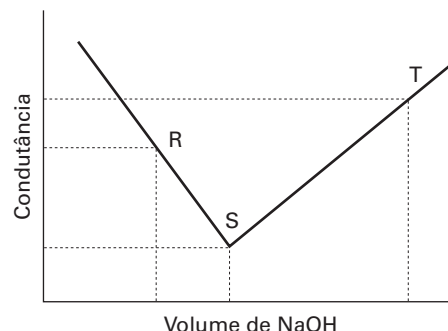


Soluções

1. (ITA) Uma solução aquosa HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ foi titulada com uma solução aquosa de NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. A figura ao lado apresenta a curva de titulação obtida em relação à condutância da solução de HCl em função do volume de NaOH adicionado.



Com base nas informações apresentadas nesta figura, assinale a opção ERRADA

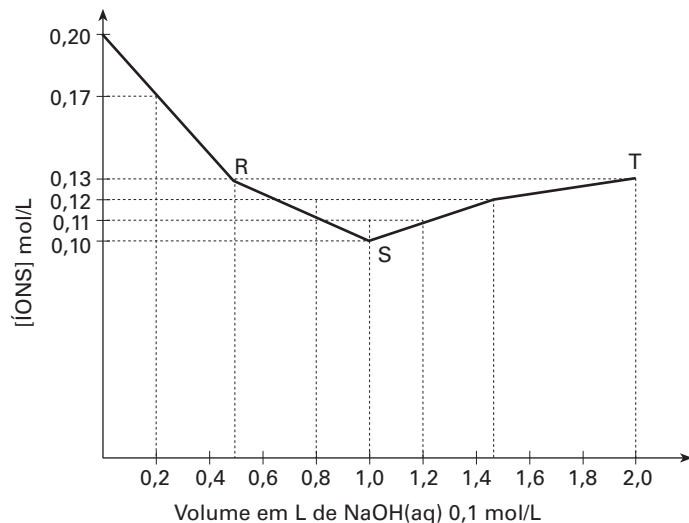
- A () Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto R são: H^+ , Cl^- e Na^+ .
- B () Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto S são: Na^+ e Cl^- .
- C () A condutância da solução no ponto R é maior que no ponto S porque a mobilidade iônica dos íons presentes em R é maior que a dos íons presentes em S.
- D () A condutância da solução em T é maior que em S porque os íons OH^- têm maior mobilidade iônica que os íons Cl^- .
- E () No ponto S, a solução apresenta neutralidade de cargas, no R, predominância de cargas positivas e, no T, de cargas negativas.

Resolução:

Vamos supor que 1L da solução de HCl $0,1 \text{ mol/L}$ seja titulada com uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de NaOH . Na prática utilizam-se volumes que variam de 20 mL a 50 mL da solução a ser titulada. Escolhemos 1L da solução a ser titulada apenas para facilitar os cálculos.

Titulação: 1L da solução de HCl $0,1 \text{ mol/L}$ + solução da NaOH $0,1 \text{ mol/L}$

		ANTES DA REAÇÃO					DEPOIS DA REAÇÃO				
1 L HCl 0,1 M	V L NaOH 0,1 M	n_{H^+} mol	n_{Cl^-} mol	n_{Na^+} mol	n_{OH^-} mol	→	n_{H^+} mol	n_{Cl^-} mol	n_{Na^+} mol	n_{OH^-} mol	[íons] mol/L
0,1 mol	0 L	0,1	0,1	0	0	→	0,1	0,1	0	0	0,2
0,1 mol	0,2 L	0,1	0,1	0,02	0,02	→	0,08	0,1	0,02	0	$0,2/1,2 = 0,17$
0,1 mol	0,5 L	0,1	0,1	0,05	0,05	→	0,05	0,1	0,05	0	$0,2/1,5 = 0,13$
0,1 mol	0,8 L	0,1	0,1	0,08	0,08	→	0,02	0,1	0,08	0	$0,2/1,8 = 0,11$
0,1 mol	1 L	0,1	0,1	0,1	0,1	→	0	0,1	0,1	0	$0,2/2 = 0,10$
0,1 mol	1,2 L	0,1	0,1	0,12	0,12	→	0	0,1	0,12	0,02	$0,24/2,2 = 0,11$
0,1 mol	1,5 L	0,1	0,1	0,15	0,15	→	0	0,1	0,15	0,05	$0,30/2,5 = 0,12$
0,1 mol	2,0 L	0,1	0,1	0,2	0,2	→	0	0,1	0,2	0,10	$0,40/3 = 0,13$



A condutância da solução aumenta com o aumento da concentração de íons na solução e vice-versa. Por isso, o gráfico da variação da condutância em função da variação do volume da solução de NaOH é semelhante ao da variação da concentração de íons em função do volume da solução de NaOH.

Análise das alternativas do teste

(A) Em R ainda não foi atingido o ponto de equivalência e por isso na solução temos HCl (em excesso) e NaCl resultante da neutralização parcial. Portanto, no ponto R os íons presentes são Na^+ , Cl^- e H^+ e são os responsáveis pela condutância da solução. Conclusão: (A) está correta.

(B) O ponto S do gráfico é o ponto de equivalência ($n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$) e a solução contém somente íons Na^+ e Cl^- . Conclusão: (B) está correta.

(C) Íons presentes em S: Na^+ e Cl^-

Íons presente em R: Na^+ , Cl^- e H^+

A mobilidade do íon H^+ é muito maior que a dos íons Na^+ e Cl^- e por isso a condutância em R é maior que em S. Conclusão: (C) está correta.

(D) Ponto S: $[\text{Na}^+]$ e $[\text{Cl}^-]$, somente, 0,1 mol/L cada íon.

Ponto T: íons presentes Na^+ , Cl^- e OH^-

$[\text{Na}^+] = 0,2/3$; $[\text{Cl}^-] = 0,1/3$; $[\text{OH}^-] = 0,1/3$ mol/L

A condutância em T é maior que em S devido a dois fatores:

1) a mobilidade dos íons (OH^-), presentes somente em T, torna a condutância em T maior que em S.

Mobilidade dos íons: $\text{OH}^- \gg \text{Cl}^- > \text{Na}^+$

2) $[\text{íons}]$ em T $>$ $[\text{íons}]$ em S.

Conclusão: (D) está correta

(E) Em qualquer solução iônica há neutralidade de cargas positivas (cátions) e negativas (ânions). Conclusão: (E) está errada \therefore Resposta E

Mobilidade iônica em água a 298K, em $10^{-4} \text{ cm}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{V}^{-1}$

$\text{H}^+ = 36,23$ $\text{OH}^- = 20,64$ $\text{Na}^+ = 5,19$ $\text{Cl}^- = 7,91$

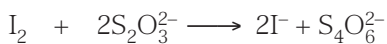
Fonte: P.W. Atkins, Physical Chemistry, Third Edition

2. 20 mL de solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ são transferidos para um erlenmeyer ao qual se adiciona um excesso de solução de $(\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4)$. O I_2 liberado na reação exigiu na titulação 25,5 mL de solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,2 mol/L. Calcule a concentração da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Resolução:



1 mol 3 mol



1 mol 2 mol

$$n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 25,5 \times 10^{-3}\text{L} \times 0,2 \text{ mol/L} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\begin{cases} 2 \text{ mol S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ ————— } 1 \text{ mol I}_2 \\ 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol ————— } 2,55 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

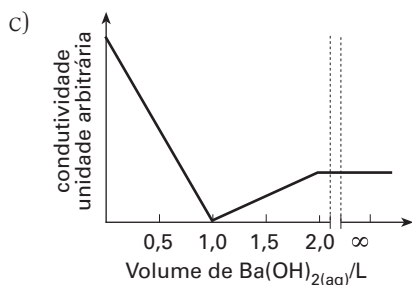
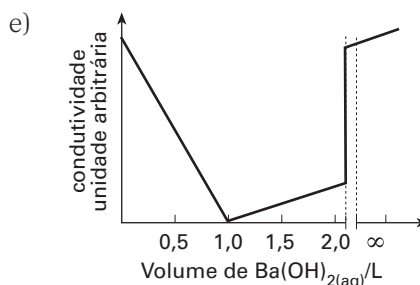
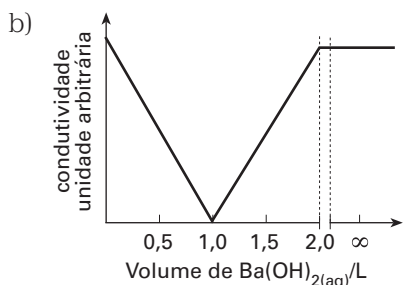
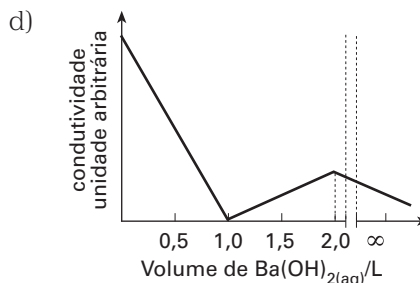
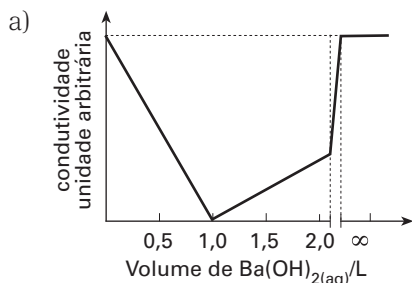
$$\begin{cases} 1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ ————— } 3 \text{ mol I}_2 \\ 0,85 \times 10^{-3} \text{ mol ————— } 2,55 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 2 \text{ mL sol. Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ ————— } 0,85 \times 10^{-3} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ 1000 \text{ mL sol. Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ ————— } x \end{cases}$$

$$x = 0,425 \text{ mol/L (Resposta)}$$

3. Um recipiente contém 1L de solução aquosa de H_2SO_4 contendo 1 mol de H_2SO_4 dissolvido. A essa solução adiciona-se **gradativamente** uma solução aquosa de Ba(OH)_2 contendo 1 mol de Ba(OH)_2 dissolvido em cada litro de solução. Mede-se continuamente a condutividade elétrica do sistema. Qual dos gráficos seguintes mais se aproxima da variação da condutividade elétrica quando o volume da solução de Ba(OH)_2 adicionado varia de 0 a ∞ litros?

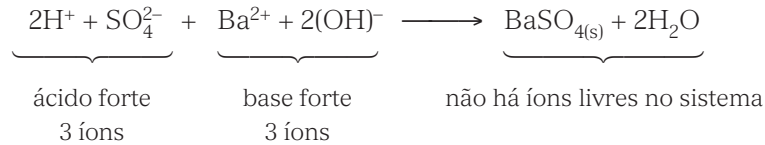
Informação: o $\text{Ba}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ é um sal insolúvel na água.



Resolução:

A medida que a solução de Ba(OH)_2 vai sendo adicionada à de H_2SO_4 ocorre a precipitação do $\text{BaSO}_{4(s)}$.

Com isso diminui a quantidade de íons no sistema e conseqüentemente diminui a condutividade elétrica, enquanto ocorre a reação.



Quando o volume da solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ atingir 1,0 L a reação se completa, pois, teremos 1 mol de H_2SO_4 e 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Nesse instante a condutividade é praticamente zero, pois, não há íons livres no sistema. Continuando a adicionar $\text{Ba}(\text{OH})_{2(aq)}$ a condutividade começa a aumentar devido ao excesso de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ no sistema. Quando tivermos **excesso** de 1 L de solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, ou seja, quando o volume total de solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ adicionado ao sistema for de 2 L, teremos 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dissolvido em 3 L de solução, ou seja, 3 mol de íons/3 L de solução = 1 mol de íons/L.

No início tínhamos 1 mol de H_2SO_4 /L, portanto, 3 mol de íons/L. A concentração de íons no sistema quando $V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 2 \text{ L}$ é 1/3 da concentração de íons quando $V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0 \text{ L}$, portanto, a condutividade do sistema é aproximadamente igual a 1/3 da inicial. Com isso a alternativa **B** está excluída.

Para $V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} > 2,0 \text{ L}$, a medida que aumenta esse volume aumenta a concentração de íons no sistema e também a condutividade do sistema. Com isso as alternativas **C** e **D** estão excluídas.

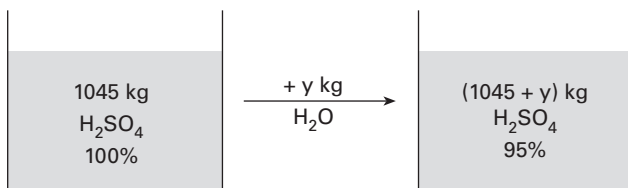
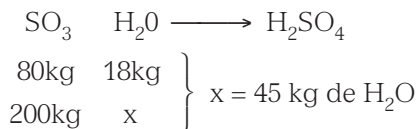
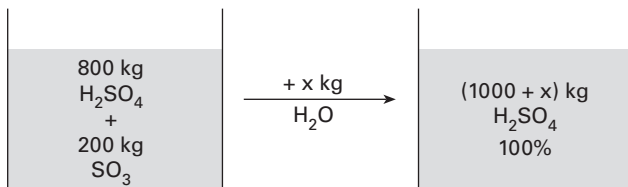
Quando $V_{\text{Ba}(\text{OH})_2}$ tende a infinito a concentração de íons no sistema tende para a concentração de íons na solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que está sendo adicionada. Com isso quando V tende a infinito a condutividade do sistema tende para a condutividade inicial, mas nunca poderá ultrapassá-la. Dessa maneira, o gráfico que mais se aproxima do real é o da alternativa **A**.

4. (IME) Oleum, ou ácido sulfúrico fumegante, é obtido da absorção do trióxido de enxofre por ácido sulfúrico concentrado. Supondo que uma indústria tenha comprado 1000kg de oleum com concentração em peso de trióxido de enxofre de 20% e de ácido sulfúrico de 80%, calcule a quantidade de água que deve ser adicionada para que seja obtido ácido sulfúrico com concentração de 95% em peso. Dados:

Massas atômicas (u): S = 32; O = 16; H = 1

- a) 42kg b) 300kg c) 100kg d) 45kg e) 104,5kg

Resolução:



$$\frac{1045}{1045 + y} = 0,95 \therefore y = 55 \text{ kg de } \text{H}_2\text{O}$$

Massa total de H_2O adicionada = 45 + 55 = 100 kg

Resposta: C

5. (IME) Calcule a massa de 1 L de uma solução aquosa de nitrato de zinco cuja concentração é expressa por 0,643 molar e por 0,653 molal.

Massas atômicas (u): N = 14 O = 16 Zn = 65,4

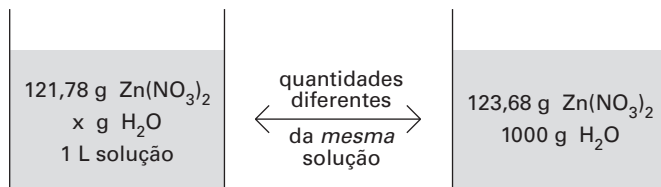
Massa específica da água = 1,0 g/mL

Resolução:

MM do $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 189,4 \text{ g/mol}$

Solução 0,643 mol/L $\Rightarrow 0,643 \times 189,4 = 121,78 \text{ g/L}$ de solução

Solução 0,653 mol/1000g $\Rightarrow 0,653 \times 189,4 = 123,68 \text{ g/1000g}$ de H_2O



$$\begin{array}{r} 1000\text{g H}_2\text{O} \text{ ————— } 123,68 \text{ g Zn}(\text{NO}_3)_2 \\ x \text{ ————— } 121,78 \text{ g Zn}(\text{NO}_3)_2 \\ x = 984,64 \text{ g de H}_2\text{O} \end{array}$$

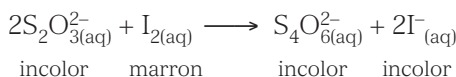
Massa de 1 L de solução = 121,78 g $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ + 984,63 g H_2O \therefore 1106,41 g de solução. (Resposta)

6. 3,0 g de cobre foram completamente dissolvidos em 100 mL de H_2SO_4 concentrado. A solução obtida foi diluída com água até completar 250 mL. Destes, 25 mL são adicionados a 70 mL de solução 0,1 mol/L de KI. O iodo liberado nessa reação foi titulado com solução 0,1 mol/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ tendo sido gastos 40 mL na titulação.

Calcule a pureza do cobre utilizado. (Massa molar: Cu = 63 g/mol)

INFORMAÇÃO

Iodometria é um processo de titulação onde ocorre a reação:

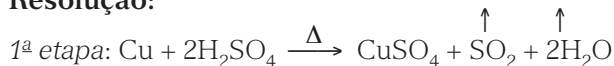


O uso de indicador poderia ser dispensado, pois, o desaparecimento da cor marron ou amarelada, indicaria o fim da titulação. Na prática, porém, adiciona-se à solução a ser titulada gotas de solução de amido, porque, a cor azul do iodo na presença de amido é muito mais intensa e a viragem torna-se mais visível.

Por iodometria podemos dosar:

- iodo (I_2), utilizando solução titulada de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (por exemplo, 0,1 mol/L);
- tiosulfato, utilizando solução titulada de iodo (por exemplo, 0,1 mol/L);
- qualquer substância que oxide o I^- a I_2 , que é a seguir titulado com $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Resolução:



Nesta etapa ocorreu a reação



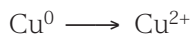
3^a etapa: O I_2 liberado na 2^a etapa foi titulado com solução 0,1 mol/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ tendo sido gastos 40 mL na titulação.

$$n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,040\text{L} \times 0,1 \text{ mol/L} = 0,004 \text{ mol}$$

$$n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0,004 \text{ mol}$$

$$25 \text{ mL sol A} \text{ ----- } 0,004 \text{ mol Cu}^{2+}$$

$$250 \text{ mL sol A} \text{ ----- } 0,04 \text{ mol Cu}^{2+}$$

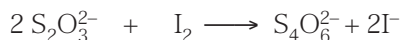


$$0,04 \text{ mol} \quad 0,04 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,04 \text{ mol} \times 63 \text{ g/mol} = 2,52 \text{ g}$$

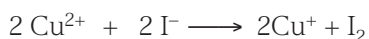
$$\text{Pureza do cobre} = \frac{2,52 \text{ g}}{3 \text{ g}} = 0,84 = 84\% \quad (\text{Resposta})$$

A reação que ocorre na titulação é:



$$0,004 \text{ mol} \quad 0,002 \text{ mol}$$

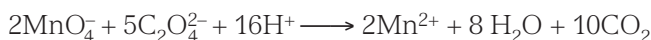
Conclusões: 1) na reação da 2ª etapa foram liberados 0,002 mol de I₂. Portanto, na reação da 2ª etapa reagiram 0,004 mol de Cu²⁺



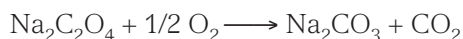
$$0,004 \text{ mol} \quad \quad \quad 0,002 \text{ mol}$$

7. (ITA) Uma porção de Na₂C₂O₄ foi dividida em duas amostras com *massas iguais*.

A *primeira amostra*, após dissolução em água foi titulada com solução 0,10 molar de permanganato de potássio em meio ácido. Esta titulação pode ser representada pela seguinte equação:



A *segunda amostra* foi aquecida em presença de oxigênio e o resíduo resultante, após a dissolução em água, consumiu 10,0cm³ de solução aquosa 0,30 molar de HCl para neutralização completa. Admite-se que a reação no aquecimento é representada pela seguinte equação:



Em face das informações acima, assinale qual das opções abaixo contém a afirmação FALSA.

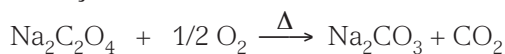
- A massa de cada amostra é de 0,20g.
- A massa do resíduo resultante do aquecimento com oxigênio é de 0,16g.
- O volume de permanganato gasto na primeira titulação foi de 10,0cm³.
- A massa de CO₂ despreendida na titulação da primeira amostra é igual ao dobro de massa de CO₂ produzida no aquecimento.
- Caso a reação no aquecimento ocorresse segundo a equação seguinte:



o volume de HCl 0,30 molar, gasto na titulação, seria de 10,0cm³.

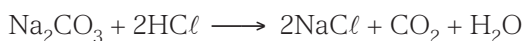
$$\text{MM em g/mol: Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 134 ; \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$$

Resolução:



(2ª amostra)

$$x \text{ mol} \quad \quad \quad x \text{ mol}$$



$$x \text{ mol} \quad 2x \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ gasto na titulação} = 0,010 \text{ L} \times 0,30 \text{ mol/L} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 2x = 3 \times 10^{-3} \text{ mol} \therefore x = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = x \text{ mol} \therefore n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

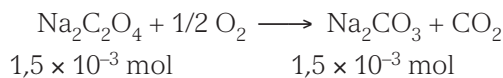
$$n_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = x \text{ mol} \therefore n_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 134 \text{ g/mol} = 0,20\text{g}$$

Massa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ na 2ª amostra = 0,20g

Massa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ na 1ª amostra = Massa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ na 2ª amostra.

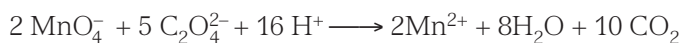
Conclusão: A afirmação (a) é verdadeira.



$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 106 \text{ g/mol} = 0,16\text{g}$$

Conclusão: a afirmação (b) é verdadeira.

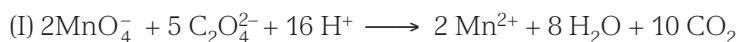
$$n_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1,5 \text{ mol} \times 10^{-3} \text{ mol} \therefore n_{\text{C}_2\text{O}_4^{2-}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



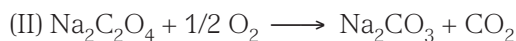
$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol} \text{ ————— } 5 \text{ mol} \\ y \text{ ————— } 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{array} \right\} y = 6 \times 10^{-4} \text{ mol de MnO}_4^-$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L sol. MnO}_4^- \text{ ————— } 0,10 \text{ mol MnO}_4^- \\ z \text{ ————— } 6 \times 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- \end{array} \right\} z = 6 \times 10^{-3} \text{ L} = 6 \text{ cm}^3$$

Conclusão: a afirmação (c) é falsa.



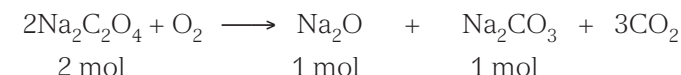
$$\left\{ \begin{array}{l} 5 \text{ mol} \text{ ————— } 10 \text{ mol} \\ 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ ————— } 3 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{array} \right.$$



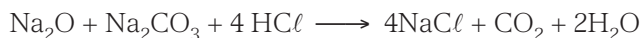
$$1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \qquad \qquad \qquad 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} \text{ em (I)} = 2x \quad n_{\text{CO}_2} \text{ em (II)} \therefore m_{\text{CO}_2} \text{ (em I)} = 2x \quad m_{\text{CO}_2} \text{ (em II)}$$

Conclusão: a afirmação (d) é verdadeira.



$$\begin{array}{cccc} 2 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} & 1 \text{ mol} \\ 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} & 0,75 \times 10^{-3} \text{ mol} & 0,75 \times 10^{-3} \text{ mol} & \end{array}$$



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 4 \text{ mol}$$

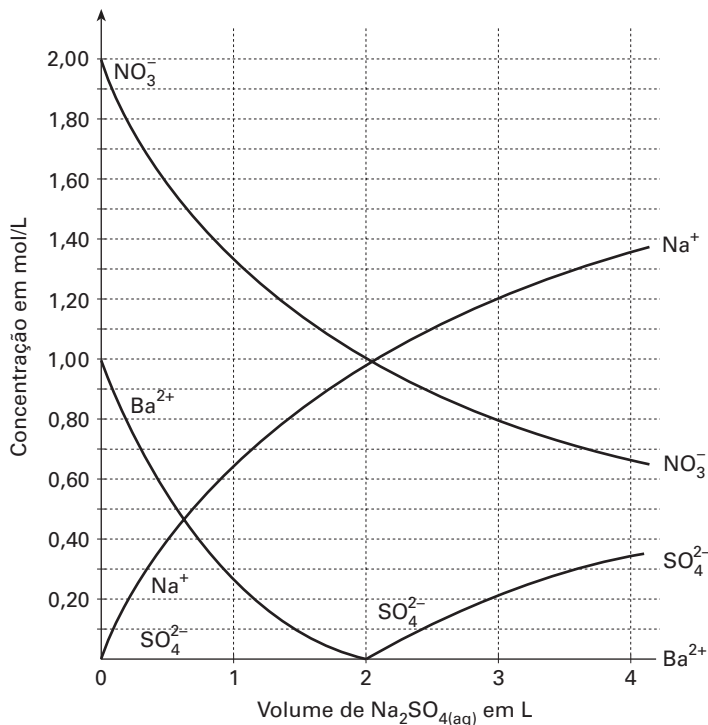
$$2 \text{ mol (Na}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3) \text{ ————— } 4 \text{ mol de HCl}$$

$$1,5 \times 10^{-3} \text{ mol (Na}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3) \text{ ————— } 3 \times 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L sol. HCl} \text{ ————— } 0,30 \text{ mol de HCl} \\ w \text{ ————— } 3 \times 10^{-3} \text{ mol de HCl} \end{array} \right\} w = 0,010 \text{ L} = 10 \text{ cm}^3$$

Conclusão: a afirmativa (e) é verdadeira. (Resposta c)

8. (ITA) Na determinação do teor de ferro numa limalha de ferro, 20g da limalha foram completamente dissolvidos em 100mL de H_2SO_4 1,0 mol/L. A seguir a solução obtida foi transferida para um balão volumétrico.



(Resposta)

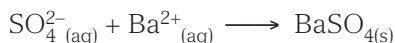
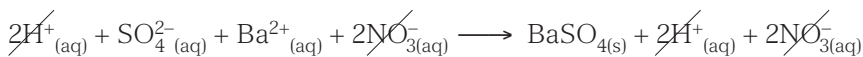
10. A 100 mL de solução aquosa de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ adicionaram-se, gota a gota, 200 mL de solução aquosa de H_2SO_4 . As soluções de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e H_2SO_4 têm inicialmente a mesma concentração em mol/L. Represente num gráfico a variação da $[\text{NO}_3^-]$ e da $[\text{SO}_4^{2-}]$ em função do número de gotas da solução de H_2SO_4 adicionadas à solução de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Resolução:

Para facilitar a resolução vamos considerar:

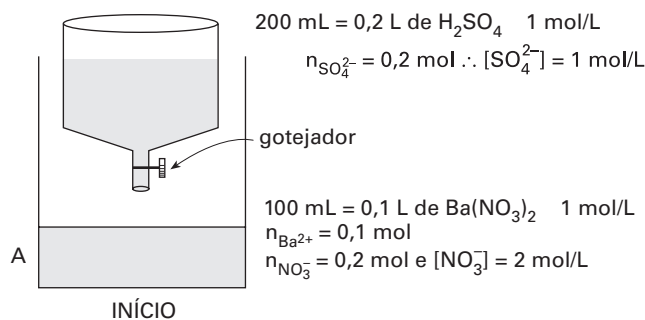
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] \text{ inicial} = [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] \text{ inicial} = 1 \text{ mol/L}$$

A equação iônica de reação é:

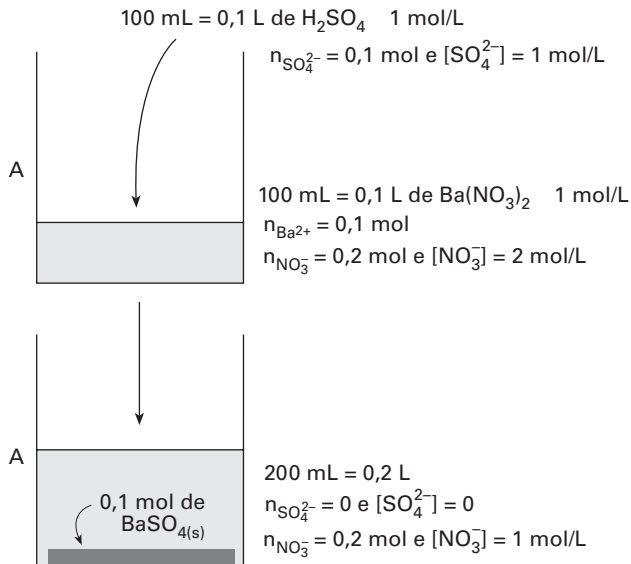


Os íons $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ são espectadores.

De acordo com o enunciado, 200 mL de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ são *gotejados* sobre 100 mL da solução de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$. Vamos analisar como variam as $[\text{SO}_4^{2-}]$ e $[\text{NO}_3^-]$ *no copo A*, à medida que aumenta o número de gotas de solução de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ nele introduzidas.

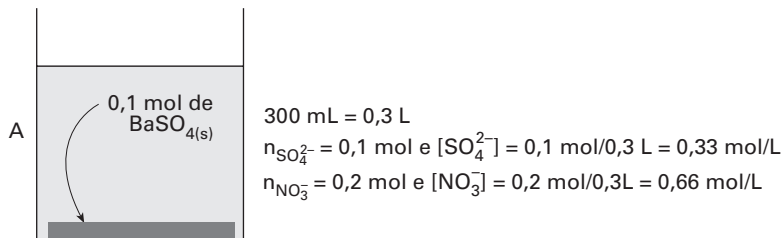


Quando o volume de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ gotejado em A for igual a 100 mL teremos:



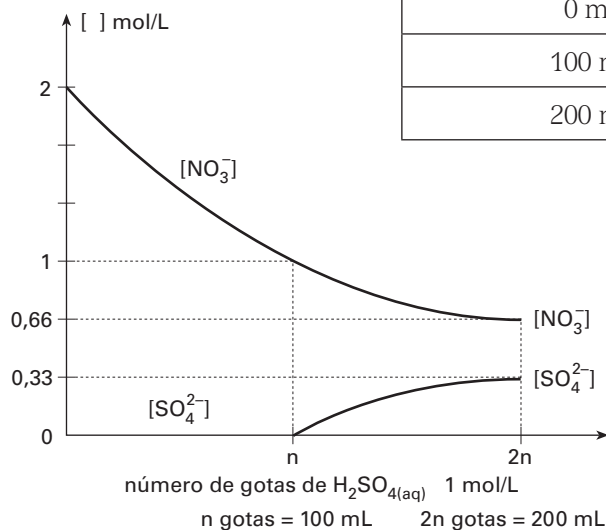
Conclusão: Quando o volume de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ gotejado em A atingir 100 mL, não teremos SO_4^{2-} no copo A porque o 0,1 mol de SO_4^{2-} introduzido em A é precipitado dando 0,1 mol de $\text{BaSO}_{4(\text{s})}$. Por outro lado à medida que o volume de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ gotejado em A varia de 0 a 100 mL a $[\text{NO}_3^-]$ em A varia de 2 mol/L para 1 mol/L, pelo efeito da diluição da solução em relação ao NO_3^- .

Depois de adicionar em A os 100 mL de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ 1 mol/L restam ainda 100 mL de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ 1 mol/L. Continuando a gotejar o $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ em A, a $[\text{SO}_4^{2-}]$ em A começa a aumentar e a de $[\text{NO}_3^-]$ continua a diminuir. Quando os 200 mL de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ 1 mol/L tiverem sido gotejados no copo A teremos:

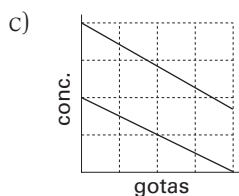
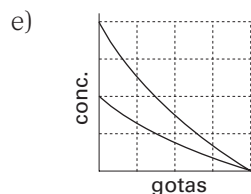
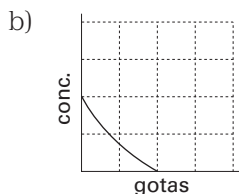
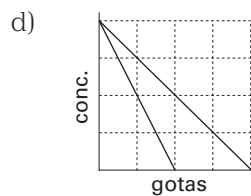
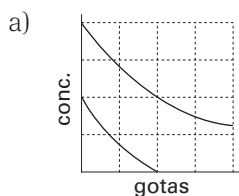


Reunindo os resultados obtidos:

Volume de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ 1 mol/L gotejado em A	$[\text{SO}_4^{2-}]_A$	$[\text{NO}_3^-]_A$
0 mL	0 mol/L	2 mol/L
100 mL	0 mol/L	1 mol/L
200 mL	0,33 mol/L	0,66 mol/L

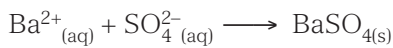


11. (FUVEST) A 100 mL de solução aquosa de nitrato de bário, adicionaram-se, gota a gota, 200 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico. As soluções de nitrato de bário e de ácido sulfúrico têm, inicialmente, a mesma concentração, em mol/L. Entre os gráficos abaixo, um deles mostra corretamente o que acontece com as concentrações dos íons Ba^{2+} e NO_3^- durante o experimento. Esse gráfico é:



Resolução:

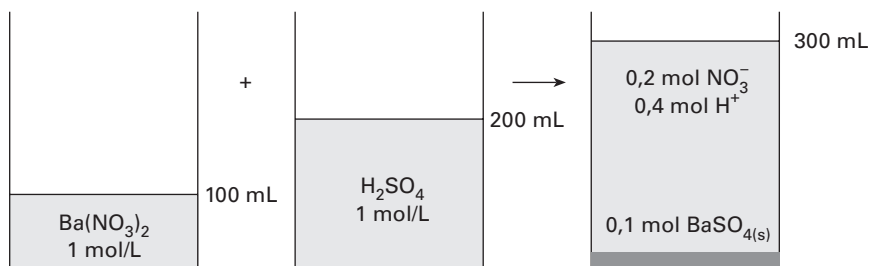
Equação da reação que ocorre:



Os íons NO_3^- e H^+ são espectadores.

Para facilitar a resolução vamos considerar:

$[Ba(NO_3)_2]$ inicial = $[H_2SO_4]$ inicial = 1 mol/L



0,1 mol Ba^{2+}	0,4 mol H^+	$[H^+] = 0,4 \text{ mol}/0,3L$
0,2 mol NO_3^-	0,2 mol SO_4^{2-}	$[H^+] = 1,33 \text{ mol/L}$
$[Ba^{2+}] = 0,1 \text{ mol}/0,1L$	$[H^+] = 0,4 \text{ mol}/0,2L$	$[NO_3^-] = 0,2 \text{ mol}/0,3L$
$[Ba^{2+}] = 1 \text{ mol/L}$	$[H^+] = 2 \text{ mol/L}$	
$[NO_3^-] = 0,2 \text{ mol}/0,1L$	$[SO_4^{2-}] = 0,2 \text{ mol}/0,2L$	$[NO_3^-] = 0,67 \text{ mol/L}$
$[NO_3^-] = 2 \text{ mol/L}$	$[SO_4^{2-}] = 1,0 \text{ mol/L}$	

Varição da $[Ba^{2+}] = 1 \text{ mol/L} \rightarrow \text{zero}$

Varição da $[NO_3^-] = 2 \text{ mol/L} \rightarrow 0,67 \text{ mol/L}$

Somente o gráfico da alternativa (A) pode representar essas variações das concentrações $[Ba^{2+}]$ e $[NO_3^-]$.

$$\text{Coeficiente de partição} = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{NH}_3]_{\text{HCCl}_3}}$$

$$27,5 = \frac{\frac{x \text{ mol}}{0,010 \text{ L}}}{\frac{(0,001 - x) \text{ mol}}{0,1 \text{ L}}}$$

$$x = 0,00073 \text{ mol de NH}_3$$

$$n_{\text{NH}_3} \text{ que permaneceu no HCCl}_3 = 0,001 - 0,00073 = 0,00027 \text{ mol} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol} \quad (\text{Resposta})$$

- 14.** A 25 °C, 200 mL de uma solução de um composto sólido X em água, com concentração 0,3 g/L são adicionadas a 800 mL de uma solução do mesmo composto X em CS_{2(l)} com concentração 0,5 g/L.

Depois de agitada a mistura dessas duas soluções e estabelecido o equilíbrio, qual a concentração em g/L do composto X na fase aquosa e na fase do CS_{2(l)}?

Dado: solubilidade em água de X = 0,02 mol/L a 25 °C

solubilidade em CS_{2(l)} de X = 0,5 mol/L a 25 °C

Resolução:

Cálculo do coeficiente de partição ou repartição (c) em água e CS_{2(l)}.

$$c = \frac{\text{solubilidade de X em água}}{\text{solubilidade de X em CS}_2} = \frac{0,02}{0,5} = 0,04$$

Massa de X em 200 mL (0,2L) de solução = 0,2 L × 0,3 g/L = 0,06g

Massa de X em 800 mL (0,8L) de solução = 0,8 L × 0,5 g/L = 0,4g

Massa de total de X na mistura das soluções = 0,06 g + 0,4 g = 0,46 g

Seja *m* a massa de X nos 200 mL de água, depois de estabelecido o equilíbrio

$$0,04 = \frac{\frac{m \text{ g}}{0,2 \text{ L}}}{\frac{(0,46 - m) \text{ g}}{0,8 \text{ L}}} \therefore m = 0,0046$$

$$\text{Concentração da solução na fase aquosa, no equilíbrio} = \frac{0,0046\text{g}}{0,2 \text{ L}} = 0,023 \text{ g/L} \quad (\text{Resposta})$$

$$\text{Concentração da solução na fase CS}_2, \text{ no equilíbrio} = \frac{(0,46 - 0,0046)\text{g}}{0,8 \text{ L}} = 0,57 \text{ g/L} \quad (\text{Resposta})$$

Confirmação da resposta.

$$\text{Coeficiente de partição (repartição)} = \frac{0,023 \text{ g/L}}{0,57 \text{ g/L}} = 0,04$$