



## Os Colóides

Você já se perguntou o que **creme de barbear**, **leite**, **café** e **manteiga** têm em comum? Além de estarem presentes no nosso café da manhã, todos fazem parte de uma classe especial de mistura chamada **COLÓIDES**.

Os colóides são formados pela mistura de duas ou mais fases diferentes, onde pelo menos um dos seus componentes apresenta uma dimensão entre **1nm** e **1µm** ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ;  $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$ ). O termo colóide, que em grego significa cola (kolla), foi introduzido pelo químico britânico **Thomas Graham**, em 1861, e vem sendo utilizado, desde então, para diferenciar essa classe de mistura daquelas chamadas "**soluções verdadeiras**" ou **misturas homogêneas**.

Podemos encontrar os colóides facilmente em nosso dia-a-dia, como na Natureza (neblina, fumaça), na higiene pessoal (sabonete, pasta de dente, xampu), na comida (maionese, geleias de frutas, sorvete), no tratamento de água (sulfato de alumínio), nas paredes (tintas), remédios (leite de magnésia) e muito mais!

A classificação dos colóides é feita em função do tamanho das partículas e das fases dispersa (partícula) e dispersante (**Tabela 1**). O comportamento e as propriedades dos colóides são regidos pelas interações entre aquelas duas fases, que podem ser: Forças de repulsão eletrostáticas (coulombianas), forças de atração de van der Waal (dipolos permanentes ou induzidos), repulsão estérica (tamanho da partícula), solvatação e forças hidrodinâmicas (difusão). (ver, ao final, a **NOTA 1**)

**Tabela 1:** Classificação dos colóides

<b>Tipo de colóide</b>	<b>Fase dispersa</b>	<b>Fase de dispersão</b>	
Aerosol líquido	Líquido	Gás	Neblina, desodorante
Aerosol sólido	Sólido	Gás	Fumaça, poeira
Espuma	Gás	Líquido	Espuma de sabão
Espuma sólida	Gás	Sólido	Isopor <sup>®</sup> , poliuretano
Emulsão	Líquido	Líquido	Leite, maionese, manteiga
Emulsão sólida	Líquido	Sólido	Margarina, opala, pérola
Sol	Sólido	Líquido	Tinta, pasta de dente
Sol sólido	Sólido	Sólido	Vidro, plástico pigmentado

Fonte: Junior, M. J. e Varanda, L. C., *Qui. Nova Esc.*, 9 (1999), 10.

## As Soluções

Uma solução ou **mistura homogênea** é formada quando o soluto é solúvel no solvente, como ocorre quando se mistura sal de cozinha (ou açúcar) e água. A solubilidade de um dado soluto em um certo solvente depende das intensidades relativas das forças que operam entre as partículas do soluto, entre as partículas do solvente e entre as partículas de soluto e solvente. Ou seja, o processo de dissolução ocorre quando um soluto é adicionado a um solvente, e as partículas do solvente começam interagir com as partículas do soluto, separando-as, rodeando-as e, finalmente, dispersando-as. À medida que ocorre a dissolução, as interações **soluto-soluto** e **solvente-solvente** são substituídas pelas interações **soluto-solvente**. Espera-se que isso seja um fenômeno espontâneo - as interações soluto-solvente devem ser mais intensas que as demais.

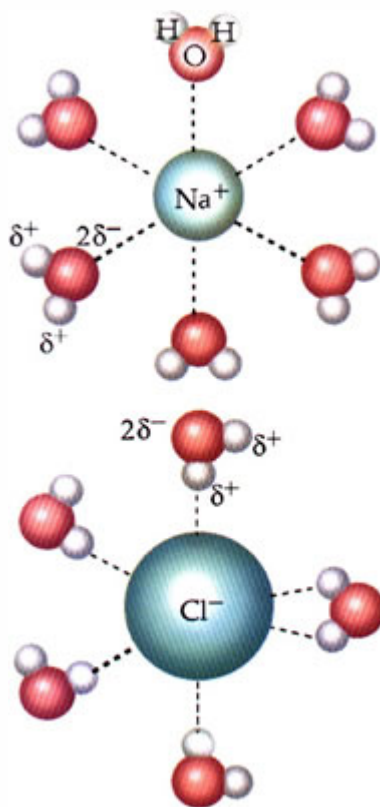
Com a finalidade de prever se ocorrerá ou não a solubilização, (ou formação da mistura homogênea) existe uma regra que em muito nos auxilia. Ela diz que "**semelhante**

**dissolve semelhante**", isto é, compostos iônicos e covalentes polares são solúveis em solventes polares, enquanto compostos covalentes apolares são solúveis em solventes apolares. Para ilustrar essa "regra" podemos dizer que o **iodo** ( $I_2$  - composto covalente apolar) não é solúvel em **água** ( $H_2O$  - composto covalente polar). Contudo, esse mesmo **iodo** é solúvel em **hexano** ( $C_6H_{14}$  - composto covalente apolar) e em etanol ( $H_3CH_2COH$  - composto covalente polar). **Essa nós deixamos para você pensar!!!**

As **substâncias iônicas** são aquelas formadas por íons, isto é, são compostos que apresentam partículas com carga elétrica positiva (cátions) e partículas com carga elétrica negativa (ânions), que por forças de atração eletrostática mantêm-se ligadas. Na **Aula 5 (Ligação Química)** veremos como os compostos iônicos são formados. Não perca!!! Nós sabemos que o sal de cozinha (**cloreto de sódio**) dissolve-se em água com certa facilidade. O NaCl é um sólido iônico. Será, então, que todo sólido iônico dissolve-se em água? Existem fatores que influenciam na quantidade do sólido que poderá se dissolver? Vamos discutir alguns desses pontos. Para uma melhor compreensão do processo de dissolução, vamos analisar o mecanismo de dissolução do cloreto de sódio em água.

## Dissolvendo o sal na água

Vamos imaginar agora o processo de dissolução, ou melhor, vamos imaginar o que ocorre quando acrescentamos um solvente (água, por exemplo) a um soluto iônico (NaCl, por exemplo). Como já foi dito, na superfície do retículo cristalino temos um conjunto de íons de cargas opostas. À medida que adicionamos água, as moléculas de água são forçadas a adquirir uma determinada orientação. O pólo negativo da água ficará próximo ao íon positivo do sal ( $Na^+$ ). Da mesma forma, o pólo positivo da água se aproxima do íon negativo ( $Cl^-$ ). Logo ao redor dos íons positivo e negativo há um determinado número de moléculas de água (**Figura 1**). Nesse momento temos então um novo conjunto de forças de atração sobre o nosso sistema. Antes tínhamos apenas as forças de atração de íons de cargas opostas, agora temos também uma energia proveniente da interação entre as moléculas de água e um determinado íon. E isto acaba gerando uma situação que corresponde, na realidade, a dois conjuntos de forças que atraem os íons em direções opostas.



**Figura 1** - Hidratação do NaCl

A atuação das moléculas de água nesse cristal faz com que haja um ligeiro aumento da distância entre os íons no retículo. Esse pequeno aumento é suficiente para permitir que mais moléculas de água se organizem ao redor de cada íon. O maior número de moléculas ao redor dos íons provoca uma maior separação entre os mesmos, o que permitirá que mais moléculas se organizem em torno deles. Esse processo é realimentado até o momento em que o número de moléculas de água ao redor de cada íon produza uma quantidade de energia tal que supere a energia de atração que o prende à rede cristalina. O conjunto de interações íon-dipolo da água deve tornar a separação dos íons energeticamente favorável, ou seja, a desagregação do retículo cristalino. A partir desse momento o retículo cristalino começa a ser desfeito, ou melhor, o nosso sal começa a dissolver, sempre no sentido da superfície para o interior do mesmo.

Mais uma vez devemos lembrar que esse processo deve ser sempre energeticamente favorável. Caso isso não ocorra, temos que recorrer a um fornecimento extra de energia, sob forma de calor. Por isso que a solubilidade da maioria dos compostos iônicos em água aumenta com o aumento da temperatura. Podemos concluir então que três interações importantes operam no processo de dissolução:

- Os íons do soluto são separados uns dos outros pela ação das moléculas do solvente → **isto requer energia**
- As moléculas do solvente são rearrumadas para acomodar os íons do soluto → **isto requer energia**
- As moléculas do solvente atraem e isolam os íons do soluto → **isto libera energia**

Esse conjunto de interações - **soluto-soluto**, solvente-solvente, soluto-solvente - é fundamental na discussão da solubilidade.

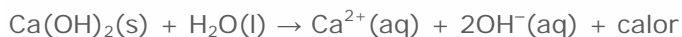
## Temperatura e Solubilidade

A solubilidade de gases em água normalmente diminui com o aumento da temperatura e isso pode ser facilmente observado quando aquecemos água e as bolhas de ar são formadas. A "saída" das moléculas que compõem o ar da solução é o resultado da menor solubilidade daqueles gases a altas temperaturas. O paladar diferente que a água fervida apresenta deve-se em grande parte ao fato de o  $O_2$ , que antes encontrava-se dissolvido, ter sido expelido. Entretanto, há casos em que outros gases dissolvidos em diferentes líquidos podem não sofrer essa variação de solubilidade com o aumento da temperatura.

Não há uma regra geral para a variação de solubilidade de sólidos em líquidos com a alteração da temperatura. Por exemplo: a solubilidade do  $KNO_3$  aumenta com a temperatura, enquanto a do  $Li_2CO_3$  diminui e a do  $NaCl$  sofre pouquíssima variação. Por exemplo, para o nitrato de prata temos um processo endotérmico:



Já para o hidróxido de cálcio temos um processo exotérmico, que pode ser descrito pela equação:



Pelas equações acima fica claro que a solubilidade do  $AgNO_3$  aumenta e a do  $Ca(OH)_2$  diminui com o aumento da temperatura. Na variação da solubilidade com a temperatura está associada ao **calor de dissolução** da substância. Calor de dissolução é o calor envolvido na dissolução de 1 mol de uma substância em quantidade de solvente suficiente para se formar uma solução diluída. O calor de dissolução, determinado experimentalmente, nos mostra que alguns processos de diluição são **endotérmicos** (calor absorvido pelo sistema, o que resulta numa diminuição da temperatura) e outros são **exotérmicos** (o calor liberado acarreta um aumento da temperatura).

## Compostos Covalentes e Solubilidade

Nas **substâncias moleculares** ou **covalentes**, não ocorre formação de partículas carregadas eletricamente, apesar das moléculas poderem apresentar dipolos elétricos permanentes (**moléculas polares**) ou induzidos (moléculas apolares). Reforçamos o nosso convite para que você não perca a **Aula 5 (Ligação Química)** !Diante do conhecimento prévio das polaridades do solvente e do soluto é possível prever qual o tipo de atração estabelecida com o soluto e, conseqüentemente, se ele é solúvel. Contudo, no caso das substâncias moleculares, a determinação das forças que mantêm as moléculas unidas é fundamental para a avaliação da solubilidade. Desta forma, sintase convidado a participar da próxima aula, onde falaremos sobre **Forças Intermoleculares**.

---

**NOTA 1:** Para um estudo mais completo sobre os colóides, sugerimos a leitura do artigo "O mundo dos colóides", de Miguel Jafelicci Junior e Laudemir Carlos Varanda, publicado na revista **Química Nova na Escola**, nº 9, maio de 1999, páginas 9 a 13, e as referências citadas