

# QUÍMICA



MÓDULO **2**  
FÍSICO - QUÍMICA

*explicação*



A solução é chamada eventualmente de **supersaturada** quando a quantidade de soluto dissolvido excede o valor do coeficiente de solubilidade. Suponha que, cuidadosamente, fosse possível dissolver 40 gramas do sal de cozinha em 100 gramas de água, a 0°C. Assim, existem 4,3 gramas do sal **dissolvidos** além do limite de 35,7 gramas. Essa solução excepcional é chamada supersaturada (mostra apenas uma fase). Entretanto, a situação dessa solução é instável, qualquer agitação mecânica próxima fará precipitar os 4,3 gramas em excesso, e a solução voltará a ser saturada, agora com corpo de fundo (duas fases).

### Solubilidades do KNO<sub>3</sub> na água em várias temperaturas

Os dados abaixo foram obtidos experimentalmente. Dados semelhantes para outros solutos podem ser obtidos por processos diferentes e os valores são registrados em manuais de Química para consultas.

Solubilidades do KNO <sub>3</sub> na água (gramas do sal / 100 gramas de água) em várias temperaturas	
Temperatura (°C)	solubilidade
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110,0
70	138,0
80	169,0
90	202,0
100	246,0

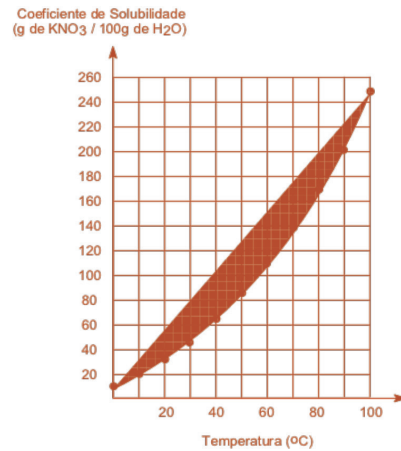
A análise dos dados mostra que a solubilidade desse sal na água aumenta quando a temperatura também aumenta. De acordo com a regra há pouco mencionada, a dissolução do nitrato de potássio na água é um processo endotérmico. (Isso significa que quando adicionamos o KNO<sub>3</sub> na água, o recipiente se resfria).

Outro ponto interessante que podemos perceber no quadro anterior, é que a massa do soluto dissolvida pode ser maior que a do solvente, a depender da temperatura.

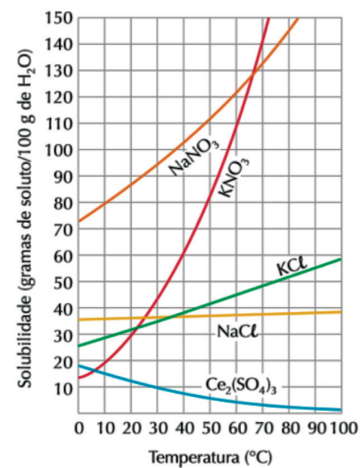
O comportamento da solubilidade do nitrato de potássio (curva ascendente) na água é seguido para a grande maioria dos solutos. Entretanto, há substâncias que exibem o comportamento inverso ao deste sal, e outras, conhecidas como hidratos, que exibem curvas ascendentes diferentes, que se interceptam em locais chamados pontos de transição dos diferentes hidratos.

### ★ AS CURVAS DE SOLUBILIDADES DE SOLUTOS NA ÁGUA

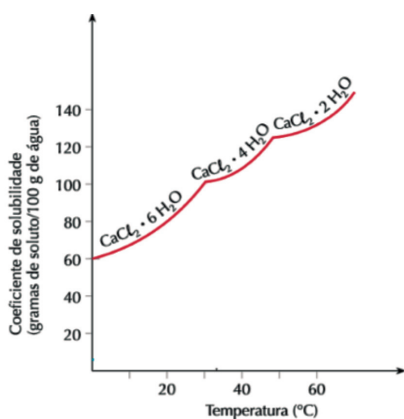
A partir dos dados experimentais de solubilidades e das temperaturas correspondentes, podemos construir gráficos para cada soluto que for estudado. Mostramos abaixo o comportamento para o nitrato de potássio em várias temperaturas.



Nem sempre a variação da solubilidade com a temperatura é crescente como a do gráfico do nitrato de potássio. Algumas substâncias diminuem a solubilidade com o aumento da temperatura, como é o caso do sulfato de cério, Ce<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Outras mostram a solubilidade quase sem variação com a temperatura, como é o caso do sal comum, NaCl.



Um terceiro grupo de substâncias, conhecidas como hidratos, mostram gráficos com **“pontos de inflexão”** (pontos de transição do hidrato). Nesses pontos ocorrem mudanças na estrutura do soluto (perda de água de hidratação). Isso ocorre, por exemplo, com o CaCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O que, por aquecimento, se transforma em CaCl<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O, depois em CaCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O e, finalmente, em CaCl<sub>2</sub> dissolvido, em solução.



### ★ SOLUÇÕES AQUOSAS CONTENDO UM GÁS DISSOLVIDO.

A solubilidade de um gás na água depende da sua natureza (polar, não polar, ou que reage com a água), da temperatura da água e da pressão exercida pelo gás acima da solução.

A solubilidade é relativamente alta quando o gás reage com a água, sendo ele polar ou não polar (casos do  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ). Se o gás não reage com a água ( $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ , gases nobres, metano, etano, etc.), a solubilidade é muito pequena.

Segundo a lei de Henry, a solubilidade  $S$  de um gás, numa dada temperatura, é dada pela equação  $S = k.P$ , onde  $k$  é uma constante que depende do gás e da temperatura, e  $P$  é a pressão do gás em particular acima da solução.

### ★ SOLUÇÕES AQUOSAS CONTENDO LÍQUIDO DISSOLVIDO

Mais uma vez lembramos que a água, sendo um solvente polar, tem maior afinidade por solutos polares. No caso de o soluto ser um líquido, devemos observar sempre dois pontos importantes:

- sua polaridade do líquido.
- o tamanho da sua molécula.

No primeiro caso, se o líquido é apolar, não se dissolve na água, pois as forças de atração entre suas moléculas são de natureza diferentes daquelas que existem na água. Esse é o caso dos derivados do petróleo e dos óleos e gorduras animais e vegetais. Se o soluto é polar, há quase sempre em suas moléculas uma parte apolar, hidrofóbica, como uma cadeia carbônica de tamanho variável (caso dos álcoois, dos ácidos carboxílicos, das aminas, etc.) e uma parte polar (grupo funcional). A solubilidade em água vai depender tanto do tamanho da cadeia carbônica (hidrofóbica), quanto do tipo e da quantidade de grupos polares (hidrofílicos). Geralmente, as moléculas menores têm grande solubilidade, enquanto as maiores se dissolvem cada vez menos pois a parte hidrofóbica da

molécula aumenta de tamanho. Se as moléculas do soluto são relativamente grandes, mas possuem vários grupos polares, a solubilidade na água é grande (caso dos açúcares, dos aminoácidos etc.).



## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 01

A solubilidade do  $\text{KCl}$  na água, a  $80^\circ\text{C}$ , é próxima de  $52\text{g}/100\text{g H}_2\text{O}$ . Para preparar  $50$  gramas da solução saturada, quais as massas dos componentes que precisam ser misturadas?

### QUESTÃO 02

Numa experiência para determinar a solubilidade de um composto sólido  $X$ , na água, em temperatura ambiente, foram misturados  $100$  gramas de cada componente e, após agitação, verificou-se a presença de corpo de fundo no recipiente. Uma filtração foi realizada, recolhendo-se uma parte do filtrado, de  $50$  mL. Determinou-se a densidade do filtrado achando-se o valor  $1,1\text{ g/mL}$ . A evaporação cuidadosa do filtrado deixou um resíduo sólido de  $12,5$  gramas.

- Qual a solubilidade do soluto expressa em gramas de  $X$  por  $100$  gramas de água?
- Qual a massa de  $X$  presente no corpo de fundo e retida na filtração?

### QUESTÃO 03

A solubilidade do nitrato de chumbo na água, em temperatura ambiente, é de  $60\text{g}/100\text{g}$ . Duas soluções aquosas desse soluto foram preparadas a  $25^\circ\text{C}$ , com as seguintes quantidades:

Solução A:  $20$  gramas do sal +  $50$  gramas de água.

Solução B:  $30$  gramas do sal +  $100$  gramas de água.

- As soluções A e B são saturadas ou insaturadas?
- Qual a solução diluída e qual a concentrada na comparação entre elas?

### QUESTÃO 04

Identifique o principal tipo de força intermolecular que ocorre nas soluções cujos componentes são:

- água + metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ).
- água +  $\text{HCl}$ .
- benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) + tolueno ( $\text{C}_7\text{H}_8$ ).
- água + ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).
- propanal + propanal ( $\text{CH}_3\text{CHO}$ ).
- água + sal comum ( $\text{NaCl}$ ).

### QUESTÃO 05

Calcular a quantidade de  $\text{CO}_2$  dissolvido numa garrafa do refrigerante fechado, de  $300$  mL, em que o líquido está

submetido a uma pressão de 4 atm do gás. A constante da lei de Henry para o  $\text{CO}_2$  é igual a  $3,1 \times 10^{-2}$  mol/L.atm.

Massa molar do gás = 44 g/mol.

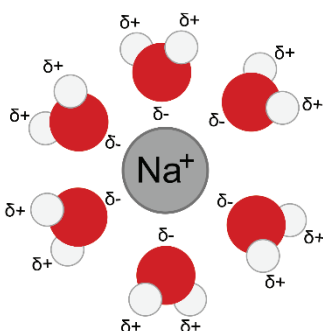
(A constante de Henry para o gás diz claramente as unidades de pressão e de solubilidade)

## UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

A maior parte das reações químicas envolvendo substâncias minerais ocorre quando elas se encontram dissolvidas na água. Esse líquido é o solvente mais empregado na química, tanto pela sua abundância natural, quanto pelas suas propriedades particulares. Mesmo assim, a água não pode ser considerada um solvente universal, pois não consegue dissolver muitas substâncias conhecidas como, por exemplo, os derivados do petróleo, os óleos e as gorduras. Se ela dissolvesse tudo que encontra pela frente, tente imaginar como seríamos nós e o planeta Terra.

Diversos solutos iônicos se dissociam na presença da água devido à elevada constante dielétrica deste solvente, o que permite diminuir a força de atração entre os íons de quase 80 vezes. Os íons separados, vindos do soluto dissolvido, ficam envolvidos pelas moléculas polares da água, devido a um tipo de atração conhecida como íon-dipolo, um pouco mais forte do que a conhecida ligação hidrogênio, porém bem mais fraca do que a existente na ligação metálica, ou nas ligações covalente e iônica. De acordo com a lei de Coulomb, quanto menores forem os raios dos íons e maiores forem as suas cargas no cristal do sólido, mais presos eles se encontram, sendo mais difícil a sua dissociação na água.

A figura a seguir ilustra a atração íon-dipolo entre as moléculas polares da água e os cátions de sódio provenientes de um soluto iônico. Observe que as moléculas de água ficam orientadas com o polo negativo envolvendo o cátion. O ânion do soluto (não mostrado na figura) também se encontra envolvido pelas moléculas do solvente, sendo que, neste caso, o polo positivo da molécula está voltado para a carga negativa.



Disponível em: <http://opengeology.org>. Acesso em: 15 fev. 2018.

A grande vantagem do emprego de soluções aquosas nas reações químicas é que os íons dissolvidos já estão disponíveis (prontos) para a reação, não havendo a necessidade de quebrar ligações entre os átomos reagentes, como acontece nas reações entre moléculas das substâncias puras. Por esse motivo, as reações com soluções aquosas são mais rápidas e, praticamente, completas, quando comparadas com as reações orgânicas.

## ★ O CONCEITO DE SOLUÇÕES

Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias. A substância que está presente em maior quantidade é chamada solvente e a outra, em menor quantidade, é o soluto.

Em palavras mais simples, o solvente é a substância que dissolve. O soluto é a substância que se dissolve. Por exemplo, numa solução formada com um pouco de açúcar dissolvido na água, o solvente é a água e o soluto o açúcar.

## ★ CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

É bastante comum nas ciências da natureza realizar a classificação de algum assunto quando ele requer um melhor raciocínio por parte do leitor. Assim é que as soluções devem ser classificadas segundo determinados aspectos, como se mostra a seguir:

### Quanto ao estado físico do solvente

- solução sólida: quando o solvente é sólido (as ligas metálicas).
- solução líquida: quando o solvente é líquido (a água potável).
- solução gasosa: quando o solvente é gás (o ar atmosférico).

O foco do estudo das soluções no ensino médio está voltado para as soluções líquidas. Nelas, o solvente é líquido (quase sempre a água) e o soluto pode ser um sólido, um líquido ou, até mesmo, um gás.

Por exemplo, na solução de álcool em água, o soluto é um líquido (álcool); na solução de açúcar em água, o soluto é um sólido (açúcar) e na solução de  $\text{CO}_2$  em água, o soluto é um gás (gás carbônico).

### Quanto a natureza das partículas presentes na solução

- Solução molecular: contém apenas moléculas do soluto e do solvente. Ela também é denominada solução não-eletrolítica, porque não conduz a eletricidade.
- Solução iônica: contém íons, sendo denominada solução eletrolítica, porque permite a condução da corrente elétrica.

Em diversas soluções aquosas, o soluto pode ser

encontrado, simultaneamente, na forma de moléculas e de íons dissolvidos. Um bom exemplo é quando um ácido fraco, tal como o ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) se encontra na água. O sistema apresenta, além das moléculas não ionizadas do soluto e do solvente, os cátions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , os ânions acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) e os ânions hidroxila ( $\text{OH}^-$ ).

É importante anotar que toda solução aquosa apresenta íons de hidrogênio e íons hidroxila, vindos da fraca ionização da água, ou mesmo do soluto dissolvido.

#### Exemplos de soluções moleculares (não eletrolíticas)

- soluções aquosas cujos solutos sejam: açúcares dissolvidos (glicose, sacarose, frutose etc.); álcoois dissolvidos (metanol, etanol, propilenoglicol, glicerina etc.); alguns gases dissolvidos ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}$ , gases nobres etc.).

- soluções moleculares não aquosas: petróleo; gasolina; querosene; óleo diesel; óleo lubrificante; mistura de álcoois etc.

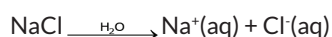
#### Exemplos de soluções aquosas iônicas (eletrolíticas)

Muitos solutos se dissolvem na água produzindo íons. Esses solutos são geralmente:

- compostos iônicos como sais e hidróxidos alcalinos.
- Compostos moleculares, como os ácidos nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), e outras substâncias como  $\text{NH}_3$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ .

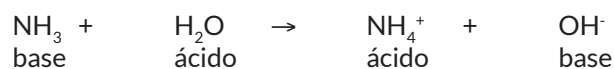
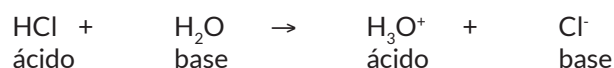
#### Os íons nas soluções eletrolíticas

No caso dos compostos iônicos, os íons aparecem na solução devido ao fenômeno físico conhecido como dissociação iônica. Os íons do soluto se separam devido à forte influência das moléculas polares da água. O fenômeno reduz a força de atração entre eles em quase 80 vezes (por causa do alto valor da constante dielétrica do solvente).

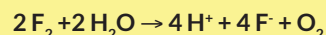


Quando a substância é molecular, ocorre um outro fenômeno, de natureza química conhecido como ionização do soluto, (uma hidrólise) que é uma reação do tipo ácido-

base, de acordo com o conceito de Brønsted-Lowry:

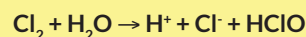


Nos casos dos halogênios  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ , as ionizações das moléculas são resultado de reações de oxirredução (transferência de elétrons), como se representa a seguir no caso do gás flúor:



Na equação acima, pode-se identificar o agente oxidante ( $\text{F}_2$ ) e o agente redutor ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

No caso do cloro (gás) e do bromo (líquido), o processo de oxirredução é ligeiramente diferente:



onde a reação é do tipo auto-oxirredução porque um dos átomos do halogênio (na molécula) se oxida e o outro se reduz.

No caso de óxidos ácidos, como o  $\text{CO}_2$ , há inicialmente a reação com a água, formando o ácido ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), o qual se ioniza logo em seguida, formando  $\text{H}^+$  e  $\text{HCO}_3^-$ .

#### Quanto às quantidades de soluto e solvente presentes

Nesse aspecto, a solução pode ser saturada ou insaturada. Ela é saturada quando, numa dada temperatura, uma determinada massa de água dissolve a maior quantidade possível do soluto. Se esse limite não foi ainda alcançado, ela é uma solução insaturada. Mostramos, no final do primeiro caderno, as duas situações (saturada e insaturada) com os gráficos de solubilidades.

Para compreender melhor as relações quantitativas entre os dois componentes da solução, é conveniente conhecer mais um pouco sobre as unidades de medidas que empregadas pelos químicos para expressar a concentração do soluto.

#### ★ AS UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

De um modo geral, a concentração do soluto numa solução mede a razão (quociente) entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução.

Em alguns poucos casos, a concentração é dada pela razão entre a quantidade do soluto e a quantidade do solvente.

As **Unidades Físicas de Concentração** são aquelas que não necessitam do conhecimento das massas molares do

soluto e do solvente.

As **Unidades Químicas de Concentração**, ao contrário, **exigem** o conhecimento das fórmulas e/ou das massas molares das espécies envolvidas.

Em qualquer um dos casos, adota-se a seguinte convenção para distinguir o soluto, o solvente e a solução:

- O índice 1 refere-se ao soluto.
- O índice 2 refere-se ao solvente.
- A ausência do índice, refere-se à solução.

### Unidades Físicas de Concentração

**a) Título em massa (m/m):** É o quociente (razão) entre a massa do soluto e a massa total da solução, expressas nas mesmas unidades.

$$\tau = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Lembre-se que a massa da solução  $m$  é dada por  $m = m_1 + m_2$ .

O título em massa é uma grandeza adimensional. Seu domínio é dado por  $0 < \tau < 1$ .

O título em massa pode ainda ser expresso em porcentagem em massa (ou título percentual em massa).

$$\tau_{\%} = \tau \times 100 \text{ ou } \tau_{\%} = 100 \frac{m_1}{m}$$

**b) Título em volume (v/v):** É o quociente entre o volume de soluto (um líquido, ou gás) e o volume da solução (também um líquido, ou gás) expressos nas mesmas unidades.

$$\tau_v = \frac{V_1}{V}$$

O título, em volume, também é uma grandeza adimensional.

A porcentagem em volume do soluto na solução é dada por:

$$\tau_{v\%} = \tau_v \times 100 \text{ ou } \tau_{v\%} = 100 \times \frac{V_1}{V}$$

Devemos lembrar aqui que os volumes do soluto e do solvente, na solução, nem sempre podem ser somados, ou seja, o volume  $V$  da solução não é necessariamente a soma do volume  $V_1$  do soluto com o volume  $V_2$  do solvente, a não ser que os dois líquidos sejam muito semelhantes estruturalmente. Portanto não podemos considerar, a priori, que o valor de  $V$  seja dado pela soma  $V_1 + V_2$ .

O título em volume somente é usado para exprimir a concentração de soluções onde os componentes são todos gasosos ou todos, líquidos.

Pode-se também empregar para uma solução o chamado o título massa por volume (m/v), que indica a massa (gramas) do soluto dissolvido em cada 100 mL da solução.

A conversão de um título "m/m" para título "v/v", ou para título "m/v" exige o conhecimento das densidades do soluto, do solvente e da solução.

**c) Concentração comum (gramas /litro):** É dada pela razão entre a massa do soluto (em gramas) e o volume da solução (em litros).

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ (g/L)}$$

Quando desejamos obter a massa da solução e conhecemos o seu volume (e vice-versa), utilizamos a grandeza conhecida como densidade da solução, que é definida pelo quociente da massa ( $m$ ) pelo volume ( $V$ ) da solução.

$$d = \frac{m}{V}$$

As unidades mais usadas para exprimir a densidade da solução são g/mL e kg/L. No caso de soluções onde o soluto e o solvente são gases, a unidade mais comum para densidade é grama/litro.

Tenha todo cuidado de não confundir a densidade da solução com uma unidade de concentração.

**Relação entre concentração, densidade e título:** Alguns estudantes preferem usar fórmulas matemáticas prontas para converter uma unidade de concentração em outra. A fórmula abaixo pode ser deduzida das definições dadas anteriormente:

$$C_{g/L} = 1000 \times d_{g/mL} \times \tau$$

**d) Partes por milhão de partes (ppm):** É uma unidade usada para soluções muito diluídas, geralmente em

trabalhos sobre poluição do ar e de águas. Ela indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução:

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg de soluto dissolvido em } 10^6 \text{ mg (ou 1 kg) de solução}$$

Quando a solução aquosa é muito diluída, a massa de 1 quilograma ocupa um volume próximo a 1 litro. Logo, nessa situação, pode-se entender também que 1 ppm também representa a concentração de 1mg do soluto dissolvido em 1 litro da solução aquosa.

Em soluções aquosas:  $1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg soluto} / 1 \text{ L solução}$

**e) Partes por bilhão (ppb):** É outra unidade de concentração ainda menor do que a anterior. Ela indica quantas partes de soluto existem em um bilhão de partes da solução.

$$1 \text{ ppb} = 1 \text{ mg de soluto dissolvido em } 10^9 \text{ mg (ou 1 ton) de solução}$$

Quando a solução aquosa é bastante diluída, a massa de 1000 quilogramas ocupa um volume próximo a 1000 litros (ou  $1 \text{ m}^3$ ). Pode-se compreender que a concentração de 1 ppb representa a concentração de 1 mg de soluto dissolvido em 1 metro cúbico da solução aquosa.

Em soluções aquosas:  $1 \text{ ppb} = 1 \text{ mg soluto} / 1 \text{ m}^3 \text{ solução}$

### Unidades Químicas de Concentração

**a) Frações molares do soluto ( $x_1$ ) e do solvente ( $x_2$ ):** A fração molar do soluto numa solução é o quociente entre o seu número de mols e o total de número de mols de todas as substâncias presentes nesta solução.

Quando a solução tem apenas um soluto e um solvente, calcula-se a fração molar do soluto por:

$$x_1 = \frac{n_1}{n}$$

e a fração molar do solvente por

$$x_2 = \frac{n_2}{n}, \text{ onde } n = n_1 + n_2.$$

Vale a pena lembrar que:

- a soma das frações molares do soluto e do solvente é dada por  $x_1 + x_2 = 1$ .
- a fração molar de uma substância é uma grandeza adimensional.
- quando multiplicamos a fração molar de uma substância por 100, obtemos a % em mols (e em moléculas) dessa substância na solução.

**b) Concentração molar do soluto ( $M$ ):** É dada pela razão entre o número de mols do soluto e o volume da solução, expresso em litros.

$$M = \frac{n_1}{V} \text{ (mol/L, molar ou M)}$$

onde  $n_1$  é obtido geralmente por  $n_1 = \frac{m_1}{MM_1}$  ( $m_1$  = massa do soluto e  $MM_1$  = massa molar do soluto).

Lembramos que o número de mols de um soluto

pode ser também calculado por  $n_1 = \frac{N_1}{6 \times 10^{23}}$  ou,

no caso de ele ser um gás, por  $n_1 = \frac{P \times V}{R \times T}$ .

**Relação entre Concentração em gramas/L e Concentração em mol/L:** Para os estudantes que costumam memorizar fórmulas matemáticas, a relação entre a concentração comum (gramas/L) e a concentração molar (mols/L) é dada por:

$$C = M \times MM_1$$

onde  $MM_1$  representa a massa molar do soluto.

**c) Concentração molal do soluto ( $W$ ):** É a razão entre o número de mols do soluto e a massa do solvente (expressa em quilograma).

$$W = \frac{n_1}{m_2 \text{ (kg)}} \text{ (mol/kg de soluto ou molal)}$$

Para as soluções aquosas diluídas, os valores numéricos da concentração em mols/L (concentração molar) e em mols/kg (concentração molal) são praticamente iguais.

Nos trabalhos científicos, as unidades preferidas são aquelas que não são muito alteradas com a temperatura. Assim, as concentrações que envolvem massas, como concentração molal, título em massa e fração molar, são as mais empregadas.

Veja que essas unidades não empregam a grandeza volume, cujo valor varia com a temperatura da solução.

## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 06

Quantos gramas de hidróxido de sódio devem ser dissolvidos na água de modo a se obter 250 mL de uma solução de concentração 20 g/L?

### QUESTÃO 07

A densidade de certa solução aquosa salina é de 1,25 g/mL. Qual a massa de sal que deve ser dissolvida em água para se obter 400 mL da solução a 5% em massa desse sal?

### QUESTÃO 08

Em 500 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico (massa molar 98 gramas/mol) cuja concentração é igual a 0,2 mol/L, qual a massa do ácido presente?

### QUESTÃO 09

Numa solução aquosa há 10,4 ppm de íons de chumbo. Qual a massa da solução que contém 1 mol desses íons? (massa molar do chumbo = 208 g/mol)

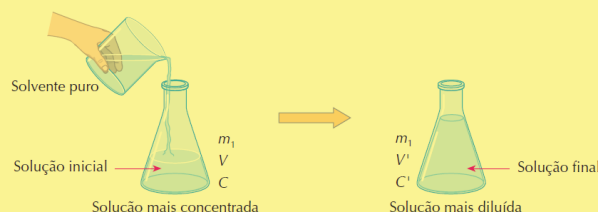
### QUESTÃO 10

Numa solução aquosa de concentração 50% em massa de ácido sulfúrico (massa molar = 98 g/mol) qual a fração molar aproximada da água?

## DILUIÇÃO

Há duas maneiras de diluir uma solução. A primeira delas consiste em adicionar uma certa quantidade do soluto. A outra é adicionar a esta solução uma outra, idêntica, mais diluída.

### ADICIONAR À MESMA UMA PORÇÃO DO SOLVENTE PURO



FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004.

Quando se adiciona o solvente puro, devemos entender que a quantidade de soluto ( $m_1$ ) fica constante (não muda) durante a operação. No entanto, a concentração inicial  $C$  diminui seu valor para  $C'$ , enquanto que o volume aumenta de  $V$  para  $V'$ . É fácil demonstrar que os valores iniciais e finais de volumes e de concentrações ficam relacionados por:

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$m_L \cdot V = m_L' \cdot V'$$

$$\tau \cdot m = \tau' \cdot m'$$

A operação inversa à diluição significa concentrar a solução; ela pode ser feita realizando-se um aquecimento cuidadoso para evaporar uma quantidade desejada do solvente (estamos supondo que o soluto não seja volátil). Nessa operação continuam válidas as fórmulas anteriores, sendo que agora a solução final tem menor volume e maior concentração.

### ★ ADICIONAR OUTRA SOLUÇÃO IDÊNTICA, PORÉM MAIS DILUÍDA

Ao misturar as duas soluções, tenha em mente que a quantidade do soluto na solução final é dada pela soma das quantidades iniciais, o mesmo ocorrendo com o volume final, dado pela soma dos dois volumes misturados. A equação matemática nesses casos é mostrada logo a seguir, no capítulo seguinte, no item (a) que trata sobre mistura de soluções.

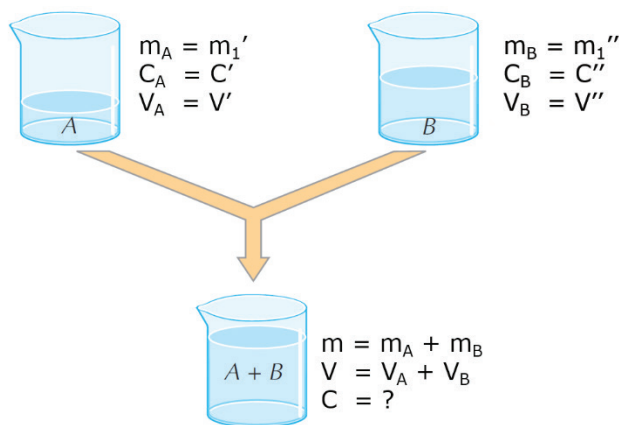
### ★ MISTURAS DE SOLUÇÕES AQUOSAS

Quando misturamos duas soluções aquosas, devemos

considerar cuidadosamente três casos:

### As soluções possuem o mesmo soluto

Fica bastante claro que não há reação química no processo, uma vez que os solutos são idênticos. O esquema desse tipo de mistura é mostrado abaixo:



FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004 (adaptado).

A massa final do soluto na solução obtida é dada pela soma das massas do soluto presentes nas soluções iniciais ( $m_1' + m_1''$ ). De forma idêntica, o volume final é a soma dos volumes iniciais ( $V' + V''$ ).

Resolvendo matematicamente, a concentração final  $C$  será dada por:

$$C = \frac{m_1' + m_1''}{V' + V''}$$

As expressões matemáticas, quando as concentrações são dadas em mols/L e em mols/kg, são idênticas. Podemos entender que a concentração final  $C$  situa-se entre os valores das concentrações iniciais  $C'$  e  $C''$ .

### Os solutos das soluções misturadas são diferentes, mas não há reação química entre eles

Os casos mais comuns para que não possa ocorrer reação química entre os dois solutos são:

Solução A	Solução B
Ácido 1	Ácido 2
Hidróxido 1	Hidróxido 2
Sal 1	Sal 2
<b>com o mesmo cátion ou com o mesmo ânion</b>	
Sal 1	Sal 2
sal alcalino	sal alcalino
sal alcalino	sal de amônio
<b>formação de sais que sejam solúveis em água</b>	

Em todos esses casos onde não há reação, cada soluto se comporta independentemente do outro. Devemos levar em conta que o volume da solução é dado agora pela soma dos volumes iniciais misturados.

### Os solutos das soluções misturadas reagem entre si

Nesses casos, devemos ter uma maior atenção, porque os reagentes podem reagir de forma parcial ou total, e, também, pelo fato de, paralelamente, ocorrer a formação de novas substâncias químicas.

Os casos mais frequentes de reação ocorrem quando se mistura: (a) uma solução contendo um ácido com outra que contém uma base; (b) uma solução de um oxidante com outra de um redutor; (c) ou ainda, quando se misturam soluções onde a reação produz um composto pouco solúvel (um precipitado), ou (d) um gás se desprende da solução.

As situações devem ser bem analisadas quantitativamente:

1) Os números de mols dos reagentes (os solutos misturados) estão exatamente de acordo com a estequiometria e, portanto, não há excesso de nenhum deles e, portanto, não há reagente limitante.

2) Os números de mols dos reagentes (os solutos misturados) não estão de acordo com a estequiometria e, portanto, haverá excesso de um deles no final; o outro, totalmente consumido, é o reagente limitante.

### ★ O PROCESSO DE TITULAÇÃO E A ANÁLISE VOLUMÉTRICA

O processo de titulação volumétrica consiste na adição lenta de uma solução (contida numa bureta) à outra (que está num erlenmeyer) até se chegar ao final da reação entre os solutos. O objetivo do procedimento é o de determinar a concentração da solução contida no erlenmeyer, a partir da outra solução que tem a concentração conhecida (titulada ou padronizada).

No processo, enche-se inicialmente uma bureta com a solução padrão até o nível zero. No frasco de erlenmeyer coloca-se um volume conhecido da solução problema com algumas gotas de um indicador adequado, cuja coloração será alterada no final da reação.

A titulação é realizada abrindo-se a torneira da bureta o suficiente para que a solução padrão goteje na solução problema, que é agitada continuamente. Quando o indicador mudar de cor ("viragem do indicador"), a reação é encerrada. Calcula-se, em seguida, o número de mols do soluto contido no volume de solução escoado da bureta, e verifica-se quantos mols do outro soluto encontrava-se dissolvido no frasco de erlenmeyer. O processo de titulação faz parte de um conjunto mais amplo da análise

quantitativa, conhecido como **Análise Volumétrica**.

### Classificação da análise volumétrica

A classificação é feita de acordo com o tipo de reação envolvida na titulação:

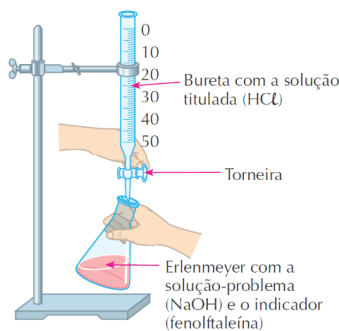
**1. Volumetria de neutralização:** Quando a reação ocorre entre um ácido e uma base.

**Acidimetria:** É a determinação da concentração de um ácido com o emprego de uma solução titulada de uma base. Assim, por exemplo, pode-se obter a concentração de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na solução da bateria de um automóvel, empregando uma solução titulada de NaOH.

$$\begin{array}{|c|} \hline \text{número de mols} \\ \text{de OH}^- \text{ da base} \\ \text{consumida de bureta} \\ \text{(solução-padrão)} \\ \hline \end{array} = \begin{array}{|c|} \hline \text{número de mols de H}^+ \\ \text{do ácido contido no} \\ \text{erlenmeyer (solução-} \\ \text{problema)} \\ \hline \end{array}$$

**Alcalimetria:** É o contrário da acidimetria, ou seja, aqui determinamos a concentração de uma solução básica (álcali) com o emprego de uma solução titulada de um ácido. Por exemplo, podemos conhecer a pureza de uma soda cáustica (teor de NaOH) empregando uma solução de ácido clorídrico titulada.

$$\begin{array}{|c|} \hline \text{número de mols de H}^+ \\ \text{do ácido consumido} \\ \text{de bureta (solução-} \\ \text{padrão)} \\ \hline \end{array} = \begin{array}{|c|} \hline \text{número de mols de} \\ \text{OH}^- \text{ da base contida} \\ \text{no erlenmeyer} \\ \text{(solução-problema)} \\ \hline \end{array}$$



Exemplo de titulação de neutralização: neste caso, a solução-padrão de HCl está sendo utilizada para determinar a concentração da solução-problema de NaOH.

FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004 (adaptado).

**2. Volumetria por precipitação:** É o caso da volumetria onde os solutos das soluções reagem formando um precipitado. A reação ocorre quase sempre entre dois sais dissolvidos que sejam capazes de produzir um sal insolúvel. Por exemplo, pode-se titular uma solução contendo cloretos, ou brometos, ou iodetos alcalinos com o sal AgNO<sub>3</sub>, ocorrendo a precipitação dos sais de prata correspondentes.

**3. Volumetria por oxirredução:** É o caso da análise volumétrica onde se determina a concentração da solução de um oxidante com o emprego de uma solução titulada de um redutor, e vice-versa. Nesse tipo de volumetria, temos dois casos que merecem destaque:

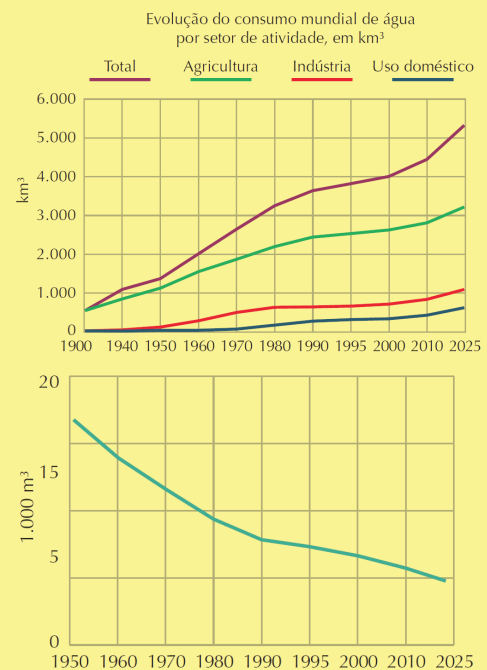
**permanganometria:** quando usamos solução titulada do oxidante KMnO<sub>4</sub> para titular um redutor; **iodometria:** quando medimos o iodo liberado do KI pela reação deste sal com um oxidante adequado.

### Escassez e poluição da água

A água é a substância mais abundante na Terra. Sem ela não existiria a vida como a conhecemos, uma vez que os organismos de todos os animais e de todos os vegetais são constituídos por grandes porcentagens da substância.

A distribuição da água na Terra é aproximadamente a seguinte: 97,2% nos mares e oceanos; 2,15% nas geleiras e calotas polares; 0,62% nas águas subterrâneas; 0,0091% nos lagos e rios; e 0,001% na umidade atmosférica.

Apesar de sua abundância, a água de boa qualidade começa a escassear em vários lugares da Terra, devido ao grande aumento do consumo, como podemos observar nos gráficos seguintes.



Fonte: Correio da Unesco, Rio de Janeiro, p. 21, dez. 2001 (adaptado).

A escassez de água potável começa a afetar o Brasil. Embora o Brasil detenha 8% de toda a água disponível no mundo para o consumo, mais de 80% dessa quantidade de água se encontra na Bacia Amazônica, onde vivem apenas 7% dos brasileiros. Assim, para abastecer os outros 93% da população, há somente 20% da água em disponibilidade no país.

O problema da escassez de água decorre tanto do **aumento da população mundial** quanto do **desperdício** e da **poluição**.

Embora a água seja capaz de dissolver um grande número de substâncias, está longe de ser um solvente universal. Mesmo assim, ela tende a se tornar poluída com muita facilidade por dissolver várias substâncias e misturar-se com outras formando suspensões, emulsões e, excepcionalmente, sistemas coloidais. Os agentes poluidores da água são, portanto, quaisquer substâncias que venham comprometer a vida vegetal e animal, ou que não permitam o seu emprego para o consumo público, agrícola ou industrial.

Os agentes poluidores mais comuns da água são:

- esgotos residenciais despejados nos rios, nos lagos e no mar; a solução recomendada é o tratamento desses esgotos, um processo muito caro e ainda pouco usado no Brasil;
- microrganismos causadores de doenças como disenteria, cólera, febre tifoide e outros;
- fertilizantes agrícolas, que são arrastados pelas águas das chuvas;
- compostos orgânicos sintéticos, como plásticos, detergentes, solventes, tintas, inseticidas etc.;
- petróleo que vaza de poços submarinos e da limpeza de navios cargueiros, matando enorme quantidade de plantas, peixes e aves marinhas;
- compostos inorgânicos, como ácidos, bases e sais, que são lançados nos lagos, rios e mares, principalmente pelas indústrias; Destaque especial deve ser dado aos compostos contendo os chamados metais pesados (Cu, Zn, Pb, Cd, Hg, etc.); por exemplo, a poluição por mercúrio, provocada pelos garimpeiros que buscam ouro nos rios da Região Amazônica, vem afetando a vida vegetal e animal e a saúde dos habitantes da região.

FELTRE, R. Química. São Paulo: Moderna, 2004 (adaptado).

## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 11

Misturam-se duas soluções aquosas de HCl. A primeira tem concentração de 12 mol/L e a segunda tem concentração 3 mol/L. Quanto de cada uma deve ser usada para se preparar 1 litro de solução 6 mol/L?

### QUESTÃO 12

1 litro de solução aquosa contém dissolvidos 14,8 gramas de KCl e 4,0 gramas de NaOH. Qual a concentração molar de cada soluto na solução?

Dados: Massas molares em gramas/mol = KCl (74) e NaOH (40).

### QUESTÃO 13

Calcule o volume (em mL) de solução de  $\text{AgNO}_3$  0,25 mol/L

necessário para precipitar todo o ânion cromato contido em 100 g/L de  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ?

Dado: A reação exige 2 mols de cátion prata para cada mol de íons cromato. As massas molares, em g/mol são: Na (23); Cr (52) e O (16).

### QUESTÃO 14

Uma amostra de 50,0 mL de solução de NaOH requer 27,8 mL de HCl 0,1 mol/L para a titulação completa. Quantos miligramas de NaOH existem em cada mL daquela solução?

### QUESTÃO 15

1,12 gramas de uma amostra impura de cal viva, exigiram exatamente 21 mL de HCl 0,8 mol/L, para a reação completa do óxido de cálcio presente. Qual o teor de CaO na cal viva?

## ★ COLOIDES

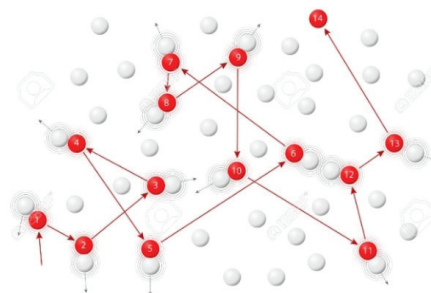
Quando agitamos o sistema contendo água e um pouco de alguma substância, uma das três situações seguintes podem ocorrer:

A primeira delas é que a substância se dissolve totalmente formando uma única fase que não se deposita pela ação da gravidade nem com as melhores centrífugas conhecidas. Além disso, ela não é retida por filtros comuns nem por ultrafiltros. Esse é o caso das misturas homogêneas ou soluções. O fenômeno pode ser explicado pelo pequeno tamanho das partículas dissolvidas com dimensões de átomos, moléculas ou íons.

Uma segunda situação é que após a agitação, a substância deposita pela ação da gravidade. As partículas são relativamente grandes, visíveis a olho nu e podem ser retidas facilmente com filtros comuns. Esses sistemas são chamados de **suspensões**.

O terceiro caso, menos comum, é o da substância se dissolver na água para formar um sistema coloidal. Nesse caso, as partículas dissolvidas são maiores que as da solução e menores que as da suspensão, com tamanhos na faixa de 1 nm a 1000 nm. Embora não sedimentem pela ação da gravidade nem sejam retidas em filtros comuns, elas podem ser separadas por ultracentrífugas e por ultrafiltros. As partículas dissolvidas têm, portanto, dimensões maiores do que as moléculas comuns e podem ser do tipo macromoléculas ou íons volumosos, por exemplo.

Observando um sistema coloidal ao ultramicroscópio, percebe-se um movimento contínuo das partículas, conhecido como **movimento Browniano**, resultante das colisões entre elas e as moléculas da água.



Movimento Browniano. A partícula em vermelho realiza um movimento (na sequência da numeração) em zigue-zague.

Outra propriedade do sistema é a capacidade das partículas dissolvidas para refletir e dispersar um feixe de luz. Tal propriedade é conhecida como **Efeito Tyndall**.



Passagem de um feixe de luz por uma solução (à esquerda) e por um coloide (à direita)

Os principais tipos de sistemas coloidais são: o **aerossol** (sólido ou líquido num gás): fumaça e nevoeiro. As **espumas** são gases dispersos em líquidos, como sabões e detergentes na água. As **emulsões**, onde um líquido está disperso em um sólido ou em outro líquido (queijo, maionese). Costuma-se chamar de **sol** o sistema coloidal onde um sólido está disperso num líquido (tintas e vidros coloridos). Finalmente, o **gel** é um material com textura gelatinosa no qual um líquido está disperso num sólido.

Estado Físico		Classificação	Exemplo
Fase dispersa	Fase dispersante		
sólido	líquido	SOL	Tintas
líquido	sólido	GEL	Manteiga
líquido	líquido	EMULSÃO	Leite
gasoso	líquido	ESPUMA	Chantilly
gasoso	sólido	ESPUMA	Isopor
líquido	gasoso	AEROSSOL	Neblina
sólido	gasoso	AEROSSOL	Fumaça
sólido	sólido	SOL SÓLIDO	Pedras preciosas

### REVISÃO NA PLATAFORMA

**AULAS 09**

2 FÍSICO-QUÍMICA  
2.1 Soluções e Coloides



APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões

CAIU NO ENEM: 16 questões

CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 39 questões