

Autoria:
Alexandre Oliveira
 Edição de texto
Érick Teodósio

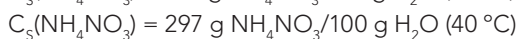
Estudo das soluções

Coeficiente de solubilidade (C_s)

O coeficiente de solubilidade indica a quantidade máxima de uma substância que, em determinadas condições de temperatura e pressão, pode dissolver-se em uma quantidade fixa de solvente.

A capacidade de uma substância de se dissolver em outra é chamada de **solubilidade**. Em geral, o solvente utilizado é a água, e a quantidade fixa é de 100 g de H_2O .

Exemplo 1:



Exemplo 2:

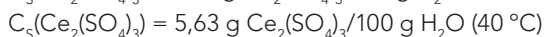
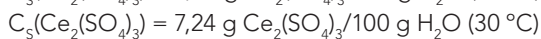
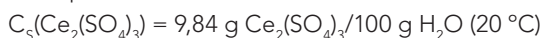
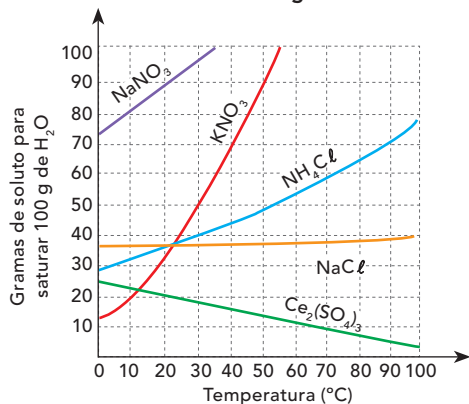


Gráfico de solubilidade

O gráfico de solubilidade mostra a variação do coeficiente de solubilidade (C_s) de uma ou mais substâncias em função da temperatura.

Gráfico de solubilidade de algumas substâncias



Em geral, a solubilidade dos sólidos aumenta com a temperatura (curvas ascendentes), mas existem algumas substâncias cuja solubilidade diminui com o aumento da temperatura (curvas descendentes).

Tome nota

➤ **Dissolução endotérmica** – O soluto se dissolve absorvendo calor do solvente.

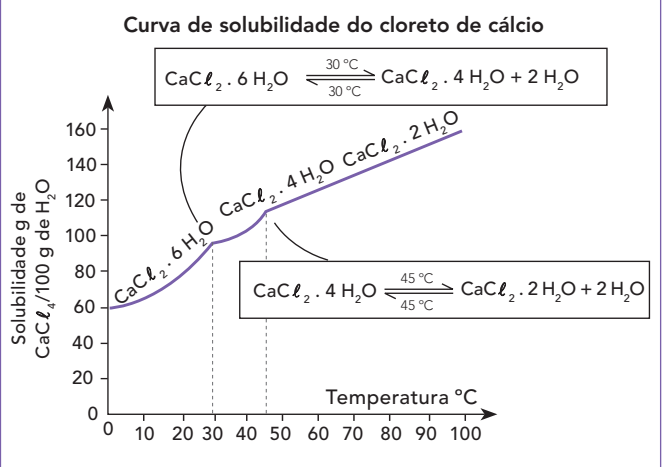
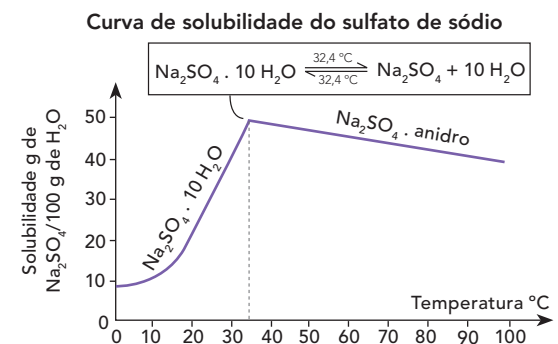
- O aumento da temperatura favorece a dissolução do soluto.
- A solubilidade geralmente aumenta com a elevação da temperatura (curvas ascendentes).
- A solução se resfria em uma dissolução endotérmica.

➤ **Dissolução exotérmica** – O soluto se dissolve liberando calor para o solvente.

- O aumento da temperatura desfavorece a dissolução do soluto.
- A solubilidade geralmente diminui com o aumento da temperatura (curvas descendentes).
- A solução se aquece em uma dissolução exotérmica.

Quando a curva de solubilidade apresenta pontos de inflexão, significa que o soluto forma hidratos definidos, e esses pontos de inflexão correspondem à temperatura de dissociação de sais hidratados.

Exemplos:



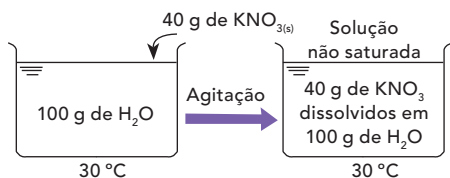
Classificação das soluções quanto ao coeficiente de solubilidade (C_s)

As soluções, além de serem classificadas quanto à fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa), quanto à natureza das partículas dispersas (iônica ou molecular) e quanto à proporção entre soluto e solvente (diluída ou concentrada), podem ser classificadas quanto ao coeficiente de solubilidade em:

- **Soluções insaturadas (não saturadas)** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) não atinge o coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 < C_s$.

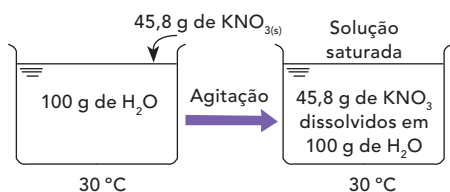
Exemplo: $C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g de KNO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$ (30 °C)

Dissolva 40 g de KNO_3 em 100 g de H_2O a 30 °C.



- **Soluções saturadas** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) é igual ao coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 = C_s$.

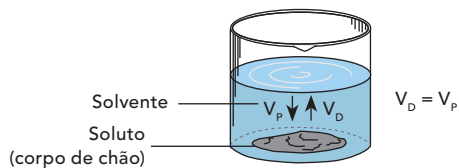
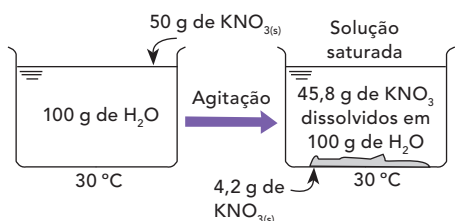
Exemplo: dissolva 45,8 g de KNO_3 em 100 g de H_2O a 30 °C.



Tome nota

Em soluções saturadas com precipitado (corpo de chão), ocorre um equilíbrio dinâmico entre o corpo de chão e a solução saturada, ou seja, a velocidade com que o sólido se dissolve é igual à velocidade com que o sólido se precipita no fundo do recipiente.

Exemplo: dissolva 50 g de KNO_3 em 100 g de água a 30 °C. (Não esqueça que o $C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g KNO}_3$ em 100 g H_2O a 30 °C).



V_D = velocidade de dissolução V_P = velocidade de precipitação

Existe um equilíbrio dinâmico entre o corpo de chão e a massa dissolvida.

- **Soluções supersaturadas** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) é superior ao coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 > C_s$. É uma solução instável, podendo, por qualquer perturbação do sistema, se tornar uma solução saturada com precipitado.

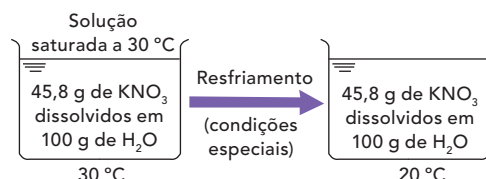
Há duas formas de se preparar uma solução supersaturada:

- Preparação de uma solução supersaturada usando uma substância de dissolução endotérmica:

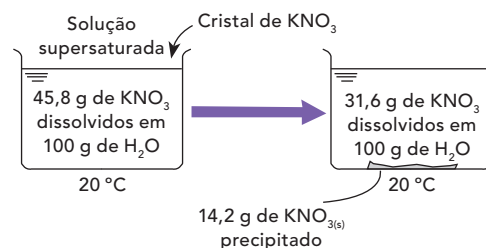
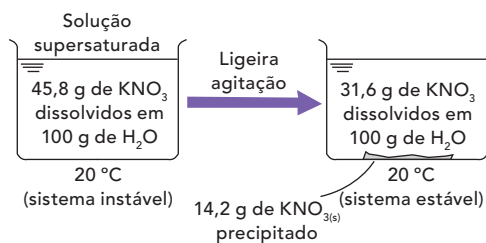
Pode-se, por exemplo, pegar uma solução saturada de KNO_3 a 30 °C e resfriá-la sob condições especiais a 20 °C, obtendo uma solução supersaturada de KNO_3 .

$C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g KNO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$ (30 °C)
 $C_s(\text{KNO}_3) = 31,6 \text{ g KNO}_3/100 \text{ g H}_2\text{O}$ (20 °C)

Observe, atentamente, o esquema a seguir.



A solução supersaturada é instável



- Preparação de uma solução supersaturada usando uma substância de dissolução exotérmica:

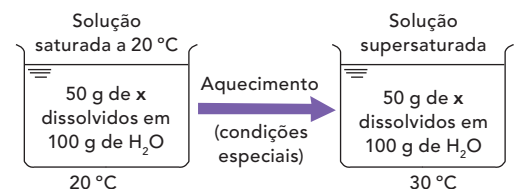
Deve-se preparar uma solução saturada e depois aquecê-la em condições especiais, pois, assim, será obtida uma solução supersaturada.

Dissolução exotérmica:

$C_s(x) = 50 \text{ g de x}/100 \text{ g de H}_2\text{O}$ (20 °C)

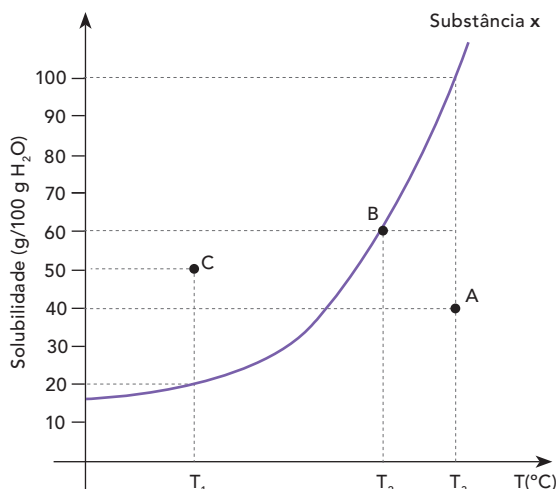
$C_s(x) = 40 \text{ g de x}/100 \text{ g de H}_2\text{O}$ (30 °C)

Observe o esquema a seguir.



Classificação das soluções quanto ao coeficiente de solubilidade em um gráfico de solubilidade

Dado o gráfico de solubilidade de uma substância hipotética:



- ▶ **Ponto A** – Representa uma solução não saturada (insaturada), pois, nesse ponto, existem 40 g de **x** dissolvidos em 100 g de água na temperatura T_3 , portanto a massa de soluto dissolvido é menor que o C_s de **x** nessa temperatura, correspondente a 100 g de $x/100$ g H_2O ($m_1 < C_s$).
- ▶ **Ponto B** – Representa uma solução saturada, pois, nesse ponto, existem 60 g de **x** dissolvidos em 100 g de H_2O na temperatura T_2 , portanto a massa de soluto dissolvido é igual ao C_s de **x** nessa temperatura, referente a 60 g de $x/100$ g H_2O ($m_1 = C_s$).
- ▶ **Ponto C** – Representa uma solução supersaturada, pois nesse ponto existem 50 g de **x** dissolvidos em 100 g de H_2O na temperatura T_1 , portanto a massa de soluto dissolvido é maior que C_s de **x** nessa temperatura, equivalente a 20 g de $x/100$ g H_2O ($m_1 > C_s$).

Conclusões:

- Qualquer ponto em uma região acima da curva de solubilidade indica que a solução é supersaturada.
- Qualquer ponto coincidente com a curva de solubilidade indica que a solução é saturada.
- Qualquer ponto em uma região abaixo da curva de solubilidade indica que a solução é insaturada.

• Tome nota •

Um solvente pode estar saturado de um soluto e ainda conseguir dissolver outro soluto.

Exemplo: a água saturada de sal de cozinha ainda é capaz de dissolver certa quantidade de açúcar.

Nem sempre se observa a correspondência entre solução diluída e solução insaturada. Observe o exemplo a seguir.

- Uma solução com 2 g de $CaSO_4$ em 1 litro de água é considerada diluída, mas já está saturada, pois o coeficiente de solubilidade do $CaSO_4$ é muito baixo.

$$C_s(CaSO_4) = 2 \text{ g } CaSO_4/1 \text{ L } H_2O$$

Nem sempre se observa a correspondência entre solução concentrada e solução saturada. Observe o exemplo:

- Uma solução de $AgNO_3$ com 1 200 g de $AgNO_3$ em 1 litro de água é considerada concentrada, mas ainda é uma solução insaturada, pois o C_s do $AgNO_3$ é muito alto.

$$C_s(AgNO_3) = 1 \text{ 200 g } AgNO_3/1 \text{ L } H_2O$$

Regra de solubilidade

Uma substância polar tende a se dissolver em um solvente polar, enquanto uma substância apolar tende a se dissolver em um solvente apolar.

Semelhante dissolve semelhante.

Solubilidade de gases em líquidos

Quando o gás não reage com o líquido, em geral, a sua solubilidade é pequena no líquido.

A solubilidade dos gases nos líquidos aumenta com:

- a diminuição da temperatura (baixas temperaturas);
- o aumento da pressão (altas pressões).

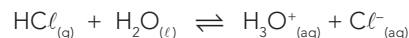
Quando o gás não reage com o líquido, a influência da pressão sobre a solubilidade é estabelecida pela **Lei de Henry**: “A uma determinada temperatura, a solubilidade dos gases nos líquidos é diretamente proporcional à pressão do gás”.

$$S = K \cdot P$$

Sendo K = **constante de proporcionalidade** que depende da natureza do gás, do líquido e também da temperatura.

A solubilidade dos gases nos líquidos é maior quando ocorre reação entre o gás e o líquido.

Exemplo: é possível dissolver 450 L de cloreto de hidrogênio (HCl) em 1 litro de água, em condições ambientes, devido à reação:



Concentração das soluções I

A **concentração** de uma solução é qualquer expressão da proporção entre as quantidades de soluto e de solvente, ou então, entre as quantidades de soluto e de solução.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{“Quantidade” de soluto}}{\text{“Quantidade” de solvente (ou de solução)}}$$

“Quantidade” = mols, massa ou volume.

• Tome nota •

Convenção:

- Índice 1 – soluto. Exemplo: m_1 = massa do soluto.
- Índice 2 – solvente. Exemplo: m_2 = massa do solvente.
- Sem índice – solução. Exemplo: m = massa da solução. ($m = m_1 + m_2$).

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$L \xleftrightarrow[\div 1000]{\times 1000} \text{ mL}$$

Em qualquer parte da solução, a concentração é a mesma.

Concentração em massa/volume ou concentração comum (C)

A concentração em massa/volume, ou concentração comum, é a razão estabelecida entre a massa do soluto (m_1) e o volume da solução (V).

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

Geralmente, o soluto é medido em gramas (g), e o solvente, em litros (L); logo, adota-se a unidade: g/L. A unidade g/cm³ também é utilizada, porém com pouca frequência.

Concentração massa/massa ou título em massa (T)

A concentração massa/massa, ou título em massa, é a razão estabelecida entre a massa do soluto (m₁) e a massa da solução (m), ambas na mesma unidade (geralmente em gramas).

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

Como $m = m_1 + m_2$, tem-se:

$$T = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Tome nota

$$0 < T < 1$$

- O título em massa comumente é expresso em porcentagem de soluto; assim, tem-se o título percentual em massa (T%).

$$T\% = T \cdot 100$$

- O título em massa não possui unidade.
- % massa/massa (%m/m): indica a massa de soluto (m₁) em gramas, contida em 100 g de solução.

Exemplo: 40% m/m indica 40 g de soluto em 100 g de solução.

Concentração volume/volume ou título em volume (T_v)

A concentração volume/volume, ou título em volume, é a razão estabelecida entre o volume do soluto (V₁) e o volume da solução (V), ambos na mesma unidade:

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

De um modo geral, o volume da solução (V) não é necessariamente a soma do volume do soluto (V₁) com o volume do solvente (V₂).

$$0 < T_v < 1$$

O título em volume comumente é expresso em porcentagem de soluto. Assim, tem-se o título percentual em volume (T_v%) ⇒ T_v% = T_v · 100.

O título em volume não possui unidade e só é usado para exprimir concentrações em que os componentes das soluções são todos gasosos ou todos líquidos.

Tome nota

- % volume/volume (%V/V): indica o volume de soluto (V₁), em mL, contido em 100 mL de solução.
Exemplo: 20% V/V indica 20 mL de soluto em 100 mL de solução.

- Álcool a 96% (significa 96 volumes de álcool para cada 100 volumes da solução).

O grau Gay-Lussac (°GL) indica a % V/V para soluções alcoólicas.

Exemplo: 10,6 °GL (significa 10,6 volumes de álcool para cada 100 volumes da solução).

- % massa/volume (%m/V): indica a massa do soluto (m₁), em gramas, contida em 100 mL de solução.
Exemplo: 0,80% m/V indica 0,80 g de soluto em 100 mL de solução.

Concentração em partes por milhão ou p.p.m.

Soluções muito diluídas, ou seja, soluções que possuem concentração muito pequena, costumam ter essa concentração expressa em partes por milhão (p.p.m.).

Concentração em massa/massa expressa em p.p.m.

Exemplo: 1 p.p.m. quer dizer que, para cada parte em massa do soluto, existe um milhão de partes em massa de solução.

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{m_1 \text{ (em mg)}}{m \text{ (em kg)}} \begin{matrix} \rightarrow 10^{-3} \text{ g} \\ \rightarrow 10^3 \text{ g} \end{matrix} \left. \vphantom{\frac{m_1 \text{ (em mg)}}{m \text{ (em kg)}}} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

ou

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{m_1 \text{ (em g)}}{m \text{ (em t)}} \begin{matrix} \rightarrow 1 \text{ g} \\ \rightarrow 10^6 \text{ g} \end{matrix} \left. \vphantom{\frac{m_1 \text{ (em g)}}{m \text{ (em t)}}} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

Tome nota

$$\text{p.p.m.} = T \cdot 10^6 \quad \text{ou} \quad \text{p.p.m.} = T\% \cdot 10^4$$

Exemplo: $T = 0,00005 \Rightarrow T\% = 0,005\% \Rightarrow \text{p.p.m.} = 50 \text{ p.p.m.}$

Concentração em volume/volume expresso em p.p.m.

Exemplo: 1 p.p.m. quer dizer que, para cada parte em volume do soluto, tem-se um milhão de partes de solução.

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{V_1 \text{ (em mL)}}{V \text{ (em m}^3\text{)}} \begin{matrix} \rightarrow 10^{-3} \text{ L} \\ \rightarrow 10^3 \text{ L} \end{matrix} \left. \vphantom{\frac{V_1 \text{ (em mL)}}{V \text{ (em m}^3\text{)}}} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

ou

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{V_1 \text{ (em } \mu\text{L)}}{V \text{ (em L)}} \begin{matrix} \rightarrow 10^{-6} \text{ L} \\ \rightarrow 1 \text{ L} \end{matrix} \left. \vphantom{\frac{V_1 \text{ (em } \mu\text{L)}}{V \text{ (em L)}}} \right\} 10^6 \text{ parte}$$

Tome nota

$$\mu\text{L} = \text{microlitros} = 10^{-6} \text{ L}$$

$$\text{p.p.m.} = T_v \cdot 10^6 \quad \text{ou} \quad \text{p.p.m.} = T_v\% \cdot 10^4$$

Concentração em massa/volume expressa em p.p.m.

Os químicos costumam expressar a concentração de sólidos em líquidos utilizando p.p.m.

Concentração em p.p.m.

$$\left. \begin{array}{l} m_1 \text{ (em mg)} \rightarrow 10^{-3} \text{ g} \\ V \text{ (em L)} \rightarrow 1 \text{ L H}_2\text{O} = 1 \text{ kg H}_2\text{O} = 10^3 \text{ g} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

Exemplo: A água contendo 0,05 p.p.m. de Pb^{2+} é imprópria para o consumo (0,05 mg de Pb^{2+} por litro de água), pois é igual a 0,05 mg de Pb^{2+} por kg de água.

Densidade de uma solução (d)

A densidade de uma solução é a razão estabelecida entre a massa da solução (m) e o volume dessa solução (V):

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

Como $m = m_1 + m_2$, tem-se:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{V}$$

Unidades: g/mL = g/cm³ etc.

Tome nota

$$\begin{array}{ccc} \text{g/mL} & \xrightarrow{\times 1000} & \text{g/L} \\ \text{ou} & & \text{ou} \\ \text{g/cm}^3 & \xleftarrow{\div 1000} & \text{g/dm}^3 \end{array}$$

O volume, ao ser relacionado com a densidade, deve estar na mesma unidade de volume da densidade.

Exemplo: $V = 100 \text{ cm}^3$ e $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$.

Como a densidade da água é igual a 1 g/mL, 1 mL de água = 1 g de água; 1 L de água é igual a 1 kg de água.

Vale ressaltar que essas relações são válidas somente para a água, devido à sua densidade ser igual a 1 g/mL.

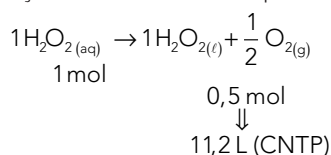
Saiba mais

A concentração da água oxigenada

A água oxigenada vendida nas farmácias e drogarias é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio ($\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$). A água oxigenada é utilizada para diversos fins, entre eles, o uso como antisséptico, pois o contato do peróxido de hidrogênio com o sangue provoca a sua decomposição em $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ e $\text{O}_{2(g)}$, e, por isso, impede a proliferação de bactérias anaeróbias como a causadora do tétano. Outro uso comum para a água oxigenada é seu emprego para clarear cabelos. A água oxigenada geralmente apresenta a sua concentração em volumes, como água oxigenada a 10 volumes, a 20 volumes, a 30 volumes etc.

Qual o significado dessa unidade de concentração nos frascos de água oxigenada?

Essa unidade de concentração representa o número de litros de oxigênio nas CNTP, que se obtém para a decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2) contido em 1,0 L de solução. Observe os exemplos:



Água oxigenada 10 volumes: 1 L de $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$ nas CNTP libera 10,0 L de $\text{O}_{2(g)}$.

Água oxigenada 20 volumes: 1 L de $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$ nas CNTP libera 20,0 L de $\text{O}_{2(g)}$.

Concentração em mol/L

A concentração em mol/L, também chamada de **concentração em quantidade de matéria** ou **concentração em quantidade de substância**, é a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e o volume da solução (V), em litros.

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

Em que: $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$

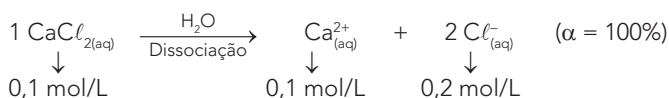
Tome nota

- A Sociedade Brasileira de Química (SBQ) não recomenda o uso das expressões "molaridade" nem "concentração molar".
- O número de mols do soluto (n_1) é a razão entre a massa do soluto (m_1) e a massa molar desse soluto (M_1).
- Unidade: mol/L escrito após o valor numérico da concentração.
- A SBQ não recomenda o uso das unidades "molar" nem "M" para indicar a unidade de mol/L.

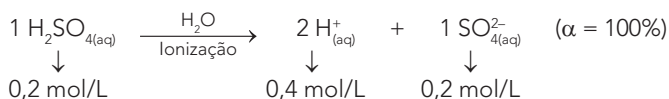
Concentração em mol/L de íons

Em certos casos, é necessário relacionar a concentração em mol/L de íons da substância à concentração em mol/L de íons dos seus íons em solução. Observe:

Exemplo 1: Calcule a concentração em mol/L dos íons $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ e $\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ em uma solução 0,1 mol/L de $\text{CaCl}_{2(aq)}$.



Exemplo 2: Calcule a concentração em mol/L de íons dos íons $\text{H}^{+}_{(aq)}$ e $\text{SO}^{2-}_{4(aq)}$ em uma solução 0,2 mol/L de $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$.



O cálculo da concentração em mol/L de íons dos íons deve ser feito a partir da equação de dissociação ou de ionização do soluto seguindo a proporção estequiométrica.

Tome nota

Nos exemplos anteriores, considerou-se que as substâncias sofreram dissociação ou ionização total.

Fração em quantidade de matéria (X)

Também conhecida como **concentração em quantidade de matéria por quantidade de matéria**.

➤ **Fração em quantidade de matéria do soluto (X_1)** – É a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e a quantidade de matéria da solução (n).

$$X_1 = \frac{n_1}{n}, \text{ como } n = n_1 + n_2 \therefore X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

➤ **Fração em quantidade de matéria do solvente (X_2)** – É a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do solvente (n_2) e a quantidade de matéria da solução (n).

$$X_2 = \frac{n_2}{n}, \text{ como } n = n_1 + n_2 \therefore X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Tome nota

- $X_1 + X_2 = 1$
- A fração em quantidade de matéria não possui unidade.
- $0 < X < 1$
- Lembre-se:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \text{ e } n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

Em que: M_1 = massa molar do soluto
 M_2 = massa molar do solvente

Concentração molar (W)

Também conhecida como **concentração em quantidade de matéria por massa** ou **molalidade**, concentração molar é a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e a massa, em quilogramas, do solvente (m_2).

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

Unidade: mol/kg ou molal

Em que: $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$

Tome nota

Em uma solução aquosa diluída, 1 L de solução contém aproximadamente 1 L de água, ou seja, 1 kg de água. Dessa forma, a quantidade de matéria de soluto por litro de solução (concentração em mol/L) é aproximadamente igual à quantidade de matéria do soluto por quilograma de água (molalidade) ($\mathcal{M} \cong W$).

Relações entre as principais unidades de concentração das soluções

Relação entre a concentração comum (C) e o título em massa (T)

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ (I)} \quad T = \frac{m_1}{m} \text{ (II)}$$

Dividindo (I) por (II), tem-se:

$$\frac{C}{T} = \frac{\frac{m_1}{V}}{\frac{m_1}{m}} \Rightarrow \frac{C}{T} = \frac{m}{V} \Rightarrow \frac{C}{T} = d \Rightarrow C = d \cdot T$$

$$\Rightarrow \frac{C}{T} = d \Rightarrow C = d \cdot T$$

— Título em massa
 — Densidade de (g/L)
 — Concentração comum (g/L)

Como geralmente a densidade é dada em g/mL, tem-se:
 $C = 1000 \cdot d \cdot T$ — Título em massa
 — Densidade de (g/mL)
 — Concentração comum (g/L)

Relação entre a concentração comum (C) e a concentração em mol/L (\mathcal{M})

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ (I)} \quad \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \text{ (II)}$$

Dividindo (I) por (II), tem-se:

$$\frac{C}{\mathcal{M}} = \frac{\frac{m_1}{V}}{\frac{m_1}{M_1 \cdot V}} \Rightarrow \frac{C}{\mathcal{M}} = \frac{m_1 \cdot M_1 \cdot V}{V \cdot m_1} \Rightarrow \frac{C}{\mathcal{M}} = M_1 \Rightarrow C = \mathcal{M} \cdot M_1$$

$$\Rightarrow C = \mathcal{M} \cdot M_1$$

— Massa molar do soluto
 — Concentração em mol/L
 — Concentração comum

Igualando as relações (I) e (II), tem-se:

$$C = 1000 \cdot d \cdot T \text{ (I)}$$

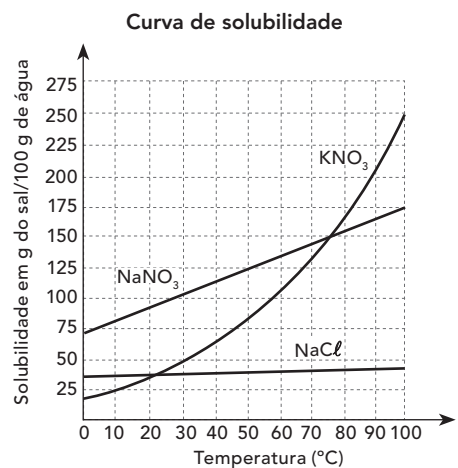
$$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \text{ (II)}$$

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot T \text{ ou } C = \mathcal{M} \cdot M_1 = d \cdot T$$

g/mL ou g/cm³ g/L ou g/dm³

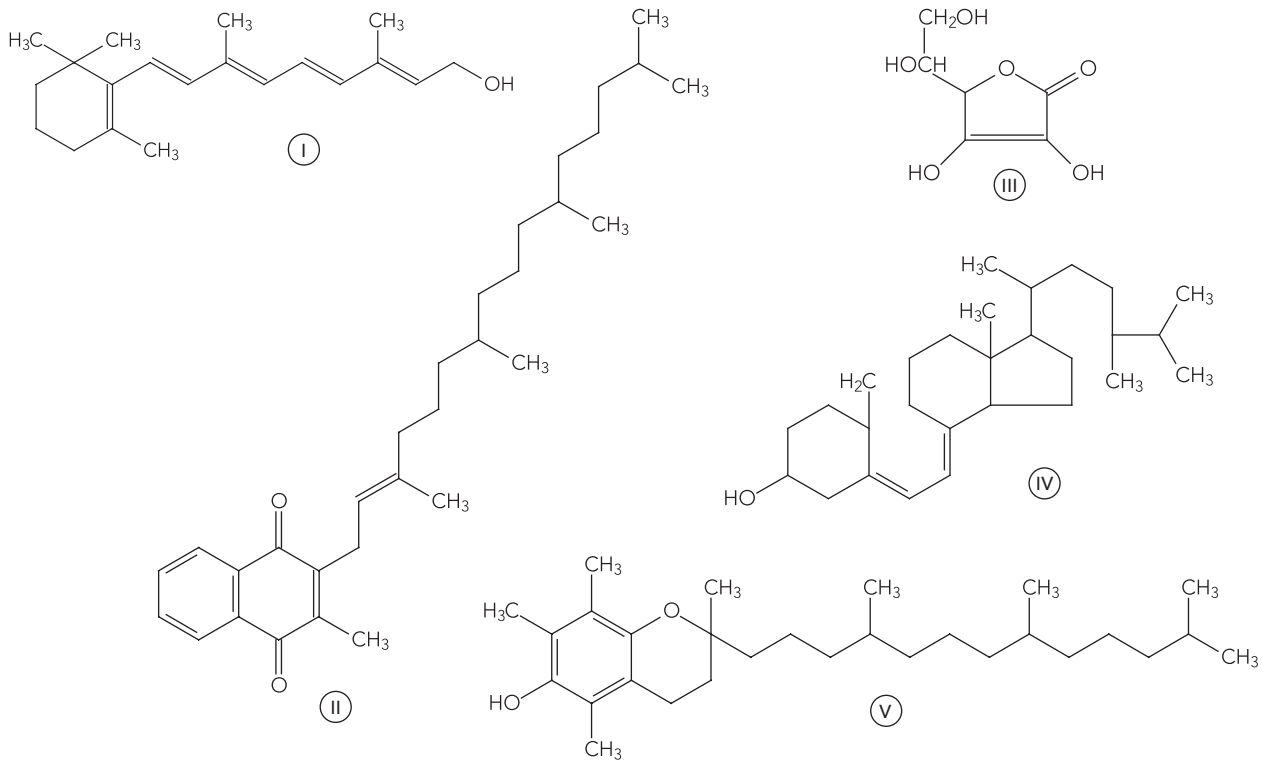
Atividades

1. O gráfico a seguir mostra curvas de solubilidade para substâncias nas condições indicadas e pressão de 1 atm.



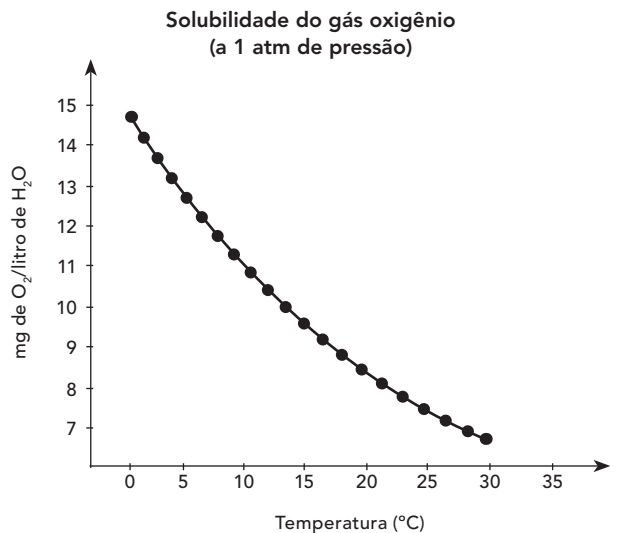
A interpretação dos dados desse gráfico permite afirmar corretamente que

- compostos iônicos são insolúveis em água, na temperatura de 0 °C.
 - o cloreto de sódio é pouco solúvel em água à medida que a temperatura aumenta.
 - sais diferentes podem apresentar a mesma solubilidade em uma dada temperatura.
 - a solubilidade de um sal depende, principalmente, da espécie catiônica presente no composto.
 - a solubilidade do cloreto de sódio é menor do que a dos outros sais para qualquer temperatura.
2. (ENEM) O armazenamento de certas vitaminas no organismo apresenta grande dependência de sua solubilidade. Por exemplo, vitaminas hidrossolúveis devem ser incluídas na dieta diária, enquanto vitaminas lipossolúveis são armazenadas em quantidades suficientes para evitar doenças causadas pela sua carência. A seguir são apresentadas as estruturas químicas de cinco vitaminas necessárias ao organismo.



Dentre as vitaminas apresentadas na figura, aquela que necessita de maior suplementação diária é a

- I.
 - II.
 - III.
 - IV.
 - V.
3. O comportamento do gás oxigênio com a variação de temperatura descrita no gráfico, bem como o comportamento físico geral dos gases, permitem afirmar corretamente que
- as forças atrativas se sobrepõem às forças de repulsão entre as moléculas do gás oxigênio com o aumento da temperatura.
 - as colisões entre as moléculas de um gás aumentam de frequência com o aumento de temperatura, à pressão constante, diminuindo a velocidade média das moléculas e reduzindo sua solubilidade em água.
 - a solubilidade de um gás em um líquido depende da energia cinética das moléculas do gás e da pressão exercida sobre o sistema que comporta o soluto gasoso e o solvente líquido.
 - dois reservatórios de água mantidos sob as mesmas condições de limpeza e pressão de 1 atm, localizados na Bahia, a 35 °C, e no Paraná, a 20 °C, terão a mesma concentração de $O_{2(g)}$ dissolvido na água.
 - as concentrações de $O_{2(g)}$ dissolvido em amostras de água do mar Báltico e do mar Vermelho independem de suas concentrações salinas, que são 30 g/L e 40 g/L, respectivamente.



LISBOA, Julio Cezar Foschini (Org.). *Ser protagonista: Química 2*. São Paulo: Edições SM, 2010. p. 39.

4. (ENEM) A utilização de processos de biorremediação de resíduos gerados pela combustão incompleta de compostos orgânicos tem se tornado crescente, visando minimizar a poluição ambiental. Para a ocorrência de resíduos de naftaleno, algumas legislações limitam sua concentração em até 30 mg/kg para solo agrícola e 0,14 mg/L para água subterrânea. A quantificação desse resíduo foi realizada em diferentes ambientes, utilizando-se amostras de 500 g de solo e 100 mL de água, conforme apresentado no quadro.

Ambiente	Resíduo de naftaleno (g)
Solo I	$1,0 \cdot 10^{-2}$
Solo II	$2,0 \cdot 10^{-2}$
Água I	$7,0 \cdot 10^{-6}$
Água II	$8,0 \cdot 10^{-6}$
Água III	$9,0 \cdot 10^{-6}$

O ambiente que necessita de biorremediação é o(a)

- a) solo I.
 b) solo II.
 c) água I.
 d) água II.
 e) água III.
5. (ENEM) Um dos grandes problemas nas grandes cidades é a poluição atmosférica por material particulado. Os automóveis, ônibus e caminhões são os principais responsáveis pela poluição. Vamos supor que uma atmosfera poluída apresente $2 \cdot 10^{-6}$ mg/L de material particulado e que 20% da massa é hidrocarboneto absorvido. Uma pessoa respira, em média 9 m^3 de ar por dia e retém nos pulmões 30% das partículas inaladas. A massa de hidrocarboneto absorvida pelos pulmões de uma pessoa em um dia é
- a) $2 \cdot 10^{-6}$ mg.
 b) 3,6 mg.
 c) $1,08 \cdot 10^{-6}$ g.
 d) $2 \cdot 10^{-3}$ g.
 e) $10,8 \cdot 10^{-3}$ g.
6. A dose adequada de paracetamol para uma criança com febre é de 12 mg kg^{-1} . Sabendo que o paracetamol de uso pediátrico tem concentração de 200 mg mL^{-1} e que 20 gotas perfazem 1 mL, quantas gotas um pediatra receitaria para uma criança que pesa 30 kg?
- a) 50 gotas.
 b) 36 gotas.
 c) 30 gotas.
 d) 20 gotas.
 e) 18 gotas.
7. O fosfato de magnésio $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ é encontrado na forma de um pó branco, denso, inodoro e insípido. É utilizado como agente polidor em cremes dentais, como antiácido, como estabilizador para plásticos, como aditivo em alimentos e suplementos dietéticos. Considerando a substância fosfato de magnésio, a massa necessária para preparar uma solução com concentração em quantidade de matéria igual a $0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para um volume de solução de 250 mL deve ser de

Dados: Mg = 24,3; P = 31; O = 16.

- a) 12,70 g.
 b) 14,95 g.
 c) 16,00 g.
 d) 16,43 g.
 e) 18,15 g.
8. (ENEM) Em toxicologia, um teste clássico é a determinação da dose letal mediana, DL_{50} , que envolve a realização de ensaios nos quais cobaias são expostas a diferentes doses da substância a ser testada por um período de tempo. A dose que matar metade da população testada é a DL_{50} . O teste foi criado em 1927 por J. W. Trevan e, atualmente, apesar de muito utilizado, sofre algumas críticas. Uma delas é a de que o teste é considerado um parâmetro toxicológico fraco, já que não leva em consideração os efeitos toxicológicos crônicos, tais como alterações de fertilidade. Os grupos defensores dos direitos dos animais querem banir a determinação da DL_{50} de utilizar animais como cobaias. Principalmente porque, em alguns desses testes, os animais morrem de forma lenta e dolorosa. Estão apresentadas a seguir as doses letais medianas de algumas substâncias.

Substância	DL_{50}
Sacarose	29,7 g/kg
Vitamina C	11,9 g/kg
Aspirina	200 mg/kg
Cafeína	192 mg/kg
Nicotina	50 mg/kg

A substância mais tóxica, de acordo com o teste da DL_{50} , é a

- a) sacarose.
 b) vitamina C.
 c) aspirina.
 d) cafeína.
 e) nicotina.