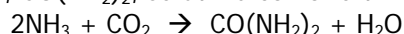


<b>I</b>	<b>Estequiometría. Relaciones ponderales</b>
<b>II.</b>	<b>Disoluciones. Unidades de concentración</b>
<b>III.</b>	<b>Gases. Equilibrio gaseoso</b>
<b>IV.</b>	<b>Equilibrios ácido-base</b>
<b>V.</b>	<b>Equilibrios de solubilidad</b>
<b>VI.</b>	<b>Ecuaciones redox: igualdad. Oxidación-reducción: pilas voltaicas. Diagramas de Frost-Ebsworth</b>

**I. Estequiometría. Relaciones ponderales**

1. Hallar la cantidad en peso de nitrato de cobalto(II) cristalizado con 6 moléculas de agua que debe añadirse a 600 g de agua para formar una disolución al 5,00% en sal anhidra. Pesos atómicos: N = 14,0; Co = 58,94; H = 1,00, O = 16,0).

2. La urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , se utiliza como fertilizante y se obtiene mediante la reacción:



La mezcla habitualmente empleada para iniciar la reacción presente una proporción molar  $\text{NH}_3:\text{CO}_2 = (3:1)$ . Si se obtienen 47,7 g de urea por mol de  $\text{CO}_2$  que reacciona, ¿cuáles son:

- (a) el rendimiento teórico
- (b) el rendimiento real
- (c) el rendimiento porcentual de esta reacción?

Pesos atómicos: N = 14; H = 1,0; C = 12; O = 16.

3. ¿Qué volumen de HCl al 28% en peso ( $d = 1,14 \text{ g/mL}$ ) se necesita para reaccionar completamente con 1,87 g de Al según la reacción:  $2\text{Al}(\text{s}) + 6\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$  ?

Pesos atómicos: Al = 26,98; H = 1,00; Cl = 35,45.

4. Una muestra de yoduro potásico (PM = 166) y cloruro potásico (PM = 74,6) que pesa 5,00 g se disuelve en agua hasta hacer una disolución de 0,500 L. Calcular la cantidad de cada uno de los compuestos iniciales si 50,0 mL de la disolución anterior han necesitado 52,3 mL de  $\text{AgNO}_3$  (PM = 169,9) 0,100 M para su completa precipitación.

5. Se calienta con hidrógeno una muestra de 1,000 g mezcla de SnO y  $\text{SnO}_2$ . El estaño formado pesa 0,850 g. Calcular el porcentaje de SnO en la mezcla. Pesos atómicos: Sn = 118,7; O = 16.

6. Un compuesto orgánico que contiene C, H, O y S se sometió a dos procedimientos analíticos. Primero se quemó una muestra de 9,33 mg y se obtuvieron 19,50 mg de  $\text{CO}_2$  y 3,99 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . A continuación, una muestra de 11,05 mg se fundió con  $\text{Na}_2\text{O}_2$  y el sulfato sódico obtenido se precipitó con ión  $\text{Ba}^{2+}$  para dar  $\text{BaSO}_4$  del que se obtuvieron, tras ser lavado y secado, 20,4 mg. La cantidad de oxígeno de la muestra se obtiene por diferencia. Determinar la fórmula empírica de este compuesto. Pesos atómicos: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Ba = 137,3.

## II. Disoluciones. Unidades de concentración

7. Determinar el número de gramos de soluto en 0,20 litros de cada una de las siguientes disoluciones:

- (a) HCl (PM = 36,5) 0,514 M                      (d)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (PM = 246,5) 3,00 M  
(b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (PM = 74) 0,010N              (e)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (PM = 98,0) 2,25 N  
(c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (PM = 98) 0,300 N

8. (a) ¿Qué volumen de disolución de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0,250 M debemos tomar para que, al diluir, se obtengan 250 mL de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0,0100 M? (b) ¿Y para preparar 250 mL de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0,0100 N como oxidante en medio ácido?

9. ¿Cuál es la fracción molar de NaCl (PM = 58,5) en una disolución que contiene 1,00 moles de soluto en 1,00 kg de  $\text{H}_2\text{O}$  (PM = 18,0)

10. ¿Qué volumen de HCl (PM = 36,5) con una riqueza del 40% en peso y una densidad =  $1,20 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ , se requieren para preparar las siguientes disoluciones?:

- (a) 0,100 l de disolución 20 M  
(b) 0,100 Kg de disolución 2,50 molal  
(c) 0,100 Kg de disolución al 20 %

11. Determinar la densidad de una disolución de HBr (PM = 80,9) que es 2,86 molar y 3,09 molal.

12. La densidad de una disolución acuosa de  $\text{ZnSO}_4$  (PM= 161,4) 1,245 M es  $1,193 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  a  $15^\circ\text{C}$ .

- (a) ¿cuál es el porcentaje de  $\text{ZnSO}_4$  en disolución?  
(b) ¿cuál es la fracción molar de  $\text{ZnSO}_4$ ?

13. Se disuelven en 35,0 g de agua, 5,00 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (PM = 98,0). La densidad de la disolución es  $1,06 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Hallar la concentración en: (a) % en peso; (b)  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ; (c) molaridad; (d) normalidad; (e) molalidad.

14. Hallar la cantidad de  $\text{KMnO}_4$  (PM = 158,0) que se necesita para preparar 2,00 L de disolución 0,100 N al actuar como oxidante en medio ácido. Idem en medio básico.

15. Un trozo de alambre de hierro (PA = 55,85) que pesa 0,1568 g se convierte en  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  que necesita para su valoración en medio ácido 26,24 mL de una disolución de  $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ . ¿Cuál es la molaridad y la normalidad (en medio ácido) de ese permanganato?

16. La concentración de una disolución de peróxido de hidrógeno viene expresada en la forma "agua oxigenada de 10 volúmenes", lo que significa que el volumen de oxígeno en CN que se forma en la descomposición del  $\text{H}_2\text{O}_2$  contenido en un volumen cualquiera de la disolución es 10 veces el volumen de éste. Calcular la concentración del agua oxigenada en moles/L, en equivalentes/L y en g/100mL. La reacción de descomposición del agua oxigenada es  $2\text{H}_2\text{O}_2 \Leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ . Pesos moleculares:  $\text{H}_2\text{O}_2 = 34$   $\text{H}_2\text{O} = 18$ ;  $\text{O}_2 = 32$ .

### III. Gases. Equilibrio gaseoso

17. La densidad de un gas a 25°C y 1,25 atm. es 1,436 g·L<sup>-1</sup>. ¿Cuál será su densidad en CN?

18. Un recipiente de 10,0 L de capacidad contiene 30,0 g de oxígeno (PM = 32,0) a 77°C. Se abre el recipiente y se deja salir el gas libremente. Si la presión exterior es de 1,00 atm., calcular: **(a)** la cantidad de oxígeno que sale del recipiente; **(b)** la temperatura que debería tener el oxígeno que queda en el recipiente para que, una vez cerrado, se encontrase a la presión inicial.

19. En la reacción  $2\text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 4\text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$  se recogieron 81,2 mL de O<sub>2</sub>(g) sobre agua a 23°C (p<sub>VH<sub>2</sub>O</sub> a 23°C = 21,0 mmHg) y una presión de 751 mmHg. ¿Cuál será la masa en gramos de Ag<sub>2</sub>O (PM = 231,7) descompuesta?

20. Un globo lleno de H<sub>2</sub>(g) en CN (1 atm y 0°C) tiene un volumen de 2,24 L. Se añaden al globo 0,100 moles de He(g) y se aumenta la temperatura hasta 100°C manteniendo constantes la presión y la cantidad de gas. ¿Cuál será el volumen final de gas?

21. Una muestra de aleación Al - Zn que pesa 0,100 g desprende 100 cm<sup>3</sup> de hidrógeno (a 25°C y 1 atm.) cuando se hace reaccionar con HCl. Calcular el porcentaje de aluminio en la muestra sabiendo que  $1 \text{ mol Al} \rightarrow 3/2 \text{ mol H}_2$  y  $1 \text{ mol Zn} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2$ . Pesos atómicos: Al = 27,0; Zn = 65,3.

22. Se llevan a un eudiómetro (recipiente donde reaccionan gases), 50,0 cm<sup>3</sup> de una mezcla de hidrógeno, metano y acetileno y, después, 75,0 cm<sup>3</sup> de oxígeno. Después de la combustión, queda un volumen gaseoso de 44,0 cm<sup>3</sup> que, tras hacerlo pasar a través de una disolución de potasa caústica, se reduce a 16,0 cm<sup>3</sup> que son de oxígeno. Hallar la composición de esta mezcla gaseosa. (Suponer que el agua formada, ha condensado).

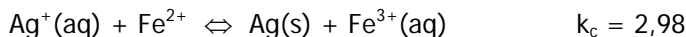
23. La constante  $k_c$  de la reacción  $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$  es 25 a 600°C. Predecir la dirección en que irá la reacción para alcanzar el equilibrio de los siguientes sistemas que se han llevado a 600°C en un recipiente de 5 litros:

**(a)** 2,00 moles de SO<sub>2</sub> y 2,00 moles de SO<sub>3</sub>

**(b)** 1,00 mol de SO<sub>2</sub>, 0,50 moles de O<sub>2</sub> y 1,00 mol de SO<sub>3</sub>.

**(c)** una mezcla en la que el número de moles de O<sub>2</sub> sea 0,010 y el número de moles de SO<sub>3</sub> sea doble que el número de moles de SO<sub>2</sub>.

24. Se añade plata sólida a una disolución con las siguientes concentraciones iniciales: [Ag<sup>+</sup>] = 0,200 M y [Fe<sup>3+</sup>] = 0,300 M. Tiene lugar la siguiente reacción reversible:



¿Cuáles serán las concentraciones finales de los iones cuando se establezca el equilibrio?

25. El equilibrio entre SO<sub>2</sub>(g), O<sub>2</sub>(g) y SO<sub>3</sub>(g) es importante en la producción de ácido sulfúrico. Cuando se introduce una muestra de 0,0200 moles de SO<sub>3</sub> en un recipiente de 1,52 L a 900 K en el que se ha hecho el vacío, se encuentra que, en el equilibrio, hay presentes 0,0142 moles de SO<sub>3</sub>. ¿Cuál es el valor de  $k_p$  para la disociación del SO<sub>3</sub>(g) a 900 K según:  $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  ?

26. Se introducen en un matraz de 2 litros, a 0°C, 2,5 moles de COBr<sub>2</sub> y se calienta el matraz y su contenido a 73°C. En el equilibrio  $k_c$  vale 0,190. Calcular:

**(a)** ¿cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio?

**(b)** ¿cuál es el porcentaje de disociación?

La reacción que tiene lugar es:  $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$

27. Si se añaden 2 moles de monóxido de carbono al sistema en equilibrio del problema anterior, ¿cuál será la concentración de cada especie cuando se restablezca el equilibrio?

28. Se establece el equilibrio  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  a 650K. Se observa que al introducir una mezcla estequiométrica de 3,83 moles de  $\text{N}_2$  y 11,49 moles de  $\text{H}_2$  en un matraz de 1 litro y calentar a 650 K, se alcanza el equilibrio cuando la reacción se completa en un 74%. Calcular:

(a) la concentración en el equilibrio de todas las especies.

(b) la constante de equilibrio  $k_c$ ?

(c) la constante de equilibrio  $k_p$ ?

(d) ¿cuántos moles de  $\text{NH}_3$  hay que añadir a este equilibrio para logra que la concentración de  $\text{H}_2(\text{g})$  en un nuevo equilibrio sea 3,50 M ?

29. Se deja que una muestra de 0,0240 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  alcance el equilibrio con  $\text{NO}_2(\text{g})$  en un matraz de 0,372 L a 25°C. Calcular la cantidad de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  presente en el equilibrio:



30. Un reactor contiene oxígeno molecular,  $\text{O}_2$ , a una temperatura dada y 770 mm Hg. Se hace pasar a través del mismo una radiación UV de 240 nm con lo que se produce ozono,  $\text{O}_3$ . Si, después del paso de la radiación, la presión resulta ser 730 mm Hg, ¿cuál es el % en volumen y en peso del ozono formado?

#### IV. Equilibrios ácido-base

31. Calcular el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,02 M.

32. El  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (PM = 74,1), cal apagada, es la base más barata y se emplea en las operaciones industriales que no necesitan concentraciones altas de  $\text{OH}^-$ . El  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$  es poco soluble en agua, sólo 0,16 g/100 mL a 25°C. ¿Cuál será el pH de una disolución saturada de  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$  a 25°C?

33. Calcular el grado de disociación del ácido acético a las concentraciones 0,010 M, 0,0010 M y 0,00010 M.  $k_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$ .

34. Calcular el pH de una disolución de metil amina  $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$  0,00250 M.  $k_b = 4,2 \cdot 10^{-4}$ .

35. Calcular las concentraciones de (a)  $[\text{H}^+]$ , (b)  $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ , (c)  $[\text{HPO}_4^{2-}]$  y (d)  $[\text{PO}_4^{3-}]$  en una disolución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  3,0 M.  $k_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$        $k_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$        $k_3 = 4,2 \cdot 10^{-13}$

36. Determinar el pH y el grado disociación de una solución 0,010 M de NaAc.  $k_a$  del HAc =  $1,8 \cdot 10^{-5}$

37. ¿Cuál es el pH de una disolución que se forma mezclando 1,0 litro de  $\text{NH}_3$  0,50 M y 1,0 litro de HCl 0,10 M?.  $k_b \text{NH}_3 = 1,85 \cdot 10^{-5}$

38. ¿Cuál es el pH de una disolución que se preparó mezclando 1,0 litro de ácido acético 0,40 M y 1,0 litro de hidróxido sódico 0,020 M?.  $k_a \text{HAc} = 1,71 \cdot 10^{-5}$

39. Se desea preparar una disolución de ácido sulfúrico de pH exacto e igual a 1,00 unidades. Si suponemos que la primera ionización es total y que la segunda tiene un valor de la constante  $k_2 = 1,26 \cdot 10^{-2}$ , ¿qué molaridad deberá tener el sulfúrico?

40. ¿Qué masa en gramos de NaAc ( $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ,  $\text{PM} = 82,0$ ) debe disolverse en 0,300 L de HAc 0,25 M para obtener una disolución de  $\text{pH} = 5,09$ . Suponer que no hay cambios de volumen al disolver la sal.  $K_a \text{HAc} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

## V. Equilibrios de solubilidad

41. La solubilidad en disolución acuosa del  $\text{CaSO}_4$  ( $\text{PM} = 136$ ), a  $25^\circ\text{C}$ , es 0,20 g  $\text{CaSO}_4/100 \text{ mL}$ . ¿Cuál es el valor del  $K_{\text{ps}}$  del  $\text{CaSO}_4$  a  $25^\circ\text{C}$ ?

42. El  $K_{\text{ps}}$  del  $\text{CaF}_2$  ( $\text{PM} = 78,1$ ), a  $25^\circ\text{C}$ , es  $4,0 \cdot 10^{-11}$ . ¿Cuál es su solubilidad en moles/L y en g/L?

43. ¿Cuál será la solubilidad, en moles/L y g/L del  $\text{PbI}_2$  ( $\text{PM} = 470$ ) en  $\text{KI(aq)}$  0,10 M?  $K_{\text{ps}}$  del  $\text{PbI}_2$  a  $25^\circ\text{C} = 7,1 \cdot 10^{-9}$ ?

44. A  $25^\circ\text{C}$  la  $K_{\text{ps}}$  del sulfato de bario ( $\text{PM} = 233,3$ ) vale  $1,3 \cdot 10^{-10}$ . Calcular la solubilidad de dicha sal expresada en g/100 mL.

45. ¿Precipitará  $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$  en una disolución que es 0,010 M en  $\text{MgCl}_2$  y, además, 0,10 M en  $\text{NH}_3$ ?  $K_{\text{ps}} \text{Mg(OH)}_2 = 1,8 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_b \text{NH}_4\text{OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

46. Se mezclan 200,0 mL de una disolución de nitrato de bario 0,100 M, con 100,0 mL de fluoruro de potasio 0,400 M. ¿Cuáles serán las concentraciones de iones  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$ , en moles/L, en la suspensión final?. El producto de solubilidad del  $\text{BaF}_2$  es  $1,0 \cdot 10^{-6}$

47. Se tiene una disolución que es 0,10 M en iones  $\text{Cl}^-$  y 0,010 M en iones  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Si se añade ión  $\text{Ag}^+$

(a) ¿qué precipitado se forma primero?.

(b) ¿cuál es la concentración del primer ión cuando empieza a precipitar el segundo?.

(c) ¿por qué sirve el ión  $\text{CrO}_4^{2-}$  como indicador para la valoración del  $\text{Cl}^-$  con  $\text{Ag}^+$ ?

(d) ¿qué porcentaje de la sal de plata que precipita primero queda sin precipitar cuando empieza a precipitar la segunda?.

$$K_{\text{ps}} \text{AgCl} = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{\text{ps}} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,0 \cdot 10^{-12}$$

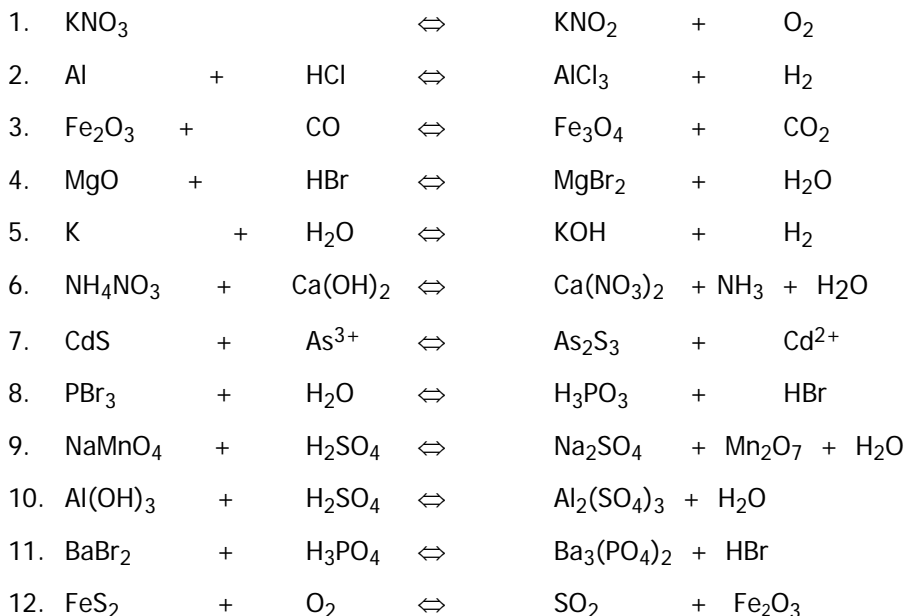
48. Calcular la concentración de  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  y  $\text{Ca}^{2+}$  en una disolución acuosa saturada de  $\text{SrCO}_3$  y  $\text{CaCO}_3$  si sus productos de solubilidad son, respectivamente,  $1,0 \cdot 10^{-9}$  y  $4,8 \cdot 10^{-9}$ .

49. Se agita una mezcla de  $\text{PbSO}_4(\text{s})$  y  $\text{PbS}_2\text{O}_3(\text{s})$  con agua pura hasta que se forma una disolución saturada. Los 2 sólidos se encuentran en exceso. ¿Cuál será el valor de  $[\text{Pb}^{2+}]$  en la disolución saturada?  $K_{\text{ps}} \text{PbSO}_4 = 1,6 \cdot 10^{-8}$   $K_{\text{ps}} \text{PbS}_2\text{O}_3 = 4,0 \cdot 10^{-7}$

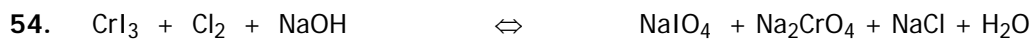
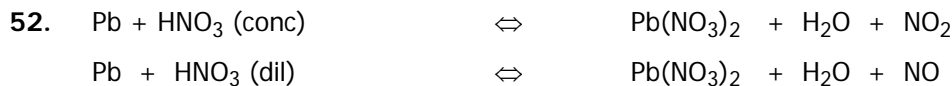
50. Se mezcla un volumen de 75 mL de NaF 0,060 M con 25 mL de  $\text{Sr(NO}_3)_2$  0,15 M. Calcular las concentraciones de  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  y  $\text{F}^-$  en la disolución.  $K_{\text{ps}} \text{SrF}_2 = 2,0 \cdot 10^{-10}$ .

**VI. Ecuaciones redox: igualación. Oxidación - reducción: pilas voltaicas; cubas electrolíticas. Diagramas de Frost**

51. Igualar por inspección:



Igualar por el método del cambio del número de oxidación ó por el método del ión-electrón, las siguientes reacciones:



**Potenciales de reducción**

56. La batería de cinc-cloro es un nuevo sistema de batería que se está estudiando para su posible utilización en vehículos eléctricos. La reacción que se produce es: Zn(s) + Cl<sub>2</sub>(g) → ZnCl<sub>2</sub>(aq). Dado que los potenciales normales de reducción de cloro y cinc son, respectivamente, +1,36 y - 0,76 voltios, ¿cuál será el potencial de la reacción indicada?

57. ¿Desplazará el Al metal a los iones Cu<sup>2+</sup> de sus disoluciones acuosas?, es decir, ¿tendrá lugar la reacción: 2Al(s) + 3Cu<sup>2+</sup>(1 M) → 3Cu(s) + 2Al<sup>3+</sup>(1 M). Potenciales normales de reducción: Al<sup>3+</sup>/Al = - 1,68 v; Cu<sup>2+</sup>/Cu = +0,34 v.

58. ¿Cuál será el valor de la constante de equilibrio de la reacción:  $\text{Cu(s)} + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ . Potenciales normales de reducción:  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ v}$ ;  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ v}$ .

59. El cadmio se encuentra acompañando, en pequeñas cantidades al cinc. El cinc, en trazas, es un elemento esencial pero el cadmio es un veneno para el medio ambiente. Dado que el potencial normal de la pila:  $\text{Cd(s)} / \text{Cd}^{2+}(1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) / \text{Cu(s)}$  es  $+0,74$  voltios y que el potencial normal del cobre es  $+0,34$  voltios, determinar el potencial normal de cadmio

60. ¿Cuál será el valor del potencial de la pila:  $\text{Pt} / \text{Fe}^{2+}(0,10 \text{ M}), \text{Fe}^{3+}(0,20 \text{ M}) // \text{Ag}^{+}(1 \text{ M}) / \text{Ag(s)}$ ? Potenciales normales de reducción:  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe} = +0,77 \text{ v}$ ;  $\text{Ag}^{+}/\text{Ag} = +0,80 \text{ v}$ .

61. Se forma una pila con un electrodo de cinc introducido en una disolución de  $\text{ZnSO}_4$   $0,10 \text{ M}$  y un electrodo de platino introducido en una disolución ácida con un  $\text{pH} = 3$  de iones  $\text{MnO}_4^-$  y  $\text{Mn}^{2+}$  en la proporción  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 100/1$ . Calcular el voltaje de la pila. Potenciales normales de reducción:  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = +1,52 \text{ v}$ ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ v}$ .

62. ¿Cuál es el potencial de una pila constituida por un electrodo de plata en una disolución de  $\text{AgNO}_3$   $0,20 \text{ M}$ , y un electrodo de cadmio en una disolución de  $\text{Cd(NO}_3)_2$   $2,0 \text{ M}$ ? Potenciales normales de reducción  $\text{Ag}^{+}/\text{Ag} = +0,80 \text{ v}$ ;  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40 \text{ v}$ .

63. Una pila voltaica está constituida por dos semipilas. Una de ellas consiste en un electrodo de Zn introducido en una disolución  $1 \text{ M}$  de  $\text{Zn(SO}_4)_2$ . La otra se hizo introduciendo un electrodo de Pb en una disolución de iones cloruro ( $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$ ) y saturándola con cloruro de plomo(II). El voltaje de la pila en estas condiciones fue  $0,49 \text{ v}$ . Hallar el  $K_{\text{PS}}$  de cloruro de plomo(II) sabiendo que el electrodo de Zn constituye el ánodo. Potenciales normales de reducción:  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ v}$ ;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ v}$ .

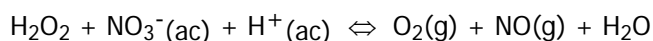
64. Se electroliza una disolución  $1,00 \text{ M}$  en iones  $\text{Ni}^{2+}$  y en iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Calcular la concentración de los iones  $\text{Cu}^{2+}$  en el momento en que empiece a depositarse el ión  $\text{Ni}^{2+}$ . Potenciales normales de reducción:  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ v}$ ;  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,25 \text{ v}$ .

65. Calcular el voltaje de la reacción entre el permanganato potásico y el ácido clorhídrico en medio ácido. Hallar la constante de la reacción.  $E^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = +1,52 \text{ v}$ ;  $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = +1,36 \text{ v}$

66. Calcular la f.e.m. de la pila Daniell  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , formada por dos electrodos de Zn y Cu introducidos en las disoluciones de sus sulfatos si la concentración del sulfato de cinc es  $0,0039 \text{ M}$  y la del sulfato de cobre es  $0,038 \text{ M}$ . Los  $E^\circ$  de Zn y Cu son, respectivamente,  $-0,76$  y  $+0,34$  voltios.

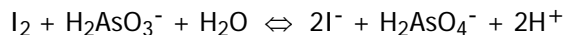
67. Calcular la constante de equilibrio correspondiente a la reacción  $\text{Sn(s)} + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + \text{Pb(s)}$  a partir de los potenciales normales. (Cuando la reacción global que tiene lugar en una pila galvánica alcanza el equilibrio, los dos electrodos adquieren el mismo voltaje pues la f.e.m. de la pila es cero). Potenciales normales de reducción:  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,14 \text{ v}$ ;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,126 \text{ v}$

68. Escribir y calcular la constante de equilibrio, a  $25^\circ\text{C}$ , de la reacción:



Potenciales normales de reducción:  $\text{NO}_3^-/\text{NO} = +0,96 \text{ v}$ ;  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 = +0,68 \text{ v}$ .

69. Los potenciales normales de reducción de los sistemas  $I_2/2I^-$  y  $H_2AsO_4^-/H_2AsO_3^-$  son, respectivamente, +0,54 y +0,56 v. Calcular la constante de equilibrio de la reacción:



e indicar el sentido de la misma cuando  $[H_3O^+] = 10^{-7}$  (disolución neutra) y  $[H_3O^+] = 3$  (disolución ácida).

70. ¿Qué masa de cobre (PA = 63,5) se depositaría por electrólisis si se hace pasar una corriente de 1,62 amperios durante 1 hora?

71. Dados los potenciales de reducción normales, en voltios, para las siguientes reacciones del uranio:

	$E^0(v)$
(1) $UO_2^{2+} + e \rightarrow UO_2^+$	+ 0,04
(2) $UO_2^{2+} + 4H^+ + 2e \rightarrow U^{4+} + 2H_2O$	+ 0,33
(3) $U^{4+} + e \rightarrow U^{3+}$	- 0,61
(4) $U^{3+} + 3e \rightarrow U$	-1,80

- (a) dibujar el diagrama de Latimer  
 (b) dibujar el diagrama de Frost-Ebsworth indicando en cada caso el valor de la ordenada  
 (c) calcular el potencial de los pares: **x:**  $UO_2^+, H^+ / U^{4+}, H_2O$   
**y:**  $UO_2^{2+}, H^+ / U, H_2O$   
 (d) calcular la constante de equilibrio de la reacción  $2UO_2^+ + 4H^+ \Leftrightarrow UO_2^{2+} + U^{4+} + 2H_2O$

72. A continuación se dan, en voltios, 4 potenciales redox del neptunio:

	$E^0(v)$
(1) $NpO_2^{2+} + e \rightarrow NpO_2^+$	+1,14
(2) $NpO_2^+ + 4H^+ + e \rightarrow Np^{4+} + 2H_2O$	+0,74
(3) $Np^{4+} + e \rightarrow Np^{3+}$	+0,16
(4) $Np^{3+} + 3e \rightarrow Np$	-1,90

- (a) construir el diagrama de Latimer  
 (b) representar el diagrama de Frost-Ebsworth indicando la ordenada en cada caso  
 (c) calcular el potencial de los pares: **x:**  $NpO_2^+, H^+ / Np^{4+}, H_2O$   
**y:**  $Np^{4+} / Np$   
**z:**  $NpO_2^{2+}, H^+ / Np, H_2O$   
**w:**  $NpO_2^+, H^+ / Np^{3+}, H_2O$

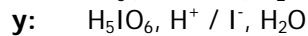
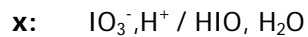
(d) calcular la constante de equilibrio de la reacción:



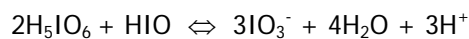
73. Dados los potenciales de reducción, en voltios, para las especies de yodo:

	$E^0(\text{v})$
(1) $\text{I}_2 / \text{I}^-$	+0,54
(2) $\text{HIO}, \text{H}^+ / \text{I}_2, \text{H}_2\text{O}$	+1,45
(3) $\text{IO}_3^-, \text{H}^+ / \text{I}_2, \text{H}_2\text{O}$	+1,19
(4) $\text{H}_5\text{IO}_6, \text{H}^+ / \text{IO}_3^-, \text{H}_2\text{O}$	+1,70

- (a) escribir las semirreacciones correspondientes  
 (b) representar el diagrama de Latimer  
 (c) representar el diagrama de Frost-Ebsworth para las 5 especies de yodo indicando la ordenada en cada caso  
 (d) ¿Hay algún EO claramente estable a la desproporción?  
 (e) calcular el potencial de los pares:



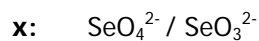
- (f) calcular la constante de equilibrio de la reacción:



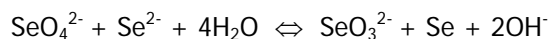
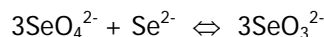
74. Dados los potenciales normales de reducción para el selenio en medio básico:

	$E^0(\text{v})$
(1) $\text{SeO}_4^{2-} / \text{Se}$	- 0,23
(2) $\text{SeO}_3^{2-} / \text{Se}$	- 0,36
(3) $\text{Se} / \text{Se}^{2-}$	- 0,67

- (a) escribir las semirreacciones correspondientes  
 (b) representar el diagrama de Latimer  
 (c) representar el diagrama de Frost-Ebsworth indicando la ordenada en cada caso  
 (d) calcular el potencial de los pares:



- (e) calcular la constante de equilibrio de las reacciones:



75. Dados los potenciales de reducción, en voltios, para las siguientes reacciones del nitrógeno:

	$E^0(\text{v})$
(1) $\text{N}_2\text{H}_5^+ + 3\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow 2\text{NH}_4^+$	+ 1,275
(2) $2\text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_5^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,420
(3) $\text{HN}_3 + 11\text{H}^+ + 8\text{e} \rightarrow 3\text{NH}_4^+$	+ 0,695
(4) $3\text{N}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow 2\text{HN}_3$	- 3,090
(5) $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2,650
(6) $2\text{NO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	+ 0,712
(7) $\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,99
(8) $\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow 2\text{HNO}_2$	+ 1,07
(9) $2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 0,203

(a) dibujar el diagrama de Latimer

(b) dibujar el diagrama de Frost-Ebsworth t para las 10 especies de nitrógeno