

PRO

55.845	-2
	-1
Fe	+1
	+2
	+3
	+4
	+5
	+6

 SSOR

1.008	-1
	+1

 H UGÃO

MISTURA DE SOLUÇÕES DE SOLUTOS DIFERENTES COM REAÇÃO QUÍMICA

Soluções constituídas por solventes iguais e solutos diferentes com ocorrência de reação química

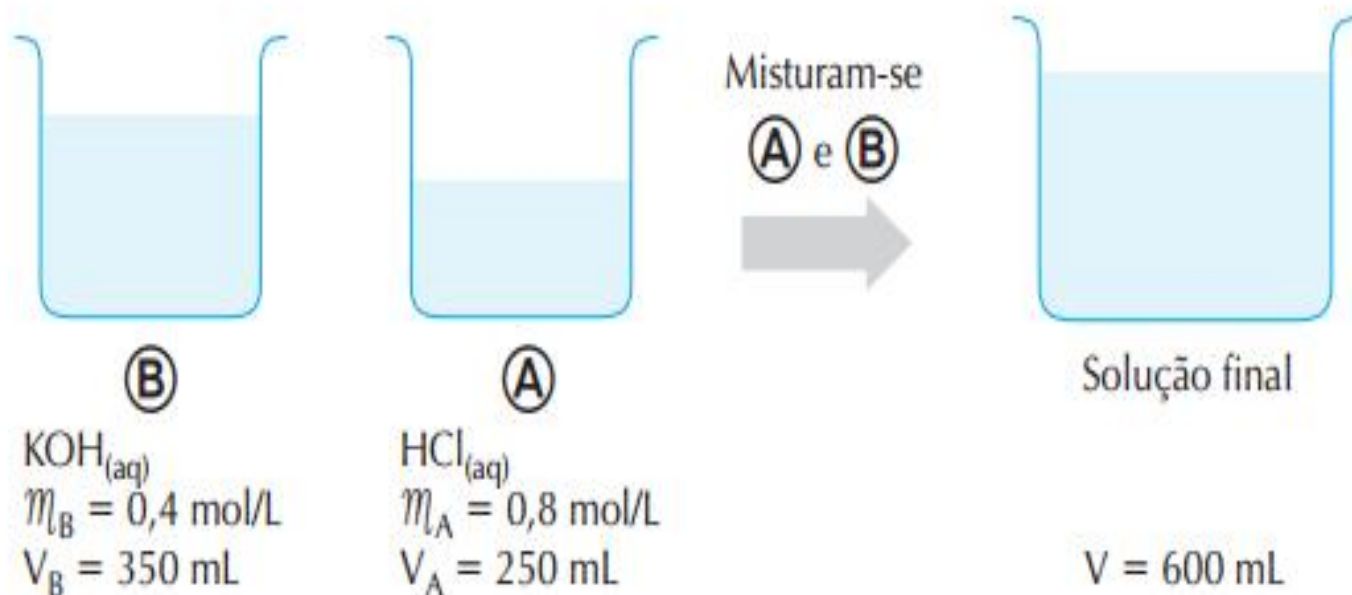
Duas soluções aquosas: uma de volume 250 mL, tendo como soluto ácido clorídrico, HCl, e concentração em quantidade de matéria igual a 0,8 mol/L, (A), e outra de volume 350 mL, tendo como soluto hidróxido de potássio, KOH, e concentração em quantidade de matéria igual a 0,4 mol/L, (B), são misturadas em um mesmo recipiente. A partir desses dados, desejamos responder:

- a) a solução resultante é ácida, básica ou neutra?
- b) caso a solução não seja neutra, qual a concentração em quantidade de matéria (mol/L) em relação ao soluto que se encontra em excesso?
- c) qual a concentração em quantidade de matéria (mol/L) do sal presente ao final da reação?

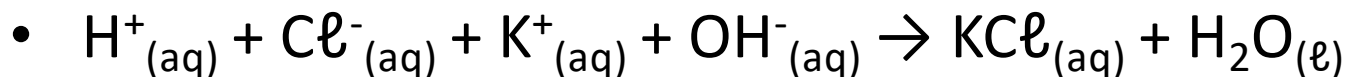
Estamos agora diante de uma nova situação. Soluções constituídas pelo mesmo solvente, porém contendo solutos diferentes e que, ao serem misturados, reagem entre si, transformando-se em novos solutos. Qual será, nesse caso, o ponto de partida para efetuarmos os cálculos sugeridos?

Quando se misturam soluções contendo solutos diferentes que reagem entre si, estamos diante de um problema de cálculo estequiométrico.

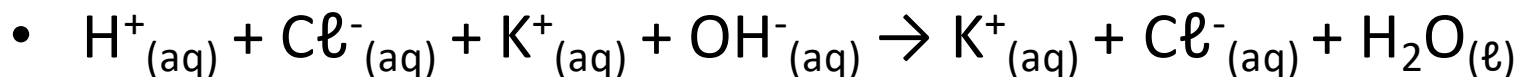
Resolvendo o problema proposto:



EQUAÇÃO IÔNICA

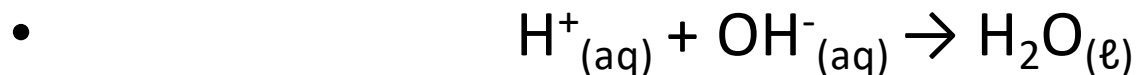


ou



- **Desse modo, a equação iônica é a equação química em que aparecem íons, além de átomos e moléculas.**

- Podemos escrever também a equação iônica de forma mais reduzida. Por exemplo, na reação que estamos considerando, os íons $\text{K}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ são chamados de íons espectadores e, por isso, podem ser desconsiderados numa equação iônica reduzida:



Equação envolvida:



1 mol — 1 mol — 1 mol — 1 mol → **Proporção da reação**

0,14 mol — 0,20 mol — ---- — ---- → **Dados do problema**

Reagente limitante

está em excesso

0,14 mol — 0,14 mol — 0,14 mol — 0,14 mol

Reagem

e

formam-se

RESPOSTA

Ao final da reação teremos no recipiente 0,06 mol de HCl que não participou da reação (excesso), 0,14 mol de KCl e também água, já que a reação ocorre em meio aquoso.

Respondendo à pergunta (a): como o ácido se encontra em excesso, a solução resultante será ácida.

Respondendo à pergunta (b): temos um excesso de 0,06 mol de HCl presente num volume de 0,6 L de solução. Assim a concentração em quantidade de matéria do reagente que ficou em excesso pode ser calculada usando a expressão:

$$m = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{0,06 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Respondendo à pergunta (c): temos, na solução resultante, além do excesso do reagente HCl, um outro soluto que é o produto da reação, KCl, presente numa quantidade de 0,14 mol num volume de 0,6 L de solução. Assim a concentração em quantidade de matéria do KCl pode ser calculada usando a expressão:

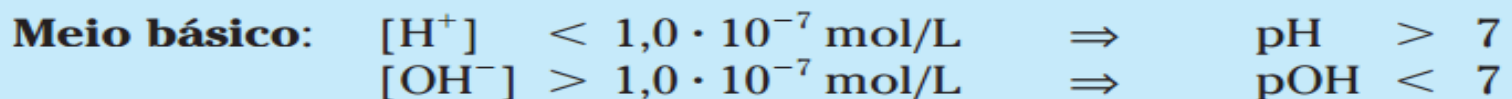
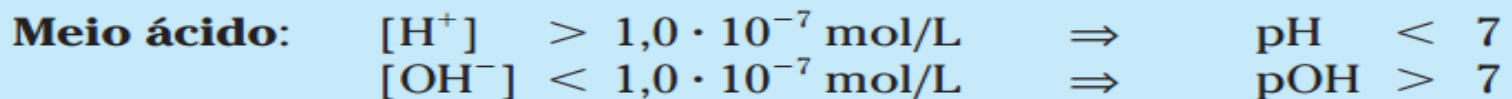
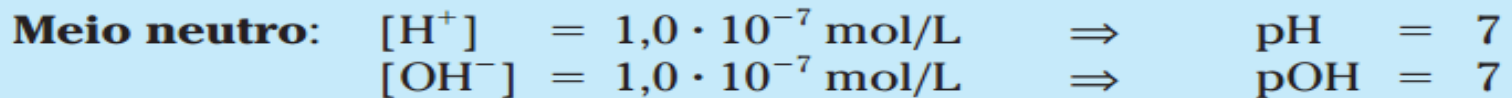
$$m = \frac{n_{\text{KCl}}}{V} = \frac{0,14 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,23 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

O volume da solução resultante é de 600 mL. Ela é constituída pelo solvente água e pelos seguintes solutos:

$\text{HCl}_{(\text{aq})}$, que corresponde ao reagente em excesso, e $\text{KCl}_{(\text{aq})}$, que corresponde ao produto da reação.

CALCULANDO O PH

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
- $\text{pH} = -\log[10^{-1}]$
- $\text{pH} = -(-1)\log_{10} 10$
- $\text{pH} = 1$



COMO PODERIA SER COBRADO?

- O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia (NH_3) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,0 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra foram gastos 25,0 mL do ácido.

Com base nas informações fornecidas:

I - Qual a concentração da solução, calculada com os dados da titulação?

II – A concentração indicada no rótulo é correta?

I / II

- a) 0,12 mol/L / sim
- b) 0,25 mol/L / não
- c) 0,25 mol/L / sim
- d) 0,50 mol/L / não
- e) 0,50 mol/L / sim

RESOLUÇÃO

- Olhando os dados da tabela, calculamos que a massa molar (MM) da amônia é igual a 17 g/mol. Assim, segundo os dados do rótulo, a concentração da amônia seria:

- $$M_{\text{NH}_3} = \frac{C_{\text{NH}_3}}{MM_{\text{NH}_3}}$$

- $$M_{\text{NH}_3} = \frac{9,5 \text{ g/L}}{17 \text{ g/mol}}$$

- $$M_{\text{NH}_3} = 0,56 \text{ mol/L}$$

- Agora vamos determinar a concentração da solução de acordo com os dados obtidos na titulação: $n_{\text{NH}_3} = n_{\text{HCl}}$ Ponto de equivalência

- $$M_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{NH}_3} = M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

- $$M_{\text{NH}_3} = \frac{M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NH}_3}}$$

- $$M_{\text{NH}_3} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 25 \text{ mL}}{5,0 \text{ mL}}$$

- $$M_{\text{NH}_3} = 0,50 \text{ mol/L}$$
 (o valor está diferente do indicado pelo rótulo).

