



Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Instituto de Química (IQ)
Departamento de Processos Químicos
Disciplina: Química X
Professora: Zila Sousa

SOLUÇÕES E SUAS PROPRIEDADES

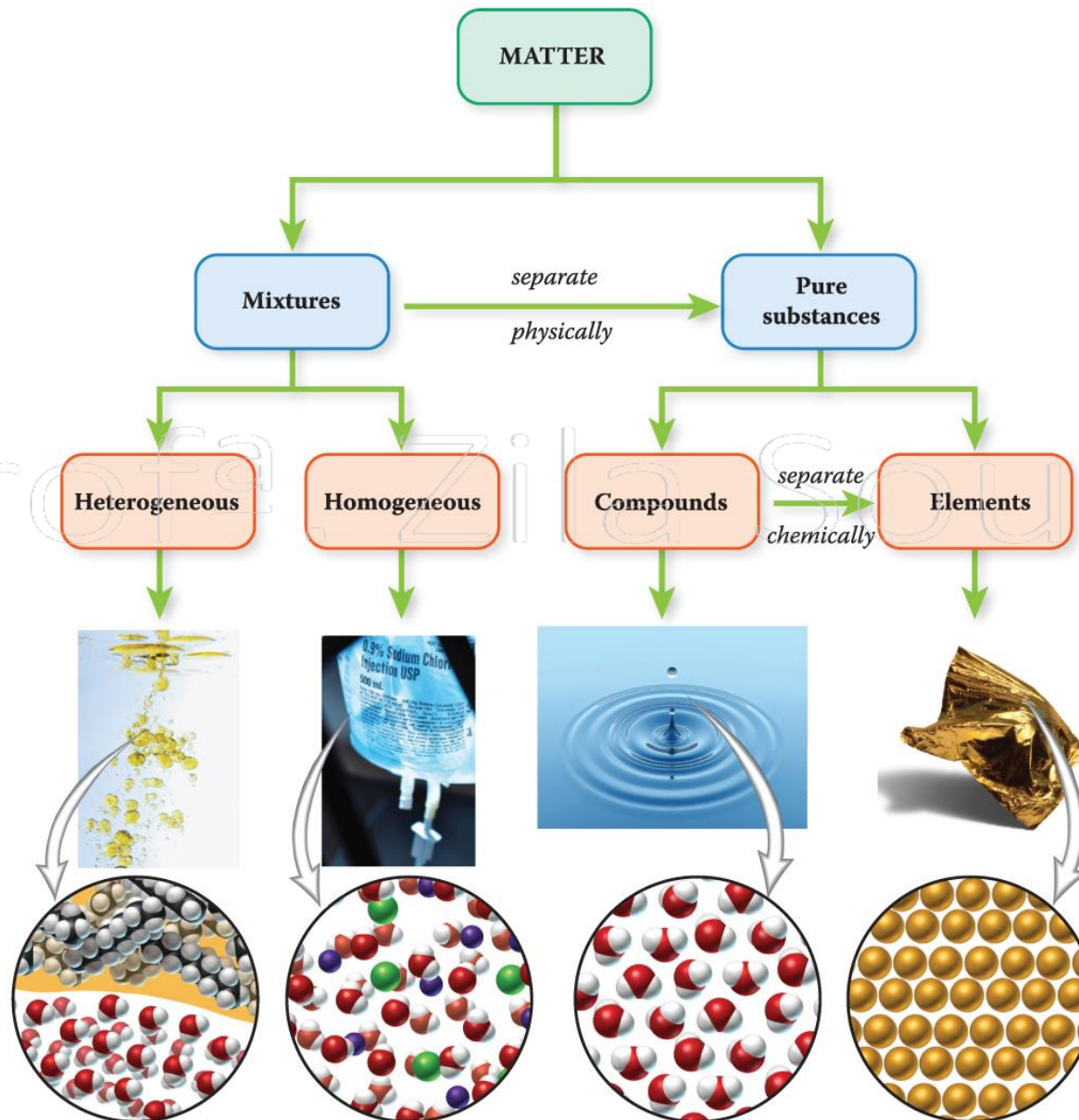
Rio de Janeiro

SOLUÇÕES E SUAS PROPRIEDADES

➤ Objetivo:

- ❖ **Processo de Dissolução**
- ❖ **Fatores que afetam a solubilidade**
- ❖ **Propriedades Coligativas**
- ❖ **Formas de expressar a concentração**

MISTURAS X SUBSTÂNCIAS PURAS



DIFERENÇAS ENTRE SOLUÇÕES, COLOIDES E SUSPENSÕES

Efeito Tyndall



Solução $x < 1 \text{ nm}$: água e sal, água e açúcar, água e álcool;

Sistemas coloidais $1 < x < 1000 \text{ nm}$: gelatina e tinta;

Suspensão $x > 1000 \text{ nm}$: água e areia.

DIFERENÇAS ENTRE SOLUÇÕES, COLOIDES E SUSPENSÕES

Sistema	Característica das partículas	Efeito da luz	Efeito da gravidade	Separação
Soluções	Átomos, moléculas ou íons (partículas menores ou na faixa de $1 \text{ \AA}$)	Transparentes	Não sedimentam	Destilação, cristalização
Colóides	Agrupamentos de átomos, íons e/ou moléculas (tamanho de partícula entre 10 a $10.000 \text{ \AA}$)	Refletem a luz por efeito Tyndall	Não sedimentam	Separáveis por membrana semipermeável ou por ultracentrifugação
Suspensões	Agrupamentos de átomos, íons e/ou moléculas formando partículas muito grandes e visíveis a olho nu (tamanho de partículas maior do que $10.000 \text{ \AA}$)	Sistemas heterogêneos	Sedimentam rapidamente	Separáveis por filtração, decantação

Solução $x < 1 \text{ nm}$: água e sal, água e açúcar, água e álcool;

Sistemas coloidais $1 < x < 1000 \text{ nm}$: gelatina e tinta;

Suspensão $x > 1000 \text{ nm}$: água e areia.

DEFINIÇÃO DE SOLUÇÃO

Solução é uma mistura homogênea (tanto no nível macroscópico, quanto no microscópico) de duas ou mais substâncias denominadas soluto (s) e solvente (s), sendo este último presente em maior quantidade, nas quais o soluto está disperso no solvente em nível atômico, molecular ou iônico. É, portanto, constituída de uma única fase

- ✓ Componentes dispersos em nível atômico:

Ag (s) + Cu (s) (solução por átomos de prata e cobre no estado sólido formando prata de lei).

- ✓ Componentes dispersos em nível molecular:

O₂ + N₂ (solução de moléculas no estado gasoso);

Benzeno + Tolueno (solução de moléculas no estado líquido).

- ✓ Componentes dispersos no estado iônico:

NaCl (s) + H₂O → Na⁺ (aq) + Cl⁻ (aq) (solução de íons dissociados).

TIPOS DE SOLUÇÃO

Solução

Soluto em solvente

Exemplos

Gasosa

Gás em gás

Ar atmosférico

Líquido em gás

Nitrogênio com umidade

Sólido em gás

Gelo seco (CO_2 sólido) sublimado em ar
Naftalina (naftaleno) sublimada no ar



Líquido

Gás em líquido

Oxigênio em água

Líquido em líquido

Vinagre (ácido acético em água)

Sólido em líquido

Açúcar em água
Cloreto de sódio em água



Sólido

Gás em sólido

Hidrogênio em paládio

Líquido em sólido

Mercúrio em cobre

Sólido em sólido

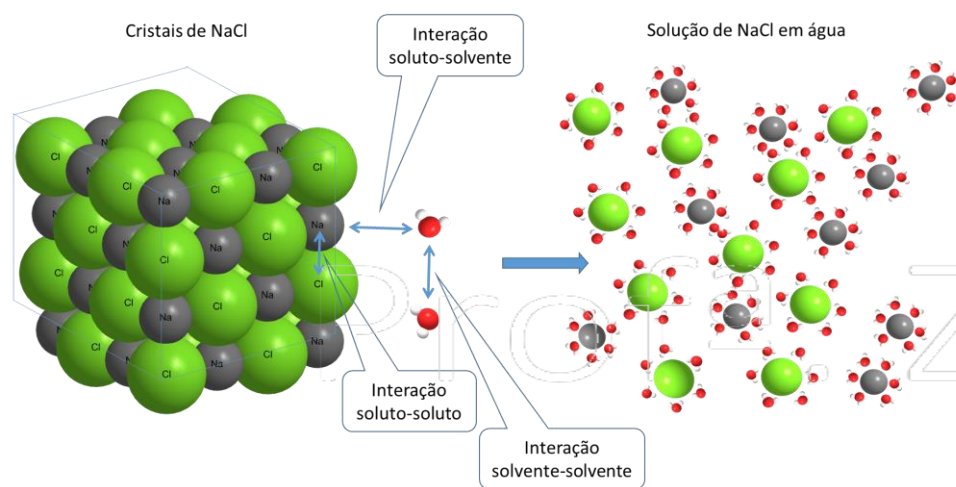
Ligas metálicas: Ag e Cu (prata de lei), latão (Cu e Zn)



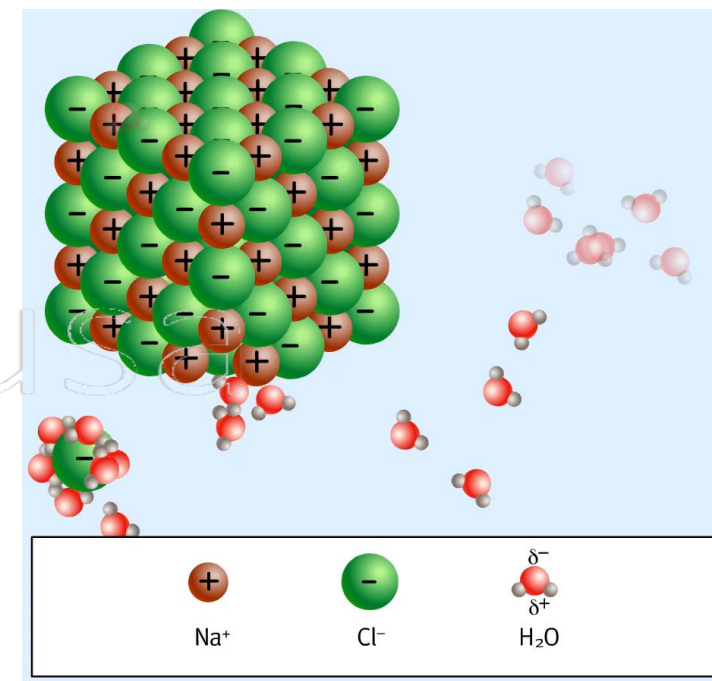
Profª Zila Sousa

PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

- **NaCl em água:** As estruturas dos sólidos cristalinos são ligadas por forças eletrostáticas intensas entre os átomos que as compõem, formando uma rede iônica. É necessário um solvente muito polar, como a água, por exemplo, para desfazer a rede e dissociar os átomos. No processo de dissolução de sólidos iônicos (dissociação), os íons (soluto) se separam uns dos outros e ficam envolvidos por moléculas de solvente.



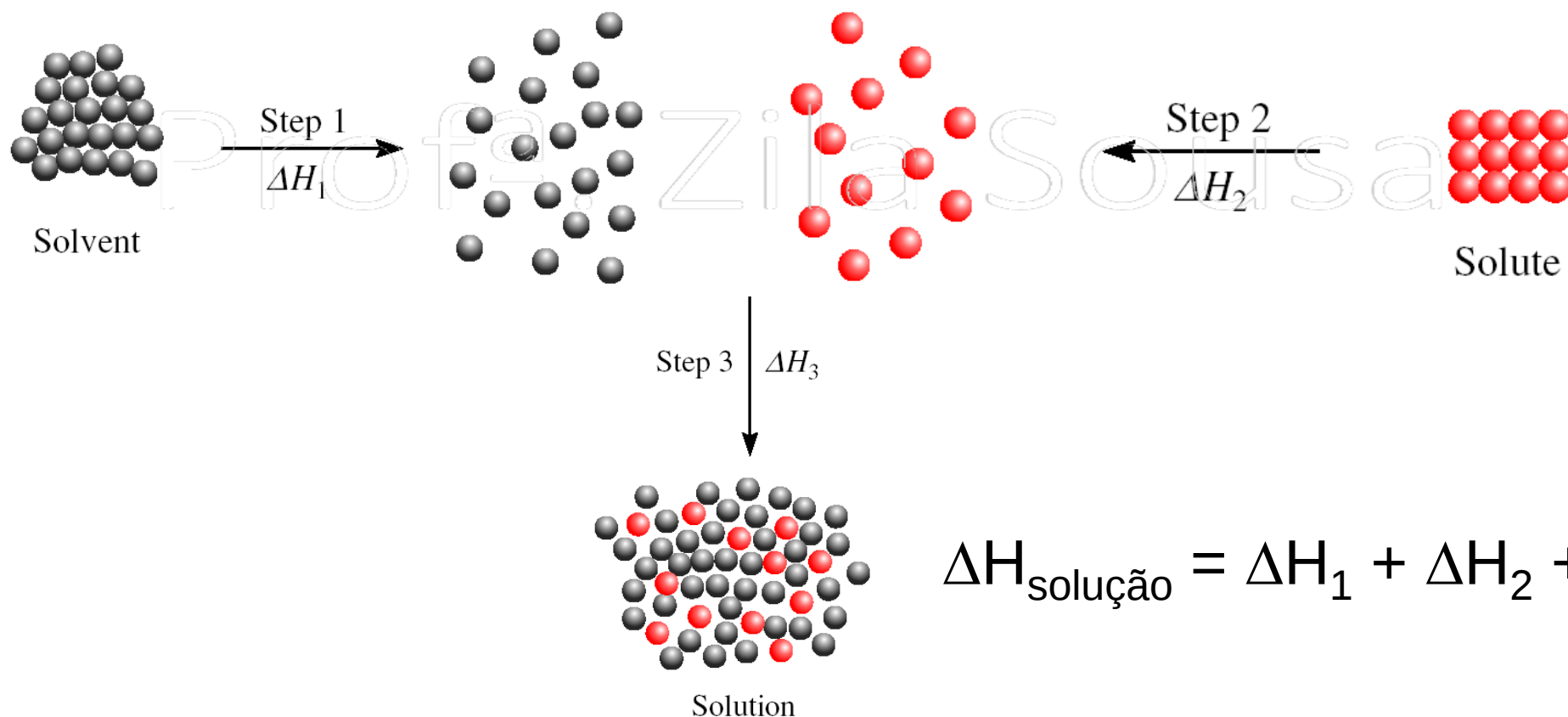
O NaCl adicionado em água se dissolve facilmente porque a interação entre os íons Na^+ e Cl^- e as moléculas polares da H_2O superam as forças que mantêm a rede cristalina do NaCl(s) . A rede cristalina se desfaz e as moléculas de água conseguem atrair os íons sódio e os íons cloreto, hidratando-os, conforme a figura acima:



PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

➤ Podemos dividir o processo de dissolução em três etapas:

- ❖ Interações interpartículas **solvente-solvente**
- ❖ Interações interpartículas **soluto-soluto**
- ❖ Interações interpartículas **solvente-soluto**



$$\Delta H_{\text{solução}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

- Inicialmente, antes da mistura, ocorrem apenas as interações interpartículas soluto-soluto e interações interpartículas solvente-solvente, ambos puros;
- Durante o processo de dissolução uma substância (o soluto) se dissolve em outra (solvente), partículas do soluto se dispersam através do solvente, resultando na substituição de interação interpartículas soluto-soluto e solvente-solvente com a formação de novas interações soluto-solvente;
- No final, permanecem também as interações solvente-solvente, já que o solvente está em maior quantidade;
- Resumindo, no processo de dissolução ocorre uma substituição de interação físicas, ou seja, interações interpartículas (atômica, moleculares ou iônicas). A facilidade com que uma molécula de soluto substitui uma molécula de solvente depende da força relativa de três tipos de interações:
 - ❖ **Interação solvente-solvente**
 - ❖ **Interação soluto-soluto**
 - ❖ **Interação solvente-soluto**

PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

➤ Podemos dividir o processo de dissolução em três etapas:

1. Partículas de soluto são separadas umas das outras. Esta etapa envolve a superação de atrações interpartículas (processo endotérmico):



2. Partículas do solvente são separadas umas das outras. Esta etapa também envolve a superação de atrações interpartículas (processo endotérmico):



3. A terceira parcela corresponde às contribuições da interação soluto e solvente e leva a processo exotérmico ($\Delta H_3 < 0$).

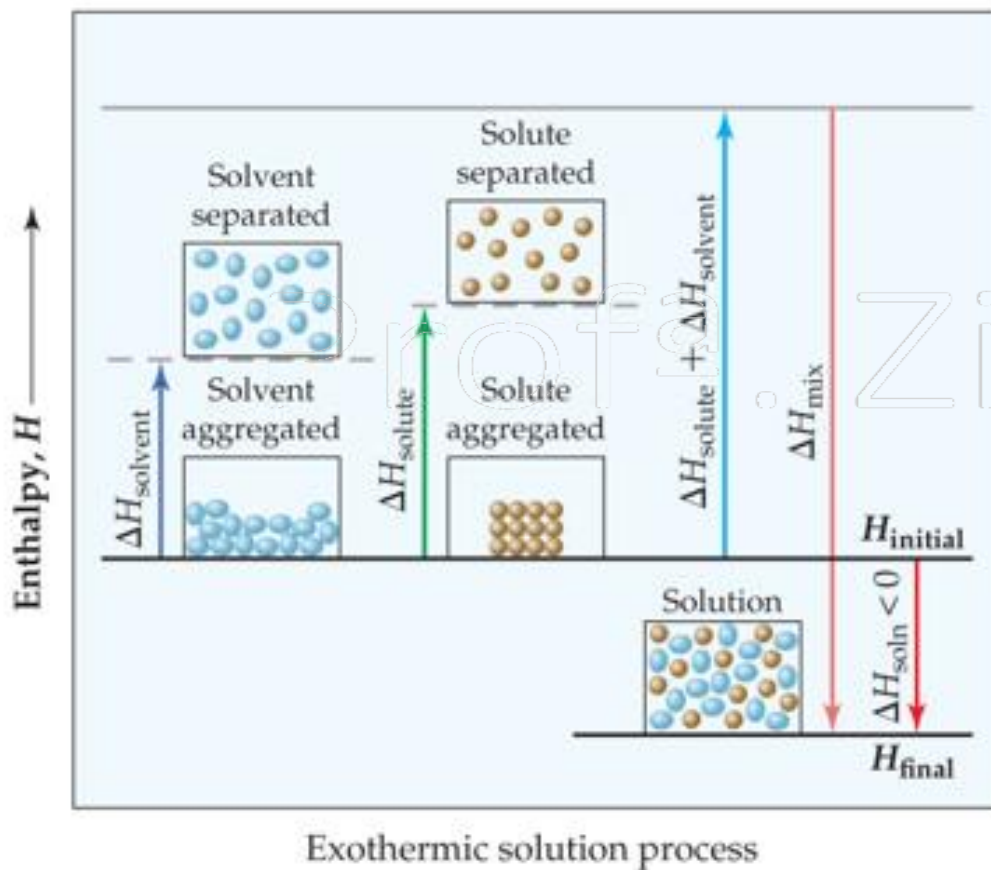
4. A Formação de uma solução pode ser exotérmico ($\Delta H < 0$) ou endotérmica ($\Delta H > 0$)

$$\Delta H (\text{solução}) = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H (\text{solução}) < \text{ou} > 0$$

PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

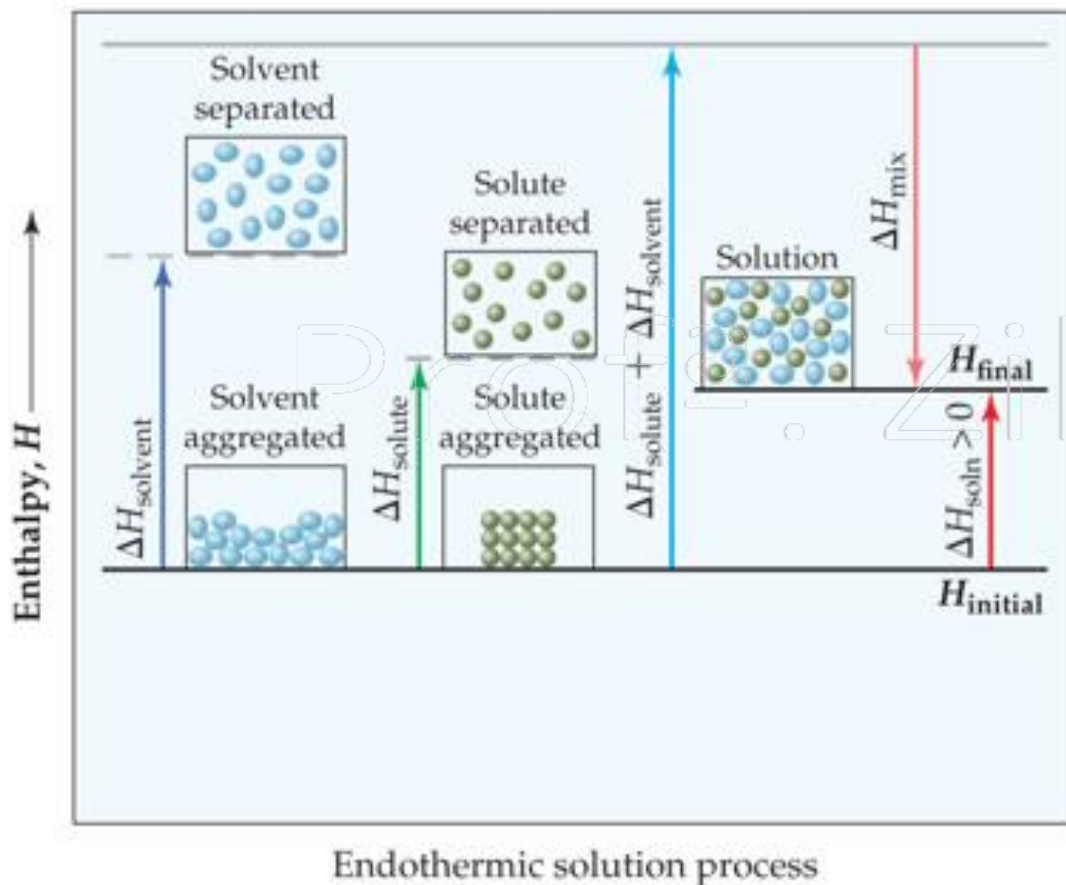
➤ Processo exotérmico ($\Delta H_{\text{solução}} < 0$)



- ✓ As interações soluto-solvente são mais fortes do que as interações soluto-soluto e solvente-solvente.
- ✓ O processo de dissolução é energeticamente favorável, isto é, o processo de dissolução é exotérmico ($\Delta H_{\text{solução}} < 0$).
- ✓ Ex. A solubilização do hidróxido de sódio NaOH em água .

PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

➤ Processo endotérmico ($\Delta H_{\text{solução}} > 0$)



- ✓ As interações soluto-solvente são mais fracas do que as interações soluto-soluto e solvente-solvente.
- ✓ Processo é menos favorável, mas ocorre devido à contribuição entrópica.
- ✓ Ex. A solubilização do NH_4NO_3 em água.

O processo de solução é regido por dois fatores:
energia(ΔH) e desordem (ΔS).



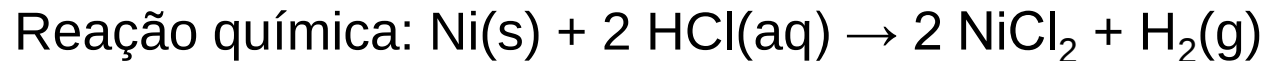
PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

➤ Resumo do comportamento de vários tipos de soluções

Forças de interação entre soluto (A) e solvente(B)	$\Delta H_{\text{SOLUÇÃO}}$	Exemplo
$A \leftrightarrow A, B \leftrightarrow B \equiv A \leftrightarrow B$	$\Delta H = 0$	Benzeno-tolueno
$A \leftrightarrow A, B \leftrightarrow B < A \leftrightarrow B$	$\Delta H < 0$ (exotérmica)	Acetona-água NaOH-água
$A \leftrightarrow A, B \leftrightarrow B > A \leftrightarrow B$	$\Delta H > 0$ (endotérmica)	Etanol-hexano NH_4NO_3 - água

REAÇÃO QUÍMICA X SOLUÇÃO

- **Reação química:** os produtos formados têm função química distintas das funções dos reagentes, sob condições específicas.



Nickel metal and hydrochloric acid

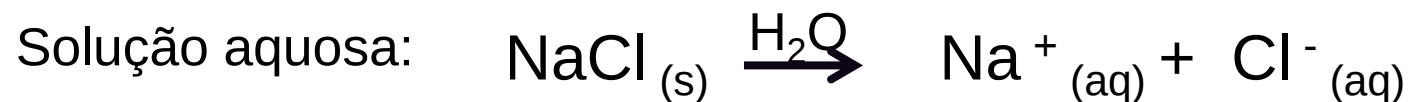


Nickel reacts with hydrochloric acid, forming $\text{NiCl}_2(\text{aq})$ and $\text{H}_2(\text{g})$. The solution is of NiCl_2 , not Ni metal



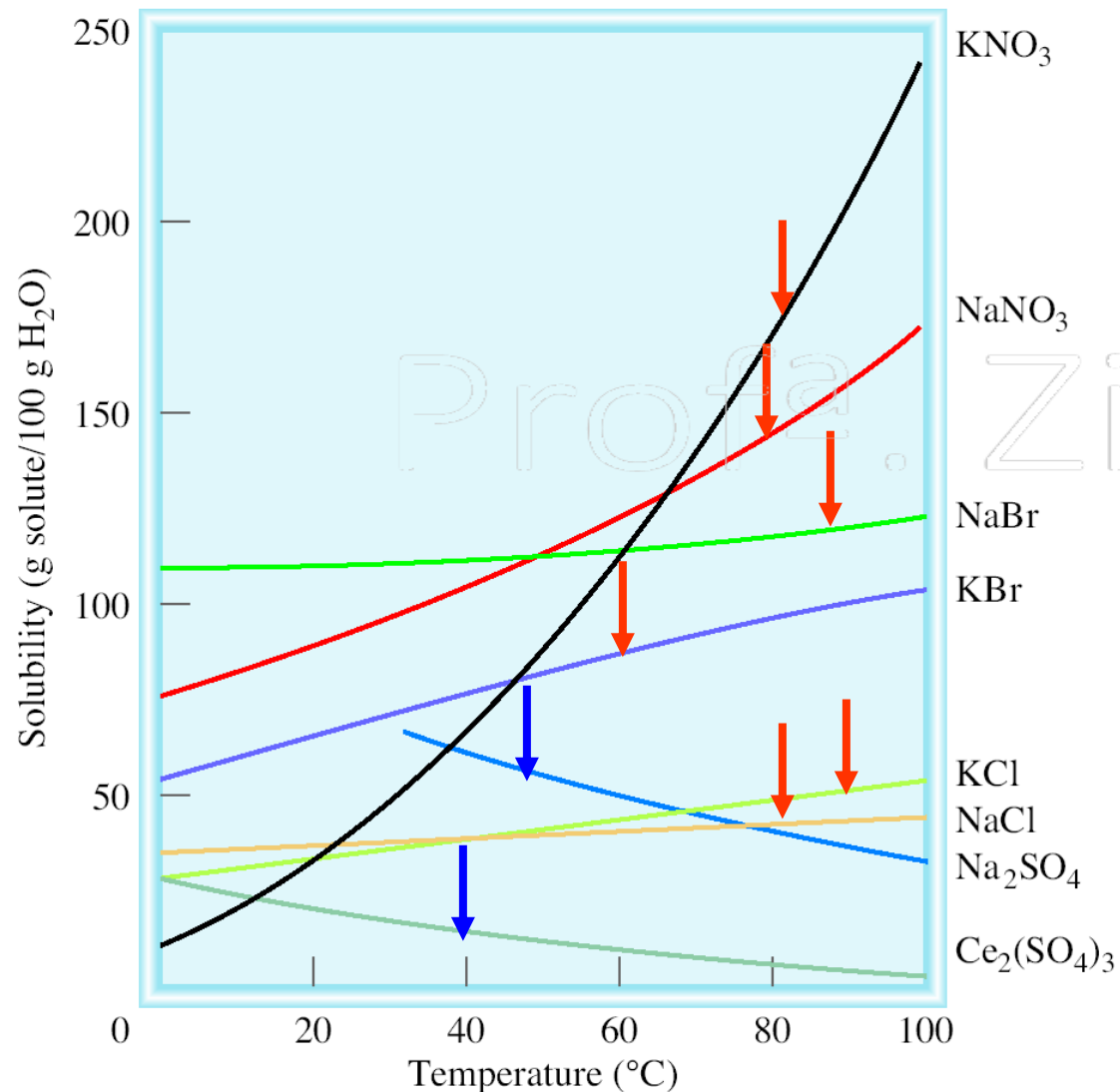
$\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O(s)}$ remains when solvent evaporated

- **Solução:** Na mistura de soluto e solvente ocorre a solubilização (dissolução). Nesse processo, não ocorre reação química, ou seja, não há formação de novas substâncias; sendo assim, as estruturas químicas do soluto e solvente são preservadas.



SOLUBILIDADES DE SÓLIDOS IÔNICOS

➤ Em função da temperatura



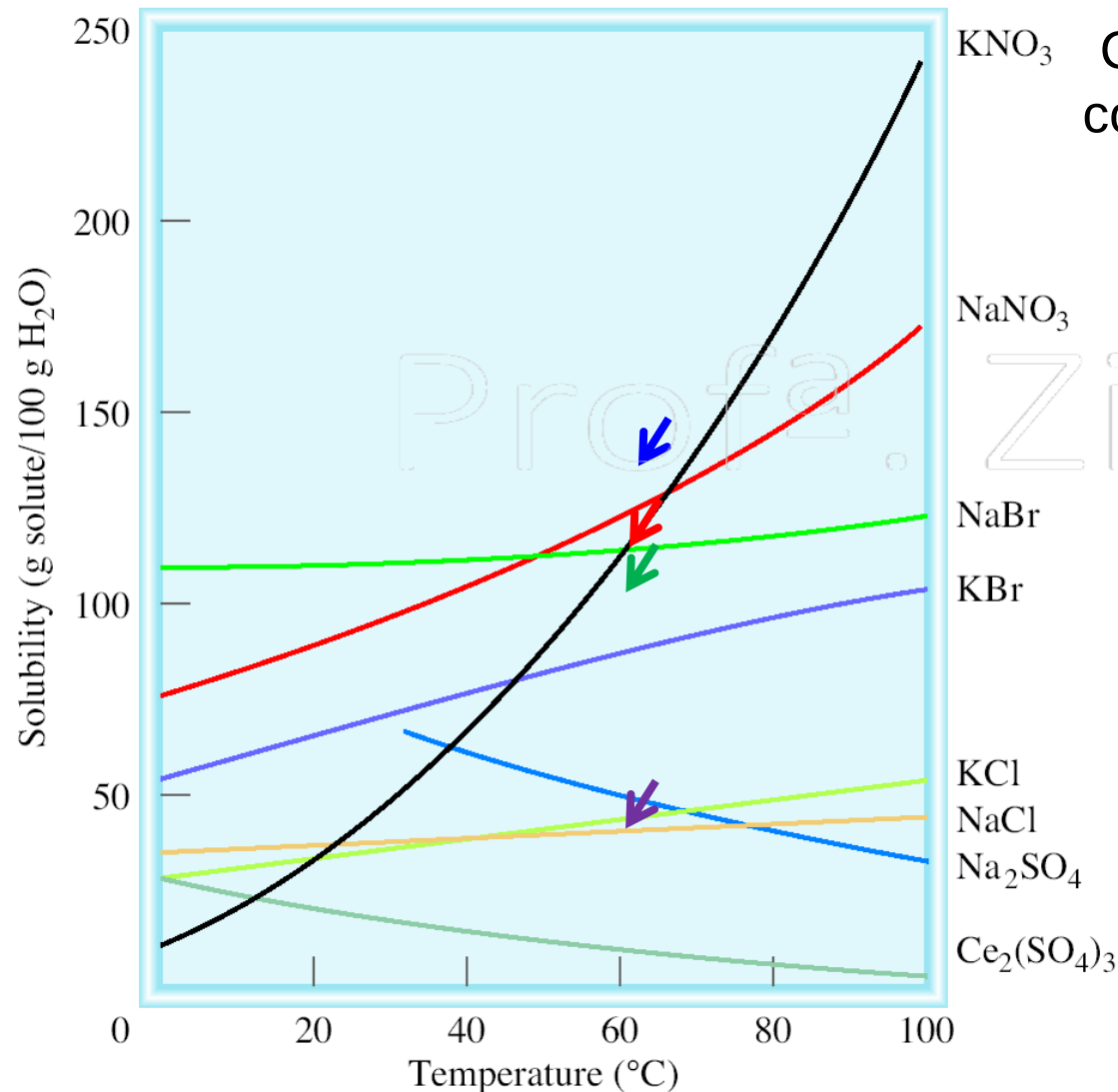
Solubilidade aumenta com o aumento da temperatura

Solubilidade diminui com o aumento da temperatura

- ✓ A solubilidade do NaCl → baixa variação com a T (°C);
- ✓ A solubilidade do KNO₃ → alta variação com a T (°C).

SOLUBILIDADES DE SÓLIDOS IÔNICOS

➤ Em função da temperatura



KNO_3 C_s^* : quantidade máxima, em gramas, do soluto que se consegue dissolver em 100g de solvente, a uma dada T.

C_s do KNO_3 a $60^\circ \text{C} = 110 \text{ g} / 100 \text{ g de H}_2\text{O}$

✓ $> 110 \text{ g de KNO}_3 / 100 \text{ g de H}_2\text{O a } 60^\circ \text{C} -$
SUPERSATURADA

✓ $110 \text{ g de KNO}_3 / 100 \text{ g de H}_2\text{O a } 60^\circ \text{C} -$
SATURADA

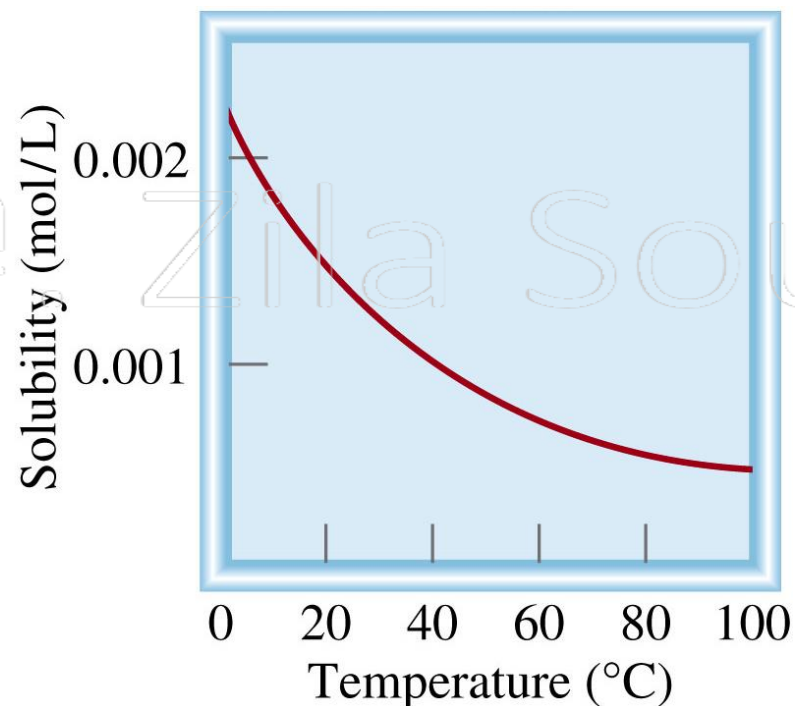
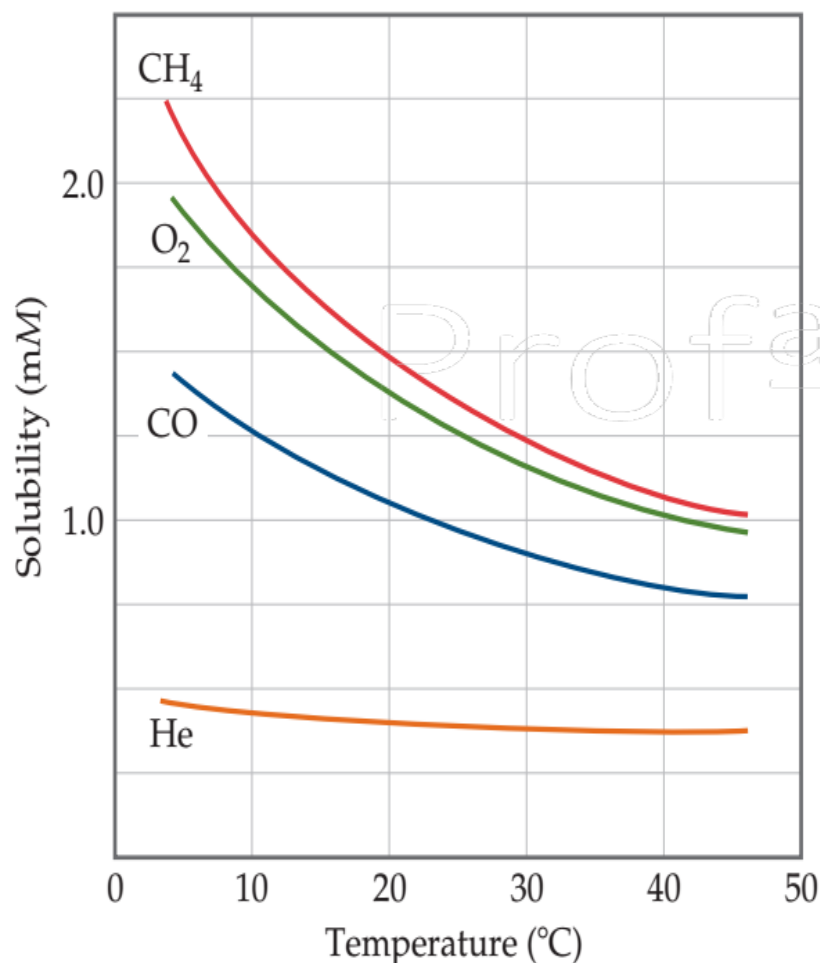
✓ $100 \text{ g de KNO}_3 / 100 \text{ g de H}_2\text{O a } 60^\circ \text{C} -$
INSATURADA CONCENTRADA

✓ $40 \text{ g de KNO}_3 / 100 \text{ g de H}_2\text{O a } 60^\circ \text{C} -$
INSATURADA DILUÍDA

C_s^* : curva de solubilidade

SOLUBILIDADES DOS GASES

➤ Em função da temperatura



**Solubilidade
usualmente diminui
com o aumento da
temperatura**

**Elevação da T → Maior
liberação de gases →
Diminuição da
solubilidade**

SOLUBILIDADES DOS GASES

➤ Em função da pressão

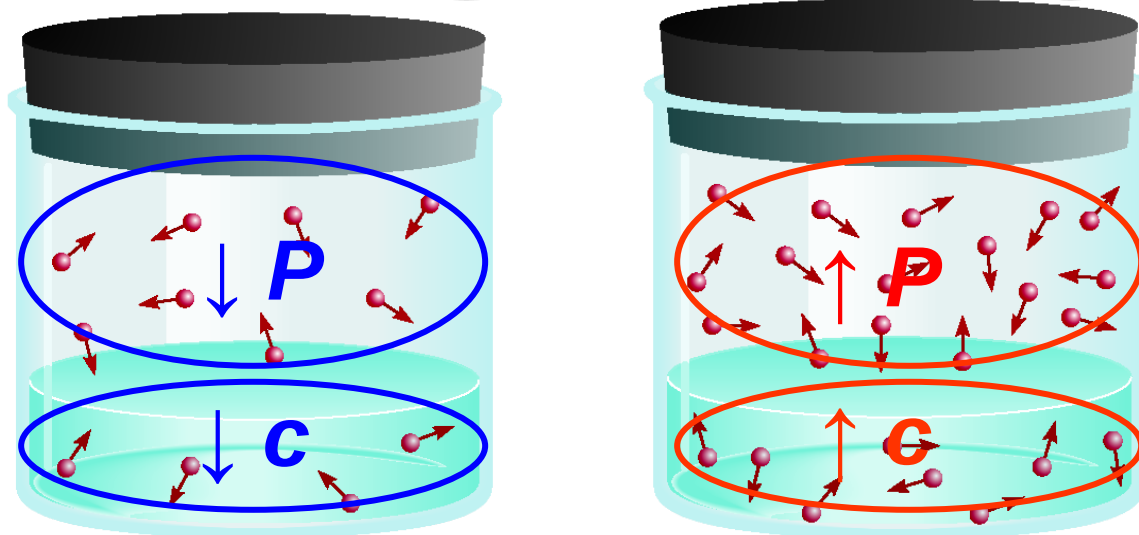
A solubilidade de um gás em um líquido é proporcional à pressão do gás sobre a solução (**lei de Henry**).

$$c = kP$$

c é a concentração (M) do gás dissolvido

P é a pressão do gás sobre a solução

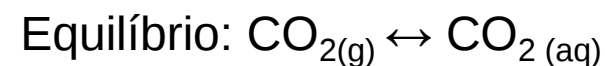
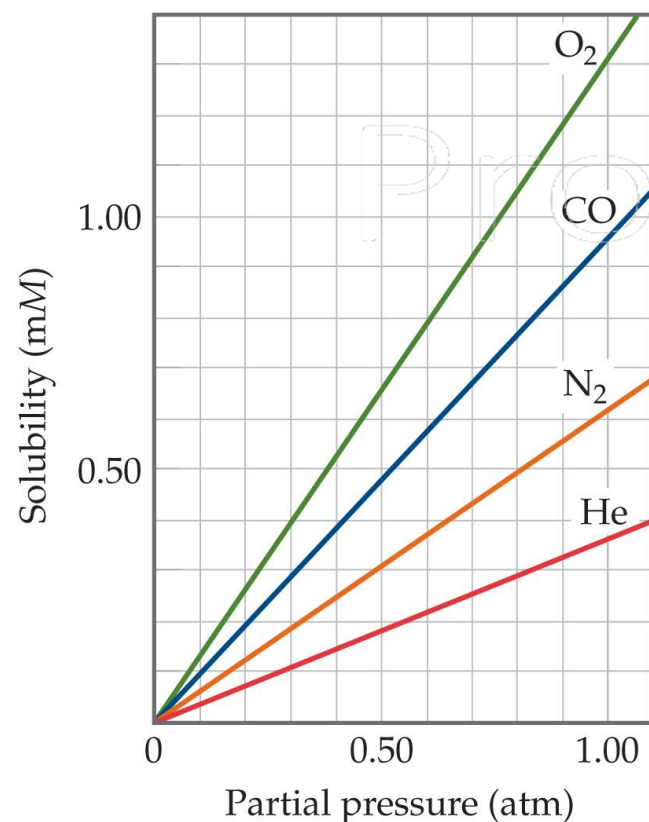
k é uma constante para cada gás que depende da temperatura $g(mol/L \text{ atm})$



SOLUBILIDADES DOS GASES

➤ Em função da 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.



UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

➤ **Percentagem em massa % (m/m), % (p/p), (w/w)**

$$\begin{aligned}\% \text{ m/m} &= \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa de soluto} + \text{massa de solvente}} \times 100 \% \\ &= \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100 \%\end{aligned}$$

➤ **Percentagem massa/volume % (m/v), % (p/v), (w/v):**

$$\% \text{ (m/v)} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \times 100 \%$$

➤ **Percentagem volume/volume % (v/v):**

$$\% \text{ (v/v)} = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} \times 100 \%$$

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

- Percentagem em massa % (m/m) ou peso % (p/p)
- Percentagem massa/volume % (m/v):
- Percentagem volume/volume % (v/v):

Percentagem	Formas de expressar	
15% (m/m)	15 g de soluto por 100 g de solução	$\frac{15 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solução}}$
6% (v/v)	6 mL de soluto por 100 mL de solução	$\frac{6 \text{ mL soluto}}{100 \text{ mL solução}}$
25% (m/v)	25 g de soluto por 100 mL de solução	$\frac{25 \text{ g soluto}}{100 \text{ mL solução}}$

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

- **Molaridade ou concentração em mol/L (M):** Uma das unidades mais empregadas para soluções líquidas: é a quantidade (mols) do soluto dissolvida em 1 litro de solução.

$$\text{mols} = \frac{\text{massa (g)}}{MM \text{ (massa molar)}}$$

- **Molaridade** = $\frac{\text{mols do soluto}}{V(\text{L}) \text{ da solução}}$

- **Molalidade (m)**

$$m = \frac{\text{mols de soluto}}{\text{massa de solvente (kg)}}$$

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

➤ Fração Molar (X):

A fração molar, X , de um componente em solução é a razão do número de mols daquele componente pelo número total de mols de todos os componentes. Sendo n o número de mols e designando os vários componentes como A, B, C, ..., tem-se:

$$X_A = \frac{\text{mols de A}}{\text{soma dos mols de todos componentes}}$$

$$\text{mols} = \frac{\text{massa (g)}}{MM \text{ (massa molar)}}$$

Fração:

$$\text{Massa} \rightarrow f_i = m_i / \sum m_i$$

$$\text{Volume} \rightarrow \phi_i = V_i / \sum V_i$$

$$\text{Qtd de Matéria} \rightarrow x_i = N_i / \sum N_i$$

Razão:

$$\text{Massa} \rightarrow F_i = m_i / m_b$$

$$\text{Qtd de Matéria} \rightarrow X_i = N_i / N_b$$

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

➤ Concentração em parte por milhão (ppm)

É a relação entre a massa do soluto (mg) e a massa (kg) ou volume (L) da solução. Utilizado para soluções bastante diluídas. Considera-se a densidade da solução igual densidade do solvente.

$$C = \frac{\text{massa do soluto (mg)}}{\text{massa da solução (kg)}}$$

	ppm	ppb	ppt
Massa	mg/kg	µg/kg	ng/kg
Volume	cm ³ /m ³	mm ³ /m ³	dm ³ /km ³
Qtd Matéria	mmol/mol	mmol/kmol	nmol/kmol

CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS:
 pH a 25°C.....8,25
 Condutividade elétrica a 25°C.....361
 Temperatura na fonte.....21,5°C
 Resíduo de evaporação a 180°C.....209,28 mg/L

CLASSIFICAÇÃO:
 Água Mineral Fluoretada e Litinada.

DATA DE ENVASE, LOTE E DATA DE VALIDADE
 IMPRESSOS NA TAMPA.

MANTER AO ABRIGO DA LUZ E DO CALOR.

Não contém glúten.

COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/L):

Bicarbonatos.....	101,90
Carbonatos.....	3,00
Sulfato.....	18,9
Cloretos.....	40,41
Fluoretos.....	0,22
Cálcio.....	14,63
Estrôncio.....	0,116
Lítio.....	0,01
Magnésio.....	1,15
Potássio.....	0,65
Silício.....	8,34
Sódio.....	58,2

Líquido e Sólido → massa.
Gás → qtd de matéria ou volume.

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

➤ Concentração comum ou concentração em g/L (C)

É a relação entre a massa do soluto em gramas e o volume da solução em litros

$$C = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{Volume da solução (L)}}$$

❖ Densidade

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

A densidade varia com a temperatura (g/mL = g/cm³)

Exemplo: 10g de NH₄Cl são dissolvidos em 100 mL de solução. Qual a concentração comum da solução resultante?

$$C = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Volume (L)}} = \frac{10g}{0,1L} = 100 \text{ g} \cdot L^{-1}$$

TITULAÇÃO

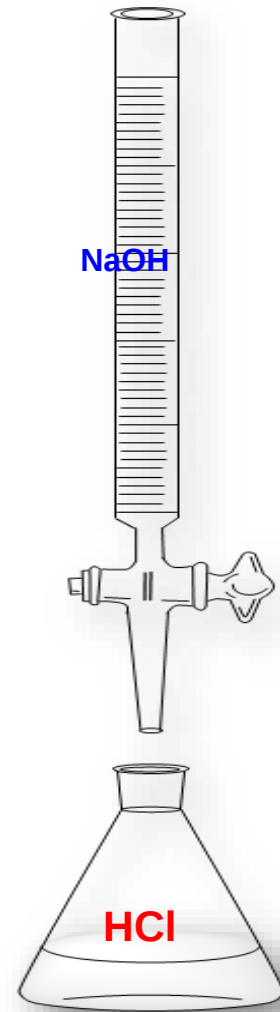
➤ Princípio da equivalência

- ❖ Atinge-se o ponto final quando a quantidade de solução-padrão adicionada é equivalente a quantidade de solução-problema. Denomina-se ponto de equivalência ao ponto final teórico.
- ❖ Os cálculos na titulometria também são baseados em relações estequiométrica ou no princípio da equivalência. A titulometria recebe o nome da reação correspondente.
- ❖ No ponto de equivalência (P.E)

Quant. de matéria do titulante = Quant. de matéria do titulado

Quant. de matéria = $V.M$ (equação 1)

Quant. de matéria = m/MM (equação 2)



TITULAÇÃO

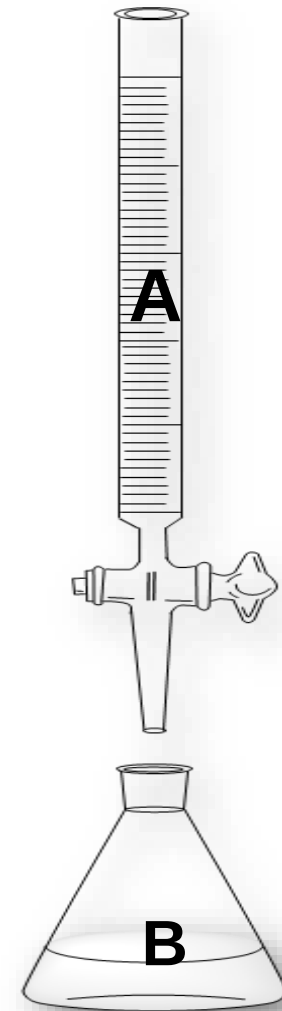
➤ Princípio da equivalência

❖ Em uma reação química **as quantidades (mols) das substâncias que reagem são inversamente proporcionais aos seus coeficientes estequiométricos.**

❖ Para a reação **$a A + b B \rightarrow c C + d D$** podemos escrever:

$$\frac{1}{a} \text{ Quant (A)} = \frac{1}{b} \text{ Quant (B)} = \frac{1}{c} \text{ Quant (C)} = \frac{1}{d} \text{ Quant (D)}$$

$$\text{Quant} = V \times M \text{ ou } \text{Quant} = \frac{m}{MM}$$



TITULOMETRIA

- Uma solução de concentração conhecida, chamada de solução padrão ou solução do **titulante**, é usada para determinar a concentração desconhecida de outra solução (solução do **titulado**).
- A reação está completa no ponto de equivalência.

Volume da solução do **titulante** para obter o ponto de equivalência

Use a concentração (M) da solução do titulante

Moles do soluto da solução do **titulante**

Use o coeficiente da equação balanceada

Concentração (M) da solução do **titulado**

Use o volume da solução do titulado

Moles do soluto da solução do **titulado**





BIBLIOGRAFIA

- Atkins, P.; Jones, L.; Laverman, L.; **Princípios da Química**, Bookman, Porto Alegre, 2018.
- Brown, T. L., Lemay, Jr. H. E., Bursten, B. E., **Química Ciência Central**. Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 7ª Ed., Volumes único, Rio de Janeiro, 1997.
- Kotz, J.; Treichel, P.; Weaver, G.; **Química Geral e Reações Químicas**, Vol. 1, Cengage Learning, São Paulo, 2010.
- Russell, J. B.; **Química Geral**, Vols. 1 e 2, Makron Books, São Paulo, 1994.
- Flowers, P.; Theopold, K.; Langley, R.; Robinson, W. R.; **Chemistry 2e**, Publisher/website:OpenStax, Houston, Texas, 2019.
- Chang, R.; Overby, J.; **General Chemistry: the essential concepts**, McGraw-Hill, New York, NY, 2008.
- www.zilasousa.com.br