

**CEJA** >>

**CENTRO DE EDUCAÇÃO**  
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA  
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

**Química**

**Fascículo 4**

**Unidades 9 e 10**

**Edição revisada 2016**

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador  
**Sergio Cabral**

Vice-Governador  
**Luiz Fernando de Souza Pezão**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

---

Secretário de Estado  
**Gustavo Reis Ferreira**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

---

Secretário de Estado  
**Wilson Risolia**

---

FUNDAÇÃO CECIERJ

---

Presidente  
**Carlos Eduardo Bielschowsky**

---

FUNDAÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

---

Coordenação Geral de  
Design Instrucional

**Cristine Costa Barreto**

Elaboração

**Claudio Costa Vera Cruz**

**Jéssica Vicente**

Atividade Extra

**Andrea Borges**

**Clóvis Valério Gomes**

Revisão de Língua Portuguesa

**Paulo César Alves**

**Ana Cristina Andrade dos Santos**

Coordenação de Design Instrucional

**Flávia Busnardo**

**Paulo Vasques Miranda**

Design Instrucional

**Aline Beatriz Alves**

Coordenação de Produção

**Fábio Rapello Alencar**

Capa

**André Guimarães de Souza**

Projeto Gráfico

**Andreia Villar**

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades

**[http://www.sxc.hu/browse.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)**

**[phtml?f=download&id=1381517](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)**

Diagramação

**Equipe Cederj**

Ilustração

**Bianca Giacomelli**

**Clara Gomes**

**Fernando Romeiro**

**Jefferson Caçador**

**Sami Souza**

Produção Gráfica

**Verônica Paranhos**

# Sumário

**Unidade 9 | Quantidades nas transformações Químicas 5**

---

**Unidade 10 | A Química tem solução! 45**

---

# Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

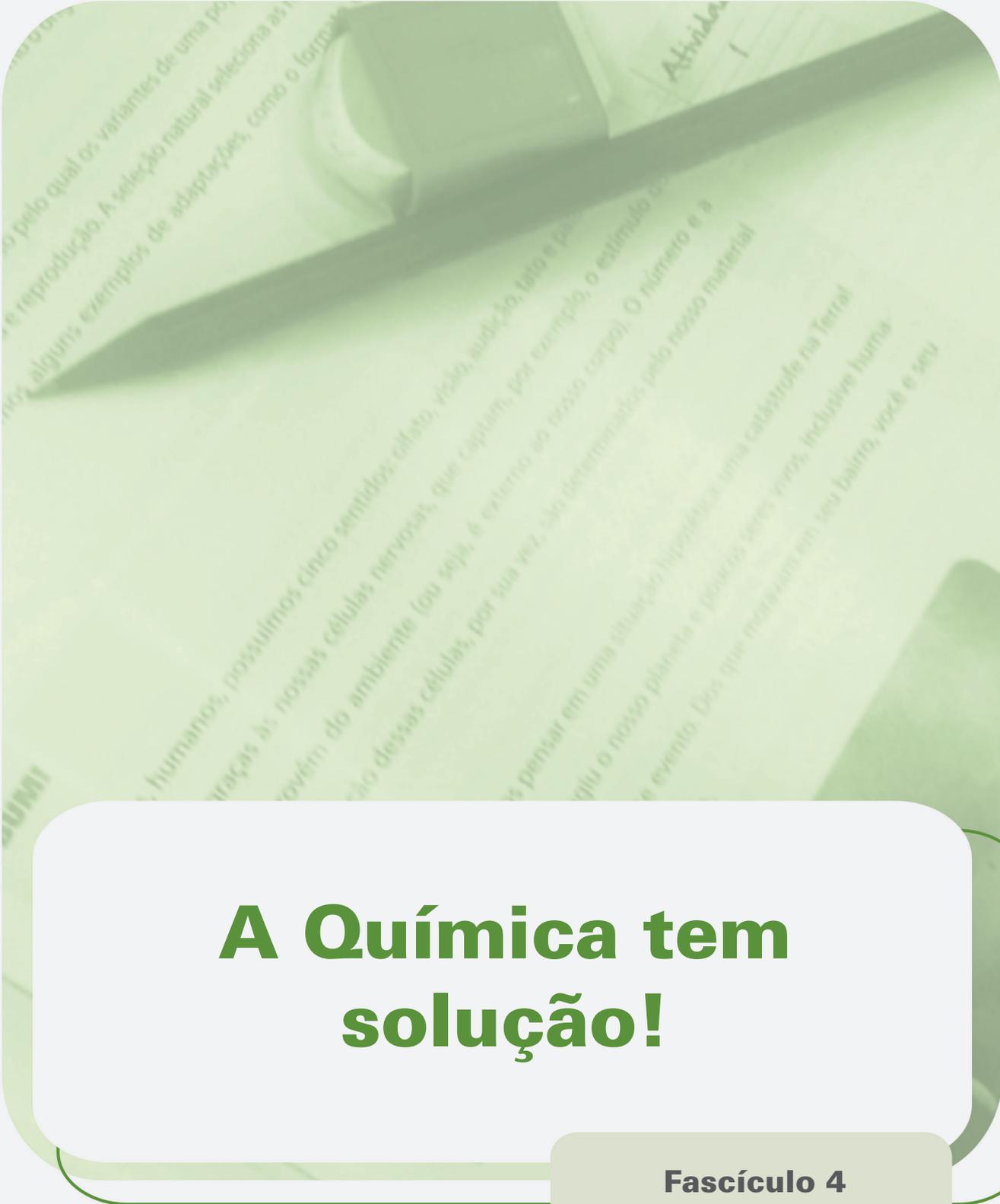
Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:  
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!



# A Química tem solução!

**Fascículo 4**  
**Unidade 10**



# A Química tem solução!

## Para início de conversa...

Você sabe o que uma barra de aço, os fluidos do seu corpo (como o sangue e a urina) e um remédio antigripal têm em comum? Todos eles são soluções! E uma solução nada mais é do que uma mistura homogênea de substâncias químicas. Você lembra o que é uma mistura homogênea, certo? Mas caso não, releia a unidade "Planeta Terra ou Planeta Água?".

E qual a importância de estudar as soluções? Porque elas são comuns na natureza e são fundamentais em processos industriais, e nas áreas médica e científica. Nesse contexto, é fundamental identificar e quantificar as substâncias que compõem uma solução.

Um exemplo disso é a propriedade das ligas metálicas (como o aço). Algumas delas, tais como a maleabilidade e a resistência à corrosão, dependem de como é a mistura dos diversos metais que compõem a liga. A variação na quantidade de carbono no aço influencia diretamente na sua dureza.

Já as variações nas concentrações das substâncias que compõem o sangue ou a urina dão aos médicos pistas valiosas sobre a saúde de um paciente. Por outro lado, um medicamento, como o antigripal, é uma mistura de vários componentes, cujas quantidades irão definir o efeito do remédio no corpo do paciente.

Devido à importância do conhecimento da quantidade de material, dissolvido em uma solução, é que em várias ocasiões as soluções são analisadas **quantitativamente**.

### Quantitativamente

Descrição numérica das propriedades de uma substância, de um sistema ou um processo.

Imagina se o médico, ao fazer o acompanhamento de um paciente, prescrevesse uma dose de um medicamento que está abaixo do valor mínimo para que seja obtido algum efeito benéfico? O tratamento seria ineficiente, podendo ocasionar a piora no seu quadro clínico ou até mesmo a sua morte!



Figura 1: Comprimidos são manipulados de forma a exercerem determinada função em nosso organismo.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/391471> - Adam Ciesielski

Nesta unidade, nós iremos aprender como, em nosso dia a dia, manipulamos as soluções para que elas nos beneficiem.

## Objetivos da aprendizagem

- Conceituar soluções e solubilidade;
- Caracterizar os diferentes tipos de soluções;
- Correlacionar a influência da temperatura na solubilidade de uma substância;
- Conhecer as diferentes unidades de concentração;
- Determinar a concentração de diferentes soluções.

# Seção 1

## O que são soluções?

Na Natureza, somos rodeados por sistemas, formados por mais de uma substância, as chamadas misturas, sendo as misturas homogêneas, denominadas soluções.

Como disse, uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que existem em uma única fase, podendo esta ser classificada como gasosa, sólida ou líquida. Na Tabela 1, são listados os exemplos mais comuns destas soluções.

Tabela 1: Exemplos de soluções

Tipo de Solução	Exemplo	Componentes
Sólida	Amálgama	Mercúrio e outros metais
Líquida	Água do mar	H <sub>2</sub> O, NaCl, MgCl, outros sais
Gasosa	Ar atmosférico	N <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , outros gases

Fonte: Jéssica Vicente

Diferentes combinações de sólidos, líquidos e gases atuam como solvente ou soluto. O soluto é o componente de uma solução que é **dissolvido** no solvente, e é geralmente presente em menor quantidade. O solvente é o componente em que o soluto é dissolvido e é geralmente presente em uma maior concentração.

As soluções mais comuns são aquelas cujo solvente é um líquido, sendo denominadas soluções aquosas, quando a água é o solvente.

Por exemplo, quando misturamos 10 g de álcool com 90 g de água, a água é o solvente. Se a proporção entre os componentes for invertida, a água passa a ser o soluto. Porém, se a água e o álcool estiverem em quantidades iguais, a decisão passa a ser **arbitrária** e sem importância.

Mas há casos em que dissolvemos uma grande quantidade de um material no outro. Por exemplo, quando misturamos muito açúcar em um pequenino copo de água e obtemos uma solução homogênea. Quem é o soluto e quem o solvente?

Uma forma simples de identificar o soluto e o solvente é a partir da observação do aspecto físico da solução. O solvente sempre será a substância que possui o mesmo estado físico da solução. No exemplo anterior, como a solução é líquida, o solvente será a água. A Figura 2 é uma representação ilustrativa dos componentes de uma solução aquosa.

### Dissolver

diluir ou solubilizar completamente uma substância num solvente.

### Arbitrária

escolha baseada no julgamento individual ou preferência pessoal.

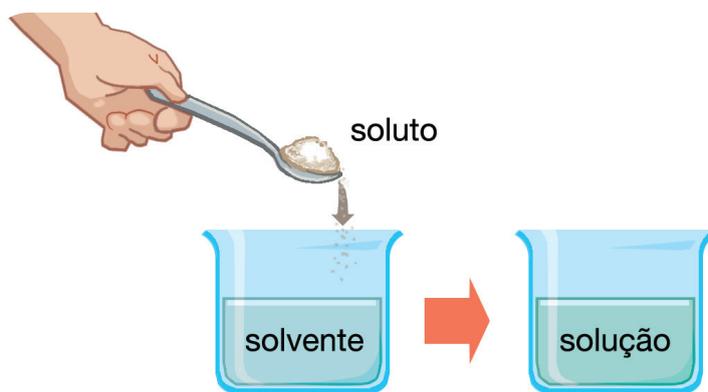


Figura 2: Componentes de uma solução: o soluto e o solvente.



### Educação é bom e até o Meio Ambiente gosta...

Leia parte da reportagem de 26/02/2010 do jornal O Globo:



Cerca de três toneladas de peixes amanheceram mortos na Lagoa Rodrigo de Freitas, na Zona Sul do Rio, nesta sexta-feira. Foram encontrados savelhas, corvinas, tilápias, baranas (tipo de robalo) e bagres.

Segundo o biólogo Mario Moscatelli, provavelmente está faltando oxigênio na água da Lagoa. Ele acredita que a mortandade de peixes pode ter relação com o lançamento de esgoto na praia do Leblon.



Fonte: <http://oglobo.globo.com/rio/lagoa-rodrigo-de-freitas-tem-mortandade-de-peixes-3048224#ixzz1zg2jvNXN>

Até aqui, você aprendeu que estamos a todo momento em contato com diversas soluções químicas. Para onde quer que olhemos, temos exemplos de soluções e alguns desses casos são os esgotos, os mares e os oceanos.

Sabendo que esses três são exemplos de soluções aquosas de diversas substâncias, incluindo sais (como o cloreto de sódio) e gases (como o oxigênio), responda:

- Na água dos oceanos, quem é(são) o(s) solvente(s) e o(s) soluto(s)?
- Qual a relação entre lançamento de resíduos na lagoa e a mortalidade de peixes?



Anote suas  
respostas em  
seu caderno

## Seção 2: Por que as substâncias misturam-se?

Por que será que conseguimos dissolver o açúcar na água e ao tentarmos dissolver o óleo de cozinha nesta mesma água, isso não acontece? Por que será que os mecânicos utilizam gasolina para limpar a graxa de suas mãos? Por que, ao tomarmos banho, usamos sabonete?

As respostas a perguntas simples do nosso cotidiano são facilmente obtidas a partir de alguns conceitos básicos da ciência. Nestas observações, nós temos de levar em conta uma regra simples que diz: “semelhante dissolve semelhante”. Isto significa que um solvente dissolverá um soluto se eles tiverem polaridades semelhantes. Ou seja, solventes polares tendem a dissolver solutos polares, enquanto que, solventes não polares tendem a dissolver solutos não polares (ou apolares).

Tanto as moléculas do açúcar quanto as da água são polares. Isso permite que a força de atração entre elas seja grande. Consequentemente, a solução composta por essas substâncias é homogênea.

Forças similares não existem em misturas gordura-água. Isso porque essas substâncias possuem polaridades diferentes e por isso necessitamos, por exemplo, utilizar um sabonete para removermos a gordura da nossa pele.

Sabões e detergentes têm essa característica, graças a sua estrutura molecular. Eles possuem em suas moléculas regiões polares e apolares, as quais fazem com que essas substâncias sejam capazes de remover a gordura. Para ilustrar melhor essa questão, observe a **Figura 3**.

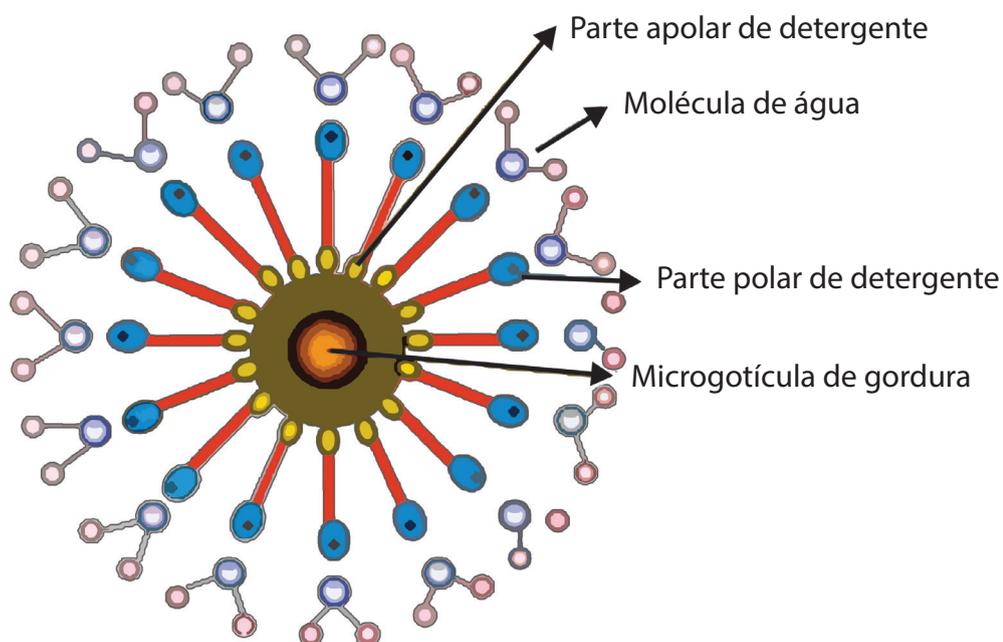


Figura 3: Representação da estrutura formada na solubilização de uma gota de gordura por moléculas de um sabão ou detergente. A parte polar do sabão interage com as moléculas de água (também polar), enquanto que sua parte apolar interage com a gordura (que é apolar).

Ao afirmarmos que duas substâncias misturam-se, estamos nos referindo ao termo solubilidade. Esta é definida como a quantidade máxima de uma substância que se dissolve em uma dada quantidade de solvente a uma temperatura específica.

**Importante**

Solubilidade refere-se a propriedade de uma substância ser solúvel ou ser capaz de se dissolver em uma solução.

Com uma experiência bem simples, você pode ter mais informações sobre o processo de solubilização. O que acontece se tentamos dissolver cada vez mais açúcar em um copo de suco de fruta?

Geralmente, adicionamos duas ou três colheres de açúcar e agitamos o suco para auxiliar na sua solubilização. Porém, o açúcar sempre será dissolvido à medida que aumentamos a sua quantidade? Caso você tente realizar isso, irá descobrir que há uma quantidade limite de açúcar que você adicionará sem que tenha um depósito no fundo do copo. E como podemos saber quanto de açúcar devemos colocar no copo para que seja totalmente dissolvida? Através das curvas de solubilidade!

Todo soluto tem uma capacidade máxima de solubilização em um solvente. Esse limite é medido através da massa de soluto que se dissolve em uma quantidade (massa ou volume) de solvente. Tal quantidade máxima é denominada coeficiente de solubilidade. Depois de alcançar esse limite, não será possível dissolver mais o soluto na solução. Neste ponto, a solução é denominada saturada.

A solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada *solução insaturada* ou *não saturada*. Já uma solução supersaturada é a que contém uma quantidade de soluto superior ao coeficiente de solubilidade a uma dada temperatura. Por ser instável, a mínima perturbação em uma solução supersaturada faz com que o excesso de soluto dissolvido precipite e a solução torna-se saturada com presença de soluto não dissolvido, chamado de corpo de fundo.

Normalmente, são formadas soluções supersaturadas ao aquecer uma solução saturada que tenha corpo de fundo. Após aquecer essa solução até que todo o soluto dissolva, um resfriamento lento até a temperatura inicial pode permitir a obtenção de uma solução supersaturada, desde que o soluto não tenha precipitado.

O conceito de solução saturada está diretamente relacionada com o de solubilidade. Conseqüentemente, não há sentido em falar sobre solubilidade entre o álcool e a água, já que essas duas substâncias misturam-se em todas as proporções e nunca formam soluções saturadas.

É importante salientar que todas as substâncias possuem um certo grau de solubilidade. A saturação ocorre em altas quantidades para solutos muito solúveis e a baixas quantidades para solutos pouco solúveis. Não há substância que não possua algum grau de solubilidade. Neste caso, o termo insolúvel costuma ser utilizado para substâncias muito pouco solúveis.



## A química do refrigerante

Você já parou para pensar no quanto estamos em contato com a química das soluções? Já percebeu que todos os refrigerantes quando abertos liberam gás? Esse gás é o dióxido de carbono e o processo de dissolução deste gás na água é chamado carbonatação. Para entender isso, dê uma olhada nesse vídeo:

<http://pontociencia.org.br/experimentos-interna.php?experimento=269&PILULAS+DE+CIENCIA+O+GAS+NOS+REFRIGERANTES#top>

Como vimos no vídeo, a fim de permitir que mais gás seja dissolvido na água, esta é esfriada até próximo a sua temperatura de congelamento. Quando ocorre um aumento na temperatura ou diminuição da pressão, a solubilidade do gás diminui.

É o que ocorre quando uma bebida gaseificada é aberta. A diminuição da pressão faz com que o gás saia da solução, sob a forma de bolhas. Como o gás é mais leve do que o líquido, logo que ele sai da solução, carrega consigo uma pequena quantidade de líquido até a saída do recipiente. É como se o líquido estivesse bloqueando o caminho do gás e este empurra o que está na sua frente até a saída.

Sendo assim, explique resumidamente por que consideramos o refrigerante uma solução supersaturada nos primeiros segundos após a garrafa ou a latinha ser aberta.

Anote suas  
respostas em  
seu caderno

## Seção 3

### A Temperatura e a solubilidade

A temperatura é um dos fatores ambientais que mais influenciam os seres vivos. Um exemplo são os organismos aquáticos, os quais utilizam o oxigênio dissolvido na água. O grau de solubilidade do gás na água é menor, conforme o aumento da temperatura. O teor de oxigênio na água cai pela metade, quando a temperatura da água sobe de 0 para 30° C.

A maioria das substâncias dissolve-se mais depressa em elevadas temperaturas. Contudo, como podemos ver na Figura 4, há casos na qual a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

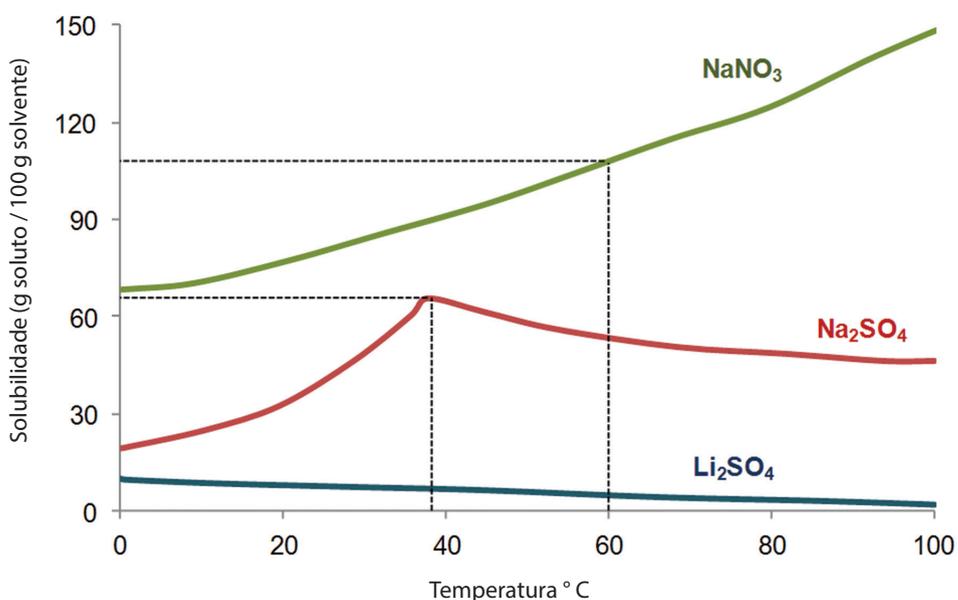


Figura 4: Ilustração gráfica do efeito da temperatura na solubilidade de alguns sais em água.

Ao observarmos o gráfico, podemos obter algumas informações. Por exemplo, o nitrato de sódio (NaNO<sub>3</sub>) possui a 60° C um coeficiente de solubilidade de cerca de 110 g em 100 g de solvente. A solução em questão é saturada. Já o sulfato de lítio (Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) é um sólido que se apresenta menos solúvel quando é exposto à temperaturas elevadas do que a baixas temperaturas, enquanto que o sulfato de sódio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) apresenta um comportamento misto, aumentando a sua solubilidade até cerca de 40° C, mas decrescendo a partir deste valor.

Uma solução supersaturada é um exemplo da influência da temperatura na solubilidade. Como você já leu, ela contém uma quantidade de soluto maior do que o seu limite de solubilidade. Essas soluções podem ser preparadas a partir do resfriamento de soluções saturadas preparadas a elevadas temperaturas. Se deixar a solução esfriar lentamente, à temperatura ambiente e sem agitação, uma solução supersaturada é formada. Ela, porém, é instável.

Se adicionarmos um pequeno cristal da substância da solução ou até mesmo produzirmos um pequeno distúrbio, podemos “destruir” a supersaturação. Esses eventos são suficientes para que o que está acima do limite de solubilidade deposite-se no fundo do recipiente e uma solução saturada seja novamente obtida.

Multimídia

### Congelando água em poucos segundos



Como congelar água em um segundo (remake)

Um efeito muito interessante que ocorre em soluções supersaturadas é a cristalização da solução quando algum fator externo interfere em seu equilíbrio. Para que você possa visualizar esse fenômeno, não deixe de assistir ao vídeo do link a seguir. E preste bastante atenção na explicação, ok?

[http://www.youtube.com/watch?annotation\\_id=annotation\\_821736&feature=iv&src\\_vid=MKwINj8cIZw&v=7d4GhLCHQ20](http://www.youtube.com/watch?annotation_id=annotation_821736&feature=iv&src_vid=MKwINj8cIZw&v=7d4GhLCHQ20)

Um exemplo prático para as soluções supersaturadas são as compressas instantâneas, quentes ou frias, normalmente utilizadas pelos atletas para primeiros socorros de problemas musculares. Esses dispositivos são feitos a partir de uma bolsa de água dentro de outra bolsa, contendo algum sal, ou vice-versa. Ao pressionar firmemente a bolsa interna, o sal é solubilizado e uma solução supersaturada é criada.

No caso da solução de acetato de sódio, uma pequena perturbação acarreta no aumento da temperatura do pacote até aproximadamente o ponto de fusão do sal (neste caso, 58° C). Esse efeito é utilizado em “soluções instantâneas quentes”. Já a solução de nitrato de amônio é utilizado para compressas frias instantâneas. Neste processo, a temperatura dessa solução cai para cerca de 5° C.

## Resolvendo um problema...

Você está em um laboratório e decide realizar um experimento para saber a resposta de um problema de Química. Você tem uma solução, contendo 28,0 g de nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ) dissolvidos em 50,0 g de água a  $30^\circ\text{C}$ . Sabendo que a solubilidade do nitrato de potássio é de 40,0 g/100 g de água, nessa mesma temperatura, a solução formada será saturada, insaturada ou supersaturada? Explique o porquê da sua conclusão.

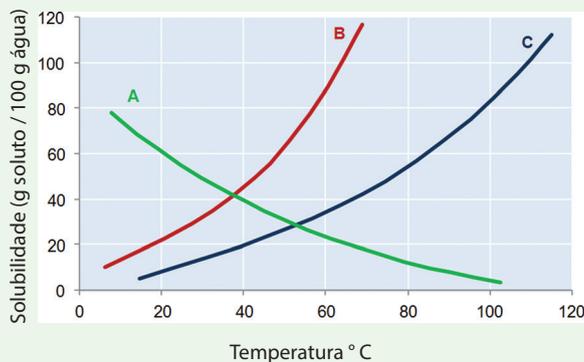
Anote suas respostas em seu caderno

Atividade

3

## Graficamente falando...

O gráfico representa as curvas de solubilidade de três substâncias diferentes representadas por A, B e C:



Com base no diagrama acima, responda:

- Qual das substâncias diminui sua solubilidade com o aumento da temperatura?
- Qual a quantidade máxima de A que se consegue dissolver em 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $20^\circ\text{C}$ ?
- Considerando apenas as substâncias B e C, qual é a mais solúvel em água?
- Qual é a massa de C que satura 500 g de água a  $100^\circ\text{C}$ ?

Anote suas respostas em seu caderno

Atividade

4

## Seção 4

# Unidades de concentração

Como mensurar as relações existentes entre as quantidades de soluto por solvente ou solução? Há diversas maneiras de expressar essas grandezas. Quando estudamos as soluções, devemos ser capazes de conhecer sua composição, ou seja, a quantidade relativa dos componentes presentes.

O termo concentração é utilizado para definir a correlação entre a quantidade de um componente com outro ou com a quantidade total de solução, ou matematicamente falando:

$$\frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente}} \quad \text{ou} \quad \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução}}$$

A concentração de mol/L, ou em quantidade de matéria, é de longe a unidade mais utilizada, dentre as descritas na **Tabela 2**. Quando mencionamos que a concentração de uma solução aquosa de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) é 0,1 mol/L, por exemplo, estamos afirmando que existe 0,1 mol (15,8 g) do sal dissolvido em um litro de solução. Esse cálculo em gramas você aprendeu na unidade "Quantidades nas transformações químicas", referente à massa molecular.

É possível calcular a quantidade de matéria (n) contida numa determinada massa (m) de uma substância, cuja massa molecular é M, a partir da relação:

$$n = \frac{m}{M}$$

Denomina-se n como número de mols. Assim, o valor de n para uma amostra contendo 7,3 g de cloreto de sódio ( $M = 58,4$ ), mais conhecido como sal de cozinha será:

$$n = \frac{7,3}{58,4} = 0,125 \text{ mol}$$

Quando a quantidade (em massa ou volume) de soluto é muito pequena, o teor é expresso em partes por milhão. Essa é mais uma unidade de concentração. Por exemplo, um teor em massa de 0,0001 % é comumente expresso como 1 ppm (0,000001 parte de um quilo de amostra).

Tabela 2: Unidades de Concentração

Tipo de medida	Unidade	Observação
concentração em quantidade de matéria	mol/L	mols de soluto por litro de solução
concentração comum	g/L	massa do soluto em gramas por litro de solução
partes por milhão (por massa)	ppm ( por massa)	massa do componente em miligramas por quilograma de amostra
partes por milhão (por volume)	ppm ( por volume)	volume em microlitros (0,001 ml) por litro de amostra

Fonte: Jéssica Vicente

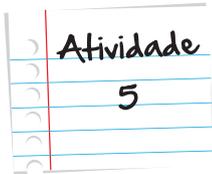
### Onde fazer as soluções?

Como podemos preparar uma solução de um volume de solução conhecido? Isto é possível utilizando algum recipiente volumétrico, do qual é conhecido a sua capacidade em volume. O frasco mais utilizado para tal propósito é o balão volumétrico, como na figura a seguir. Para preparar uma solução, uma quantidade conhecida de soluto é dissolvida em um solvente. Essa solução é então transferida para o balão volumétrico. Uma marcação no “pescoço” do frasco é a indicação de até onde devemos completar o frasco com o solvente.



Fonte: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Volumetric\\_flasks.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Volumetric_flasks.jpg) – Nuno Nogueira





### Quanto beber?

O álcool etílico é um dos principais componentes em bebidas alcoólicas. A sua absorção pelo organismo interfere na concentração da glicose no sangue, podendo acarretar, em casos extremos, a hipoglicemia (valores de glicose no sangue abaixo do limite recomendado). Os efeitos do álcool no sangue variam de acordo com a quantidade absorvida pelo corpo, como mostrado na tabela.

Álcool no sangue (g/L)	Efeito
< 0,16	Sem efeitos aparentes
0,20 – 0,30	Falsa noção de velocidade e distância
0,30 – 0,50	Início de risco de acidente
0,50 – 0,80	Euforia. Risco de acidente aumentado em quatro vezes
1,50 – 3,00	Visão dupla
3,00 – 5,00	Embriaguez profunda
> 5,00	Coma, podendo levar à morte

Claudio marcou um encontro com os amigos em um bar. Após consumir bebidas alcoólicas, teimou em conduzir o seu veículo. Ao chegar próximo de sua residência, foi abordado em uma blitz da 'Lei Seca'. Ao realizar o teste do bafômetro, foi encontrada uma concentração de álcool no sangue equivalente a 400 ppm (em massa). Claudio tinha condições de dirigir? Qual o efeito do álcool nessa concentração? Considere  $1\text{ L} \approx 1\text{ kg}$ .

Anote suas respostas em seu caderno

## Seção 5

### Diluindo para resolver...

Imagine você tendo de preparar um suco de fruta a partir de outro suco já pronto na sua geladeira. O suco está "forte" demais? O que fazer? Simples! Dilua o suco e faça outro! Mas qual deve ser a quantidade de suco a ser utilizada? É o que vamos descobrir!

Um problema comum ao trabalharmos com soluções é a necessidade de converter a sua concentração, diminuindo-a. O que você acha que ocorre com o número de mols de soluto? Aumenta? Diminui?

Temos de ter em mente que, nesse processo de diluição, o volume da solução aumenta, mas a quantidade de soluto permanece inalterada. Em outras palavras, o número de mols de soluto na solução é a mesma antes e após a diluição. O que muda é que a quantidade de soluto por volume de solução diminui.

Já que o número de mols não altera com a diluição, podemos calcular o valor da concentração da solução diluída através da fórmula utilizada para calcular a concentração em mol/L:

$$\text{Concentração} = \frac{\text{número de mols}}{\text{volume (L)}}$$

Como mencionado anteriormente, o número de mols tanto da solução concentrada quanto na diluída permanece igual, ou seja,

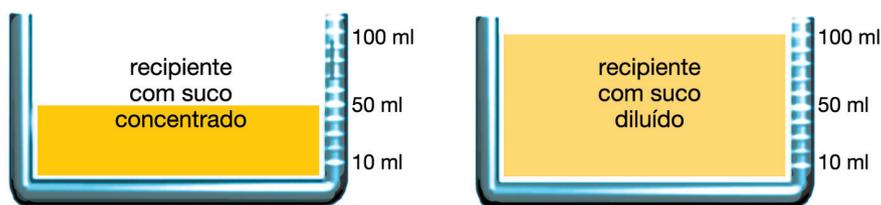
$$(\text{número de mols})_{\text{solução concentrada}} = (\text{número de mols})_{\text{solução diluída}}$$

$$(\text{Concentração} \times \text{Volume})_{\text{solução concentrada}} = (\text{Concentração} \times \text{Volume})_{\text{solução diluída}}$$

O volume pode ter qualquer unidade, desde que as unidades dos dois lados da equação sejam as mesmas. O mesmo princípio pode ser utilizado no cálculo da concentração. Nós podemos utilizar ppm, g/L ou qualquer outra unidade de concentração que expresse massa ou mols por unidade de solução ou solvente.

Outra forma de prepararmos soluções é diluindo uma parcela da solução de concentração conhecida com o acréscimo de solvente até que uma concentração final e um volume desejado sejam alcançados. Como sabemos a concentração inicial e a parcela retirada da solução, podemos determinar facilmente a concentração da nova solução.

Na **Figura 5** está representado um esquema de como é feita uma diluição, utilizando um suco de frutas como exemplo.



$$C_i = \frac{m_1}{V_i}$$

$$m_1 = C_i V_i$$

$$C_f = \frac{m_1}{V_f}$$

$$m_1 = C_f V_f$$

Juntando os dois segundos membros das equações, ficamos com

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Figura 5: Como diluir uma solução (no caso um suco) a partir de dados conhecidos como: concentração e volume.

### Que tal experimentar?

Agora que você aprendeu sobre diluição de soluções, que tal colocar esta teoria em prática? Para isso, você irá precisar de materiais simples como copos descartáveis, um suco de fruta bem “forte” e água.

A partir da solução de suco de fruta, transfira a quantidade de 1 ml de suco para quatro copinhos descartáveis diferentes e numere cada copinho. Adicione 10 mL de água no copinho numerado como (1). No copinho (2) adicione 20 mL de água. No copinho (3) e (4), adicione 50 e 100 mL, respectivamente.

Da solução inicial (suco de fruta) serão obtidas quatro soluções de concentrações diferentes, ou seja, soluções diluídas. Observe o resultado e descreva o que você observou no experimento.



Anote suas respostas em seu caderno

## Seção 6

# Misturando tudo!

Assim como visto inicialmente nesta unidade, as misturas de soluções também estão bastante presentes no nosso dia a dia. São atos cotidianos que acabam passando despercebidos por nós mesmos que praticamos a ação de “misturar”.

Ao acordarmos e sentarmos para tomar nosso café da manhã, misturamos café com leite, ou até mesmo em um simples encontro com os amigos, misturamos o suco de limão com cachaça para fazermos uma caipirinha. Este ato de misturar as soluções é também muito comum em laboratórios, onde a análises de produtos exigem dos químicos uma variedade muito grande de soluções e suas misturas.

Quando misturamos soluções de mesmo soluto, porém de concentrações diferentes, obtemos uma nova solução de concentração intermediária a das soluções misturadas.

Ao fazermos um suco de fruta, imaginemos que um copo contenha um suco “fraco” e outro um suco mais “forte”. O suco resultante da mistura entre os dois teria concentração intermediária.

O que ocorre na realidade é que a quantidade de soluto presente na solução resultante será igual à soma das quantidades de soluto existentes nas soluções originais.

Na **Figura 6**, está representado um esquema geral de uma mistura de soluções.

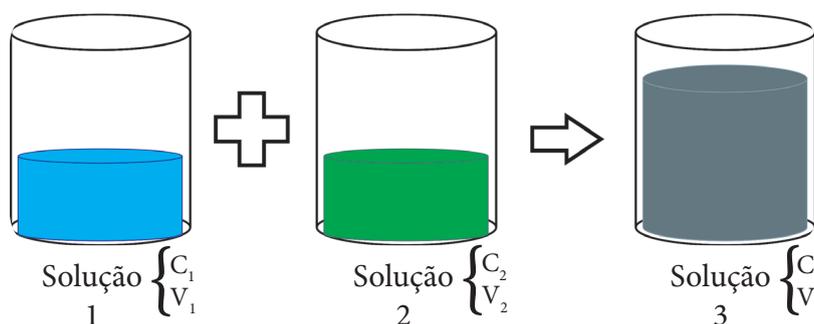


Figura 6: Esquema ilustrativo de uma mistura de soluções. A concentração final é determinada pela fórmula:  $C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_3 \cdot V_3$

Pronto! Já temos nosso suco de fruta prontinho para beber.

Olhe ao seu redor e perceba a quantidade de soluções químicas que você utiliza por dia e que inconscientemente passaram a ser necessárias no nosso cotidiano. Em atividades simples, como escovar os dentes, utilizamos uma solução. Para tomar banho, utilizamos outra solução. Ao fazer um refresco, utilizamos mais uma solução. Enfim, conhecer os diferentes tipos de soluções e entender o conceito delas é muito importante.

Conhecer e correlacionar as influências de alguns fatores na solubilidade de uma solução ajuda você a entender porque uma solução aquecida pode solubilizar uma substância de forma mais rápida ou lenta. Ao colocar o seu conhecimento em prática, você é capaz de fazer suas próprias soluções, bem como diluí-las, misturá-las, enfim, trabalhá-las.

O Fascículo 4 termina por aqui, mas nosso estudo da Química, não. Você deve estar percebendo que os conteúdos estão ficando mais complexos, no entanto, também mais interessantes. O tema da próxima unidade fará você perceber o quanto a Química está presente no nosso dia a dia, pois trabalharemos conceitos como calor e temperatura; bem como discutiremos sobre a obtenção de energia a partir de processos químicos, algo tão importante e presente em nossas vidas, não é verdade? Nos encontraremos por lá, não perca!

## Resumo

- No nosso cotidiano, estamos cercados por sistemas formados por mais de uma substância, as chamadas misturas. Uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que existem em uma única fase, ou seja, é uma mistura homogênea.
- Uma solução é composta de soluto e solvente, onde o soluto é a substância em menor quantidade.
- O fato de duas ou mais substâncias se misturarem ou não depende do fator 'solubilidade'. Esta é definida como a quantidade máxima de uma substância que se dissolve em uma dada quantidade de solvente a uma determinada temperatura.
- A quantidade máxima de soluto capaz de se dissolver totalmente numa determinada quantidade de solvente é denominado coeficiente de solubilidade.
- A solução insaturada é aquela na qual o soluto dissolvido não atingiu o valor de seu coeficiente de solubilidade, enquanto que uma solução saturada atingiu este valor. Ambas as soluções são estáveis. Uma solução supersaturada possui uma quantidade de soluto dissolvido superior ao máximo permitido, tornando-a instável.
- A concentração de uma solução é uma forma de expressarmos a relação soluto/solução ou soluto/solvente. A unidade mais utilizada é a concentração em quantidade de matéria (mol / L).
- A diluição de uma solução consiste em diminuir a concentração da solução inicial pela adição de mais solventes. Nesse procedimento, a massa do soluto permanece inalterada.

## Veja ainda..

Aprenda um pouco mais sobre os conceitos de soluções neste artigo da revista Química Nova na Escola:

Link: [qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/09-AF-1806.pdf](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/09-AF-1806.pdf)

## Referências

- Whitten, K. W.; Gailey, K. D.; Davis, R. E.; **General Chemistry with Qualitative Analysis; Saunders College Publishing.** Orlando – Florida; Third edition; 1988.
- Kotz, J. C.; Purcell, K. F.; **Chemistry & Chemical reactivity;** Saunders College Publishing; Orlando – Florida; Second edition; 1991.
- Brescia, F.; Arents, J.; Meislich, H.; Turk, A.; **General Chemistry;** Harcourt Brace Jovanovich International Edition; Fifth edition; 1988.
- Urbesco, J.; Salvador, E.; **Química – Físico-química;** volume 2; 10ª edição; São Paulo: Saraiva, 2005. 512p.
- Urbesco, J.; Salvador, E.; **Conecte Química – Físico-química;** volume 2; 1ª edição; São Paulo: Saraiva, 2011. 461p.
- Peruzzo, F. M.; Canto, E. L.; **Química 2: Química na abordagem do cotidiano;** volume 2; 5ª edição; São Paulo: Moderna, 2009. 488p.

### Atividade 1

- Os mares e oceanos são soluções de gases e sais (solutos) dissolvidos em água (solvente).
- Um dos fatores que o descarte indevido de resíduos nesses locais ocasionam é a reação entre esses resíduos e o gás oxigênio acarretando na diminuição da quantidade de gás oxigênio nas águas, e conseqüentemente a morte dos peixes.

### Atividade 2

O gás carbônico é colocado no refrigerante, aplicando-se uma grande pressão sobre o líquido, o que acarreta um aumento da solubilidade do gás. Logo, é possível dissolver uma quantidade muito maior do que o que se dissolveria na pressão atmosférica. O gás carbônico está formando uma solução supersaturada.

Ao se abrir a garrafa, diminuimos a pressão dentro dela e, por isso, observamos a saída de algumas bolhas de gás. Mas essa saída não ocorre de uma só vez. Nos instantes iniciais, é formada uma solução supersaturada e, por ser instável, o gás dissolvido que está acima do coeficiente de solubilidade é liberado. Após todo o gás excedente sair do refrigerante, a solução torna-se saturada e, conseqüentemente, estável.

### Atividade 3

Se a solubilidade do nitrato de potássio é de 40,0 g em 100 g de água, primeiro calcula-se a quantidade de nitrato de potássio que pode saturar em 50,0 g de água. Então teremos:

$$\begin{array}{r} 40,0 \text{ g de KNO}_3 \text{ _____ } 100,0 \text{ g de água} \\ x \text{ _____ } 50,0 \text{ g de água} \\ x = 20,0 \text{ g de KNO}_3 \end{array}$$

Como a solução possui 28,0 g de  $\text{KNO}_3$ , ou seja, acima do coeficiente de solubilidade, dizemos que a solução formada é supersaturada.

#### Atividade 4

- Substância A, pois é a única curva descendente o que indica que sua solubilidade diminui com o aumento da temperatura.
- A 20° C é possível dissolver 60 g de A em 100 g de água.
- A substância B é a mais solúvel em qualquer temperatura, pois se observarmos o gráfico, percebemos que a curva de B está sempre acima da curva de C.
- Em 100° C:

$$80 \text{ g de C} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 100 \text{ g de água}$$

$$x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 500 \text{ g de água}$$

$$x = 400 \text{ g de C.}$$

#### Atividade 5

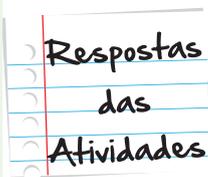
Como a concentração utilizada para estimar o efeito do álcool do sangue é g/L, inicialmente precisamos converter a unidade de concentração encontrada no teste do bafômetro feito pelo Claudio. A unidade ppm (em massa) é equivalente a miligramas de soluto por quilograma de solução, temos

$$\frac{400 \text{ mg de álcool etílico}}{\text{kg de solução}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = \frac{400 \text{ mg de álcool etílico}}{\text{kg de solução}}$$

No enunciado foi solicitado que considerássemos 1 quilograma equivalente a litro. Assim, o teor de álcool em g/L encontrado pelo teste foi de

$$\frac{0,4 \text{ g de álcool etílico}}{\text{kg de solução}} = \frac{0,4 \text{ g de álcool etílico}}{\text{L de solução}}$$

Esse valor (0,4 g/L) está dentro da faixa 0,30 – 0,50 mostrada na tabela. O efeito causado pelo álcool nessa faixa de concentração indica risco do condutor causar algum acidente de trânsito, ou seja, Claudio não tinha condições de estar conduzindo o veículo.



Respostas  
das  
Atividades

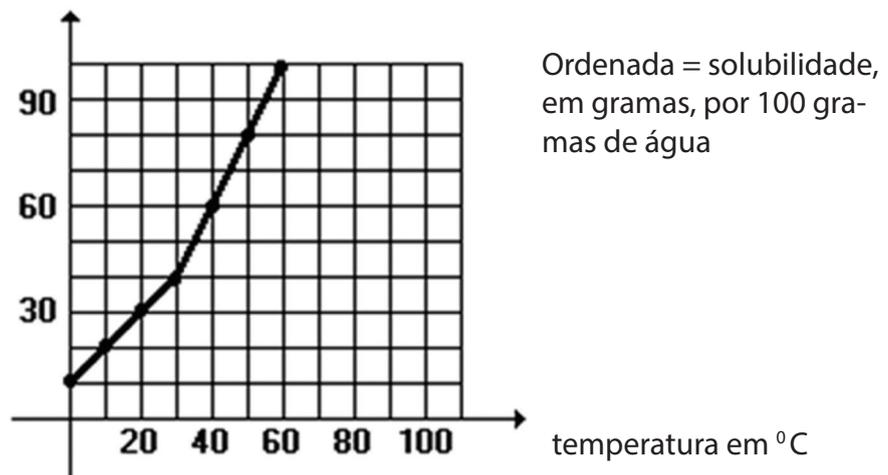
### **Atividade 6**

Ao observar o experimento com o suco de fruta, você irá perceber a variação das cores de cada solução, demonstrando de forma simples as diferentes concentrações de cada solução feita nos copinhos descartáveis.

# O que perguntam por aí?

## Questão 1 (Cesgranrio-RJ)

A curva de solubilidade de um sal hipotético é:



A quantidade de água necessária para dissolver 30 gramas do sal a 35° C será, em gramas:

- a. 45
- b. 60
- c. 75
- d. 90
- e. 105

**Gabarito:**

50 gramas \_\_\_\_\_ 100 gramas de água

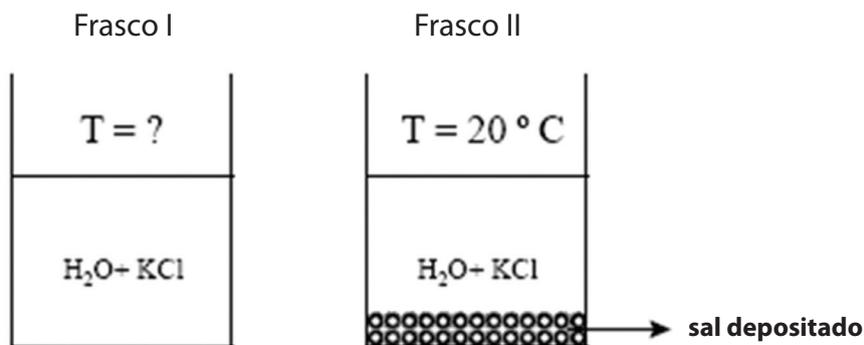
30 gramas \_\_\_\_\_ x

x = 60 gramas de água (Letra B)

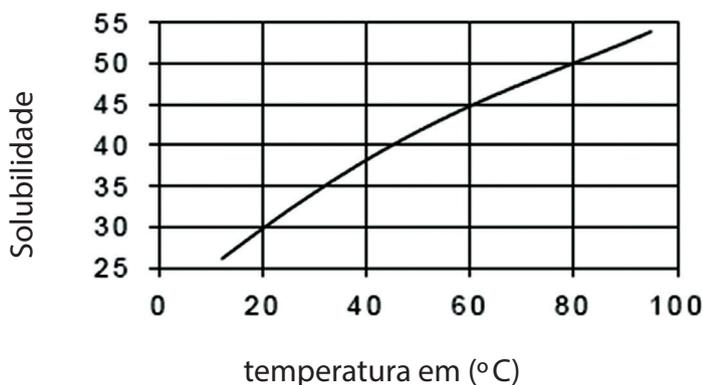
**Comentários:** Ao analisarmos o gráfico, observamos que a 35° C a solubilidade do sal é de aproximadamente 50 g em 100 gramas de água. Se queremos dissolver 30 g do sal, então serão necessários 60 g de água.

**Questão 2 (UFRJ)**

Os frascos a seguir contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCl.



O diagrama a seguir representa a solubilidade do KCl em água, em gramas de soluto / 100 mL de H<sub>2</sub>O, em diferentes temperaturas.



- Determine a temperatura da solução do frasco I.
- Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20° C, calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.

**Gabarito comentado:**

a. 200 g de  $KCl$  \_\_\_\_\_ 400 mL de água

x \_\_\_\_\_ 100 mL de água

x = 50 g de  $KCl$

Observando o gráfico temos que para uma solubilidade de 50 g/100 g de água, a temperatura é de 80° C.

b. 30 g de  $KCl$  \_\_\_\_\_ 100 mL de água

x \_\_\_\_\_ 400 mL de água

x = 120 g de  $KCl$

Logo: 200 g – 120 g = 80 g de  $KCl$  depositado no fundo do frasco.

**Questão 3 (Unicamp –SP)**

Evapora-se totalmente o solvente de 250 mL de uma solução aquosa de cloreto de magnésio ( $MgCl_2$ ) de concentração 8,0 g/L. Quantos gramas de soluto são obtidos?

a. 8,0

b. 6,0

c. 4,0

d. 2,0

e. 1,0

**Gabarito: Letra D**

**Comentário:** Como a concentração (C) é calculada a partir da equação:

$$C = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

temos:

$$8,0 \text{ g/L} = \frac{\text{massa}}{0,25 \text{ L}} \quad \text{massa} = 8,0 \times 0,25 = 2,0 \text{ g}$$

Logo, a massa de cloreto de magnésio presente na solução é de 2,0 g.



# Atividade extra

## Questão 1 – Cecierj - 2013

O brometo de potássio (KBr), substância usada como remédio antiepilético para cães e gatos, apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

Temperatura (° C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100g de água	70	80	90

Considere essas informações e responda às questões abaixo.

- Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar 100 g de água a 50° C?
- Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar 200 g de água a 70° C?
- Uma solução foi preparada, a 30° C, dissolvendo-se 20 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada ou insaturada? Justifique a sua resposta.

## Questão 2 – Cecierj - 2013

O etanol utilizado como combustível possui concentração de 93% volume por volume. Determine o volume de etanol presente em:

- a. 100 mL
- b. 1 L

## Questão 3 – Adaptada de Cesgranrio - RJ

Em um exame laboratorial, foi recolhida uma amostra de sangue, sendo o plasma separado dos eritrócitos, ou seja, deles isolado antes que qualquer modificação feita na concentração de gás carbônico.

Sabendo-se que a concentração de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , neste plasma, foi de  $0,025 \text{ mol/L}$ , qual será a quantidade de  $\text{CO}_2$ , em mols, presente em dois litros de plasma?

## Questão 4 – Adaptado de UFF – 2008

O cloreto de sódio, popularmente conhecido como sal de cozinha, é uma substância largamente utilizada. Imagine que você dissolveu 50 g de  $\text{NaCl}$  em 2 litros de água. Se você tivesse de representar a concentração de  $\text{NaCl}$  na solução preparada, em g/L, o valor encontrado seria:

- a. 25.
- b. 50.
- c. 100.
- d. 250.

### Questão 5 – Adaptado de UFRJ – 2005

Considere uma xícara com 0,200 L de leite, ao qual se acrescentaram 0,02 mol de açúcar comum.

Qual será a concentração, expressa em mol/L, da solução formada?

- a. 0,684
- b. 0,500
- c. 0,250
- d. 0,100

### Questão 6 – Adaptado de UFRJ – 2005

O nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) apresenta amplo emprego na química analítica e na indústria em geral. Em um laboratório, um analista tem um tubo de ensaio com 50 mL de solução 0,3 mol/L de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ).

Qual a concentração que a solução de nitrato de prata passará a ter, se o analista completar o volume da solução até 150 mL com água destilada?

- a. 0,01
- b. 0,03
- c. 0,05
- d. 0,10

### Questão 7 – Adaptado de UFPE – 2006

A embalagem de um herbicida para ser usado em hortaliças indica que devem ser dissolvidos 500 g do mesmo, para cada 5 litros de água para preparar uma solução 100 g/L. Por engano, um agricultor ao invés de adicionar 5 litros, adicionou 25 litros de água.

Qual foi a concentração obtida pelo agricultor, após o seu engano?

Como o agricultor pode resolver a situação?

# Gabarito

## Questão 1

- a. 80 g
- b. 180 g
- c. Será insaturada, pois a quantidade de soluto dissolvida é menor que a solubilidade de brometo de potássio 30° C.

## Questão 2

- a. 93 mL
- b. 930 mL

## Questão 3

0,050 mol.

## Questão 4

- A** **B** **C** **D**
- 

## Questão 5

- A** **B** **C** **D**
-

### Questão 6

- A**    **B**    **C**    **D**

### Questão 7

Ao adicionar 25 litros de água, o agricultor preparou uma solução 20 g/L.

Uma das formas para resolver a questão seria adicionar mais soluto (o herbicida) até que a concentração fosse de 100 g/L ou aquecer a mistura para evaporar a água adicionada por engano.



