

LISTADO DE EJERCICIOS

Química General II (531.150)

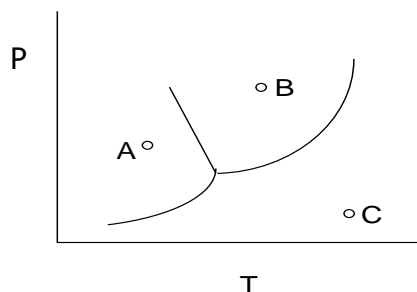
Unidad 1 y 2. Fuerzas Intermoleculares y Equilibrio de Fases

DATOS :

$R = 8.314 \text{ J/K mol}$ (0.082 L atm
 $\Delta H_{\text{evaporación}} (\text{H}_2\text{O}) = 40.8 \text{ kJ/mol /Kmol}$
 $\Delta H_{\text{fusión}} (\text{H}_2\text{O}) = 6.0 \text{ kJ/mol}$
 Calores específicos en $\text{J/g}^\circ\text{C}$:
 Agua (sólida) = 2.03
 Agua (líquida) = 4.184
 Agua (vapor) = 1.99

	$K_f(^{\circ}\text{C}/\text{m})$	$K_b(^{\circ}\text{C}/\text{m})$
H_2O	1.86	0.52
Benceno	5.12	2.53

- Un sólido es duro, quebradizo y no conduce a la electricidad, pero fundido sí lo hace, lo mismo que una solución acuosa del mismo. Clasifique el sólido.
- Un sólido es blando y tiene punto de fusión bajo $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ni el sólido como tal ni fundido ni la disolución conducen la electricidad. Clasifique el sólido
- Un sólido es muy duro y tiene punto de fusión muy alto. Ni el sólido ni su punto de fusión conducen la electricidad. Clasifique el sólido.
- Señale cuáles de los siguientes son sólidos covalentes reticulares y cuáles son sólidos covalentes moleculares:
 Se_8 , HBr, Si, CO_2 , C, P_4O_6 , B, SiH_4 .
- Explique de cuáles de los factores siguientes depende la presión de vapor de un líquido en un recipiente cerrado.
 - del volumen sobre el líquido.
 - de la temperatura.
 - de la cantidad de líquido presente
 - de la presión total sobre el líquido.
- Calcule la cantidad de calor en kilo joule que se necesita para convertir 74.6 gramos en agua a vapor a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
R: 169 kJ
- Calcule la cantidad de calor en kilo joule que se requiere para convertir 866 gramos de hielo a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ en vapor a $126\text{ }^{\circ}\text{C}$.
R: 2671 kJ
- Considere el diagrama de fase del agua. Prediga que pasaría si:
 - Partiendo de A, se eleva la temperatura a presión constante.
 - partiendo de C, Se disminuye la temperatura a presión cte.
 - 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) H_2S o $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, b) 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°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°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°C es 187.5 mmHg.
- R: 67%**
12. ¿Cuál es la presión de vapor del mercurio a su temperatura normal de ebullición (357°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°C (P vapor agua = 31.8 mmHg a 30°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°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°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 arábiga 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°C . ¿Cuál es la masa molar y la fórmula molecular del sólido? (K_f del bifenilo = 8.00°C/m).

R: 120, C₄H₈O₄

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 : CaCl₂ 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 AlCl₃ 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: P⁰_{benceno}=120 mmHg;

P⁰_{tolueno} = 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, N_2O_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: $1.04 \times 10^3 \text{ s}$.

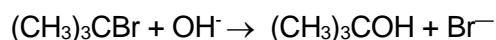
2. Los datos de una serie de experimentos sobre la reacción que se indica del óxido nítrico con el bromo: $2\text{NO} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NOBr} (\text{g})$, a 273 °C, son los siguientes:

Experimento	$[\text{NO}]_0$ (mol L^{-1})	$[\text{Br}_2]_0$ (mol L^{-1})	Velocidad ₀ ($\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)
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:

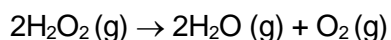


Experimento	$[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]_0$ (mol L^{-1})	$[\text{OH}^-]_0$ (mol L^{-1})	Velocidad ₀ ($\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)
1	0.10	0.10	0.0010
2	0.20	0.10	0.0020
3	0.30	0.10	0.0030
4	0.10	0.20	0.0010
5	0.10	0.30	0.0010

¿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: a) 0.09 mol L^{-1} ; 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 kJ mol⁻¹; 1.58×10¹⁵ 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: 2·10² L mol⁻¹ 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 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 kcal mol⁻¹

9. A 105 °C se lleva a cabo el proceso: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{P}$, 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:

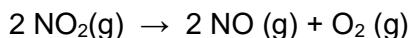
Experimento	[A] ₀ (mol L ⁻¹)	[B] ₀ (mol L ⁻¹)	Velocidad ₀ (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
1	1×10^{-3}	0.25×10^{-3}	0.260×10^{-9}
2	1×10^{-3}	0.50×10^{-3}	0.520×10^{-9}
3	1×10^{-3}	1.0×10^{-3}	1.04×10^{-9}
4	2×10^{-3}	1.0×10^{-3}	4.16×10^{-9}

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 L² mol⁻² min⁻¹; c) 2.39 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
$[\text{NO}_2]_0 (\text{mol L}^{-1})$	0.010	0.040	0.010	0.040
$t_{1/2} (\text{s})$	180	45	140	35

Calcular:

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

Dato: $R = 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

R: a) orden 2; b) 356 cal mol⁻¹; 2.8 s

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



Si inicialmente se introduce en el recipiente una cantidad de N_2O_3 , que ejerce una presión de 100 mm de Hg, calcule:

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

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

12. En la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$, en un momento dado el hidrógeno está reaccionando a la velocidad de $0.090 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$: 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) $0.030 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$; b) $0.060 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

13. Una reacción de tipo $A \rightarrow \text{productos}$ sigue una cinética de segundo orden y su constante de rapidez es $0.040 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$. 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)

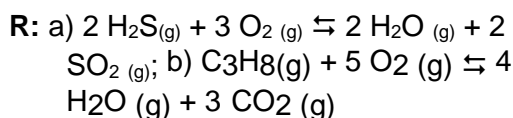
Unidad 4. Equilibrio Químico

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

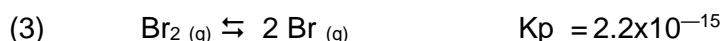
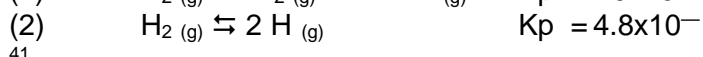
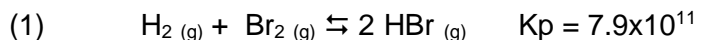
constantes:

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

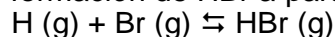
$$b) K_c = \frac{[CO_2]^3 [H_2O]^4}{[C_3H_8] [O_2]^5}$$



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:



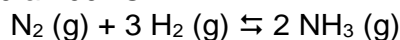
R: 2.7×10^{33}

3. Para la reacción: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$, K_p es 1.0×10^{-15} a 25 °C y es 0.050 a 2200

°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 °C.

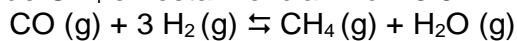


R: el amoníaco se disociará

5. La constante de equilibrio (K_c) para la reacción: $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ a 900 K 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 1 200 K. ¿Cuál es la concentración de CH_4 en esta mezcla? $K_c = 3.92$.



R: 0.059 mol/L

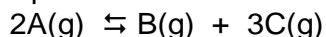
7. Para la reacción: $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$, K_c es 1.87 a 700 °C. Calcule cuántos moles de hidrógeno gas se forman si se calienta una mezcla de 0.30 moles de CO gas con 0.30 moles de vapor de agua a 700 °C en un recipiente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

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

R: a) \rightarrow ; b) \rightarrow ; c) \leftarrow

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

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

R: a) \uparrow ; b) \downarrow ; c) no tiene efecto

Unidad 5. Equilibrio ácido-base

1. Complete la siguiente tabla según corresponda:

H^+	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.

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.

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 (CH_3COOH) = 1.8×10^{-5}

R (mol/L): a) $[C_6H_5COOH] = 1.68 \times 10^{-3}$, $[C_6H_5COO^-] = 1.83 \times 10^{-4}$

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

R: 1.8×10^{-2}

6. La concentración de $[H^+]$ para una disolución acuosa de ácido yódico (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.

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

7. El pH de una disolución acuosa de amoníaco es 11.50. Calcular la concentración inicial de la disolución. Dato: K_b (NH_3) = 1.8×10^{-5}

R: 0.57

8. Calcule el pH de las siguientes disoluciones a 25°C. Datos: K_b (NH_3) = 1.8×10^{-5} ; K_b ($C_6H_5NH_2$) = 4.6×10^{-10} ; K_b (CH_3NH_2) = 5.0×10^{-4}

- Amoníaco 0.10 mol/L
- Anilina ($C_6H_5NH_2$) 0.10 mol/L

R: a) 11.12; 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: 2.2×10^{-6}

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

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

R: a) 11.5; b) 1.84×10^{-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) 7.5×10^{-6} ; b) 2.82; c) 6.6×10^{-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 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 NH_4Cl que se debe añadir a 100 mL de 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 NaCOOH en 1.00 L de una disolución de ácido fórmico 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 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

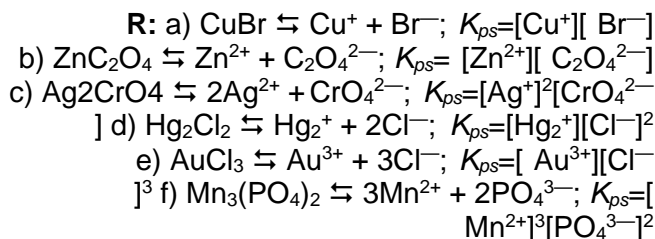
Unidad 6. Equilibrio de Solubilidad

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

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

1. Escriba las ecuaciones balanceadas y las expresiones del producto de solubilidad para los equilibrios de solubilidad de los compuestos siguientes:

- CuBr
- ZnC₂O₄
- Ag₂CrO₄
- Hg₂Cl₂
- AuCl₃
- Mn₃(PO₄)₂



2. Calcule la concentración de los iones en las siguientes disolución saturadas:

- [I⁻] en una disolución de AgI con $[\text{Ag}^+] = 9.1 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$.
- [Al³⁺] en una disolución de Al(OH)₃ con $[\text{OH}^-] = 2.9 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$.



3. La solubilidad molar de un compuesto iónico MX (MM = 346 g/mol) es 4.63×10^{-3} g/L. ¿Cuál es la K_{ps} del compuesto?
R: 1.79×10^{-10}
4. Con los datos de solubilidad que se dan, calcule los productos de solubilidad de los compuestos siguientes:
a) SrF_2 , 7.3×10^{-2} g/L.
b) Ag_3PO_4 , 6.7×10^{-3} g/L.
R: a) 7.9×10^{-10} ; b) 1.8×10^{-18}
5. La solubilidad molar del MnCO_3 es 4.2×10^{-6} mol/L. ¿Cuál es la K_{ps} de este compuesto?
R: 1.8×10^{-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: 2.3×10^{-9}
8. Si se añaden 20.0 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0.10 mol/L a 50.0 mL de Na_2CO_3 0.10 mol/L, ¿precipitará el 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) 1.6×10^{-6} mol/L
10. Se añade lentamente NaI a una disolución que es 0.010 mol/L en Cu^+ y 0.010 mol/L en Ag^+ .
a) ¿Cuál compuesto empezará a precipitar primero?
b) Calcule la $[\text{Ag}^+]$ en el momento justo en el que el CuI comience a precipitar.
c) ¿Cuál es el porcentaje de Ag^+ remanente en la solución en este punto?
R: a) AgI; b) 1.6×10^{-7} mol/L; c) 1.6×10^{-3} %
11. Si 2.50 g de CuSO_4 se disuelven en 9.0×10^2 mL de NH_3 0.30 mol/L, ¿cuáles son las concentraciones de Cu^{2+} , $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ y 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 CuI_2 se disuelve en una disolución de amoníaco.
b) el AgBr se disuelve en una disolución de NaCN.
c) el HgCl_2 se disuelve en una disolución de 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
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$1.5 \cdot 10^2$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$1.0 \cdot 10^{21}$
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{25}$
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$5.0 \cdot 10^{13}$
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$7.1 \cdot 10^{16}$
CdI_4^{2-}	$\text{Cd}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{CdI}_4^{2-}$	$2.0 \cdot 10^6$
HgCl_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$	$1.7 \cdot 10^{16}$
HgI_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{HgI}_4^{2-}$	$2.0 \cdot 10^{10}$
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4 \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$2.5 \cdot 10^{41}$
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$5.0 \cdot 10^{31}$
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2.9 \cdot 10^9$

1. 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) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

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

3. Determine el número de oxidación del metal de transición en cada uno de los siguientes complejos.

- $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$
- $[\text{Mo}(\text{en})_3]^{3+}$ c)
- $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)]\text{Cl}_2$

R: a) +2; b) +3; c) +3; d) +2

4. 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

5. A una solución 0.015 mol/L de nitrato de plata, AgNO_3 , se le agregó una cantidad suficiente de cianuro de sodio, NaCN , para dar una solución con una concentración inicial de ion cianuro, CN^- , de 0.100 mol/L. ¿Cuál es la concentración del ion plata, Ag^+ , en esta solución después de formado el complejo $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$? Dato: $K_f(\text{Ag}(\text{CN})_2^-) = 5.6 \times 10^{18}$

R: 5.5×10^{-19} mol/L

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



- 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 amoníaco. El volumen final es de 1.00 L y la concentración de NH₃ 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 NH₃ agregados a la solución original.

R: a) 2.4×10^{-8} ; b) 1.2×10^{-4} mol AgCl, $[\text{Ag(NH}_3)_2^+] = 1.2 \times 10^{-4}$ 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. ($K_f [\text{Ag(S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} = 1.7 \times 10^{13}$)



- a) ¿Cuál es la constante de equilibrio para el proceso de disolución?
 b) ¿Cuántos moles de Na₂S₂O₃ 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:

$$16 \text{H}^+ (\text{ac}) + 2 \text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 10 \text{Cl}^- (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 5 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$$
 - ¿Cuál especie se oxida?
 - ¿Cuál especie se reduce?
 - ¿Cuál es el agente oxidante?
 - ¿Cuál es el agente reductor?
 - ¿De qué especie a qué especie ocurre la transferencia de electrones?

R: a) Cl^- ; b) MnO_4^- ; c) MnO_4^- ; d) Cl^- ; e) desde Cl^- a MnO_4^-
2. Para la reacción genérica:

$$\text{A} (\text{ac}) + \text{B} (\text{ac}) \rightarrow \text{A}^- (\text{ac}) + \text{B}^+ (\text{ac})$$

para la cual E° es un número positivo, conteste las siguientes preguntas:

 - ¿Qué es lo que se oxida y qué es lo que se reduce?
 - 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:

 - $\text{O}_2 (\text{g}) + \text{NO} (\text{g}) \rightarrow \text{NO}_3^- (\text{ac})$ (ácido)
 - $\text{AsO}_4^- (\text{ac}) + 2 \text{NO}_2^- (\text{ac}) \rightarrow$ (a) (básico)
 $\text{AsO}_2^- (\text{ac}) + 2 \text{NO}_3^-$ (c)

R: a) $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{NO} (\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_3^- (\text{ac}) + 4 \text{H}^+ (\text{ac})$
b) $\text{AsO}_4^- (\text{ac}) + 2 \text{NO}_2^- (\text{ac}) \rightarrow \text{AsO}_2^- (\text{ac}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{ac})$
4. En solución básica, los iones selenuro y sulfito reaccionan espontáneamente de la siguiente forma:

$$2 \text{Se}_2^{2-} (\text{ac}) + 2 \text{SO}_3^{2-} (\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{Se} (\text{s}) + 6 \text{OH}^- (\text{ac}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac}) \quad E^\circ_{\text{celda}} = 0.35 \text{ V}$$
 - Escriba las semirreacciones balanceadas para el proceso.
 - Si $E^\circ (\text{SO}_3^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = -0.57 \text{ V}$, calcule $E^\circ (\text{Se}_2^{2-}/\text{Se})$.

R: a) $\text{Se}_2^{2-} (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Se} (\text{s}) + 2 \text{e}^-$
 $6 \text{H}^+ (\text{ac}) + 2 \text{SO}_3^{2-} (\text{ac}) + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}); b) 0.92 \text{ V}$
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 NiSO_4 . Asuma que Al (s) no está recubierto con su óxido.

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

desde el níquel hacia el aluminio?

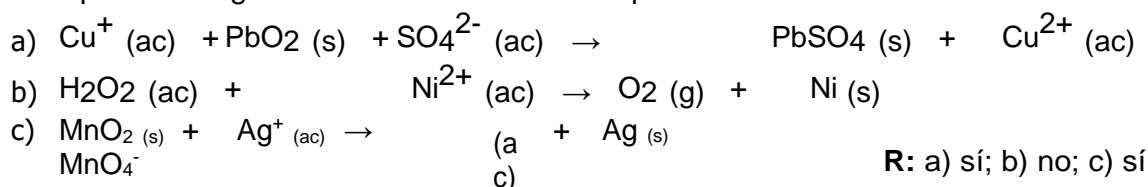
- f) ¿En qué direcciones migran tanto los aniones como los cationes a través de la disolución?

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

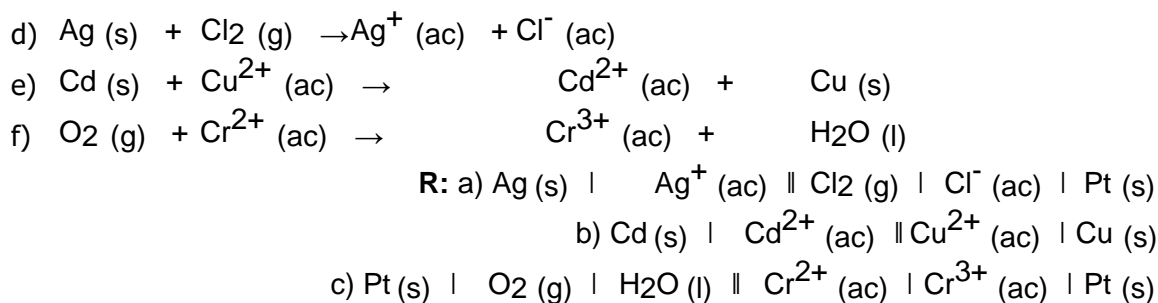
6. Prediga si el $\text{Fe}^{3+}_{(ac)}$ puede oxidar al ion $\text{I}^{-}_{(ac)}$ hasta I_2 en condiciones de estado estándar.

R: sí. $E^\circ = 0.24$

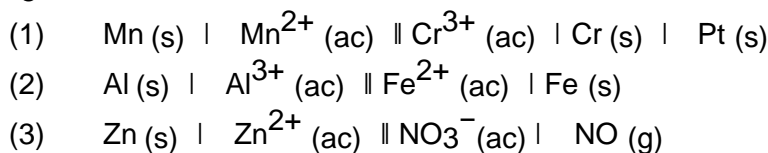
7. Indique si las siguientes reacciones serán espontáneas:



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.



9. Para las siguientes celdas determine:



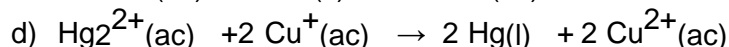
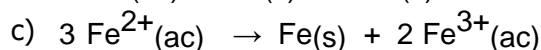
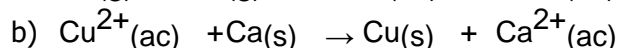
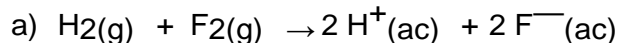
- a) La ecuación balanceada para la celda.
 b) E° celda
 c) ΔG°
 d) K_{eq}

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) 4.1×10^{44} (2) 4.0×10^{123} (3) 2.0×10^{174}

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

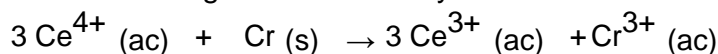


R: a) 2.87 V; b) 3.21 V; c) —1.21 V; d) 0.70V

11. Si la constante de equilibrio de una reacción redox de un electrón a 298K es 8.7×10^4 , calcule el ΔG° y E° celda correspondientes.

R: —28.2 kJ, 0.292 V

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



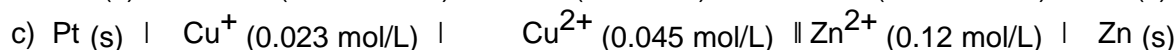
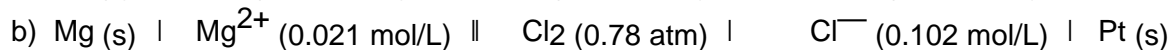
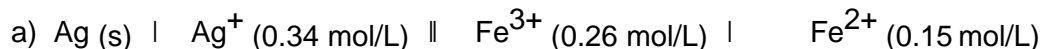
g) ¿Cuál es la fem de esta celda bajo condiciones estándar?

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 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 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 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 Ag^+ .

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

16. La electrólisis de una disolución de $\text{Cr}^{3+}_{(\text{ac})}$ se lleva a cabo utilizando una corriente de 7.60 A.

- a) ¿Qué masa de $\text{Cr}_{(\text{s})}$ se habrá depositado después de 2.00 días?
 b) ¿Qué amperaje se necesita para que se depositen 0.250 moles de $\text{Cr}_{(\text{s})}$ a partir de una disolución de $\text{Cr}^{3+}_{(\text{ac})}$ 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 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° (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Li}(\text{s})$	-3.05
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Ca}(\text{s})$	-2.87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{H}_2 + 2\text{e}^-$	→	2H^-	-2.25
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$	→	$\text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$	-0.31
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Mn}(\text{s})$	-1.18
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$	→	$\text{Cr}(\text{s})$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0.42
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Co}(\text{s})$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Sn}(\text{s})$	-0.13
$\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + \text{e}^-$	→	$\text{HO}_2^-(\text{aq})$	-0.13
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Pb}(\text{s})$	-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
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	→	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{aq})$	+0.16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	→	$\text{Cu}(\text{s})$	+0.34
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^-$	→	$4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{SO}_2(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	→	$\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.50
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	→	$\text{Cu}(\text{s})$	+0.52

$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{I}^-(\text{aq})$	+0.53
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.59
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.77
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{Hg}(\text{l})$	+0.80
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$	\rightarrow	$\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.80
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Hg}(\text{l})$	+0.85
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}^+ + \text{e}^-$	\rightarrow	$\text{HMnO}_4^-(\text{aq})$	+0.90
$2\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+0.92
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + \text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Mn}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.95
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.92
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1.07
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1.09
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1.36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + 4\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Ce}^{4+}(\text{ac})$	+1.61
$\text{Pb}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+1.69
$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{PbO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^-$	\rightarrow	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	+1.76
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$	\rightarrow	$2\text{F}^-(\text{aq})$	+2.87