

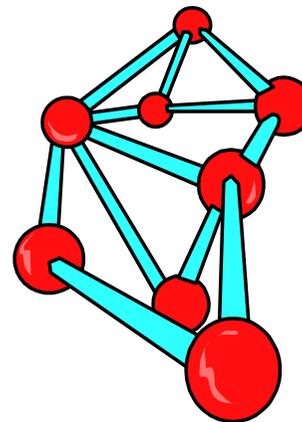
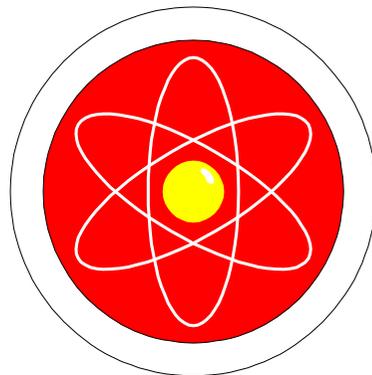
SOLUÇÕES



ESTRUTURA DA MATÉRIA

O termo *matéria* refere-se a todos os materiais ou coisas que compõem o universo.

A *matéria* é formada por **moléculas**, que por sua vez são formadas por partículas minúsculas chamadas de **átomos**.

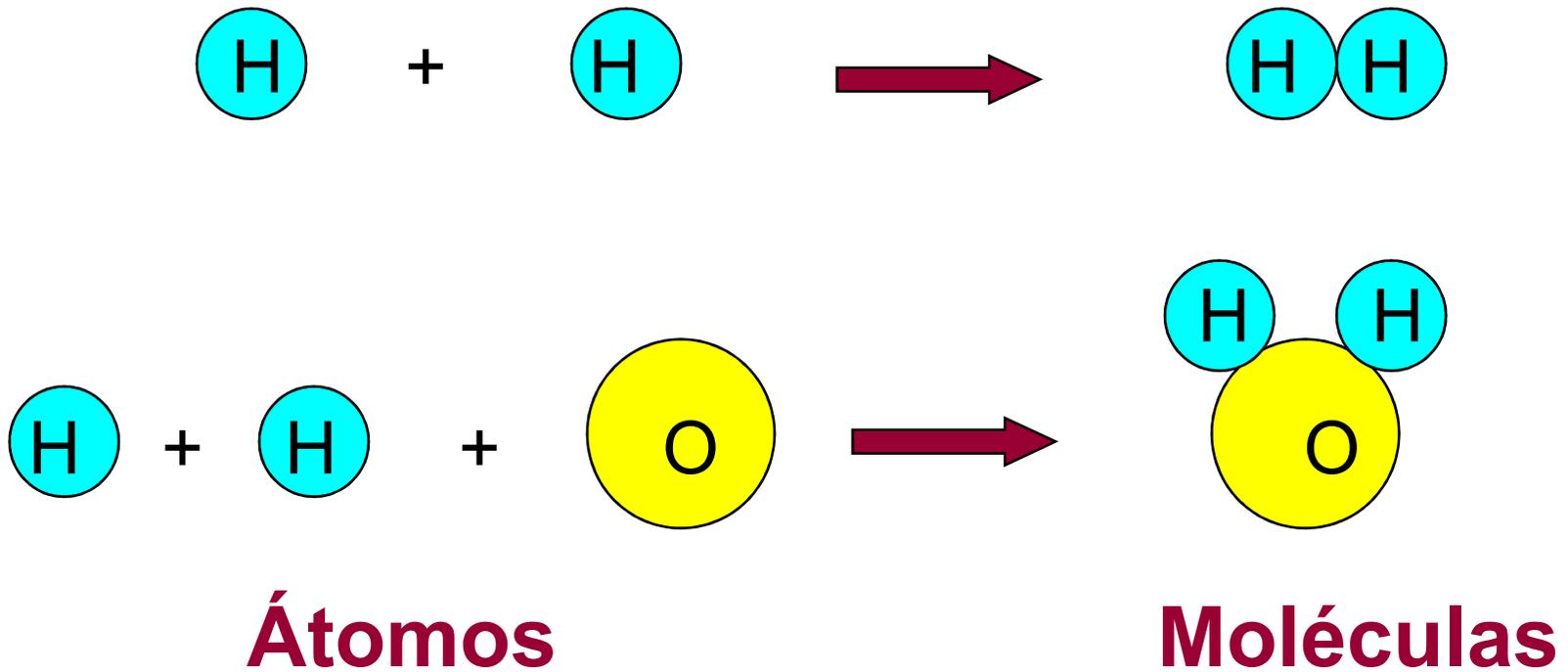


Elementos Químicos

Átomos

Nome	Símbolo	Natureza
Ferro	Fe	Fe_3O_4
Cálcio	Ca	CaCO_3
Prata	Ag (Argentum)	Ag
Oxigênio	O	O_2

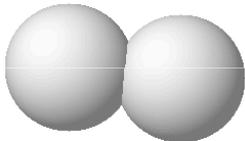
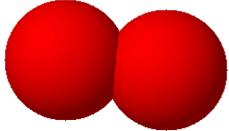
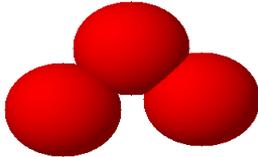
Átomos & Moléculas



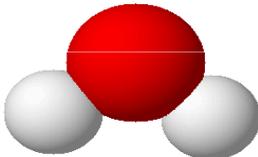
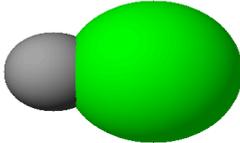
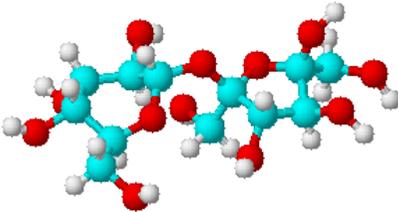
ESTUDO DAS SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

SUBSTÂNCIA: forma particular de matéria, apresentando composição fixa, definida.

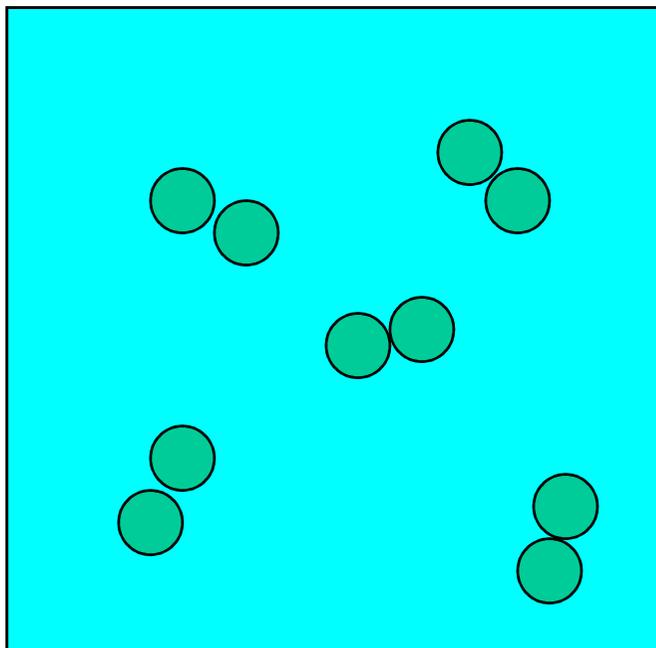
Substância simples: é constituída de uma molécula formada por átomos do mesmo elemento químico (mesmo tipo de átomo).

Substância	Fórmula	Representação
Gás hidrogênio	H_2	
Gás oxigênio	O_2	
Gás ozônio	O_3	

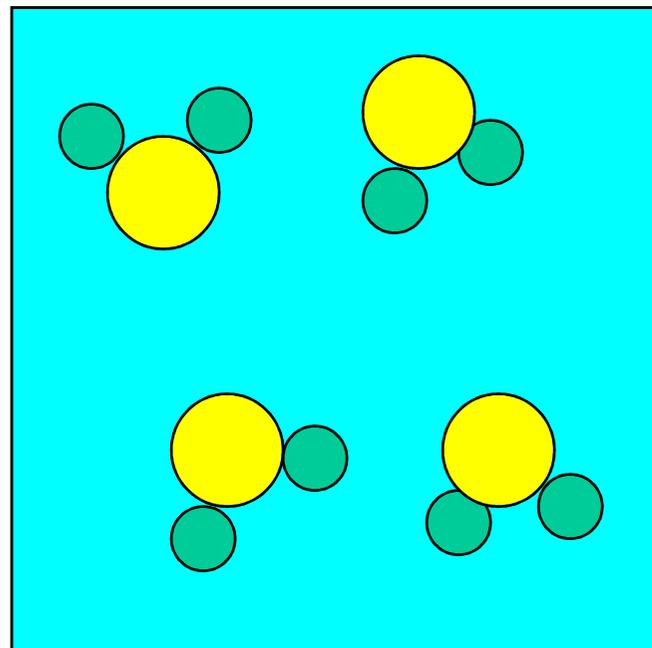
Substância composta: é constituída por uma molécula formada por mais de um elemento químico.

Substância	Fórmula	Representação
Água	H_2O	
Sal de cozinha	$NaCl$	
Açúcar	$C_{12}H_{22}O_{11}$	

Substâncias Puras



SIMPLES



COMPOSTA

Mistura: material formado por duas ou mais substâncias, sendo cada uma destas denominada **componente**.

Fase: em uma mistura, é cada uma das porções que apresenta aspecto homogêneo ou uniforme.

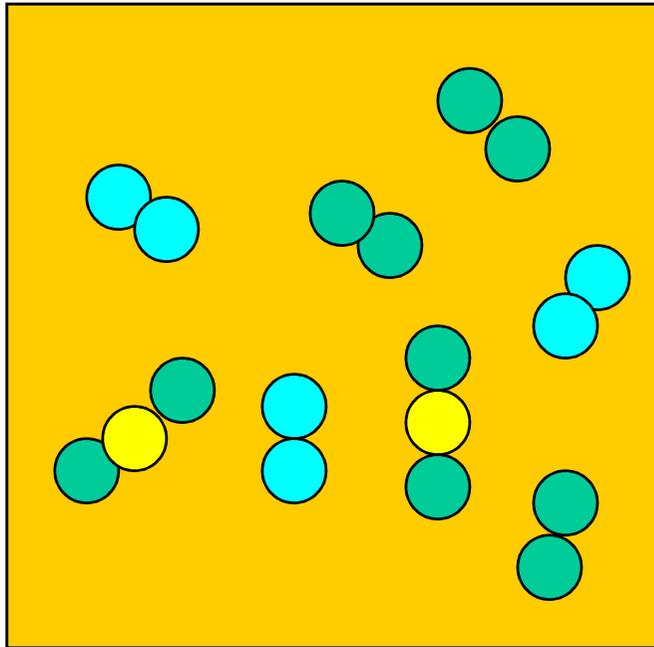
CLASSIFICAÇÃO DAS MISTURAS

Mistura homogênea: toda mistura que apresenta uma única fase.

Mistura heterogênea: toda mistura que apresenta pelo menos duas fases.

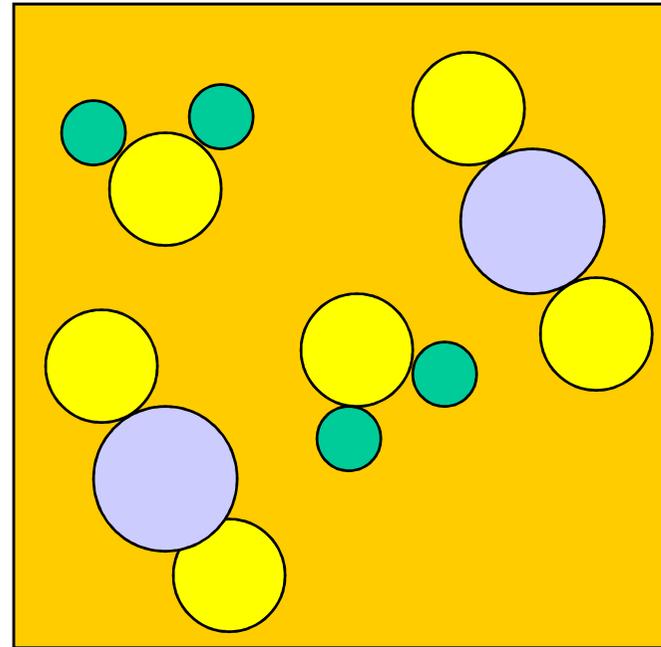
MISTURAS

AR



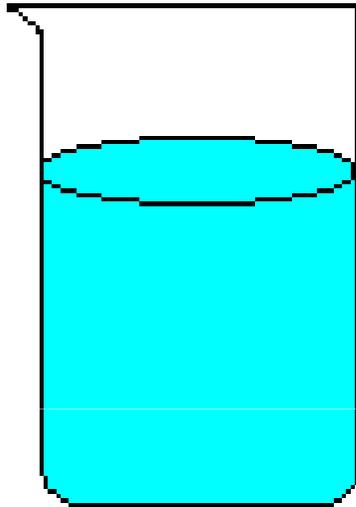
HOMOGÊNEA

ÁGUA + AREIA

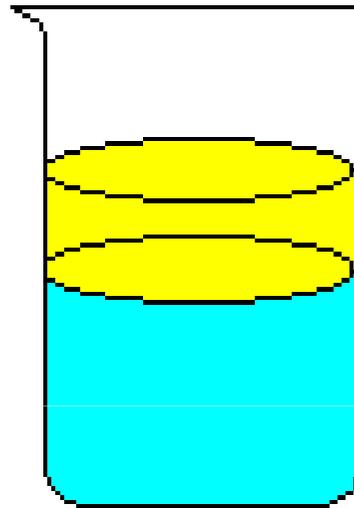


HETEROGÊNEA

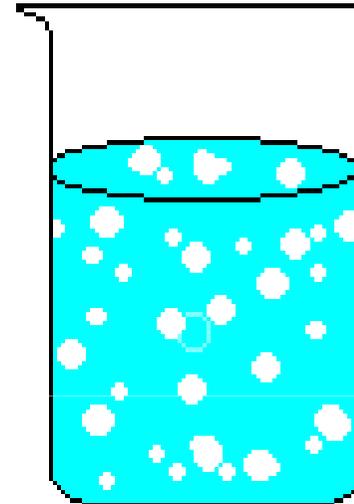
EXEMPLO:



Água (H_2O) + açúcar
dissolvido ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
Aspecto visual contínuo:
uma única fase



Óleo (C_xH_y) + água
(H_2O)
Aspecto visual
descontínuo: duas
fases

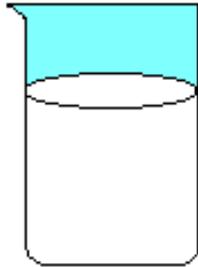
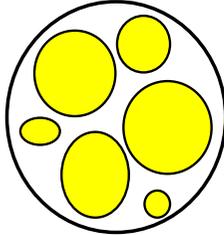


Água
gaseificada
Aspecto visual
descontínuo:
duas fases

Misturas homogêneas

Nome	Componentes principais
Amálgama	Mercúrio (Hg) + Prata (Ag) + Estanho (Sn)
Vinagre	Água (H ₂ O) + ácido acético (CH ₃ COOH)
Latão	Cobre (Cu) + zinco (Zn)
Bronze	Cobre (Cu) + estanho (Sn)
Aço	Ferro (Fe) + carbono (C)
Álcool hidratado	Etanol (CH ₃ CH ₂ OH) + água (H ₂ O)

O **leite** é considerado uma mistura heterogênea.

Aspecto homogêneo a olho nu		Aspecto heterogêneo ao microscópio	
	Copo de leite		Líquido branco com gotículas de gordura

Solução: É uma *mistura homogênea* composta de dois ou mais componentes que consiste de:

Solvente: É o componente da solução que se apresenta em maior quantidade. Frequentemente, mas não necessariamente, ele é a água, o que caracteriza uma solução aquosa.

Soluto: Este é o componente que se apresenta em menor quantidade. É a substância que se dissolve no solvente.

Conforme o critério adotado, as soluções admitem diferentes classificações:

Quanto ao estado físico as soluções são classificadas em:



Soluções Sólidas

Exemplo: ouro 18 quilates, aço, latão, bronze

Soluções Líquidas

Exemplo: soro fisiológico, álcool comercial, vinagre

Soluções Gasosas

Exemplo: ar atmosférico, a mistura O_2 e He

Tipos de Soluções

Solução	Soluto	Solvente	Exemplo
Sólida	Sólido	Sólido	Liga metálica Cu – Ni
	Líquido	Sólido	Hg em Cu (amálgama de cobre)
	Gasoso	Sólido	H ₂ dissolvido em Ni
Líquida	Sólido	Líquido	NaCl em H ₂ O
	Líquido	Líquido	Álcool em H ₂ O
	Gasoso	Líquido	CO ₂ dissolvido em H ₂ O
Gasosa	Sólido	Gasoso	Poeira no ar atmosférico
	Líquido	Gasoso	Água no ar atmosférico
	Gasoso	Gasoso	Ar atmosférico

Quanto à natureza do soluto as soluções são classificadas em:



Soluções Iônicas (eletrolíticas)

São aquelas em que o soluto é um composto iônico.

Exemplo: água + sal de cozinha (NaCl)

Soluções Moleculares (não - eletrolíticas)

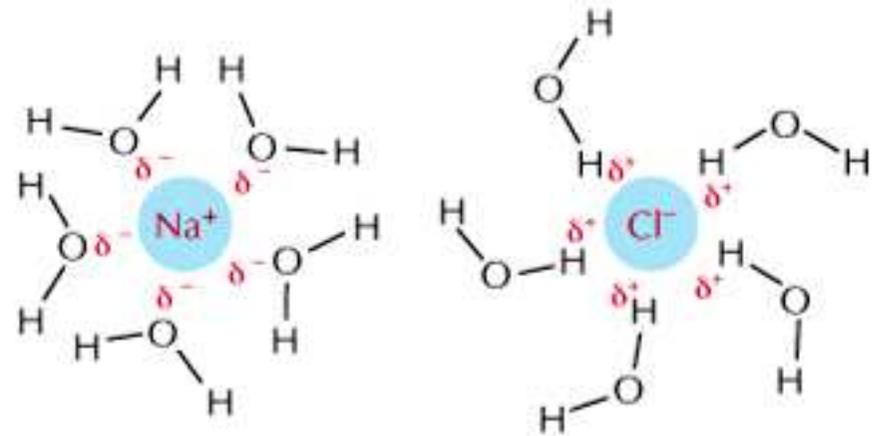
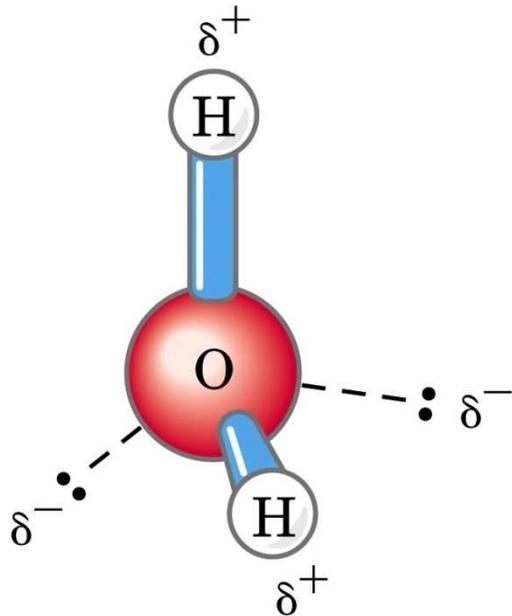
São aquelas em que o soluto é um composto molecular.

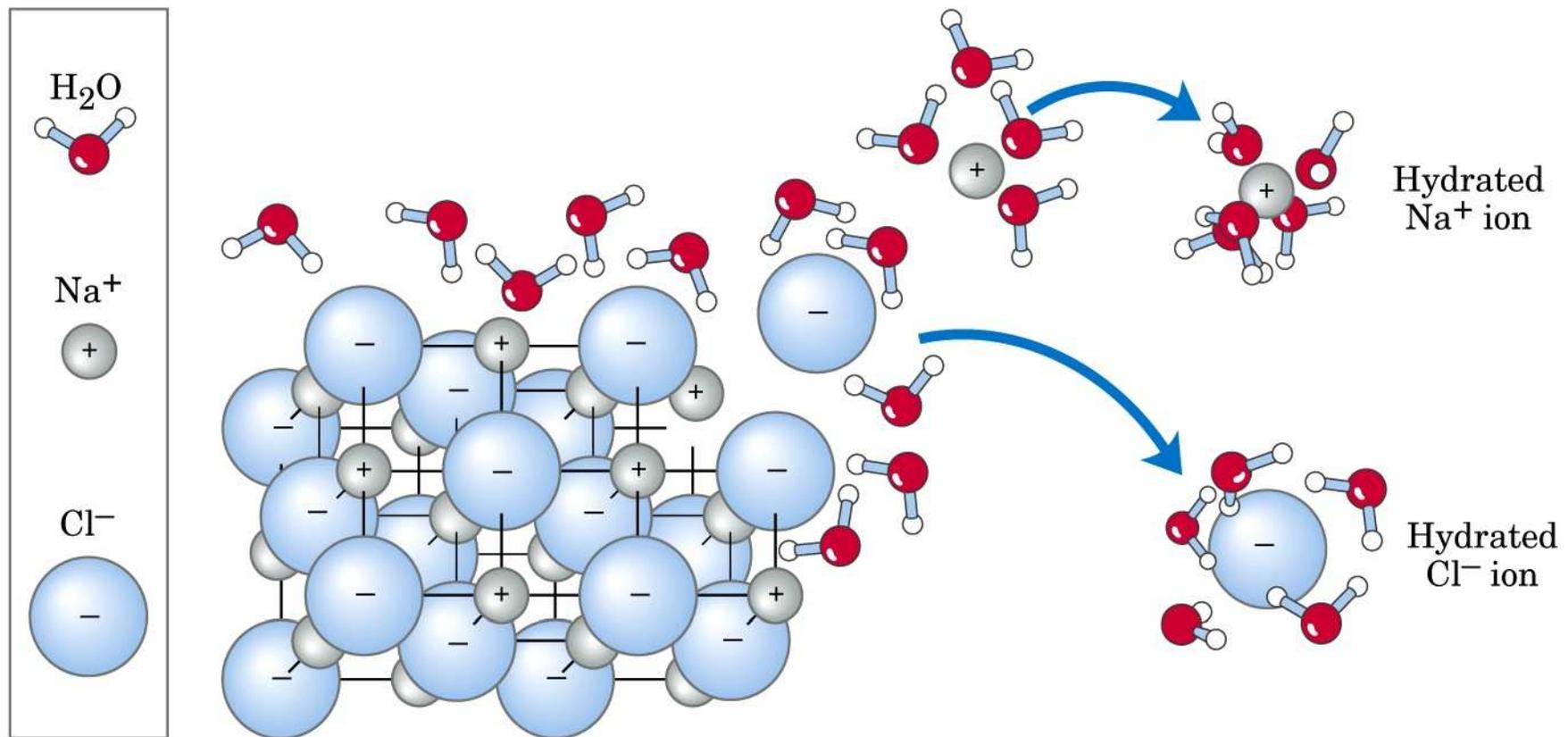
Exemplo: água + açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

Obs.: os ácidos são compostos moleculares, que em água, originam uma solução eletrolítica.

Solubilidade de compostos iônicos em água

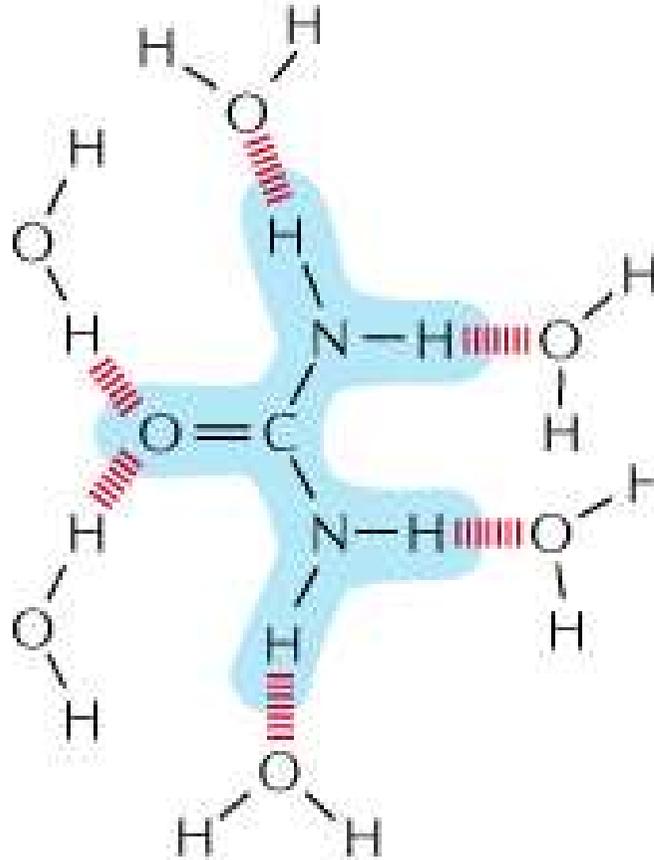
Por ser polar, a água aproxima-se dos íons que formam um composto iônico (sólido) pelo pólo de sinal contrário à carga de cada íon, conseguindo assim anular suas cargas e desprendê-las do resto do sólido. Uma vez separado do sólido, os íons são rodeados por moléculas de água, evitando que eles regressem ao sólido (ex. NaCl).





O lado da molécula da água que contém os átomos de hidrogênio (+) atrairá os íons Cl^- , e os íons Na^+ serão atraídos pelo lado do átomo de oxigênio (-) da água. Esta é a maneira como as substâncias sólidas iônicas se dissolvem na água, e este processo é chamado de hidratação. Quando o solvente é outro que não a água, o processo é denominado de solvatação.

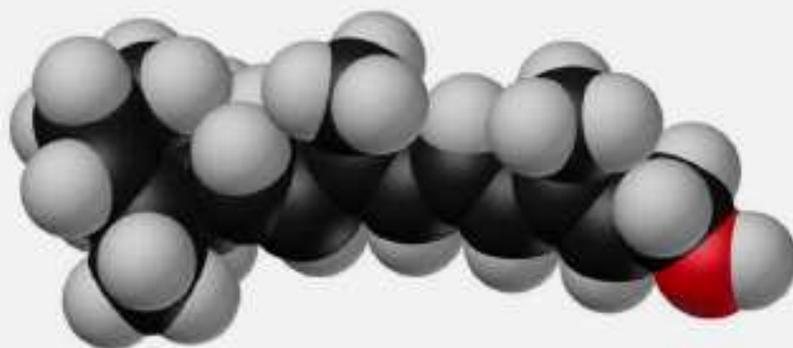
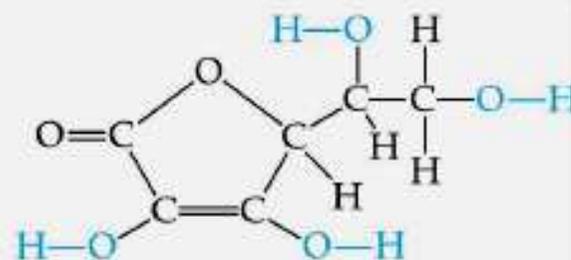
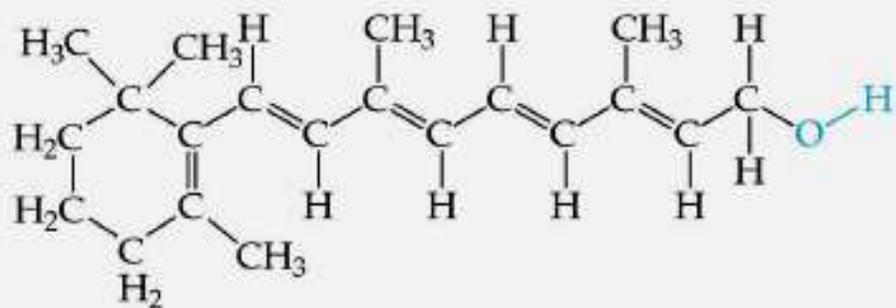
Solubilidade de compostos orgânicos em água



Substâncias polares como a uréia são dissolvidas porque suas moléculas formam pontes de hidrogênio com as moléculas de água circundantes.

Fatores que afetam a solubilidade de compostos orgânicos

Interações soluto-solvente



Vitamina A

(a)



Vitamina C

(b)

Quanto à relação entre soluto e solvente as soluções são classificadas em:



Soluções Insaturadas

São aquelas que apresentam uma quantidade inferior de soluto em relação ao máximo que poderia se dissolver.

Soluções Saturadas

São aquelas que contem a quantidade máxima de soluto em dada quantidade de solvente, em determinada temperatura e pressão.

Soluções Supersaturadas

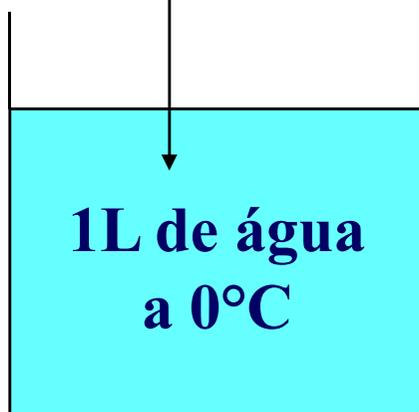
São aquelas que contem maior quantidade de soluto do que a solução saturada correspondente. São soluções instáveis e só se mantêm em condições particulares. Uma simples agitação mecânica faz com que o excesso de soluto sedimente.

Conseguem-se soluções supersaturadas fazendo-se acréscimo de soluto acima da saturação com aquecimento e processando-se um resfriamento sem perturbação do sistema.

SOLUÇÕES

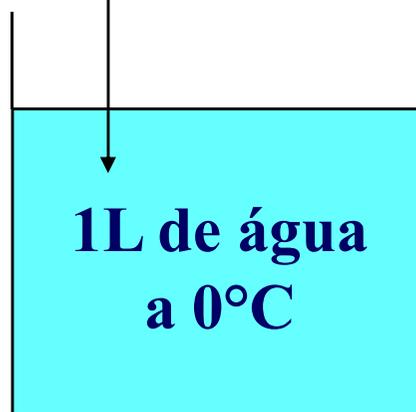
- CS do NaCl a 0°C = 35,7g / 100g de H₂O
- CS do NaCl a 25°C = 42,0g / 100g de H₂O

200 g de NaCl



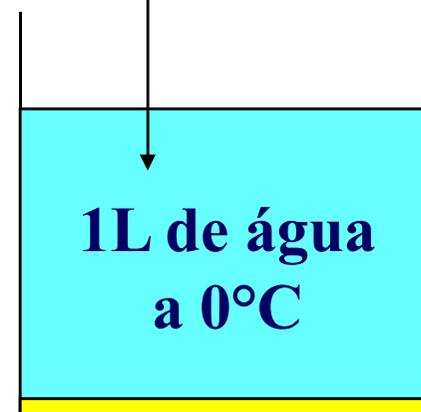
insaturada

357 g de NaCl



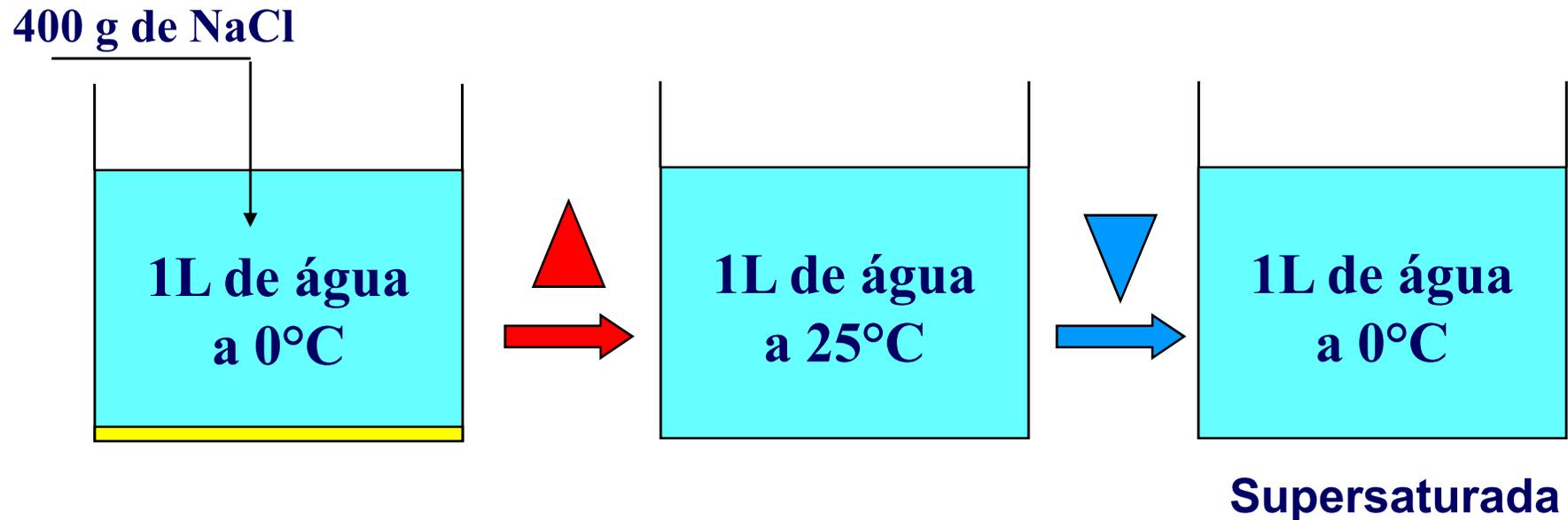
Saturada

400 g de NaCl



Saturada com
corpo de fundo

SOLUÇÃO SUPERSATURADA



- A concentração na solução final está acima do CS do NaCl a 0°C.

Características de uma solução:

- Mistura homogênea de duas ou mais substâncias.
- Composição variável.
- O soluto pode ser de natureza molecular ou iônica.
- Pode ser colorida mas comumente é transparente.
- O soluto permanece distribuído uniformemente na solução e não sedimenta com o tempo.
- Em inúmeros casos, o soluto pode ser separado do solvente por métodos físicos. Ex.: destilação, evaporação.
- Uma solução tem a mesma composição química, as mesmas propriedades químicas e as mesmas propriedades físicas em todas as suas partes.

CONCENTRAÇÃO

É a quantidade de soluto que é dissolvido em um solvente. Indica uma relação entre duas quantidades (soluto e solvente ou solução).

Em situações domésticas usamos as palavras “forte” e “fraca” para descrever a concentração, por exemplo, de uma xícara de chá ou de café.

Em química, são utilizados os termos:

“CONCENTRADO” ou “DILUÍDO” para falar a respeito da quantidade de soluto presente na solução.

Diluído significa que apenas uma pequena quantidade de soluto é dissolvida e **concentrado** significa que uma porção grande de soluto está presente na solução.

Soluções Concentradas

Contêm muito soluto em relação ao solvente.

Exemplo: 300g de sal para 1L de água.



Soluções Diluídas

Contêm pouco soluto em relação ao solvente.

Exemplo: 10g de sal para 1L de água.

CONCENTRAÇÃO

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de componente de interesse}}{\text{Quantidade de material total}}$$

ou seja,

$$\text{Concentração de solução} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução (soluto + solvente)}}$$

CONCENTRAÇÃO

Expressão de concentrações em:

- gramas por litro (g.L^{-1})
- porcentagem (%): Peso por volume (g.100mL^{-1}); peso por peso (g.100 g^{-1}); volume por volume (mL.100mL^{-1})
- partes por milhão (ppm), p.ex: mg.L^{-1}
- partes por bilhão (ppb), p. ex: $\mu\text{g.L}^{-1}$

Prefixos

Em muitos casos, a unidade básica pode ser demasiado pequena ou demasiado grande e, para evitar o uso de muitos zeros nas escalas, deve ser utilizado o prefixo métrico apropriado. Os de uso mais comum estão listados abaixo:

<i>Fator multiplicativo</i>	<i>Prefixo</i>	<i>Símbolo</i>
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
<i>Fator submultiplicativo</i>	<i>Prefixo</i>	<i>Símbolo</i>
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

por exemplo: $0,001 \text{ g} = 10^{-3} \text{ g} = 1 \text{ mg} = 1000 \mu\text{g}$.

Concentração em percentagem

Às vezes, a concentração aparece expressa como %, mas, nesse caso, é necessário especificar o estado físico do que se mede. Por exemplo:

2% (p/p) ácido acético = 2 g ácido acético em 100 g água

2% (p/v) ácido acético = 2 g ácido acético em 100 ml água

2% (v/v) ácido acético = 2 ml ácido acético em 100 ml água

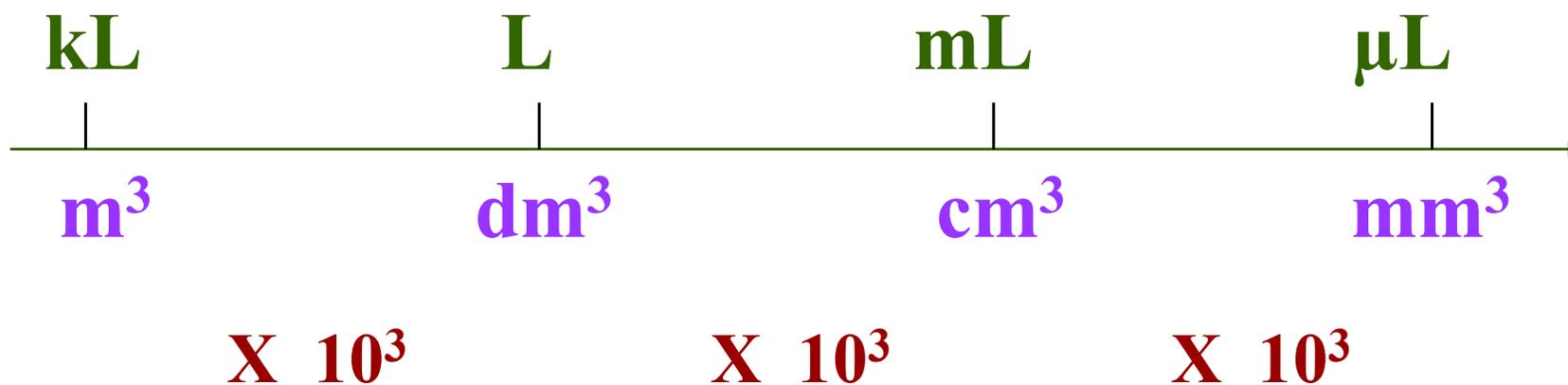
Por convenção (p/v) ou (v/v) podem ser omitidos para soluções aquosas abaixo de 1%.

Transformação de Unidades

❖ Unidade de massa



❖ Unidade de Volume



Weight/Volume %

$$\text{Weight/Volume \%} = \frac{\text{Mass solute}}{\text{Total Volume}} \times 100$$

use g and ml

If 5 grams of NaCl is dissolved in water to make 200 ml of solution, what is the concentration?

$$5 \text{ g} / 200 \text{ ml} * 100 = 2.5 \text{ wt/v\%}$$

Saline is a 0.9 wt/v% solution of NaCl in water.

Weight/Weight %

$$\text{Weight/Weight \%} = \frac{\text{Mass Solute}}{\text{Total Mass}} \times 100$$

Use the same units for both

If a ham contained 5 grams of fat in 200 g of ham, what is the % wt/wt?

$$5 \text{ g} / 200\text{g} * 100 = 2.5 \text{ wt/wt\%}$$

Volume/Volume %

$$\text{Volume/Volume \%} = \frac{\text{Volume Solute}}{\text{Total Volume}} \times 100$$

Use the same units for both

If 10 ml of alcohol is dissolved in water to make 200 ml of solution, what is the concentration?

$$10 \text{ ml} / 200 \text{ ml} * 100 = 5 \text{ V/V\%}$$

Alcohol in wine is measured as a V/V%.

Other units of concentration

ppm

For aqueous solutions - mg / liter

For gas solutions mg / meter³

ppb

For aqueous solutions - μg / liter

For gas solutions μg / meter³

CONCENTRAÇÃO

A expressão de concentração pelo sistema internacional é em número de mols, ou seja, a concentração de uma solução é definida como o número de mols de soluto em um litro (L) ou em decímetro cúbico (dm³) de solução. A unidade de concentração portanto é em mol.L⁻¹ ou mol.dm⁻³ ou molaridade, abreviadamente “M”.

Lembrando:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas ou átomos}$$

$$6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas ou átomos} = n^{\circ} \text{ de Avogadro}$$

CONCENTRAÇÃO

A concentração da solução pode ser definida como:

Concentração de solução: $\frac{\text{N}^\circ \text{ de mols de soluto}}{\text{Volume da solução em L ou dm}^3}$

O N° de mols de soluto é:

$\text{N}^\circ \text{ de mols} = \frac{\text{Massa em gramas}}{\text{Massa molecular (MM) ou mol}}$

CONCENTRAÇÃO

Assim, a concentração da solução fica:

$$\text{Concentração de solução} = \frac{\text{Massa em gramas}}{(\text{MM ou mol}) \times \text{Volume da solução em dm}^3 \text{ ou L}}$$

No laboratório é usado um balão volumétrico de volume calibrado para o preparo das soluções, as quais assim preparadas, passam a ser denominadas de concentração analítica.

DILUIÇÃO

As soluções concentradas também podem ser misturadas com solventes para torná-las diluídas.

Em diluições a quantidade de solvente é que aumenta e a quantidade de soluto permanece sempre constante. Assim, o número inicial de mols do soluto é igual ao número de mols do soluto no final.

A molaridade (M) é expressa como: n° de mols/volume (dm³ ou L)

Observa-se então que o n° de mols = M x V

Portanto: $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ (Equação geral da diluição)

Dissolvem-se 8g de NaOH em 400 mL de solução. Pede-se:

a) Concentração em g/L.

b) Concentração em mol/L(molaridade).

(dado: $MM_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$)

**Uma solução possui concentração de 120 g/L de NaOH.
Qual sua concentração molar (mol/L)?**

**Dissolvem-se 50 g de glicose em 1000 ml de solução, qual
a % (p/v)?**

Qual a quantidade de água que deve ser adicionada a 100 mL de uma solução de NaCl 1,5 M para se obter 1 litro de solução a 0,15 M?