

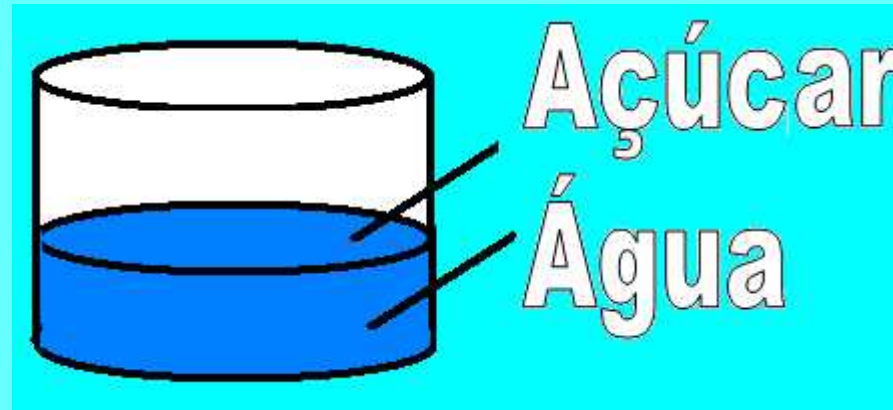
Misturando as coisas...

**ESTUDOS
DAS
Dispersões**

Definição:

As dispersões são misturas nas quais uma substância está disseminada na forma de partículas no interior de uma outra substância.

Vejamos alguns exemplos:



Ao agitar a mistura, a sacarose (disperso) se dissemina na água (dispersante) sob a forma de pequenas partículas, as quais se distribuem uniformemente na água.



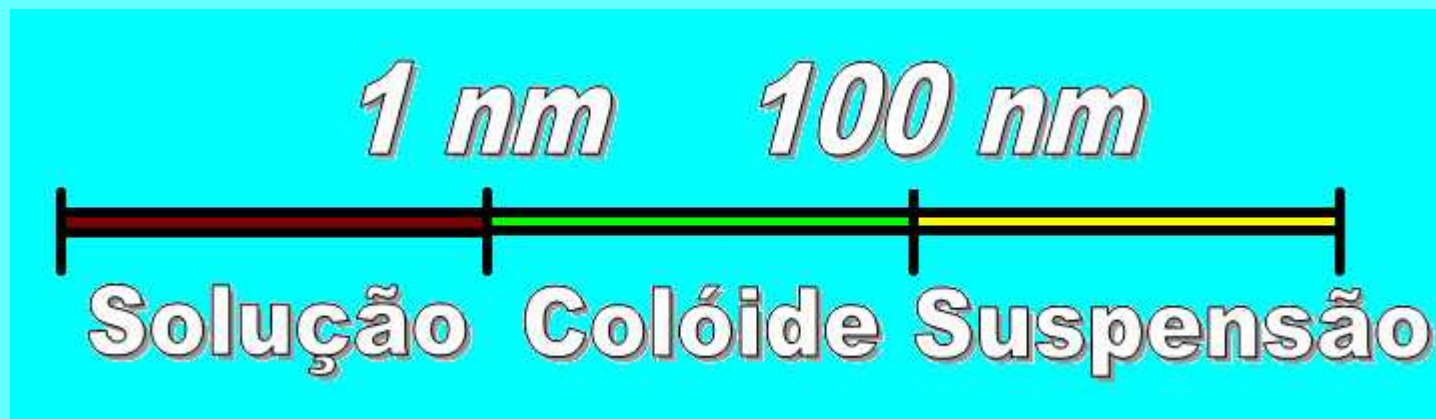
Quando agitada, a gelatina (disperso) se dissemina na água (dispersante) sob a forma de pequenas partículas, as quais se distribuem uniformemente na água.

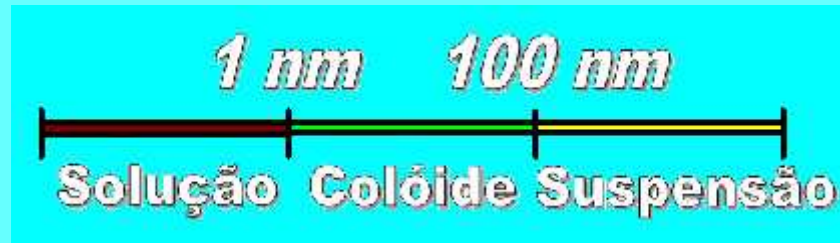


Ao agitarmos a mistura por um dado momento, o enxofre se dissemina na água, sob a forma de partículas que se distribuem uniformemente na água. Pouco tempo depois o enxofre sedimenta-se, e o sistema deixa de ser uma dispersão

Classificação das dispersões

O tamanho médio das partículas do disperso é um critério para classificar as dispersões ($1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$).





SOLUÇÃO- As partículas da fase dispersa:

- Não se sedimentam sob ação da gravidade, nem de centrífugas;
- Não são retidos por filtros;
- Não são visíveis ao microscópio.

Estudo das soluções:

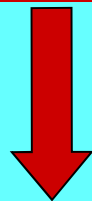
Solução é toda mistura homogênea.



SOLUÇÕES

SOLUÇÕES são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

SOLUÇÃO = SOLUTO + SOLVENTE



menor proporção

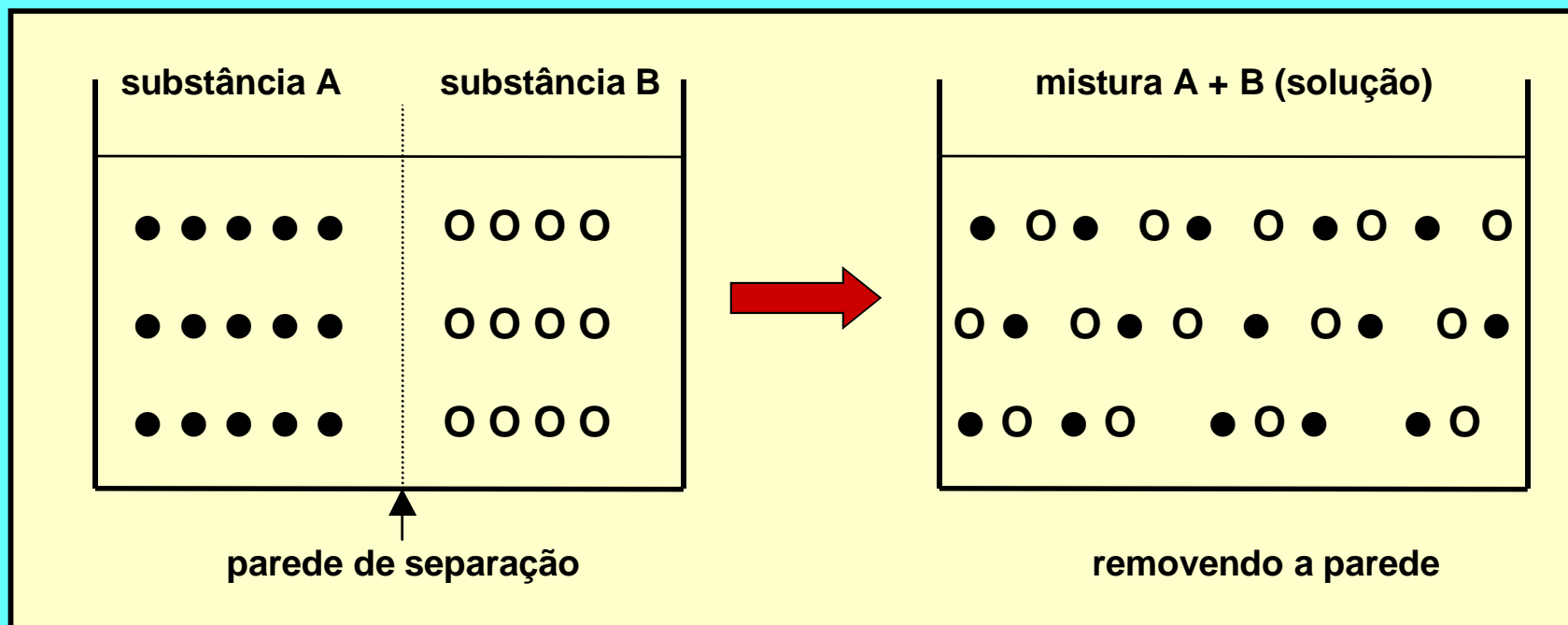


em geral H₂O

Exemplos:

açúcar em água, ar, ligas metálicas,...

Como se forma uma solução ?



A disseminação do soluto no solvente ocorre de forma espontânea !

Classificação das soluções:

1º Critério:

De acordo com o **estado físico**.

- **Sólida:** Liga metálica formada por 75% de ouro e 25% de cobre, ligas metálicas, medicamento na forma de comprimidos,...
- **Líquida:** Solução aquosa de sacarose água mineral (sem gás), soro fisiológico, bebidas,...
- **Gasosa:** Ar atmosférico isento de partículas sólidas.

2º Critério:

De acordo com a **solubilidade do soluto**.

A solubilidade de um soluto é a quantidade máxima do soluto que pode ser dissolvida em uma determinada quantidade de solvente a uma dada temperatura e pressão.

Exemplo:

A solubilidade do KCl em água a 20°C é de 34g do sal em 100g de água.

Representação:

34g de KCl/100g de água.

Interpretação:

34g é a quantidade máxima de KCl que pode ser dissolvida em 100g de água a 20°C.

• Solução Saturada

Quando a quantidade de soluto dissolvida for igual à especificada pela solubilidade.

• Solução Insaturada

Quando a quantidade de soluto dissolvida for inferior à especificada pela solubilidade.

• Solução Supersaturada

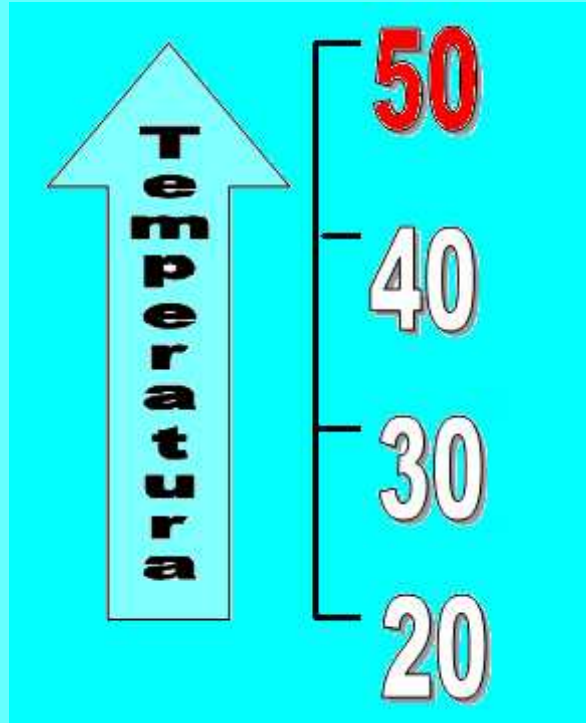
Quando a quantidade de soluto dissolvida for superior à especificada pela solubilidade.



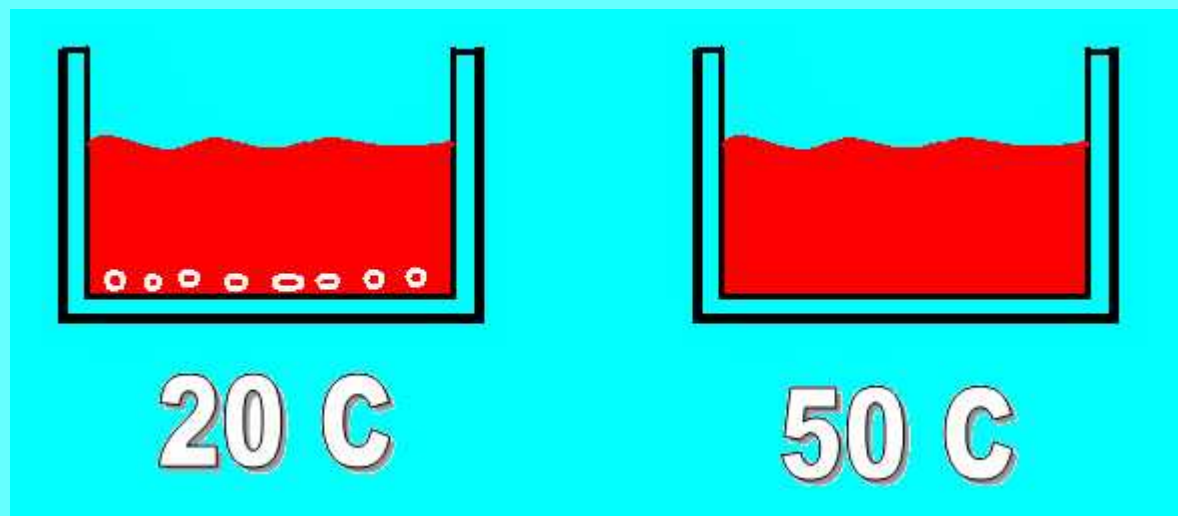


Trata-se de:

Solução saturada com corpo de fundo,
corpo de chão ou precipitado quando a
temperatura é de 20°C.

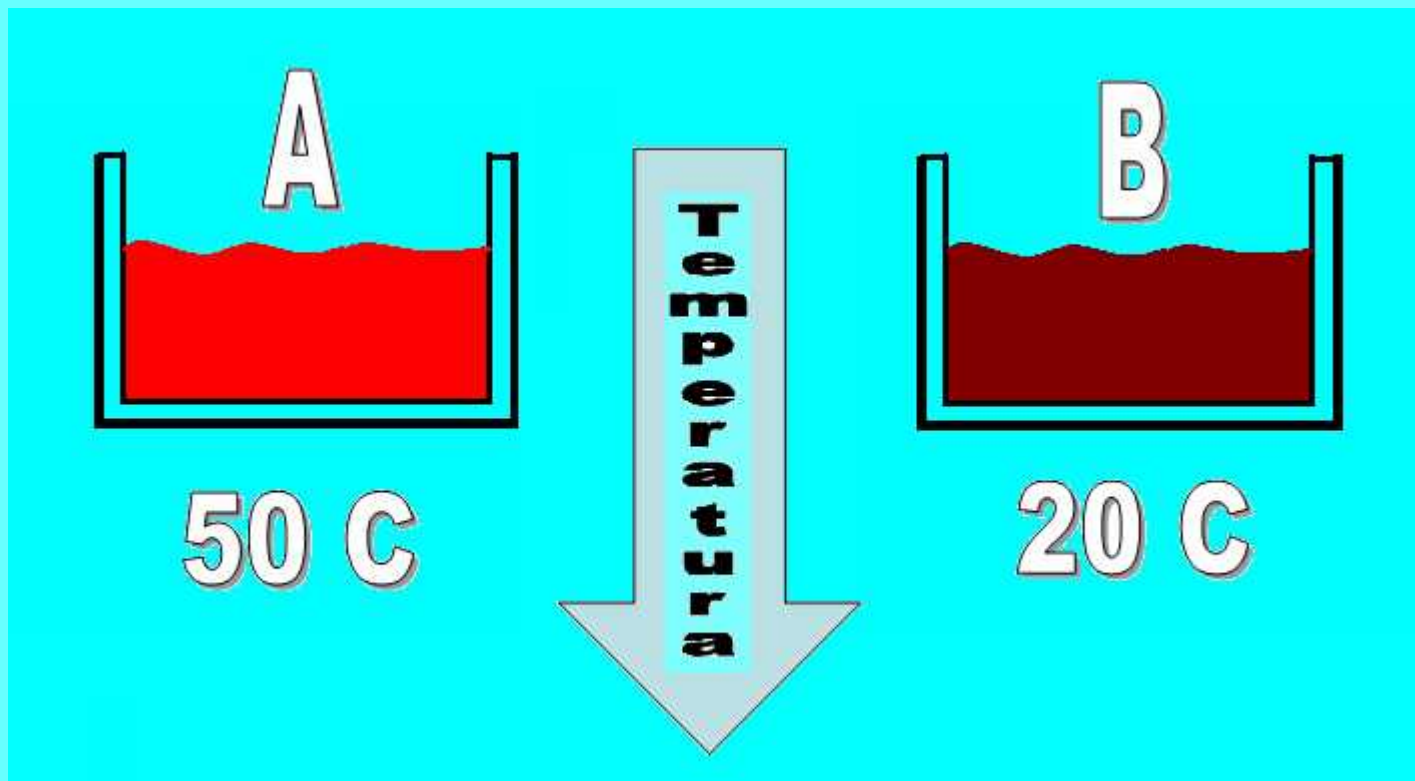


Vamos aquecer o sistema a 50°C.

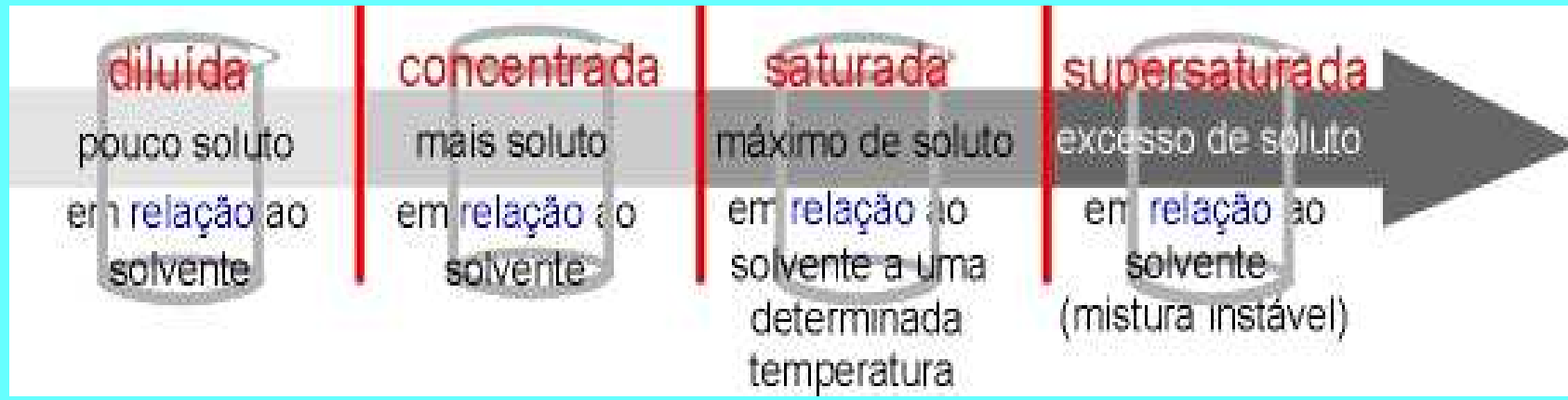


A 50°C, conseguimos dissolver 40g do KCl em 100g de água.

Como estão dissolvidos 36g, é uma solução insaturada.



Com a diminuição lenta da temperatura e sem nenhuma agitação, encontraremos 36g do KCl em 100g de água a 20°C; logo, uma solução supersaturada.



- O **Coeficiente de Solubilidade** ou de **Saturação (CS)** é a quantidade máxima de um soluto sólido, que pode ser dissolvida em certa quantidade de um solvente, em dada temperatura.
- O CS é uma grandeza **determinada experimentalmente** e apresentada em tabelas.

Por exemplo:

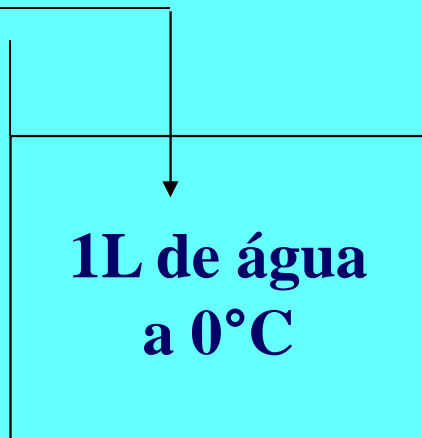
- NaCl \varnothing CS = 36 g/100 g de água, à 20°C
- CaSO₄ \varnothing CS = 0,2 g/100 g de água, à 20°C
- KNO₃ \varnothing CS = 13,3 g/100 g de água, à 20°C

CS do NaCl a 0°C = 35,7 g / 100g de H₂O

CS do NaCl a 25°C = 42,0 g / 100g de H₂O

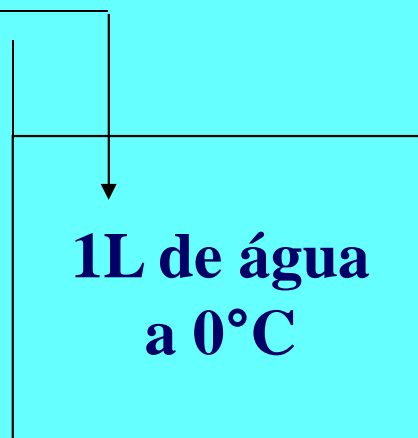
$(200/1000) \times 100 = 20\text{g}$

200 g de NaCl



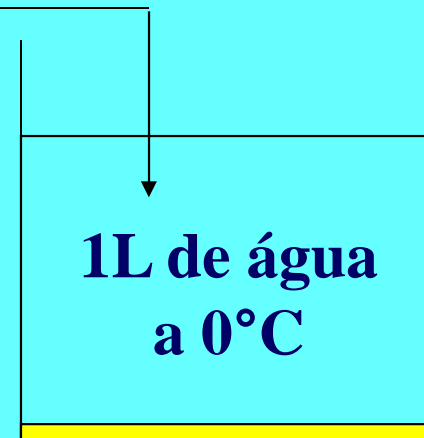
insaturada

357 g de NaCl



Saturada

450 g de NaCl



**Saturada com
corpo de fundo**

As soluções supersaturadas são preparadas aquecendo uma solução que apresenta corpo de fundo, até a total dissolução do soluto presente. Após, a mesma sofre lento resfriamento até a temperatura de referência (20°C), o que possibilita que o excesso de soluto (além do CS) permaneça dissolvido. Entretanto são soluções muito **instáveis** onde o excesso irá precipitar por simples agitação mecânica, choque térmico ou adição de um **"germen de cristalização"**.

Germen de cristalização = macro-cristal do soluto, sobre o qual o excesso dissolvido se aglutina.

Solubilidade e temperatura

Para solutos sólidos, em geral, o **aumento da temperatura** provoca **aumento na solubilidade**.

Esse efeito varia de substância para substância e pode ser facilmente evidenciado em diagramas de solubilidade.

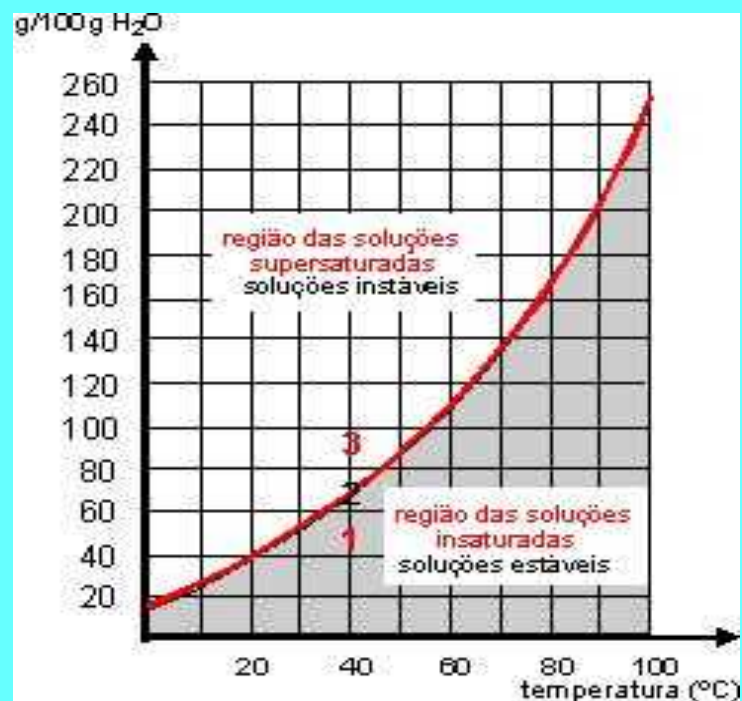
Para substâncias gasosas o fenômeno é oposto pois o **aumento da temperatura diminui a solubilidade**.

Por esse motivo devemos conservar um refrigerante, após aberto, em geladeira, pois a menor temperatura favorece a dissolução do CO_2 .

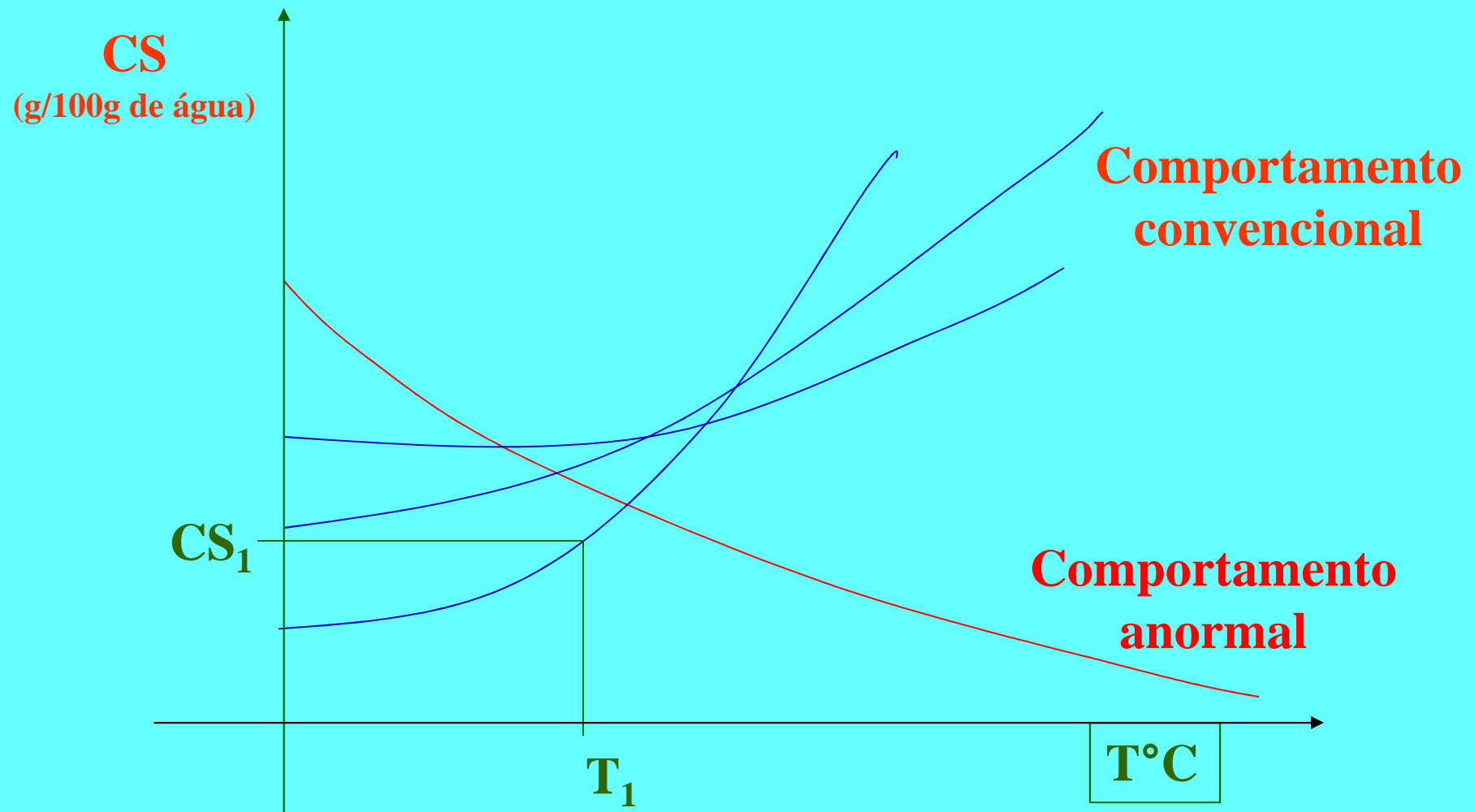
Curvas de Solubilidade são gráficos que apresentam a variação dos coeficientes de solubilidade das substâncias em função da temperatura.

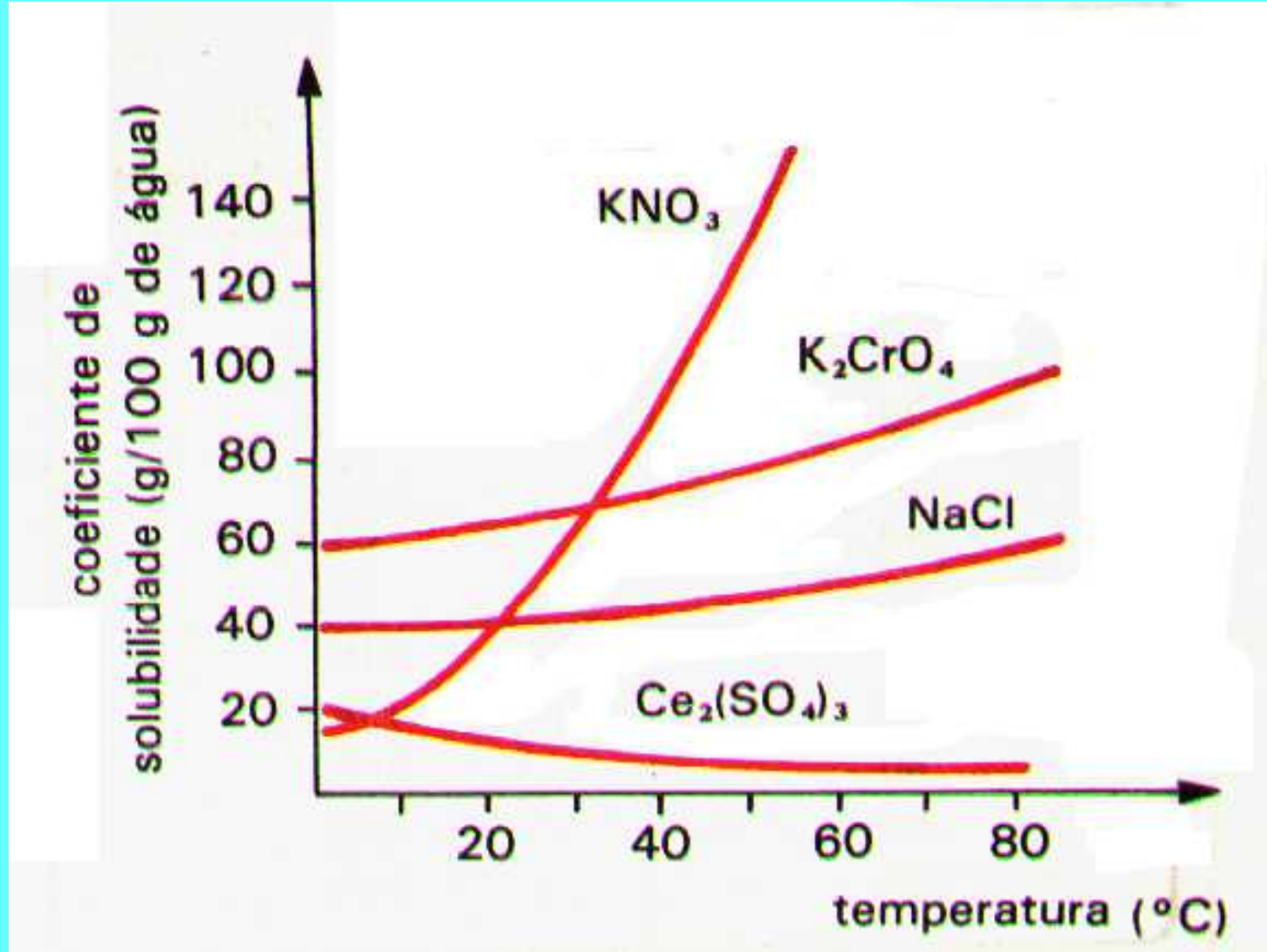
Exemplo: Solubilidade de KNO_3 (nitrato de potássio) em água.

Temperatura (°C)	gramas de KNO_3 em 100 g de água
0 10 20 30 40 50 60 70 80 90 100	13 20 32 46 64 85 110 137 169 204 246



CURVAS DE SOLUBILIDADE



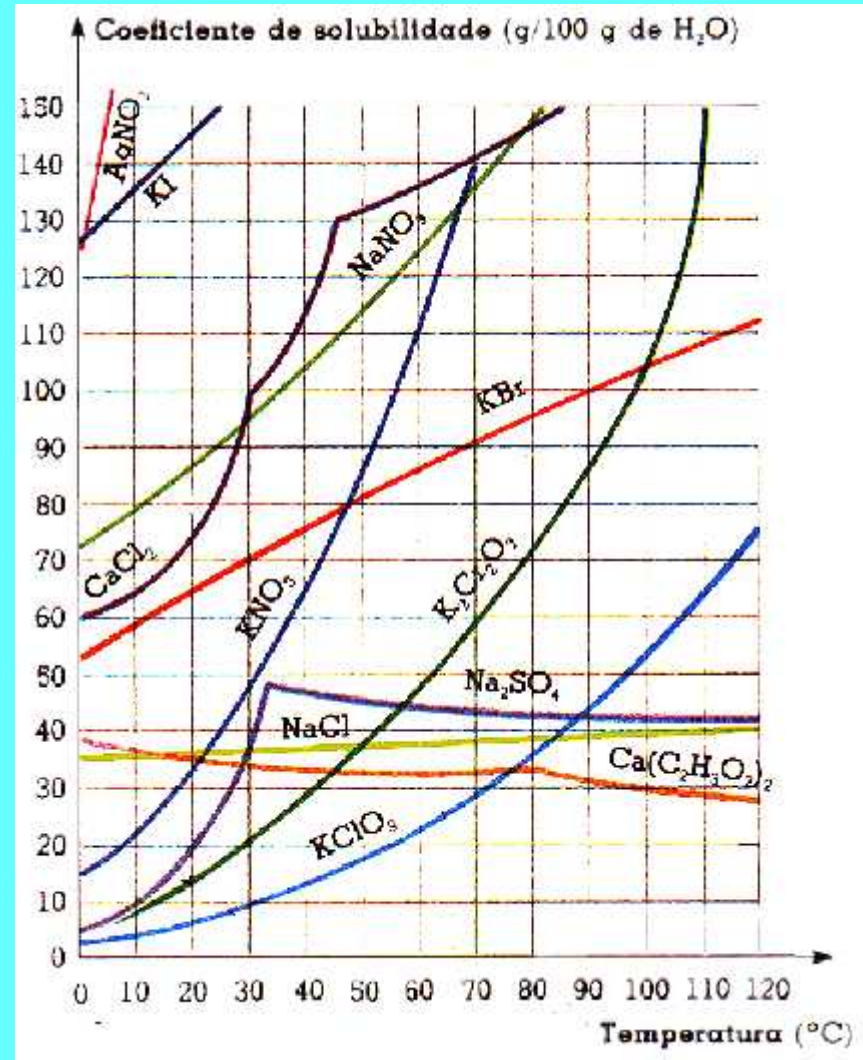


Soluções

Curvas com ponto(s) de inflexão referem-se a solutos 'hidratados'. Na temperatura da inflexão ocorre um decréscimo (total ou parcial) do número de moléculas de hidratação na fórmula do composto.

Curva ascendente –
dissolução endotérmica

Curva descendente –
dissolução exotérmica



Curvas de Solubilidade

**EXPRESSIONES
DE
CONCENTRAÇÃO
DAS
SOLUÇÕES**

Concentração é a relação entre a quantidade de soluto (massa, nº de mols, volume,..) e a quantidade de solução.

Exemplo

Soro fisiológico (NaCl) 0,9 %
- em cada 100 gramas dessa solução há 0,9 gramas de NaCl e 99,1 gramas de H₂O.

Unidades de massa

grama = 10^3 miligramas

quilograma (kg) = 10^3 gramas

miligrama = 10^{-3} gramas = 10^{-6} kg

Unidades de volume

Litro = 10^3 mililitros = dm^3

m^3 = 10^3 litros

mililitro = cm^3 = 10^{-3} litro

Concentração Comum (C)

É a razão entre a massa, **em gramas**, do soluto (m_1) e o volume, **em litros** (V), da solução.

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



unidades: grama/litro

Exemplo

Uma solução de NaOH apresenta 200 mg dessa base num volume de 400 mL de solução. Qual a Concentração (g/L)?

Solução:

$$m_1 = 200 \text{ mg} = 0,2 \text{ g} ; V = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

$$C = 0,2 \text{ g} / 0,4 \text{ L} = 0,5 \text{ grama/Litro}$$

Resposta: C = 0,5 g/L

Título ou % em massa (T)

É a razão entre a massa, **em gramas**, do soluto (m_1) e a massa, **em gramas**, da solução (m).

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



sem unidades



Ainda: $T\% = T \cdot 100$

Exemplo

Foram dissolvidas 80 gramas de NaCl em 320 gramas de água. Qual o título da solução ?

Solução:

$$m_1 = 80 \text{ g} ; m_2 = 320 \text{ g} ; m = 400 \text{ g}$$

$$T = 80 / 80 + 320 = 80 / 400 = 0,2$$

Resposta: $T = 0,2$ ou $T\% = 20 \%$

Título em volume (T_v)

É a razão entre o volume, em L ou mL, do soluto (V_1) e o volume, em L ou mL, da solução (V).

$$T_v = \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$



sem unidades



Ainda: $T_v\% = T_v \cdot 100$

O Título em volume é usado para expressar a graduação alcoólica das bebidas.
Ex.: 38° GL = 38 %

Exemplo

Uma bebida alcoólica apresenta 25% de etanol (álcool). Qual o volume, em mL, do etanol encontrado em 2 litros dessa bebida ?

Solução:

$$T_v\% = 25\% \quad \text{ou} \quad T_v = 0,25 \quad ; \quad V = 2 \text{ L}$$

$$V_1 = T_v \cdot V = 0,25 \cdot 2 = 0,5 \text{ L} = 500 \text{ mL}$$

Resposta: $V_1 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$

Concentração Molar ou Molaridade (**M**)

É a razão entre o nº de mols do soluto (n_1) e o volume, **em litros** (V), da solução.

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



unidades: mol/litro ou M

Exemplo

Uma solução de H_2SO_4 contém 0,75 mols desse ácido num volume de 2500 cm^3 de solução. Qual a Molaridade ?

Solução:

$$n_1 = 0,75 \text{ mol} ; V = 2500 \text{ mL} = 2,5 \text{ L}$$

$$M = n_1 / V = 0,75 / 2,5 = 0,3 \text{ mol/L ou } 0,3 \text{ M}$$

Resposta: $M = 0,3 \text{ mol/L}$

Relações entre C e T

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

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

dividindo C por T, resulta

$$\frac{C}{T} = \frac{\frac{m_1}{V}}{\frac{m_1}{m}} = \frac{m}{V} = \text{densidade} = d \text{ ou } \sim$$

Observações:

1. A Concentração (C) sempre deve ser expressa em g/L;

2. Se a densidade também está expressa em g/L a relação resultará

$$C = T \cdot d$$

3. Se a densidade está expressa em g/mL (ou g/cm³) a relação resultará

$$C = T \cdot 1000 \cdot d$$

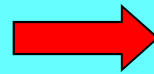
Relações entre C, T e M

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

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

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

como $n_1 = m_1 / M_1$



m_1 = massa do soluto M_1 = massa molar do soluto

$$M = \frac{n_1}{V} = \frac{m_1}{V \cdot M_1} = \frac{C}{M_1} = \frac{T \cdot 1000 \cdot d}{M_1}$$

Exemplo

Uma solução de HCl contém 36,5 %, em massa do ácido e densidade 1,2 g/mL. Qual a Molaridade ?

Solução:

$$T\% = 36,5 \% \quad T = 0,365; \quad d = 1,2 \text{ g / mL}$$

$$M = T \cdot 1000 \cdot d / M_1 = 0,365 \cdot 1000 \cdot 1,2 / 36,5$$

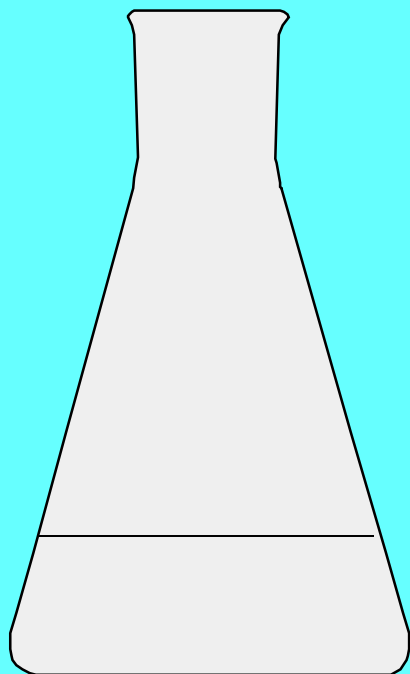
$$M = 12,0 \text{ mol ou } 12,0 \text{ M ou } 12,0 \text{ Molar}$$

Resposta: **$M = 12,0 \text{ mol/L}$**

Diluições

Diluir uma solução é
adicionar solvente
(em geral água)
mantendo a
quantidade de soluto
constante.

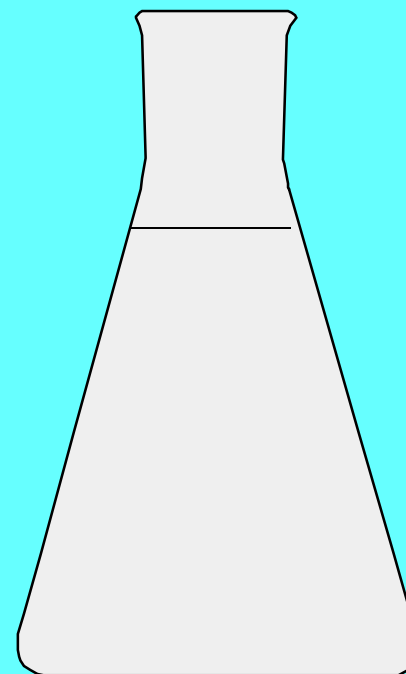
Solução 1



$$M = n_1 / V$$

$$n_1 = M \cdot V$$

Solução 2



$$M' = n_1 / V'$$

$$n_1 = M' \cdot V'$$

 $+ V_{\text{água}}$ 

$$M \cdot V = M' \cdot V'$$

Exemplo

Foram adicionados 750 mL de água destilada à 250 mL de uma solução 0,5 M de HCl. Qual a molaridade da solução formada ?

Solução:

$$V_{\text{água}} = 0,75 \text{ L} ; V = 0,25 \text{ L} ; M = 0,5 ; M' = ?$$

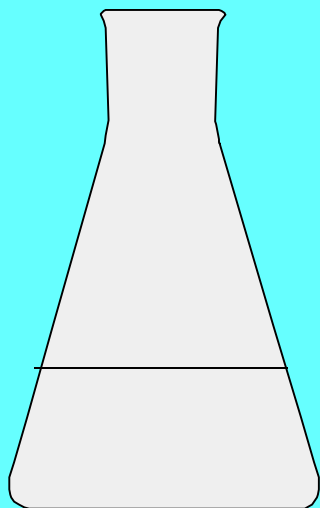
$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad \text{È} \quad M' = M \cdot V / V'$$

$$M' = 0,5 \cdot 0,25 / 1,0 = 0,125 \text{ mol/L ou } 0,125 \text{ M}$$

Resposta: $M = 0,125 \text{ mol/L}$

I - MESMO SOLUTO (sem reação química)

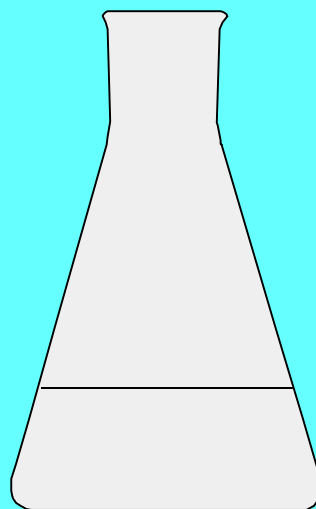
Solução 1



$$n_1 = M \cdot V$$

+

Solução 2

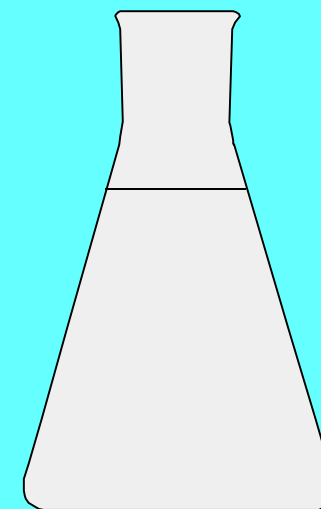


$$n_1' = M' \cdot V'$$

+



Solução 3

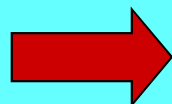


=

$$n_1'' = M'' \cdot V''$$

donde resulta:

$$n_1 + n_1' = n_1''$$



$$M \cdot V + M' \cdot V' = M'' \cdot V''$$

Exemplo

Foram misturados 0,5 L de solução 1 M de NaOH, com 1,5 L de solução 2 M, da mesma base. Qual a Molaridade resultante ?

Solução:

$$M = 1 ; V = 0,5 ; M' = 2 ; V' = 1,5 ; V'' = 2,0 ; M'' = ?$$

$$M \cdot V + M' \cdot V' = M'' \cdot V'' \quad \text{È} \quad M'' = (M \cdot V + M' \cdot V') / V''$$

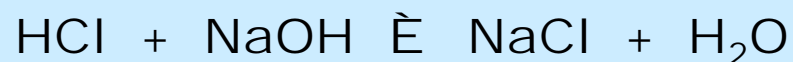
$$M'' = (1 \cdot 0,5) + (2 \cdot 1,5) / 2,0 = 1,75 \text{ mol/L} = 1,75 \text{ M}$$

Resposta: **M = 1,75 M**

II - SOLUTOS DIFERENTES (c/ reação química)

Ex.: solução de HCl + solução de NaOH

Nesse caso devemos levar em conta a estequiometria da reação, no seu ponto final.



1 mol 1 mol

No **ponto final** da reação

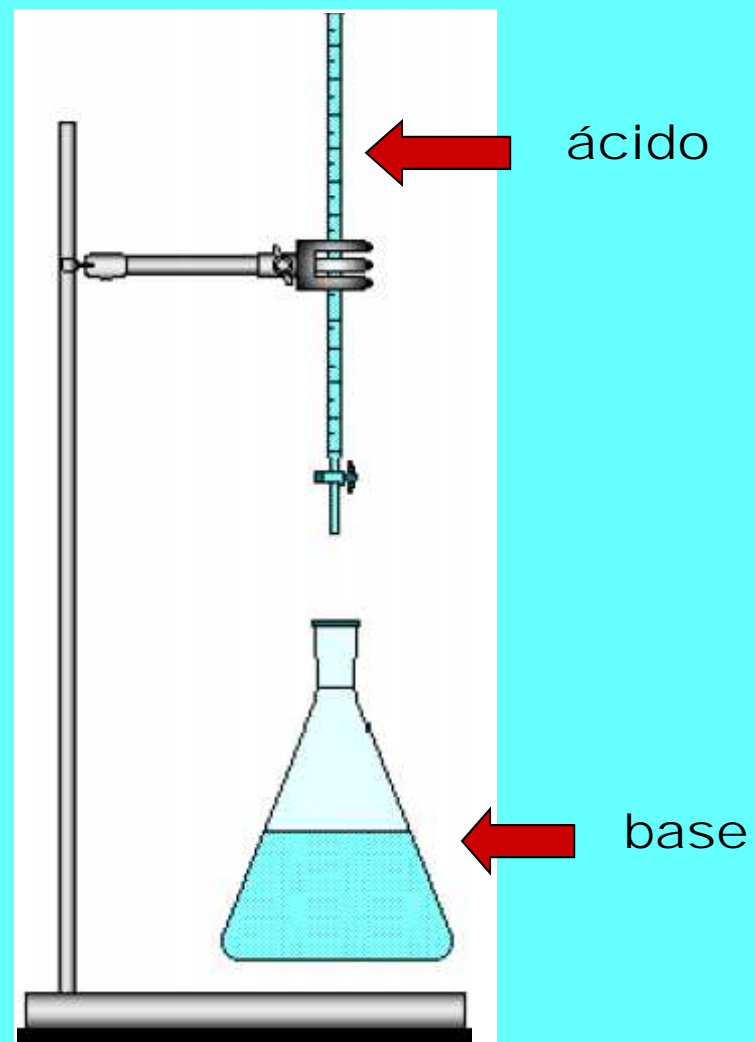
nº mols ácido = nº mols da base

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

$$M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

II - SOLUTOS DIFERENTES (c/ reação química)

Nesse caso adiciona-se uma solução sobre a outra e o ponto final da reação pode ser visualizado pela adição de um indicador ácido-base.



Exemplo

Foram neutralizados 600 mL de solução 1 M de NaOH, com 1,5 L de solução de HCl. Qual a Molaridade da solução ácida ?

Solução:

$$M_b = 1 ; V_b = 600 \text{ mL} = 0,6 \text{ L} ; M_a = ? ; V_a = 1,5$$

Para essa reação, no ponto final,

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

$$M_a = 1 \cdot 0,6 / 1,5 = 0,4 \text{ mol/L}$$

Resposta: $M = 0,4 \text{ mol/L}$

Por hoje é só, pessoal!

