

CAPÍTULO 2

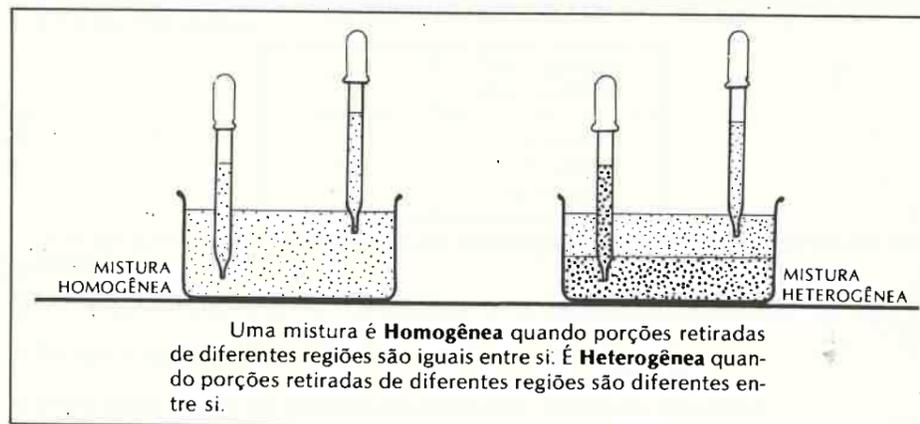
Soluções

2.1 — Água — O Solvente Universal

Em nosso planeta há água na superfície, no subsolo, na atmosfera e em qualquer ser vivo, seja animal ou vegetal. Em toda essa água estão presentes as mais diferentes substâncias formando as mais variadas misturas, homogêneas ou heterogêneas.

(1) Amostras de água do mar, coletadas próximo à praia, foram classificadas como misturas heterogêneas; outras, trazidas do alto mar, foram consideradas misturas homogêneas. Que critério deve ter sido utilizado para essa classificação?

(2) Dê, com suas próprias palavras, uma definição para misturas homogêneas e misturas heterogêneas. Verifique se sua definição é ou não concordante com a dada a seguir.



Utiliza-se normalmente o termo **solução** como sinônimo de mistura homogênea. Dá-se o nome **solvente** à substância que está presente em maior quantidade na mistura. Os outros componentes são chamados **solutos**. Em geral, quando um dos componentes é líquido, ele é considerado o solvente.

(3) Dê o nome de um soluto da água do mar. Qual é o solvente dessa mistura?
 (4) Classifique as misturas dadas a seguir como homogêneas ou heterogêneas. Justifique sua classificação.

— Água de rio; solo; água e álcool; água e óleo; aço.

A água é comumente chamada solvente universal. Isso não quer dizer que tenha a propriedade de dissolver todas as substâncias ou mesmo a maioria delas. A denominação solvente universal deriva da abundância e distribuição dessa substância em nosso planeta — ela faz parte de quase todas as misturas naturais.

A figura 2.1 exemplifica, através de modelos, a dissolução de diferentes solutos em água.

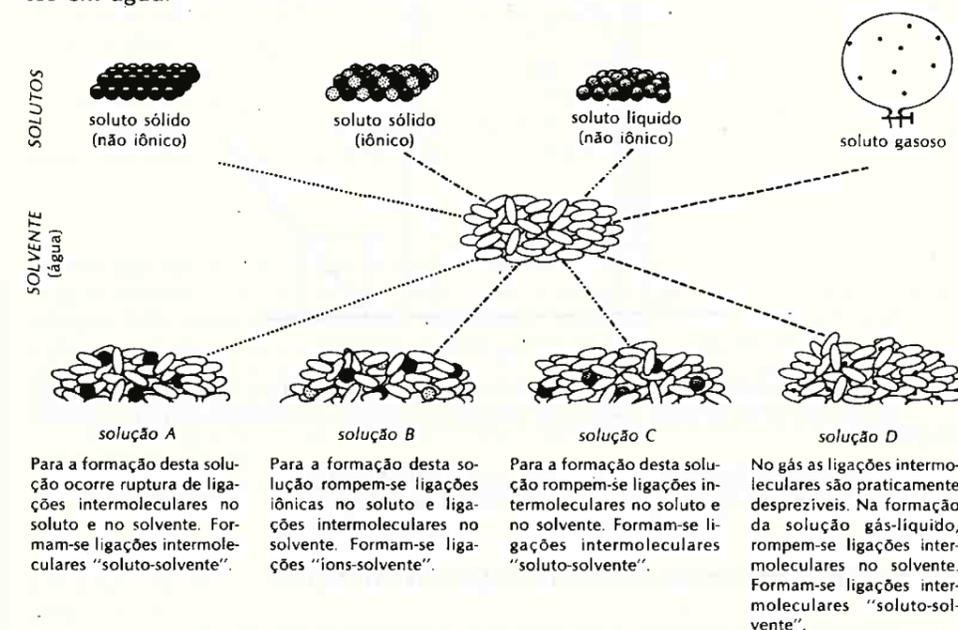
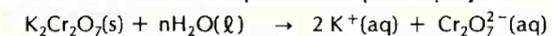


Fig. 2.1 — Mecanismo da dissolução

EXPERIÊNCIA 5 — Concentração de Soluções

Para caracterizar quantitativamente uma solução deve-se conhecer sua concentração. É o que você fará nesta experiência, preparando uma solução aquosa de dicromato de potássio. A dissolução dessa substância é representada pela equação:


Material

dicromato de potássio	balança
1 béquer de 150 ml ou 200 ml	1 conta-gotas
1 proveta de 100 ml	1 frasco de 150 ml-200 ml (com tampa)
1 espátula	1 etiqueta
1 bastão de vidro	

Procedimento

A. Pese o béquer com a precisão de 0,1 g. A seguir coloque nesse recipiente uma quantidade de dicromato de potássio equivalente a um grão de feijão. Pese novamente.

(1) Que valor você encontrou para a massa de dicromato de potássio?

B. Adicione água ao béquer em quantidade suficiente para dissolver o $K_2Cr_2O_7$. Agite com o bastão de vidro para facilitar a dissolução.

C. Transfira o conteúdo do béquer para a proveta, como indica a figura 2.2. Acrescente um pouco de água ao béquer para lavá-lo e transfira esse líquido para a proveta. Adicione água cuidadosamente até completar o volume de 100 ml. (É conveniente utilizar o conta-gotas para adicionar os últimos mililitros de água.) Misture a solução com o bastão de vidro para homogeneizá-la.

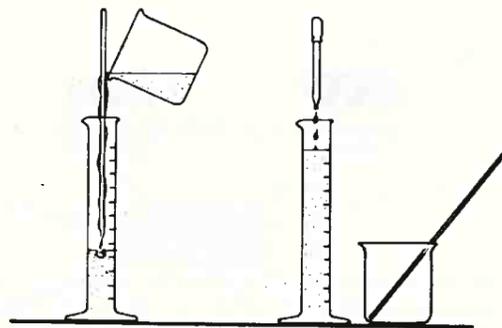


Fig. 2.2

D. Passe a solução para um frasco, tampe-o e guarde para utilizar na experiência seguinte.

(2) Considerando o modo como você preparou a solução, é correto expressar a concentração por:

$$a) \frac{\text{----- g de } K_2Cr_2O_7}{100 \text{ ml de água}}$$

$$b) \frac{\text{----- g de } K_2Cr_2O_7}{100 \text{ ml de solução}}$$

2.2 — Como expressar a Concentração de Soluções

Existem muitas maneiras para indicar a concentração de soluções, mas as mais comumente usadas pelos químicos estão exemplificadas no Quadro IV. Em todas elas o soluto é cloreto de cobalto, e o solvente água.

Quadro IV

Solução	Como foi preparada	Concentração	
		massa de soluto litro de solução	moles do soluto litro de solução
I	130 g de $CoCl_2$ /1 000 ml de solução	130 g/1 000 ml (ou 130 g/l)	1,00 mol/l
II	13,0 g de $CoCl_2$ /100 ml de solução	130 g/1 000 ml (ou 130 g/l)	1,00 mol/l
III	26,0 g de $CoCl_2$ /1 000 ml de solução	26,0 g/1 000 ml (ou 26,0 g/l)	0,200 mol/l
IV	5,20 g de $CoCl_2$ /200 ml de solução	26,0 g/1 000 ml (ou 26,0 g/l)	0,200 mol/l

(1) Calcule a massa molecular do cloreto de cobalto e justifique porque a concentração da solução I pode ser expressa por 130 g/l ou 1,00 mol/l.

(2) Por que as soluções I e II apresentam igual concentração?

(3) Justifique porque a concentração da solução III é indicada por 0,200 mol/l.

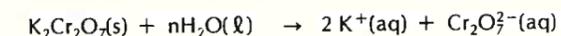
(4) Com base nos dados referentes ao preparo da solução IV, explique porque sua concentração é 26,0 g/l. Explique também o valor 0,200 mol/l.

A concentração, quando expressa em mol/l, recebe o nome de *concentração molar* ou *molaridade* e é indicada pela letra M.

Com base na definição acima, a concentração das soluções I e II é indicada por 1,00 M (lê-se um molar); a concentração das soluções III e IV é indicada por 0,200 M (lê-se 0,200 molar).

(5) A massa molecular de $K_2Cr_2O_7$ é 294. Expresse em g/l e em mol/l a concentração da solução que você preparou na Experiência 5.

Quando uma solução é iônica é comum indicar-se a molaridade dos íons presentes na solução. Por exemplo, o exame da equação



mostra que na dissolução de dicromato de potássio cada molécula da substância origina três íons: 2 K^+ e 1 $Cr_2O_7^{2-}$. Assim, em princípio, pode-se afirmar que em uma solução 0,01 molar (0,01 M) dessa substância, as concentrações dos íons potássio e dicromato são, respectivamente, 0,02 M e 0,01 M. Uma notação utilizada para indicar a molaridade de espécies químicas é escrevê-las entre colchetes. Por exemplo, $[K^+] = 0,02 \text{ M}$; $[Cr_2O_7^{2-}] = 0,01 \text{ M}$.

(6) Qual o valor de $[K^+]$ para a solução que você preparou na Experiência 5? E o valor de $[Cr_2O_7^{2-}]$?

(7) A equação da dissolução do cloreto de sódio é a seguinte:



Em uma solução 0,02 M dessa substância, qual a molaridade dos cátions Na^+ ? E dos ânions Cl^- ?

EXPERIÊNCIA 6 — Solubilidade de $K_2Cr_2O_7$ em Água

O que acontece quando diferentes quantidades de dicromato de potássio são acrescentadas a uma solução aquosa dessa substância?

Para responder esta pergunta você utilizará a solução aquosa que preparou na Experiência 5.

Material

5 tubos de ensaio (iguais)
4 rolhas para tubos de ensaio
1 espátula
1 estante para tubos de ensaio
1 proveta de 10 ml (ou maior)
 $K_2Cr_2O_7$ (sólido)
solução de $K_2Cr_2O_7$ (preparada na experiência anterior)

Observação: É necessário um sistema de banho-maria, utilizado pelo professor.

Procedimento

A. Etiquete os tubos de ensaio e numere-os de 1 a 5. Coloque em cada um 10 ml da solução de dicromato de potássio.

B. Deixe o tubo 1 como controle e acrescente aos tubos 2, 3, 4 e 5, dicromato de potássio sólido em quantidades equivalentes a 1, 2, 4 e 6 grãos de feijão, respectivamente. Tampe-os, agite-os bem e deixe-os em repouso por 2-3 minutos.

(1) Em que tubos a mistura é homogênea? E heterogênea?

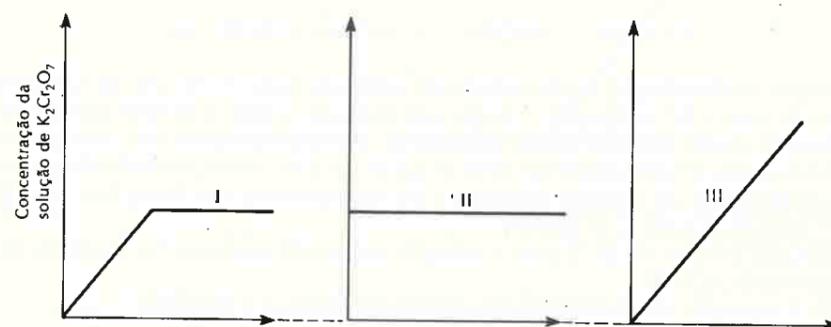
Quando um soluto é colorido a intensidade de cor da solução está intimamente relacionada com a concentração: quanto mais intensa a cor, maior a concentração.

(2) A concentração da solução do tubo 1 é maior ou menor que a do tubo 2?

C. Observe os tubos em que o sólido não se dissolveu completamente e compare a intensidade de cor das soluções sobrenadantes a fim de decidir se suas concentrações são iguais ou diferentes.

As soluções sobrenadantes devem apresentar igual concentração, independentemente de quanto soluto sólido haja no tubo. Se não foi isto que você concluiu no item C, observe mais cuidadosamente a cor de cada solução.

(3) Qual das curvas seguintes é coerente com os resultados obtidos nesta experiência?



Quantidade de soluto adicionado a certo volume de solvente

Procedimento do Professor

Seu professor aquecerá em banho-maria o conjunto de cinco tubos de uma das equipes. Observe o que acontece.

(4) A quantidade de dicromato de potássio que se dissolve depende da temperatura?

Analisando os Resultados

Os resultados desta experiência demonstram que há uma quantidade limite de $K_2Cr_2O_7(s)$ que se dissolve em determinado volume de solução — o excesso permanece sem se dissolver. Demonstram também que é possível dissolver mais dicromato de potássio, desde que se eleve a temperatura.

Uma solução torna-se **saturada** quando já dissolveu a máxima quantidade de soluto.
A uma dada temperatura, a quantidade limite de um soluto que se dissolve em determinado volume de solvente é conhecida como **solubilidade**.

O excesso de soluto presente numa solução saturada é denominado *corpo de fundo* (fig. 2.3).

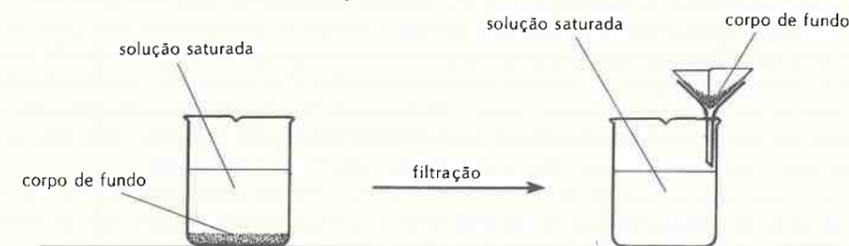


Fig. 2.3

A solubilidade de uma substância depende da temperatura, conforme indicado na tabela 2.1. Depende também do solvente — por exemplo, a 20°C, a solubilidade da sacarose em água é de 2 039 g/litro e, em etanol, é de 0,9 g/litro.

Tabela 2.1 — Solubilidade × temperatura

Soluto		Solubilidade em água (g/litro)		
Nome	Fórmula	20°C	40°C	60°C
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	2 039	2 381	2 873
Dicromato de potássio	$K_2Cr_2O_7$	131	292	505
Sulfato de sódio	Na_2SO_4	—	488	453

(5) Analise cada afirmação abaixo e decida se é Verdadeira ou Falsa.

(a) Todas as substâncias são mais solúveis a quente.

(b) A solubilidade de uma substância em determinado solvente independe da temperatura.

(c) Uma substância é igualmente solúvel em qualquer solvente.

(d) Uma solução aquosa de sacarose, de concentração 2 039 g/litro, deixa de ser saturada quando aquecida a 60°C.

2.3 — Descrevendo uma Experiência com $K_2Cr_2O_7$ Radioativo

A radioatividade de qualquer material pode ser detectada por contadores Geiger, instrumentos que acusam e medem a intensidade das radiações (fig. 2.4).

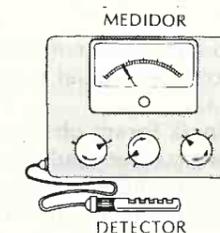


Fig. 2.4 — Contador Geiger

Para que uma amostra de substância seja radioativa basta que um dos tipos de átomos que a constituem o seja. Por exemplo, o dicromato de potássio apresentará radioatividade se contiver átomos de potássio, cromo ou oxigênio radioativos. Na fórmula da substância representam-se os átomos radioativos por um asterisco (*). Assim, $K_2^*Cr_2O_7$, indica que a radioatividade da substância provém dos íons potássio.

O emprego de materiais radioativos em experiências químicas pode trazer uma série de informações sobre os mecanismos envolvidos. Por exemplo, quanto a soluções, permite esclarecer questões como: "O corpo de fundo de uma solução saturada simplesmente pára de se dissolver ou participa de algum processo que envolve simultaneamente dissolução e precipitação do soluto já dissolvido?"

Uma experiência que permite responder essa questão está ilustrada na figura 2.5. Analise bem o esquema a fim de entender as várias etapas em que é realizada.

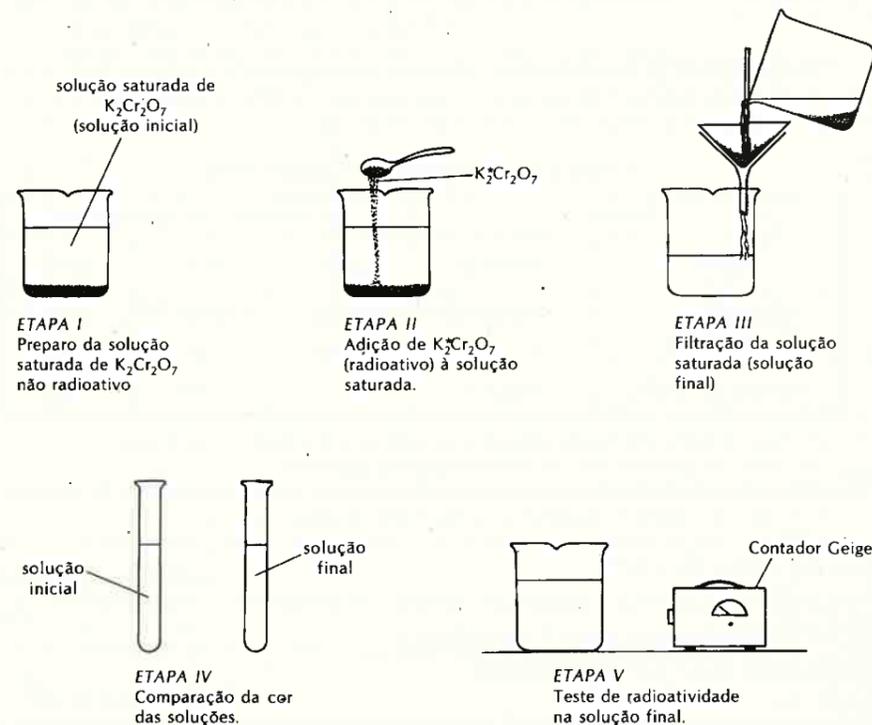


Fig. 2.5

A experiência foi realizada à temperatura constante, encontrando-se o seguinte:

- A intensidade de cor das soluções inicial e final é a mesma.
- A solução final é radioativa.

(1) Em que etapas da experiência foram obtidos esses resultados?

O primeiro dado obtido demonstra que a adição de $K_2^*Cr_2O_7$ não altera a concentração da solução inicial. Para interpretá-lo pode-se formular duas hipóteses.

I — Como a solução inicial é saturada, o soluto não mais se dissolve, quer seja radioativo ou não radioativo.

II — Na solução ocorrem dois processos simultâneos: precipitação de soluto já dissolvido na solução e dissolução de igual quantidade de corpo de fundo.

(2) Qual das duas hipóteses você acha a correta?

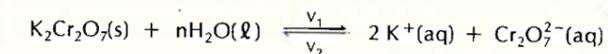
O segundo resultado traz subsídios para decidir qual das hipóteses é verdadeira: se a solução final é radioativa, ocorreu dissolução de $K_2^*Cr_2O_7$. Como a concentração não se altera, deve haver simultaneamente precipitação de espécies já dissolvidas.

(3) Qual das hipóteses é a verdadeira?

(4) Qual das figuras abaixo ilustra o resultado da experiência?



O processo dinâmico que ocorre na formação da solução saturada de dicromato de potássio pode ser representado pela equação:



V_1 e V_2 representam, respectivamente, velocidades de dissolução e de precipitação. Ao se adicionar soluto ao solvente predomina inicialmente a reação no sentido da dissolução. Na solução saturada em contato com seu corpo de fundo as duas velocidades são iguais, $V_1 = V_2$.

Quando $V_1 = V_2$, diz-se que o sistema está no estado de equilíbrio.

EXPERIÊNCIA 7 — Solubilidade em Reações Químicas de Precipitação (Demonstração)

Nesta experiência seu professor demonstrará uma reação de precipitação e fornecerá dados sobre solubilidade das substâncias envolvidas. O seu trabalho será descobrir qual a substância precipitada.

Material

solução aquosa de sulfato de sódio ($\cong 0,1 M$)
solução aquosa de cloreto de bário ($\cong 0,1 M$)
2 tubos de ensaio

Procedimento

Observe a reação que se processa quando seu professor mistura as soluções de sulfato de sódio e cloreto de bário.

(1) Qual a cor do precipitado?

(2) Ao serem misturadas as soluções, entram em contato com os seguintes tipos de íons: Na^+ , SO_4^{2-} , Ba^{2+} , Cl^- . Assinale com um X as duas fórmulas que podem representar os produtos da reação.

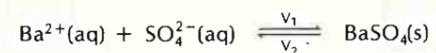
() NaCl; () Na_2Ba ; () Na_2SO_4 ; () $BaSO_4$; () Cl_2SO_4 .

(3) Nessa experiência o precipitado é constituído por uma única substância. Decida qual é, analisando os dados da tabela 2.2.

Tabela 2.2

Substância	Solubilidade (mol/litro)
cloreto de sódio	6,2
cloreto de bário	1,7
sulfato de sódio	3,1
sulfato de bário	$1,0 \times 10^{-6}$

A presença de precipitado indica que a solução sobrenadante está saturada em relação à substância que constitui esse precipitado. Neste caso, sulfato de bário. No sistema há, portanto, íons $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ em equilíbrio dinâmico com $BaSO_4(s)$:



A reação é extremamente rápida, como o são em geral todas as reações iônicas. Mesmo assim é válido afirmar que inicialmente a velocidade de precipitação predomina sobre a de dissolução. Estabelece-se o equilíbrio quando $V_1 = V_2$. Como consequência, tanto a quantidade de precipitado como a concentração da solução sobrenadante permanecem constantes, desde que a temperatura não se altere.

2.4 — Reações de Precipitação na Indústria Fotográfica

Brometo de prata, cloreto de prata e iodeto de prata são substâncias indispensáveis para a fabricação de chapas, filmes e papéis fotográficos. Cada uma dessas substâncias é obtida por precipitação quando são misturadas soluções de nitrato de prata e solução de brometos, cloretos ou iodetos de metais alcalinos (em geral de sódio ou de potássio, por motivos econômicos). Uma equação geral que representa essas reações é a seguinte:

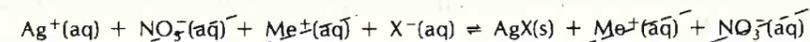


(1) Escreva a equação da reação entre nitrato de prata e iodeto de potássio.

Se quisermos incluir na equação as seguintes informações:

- o precipitado é constituído pelo sal de prata,
- estabelece-se um equilíbrio,
- a reação se realiza em meio aquoso,
- as espécies envolvidas são iônicas.

podemos representar:



ou, indicando apenas as espécies participantes da reação:



(2) Escreva a equação representativa para a precipitação de iodeto de prata.

As indústrias preparam massas gelatinosas às quais adicionam um ou mais desses compostos de prata e, com elas, recobrem películas de plástico transparente ou folhas de papel, obtendo assim, os filmes ou os papéis fotográficos. Os compostos de prata são sensíveis à luz, daí sua utilização fotográfica.

Suponha que, trabalhando a $50^\circ C$, uma indústria tenha realizado a reação entre $AgNO_3$ e $NaCl$, obtendo 100 kg de cloreto de prata como corpo de fundo em 20 000 litros de solução.

(3) Se a indústria desprezar a solução sobrenadante, jogando-a fora, que massa de $AgCl$ estará desperdiçando? (A solubilidade dessa substância a $50^\circ C$ é aproximadamente 5×10^{-3} g/litro.)

(4) Cite um processo pelo qual o $AgCl$ em solução poderia ser recuperado.

Considerando que a indústria obteve 100 kg de corpo de fundo, o exame da equação da reação permite calcular as massas de $NaCl$ e $AgNO_3$ que realmente reagiram:

	$AgNO_3$	$NaCl$	\longrightarrow	$AgCl$	$+ NaNO_3$
proporção	1 mol	1 mol		1 mol	1 mol
massas de 1 mol	170 g	58,5 g		143,5 g	85,0 g
para formar 100 kg	119 kg	40,8 kg		100 kg	59,2 kg

(5) Que tipo de cálculo permite descobrir que a produção de 100 kg de $AgCl$ requer 119 kg de $AgNO_3$ e 40,8 kg de $NaCl$?

Os valores 119 kg e 40,8 kg indicam, respectivamente, as massas de $AgNO_3$ e $NaCl$ necessárias para produzir 100 kg de cloreto de prata. No entanto, se fossem misturadas soluções que contivessem exatamente essas quantidades de reagentes, a massa do precipitado corresponderia a aproximadamente 99,9 kg. Os 100 g restantes estariam dissolvidos na solução sobrenadante. Para obter 100 kg de sólido a indústria deve partir de quantidades de reagentes proporcionalmente maiores, pois é necessário levar em conta a solubilidade da substância que precipita.

EXPERIÊNCIA 8 — Solubilidade e Condutibilidade Elétrica (Demonstração)

Através de um teste realizado pelo professor você observará a condutibilidade elétrica da água e de duas soluções aquosas preparadas com solutos iônicos de diferentes solubilidades: um deles é sal de cozinha, o outro é pó de giz. O componente principal do sal de cozinha é o cloreto de sódio; giz é uma mistura constituída principalmente por carbonato e sulfato de cálcio.

Este teste permitirá encontrar respostas para as questões:

- Solutos de diferentes solubilidades em água formam soluções aquosas igualmente condutoras de eletricidade?
- A água conduz corrente elétrica?

Material

- 1 aparelho para teste de condutibilidade (fig. 2.6)
- 1 lâmpada de 40-60 watts
- 1 lâmpada de 15 watts
- 1 lâmpada de neônio de 2 watts
- 3 béqueres de 150 ml-250 ml, numerados de 1 a 3
- água destilada
- solução aquosa saturada de sal de cozinha
- solução aquosa saturada de pó de giz

Teste de Condutibilidade

O teste é feito em etapas: inicialmente observa-se a condutibilidade elétrica da água destilada e de cada solução saturada utilizando a lâmpada de maior potência. A seguir essa lâmpada é substituída pela de potência intermediária e depois pela de neônio. Com isso, cada líquido é testado com as três lâmpadas (fig. 2.6).

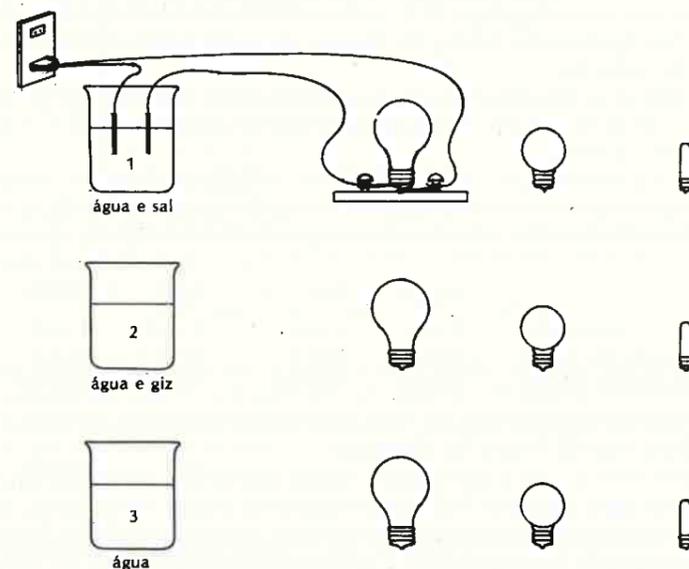


Fig. 2.6

Preencha o quadro seguinte escrevendo "acende" ou "não acende" conforme o que observar no teste realizado pelo professor.

			
água destilada + sal de cozinha (solução saturada)			
água destilada + pó de giz (solução saturada)			
água destilada			

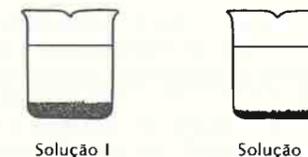
(1) Com base nos resultados do teste de condutibilidade, responda as questões formuladas na introdução desta experiência.

Interpretando os Resultados

O teste de condutibilidade elétrica fornece indicações sobre a presença de íons:

- os líquidos testados contêm íons, já que conduzem corrente elétrica.
- quanto maior a concentração de íons em uma solução, melhor sua condutibilidade elétrica.

(2) Suponha que se realize o teste de condutibilidade elétrica em duas soluções saturadas de cloreto de sódio, ambas à mesma temperatura, mas contendo quantidades diferentes de corpo de fundo:



Essas soluções devem apresentar igual ou diferente condutibilidade elétrica? Justifique.
(3) Há íons na água?

PROBLEMAS

1. Uma solução foi preparada dissolvendo-se em água 4,0 g de NaOH e completando-se o volume a 100 ml. Qual a molaridade da solução obtida?
2. Quantos gramas de Na₂SO₄ devem ser utilizados para preparar 1,0 litro de solução aquosa 0,20 M dessa substância? Qual a concentração de íons Na⁺ e SO₄²⁻ nessa solução?
3. A concentração de íons Cl⁻ em uma solução aquosa de cloreto de ferro(III) é 0,6 M. Qual o valor de [Fe³⁺] nessa solução?
4. Acrescentou-se água a 10 ml de solução aquosa de HCl 1,0 × 10⁻¹ M até completar o volume 50 ml. Qual a concentração da nova solução obtida?
5. Em um laboratório há uma solução aquosa de KCl 1,0 × 10⁻¹ M. Indique um procedimento para obter, a partir desta solução, uma outra de concentração 1,0 × 10⁻³ M.
6. A tabela seguinte relaciona dados sobre a solubilidade do clorato de potássio (KClO₃) em água a três temperaturas:

temperatura	solubilidade
20°C	5,0 g/l
40°C	12,0 g/l
60°C	22,0 g/l

- a) Uma solução saturada de KClO₃ pode tornar-se insaturada por aquecimento ou por resfriamento?
- b) Adicionando-se 15,0 g de KClO₃ em 1,0 litro de água a 30°C deve-se obter corpo de fundo? Justifique sua resposta.

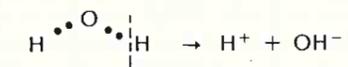
7. A solubilidade da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), em água a $40^{\circ}C$, é aproximadamente $2,4 \times 10^3$ g/l. Qual a máxima molaridade que pode apresentar uma solução aquosa desse açúcar, a essa temperatura?
8. Carbonato de níquel, $NiCO_3$, pode ser obtido pela reação de precipitação que ocorre quando soluções de cloreto de níquel e carbonato de sódio são misturadas.
- Escreva a equação representativa dessa reação.
 - Sabendo que a $25^{\circ}C$ a solubilidade de $NiCO_3$ é de $9,00 \times 10^{-2}$ g/l quantos gramas de cada reagente devem ser utilizados para obter $2,00 \times 10^4$ g de $NiCO_3$ como corpo de fundo em $1,00 \times 10^4$ l de solução?
9. Uma solução saturada sem corpo de fundo (solução I) foi obtida pela dissolução de I_2 radioativo em álcool. Em seguida, mantendo-se a temperatura constante, acrescentou-se a esta solução I_2 sólido não radioativo e, após algum tempo, realizou-se uma filtração, obtendo-se a solução II.
- As concentrações das soluções I e II devem ser iguais ou diferentes?
 - A intensidade da radiação apresentada pela solução II é maior ou menor do que a da solução I? Justifique sua resposta.
 - O corpo de fundo retido no filtro deve apresentar radioatividade?
10. A solubilidade em água do sulfeto de cádmio, CdS , é $9,0 \times 10^{-6}$ g/l a $20^{\circ}C$.
- Qual a molaridade de uma solução saturada de sulfeto de cádmio a essa temperatura?
 - Quantos íons $Cd^{2+}(aq)$ devem estar presentes em 1,0 l dessa solução?

CAPÍTULO 3

Equilíbrio Iônico da Água

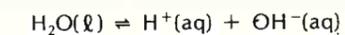
3.1 — Há Íons na Água

O teste de condutibilidade elétrica realizado na água demonstra a presença de íons, embora em pequena concentração. Na realidade esses íons são H^+ e OH^- , provenientes da dissociação de um certo número de moléculas H_2O :



(1) Justifique porque a ruptura da ligação covalente acima indicada origina um cátion e um ânion.

Na água coexistem moléculas H_2O não dissociadas, cátions H^+ e ânions OH^- e essa coexistência é representada pelo seguinte equilíbrio, denominado **equilíbrio iônico da água**:



Dados quantitativos sobre a concentração dessas espécies químicas em equilíbrio estão indicadas na tabela 3.1.

Tabela 3.1 — Concentração das espécies presentes na água, a $25^{\circ}C$

Espécie química	Concentração molar	
H_2O	≈ 56 M*	* Se não houvesse íons na água, $[H_2O]$ seria igual a 56 M: 1,0 litro de água pesa $1,0 \times 10^3$ g. Assim, é válido escrever: $\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g } H_2O \text{ — } 1 \text{ mol} \\ 1,0 \times 10^3 \text{ g } H_2O \text{ — } x \end{array} \right\} x = 56 \text{ moles} \\ \hspace{10em} 56 \text{ moles/litro} \\ \hspace{10em} [H_2O] = 56 \text{ M}$ Como há pequena concentração de íons na água, $[H_2O]$ é ligeiramente inferior a 56 M: $[H_2O] = 56 - 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \approx 56 \text{ M}$
H^+	$1,0 \times 10^{-7}$ M	
OH^-	$1,0 \times 10^{-7}$ M	