

FRENTE: QUÍMICA II

PROFESSOR(A): ANTONINO FONTENELLE

ASSUNTO: SOLUÇÕES DE GASES EM LÍQUIDOS – UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

## EAD – ITA

### AULAS 19 E 20

### Solubilidade de gases em líquidos

A solubilidade (S) de gases em líquidos apresenta comportamento especial, pois depende, além da temperatura, também da pressão. Assim, quando se aumenta a pressão parcial do gás ( $P_{\text{gás}}$ ) que se deseja dissolver, observa-se um aumento da solubilidade desse gás. Esse efeito é usado no engarrafamento de refrigerantes, em que a solubilidade de  $\text{CO}_2$  necessita ser aumentada e é descrito pela Lei de Henry:

$$S = k_H \cdot P_{\text{gás}}$$

onde  $k_H$  é a constante da Lei de Henry e depende do gás, do solvente e da temperatura.

Além disso, percebemos que os gases apresentam solubilidade inversamente proporcional à temperatura. Logo:

$$S \sim (1/T)$$

### Unidades de concentração

Imagine que você tenha, em mãos, um frasco contendo água oxigenada vendida em supermercados. Alguns possuem concentração de água oxigenada de 10 volumes, outros de 20 volumes e outros, de 30 volumes. Qualquer proporção que nos forneça a proporção entre as quantidades de soluto e de solvente, ou entre as quantidades de soluto e de solução, é chamada unidade de concentração. Algumas são bastante utilizadas, como a concentração em mol/L, enquanto outras são pouco utilizadas por serem muito específicas (como o nosso exemplo da água oxigenada).

As unidades de concentração mais comuns são as que mostraremos a seguir e, nelas, usaremos a seguinte convenção:

- **Índice 1:** usado para a massa ou o volume referentes ao soluto;
- **Índice 2:** usado para a massa ou o volume referentes ao solvente;
- **Sem índice:** quando as quantidades se referem à solução como um todo. Exemplo: massa da solução (**m**), densidade da solução (**d**), volume da solução (**V**).

### Concentração comum (C)

A concentração comum expressa a razão entre a massa do soluto e o volume da solução. Normalmente vem expressa em g/L, mas outras proporções podem ser usadas, como mg/L ou g/m<sup>3</sup>.

Matematicamente, tem-se a seguinte expressão:

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

Não se deve confundir a concentração comum (C) com a densidade de uma solução (d). Ambas expressam a concentração de uma solução, mas a densidade mostra a razão entre a massa da solução e o volume da solução:

$$d = \frac{m}{V}$$

A densidade normalmente vem expressa em g/mL.

### Concentração em quantidade de matéria ou concentração em mol/L ( $\eta$ )

A concentração em quantidade de matéria, antigamente conhecida por molaridade ou concentração molar, é a unidade de concentração mais usada. Expressa a razão entre a quantidade de matéria do soluto (em moles) e o volume da solução (em litros). Matematicamente, temos:

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

Como a quantidade de matéria (também conhecida como número de moles) é dada pela razão entre a massa da amostra (em gramas) e a sua massa molar (em g/mol e representada por M), a relação fica:

$$\eta = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

A unidade, como o próprio nome sugere, é mol/L, mas pode-se ver em livros de referência o uso de molar ou M, com o mesmo significado.

No caso de uma espécie iônica (que se dissocie) ou molecular (que se ionize), como os ácidos, a concentração molar dos íons produzidos pode ser encontrada em função do grau de ionização da espécie geradora de íons:

$$\eta_{\text{ion}} = \eta \cdot \alpha \cdot i$$

As concentrações em mol/L são tão utilizadas que muitos autores, para simplificar, preferem representá-las por colchetes, ao invés da letra  $\eta$ . Veja o exemplo:

$$\eta_{C_e} = [C_e]$$

## Título ou porcentagem em massa ( $\mathcal{G}$ )

O título ou porcentagem em massa expressa a relação entre a massa do soluto e a massa total da solução. Normalmente, o resultado vem expresso em porcentagem. Matematicamente, temos:

$$\mathcal{G} = \frac{m_1}{m} = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Às vezes é útil expressarmos a porcentagem em volume ( $\mathcal{G}_v$ ), que corresponde à relação entre o volume do soluto e o volume da solução. Soluções de líquidos em líquidos (como etanol em água) ou soluções gasosas (como o ar atmosférico) comumente utilizam essa unidade. Matematicamente, a expressão fica:

$$\mathcal{G}_v = \frac{V_1}{V}$$

### Observação:

Cuidado com as concentrações expressas em ppm (partes por milhão). Como o nome já diz, elas expressam a quantidade de partes em  $10^6$  partes. Veja:

a) em massa:  $C_{ppm} = \frac{m_1 \text{ (em mg)}}{m \text{ (em kg)}}$

b) em volume:  $C_{ppm} = \frac{V_1 \text{ (em mL)}}{V \text{ (em m}^3\text{)}}$

c) massa-volume:  $C_{ppm} = \frac{m_1 \text{ (em mg)}}{V \text{ (em L)}}$

## Fração em quantidade de matéria ou fração molar (X)

A fração em quantidade de matéria, ou fração molar, é a relação entre a quantidade de matéria do soluto e a quantidade de matéria total da solução (soluto + solvente). Matematicamente a expressão é dada por:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \text{ (para soluto)} \text{ e } X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \text{ (para solvente)}$$

O estudante já deve ter percebido que, ao somarmos as frações do soluto e do solvente (ou de todos os componentes, caso exista mais de dois), o resultado deve ser igual a 1 (ou 100%). Logo:

$$\sum X_i = 1$$

## Molalidade ou concentração em mol/kg (W)

Essa unidade de concentração nos fornece a relação entre a quantidade de matéria do soluto e a massa do solvente, em kg. É também conhecida como concentração molal e sua expressão algébrica é dada por:

$$W = \frac{n_1}{m_2 \text{ (em kg)}}$$

Como a quantidade de matéria do soluto ( $n_1$ ) é dada pela razão entre a massa do soluto (em **g**) e sua massa molar (em g/mol), e convertendo  $m_2$  para que possamos expressá-lo em **g** e, mesmo assim, o resultado venha em kg, a expressão fica:

$$W = \frac{1000 \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2 \text{ (em g)}}$$

Nesse momento, é útil perceber que, em soluções aquosas e diluídas, o valor numérico da concentração em mol/L é praticamente igual ao valor numérico da concentração em mol/kg. De fato, com a solução aquosa sendo diluída, a sua densidade é praticamente igual à da água pura (1 g/mL) e, assim, 1 litro de solução equivale a 1 kg de solução. Como a solução é diluída, 1 kg de solução é praticamente igual a 1 kg de solvente e, assim, a molalidade é praticamente igual à molaridade.

### Observação:

#### CONCENTRAÇÃO EM VOLUMES

Só é usada para soluções de peróxido de hidrogênio em água (água oxigenada). Define-se por: "Água oxigenada de N volumes é aquela que libera N litros de  $O_2$ , nas CNTP, pela decomposição total de  $H_2O_2$  contido em 1L de solução".

$$\text{Fator de conversão} = \frac{\text{L de } O_2 \text{ (CNTP)}}{\text{L de solução}}$$

## Relação entre as Unidades de Concentração

A relação entre as unidades de concentração pode ser alcançada através de artifícios matemáticos que respeitem a conversão de unidades, como o uso de fatores de conversão ou através da boa e velha regra de três. Algumas unidades de concentração, de utilização mais comum, podem ser relacionadas diretamente através da expressão:

$$C = \eta \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot \mathcal{G}$$

onde: C → concentração em g/L;

$\eta$  → concentração em mol/L;

$M_1$  → massa molar do soluto (em g/mol);

**d** → densidade em g/mL (ou g/cm<sup>3</sup>);

$\mathcal{G}$  → porcentagem em massa.



08. (FGV) A água de abastecimento urbano, depois de passar pela Estação de Tratamento de Água – ETA, deve conter quantidade de “cloro residual” na forma de  $\text{HC}\ell\text{O}$ . A análise de uma amostra de água tratada, à saída de uma ETA, revelou concentração de  $\text{HC}\ell\text{O}$  igual a  $2 \cdot 10^{-5}$  mol/L. Em ppm, tal concentração é igual a
- Dado:** massa molar do  $\text{HC}\ell\text{O}$ : 52,5 g/mol
- A) 1,05  
B)  $1,05 \times 10^3$   
C) 0,105  
D) 2,10  
E)  $2,10 \times 10^3$
09. (Fuvest) Quando o composto  $\text{LiOH}$  é dissolvido em água, forma-se uma solução aquosa que contém os íons  $\text{Li}^+_{(\text{aq})}$  e  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ . Em um experimento, certo volume de solução aquosa de  $\text{LiOH}$ , à temperatura ambiente, foi adicionado a um béquer de massa 30,0 g, resultando na massa total de 50,0 g. Evaporando a solução até a secura, a massa final (béquer + resíduo) resultou igual a 31,0 g. Nessa temperatura, a solubilidade do  $\text{LiOH}$ , em água, é cerca de 11 g por 100 g de solução. Assim sendo, pode-se afirmar que, na solução da experiência descrita, a porcentagem, em massa, de  $\text{LiOH}$  era de
- A) 5,0%, sendo a solução insaturada.  
B) 5,0%, sendo a solução saturada.  
C) 11%, sendo a solução insaturada.  
D) 11%, sendo a solução saturada.  
E) 20%, sendo a solução supersaturada.
10. Sobre as características das soluções verdadeiras, assinale a única opção incorreta.
- A) Uma solução de naftaleno no ar é classificada como sólido-gás.  
B) A neblina é uma dispersão coloidal do tipo líquido-gás. Com a evaporação da água, forma-se uma solução verdadeira do tipo líquido-gás.  
C) Uma solução aquosa pode ser eletrolítica mesmo estando diluída e insaturada.  
D) Uma solução supersaturada poderia ser preparada pelo resfriamento seguido de aquecimento, sem perturbação externa, desde que o soluto apresentasse dissolução exotérmica.  
E) Uma solução gás-líquido (em relação ao ar) pode ser supersaturada em relação ao oxigênio quando se borbulha uma mistura gasosa com maior pressão parcial em relação ao nitrogênio.
11. (FGV) Uma cidade, com altos níveis de poluição, tem uma concentração média de chumbo particulado no ar de  $5 \mu\text{g}/\text{m}^3$ , em que 75% medem menos do que  $1 \mu\text{m}$ . Um adulto respirando diariamente 8.500 L de ar retém, aproximadamente, 50% das partículas menores que  $1 \mu\text{m}$ . Que quantidade de chumbo esse adulto retém por ano?
- A)  $15,9 \mu\text{g}$   
B)  $5,8 \text{ mg}$   
C)  $42,5 \mu\text{g}$   
D)  $42,5 \text{ mg}$   
E)  $0,319 \mu\text{g}$
12. (AFBJ) Calcule a molalidade de uma solução de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) em água, que apresenta 10% em mol.
- A) 10 molal  
B) 6,2 molal  
C) 0,62 molal  
D) 3,1 molal  
E) 0,47 molal
13. (Fatec) A dosagem de etanol no sangue de um indivíduo mostrou o valor de 0,080 g por 100 mL de sangue. Supondo que o volume total de sangue desse indivíduo seja 6,0 L e admitindo que 12% de álcool ingerido se encontra no seu sangue, quantas doses de bebida alcoólica ele deve ter tomado?
- Considere:** 1 dose de bebida alcoólica = 20 mL. Porcentagem aproximada, em volume, de etanol na bebida = 50%. Densidade de etanol = 0,80 g/mL.
- A) 2  
B) 4  
C) 5  
D) 6  
E) 7
14. (UFC) Em média, 90% das pessoas cujo exame de sangue apresenta concentração de etanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , de 0,0030 g/(mL de sangue), demonstram sinais óbvios de intoxicação. A concentração fatal é estimada em 0,0070 g/(mL de sangue). Supondo que todo o álcool vai direto para o sangue e que a densidade do etanol é de 0,80 g/mL, assinale a opção em que o volume de uísque (40% em etanol, por volume) corresponde à diferença entre a intoxicação e a dose fatal para uma pessoa cujo volume de sangue é de 6,0 litros.
- A) 12 mL  
B) 22 mL  
C) 30 mL  
D) 75 mL  
E) 120 mL
15. (Uece) A fluoretação das águas de abastecimento público é a medida mais abrangente, segura, econômica de se diminuir a incidência de cáries dentárias. Sabendo-se que a dose de flúor que ocasiona prejuízos à saúde é de 5 mg por kg de “peso corporal”, então, o número de litros de água fluoretada com 0,7 ppm em flúor, que pode ocasionar problemas ao organismo de um indivíduo com 70 kg, é
- A) 250  
B) 500  
C) 350  
D) 245

## Gabarito

<b>01</b>	<b>02</b>	<b>03</b>	<b>04</b>	<b>05</b>
B	C	A	–	D
<b>06</b>	<b>07</b>	<b>08</b>	<b>09</b>	<b>10</b>
A	B	A	A	E
<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>	<b>15</b>
B	B	C	D	B

– Demonstração.