Box 2

MISTURA E SOLUBILIDADE

Grande parte das substancias encontradas no dia-a-dia são misturas que sob o aspecto macroscópico apresentam-se com o aspecto homogêneo (uma única fase) ou heterogêneo (mais de uma fase). As misturas homogêneas são chamadas de soluções. Alguns exemplo cotidianos de misturas são: ar (mistura de vários gases), o latão (mistura de zinco e cobre), os fluidos que compõem o nosso corpo e a água que bebemos que contém sai e gases dissolvidos.

As soluções podem ser líquidas, sólidas ou gases. Cada substância da solução é denominada componente. Geralmente o componente em maior quantidade na solução é chamado de solvente, os outros componentes são chamados de solutos. Alguns exemplos de soluções estão apresentados na Tabela 1.

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplos
Gás	Gás	Gás	Ar
Líquido	Líquido	Gás	Oxigênio em água
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool em água
Líquido	Líquido	Sólido	Sal em água
Sólido	Sólido	Gás	Hidrogênio no paládio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercúrio na prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata em ouro

Tabela 1: Exemplo de soluções (BROWN, 2005).

1. O Processo de Dissolução

Uma solução é formada quando uma substância se dispersa uniformemente em outra. Sabemos que as substâncias no estado líquido e sólido sofrem forças atrativas intermoleculares

que as mantêm juntas. Estas forças também atuam nas partículas do soluto e solvente, ou seja, as soluções se formam quando as forças atrativas entre as partículas soluto-solvente produzem módulos comparativos em magnitude, com as forças existentes entre solvente-solvente e soluto-soluto.

Quando temos uma solução de NaCl em água, as interações íon-dipolo são suficientemente fortes para tirar os íons da sua posição do cristal.

As interações entre moléculas de soluto e solvente são conhecidas como solvatação. Quando o solvente é a água, as interações são conhecidas como hidratação.

O cloreto de sódio se dissolve em água, pois as moléculas da água têm uma interação suficientemente forte pelos íons Na^+ e Cl^- que superam a sua atração mútua. Então no caso do NaCl ser adicionado a um solvente apolar a interação de dispersão de London do solvente não será suficientemente forte para desestabilizar a rede cristalina apresentada pelo sal e a dissolução não ocorre. Pelo mesmo motivo temos que um liquido polar não forma soluções com um liquido apolar.

Quando temos tetracloreto de carbono (CCl_4) e hexano (C_6H_{14}), eles se misturam em todas as proporções, pois ambas as substancias são apolares e possuem ponto de ebulição semelhante (CCl_4, 77,4ºC e C_6H_{14} , 69ºC), por este motivo é razoável dizer que os módulos das forças de interação entre das duas substancias são comparáveis. Quando as mesmas são colocadas em contato a mistura ocorre espontaneamente.

Processos espontâneos:

- Processos em que o conteúdo de energia do sistema tende a diminuir tendem a ocorrer espontaneamente (Exotérmicos, $\Delta H < 0$)

- Porem processos endotérmicos também pode ocorrer espontaneamente, estes processos são caracterizados pela grande desordem do sistema (Entropia, ΔS).

2. Soluções Saturadas e Solubilidade

Quando um sólido começa a se dissolver em um solvente a concentração do soluto em solução aumenta. Este processo é conhecido como dissolução, o seu processo inverso é denominado cristalização e estes processos estão representados pela equação 1:

$$\text{Soluto} + \text{Solvente} \rightleftarrows \text{Solução}$$

Quando as velocidades dos processos se igualam, temos então um equilíbrio dinâmico formado. A quantidade necessária do soluto para formar uma solução saturada é denominada solubilidade. A solubilidade é uma grandeza quantitativa sendo comumente expressa em gramas do soluto por litro de solução (g / L).

Soluções Saturadas → Equilíbrio entre os processos de dissolução e cristalização.

Soluções Insaturadas → Dissolvemos menos soluto do que o necessário para que se forme uma solução saturada.

Soluções Supersaturadas → Quando temos maior quantidade de soluto em relação a solução saturada.

Um exemplo pertinente é o acetato de sódio ($NaC_2H_3O_2$), quando se adiciona um cristal semente em solução, temos a cristalização do excesso de soluto como apresentado na Figura 1:

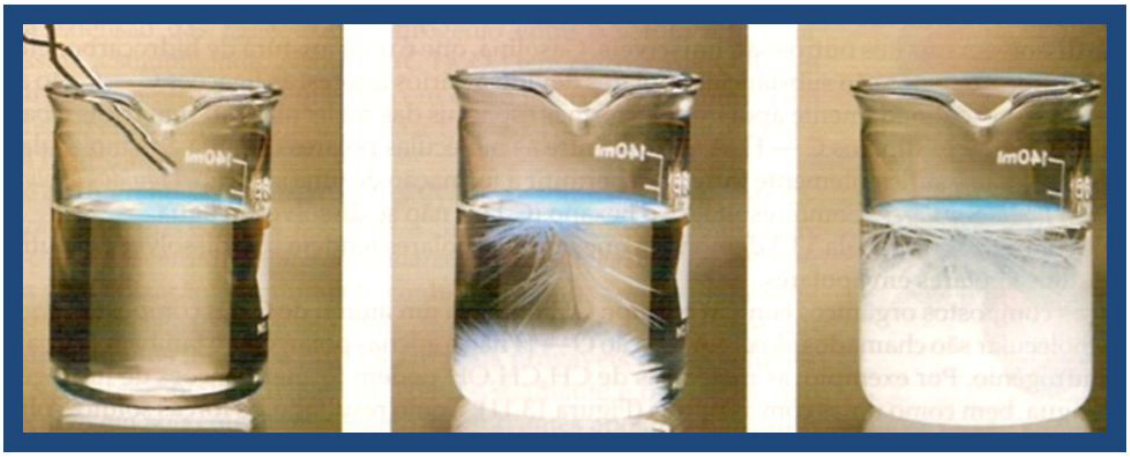

Figura 1: Cristalização de acetato de sódio (BROWN, 2005).

3. Fatores que afetam a solubilidade

A solubilidade ou coeficiente de solubilidade representa a quantidade máxima do soluto que pode ser dissolvida em dado solvente. É uma propriedade que depende de alguns fatores importantes como :

- Interação Soluto-Solvente
- Efeitos de Pressão
- Efeitos de Temperatura

3.1.Interações soluto-solvente

Um fator importante que determina a solubilidade é a interação entre as moléculas do soluto e solvente. Quanto mais fortes forem as atrações intermoleculares entre as moléculas do soluto e solvente maior será a solubilidade. Por esta razão temos que moléculas de solutos polares tendem a se dissolver mais facilmente em solvente polares.

Dizemos que uma substância é solúvel em outra quando misturadas, formam um sistema homogêneo. Quando se trata de líquidos eles se dizem miscíveis, no entanto o termo miscível é uma propriedade qualitativa que não expressa a quantidade relativa soluto / solvente.

Por exemplo, moléculas de álcool de cadeia curta como etanol, são miscíveis em água, já que as forças de interação solvente-soluto são mais intensas em relação às interações soluto--soluto e solvente-solvente, ocorrendo liberação de calor e contração de volume no processo de mistura. Moléculas de álcool de cadeia longa como a do heptanol, possuem baixa solubilidade em água, devido ao caráter hidrofóbico da cadeia carbônica. A medida que a cadeia carbônica (apolar e hidrofóbica) aumenta a solubilidade em água decresce.

Estão apresentadas na Tabela 2 as solubilidades de alguns alcoóis em água (solvente polar) e hexano (solvente apolar). O grupo OH da molécula de álcool é polar e forma ligações hidrogênio com as moléculas de água. À medida que o comprimento da cadeia aumenta a parte apolar aumenta acarretando o decréscimo da solubilidade na água.

Álcool	Solubilidade em água a 20°C Mol de álcool/100g água*	Solubilidade em C6H14 a 20°C Mol de álcool/100g C6H14*
CH_3OH - metanol	∞	0,12
CH_3CH_2OH - etanol	∞	∞
$CH_3CH_2\ CH_2OH$ - propanol	∞	∞
$CH_3CH_2\ CH_2CH_2OH$ - butanol	0,11	∞
$CH_3CH_2\ CH_2CH_2\ CH_2OH$ - pentanol	0,030	∞
$CH_3CH_2\ CH_2CH_2\ CH_2\ CH_2OH$ - hexanol	0,0058	∞
$CH_3CH_2\ CH_2CH_2\ CH_2CH_2CH_2OH$ heptanol	0,0008	∞

Tabela 2: Solubilidade de alcoóis em água e hexano (BROWN, 2005).

*O simbolo ∞ indica que o álcool e completamente miscível no solvente.

Exercício: Explique por que o etanol se solubiliza em água e em gasolina.

3.2.Efeitos de Pressão

As solubilidades de sólidos e líquidos não são afetadas consideravelmente pela pressão, enquanto a solubilidade de um gás em qualquer solvente é aumentada a medida que a pressão sobre o solvente aumenta. Podemos observar este fato na Figura 2:

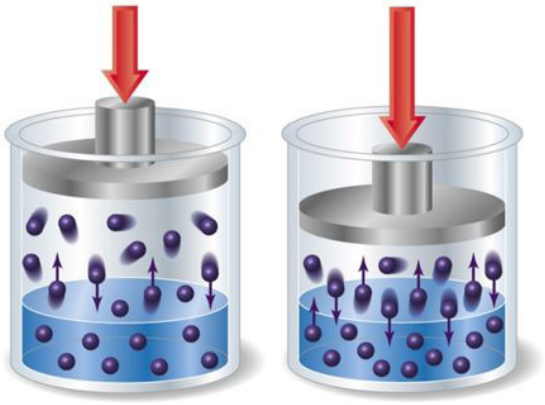

Figura 2: O efeito da pressão na solubilidade do gás (BROWN, 2005).

A relação entre a solubilidade de um gás e a pressão é expressa por uma equação simples conhecida como lei de Henry:

$$S_g = K.P_g$$

S_g →solubilidade do gás, em quantidade de matéria

K→ Constante de Henry (constante de proporcionalidade)

P_g →Pressão parcial do gás sobre a solução

A constante da lei de Henry é diferente para cada par soluto-solvente e varia com a temperatura.

Uma exemplo interessante são as bebidas carbonatadas, estas são engarrafadas a pressões superiores a 1 atm, assim aumentando a solubilidade do CO_2 em água. A medida que a garrafa é aberta a solubilidade do gás diminui e o CO_2 é liberado rapidamente.

3.3. Efeitos de Temperatura

A solubilidade da maioria dos solutos sólidos ou líquidos na água aumenta com o aumento da temperatura. A Figura 3 apresenta a solubilidade de vários sais em função da temperatura.

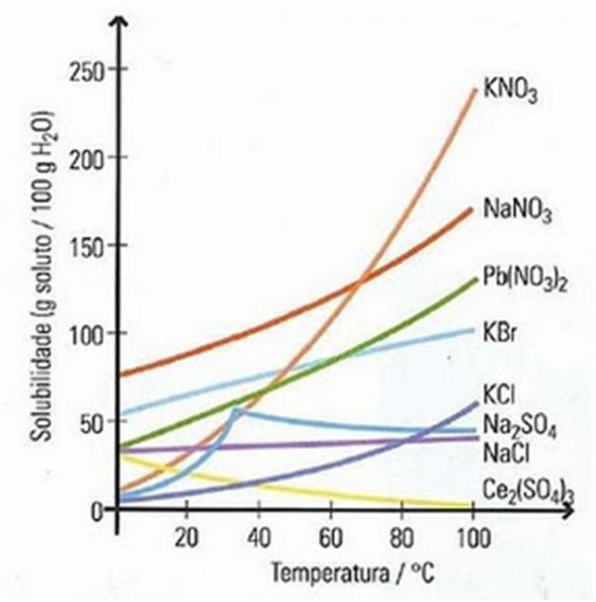

Figura 3: Solubilidade compostos iônicos em água.

Fonte: http://kabuy-vi.blogspot.com/2010_01_01_archive.html

Em contraste a solubilidade de gases em água diminui com o aumento de temperatura. Um exemplo é a diminuição da solubilidade de O2 em lagos devido a poluição térmica. Está apresentado, na Figura 4, a solubilidade de vários gases em função da temperatura.

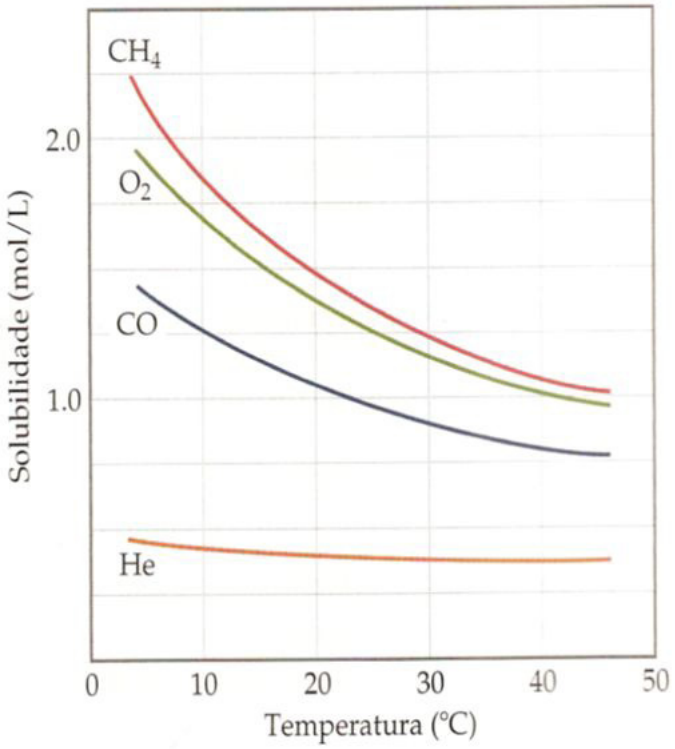

Figura 4: solubilidade gases (BROWN, 2005).

4. Formas de Expressar a Concentração

A concentração pode ser expressa tanto quantitativamente quanto qualitativamente, podem ser classificadas quanto a sua proporção soluto/solvente:

Soluções Concentradas → [C] > 0,1 mol / L.

Soluções Diluídas → [C] < 0,1 mol / L.

Usamos formas diferentes de expressar concentração em termos quantitativos.

4.1.Porcentagem em massa, ppm e ppb

Uma das mais simples expressões quantitativas de concentração é a porcentagem em massa de um componente da solução dada por:

% massa do componente = (Massa soluto / Massa total da solução) x 100

Para soluções muito diluídas geralmente são expressas em **partes por milhão (ppm)**, definida como:

Ppm do componente = (Massa do soluto / massa total da solução) x 106

Para soluções ainda mais diluídas usa-se parte por bilhão (ppb), que significa 1g do soluto em 109 g de solução.

4.2.Fração em quantidade de matéria, concentração em quantidade matéria e molalidade.

4.2.1. A fração de quantidade de matéria de uma solução é dada por:

Fração em quantidade de matéria = Quantidade de matéria do soluto / quantidade de matéria total da solução.

4.2.2. A concentração em quantidade de matéria de um soluto é dada por:

Concentração em quantidade de matéria = quantidade de matéria do soluto (mol) / Volume da solução (L).

4.2.3. A molalidade é a quantidade de matéria de soluto por quilograma de solvente:

Molalidade = quantidade de matéria do soluto (mol) / massa do solvente (Kg)

5. Colóides

Um colóide, ou fase dispersa, é uma dispersão de pequenas partículas de um material em outro material. Em geral as partículas coloidais são agregados de numerosos átomos, ou moléculas, mas ainda pequenas para serem vistas no microscópio ótico comum. Estas partículas passam através da maioria dos papéis de filtro, as partículas são visíveis apenas ao ultramicroscópio, mas podem ser observadas pelo espalhamento de luz e pela sedimentação.

Os colóides ficam numa região fronteiriça que separam as soluções da misturas heterogêneas. Nos colóides tanto o meio dispersão quanto a fase dispersa podem ser gases, líquidos ou sólidos, Tabela 3.

Fase do colóide	Fase dispersora (Solvente)	Fase Dispersa (Soluto)	Tipo de Colóide	Exemplo
Gás	Gás	Gás	----	(sempre solução)
Gás	Gás	Líquido	Aerossol líquido	Neblina, nuvens
Gás	Gás	Sólido	Aerossol sólido	Fumaça
Líquido	Líquido	Gás	Espuma	Creme batido
Líquido	Líquido	Líquido	Espuma	Leite Maionese manteiga
Líquido	Líquido	Sólido	Sol / emulsão	Tintas
Sólido	Sólido	Gás	Espuma sólida	Marshmallow Isopor
Sólido	Sólido	Líquido	Espuma sólida	Gelatina Pérola
Sólido	Sólido	Sólido	Sol sólido	Vidro e plástico pigmentado

Tabela 3: Diferentes tipos de colóides (FONTE,???) .

Embora as partículas coloidais sejam tão pequenas que as dispersões pareçam uniformes, são suficientemente grandes para espalhar eficientemente a luz. Esse espalhamento é o efeito Tyndall, bem visível quando se observa a luz de um carro numa estrada com fumaça ou neblina. O tamanho da partícula dispersa no solvente é a propriedade usada para classificar uma solução, um colóide e uma suspensão.

Uma solução é um sistema cujas partículas do disperso possuem diâmetros inferiores a 1nm (10-9 m).

Uma disperção coloidal é um sistema cujas partículas possuem diâmetros entre 1nm e menores 100 nm. As dispersões com tamanhos de partículas maiores que 100 nm formam suspensões e emulsões cujas partículas dispersas podem ser vistas ao microscópio comum e a dispersão não é estável.

6. Referências Bibliográficas

- BROWN, T. L.; JR, H. E. L.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R.. Química: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2002. 952 p. ISBN 85-87918-42-7
- Dissociação NaCl em água. Disponível em: <www.ecv.ufsc.br/~nico/agua_qmcweb.html> . Acessado em 31 de maio de 2011.
- Solubilidade compostos iônicos em água. Disponível em:<http://kabuy-vi.blogspot.com/2010_01_01_archive.html > . Acessado em 31 de maio de 2011.