



Concentrações

*Flavia de Almeida Vieira
Tatiana Dillenbourg Saint'Pierre*

Este documento tem nível de compartilhamento de acordo com a licença 3.0 do [Creative Commons](http://creativecommons.org).



<http://creativecommons.org.br>
<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/br/legalcode>

Concentrações

Quando uma pessoa fica nervosa, é comum alguém sugerir que ela beba um copo de água com açúcar. Deixando de lado a eficácia medicinal, pode-se dizer que, quem já fez isso, reparou que o açúcar se dissolve na água, formando uma mistura homogênea (uma única fase). O mesmo ocorre se misturarmos água com sal de cozinha, o que é bem comum entre os amantes da culinária. Essas misturas são chamadas soluções; no primeiro caso, temos uma solução de “água adocicada” e, no segundo caso, temos uma solução de “água salgada”.

Os componentes das duas soluções formadas são, respectivamente, o açúcar e o sal de cozinha, que, em química, são chamados solutos (substâncias que são dissolvidas, em geral em menor quantidade), e a água que, nesse caso é o solvente (substância que dissolve, geralmente em maior quantidade).

Quando adicionamos uma pitada de sal no copo com água, dissolvemos todo o soluto na água. Mas o que acontece se continuamos adicionando sal? A partir de certa quantidade adicionada, não conseguiríamos mais dissolver todo o sal adicionado à água.

Quando se adiciona uma determinada quantidade de soluto em um solvente e ocorre a sua dissolução, temos uma solução insaturada, que pode ser diluída ou concentrada, dependendo da quantidade de soluto. Ao adicionarmos soluto até não ser mais possível dissolvê-lo totalmente, temos uma solução saturada. Qualquer quantidade a mais adicionada, precipita na forma sólida.

Uma quantidade adicional de soluto pode ser dissolvida em uma solução saturada, através de algum artifício, como, por exemplo, aquecimento e posterior resfriamento lento da solução. Nesse caso, a solução é chamada supersaturada. Uma solução pode estar supersaturada sem a presença de sólido, da mesma forma que uma solução, com presença do seu soluto precipitado (na forma sólida), é uma solução saturada, mas não necessariamente supersaturada.

Cabem, neste momento, algumas indagações. Por que algumas substâncias se dissolvem em água e outras não? Por que algumas substâncias, como o sal de cozinha, se dissolvem em água, mas não em outro solvente, como óleo, por exemplo? O que explica a formação de uma solução?

1) Formação de soluções

Para entendermos a formação de soluções, precisamos compreender o processo de dissolução.

A dissolução é um fenômeno que ocorre em escala atômica, envolvendo as forças de ligação do soluto, as forças entre as moléculas do solvente e as forças de interação entre o soluto e o solvente. Ou seja,

quando um soluto é adicionado a um solvente, se a interação entre o soluto e o solvente for mais intensa do que as forças de ligação do soluto e do que as interações intermoleculares do solvente, ocorre a dissolução do soluto no solvente.

1.1) Dissolução de soluto iônico em solvente polar:

A dissolução de sal de cozinha em água pode nos ajudar a compreender o que acontece. Para isso, vamos considerar apenas o cloreto de sódio. Durante a dissolução, os íons Na^+ e Cl^- são cercados por grupos de moléculas de água orientadas de acordo com a carga do íon. Esse processo também é chamado de solvatação, no qual os cátions Na^+ atraem o pólo negativo das moléculas de água e os ânions Cl^- atraem os pólos positivos das moléculas (Figura 1). Esta solvatação ocorre porque as forças de interação soluto-solvente superam as forças de interações soluto-soluto e solvente-solvente.

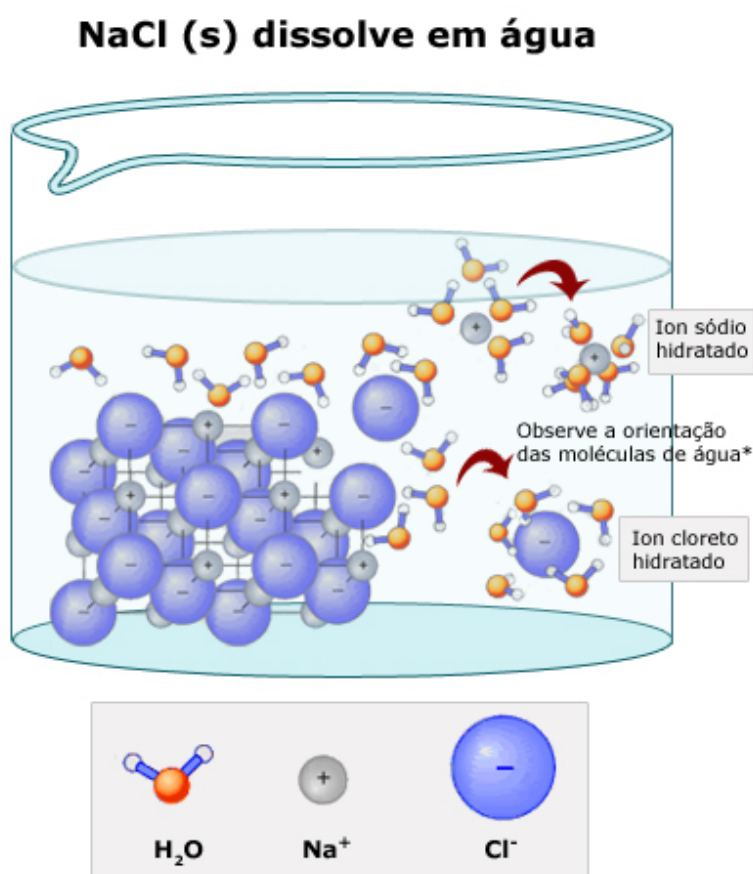


Figura 1: Processo de dissolução do NaCl em água.

Para prever a ocorrência de uma dissolução, podemos fazer uma analogia com a brincadeira do cabo de guerra. De um lado da corda, temos as forças entre soluto-soluto e solvente-solvente, do outro lado as forças solute-soluto. Quando as forças soluto-solvente são fortes o suficiente para ganhar “a guerra”, superando as forças existentes antes de ocorrer a mistura, a dissolução ocorre.

No caso do cloreto de sódio, NaCl, que é um sal iônico na forma sólida, os íons sódio, Na⁺, e cloreto, Cl⁻, são mantidos unidos pela força de atração entre íons de cargas opostas, a ligação iônica. Já na água, as moléculas são mantidas unidas por forças de atração entre pólos opostos de moléculas polares, ou seja, interações intermoleculares do tipo dipolo – dipolo.

A atração entre os íons sódio e cloreto e as moléculas de água, polares, é suficiente para afastar os íons, que ficarão circundados pelas moléculas, ou seja, hidratados. Nesse caso, não ocorre ligação química, mas sim uma força mais fraca, chamada interação intermolecular do tipo íon – dipolo.

No caso da dissolução de sólidos iônicos em água, à medida que o composto é dissolvido, ocorre o fornecimento de íons à solução, conferindo condutividade elétrica à mesma. A solução de espécies iônicas é denominada solução eletrolítica e os compostos cujas soluções conduzem eletricidade são denominados eletrólitos. Por exemplo, o NaCl é considerado um eletrólito forte, porque se dissocia totalmente em água, estando presente em solução somente na forma de íons hidratados. Por outro lado, espécies que se dissociam parcialmente em água, ou seja, existem na solução as espécies dissociadas (íons) e as espécies não dissociadas em equilíbrio, são chamadas de eletrólitos fracos.

Atenção: Frequentemente, os conceitos de dissociação e ionização são confundidos.

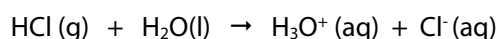
Dissociação: Separação de íons que existem originalmente no composto.

Exemplo: NaCl é um composto iônico. Em água os íons Na⁺ e Cl⁻ se separam.



Ionização: Formação de íons na dissolução.

Exemplo: HCl é um composto molecular. Em água formam-se os íons H₃O⁺ e Cl⁻.



1.2) Mistura de soluto iônico e solvente apolar:

Vamos analisar outro exemplo de misturas de substâncias distintas: se adicionarmos o mesmo soluto, cloreto de sódio, em um solvente apolar, como o tetracloreto de carbono (CCl₄), a dissolução não

ocorre. A ligação C-Cl é covalente polar, ou seja, existe um compartilhamento do par de elétrons pelos dois átomos, porém, com a formação de carga parcial negativa no cloro e carga parcial positiva no hidrogênio, devido à maior eletronegatividade do Cl. Entretanto, o tetracloreto de carbono é uma molécula apolar devido à sua estrutura tridimensional. As polaridades das quatro ligações de C-Cl são anuladas devido à sua estrutura tetraédrica. As moléculas apolares se mantêm unidas por interações intermoleculares dipolo-dipolo bastante fracas.

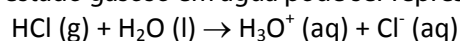
Ao misturar NaCl e CCl₄, a ligação iônica deste sólido é forte o suficiente para não ser quebrada pela interação de seus íons com as moléculas apolares do líquido. Assim, a mistura dessas duas substâncias não forma solução, mas sim uma mistura heterogênea, com duas fases distintas: sólida e líquida.

1.3) Dissolução de soluto polar em solvente polar:

Por outro lado, se borbulharmos ácido clorídrico, HCl, gasoso em água, a dissolução ocorre, com a consequente formação de íons. Nesse caso, os átomos constituintes desse ácido estão ligados por ligação covalente polar, devido à diferença de eletronegatividade entre eles. Na dissolução do HCl em água, os dipolos da água e da molécula de HCl se atraem, provocando a sua ionização. O que acontece é que as moléculas de água atraem o hidrogênio da molécula polar do HCl com força suficiente para romper a ligação covalente entre esses dois átomos, porém a eletronegatividade do cloro é forte suficiente para arrancar o elétron do hidrogênio, formando os íons Cl⁻ e H₃O⁺ em solução.

Logo, o ácido clorídrico em solução aquosa também é um eletrólito, visto que na sua dissolução em água formam-se íons. Assim como a solução de NaCl, a solução de HCl também conduz corrente elétrica devido à presença de íons em solução. A análise da dissolução do NaCl e do HCl em água mostra que uma solução eletrolítica pode resultar de uma substância iônica ou molecular.

A dissolução do ácido clorídrico no estado gasoso em água pode ser representada por:



Atenção: Embora muitas vezes seja representado como H⁺, este íon não existe livre em solução. A forma H⁺ é uma representação simplificada do íon hidrônio, H₃O⁺.

Nem sempre a interação com a água produz a quebra de ligações, como no caso do ácido clorídrico. Algumas substâncias polares dissolvem bem em solventes polares como a água, permanecendo na forma molecular.

Então, pode-se dizer que moléculas polares interagem com muita facilidade com outras moléculas polares. Este é o caso da dissolução do açúcar em água, como será descrito a seguir.

1.4) Dissolução de solutos orgânicos que apresentam parte da molécula polar:

Água com açúcar

O açúcar feito da cana é a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Esta substância é um sólido molecular, formado por uma cadeia carbônica com oito grupamentos O-H (Figura 2). Tais grupamentos são polares porque o oxigênio é mais eletronegativo do que o hidrogênio. No estado sólido, as moléculas de sacarose estão ligadas umas às outras através das ligações de hidrogênio, que são interações fortes que ocorrem entre moléculas com H ligado aos elementos N, O e F, muito eletronegativos.

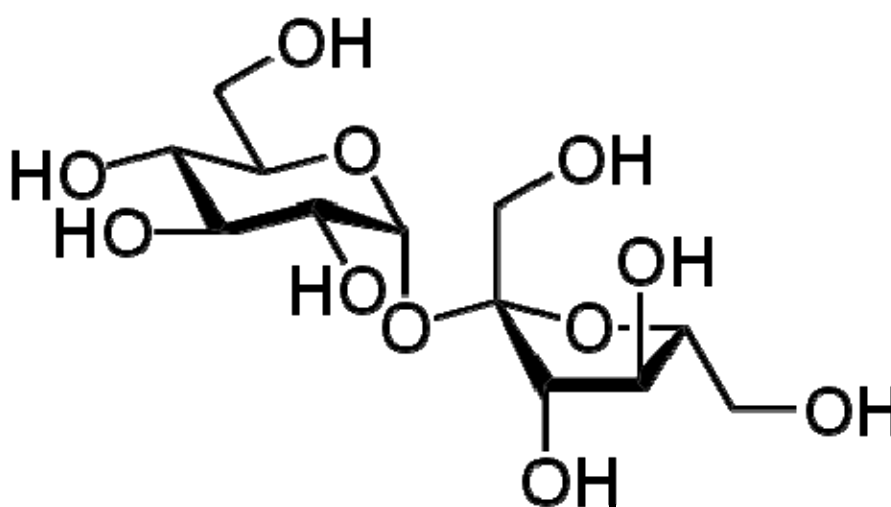


Figura 2: Estrutura da sacarose

A imagem digital está disponível para uso público e possui apenas informações de propriedade comum, em <http://pt.wikiversity.org/wiki/Ficheiro:Sucrose.svg>.

Quando ocorre a dissolução da sacarose na água, são estabelecidas novas ligações de hidrogênio entre os grupamentos hidroxila (OH) polares das moléculas de sacarose e as moléculas de água, também polares. Essas novas interações são fortes o suficiente para romper as interações intermoleculares existentes antes da dissolução: sacarose-sacarose e água-água. Em outras palavras, as forças soluto-solvente são mais fortes que as forças soluto-soluto e solvente-solvente. A interação entre a água e a sacarose permite a dissolução da sacarose em água.

Na solução de sacarose, não ocorre a formação de íons em solução, mas a formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas da sacarose e da água. Assim, as moléculas de sacarose ficam dispersas nas moléculas de água. Por não formar íons em solução, esta substância é chamada de não-eletrólito e a sua solução não é boa condutora de eletricidade.

Da mesma maneira, as ligações de hidrogênio são responsáveis pela total miscibilidade do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) em água. Ao misturar essas duas substâncias, são estabelecidas ligações de hidrogênio entre as moléculas de água e etanol, permitindo a dissolução completa de um líquido no outro (Figura 3).

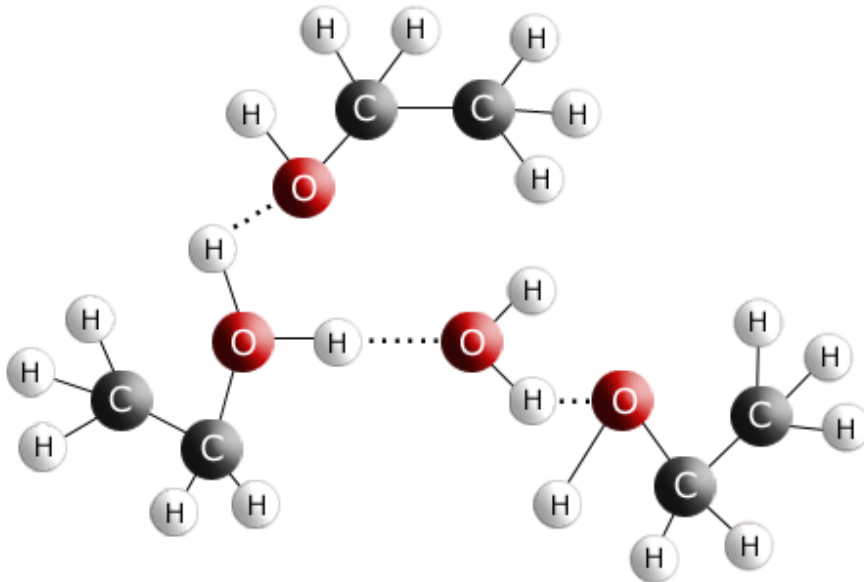


Figura 3: Moléculas de etanol e água interagem livremente através de ligações de hidrogênio.

1.5) Dissolução de solutos apolares:

Agora, fica fácil imaginar que, pelo mesmo motivo, os solutos apolares serão facilmente solúveis em solventes também apolares, mas não dissolverão facilmente em solutos polares. Então, pode-se dizer que substâncias apolares interagem bem com substâncias apolares, mas não com substâncias polares.

Os conceitos vistos até aqui podem ser resumidos na lei geral da solubilidade:

“Semelhante dissolve semelhante.”

Nesse caso, a palavra “semelhante” está relacionada com as interações que ocorrem em solutos e solventes.

2) Concentração

Se perguntarmos para a pessoa que ofereceu um copo de água com açúcar como ela preparou essa solução, provavelmente responderá que misturou ou dissolveu uma ou duas colheres de açúcar em um copo de água. Nesse caso, essa resposta é perfeitamente aceitável, porém, em um laboratório, na maioria das vezes, precisamos ser mais específicos em relação ao preparo de soluções, pois uma variação pequena pode produzir resultados diferentes em um experimento.

Em um laboratório, não é costume haver colheres e as quantidades de substâncias sólidas costumam ser expressas em massa, normalmente em gramas, g. Já as quantidades de substâncias e soluções líquidas podem ser expressas também em massa ou em volume, normalmente em litros, L.

Assim, quando se quer expressar a quantidade de um soluto, que pode ser sólido, líquido ou gás, dissolvido em uma solução, que também pode ser sólida, líquida ou gasosa, usa-se a concentração. A concentração relaciona a quantidade de soluto com a quantidade de solução ou de solvente.

Existem várias maneiras de expressar a concentração de uma solução. Vamos ver algumas bastante comuns. Como já vimos, a "receita" de um copo de água com açúcar pode ser expressa em colheres de açúcar por copo de solução, por exemplo, uma colher por copo, como mostra a Figura 4. Mas poderíamos pesar o açúcar contido em uma colher usando uma balança. Digamos que uma colher de açúcar tenha 5,1 g (cinco vírgula um gramas, que corresponde a 5 g mais 100 mg) de açúcar, então essa solução foi preparada dissolvendo-se 5,1 g de açúcar em um copo de água. A sua concentração é 5,1 g por copo de solução de água com açúcar. Muito bem, mas o volume de um copo pode ser facilmente determinado medindo-se o volume da solução contida no copo com uma proveta. Vamos supor que a quantidade de água usada nesse experimento leve a um volume de 150 mL (cento e cinquenta mililitros) de solução, ou seja, essa solução contém 5,1 g por 150 mL (Figura 4). Então a concentração dessa solução pode ser expressa como essa razão, 5,1 g / 150 mL. Essa fração pode ser simplificada. Assim, a concentração dessa solução de água com açúcar é 0,034 g/mL que, conforme a recomendação da IUPAC, deve ser expressa em g mL^{-1} .

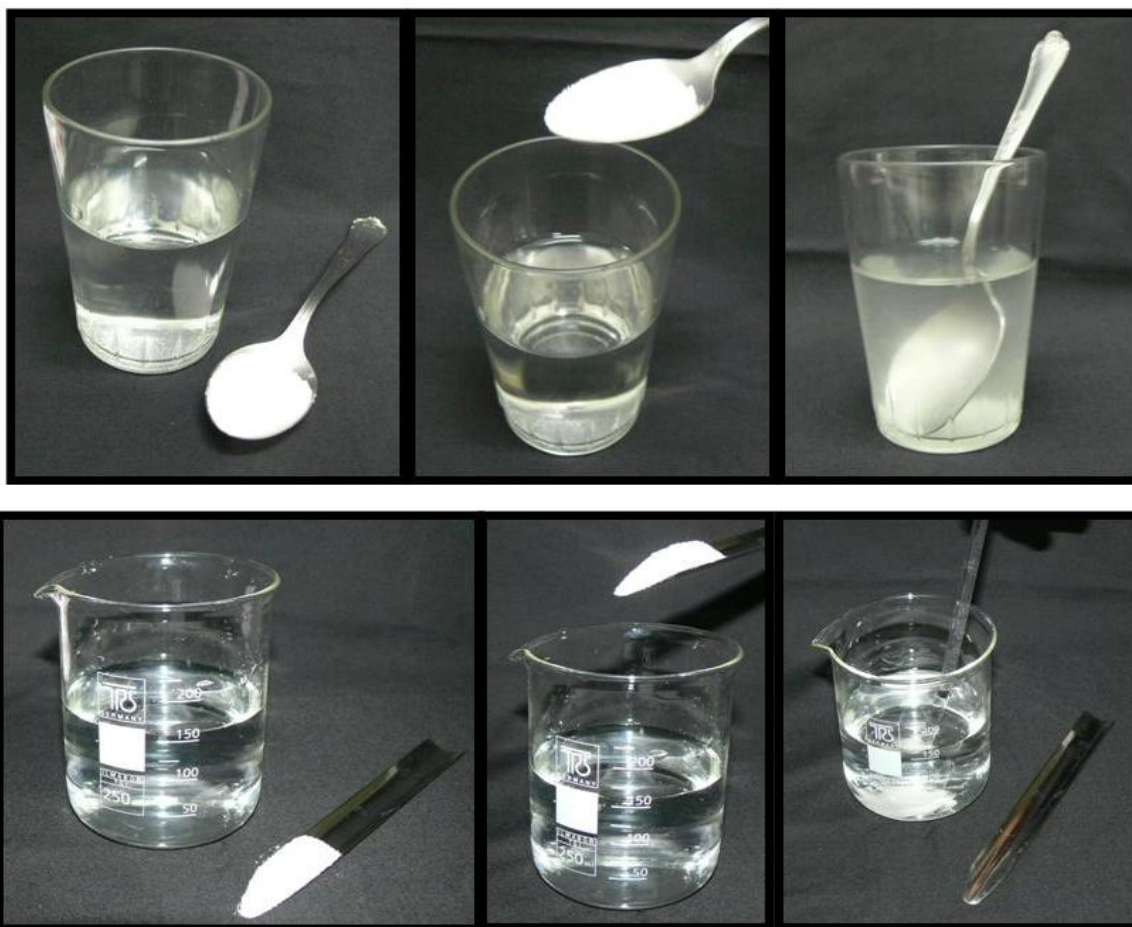


Figura 4: Duas maneiras de preparar uma solução de água com açúcar, a maneira caseira e a maneira usada em laboratório.

Bom, mas você já sabe que as quantidades de substâncias químicas são muitas vezes expressas em mol. E você também já sabe que 1 mol é a forma de se representar a quantidade igual a $6,02 \times 10^{23}$ unidades de algo, e que este número, chamado número de Avogadro, representa o número de espécies (átomos ou moléculas ou íons, etc...) que têm a massa em gramas igual numericamente à massa de uma espécie (um átomo ou uma molécula ou um íon, etc...). Assim, é conveniente expressar as concentrações de soluções em número de mol de soluto dissolvido em um determinado volume de solução, ou seja, mol/L ou mol L⁻¹. Embora mol L⁻¹ seja a forma recomendada pela IUPAC, muitos livros ainda expressam essa unidade de concentração como molar, M.

Então, voltando ao nosso copo de água com açúcar, podemos ainda expressar a concentração dessa solução em mol L⁻¹ de sacarose, o principal componente do açúcar. Para tanto, precisamos saber a massa molar da sacarose, somando as massas de cada componente. A estrutura da sacarose é C₁₂H₂₂O₁₁

e a sua massa molar é aproximadamente 342 g mol^{-1} , ou seja, cada mol de sacarose tem uma massa de 342 g. Ou ainda, pode-se dizer que 342 g de sacarose contém 1 mol de moléculas, ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de sacarose. Proporcionalmente, se 342 g é a massa de 1 mol de sacarose, 5,1 g é a massa de aproximadamente 0,015 mol e a concentração do nosso copo de água com açúcar pode ser expressa como 0,015 mol por 150 mL, ou seja, $0,0001 \text{ mol mL}^{-1}$. Multiplicando-se por 1.000, temos a concentração expressa em mol L^{-1} , já que 1 L tem 1.000 mL. Nesse caso, a concentração dessa solução é $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Até aqui você já deve ter intuído que, sabendo relacionar as grandezas massa, volume e quantidade de matéria, em número de mols, você pode expressar a concentração de soluções de diversas maneiras, por exemplo, g L^{-1} e mol L^{-1} . Além disso, sabendo a densidade da solução, você pode converter o volume em massa e expressar a concentração em mol kg^{-1} , por exemplo, que é conhecida como molalidade (m).

Muitas vezes, concentrações de solução relativamente altas são expressas em porcentagem, o que significa que a solução contém uma parte de soluto para 100 partes de solução. Por exemplo, se a densidade da nossa solução de sacarose em água fosse 1 g mL^{-1} , poderíamos dizer que a solução teria 5,1 g de sacarose em 150 g de solução, ou seja, 2,55 g de sacarose em 100 g de solução, o que corresponderia a uma concentração de 2,55%, em massa, de sacarose.

2.1) Quantificação da concentração

A concentração de uma solução indica a quantidade de soluto dissolvido. Então, à medida que mais soluto é dissolvido, mais concentrada fica a solução. Comparando duas soluções com diferentes quantidades de um mesmo soluto dissolvido, a que tem menos soluto dissolvido é dita mais diluída do que a outra, que tem mais soluto dissolvido, a mais concentrada.

Por outro lado, se existe mais de um soluto dissolvido em uma solução, a concentração de cada soluto é expressa individualmente e cada concentração pode ser expressa em unidade iguais ou diferentes.

Algumas substâncias são totalmente miscíveis em outras, ou seja, podem se dissolver uma na outra em qualquer proporção, como é o caso do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e água. Outras substâncias, como o sal e o açúcar, dissolvem-se em água até uma determinada quantidade, a partir da qual qualquer quantidade adicionada a mais permanece insolúvel. O sólido insolúvel, por ser mais denso que a água, tende a ser depositado no fundo do recipiente. Esse sólido em excesso é chamado precipitado.

2.2) Cálculos envolvendo concentrações de soluções:

Quando são misturadas soluções que contêm o mesmo soluto com concentrações diferentes, a concentração final da solução resultante é uma média proporcional das concentrações das soluções iniciais.

Exemplo:

Por exemplo, considere a mistura de 20 mL⁻¹ de uma solução de NaCl 0,10 mol L⁻¹ com 80 mL de uma solução de NaCl 0,20 mol L⁻¹. Qual será a concentração da solução resultante?

Uma solução de NaCl 0,10 mol L⁻¹ contém 0,10 mol de NaCl em 1 litro, ou seja, em 1.000 mL de solução. Em 20 mL, terá:

$$\begin{array}{l} 0,10 \text{ mol em } 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol em } 20 \text{ mL} \end{array} \qquad x = 0,002 \text{ mol}$$

Uma solução de NaCl 0,20 mol L⁻¹ contém 0,20 mol de NaCl em 1 litro, ou seja, em 1.000 mL de solução. Em 80 mL, terá:

$$\begin{array}{l} 0,20 \text{ mol em } 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol em } 80 \text{ mL} \end{array} \qquad x = 0,0016 \text{ mol}$$

A mistura das duas soluções significa que teremos (0,002 mol + 0,0016 mol) de NaCl em (20 + 80) mL de solução, ou seja, 0,0036 mol NaCl em 100 mL de solução, que é mais convenientemente expresso como 0,036 mol L⁻¹ NaCl.

3) Para saber mais:

Echeverría, A. Como os alunos concebem a formação de soluções. *Química Nova na Escola* 3: 15-18, 1996.

Rocha, W. Interações Intermoleculares. *Cadernos Temáticas de Química Nova na Escola* 4: 31-36, 2001.

Duarte, H. Ligações Químicas: Ligação Iônica, Covalente e Metálica. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola* 4: 14-23, 2001.