

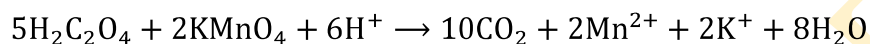
7.7 ¿Cuántos mL de KI 0,100 M se necesitan para reaccionar completamente con 40,0 mL de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 0,0400 M si la reacción es $\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2(\text{s})$?

Respuesta/ 32,0 mL de KI 0,100 mol/L

$$40,0 \text{ mL} * \frac{0,0400 \text{ mmol Hg}_2(\text{NO}_3)_2}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Hg}_2^{2+}}{1 \text{ mmol Hg}_2(\text{NO}_3)_2} * \frac{2 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mmol Hg}_2^{2+}} * \frac{1 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mmol I}^-} \\ * \frac{\text{mL}}{0,100 \text{ mmol KI}} = 32,0 \text{ mL}$$

7.8 Supuesta la reacción 7.1, a) ¿cuántos mL de KMnO_4 0,1650 M se necesitan para reaccionar completamente con 108,0 mL de ácido oxálico 0,1650 M? b) ¿Cuántos mL de ácido oxálico 0,1650 M se necesitan para reaccionar con 108,0 mL de KMnO_4 0,1650 M?

Respuesta/ a) 43,20 mL de KMnO_4 0,1650 mol/L
b) 270,0 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1650 mol/L



a)

$$108,0 \text{ mL} * \frac{0,1650 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{\text{mL}} * \frac{2 \text{ mmol KMnO}_4}{5 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} * \frac{\text{mL}}{0,1650 \text{ mmol KMnO}_4} \\ = 43,20 \text{ mL}$$

b)

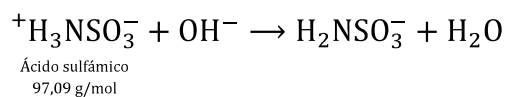
$$108,0 \text{ mL} * \frac{0,1650 \text{ mmol KMnO}_4}{\text{mL}} * \frac{5 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} * \frac{\text{mL}}{0,1650 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \\ = 270,0 \text{ mL}$$

7.9 El amoníaco reacciona con el hipobromito, OBr^- , de acuerdo a la reacción $2\text{NH}_3 + 3\text{OBr}^- \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de hipobromito, si 1,00 mL de dicha disolución reacciona con 1,69 mg de amoníaco?

Respuesta/ 0,149 mol/L de OBr^-

$$1,69 \text{ mg NH}_3 * \frac{\text{mmol NH}_3}{17,03 \text{ mg NH}_3} * \frac{3 \text{ mmol OBr}^-}{2 \text{ mmol NH}_3} \div 1,00 \text{ mL}$$
$$= 0,149 \text{ mmol OBr}^-/\text{mL} \Rightarrow \text{mol/L}$$

7.10 El ácido sulfámico es un patrón primario que se puede usar para estandarizar el NaOH de acuerdo con la reacción

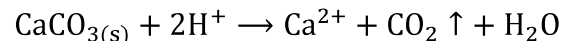


¿Cuál es la molaridad de una disolución de NaOH si 34,26 mL de la misma consumen 0,3337 g de ácido sulfámico?

Respuesta/ 0,1003 mol/L de NaOH

$$333,7 \text{ mg } {}^+\text{H}_3\text{NSO}_3^- * \frac{\text{mmol } {}^+\text{H}_3\text{NSO}_3^-}{97,09 \text{ mg } {}^+\text{H}_3\text{NSO}_3^-} * \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol } {}^+\text{H}_3\text{NSO}_3^-} * \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol OH}^-}$$
$$\div 34,26 \text{ mL} = 0,1003 \text{ mmol NaOH/mL} \Rightarrow \text{mol/L}$$

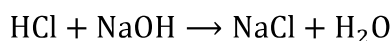
7.11 La caliza está compuesta principalmente del mineral calcita, CaCO_3 . El contenido en carbonato de una muestra de 0,5413 g de caliza en polvo se determinó suspendiendo el polvo en agua, añadiendo 10,00 mL de HCl 1,396 M, y calentando para disolver el sólido y expulsar el CO_2 :



Carbonato cálcico
100,09 g/mol

El exceso de ácido consumió 39,96 mL de NaOH 0,1004 M es su valoración frente a fenolftaleína. Hallar el % m/m de calcita en la caliza.

Respuesta/ 92,0 % m/m de CaCO_3



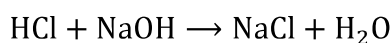
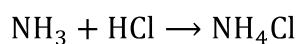
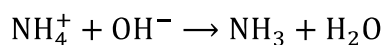
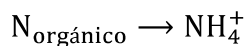
$$39,96 \text{ mL} * \frac{0,1004 \text{ mmol NaOH}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} * \frac{\text{mL}}{1,396 \text{ mmol HCl}} = 2,874 \text{ mL}$$

$$(10,00 - 2,874) \text{ mL} * \frac{1,396 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL}} * \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HCl}} * \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol H}^+} * \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{\text{mol CaCO}_3} \\ = 0,498 \text{ g CaCO}_3$$

$$\frac{0,498 \text{ g CaCO}_3}{0,5413 \text{ g caliza}} * 100 = 92,0 \% \text{ m/m}$$

7.12 Se utilizó el procedimiento de Kjeldahl para analizar 0,250 mL de una disolución que contenía 37,9 mg de proteína/mL. El NH_3 liberado se recogió en 5,00 mL de HCl 0,0336 M, y el exceso de ácido consumió 6,34 mL de NaOH 0,0100 M en su valoración. ¿Cuál es el % m/m de N_2 en la proteína?

Respuesta/ 15,4 % m/m de N_2



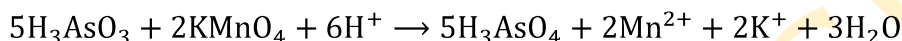
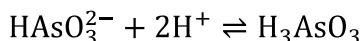
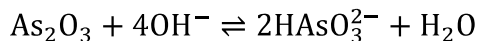
$$0,250 \text{ mL} * \frac{37,9 \text{ mg proteína}}{\text{mL}} = 9,48 \text{ mg proteína}$$

$$6,34 \text{ mL} * \frac{0,0100 \text{ mmol NaOH}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} * \frac{\text{mL}}{0,0336 \text{ mmol HCl}} = 1,89 \text{ mL}$$

$$(5,00 - 1,89) \text{ mL} * \frac{0,0336 \text{ mmol HCl}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mmol HCl}} * \frac{1 \text{ mmol NH}_4^+}{1 \text{ mmol NH}_3} * \frac{1 \text{ mmol N}_2}{2 \text{ mmol NH}_4^+} \\ * \frac{28,01 \text{ mg N}_2}{\text{mmol N}_2} = 1,46 \text{ mg N}_2$$

$$\frac{1,46 \text{ mg N}_2}{9,48 \text{ mg proteína}} * 100 = 15,4 \% \text{ m/m}$$

7.13 El óxido de arsénico (III), As_2O_3 , puro es un estándar primario, útil (pero carcinógeno) para valorar agentes oxidantes, como MnO_4^- . Se disuelve el As_2O_3 con una base, y luego se valora con MnO_4^- en medio ácido. Se usa una pequeña cantidad de yoduro (I^-) o yodato (IO_3^-) para catalizar la reacción entre H_3AsO_3 y MnO_4^-



a) Una alícuota de 3,214 g de KMnO_4 (158,03 g/mol) se disuelve en 1,000 L de agua, se calienta para que reaccionen las posibles impurezas presentes, se enfría y se filtra. ¿Cuál es la molaridad teórica de esta disolución, si no se consumió nada de MnO_4^- por impurezas?

b) ¿Qué masa de As_2O_3 (197,84 g/mol) sería suficiente para reaccionar con 25,00 mL de la disolución de KMnO_4 del apartado anterior?

c) 0,1468 g de As_2O_3 reaccionan con 29,98 mL de una disolución de KMnO_4 hasta la aparición de una tenue coloración, debida al permanganato puesto en exceso. En una valoración de blanco son necesarios 0,03 mL de MnO_4^- para producir esa coloración. Calcular la molaridad de la disolución de permanganato.

Respuesta/ a) 0,02034 mol/L de KMnO_4
 b) 0,1258 g de As_2O_3
 c) 0,01982 mol/L de KMnO_4

a)

$$3,214 \text{ g KMnO}_4 * \frac{\text{mol KMnO}_4}{158,03 \text{ g KMnO}_4} \div 1,000 \text{ L} = 0,02034 \text{ mol KMnO}_4/\text{L}$$

b)

$$25,00 \text{ mL} * \frac{0,02034 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL}} * \frac{5 \text{ mol H}_3\text{AsO}_3}{2 \text{ mol KMnO}_4} * \frac{1 \text{ mol HAsO}_3^{2-}}{1 \text{ mol H}_3\text{AsO}_3} * \frac{1 \text{ mol As}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol HAsO}_3^{2-}} * \frac{197,84 \text{ g As}_2\text{O}_3}{\text{mol As}_2\text{O}_3} = 0,1258 \text{ g As}_2\text{O}_3$$

c)

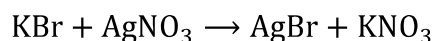
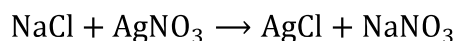
$$0,1468 \text{ g As}_2\text{O}_3 * \frac{\text{mol As}_2\text{O}_3}{197,84 \text{ g As}_2\text{O}_3} * \frac{2 \text{ mol HAsO}_3^{2-}}{1 \text{ mol As}_2\text{O}_3} * \frac{1 \text{ mol H}_3\text{AsO}_3}{1 \text{ mol HAsO}_3^{2-}} * \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol H}_3\text{AsO}_3}$$

$$\div \left[(29,98 - 0,03) \text{ mL} * \frac{\text{L}}{1000 \text{ mL}} \right] = 0,01982 \text{ mol KMnO}_4/\text{L}$$

FARMACIA UCR

7.14 Una muestra de 0,2386 g que contiene sólo NaCl y KBr se disuelve en agua, y consume 48,40 mL de AgNO_3 0,04837 M para su completa valoración [produciendo $\text{AgCl}_{(s)}$ y $\text{AgBr}_{(s)}$]. Calcular el porcentaje en peso de bromuro en la muestra sólida.

Respuesta/ 56,29 % m/m de Br^-



$$48,40 \text{ mL} * \frac{0,04837 \text{ mol AgNO}_3}{1000 \text{ mL}} = 2,341 \times 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

Si tenemos "x" g de KBr

$$x \text{ g KBr} * \frac{\text{mol KBr}}{119,00 \text{ g KBr}} * \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol KBr}} + (0,2386 - x) \text{ g NaCl} * \frac{\text{mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$$

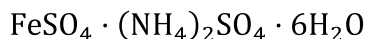
$$* \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}} = 2,341 \times 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

$$x = 0,2000 \text{ g KBr}$$

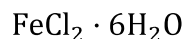
$$0,2000 \text{ g KBr} * \frac{\text{mol KBr}}{119,00 \text{ g KBr}} * \frac{1 \text{ mol Br}^-}{1 \text{ mol KBr}} * \frac{79,90 \text{ g Br}^-}{\text{mol Br}^-} = 0,1343 \text{ g Br}^-$$

$$\frac{0,1343 \text{ g Br}^-}{0,2386 \text{ g muestra}} * 100 = 56,29 \% \text{ m/m}$$

7.15 Una muestra sólida de 0,05485 g contiene sólo sulfato amónico ferroso y cloruro ferroso. La muestra se disuelve en H_2SO_4 1 M, y el hierro (II) consume 13,39 mL de Ce^{4+} 0,01234 M para su completa oxidación a Fe^{3+} ($\text{Ce}^{4+} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Ce}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$). Calcular el porcentaje en peso de Cl^- en la muestra problema.



Sulfato amónico ferroso hexahidratado
392,12 g/mol



Cloruro ferroso hexahidratado
234,84 g/mol

Respuesta/ 8,157 % m/m de Cl^-

$$13,39 \text{ mL} * \frac{0,01234 \text{ mol Ce}^{4+}}{1000 \text{ mL}} = 1,652 \times 10^{-4} \text{ mol Ce}^{4+}$$

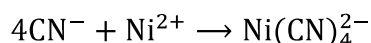
Si tenemos "x" g de $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} & x \text{ g FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{234,84 \text{ g FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol Ce}^{4+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} \\ & + (0,05485 - x) \text{ g FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{392,12 \text{ g FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \\ & * \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} * \frac{1 \text{ mol Ce}^{4+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 1,652 \times 10^{-4} \text{ mol Ce}^{4+} \\ & x = 0,01482 \text{ g FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

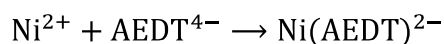
$$\begin{aligned} & 0,01482 \text{ g FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} * \frac{\text{mol FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{234,84 \text{ g FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} * \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} * \frac{35,45 \text{ g Cl}^-}{\text{mol Cl}^-} \\ & = 4,474 \times 10^{-3} \text{ g Cl}^- \end{aligned}$$

$$\frac{4,474 \times 10^{-3} \text{ g Cl}^-}{0,05485 \text{ g muestra}} * 100 = 8,157 \% \text{ m/m}$$

7.16 Se trataron 12,73 mL de una disolución de cianuro con 25,00 mL de una disolución de Ni^{2+} (originando exceso de Ni^{2+}) para convertir el cianuro en tetracianoniquelato (II):



El exceso de Ni^{2+} se valoró con 10,15 mL de AEDT (ácido etilendiaminotetraacético) 0,01307 M. Un mol de este reactivo reacciona con un mol de Ni^{2+} :



El $\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$ no reacciona con AEDT. Si se necesitan 39,35 mL de AEDT para que reaccionen con 30,10 mL de la disolución de Ni^{2+} inicial, calcular la molaridad del CN^- en la muestra de 12,73 mL de cianuro.

Respuesta/ 0,09257 mol/L de CN^-

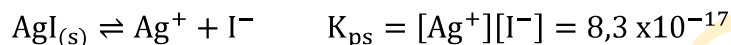
$$39,35 \text{ mL} * \frac{0,01307 \text{ mmol AEDT}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Ni}^{2+}}{1 \text{ mmol AEDT}} \div 30,10 \text{ mL} \\ = 0,01709 \text{ mmol Ni}^{2+} / \text{mL}$$

$$10,15 \text{ mL} * \frac{0,01307 \text{ mmol AEDT}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Ni}^{2+}}{1 \text{ mmol AEDT}} * \frac{\text{mL}}{0,01709 \text{ mmol Ni}^{2+}} \\ = 7,762 \text{ mL}$$

$$(25,00 - 7,762) \text{ mL} * \frac{0,01709 \text{ mmol Ni}^{2+}}{\text{mL}} * \frac{4 \text{ mmol CN}^-}{1 \text{ mmol Ni}^{2+}} \div 12,73 \text{ mL} \\ = 0,09257 \text{ mmol CN}^- / \text{mL} \Rightarrow \text{mol/L}$$

7.21 Considerar la valoración de 25,00 mL de KI 0,08230 M con AgNO₃ 0,05110 M. Calcular pAg⁺ después de añadir los siguientes volúmenes de AgNO₃: a) 39,00 mL, b) V_e, c) 44,30 mL.

Respuesta/ a) 13,08
 b) 8,04
 c) 2,527



a)

$$39,00 \text{ mL} * \frac{0,05110 \text{ mmol AgNO}_3}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3} = 1,993 \text{ mmol Ag}^+$$

$$25,00 \text{ mL} * \frac{0,08230 \text{ mmol KI}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mmol KI}} = 2,058 \text{ mmol I}^-$$

	Ag ⁺	+	I ⁻	→	AgI _(s)
mmol _{inicial}	1,993		2,058		---
mmol _{final}	---		0,065		---

$$[\text{I}^-] = \frac{0,065 \text{ mmol}}{(39,00 + 25,00) \text{ mL}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = [\text{Ag}^+](1,0 \times 10^{-3}) = 8,3 \times 10^{-17}$$

$$[\text{Ag}^+] = 8,3 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$\text{pAg}^+ = 13,08$$

b)

	AgI _(s)	⇌	Ag ⁺	+	I ⁻
Cn _{inicial}	---		0		0

Cn_{final}

x

x

$$K_{ps} = [Ag^+][I^-] = (x)(x) = 8,3 \times 10^{-17}$$

$$x = 9,1 \times 10^{-9} \text{ mol/L} = [Ag^+]$$

$$pAg^+ = 8,04$$

c)

$$44,30 \text{ mL} * \frac{0,05110 \text{ mmol AgNO}_3}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3} = 2,264 \text{ mmol Ag}^+$$

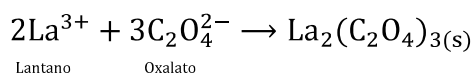
$$25,00 \text{ mL} * \frac{0,08230 \text{ mmol KI}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mmol KI}} = 2,058 \text{ mmol I}^-$$

	Ag ⁺	+	I ⁻	→	AgI _(s)
mmol _{inicial}	2,264		2,058		---
mmol _{final}	0,206		---		---

$$[Ag^+] = \frac{0,206 \text{ mmol}}{(44,30 + 25,00) \text{ mL}} = 2,97 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pAg^+ = 2,527$$

7.23 Se valoran 25,00 mL de una disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,0311 M con $\text{La}(\text{ClO}_4)_3$ 0,0257 M, mediante precipitación de oxalato de La.



- a) ¿Qué volumen de $\text{La}(\text{ClO}_4)_3$ se requiere para alcanzar el punto de equivalencia?
 b) Hallar el pLa^{3+} cuando se han añadido 10,00 mL de $\text{La}(\text{ClO}_4)_3$.
 c) Hallar el pLa^{3+} en el punto de equivalencia.
 c) Hallar el pLa^{3+} cuando se han añadido 25,00 mL de $\text{La}(\text{ClO}_4)_3$.

Respuesta/ a) 20,2 mL de $\text{La}(\text{ClO}_4)_3$ 0,0257 mol/L
 b) 9,5
 c) 5,1
 d) 2,609

a)

$$25,00 \text{ mL} * \frac{0,0311 \text{ mmol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} * \frac{2 \text{ mmol La}^{3+}}{3 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}} * \frac{1 \text{ mmol La}(\text{ClO}_4)_3}{1 \text{ mmol La}^{3+}} * \frac{\text{mL}}{0,0257 \text{ mmol La}(\text{ClO}_4)_3} = 20,2 \text{ mL}$$

b)

$$10,00 \text{ mL} * \frac{0,0257 \text{ mmol La}(\text{ClO}_4)_3}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol La}^{3+}}{1 \text{ mmol La}(\text{ClO}_4)_3} = 0,257 \text{ mmol La}^{3+}$$

$$25,00 \text{ mL} * \frac{0,0311 \text{ mmol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,778 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}$$

	2La^{3+}	+	$3\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	→	$\text{La}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3(\text{s})$
mmol _{inicial}	0,257		0,778		---
mmol _{final}	---		0,392		---

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{0,392 \text{ mmol}}{(10,00 + 25,00) \text{ mL}} = 0,0112 \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [La^{3+}]^2 [C_2O_4^{2-}]^3 = [La^{3+}]^2 (0,0112)^3 = 1 \times 10^{-25}$$

$$[La^{3+}] = 3 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$pLa^{3+} = 9,5$$

c)

	$La_2(C_2O_4)_{3(s)}$	$\rightleftharpoons$	$2La^{3+}$	+	$3C_2O_4^{2-}$
$Cn_{inicial}$	---		0		0
Cn_{final}	---		2x		3x

$$K_{ps} = [La^{3+}]^2 [C_2O_4^{2-}]^3 = (2x)^2 (3x)^3 = 1 \times 10^{-25}$$

$$x = 4 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[La^{3+}] = 2x = 2 \times 4 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = 8 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pLa^{3+} = 5,1$$

d)

$$25,00 \text{ mL} \times \frac{0,0257 \text{ mmol } La(ClO_4)_3}{\text{mL}} \times \frac{1 \text{ mmol } La^{3+}}{1 \text{ mmol } La(ClO_4)_3} = 0,642 \text{ mmol } La^{3+}$$

$$25,00 \text{ mL} \times \frac{0,0311 \text{ mmol } Na_2C_2O_4}{\text{mL}} \times \frac{1 \text{ mmol } C_2O_4^{2-}}{1 \text{ mmol } Na_2C_2O_4} = 0,778 \text{ mmol } C_2O_4^{2-}$$

	$2La^{3+}$	+	$3C_2O_4^{2-}$	$\rightarrow$	$La_2(C_2O_4)_{3(s)}$
$mmol_{inicial}$	0,642		0,778		---
$mmol_{final}$	0,123		---		---

$$[La^{3+}] = \frac{0,123 \text{ mmol}}{(25,00 + 25,00) \text{ mL}} = 2,46 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

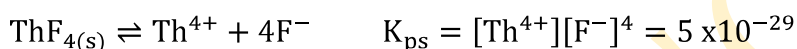
$$pLa^{3+} = 2,609$$

7.24 Se valora una disolución que contiene 10,00 mL de LiF 0,100 M con $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ 0,0100 M, precipitando el ThF_4 .

a) ¿Qué volumen de nitrato de torio se necesita para alcanzar el punto de equivalencia?

b) Calcular el pTh^{4+} después de añadir 1,00 mL de $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$.

Respuesta/ a) 25,0 mL de $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ 0,0100 mol/L
 b) 24,0



a)

$$10,00 \text{ mL} * \frac{0,100 \text{ mmol LiF}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol F}^-}{1 \text{ mmol LiF}} * \frac{1 \text{ mmol Th}^{4+}}{4 \text{ mmol F}^-} * \frac{1 \text{ mmol Th}(\text{NO}_3)_4}{1 \text{ mmol Th}^{4+}} * \frac{\text{mL}}{0,0100 \text{ mmol Th}(\text{NO}_3)_4} = 25,0 \text{ mL}$$

b)

$$1,00 \text{ mL} * \frac{0,0100 \text{ mmol Th}(\text{NO}_3)_4}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Th}^{4+}}{1 \text{ mmol Th}(\text{NO}_3)_4} = 0,0100 \text{ mmol Th}^{4+}$$

$$10,00 \text{ mL} * \frac{0,100 \text{ mmol LiF}}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol F}^-}{1 \text{ mmol LiF}} = 1,00 \text{ mmol F}^-$$

	Th^{4+}	+	4F^-	→	$\text{ThF}_{4(s)}$
mmol _{inicial}	0,0100		1,00		---
mmol _{final}	---		0,96		---

$$[\text{F}^-] = \frac{0,96 \text{ mmol}}{(1,00 + 10,00) \text{ mL}} = 0,087 \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Th}^{4+}][\text{F}^-]^4 = [\text{Th}^{4+}](0,087)^4 = 5 \times 10^{-29}$$

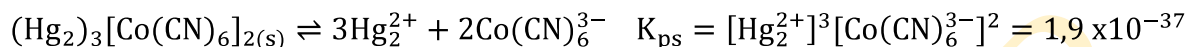
$$[\text{Th}^{4+}] = 9 \times 10^{-25} \text{ mol/L}$$

$$\text{pTh}^{4+} = 24,0$$

FARMACIA UCR

7.25 Se valoran 50,00 mL de una disolución de $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ 0,0100 M con disolución de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 0,0100 M, precipitando $(\text{Hg}_2)_3[\text{Co}(\text{CN})_6]_2$. Hallar el $\text{pCo}(\text{CN})_6^{3-}$ después de añadir 90,0 mL de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$.

Respuesta/ 13,92



$$90,0 \text{ mL} * \frac{0,0100 \text{ mmol Hg}_2(\text{NO}_3)_2}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Hg}_2^{2+}}{1 \text{ mmol Hg}_2(\text{NO}_3)_2} = 0,900 \text{ mmol Hg}_2^{2+}$$

$$50,00 \text{ mL} * \frac{0,0100 \text{ mmol Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]}{\text{mL}} * \frac{1 \text{ mmol Co}(\text{CN})_6^{3-}}{1 \text{ mmol Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]}$$

$$= 0,500 \text{ mmol Co}(\text{CN})_6^{3-}$$

	3Hg_2^{2+}	+	$2\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}$	$\rightarrow$	$(\text{Hg}_2)_3[\text{Co}(\text{CN})_6]_{2(s)}$
mmol _{inicial}	0,900		0,500		---
mmol _{final}	0,150		---		---

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = \frac{0,150 \text{ mmol}}{(90,0 + 50,00) \text{ mL}} = 1,07 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{Hg}_2^{2+}]^3 [\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}]^2 = (1,07 \times 10^{-3})^3 [\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}]^2 = 1,9 \times 10^{-37}$$

$$[\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}] = 1,2 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$\text{pCo}(\text{CN})_6^{3-} = 13,92$$