

Introdução à Química Analítica

Profa. Lilian Lúcia Rocha e Silva

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA

O QUE É QUÍMICA ANALÍTICA????

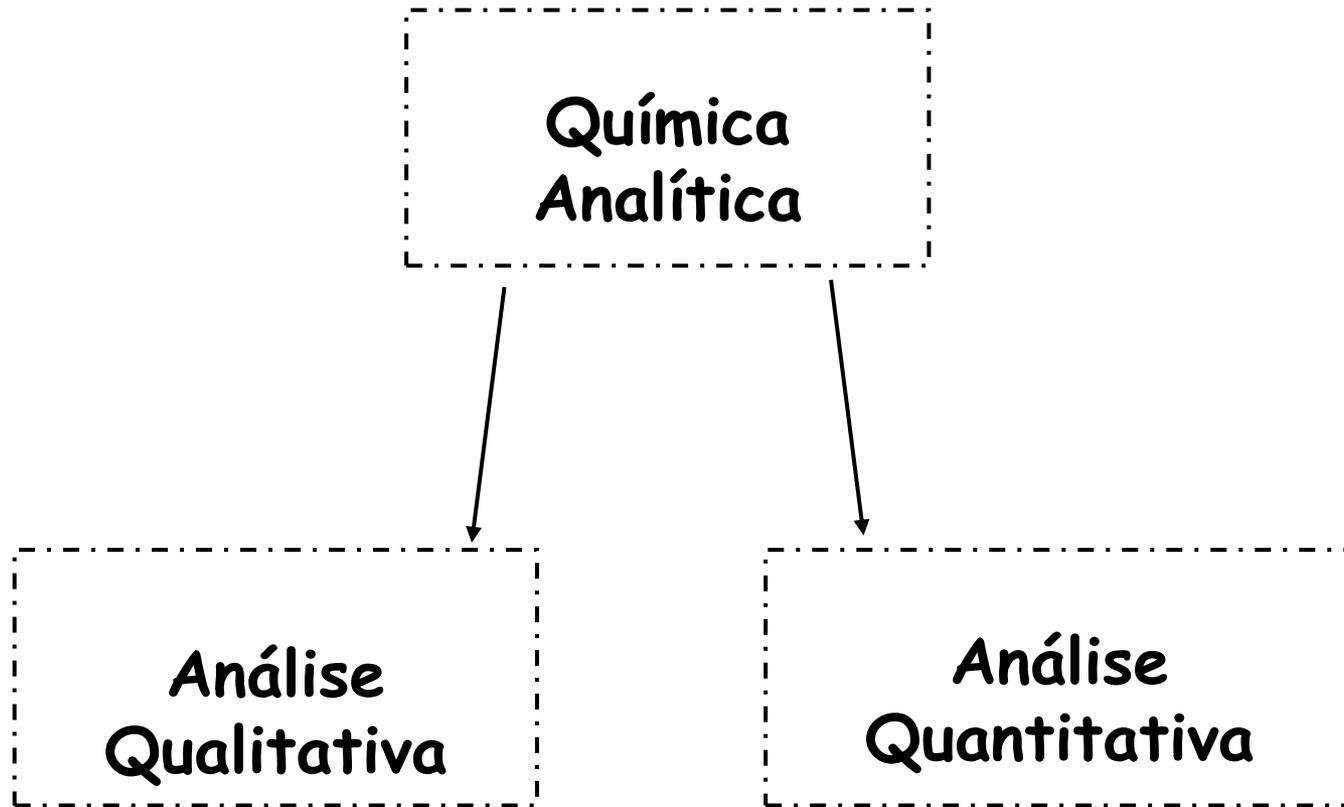


É o ramo da química que envolve a separação, identificação e determinação das quantidades relativas dos componentes de uma amostra.

QUAL É O OBJETIVO DA QUÍMICA ANALÍTICA?

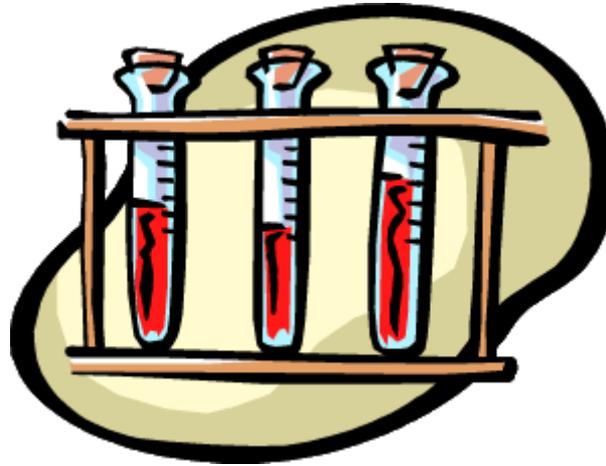
Desenvolvimento de métodos para a determinação da composição química dos materiais e o estudo da teoria em que se baseiam esses métodos.

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA



INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA

ANÁLISE QUALITATIVA



- ◆ Identificam-se os tipos de elementos, íons e moléculas que constituem a amostra

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA

ANÁLISE QUANTITATIVA



- ◆ Determina-se a quantidade de cada um desses componentes.

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA

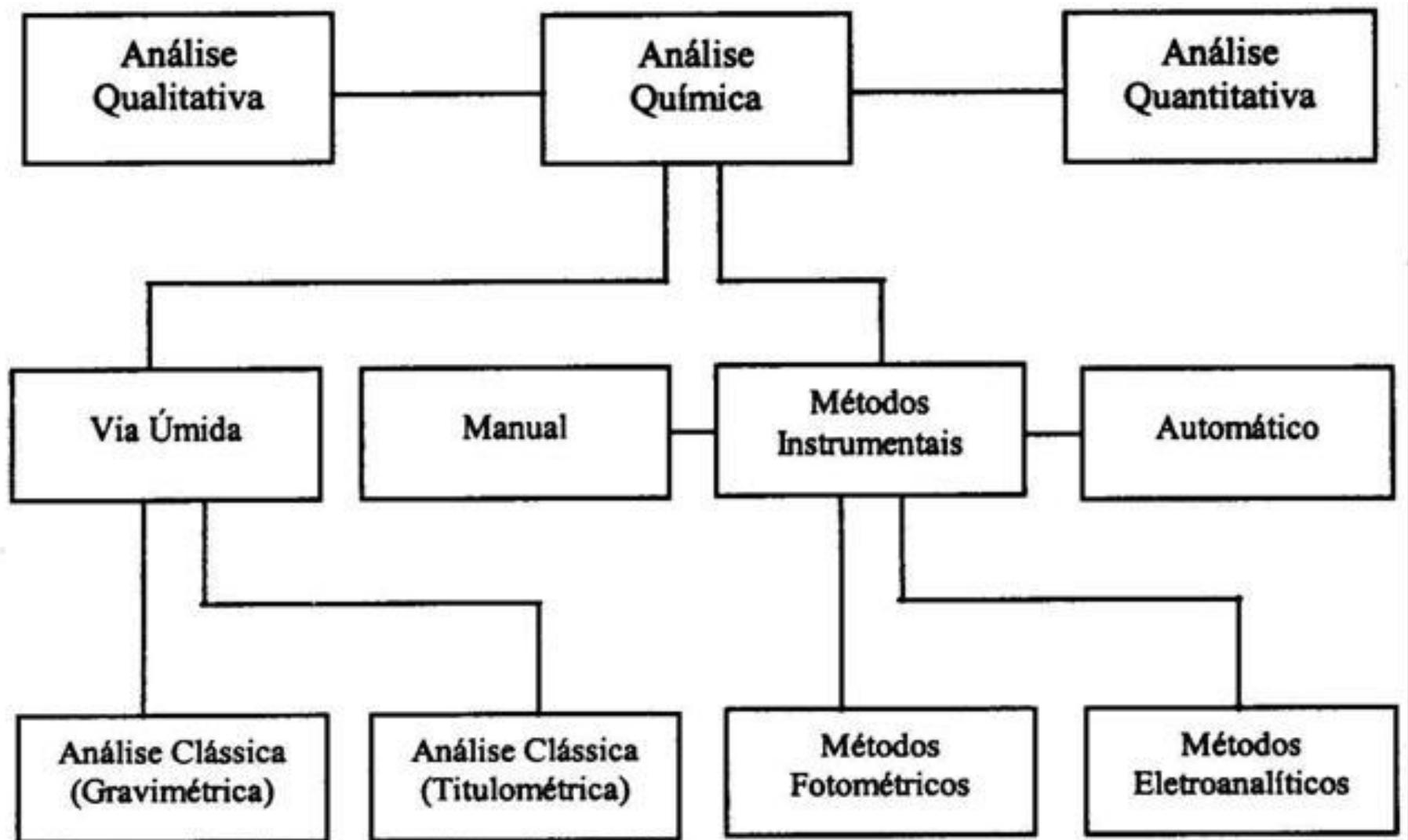


Figura 1 - Fluxograma da análise química.

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA

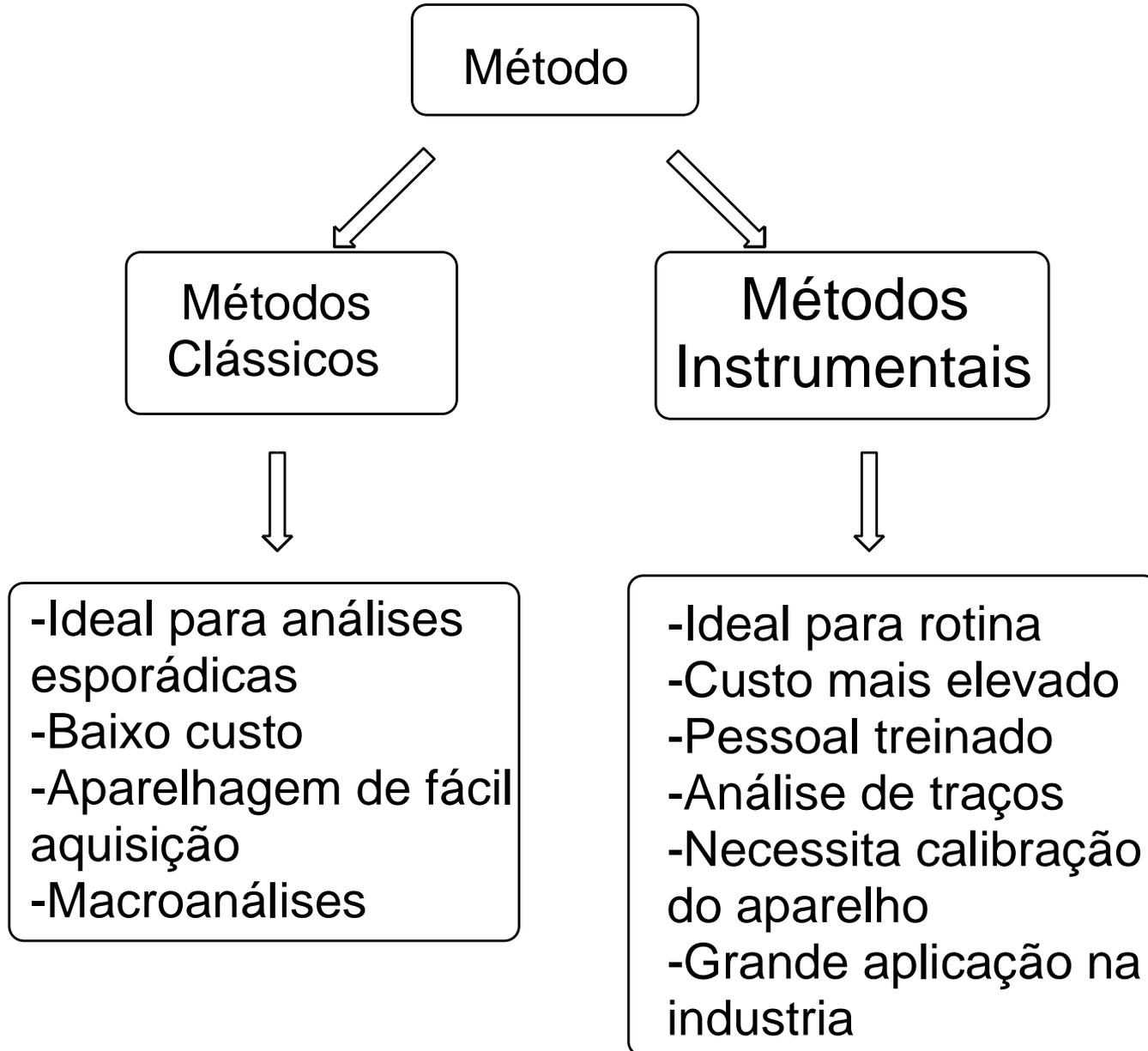
De um modo geral, a **análise química quantitativa** pode ser estabelecida em etapas, cada qual com grau de importância e influência no resultado final da análise:

- 1 - Definição do problema analítico
- 2 - Escolha do método analítico adequado
- 3 - Obtenção de uma amostra representativa
- 4 - Pré-tratamento da amostra
- 5 - Análise Química
- 6 - Tratamento dos dados
- 7 - Apresentação dos Resultados

Problemas Analíticos:

- Controle de qualidade (matéria prima e/ou produto final)
- Controle de produção (adição de C, Ni, Cr na fabricação de aço)
- Avaliação ambiental (poluentes)
- Exposição ocupacional (análise do ambiente ou fluídos biológicos)

INTRODUÇÃO À QUÍMICA ANALÍTICA



EQUILÍBRIO QUÍMICO

Considerações

1. As reações químicas **não** resultam na completa conversão de reagentes em produtos.
2. As reações químicas tendem a um **estado de equilíbrio químico**, descrito como a condição de reação em que a razão das concentrações de reagentes e produtos é constante.
3. A **constante de equilíbrio químico** de uma dada reação é a expressão algébrica da razão das concentrações entre reagentes e produtos.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Posição de equilíbrio químico: relação de concentração no estado de equilíbrio, que independe do caminho pelo qual o estado de equilíbrio foi alcançado, ou seja, considerado para reações reversíveis.

Importante: as reações químicas não cessam quando o estado de equilíbrio químico é atingido. Em vez disso, as quantidades de reagentes consumidos e produtos formados são constantes, pois as velocidades das reações direta e inversa são idênticas.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

◆ É a situação em que a proporção entre as quantidades de reagentes e produtos em uma reação química se mantém constante ao longo do tempo.

● Ao menos teoricamente, toda reação ocorre nos dois sentidos



**Reagentes se transformando em produtos
Produtos se transformando de volta em reagentes**

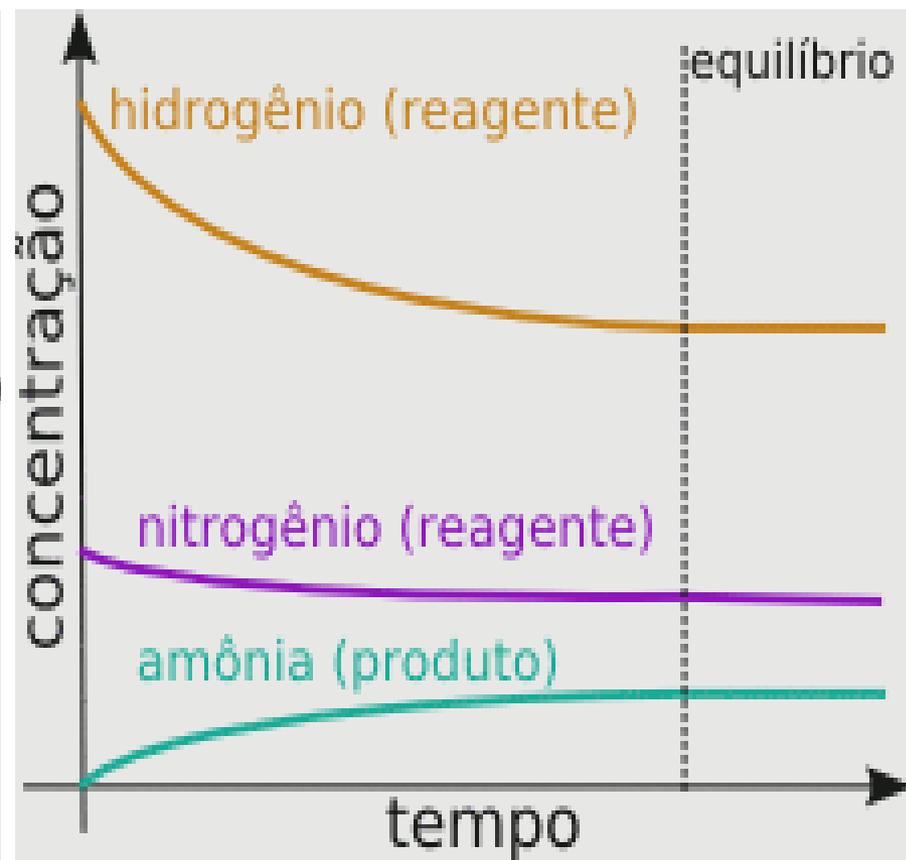
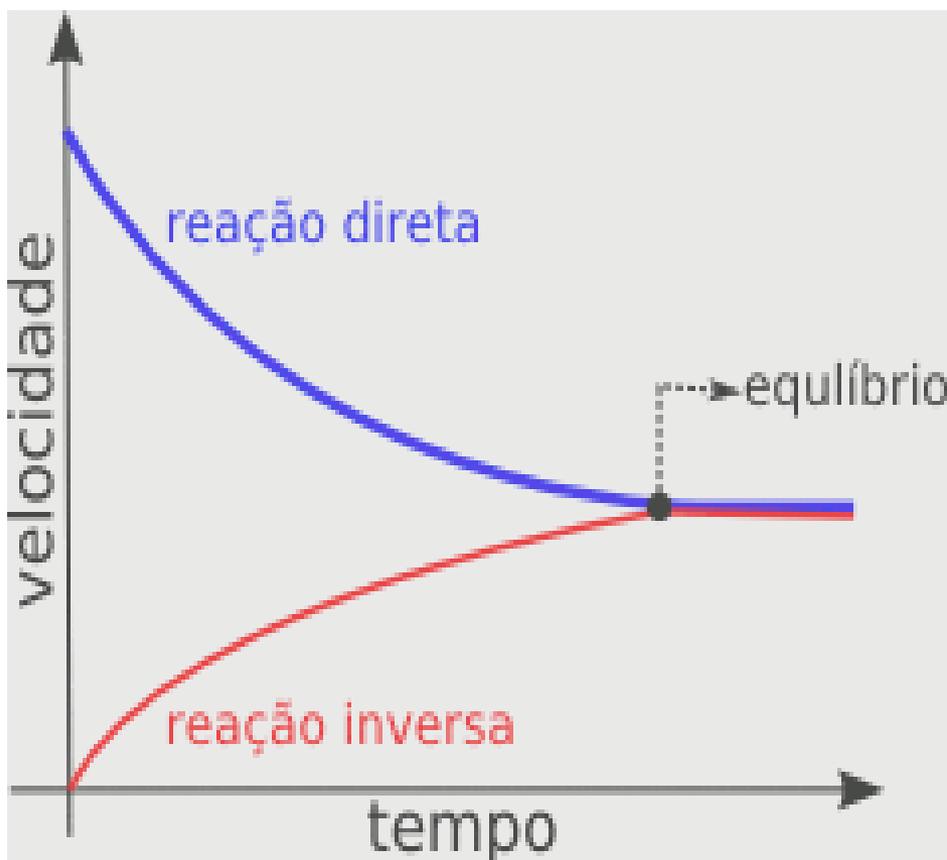
EQUILÍBRIO QUÍMICO

REAÇÕES REVERSÍVEIS

◆ Reações nas quais logo que uma certa quantidade de produto(s) é formada, este(s) torna(m) a dar origem ao(s) reagente(s).



EQUILÍBRIO QUÍMICO



EQUILÍBRIO QUÍMICO

- ◆ O equilíbrio é dinâmico: quando a reação atinge o equilíbrio ela não pára!!!!



Tanto a reação direta como a inversa ocorrem à mesma velocidade.



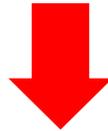
A proporção entre os reagentes e os produtos não varia.



“Haverá condições de concentração, temperatura e pressão (quando for o caso) sob as quais reagentes e produtos coexistem em equilíbrio”

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

“Quando sistemas em equilíbrio são submetidos a qualquer perturbação exterior, o equilíbrio desloca-se no sentido contrário a fim de minimizar esta perturbação”



Conforme o sistema se ajusta, “a posição de equilíbrio” muda!!!!



“Após o restabelecimento do sistema mais produtos ou reagentes aparecem dependendo do que foi formado durante a mudança”

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

1. Variação de temperatura aplicada a um sistema em estado de equilíbrio químico:

- A formação de amônia a partir de seus elementos é uma reação reversível: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$
- A formação da amônia é acompanhada pelo desprendimento de calor, ou seja, é uma reação exotérmica.
- A reação reversa, no entanto, absorve calor, ou seja, é uma reação endotérmica.
- Se a temperatura do sistema em equilíbrio é aumentada, a reação que absorve calor será favorecida, promovendo decomposição da amônia até atingir novo estado de equilíbrio químico.
- Se resfriarmos o sistema, favoreceremos a formação da amônia.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

2. Variação de pressão aplicada a um sistema em estado de equilíbrio químico:

- A formação de iodeto de hidrogênio a partir de seus elementos é uma reação reversível em fase gasosa:



- Os coeficientes estequiométricos das moléculas em cada lado da equação são iguais, ou seja, mesmo número de mols de reagentes e de produtos: não existe variação de volume quando se forma o HI.
- Nessa condição, se ocorrer um aumento de pressão, ambas as reações direta e inversa serão afetadas, ou seja, a composição da mistura no equilíbrio químico permanece constante.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

2. Variação de pressão aplicada a um sistema em estado de equilíbrio químico:

- Se avaliarmos a reação para a formação da amônia, o número de mols dos reagentes é **quatro** enquanto que do produto é **dois**:



- Isto significa que há diminuição de volume quando a amônia é formada.
- Um aumento da pressão favorecerá a formação da amônia, ou seja, favorecerá a formação de substâncias que ocupam um volume menor.

* Lembre que aumentando a pressão, diminui o volume.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

3. Adição de reagentes ou produtos a um sistema em estado de equilíbrio químico.

- Considerando a reação:



- Adicionando-se uma quantidade de hidrogênio à mistura em estado de equilíbrio químico, observa-se aumento da quantidade de iodeto de hidrogênio quando o novo equilíbrio químico é atingido.



O sistema reagiu para remover parte do hidrogênio adicionado e deslocou a posição de equilíbrio para a formação de HI.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

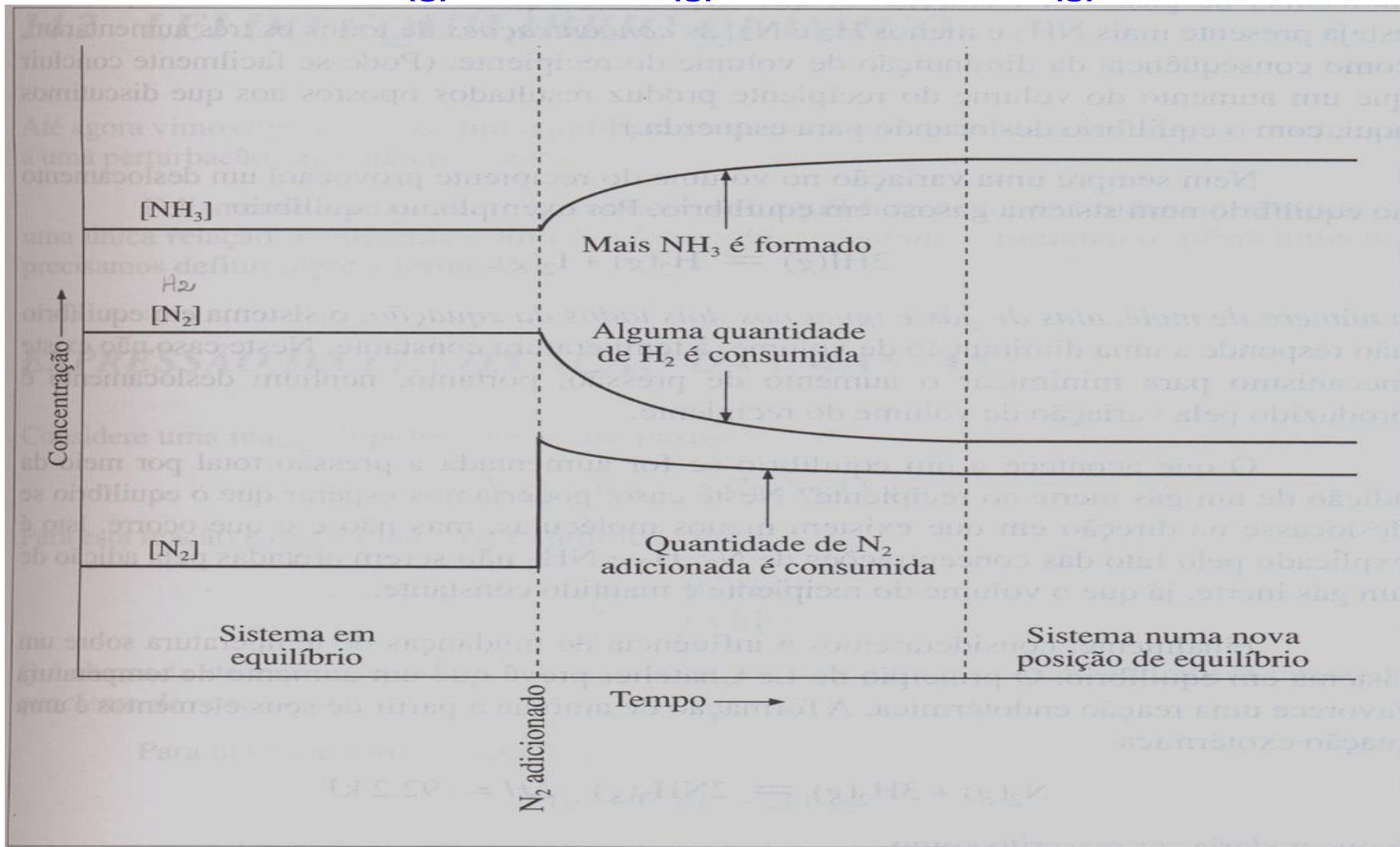


Figura 14.3 Deslocamento do equilíbrio $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

- ◆ Ocorre uma mudança nas grandezas relativas da concentração após a adição de N_2 .
- ◆ Estas mudanças estão na proporção de 1:3:2 (de $[N_2]$ para $[H_2]$ e para $[NH_3]$).

EQUILÍBRIO QUÍMICO E A LEI DA AÇÃO DAS MASSAS

O deslocamento da posição de equilíbrio químico decorrente da variação da quantidade de uma ou mais espécies químicas participantes de um sistema



LEI DA AÇÃO DAS MASSAS



Deslocamento na posição do equilíbrio provocada pela adição de um dos reagentes ou produtos



Equilíbrio químico: estado dinâmico no qual as velocidades das reações direta e inversa são idênticas.

A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

◆ Já que a expressão da lei da ação das massas pode ter vários valores, qual a sua utilidade?



◆ Considere três experimentos com a adição de pelo menos dois dos gases acima a um recipiente de 1,00L mantido a temperatura de 350°C.

A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Tabela 14.2 Estudo do equilíbrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ a 350°C .

<i>Experiência</i>	<i>Concentração inicial, mol litro⁻¹</i>			<i>Concentração de equilíbrio, mol litro⁻¹</i>			<i>Q no equilíbrio, [NH₃]²</i>
	<i>N₂</i>	<i>H₂</i>	<i>NH₃</i>	<i>N₂</i>	<i>H₂</i>	<i>NH₃</i>	<i>[N₂][H₂]³</i>
1	1,000	3,000	0	0,325	0,975	1,350	6,05
2	1,000	1,000	0	0,781	0,343	0,438	6,09
3	1,000	1,000	1,000	0,885	0,655	1,230	6,08

◆ As concentrações de equilíbrio dos três componentes parecem não apresentar relação entre si.

◆ Porém, o valor de Q no equilíbrio é igual em todos os casos.

A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

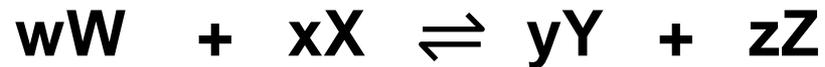
- ◆ Independentemente da maneira pela qual o equilíbrio foi estabelecido, o valor de Q é uma constante do equilíbrio a 350°C .
- ◆ Resultados semelhantes poderiam ser obtidos para qualquer equilíbrio a uma dada temperatura.
- ◆ Portanto, pode ser feita a seguinte generalização, denominada *lei do equilíbrio químico*.

“A uma dada temperatura o valor da expressão da lei da ação das massas para uma certa reação em equilíbrio é uma constante”.

$$Q = K$$

A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Expressão da constante de equilíbrio químico

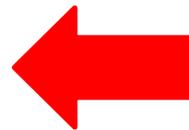


$$V_1 = k_1 \times [W]^w \times [X]^x$$

$$V_1 = V_2$$

$$V_2 = k_2 \times [Y]^y \times [Z]^z$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[Y]^y [Z]^z}{[W]^w [X]^x}$$



Forma aproximada da constante de equilíbrio termodinâmica

- K é a constante de equilíbrio da reação.
- [W], [X], [Y], [Z] → concentração em molL⁻¹ ou pressão parcial (atm)
- Se W, X, Y ou Z for um sólido ou um líquido puro, as concentrações destas espécies não serão incluídas na equação.

Obs: produtos sempre no numerador e reagentes no denominador.

A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

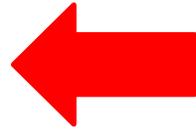
Equilíbrios e Constantes de Equilíbrios Importantes na Química Analítica

Tipo de equilíbrio	Nome e Símbolo da Constante de Equilíbrio	Exemplo Típico	Expressão da Constante de Equilíbrio
Dissociação da água	Constante do produto iônico, K_w	$2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$
Equilíbrios heterogêneos entre uma substância pouco solúvel e seus íons em uma solução saturada	Produto de solubilidade, K_{ps}	$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$
Dissociação de um ácido ou base fraca	Constante de dissociação, K_a ou K_b	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$	$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$
Formação de um íon complexo	Constante de formação, β_n	$\text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$\beta_4 = \frac{[\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}]}{[\text{Ni}^{2+}][\text{CN}^-]^4}$
Equilíbrio de oxidação-redução	K_{redox}	$\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$K_{\text{redox}} = \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{MnO}_4^-][\text{Fe}^{2+}]^5[\text{H}^+]^8}$
Equilíbrio de partição para um soluto entre solventes imiscíveis	K_d	$\text{I}_2(aq) \rightleftharpoons \text{I}_2(org)$	$K_d = \frac{[\text{I}_2]_{org}}{[\text{I}_2]_{aq}}$

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Expressão exata da constante de equilíbrio

$$K = \frac{a_Y^y a_Z^z}{a_W^w a_X^x}$$



*Constante de equilíbrio
termodinâmica*

a_Y , a_Z , a_W e a_X \Rightarrow são as atividades das espécies Y, Z, W e X.

- A **atividade** de uma espécie química, uma grandeza termodinâmica, permite contabilizar os efeitos de eletrólitos sobre os equilíbrios químicos.

- A **atividade ou concentração efetiva** de uma espécie química depende da força iônica do meio.

* Os equilíbrios também podem ser afetados por eletrólitos presentes na solução, mesmo que não estejam participando efetivamente da reação.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

- A magnitude da atração interiônica é função da concentração e da carga dos íons.



Íons divalentes, com sua dupla carga, exercem uma atração eletrostática maior do que um íon univalente

$$\mu = 1/2 ([A]Z_A^2 + [B]Z_B^2 + [C]Z_C^2 \dots)$$

[A], [B], [C] → concentração molar dos íons em solução
Z_a, Z_b, Z_c → carga dos íons

a) KCl 0,01 molL⁻¹ $\mu = [0,01 \times (1)^2 + 0,01 \times (1)^2]/2 = 0,01 \text{ molL}^{-1}$

b) MgSO₄ 0,01 molL⁻¹ $\mu = [0,01 \times (2)^2 + 0,01 \times (2)^2]/2 = 0,04 \text{ molL}^{-1}$

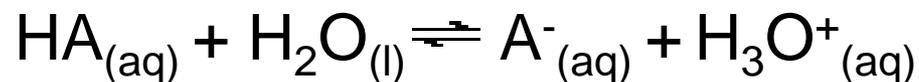
EQUILÍBRIO QUÍMICO

- O efeito de um eletrólito ocorre devido à atração eletrostática que se estabelece entre os íons do eletrólito e os íons da espécie química reagente de carga oposta.

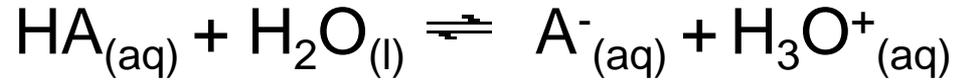
Exemplo: uma solução de ácido acético contendo nitrato de potássio (KNO₃)



A presença do eletrólito forte exerce um papel significativo no estabelecimento da condição de equilíbrio na ionização de ácido acético



EQUILÍBRIO QUÍMICO



- Os íons hidrônio e acetato estarão rodeados de partículas de carga oposta.



A recombinação dessas espécies iônicas para a formação de moléculas não ionizadas de ácido acético é dificultada pelas atmosferas eletricamente carregadas formadas em torno dos íons hidrônio e acetato



Maior grau de ionização do ácido acético

- Os efeitos da força iônica são independentes da natureza do eletrólito adicionado



Grau de ionização do ácido acético será o mesmo na presença de NaCl, KNO₃, CaCl₂ ou Na₂SO₄ para concentrações tais desses eletrólitos fazendo com que a força iônica do meio seja a mesma.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

- O efeito da força iônica sobre o equilíbrio químico é quantitativamente descrito com o auxílio do conceito de atividade.

$$a_X = [X] \gamma_X$$

a_X \Rightarrow atividade da espécie X

$[X]$ \Rightarrow concentração molar;

γ_X \Rightarrow grandeza adimensional

chamada **coeficiente de atividade**

O coeficiente de atividade é uma grandeza que permite relacionar a atividade e a concentração da espécie química no meio

Soluções diluídas $\rightarrow \mu$ é mínima $\rightarrow \gamma = 1 \rightarrow a_X = [X]$

SOLUÇÕES



SOLUÇÕES

O QUE É UMA SOLUÇÃO???

É uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias.



A espécie em menor quantidade é chamada de ***soluto***, e a espécie em maior quantidade é chamada de ***solvente***.



A **concentração** informa a **quantidade de soluto** contida em um **determinado volume** ou **massa de solução**

Solução Aquosa: quando o solvente é água

SOLUÇÕES

Qual é a importância das soluções aquosas?

- ✓ Mais de 2/3 do planeta é coberto por água;
- ✓ Substância mais abundante no corpo humano;
- ✓ Propriedades físico-químicas únicas;
- ✓ Solvente para uma ampla variedade de substâncias, sendo considerado como solvente universal;
- ✓ Diversas reações bioquímicas, que garantem o adequado funcionamento do organismo humano, envolvem substâncias dissolvidas em água;
- ✓ Inúmeras reações químicas conhecidas ocorrem em meio aquoso.

SOLUÇÕES

O que são eletrólitos?
O que são não-eletrólitos?

Eletrólitos são substâncias químicas que formam íons quando dissolvidas em água ou outro solvente e assim produzem **soluções que conduzem a corrente elétrica.**

Eletrólitos



Corrente elétrica

SOLUÇÕES

O que são eletrólitos?
O que são não-eletrólitos?

Corrente elétrica

Conduz eletricidade

Não conduz eletricidade

Sofrem modificações

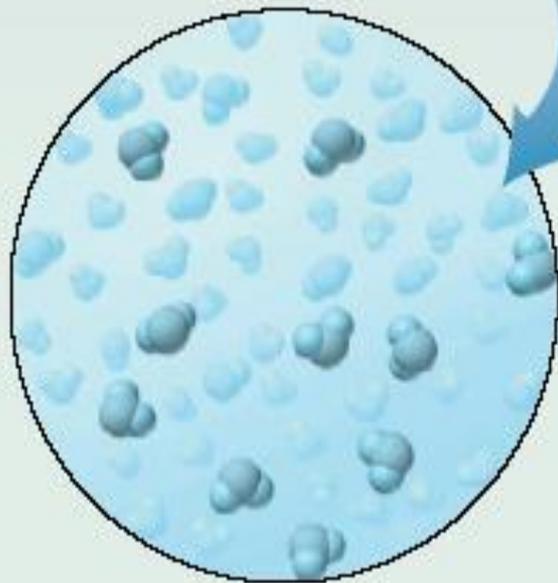
Não se modificam

Eletrólitos

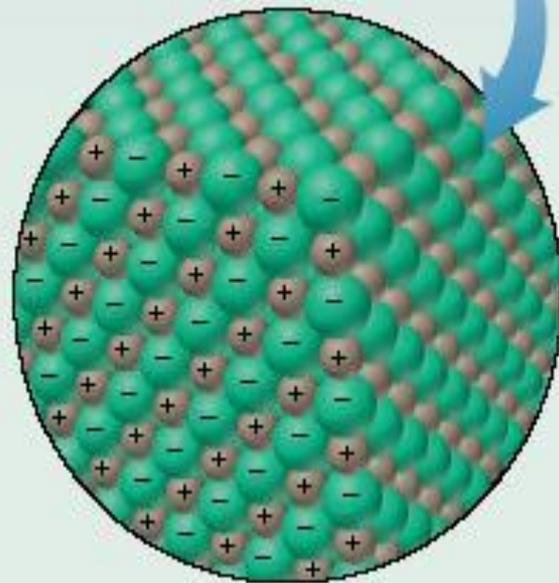
Não - Eletrólitos

**Substâncias inorgânicas
(ácidos, bases e sais)**

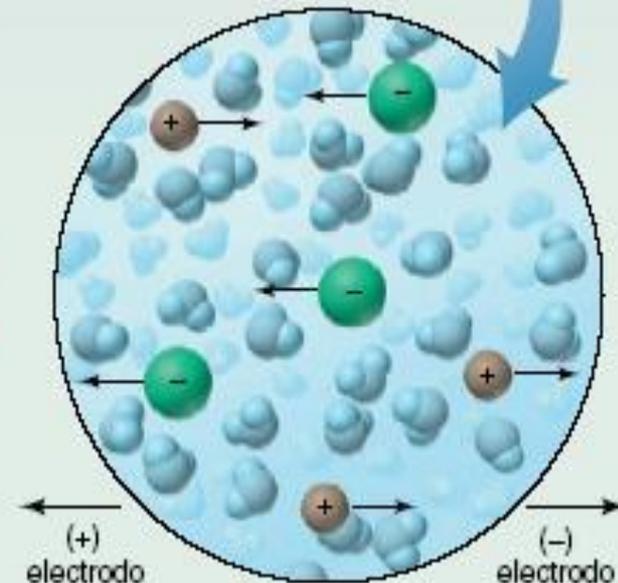
**Substâncias orgânicas
(glicose, glicerina etc.)**



água destilada
não conduz
corrente elétrica



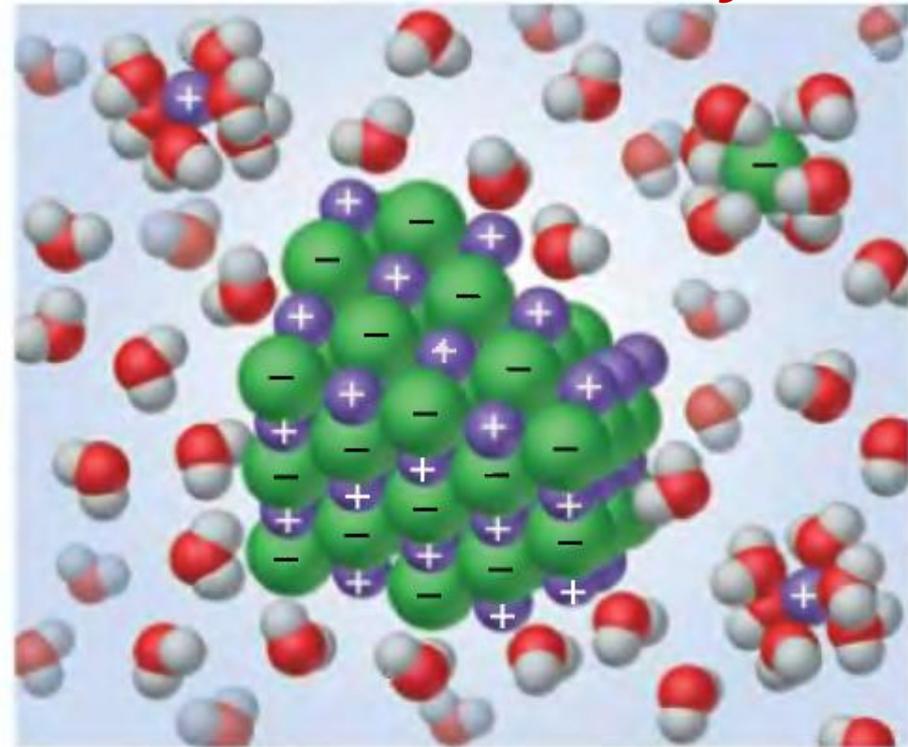
Íons positivos e negativos
fixados no sólido não
conduzem corrente elétrica



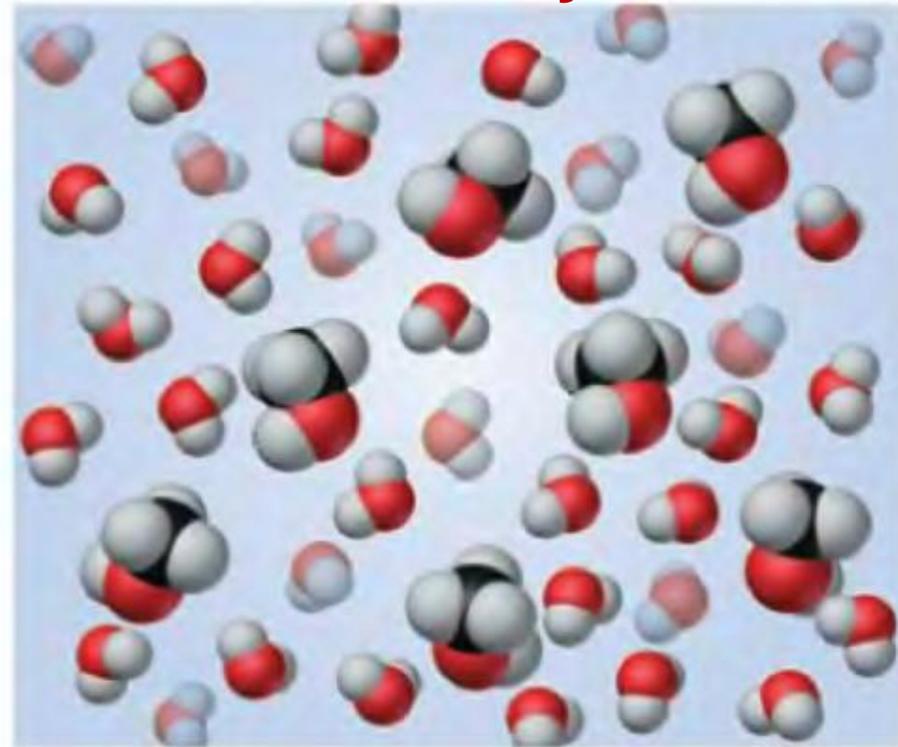
Em solução, íons positivos
e negativos se movem e
conduzem corrente elétrica

TEORIA DE DISSOCIAÇÃO ELETROLÍTICA

Processo de solvatação



Solubilização



Composto iônico



CH_3OH

↳ **Dissociação eletrolítica**

↳ **Dissolução apenas**

Teoria da dissociação eletrolítica

Dissociação eletrolítica de substâncias inorgânicas:



Cargas positivas = cargas negativas
nº de cargas do íon = valência

Teoria da dissociação eletrolítica

Grau de dissociação de uma substância química

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ de moléculas dissociadas}}{n^{\circ} \text{ total de moléculas}}$$

$\alpha = 0 \Rightarrow$ Não há dissociação

$\alpha = 1 \Rightarrow$ Dissociação Total

ELETRÓLITOS

O que são eletrólitos fortes?

Eletrólitos fortes são substâncias químicas que se ionizam completamente em um solvente.

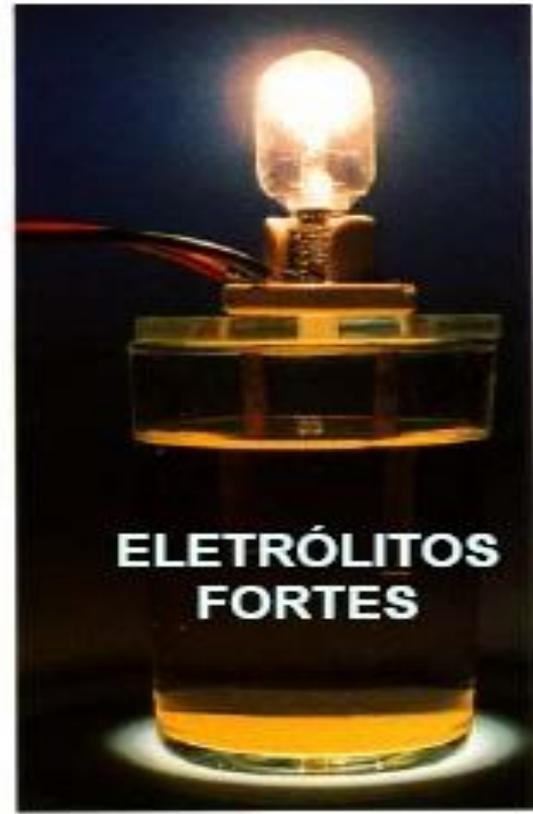
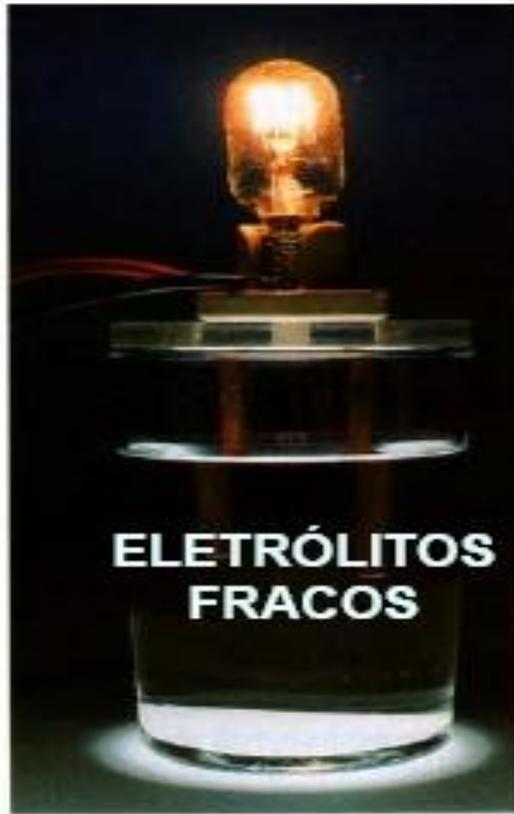
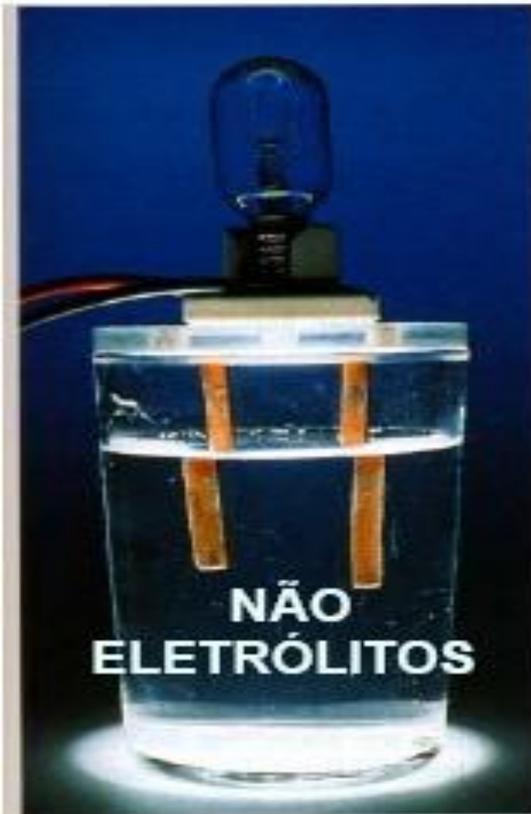
O que são eletrólitos fracos?

Eletrólitos fracos são substâncias químicas que se ionizam parcialmente em um solvente.

ELETRÓLITOS

Eletrólito fraco ⇒ Ex: ácido acético (CH_3COOH)

Eletrólito Forte ⇒ Ex: cloreto de sódio (NaCl)



ELETRÓLITOS

FORTES	FRACOS
Ácidos	
HCl, HNO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ (primeiro próton)	HCN, HF, CH ₃ COOH, CO ₂ (H ₂ CO ₃), H ₃ PO ₄
Bases	
NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	NH ₃ (NH ₄ OH), piridina, CH ₃ NH ₂
NaCl, K ₂ SO ₄ , NH ₄ Cl, MgCl ₂ , Zn(NO ₃) ₂ , AgBrO ₃ , CaCrO ₄	PbCl ₂ , HgCl ₂

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

1) Concentração em mol/L:

É definida como a quantidade de matéria do soluto, em mol, contida em 1 litro da solução.

$$C_{(mol/L)} = \frac{m_{(g)}}{MM_{(g/mol)} \times V_{(L)}}$$

Exemplo: Qual é a concentração em mol/L de uma solução preparada dissolvendo-se 2g de NaOH em 200mL de água destilada?

$$C_{(mol/L)} = \frac{2g}{40g/mol \times 0,2L} = 2,5 \times 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$$

$$\frac{\cancel{2g}}{\cancel{200mL}} \times \frac{\cancel{1000mL}}{1L} \times \frac{1mol}{\cancel{40g}} = 2,5 \times 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$$

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

2) Porcentagem:

a) A porcentagem em massa por volume (m/v) expressa a massa do soluto, em g, contida em 100 mL da solução.

Exemplo: uma solução de NaOH a 40% m/v contém 40 g de NaOH em 100 mL da solução

b) A porcentagem em massa por massa (m/m) expressa a massa do soluto, em g, contida em 100 g da solução.

Exemplo: o ácido clorídrico a 37% m/m contém 37 g de HCl em 100 g da solução

c) A porcentagem em volume por volume (v/v) expressa o volume do soluto, em mL, contido em 100 mL da solução.

Exemplo: uma solução aquosa de metanol a 5% v/v contém 5 mL de metanol em 100 mL da solução

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

3) Concentração em g/L:

A concentração em g/L expressa a massa do soluto, em g, contida em 1 L da solução.

Exemplo: Qual é a concentração em g/L de uma solução preparada dissolvendo-se 2g de NaOH em 200mL de água destilada?

$$C_{(g/L)} = \frac{2g}{0,2L} = 10gL^{-1}$$

$$\frac{2g}{200\cancel{mL}} \times \frac{1000\cancel{mL}}{1L} = 10gL^{-1}$$

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

4) Partes por milhão (ppm)

Esta terminologia é usada para expressar **concentrações de espécies quando presentes em quantidades muito pequenas** em uma determinada amostra e representa **1 parte, em massa, da espécie em 1.000.000 de partes, em massa, da amostra.**

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg da espécie} / 1 \text{ Kg de amostra}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ } \mu\text{g da espécie} / 1 \text{ g de amostra}$$

Pode-se expressar concentrações ainda menores, como:

$$1 \text{ ppb} = 1 \text{ ng da espécie} / 1 \text{ g de amostra}$$

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

Na linguagem corrente de laboratório é comum usar-se essa terminologia para definir a **concentração de uma solução**. Assim:

1 ppm = 1 mg do soluto / 1 L de solução

1 ppm = 1 µg do soluto / 1 mL da solução

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

5) Concentração em eq/L

A normalidade ou concentração normal é o número de equivalente-grama do soluto contido em 1 litro da solução.

$$C_{(eq/L)} = \frac{m}{E \times V} = \frac{m_{(g)}}{\frac{MM_{(g/mol)}}{x_{(eq/mol)}} \times V_{(L)}}$$

Onde:

a) ácidos: $x = n^{\circ}$ de H ionizáveis

b) bases: $x = n^{\circ}$ de OH⁻

c) sais: $x =$ carga positiva ou negativa total

d) elementos químicos: $x =$ valência

CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

O equivalente-grama foi muito usado em análise volumétrica



1 equivalente-grama de uma substância a ser determinada sempre reage com 1 equivalente-grama da substância padrão usada para a sua determinação



qualquer que seja a estequiometria da reação de determinação ou de reações intermediárias que a antecedem

CONVERSÃO DE UNIDADES

$$2,5 \times 10^{-1} \frac{\cancel{\text{mol}}}{\text{L}} \text{ de NaOH} \times \frac{40\text{g}}{\cancel{1\text{mol}}} = 10\text{gL}^{-1} \text{ de NaOH}$$

$$1\text{mol de NaOH} \text{ ——— } 40\text{g de NaOH}$$

$$2,5 \times 10^{-1} \text{ mol de NaOH} \text{ ——— } X$$

$$X = 10\text{g de NaOH}$$

$$10 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{L}} \text{ de NaOH} \times \frac{1\text{mol}}{\cancel{40\text{g}}} \text{ de NaOH} = 2,5 \times 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de NaOH}$$

PREPARO DE SOLUÇÕES

Para prepararmos uma solução com uma concentração em mol/L



pesamos uma massa exata do reagente (soluto)
ou medimos o volume exato do reagente (soluto)



dissolvemos no solvente adequado em um balão volumétrico



completamos o volume do balão volumétrico



homogeinizamos a solução obtida



transferimos para um recipiente adequado e o rotulamos informando
a concentração da solução, a data da preparação da solução e o
nome de quem preparou a solução

PREPARO DE SOLUÇÕES

Exemplo: Descreva a preparação de 100mL de solução de HCl $6,0\text{molL}^{-1}$ a partir de sua solução concentrada, com densidade $1,18\text{g mL}^{-1}$ e 37% (m/m) em HCl ($36,5\text{g mol}^{-1}$)

$$C_{(\text{mol/L})} = \frac{37\cancel{\text{g HCl}}}{100\cancel{\text{g de reagente}}} \times \frac{1,18\cancel{\text{ g reagente}}}{\cancel{\text{mL reagente}}} \times \frac{1000\cancel{\text{mL}}}{1\text{L}} \times \frac{1\cancel{\text{mol de HCl}}}{36,5\cancel{\text{g de HCl}}} = 12,0 \text{ molL}^{-1}$$

$$\begin{array}{l} 100\text{g de reagente} \text{ ——— } 37\text{g de HCl} \\ 1,18\text{g de reagente} \text{ ——— } X \end{array} \quad \begin{array}{l} 1\text{mol de HCl} \text{ ——— } 36,5 \text{ g de HCl} \\ Y \text{ ——— } 4,37 \times 10^{-1} \text{ g de HCl} \end{array}$$

$$X = 4,37 \times 10^{-1} \text{ g de HCl}$$

$$Y = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl}$$

$$1,2 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl} \text{ ——— } 1\text{mL de reagente}$$

$$Z \text{ ——— } 1000\text{mL de reagente}$$

$$Z = 12,0 \text{ molL}^{-1}$$

PREPARO DE SOLUÇÕES

O número de mols de HCl requerido é dado por

$$n^{\circ} \text{ mol HCl} = 100\text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \times \frac{6,0\text{mol de HCl}}{\text{L}} = 0,600\text{mol de HCl}$$

$$\text{Vol. do reagente concentrado} = 0,600\text{mol de HCl} \times \frac{1\text{L de reagente}}{12,0 \text{ mol HCl}} = 0,0500\text{L ou } 50,0\text{mL}$$

$$\begin{array}{l} 6,0\text{mol de HCl} \text{ ——— } 1\text{L} \\ X \text{ ——— } 0,1\text{L} \end{array}$$

$$X = 0,600\text{mol de HCl}$$

$$\begin{array}{l} 12,0 \text{ mol HCl} \text{ ——— } \text{L de reagente} \\ 0,600\text{mol HCl} \text{ ——— } Y \end{array}$$

$$Y = 0,0500\text{L ou } 50,0\text{mL}$$

Assim dilui-se 50mL do reagente concentrado para 100mL

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Soluções diluídas



A partir de soluções concentradas



transferindo uma alíquota desta solução para um recipiente limpo e diluindo para o volume final desejado

$$C_{\text{sol. conc.}} \times V_{\text{sol. conc.}} = C_{\text{sol. dil.}} \times V_{\text{sol. dil.}}$$

$$12 \text{ molL}^{-1} \times V_{\text{sol. conc.}} = 6 \text{ molL}^{-1} \times 0,1 \text{ L}$$

$$V_{\text{sol. conc.}} = 0,05 \text{ L ou } 50 \text{ mL de HCl}$$

A NOTAÇÃO EXPONENCIAL

• Alguns números são ou muito grandes ou muito pequenos : emprego do sistema decimal usual mostra-se inadequado e incômodo.

Exemplo: É mais conveniente escrever o número 0,00000000000000000000000472 como $4,72 \times 10^{-20}$

• Esta notação é conhecida por **notação exponencial** ou científica.

• O número é escrito como um produto de um **coeficiente** e de um **multiplicador**.

→ O **coeficiente** é um número com apenas um dígito do lado esquerdo da vírgula.

→ O **multiplicador** é o número 10 elevado a alguma potência.

Exemplo: O número 9.876.543 é escrito como $9,876543 \times 10^6$

MEDIDAS, EXATIDÃO E PRECISÃO

- Os números podem ser exatos ou aproximados.
- Em ciência e na vida diária, a maioria dos números encontrados não são exatos.
- Números aproximados resultam de medidas diretas ou indiretas e apresentam algum grau de incerteza.
- A confiança de uma medida é dada pela **exatidão** e **precisão** desta medida.
- **Exatidão**: é relativa ao verdadeiro valor da quantidade medida.
- **Precisão**: é relativa à reprodutibilidade do número medido.

MEDIDAS, EXATIDÃO E PRECISÃO

Exemplo: Imagine um lápis de exatamente 22 centímetros. O comprimento do lápis é medido com um dispositivo que permite aproximações de 0,01 cm.

20,14 cm

20,17 cm

20,12 cm

20,16 cm

20,15 cm

20,12 cm

Média = 20,14 cm

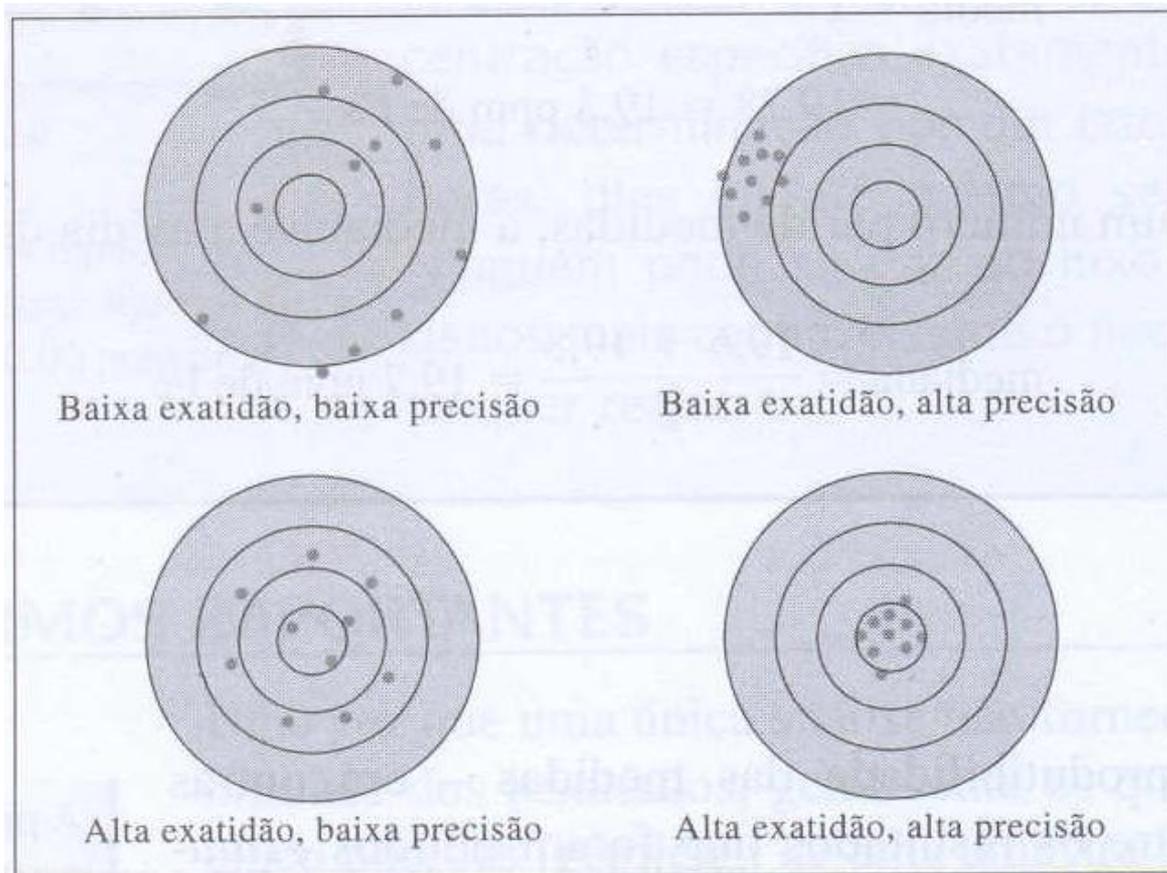
MEDIDAS, EXATIDÃO E PRECISÃO

- Embora estes números oscilem em torno da média, nenhuma medida está próxima do verdadeiro valor do comprimento do lápis (22 cm).
- Como a reprodutibilidade do comprimento medido (20,14 cm) é boa → sua precisão é considerada alta.
- Nem os números individuais e nem sua média estão próximos do verdadeiro comprimento do lápis → a exatidão do resultado é considerada baixa.

Exemplo: Exatidão e precisão em números são comparáveis à exatidão e precisão quando se tem uma série de projéteis atirados em um alvo.

MEDIDAS, EXATIDÃO E PRECISÃO

- A alta precisão é ilustrada pela proximidade de um grupo de tiros no alvo.
- A alta exatidão é representada pelo agrupamento centralizado de tiros ao redor do centro do alvo.

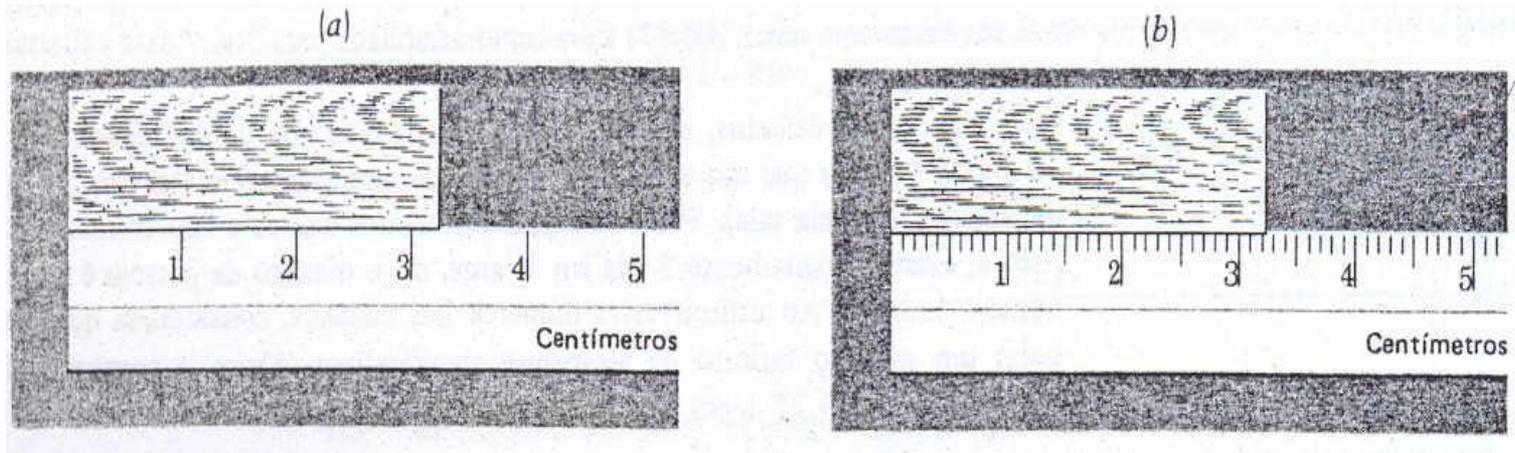


ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

- A importância dos números significativos é que eles indicam a precisão das medidas.
- Nenhuma ciência pode progredir muito sem se valer de observações quantitativas → **devemos fazer medidas.**
- Um processo de medida envolve, geralmente, a leitura de números em algum instrumento.
- Tem-se quase sempre alguma limitação no número de dígitos que expressam um determinado valor experimentalmente.

Exemplo: Considere-se a medida do comprimento de uma peça de madeira utilizando-se duas régua diferentes.

ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS



• Para a régua “A” → pode-se ler o comprimento da peça de madeira como sendo igual a 3,2cm.

→ O segundo algarismo significativo teve que ser estimado. **(3,2 ou 3,3cm?)**

→ Existe sempre incerteza quanto ao segundo algarismo **(2)**.

→ Terceiro algarismo é inteiramente desconhecido!!!!

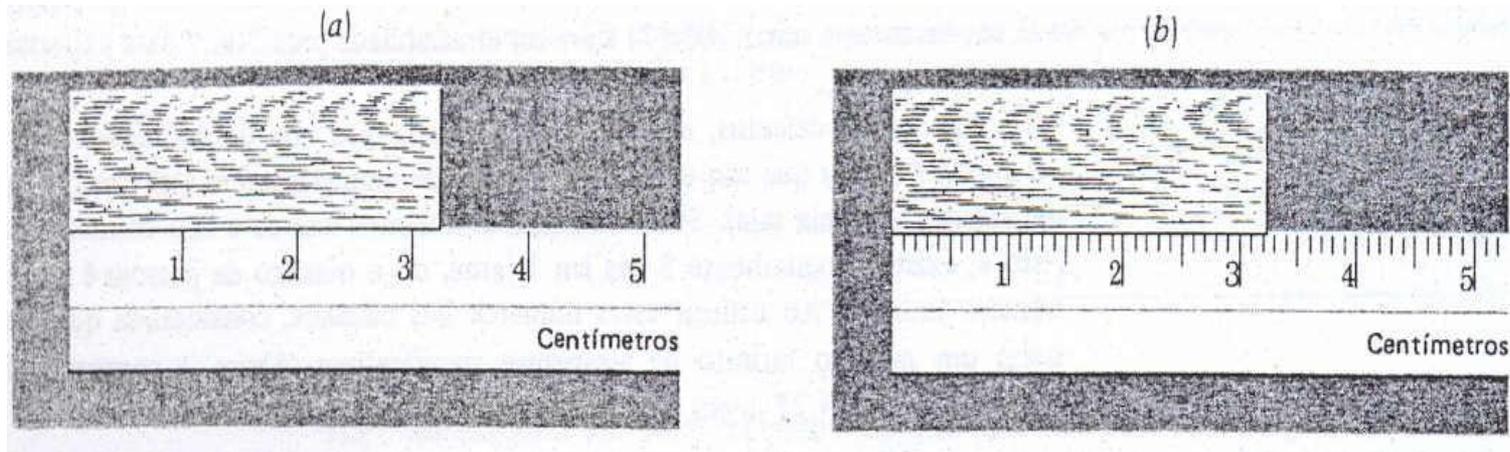
ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

→ Não se justifica a referência a números com mais de dois algarismos!!!!

- Os dígitos obtidos como resultado de uma medida chamam-se **Algarismos Significativos!**

- Dígitos que servem para determinar o valor (tamanho) do número, e não para indicar meramente a posição da vírgula no número decimal.

ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS



• Para a régua “B” → Os dígitos 3 e 2 são conhecidos com certeza.

→ Pode-se estimar o terceiro dígito!!!!

→ Uma estimativa do comprimento pode ser 3,24 cm (3,23 ou 3,25 cm?).

→ Esta medida contém três algarismos significativos: 3 e 2 são efetivamente conhecidos e somente o número 4 possui alguma incerteza.

ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

→ Os dígitos a direita de **4** não podem ser estimados usando-se esta régua e não são escritos.

• **O valor mais confiável é aquele que tem maior número de algarismos significativos.**

• O último algarismo significativo à direita é aquele que pode apresentar uma certa incerteza ou dúvida.

Determinação do número de algarismos significativos

- Conte seus dígitos iniciando pelo primeiro dígito diferente de zero à esquerda.

<i>Número</i>	Número de algarismos significativos
7	1
7,4	2
7,41	3
7,414	4

Determinação do número de algarismos significativos

- Os zeros terminais posteriores à vírgula são contados como algarismos significativos, assim como os zeros do interior do número:

<i>Número</i>	Número de algarismos significativos
7,40	3
7,04	3
7,0004	5
7,0400	5
7,0000	5
700,40	5

Determinação do número de algarismos significativos

ATENÇÃO!!!! NÃO SÃO NÚMEROS SIGNIFICATIVOS:

- Os zeros usados em números menores do que um com a única finalidade de posicionar a vírgula;
- Aqueles zeros que algumas vezes são colocados à esquerda da vírgula dos mesmos números.

<i>Número</i>	Número de algarismos significativos
,007	1
0,007	1
0,00746	3
0,00007	1
0,00700	3
700,007	6

Determinação do número de algarismos significativos

• Quando um número é escrito em notação exponencial:

→ Seu número de algarismos significativos é determinado somente pelos dígitos do coeficiente.

<i>Número</i>	Número de algarismos significativos
7×10^{-3}	1
$7,46 \times 10^{-3}$	3
7×10^{-5}	1
$7,00 \times 10^{-3}$	3
$7,00007 \times 10^2$	6

OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

- Cada resultado deve ser expresso com o número exato de algarismos significativos.
- Resultado calculado não deve expressar uma precisão maior ou menor do que a especificada pelos números usados para o cálculo.

OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Regra da Adição-Subtração

•O número de dígitos à direita da vírgula no resultado calculado deve ser o mesmo do número com menos dígitos dos números somados ou subtraídos.

Exemplo: Uma amostra de açúcar de 11,51g de massa é colocada em um recipiente de 137g. Qual a massa total?

Massa de açúcar	11,51g
Massa do recipiente	<u>137, g</u>
Massa Total	149, g

→Resultado com aproximação em grama;

→Não há dígitos para serem adicionados ao 5 e ao 1 do primeiro número.

OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Arredondamentos

(1) Se o dígito a ser eliminado é maior do que 5:

→O dígito precedente é aumentado de uma unidade.

Exemplo: 27,76 é arredondado para 27,8.

(2) Se o dígito a ser eliminado é menor do que 5:

→O dígito precedente permanece como está.

Exemplo: 27,74 é arredondado para 27,7.

OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Regra da Multiplicação - Divisão

• *O número de algarismos significativos, no resultado calculado, deve ser o mesmo que o menor número de algarismos significativos dos termos multiplicados ou divididos.*

Exemplo 1:

$$\frac{1,473}{2,6} = 0,57$$

• Quociente é expresso por dois algarismos significativos (**2,6**).

OPERAÇÕES COM ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Exemplo 2: $3,94 \times 2,122345 = 8,36$

Exemplo 3:

$$\frac{6,734 \times 10^3}{7,41 \times 10^8} = 9,09 \times 10^{-6}$$

$$7,41 \times 10^8$$

$$\frac{3,6 (7,431 \times 10^8)}{1,49 (6,67 \times 10^4)} = 2,7 \times 10^4$$

$$1,49 (6,67 \times 10^4)$$