

Soluções

Ludmila Ferreira



1 Introdução

Para iniciarmos o estudo das soluções é importante que saibamos o que é uma solução, para que depois possamos estudar seus componentes e classificá-las.

Uma solução é uma **mistura homogênea**, que por sua vez, é uma mistura na qual as partículas que a compõe tem tamanho inferior a 1nm.

O ar, por exemplo, é uma solução gasosa composta por Nitrogênio, Argônio, Gás Carbônico, Oxigênio, entre outros. O bronze é uma solução de componentes sólidos, o estanho e o cobre. O soro caseiro é uma solução formada por água, que é o solvente e por sal e açúcar, que são os solutos.

Mas o que é soluto e solvente?

Soluto é a substância dissolvida e o solvente é aquele que a dissolve e que, geralmente, encontra-se em maior quantidade.

Definimos como dissolução o processo de produção de uma solução.

2 Classificações das Soluções

2.1 De acordo com o solvente

Nesse caso, se o solvente é líquido, a solução também é. Se ele é gasoso, a solução também é. Assim, se o solvente é sólido, a solução também é.

2.2 De acordo com o soluto-solvente

Sólido-Sólido: O estado de agregação do soluto e do solvente é sólido. Como exemplo, podemos citar as ligas metálicas, como o bronze.

Sólido-Líquido: Nesse caso, o soluto é sólido e o solvente é líquido. Um exemplo muito famoso é o do sal dissolvido em água.

Sólido-Gasoso: No caso, o soluto é sólido e o solvente é gasoso. Um exemplo a ser citado é o caso da naftalina (Aqueles bolinhas brancas que sua mãe ou sua vó põem no fundo das gavetas.) sublimada no ar.

Líquido-Sólido: Aqui, o soluto é um líquido e o solvente é um sólido. Nesse caso, geralmente, temos água dentro do retículo cristalino de alguns sais. É o caso dos famosos sais hidratados, como o sulfato de Cobre II penta-hidratado.

Líquido-Gasoso: Este caso é muito bem representado quando pensamos em líquidos voláteis, como é o caso da acetona sublimada no ar.

Gasoso-Sólido: Neste caso, geralmente, o gás fica retido na superfície do sólido. Podemos observar o exemplo do gás hidrogênio em catalisador de Níquel.

Gasoso-Líquido: Neste caso, nos referimos a quando o gás está dissolvido em um líquido. Com esse caso, podemos pensar em um exemplo curioso: O modo como os peixes respiram. Eles inspiram pequenas quantidades de O_2 que

estão dissolvidas na água.

Gasoso-Gasoso: Neste caso, o soluto e o solvente são gasosos. O nosso melhor exemplo de soluções gasosas é o ar atmosférico.

2.3 De acordo com a proporção soluto-solvente:

Também é possível classificar as soluções de acordo com a proporção soluto-solvente. É importante destacar que essa classificação depende do referencial, pois não dá para pré-definir um ponto onde algo começa a se tornar diluído ou concentrado. Deste modo, existem duas maneiras:

Diluída: Quando existe uma enorme quantidade de solvente para pouco soluto.

Concentrada: Quando existe uma quantidade considerável de soluto em uma dada massa/um dado volume.

2.4 De acordo com a natureza do soluto

É importante destacar que essa classificação só vale para soluções aquosas. Nesse sentido, temos dois modos para classificar uma solução quanto a isso:

Eletrolítica: Esse tipo de solução conduz eletricidade devido a presença de íons providos pelo soluto. Como é o caso do Cloreto de Sódio em água, que se dissocia em Na^+ e Cl^- .

Não-eletrolítica: Esse tipo de solução não conduz eletricidade, pois o soluto não forma íons. Como é o caso da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água, que é um composto molecular e não se dissocia.

2.5 De acordo com o ponto de saturação

O ponto de saturação é a quantidade de um soluto suficiente para saturar uma quantidade fixa de soluto em certas condições de temperatura e pressão. Existem três modos de classificar soluções desta maneira.

Insaturadas: São soluções que ainda não atingiram o ponto de saturação.

Saturadas: São soluções que se encontram exatamente no ponto de saturação.

Supersaturadas: São soluções que ultrapassaram o ponto de saturação. São muito instáveis. De que maneira pode-se obter uma solução supersaturada? Supondo o caso de uma solução sólido-líquido, temos:

i) Uma solução saturada com corpo de fundo a uma dada temperatura.

ii) Aumentando a temperatura e agitando o sistema até dissolver todo o corpo de fundo, a solução chega a um novo ponto de saturação, já que temos outra temperatura.

iii) Se deixarmos que a solução esfrie normalmente, teremos a solução inicial e não queremos obter isso. Lembrando que as soluções supersaturadas são altamente instáveis, podemos resfriá-la sem perturbação e, portanto, obtemos uma solução supersaturada.

3 Solubilidade de Gases em líquidos

A dissolução de um gás(em um líquido)é um processo que libera calor, ou seja, é exotérmica. Com isso, podemos escrever que a solubilidade de um gás é proporcional ao inverso da temperatura:

$$S_{gas} \propto \frac{1}{T}$$

Para determinar a solubilidade de um gás, temos a Lei de Henry:

$$S_{gas} = K_H \cdot P_{gas}$$

Onde: K_H é a constante de Henry e depende do solvente, da temperatura e do gás. P_{gas} é a pressão parcial do gás e pode ser escrita como o produto da pressão total e a fração molar do gás na mistura.

$$P_{gas} = P_{Tot} \cdot x$$

Vejamos um exemplo:

Sabendo que a solubilidade do O_2 em um lago, com condições normais de vida aquática, é igual a 2.7×10^{-4} mol/L e a pressão total é de 2 atm e este gás compõe 25% da mistura. Calcule a constante de Henry, nesse caso.

Resolução

Devemos calcular a pressão que o gás exerce, para podermos aplicar a lei de Henry, logo:

$$P_{gas} = 2 \text{ atm} \times 25\% \rightarrow P_{gas} = 0.5 \text{ atm}$$

Aplicando a Lei de Henry:

$$2.7 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = K_H \times 0.5 \text{ atm} \rightarrow K_H = 5.4 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$$

4 Concentrações

Para estudarmos as concentrações das soluções, usaremos uma notação que facilitará o entendimento das fórmulas aqui utilizadas:

O índice 1 representa o soluto, em n_1 temos uma quantidade de matéria n de soluto.

O índice 2 representa o solvente, em m_2 temos uma massa m de solvente.

Se o símbolo não vier acompanhado de nenhum índice, estamos nos referindo a solução. Logo, em V temos um volume V de solução.

4.1 Concentração Comum

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

Vejamos uma aplicação:

Qual a concentração de H_2SO_4 em uma solução de 2L e que contém 2 mols deste ácido? Sabendo que a massa molar é 98g/mol.

Resolução:

Para descobrirmos a massa de soluto que, no caso, é o ácido sulfúrico, vejamos a relação:

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

Onde: n -número de mols; m -massa presente na solução; M -massa molar

$$\text{Logo, } m = \frac{2 \text{ mol}}{(98 \text{ g/mol})}$$

Aplicando na fórmula da concentração:

$$C = \frac{2 \text{ mol} / (98 \text{ g/mol})}{2 \text{ L}} \rightarrow C = \frac{1}{98} \text{ g/L}$$

4.2 Concentração Molar

A concentração molar também é chamada de Molaridade.

$$M = \frac{n_1}{V}$$

Vejamos uma aplicação:

Qual o volume de uma solução que tem molaridade igual a 2.0 M e tem um quantidade de matéria, em mols, igual a 2 mol?

Resolução:

Pela relação já estudada, temos:

$$2.0 \text{ mol/L} = \frac{2 \text{ mol}}{V} \rightarrow V = 1.0 \text{ L}$$

4.3 Concentração em porcentagem

Esse tipo de concentração também é chamada concentração titular ou apenas título. Temos três tipos de concentração em porcentagem:

Em massa:

$$\tau = \frac{m_1}{m}$$

Em volume: É bom destacar que esse caso é utilizado quando nos referimos, principalmente, de soluções líquido-líquido ou gasoso-gasoso.

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

Em massa/volume:

$$\tau = \frac{m_1}{V}$$

4.4 Concentração em partes por milhão

O nome é sugestivo e nos leva a crer que uma parte do soluto está contida em mil partes da solução. Assim quando tratamos de massa, podemos dizer que 1mg do soluto está para 1Kg da solução. Se pensarmos em volume, podemos dizer que 1cm³ do nosso soluto está para 1 m³ da solução dada. Temos três modos de determinar a concentração em partes por milhão:

Em massa:

$$C_{ppm} = \frac{m_1}{m}$$

Em volume:

$$C_{ppm} = \frac{V_1}{V}$$

Em massa/volume:

$$C_{ppm} = \frac{m_1}{V}$$

Neste caso, um bom exemplo seria pensar que 1mg de soluto está contido em 1L de solução.

4.5 Concentração Molal

Mais conhecida como molalidade, a concentração molal relaciona a quantidade de matéria, em mol, do soluto e a massa, em quilogramas, do solvente.

$$\omega = \frac{n_1}{m_2}$$

Vejamos um exemplo:

Calcule a molaridade de NaOH em uma solução aquosa de 4.2 molal de NaOH e densidade igual a 2g/mL. Sabendo que a massa molar do Hidróxido de Sódio é 40g/mol.

Resolução:

1 molal equivale a 1 mol de NaOH por quilograma de água. Contudo, temos 4.2 molal. Calculando, assim, a massa de NaOH contida na solução, temos:

$$4.2 \text{ mol} \times \frac{40\text{g}}{1\text{mol}} \rightarrow m = 168 \text{ g}$$

Se temos 1000 g (= 1Kg) de água, logo a massa da solução é 1168g. Calculando o volume da solução, a partir da densidade, temos:

$$1168 \text{ g} \times \frac{1\text{mL}}{2\text{g}} = 584\text{mL}$$

Portanto, se a molaridade é o quociente entre o número de mols do soluto e o volume da solução, temos:

$$M = \frac{4.2\text{mol}}{584 \times 10^{-3}} \rightarrow M = 7.2 \text{ mol/L}$$

5 Diluição

Este processo se baseia-se na diminuição da concentração por adição de solvente a um certo volume de solução, sem alterar o número de mols do soluto. Assim, podemos escrever:

$$C_{ini} \cdot V_{ini} = C_{fin} \cdot V_{fin}$$

$$\tau_{ini} \cdot m_{ini} = \tau_{fin} \cdot m_{fin}$$

$$M_{ini} \cdot V_{ini} = M_{fin} \cdot V_{fin}$$

Onde, os sobrescritos *ini* e *fin* significam inicial e final, respectivamente.

Vejamos alguns exemplos:

i) Miguel é um químico e precisa obter uma solução de HCl 5M a partir de uma solução 2M e volume 750mL. Qual o volume final da solução?

Resolução:

Por: $M_{ini} \cdot V_{ini} = M_{fin} \cdot V_{fin}$, temos:

$$2\text{mol/L} \times 750 \times 10^{-3}\text{L} = 5\text{mol/L} \times V_{fin} \rightarrow V_{fin} = 0,3\text{L} \text{ ou } 300\text{mL}.$$

ii) Eliane é uma estudante de olimpíadas de química. Certa vez, ela estava no laboratório fazendo uma atividade e percebeu que precisava obter uma solução

de concentração 40g/L de volume 200mL e que tinha uma uma solução 2M de NaOH de volume desconhecido. Como Eliane poderia determinar o volume da solução, sabendo que a massa molar do Hidróxido de Sódio é 40g/mol.

Resolução:

$$M = \frac{n_1}{V} \rightarrow M = \frac{m_1}{m_{molar}V}$$

$$\text{Logo, } M \cdot m_{molar} = \frac{m_1}{V} \rightarrow M \cdot m_{molar} = C$$

Portanto, a concentração inicial é:

$$40\text{g/mol} \cdot 2 \text{ mol/L} = 80\text{g/L}$$

Por: $C_{ini} \cdot V_{ini} = C_{fin} \cdot V_{fin}$, temos:

$$80\text{g/L} \times V_{ini} = 40\text{g/L} \times 0.2 \text{ L} \rightarrow V_{ini} = 0.1\text{L}$$