoniaco. El volumen final es de 1.00 L y la concentración de NH<sub>3</sub> en el equilibrio es de 0.80 mol/L. Calcule el número de moles de AgCl disueltos, la concentración mol/L del complejo y el número de moles de NH<sub>3</sub> agregados a la solución original.

R: a) 2.4x10<sup>-8</sup>; b) 1.2x10<sup>-4</sup> mol AgCl, [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub><sup>+</sup>] = 1.2x10<sup>-4</sup> mol/L, 0.80 mol

7. Los cristales de AgBr pueden ser removidos de una película fotográfica en blanco y negro haciendo reaccionar el AgBr con tiosulfato de sodio. ( $K_f[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} = 1.7 \times 10^{13}$ )



- a) ¿Cuál es la constante de equilibrio para el proceso de disolución?  
 b) ¿Cuántos moles de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se deben agregar para disolver 2.5 g de AgBr en 1.0 L de disolución?

R: a) 13; b) 0.0296 mol

## Unidad 7. Electroquímica

1. Considere la siguiente reacción redox balanceada:



- a) ¿Cuál especie se oxida?
- b) ¿Cuál especie se reduce?
- c) ¿Cuál es el agente oxidante?
- d) ¿Cuál es el agente reductor?
- e) ¿De qué especie a qué especie ocurre la transferencia de electrones?

R: a)  $\text{Cl}^-$ ; b)  $\text{MnO}_4^-$ ; c)  $\text{MnO}_4^-$ ; d)  $\text{Cl}^-$ ; e) desde  $\text{Cl}^-$  a  $\text{MnO}_4^-$

2. Para la reacción genérica:

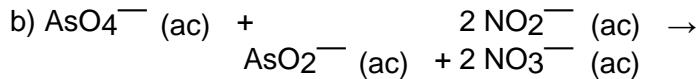
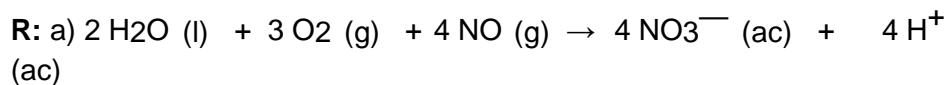
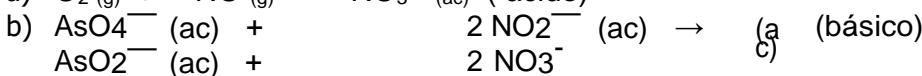
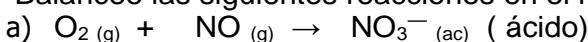


para la cual  $E^\circ$  es un número positivo, conteste las siguientes preguntas:

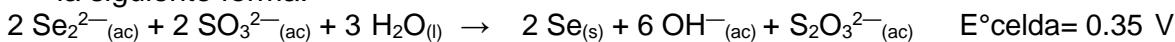
- a) ¿Qué es lo que se oxida y qué es lo que se reduce?
- b) Si usted hace una celda voltaica (galvánica) con esta reacción, ¿qué semirreacción ocurre en el cátodo y qué semirreacción ocurre en el ánodo?

R: a) A se reduce y B se oxida ; b) ánodo:  $\text{B} \rightarrow \text{B}^+ + \text{e}^-$ ; cátodo:  $\text{A} + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^-$

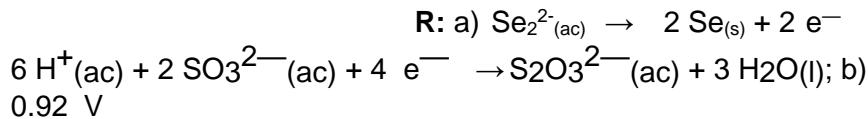
3. Balancee las siguientes reacciones en el medio que se le indique:



4. En solución básica, los iones selenuro y sulfito reaccionan espontáneamente de la siguiente forma:



- a) Escriba las semirreacciones balanceadas para el proceso.
- b) Si  $E^\circ (\text{SO}_3^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = -0.57 \text{ V}$ , calcule  $E^\circ (\text{Se}^{2-}/\text{Se})$ .



5. Se construye una celda voltaica, de la siguiente forma: un compartimiento de electrodo consta de una tira de aluminio (Al), en una disolución de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , y la otra tiene una tira de níquel (Ni), en una disolución de  $\text{NiSO}_4$ . Asuma que  $\text{Al}_{(\text{s})}$  no está recubierto con su óxido.

- a) ¿Qué se oxida y qué se reduce?
- b) Escriba las semirreacciones que ocurren en los dos compartimientos de los electrodos.
- c) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?
- d) Indique los signos de los electrodos.
- e) ¿Los electrones fluyen del electrodo de aluminio hacia el electrodo de níquel o

desde el níquel hacia el aluminio?

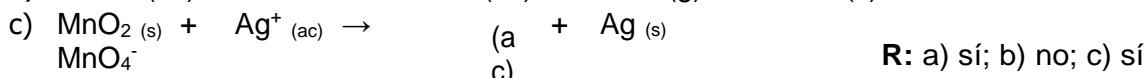
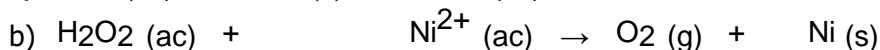
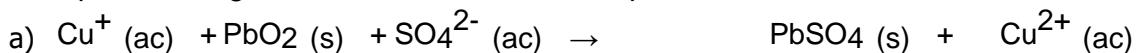
- f) ¿En qué direcciones migran tanto los aniones como los cationes a través de la disolución?

R: a) se oxida el Al; b,c y d) ánodo (—) :  $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3\text{e}^-$  ; cátodo (+) :  $\text{Ni}^{2+}_{(ac)} \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$  e) desde el Al al Ni ; f) aniones hacia el ánodo

6. Prediga si el  $\text{Fe}^{3+}_{(ac)}$  puede oxidar al ion  $\text{I}^-_{(ac)}$  hasta  $\text{I}_2$  en condiciones de estado estándar.

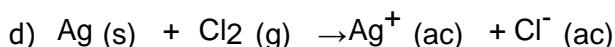
R: sí.  $E^\circ = 0.24$

7. Indique si las siguientes reacciones serán espontáneas:



R: a) sí; b) no; c) sí

8. Considerando las reacciones presentadas más abajo, haga un esquema de celda voltaica, indicando cual es el ánodo y el cátodo y el sentido del flujo de electrones.

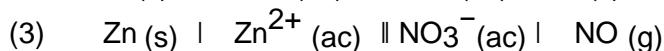
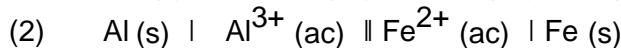
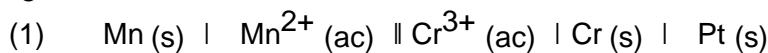


R: a)  $\text{Ag}_{(s)} \mid \text{Ag}^+_{(ac)} \parallel \text{Cl}_2_{(g)} \mid \text{Cl}^-_{(ac)} \mid \text{Pt}_{(s)}$

b)  $\text{Cd}_{(s)} \mid \text{Cd}^{2+}_{(ac)} \parallel \text{Cu}^{2+}_{(ac)} \mid \text{Cu}_{(s)}$

c)  $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{O}_2_{(g)} \mid \text{H}_2\text{O}_{(l)} \parallel \text{Cr}^{2+}_{(ac)} \mid \text{Cr}^{3+}_{(ac)} \mid \text{Pt}_{(s)}$

9. Para las siguientes celdas determine:



- a) La ecuación balanceada para la celda.

- b)  $E^\circ$  celda

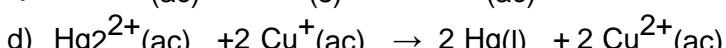
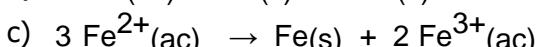
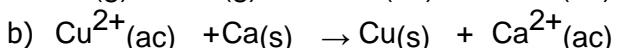
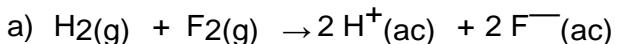
- c)  $\Delta G^\circ$

- d)  $K_{eq}$

R: a) (1)  $3\text{Mn}_{(s)} + 2\text{Cr}^{3+}_{(ac)} \rightarrow 3\text{Mn}^{2+}_{(ac)} + 2\text{Cr}_{(s)}$ ; (2)  $2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Fe}^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2\text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3\text{Fe}_{(s)}$   
(3)  $8\text{H}^+ + 3\text{Zn}_{(s)} + 2\text{NO}_3^-_{(ac)} \rightarrow 3\text{Zn}^{2+}_{(ac)} + \text{NO}_{(g)} + 4\text{H}_2\text{O}$ ; b) (1) 0.44 V (2) 1.22 V (3) 1.72

V; c) (1) —255 kJ (2) —706 kJ (3) —996 kJ; d) (1)  $4.1 \times 10^{44}$  (2)  $4.0 \times 10^{123}$  (3)  $2.0 \times 10^{174}$

10. Calcule la fem estándar de cada una de las siguientes reacciones:

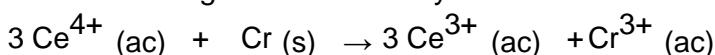


R: a) 2.87 V; b) 3.21 V; c) —1.21 V; d) 0.70V

11. Si la constante de equilibrio de una reacción redox de un electrón a 298K es  $8.7 \times 10^4$ , calcule el  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ_{\text{celda}}$  correspondientes.

R: —28.2 kJ, 0.292 V

12. Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción y funciona a 298K:



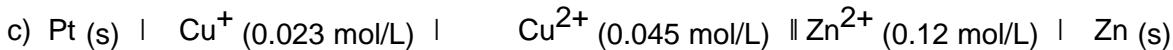
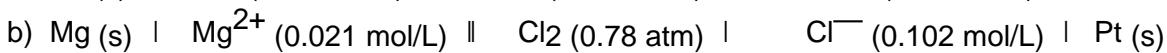
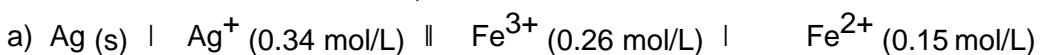
g) ¿Cuál es la fem de esta celda bajo condiciones estándar?

h) Si  $[\text{Ce}^{4+}] = 3.00 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{Ce}^{3+}] = 0.10 \text{ mol/L}$  y  $[\text{Cr}^{3+}] = 0.010 \text{ mol/L}$  ¿cuál es la fem de la celda?

i) Si  $[\text{Ce}^{4+}] = 0.10 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{Ce}^{3+}] = 1.75 \text{ mol/L}$  y  $[\text{Cr}^{3+}] = 2.5 \text{ mol/L}$  ¿cuál es la fem de la celda?

R: a) 2.35 V; b) 2.48 V; c) 2.27 V

13. Utilizando la ecuación Nernst, determine el  $E_{\text{celda}}$ :



R: a) 0.012 V; b) 3.84 V; c) -0.95V

14. En la electrólisis del NaBr fundido

j) ¿Qué producto se forma en el ánodo?

k) ¿Qué producto se forma en el cátodo?

R: a)  $\text{Br}_2(\text{l})$ ; b)  $\text{Na}(\text{s})$

15. Determine cada una de las magnitudes indicadas en las siguientes electrólisis:

a) La masa de cobre depositada en el cátodo al hacer pasar una corriente de 1.54 A durante 35.5 min, en una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$ .

b) El tiempo en horas necesario para depositar 8.4 g de Zn sobre el cátodo, al pasar una corriente de 1.86 A, en una disolución de  $\text{Zn}^{2+}$ .

c) La intensidad de corriente si se depositaron 2.33 g de  $\text{Ag}_{(\text{s})}$  en 1256 s, a partir de una disolución de  $\text{Ag}^+$ .

R: a) 1.08 g; b) 3.7 h; c) 1.66 A

16. La electrólisis de una disolución de  $\text{Cr}^{3+}$  (ac) se lleva a cabo utilizando una corriente de 7.60 A.
- ¿Qué masa de  $\text{Cr}_{(s)}$  se habrá depositado después de 2.00 días?
  - ¿Qué amperaje se necesita para que se depositen 0.250 moles de  $\text{Cr}_{(s)}$  a partir de una disolución de  $\text{Cr}^{3+}$  (ac) en un periodo de 8.00 h?

R: a) 236 g; b) 2.51 A

17. Al pasar una corriente de 0.750 A durante 25.0 min en una disolución de  $\text{CuSO}_4$ , se depositaron 0.369 g de cobre. Calcule la masa molar del cobre.

R: 63.3g/mol

### Potenciales de Reducción

**Condiciones estándar:** 25°C, 1 atm y disoluciones acuosas 1 mol/L

Media reacción			$E^\circ$ (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Li(s)}$	-3.05
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Ca(s)}$	-2.87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Na(s)}$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Mg(s)}$	-2.37
$\text{H}_2 + 2\text{e}^-$	→	$2\text{H}^-$	-2.25
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$	→	$\text{Al(s)}$	-1.66
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Pb(s)} + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$	-0.31
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Mn(s)}$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^-$	→	$\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Zn(s)}$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$	→	$\text{Cr(s)}$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Fe(s)}$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0.42
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Cd(s)}$	-0.40
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Co(s)}$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Ni(s)}$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Sn(s)}$	-0.13
$\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + \text{e}^-$	→	$\text{HO}_2^\cdot(\text{aq})$	-0.13
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Pb(s)}$	-0.13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Cu}^+(\text{aq})$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	→	$2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{SO}_2(\text{aq})$	+0.16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Cu(s)}$	+0.34
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 4\text{e}^-$	→	$4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{SO}_2(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	→	$\text{S(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.50
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Cu(s)}$	+0.52

$I_2(s) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2I^-(aq)$	+0.53
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^-$	$\rightarrow$	$MnO_2(s) + 4 OH^-(aq)$	+0.59
$O_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	$\rightarrow$	$H_2O_2(aq)$	+0.68
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\rightarrow$	$Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2Hg(l)$	+0.80
$Ag^+(aq) + e^-$	$\rightarrow$	$Ag(s)$	+0.80
$NO_3^-(aq) + 2H^+(aq) + e^-$	$\rightarrow$	$NO_2(g) + H_2O(l)$	+0.80
$Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow$	$Hg(l)$	+0.85
$MnO_4^-(aq) + H^+ + e^-$	$\rightarrow$	$HMnO_4^-(aq)$	+0.90
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow$	$Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$MnO_2(s) + 4H^+ + e^-$	$\rightarrow$	$Mn^{3+}(aq) + 2H_2O$	+0.95
$NO_3^-(aq) + 4H^+ + 3e^-$	$\rightarrow$	$NO(g) + H_2O(l)$	+0.92
$Br_2(l) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2Br^-(aq)$	+1.07
$Br_2(aq) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2Br^-(aq)$	+1.09
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^-$	$\rightarrow$	$2H_2O$	+1.23
$MnO_2(s) + 4H^+ + 2e^-$	$\rightarrow$	$Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1.23
$Cl_2(g) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2Cl^-(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+ + 6e^-$	$\rightarrow$	$2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1.33
$MnO_4^-(aq) + 8H^+ + 5e^-$	$\rightarrow$	$Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1.51
$Ce^{4+}(aq) + 4e^-$	$\rightarrow$	$Ce^{4+}(ac)$	+1.61
$Pb^{4+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow$	$Pb^{2+}(aq)$	+1.69
$PbO_2(s) + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^-$	$\rightarrow$	$PbO_2(s) + 2H_2O$	+1.70
$MnO_4^-(aq) + 4H^+ + 3e^-$	$\rightarrow$	$MnO_2(s) + 2H_2O$	+1.70
$H_2O_2(aq) + 2H^+ + 2e^-$	$\rightarrow$	$2H_2O$	+1.76
$F_2(g) + 2e^-$	$\rightarrow$	$2F^-(aq)$	+2.87