

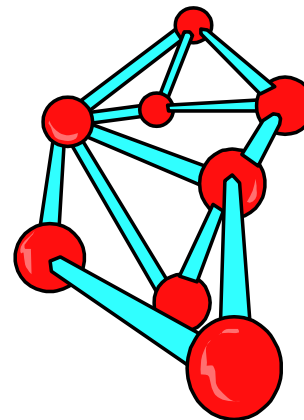
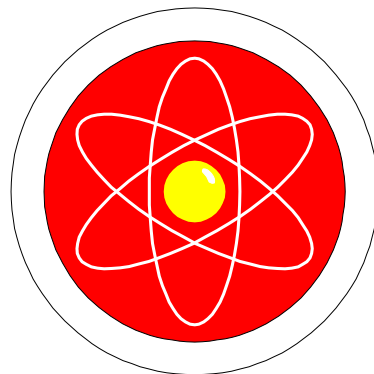
# *SOLUÇÕES*



# 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**.

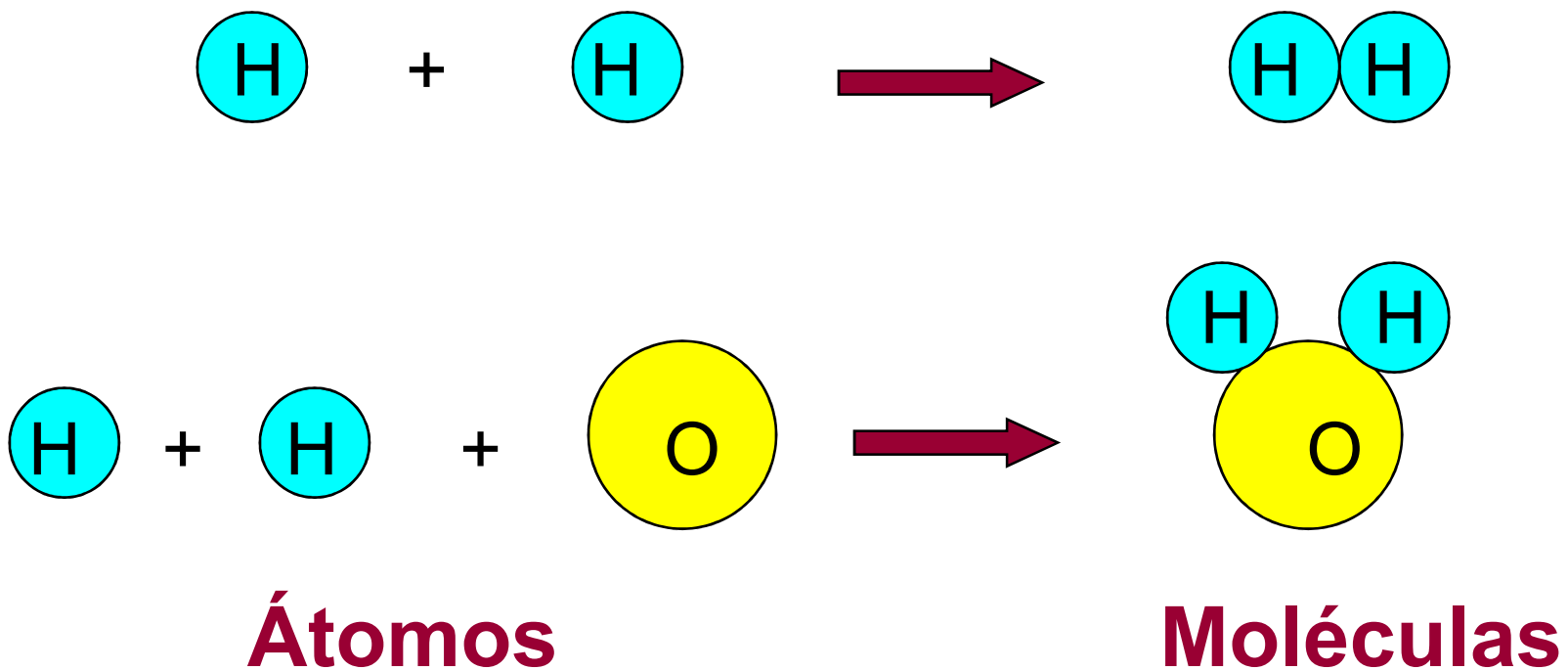


# Elementos Químicos

## *Átomos*

<b>Nome</b>	<b>Símbolo</b>	<b>Natureza</b>
Ferro	Fe	$\text{Fe}_3\text{O}_4$
Cálcio	Ca	$\text{CaCO}_3$
Prata	Ag (Argentum)	Ag
Oxigênio	O	$\text{O}_2$

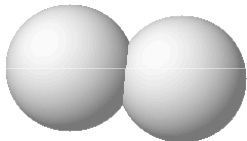
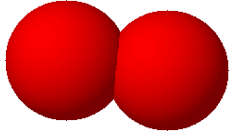
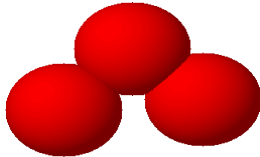
# Átomos & Moléculas



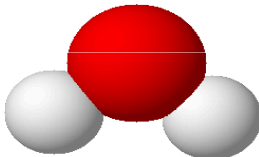
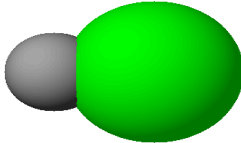
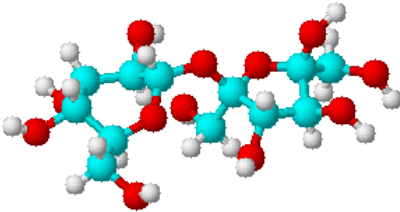
# ESTUDO DAS SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

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

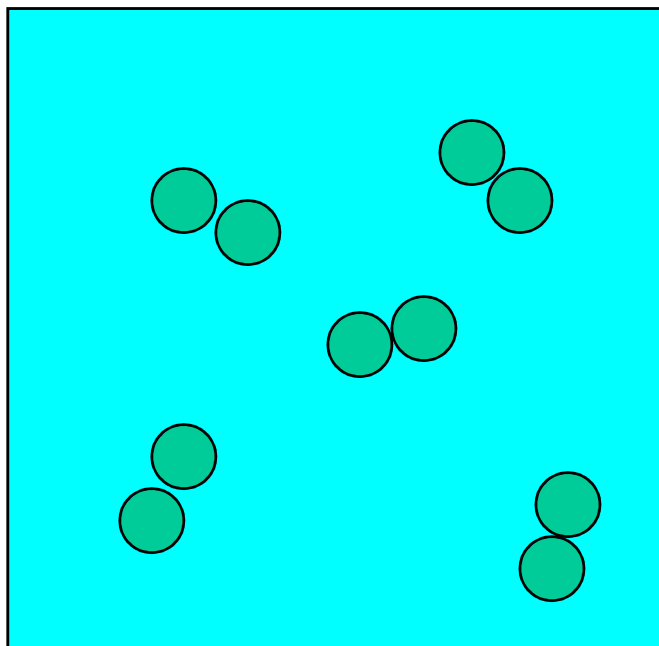
**Substância simples:** é constituída de uma molécula formada por átomos do mesmo elemento químico (mesmo tipo de átomo).

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

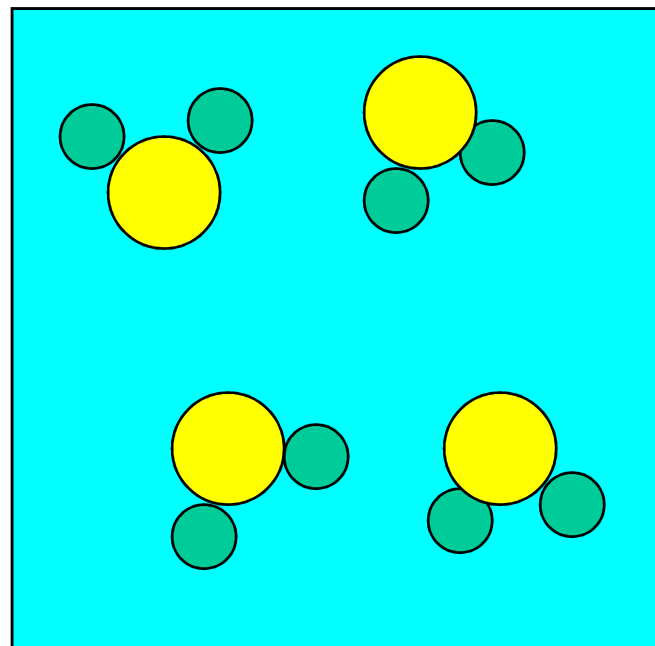
**Substância composta:** é constituída por uma molécula formada por mais de um elemento químico.

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.

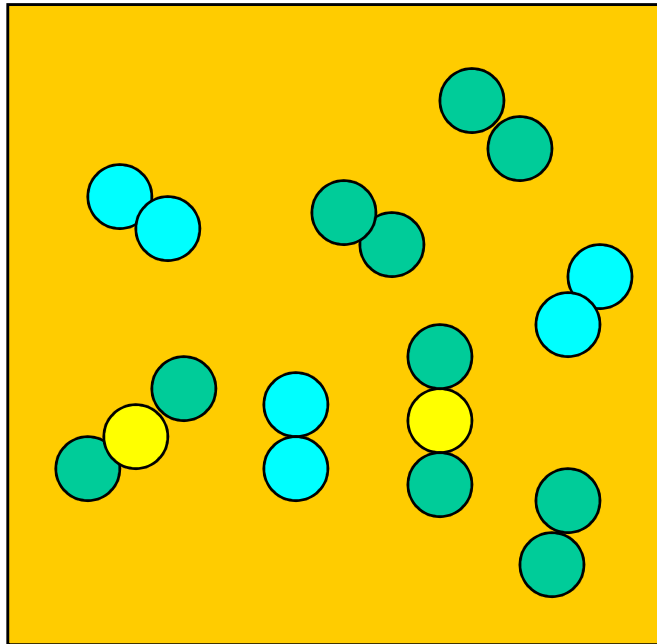
## CLASSIFICAÇÃO DAS MISTURAS

**Mistura homogênea:** toda mistura que apresenta uma única fase.

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

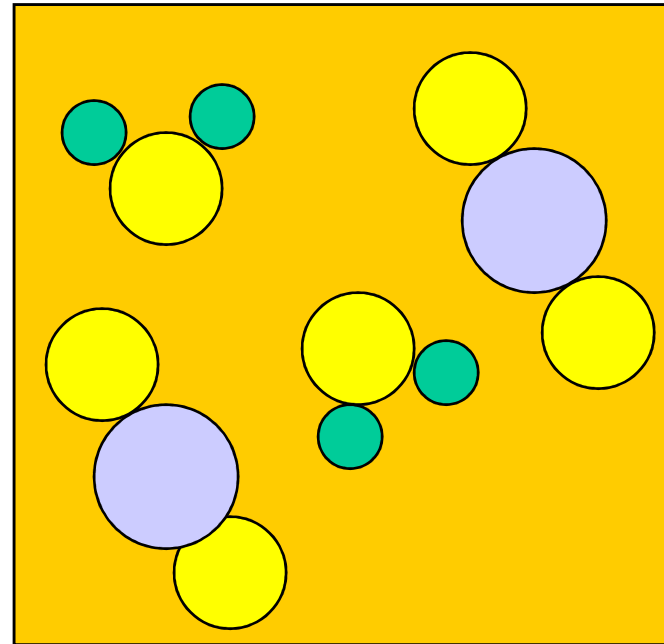
# MISTURAS

AR



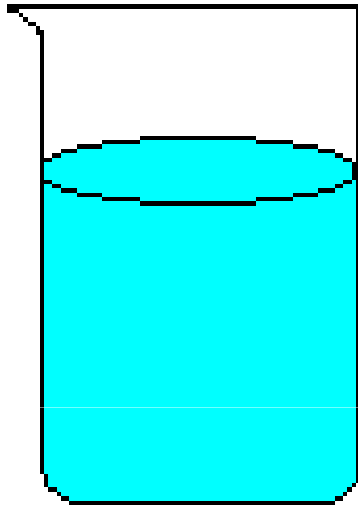
HOMOGÊNEA

ÁGUA + AREIA

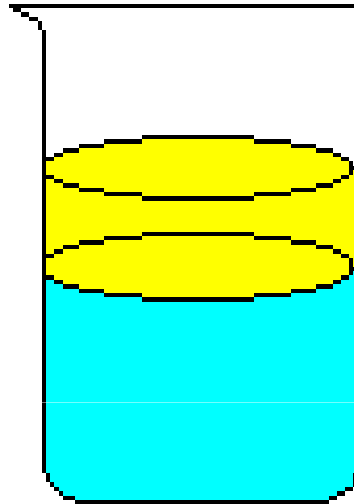


HETEROGÊNEA

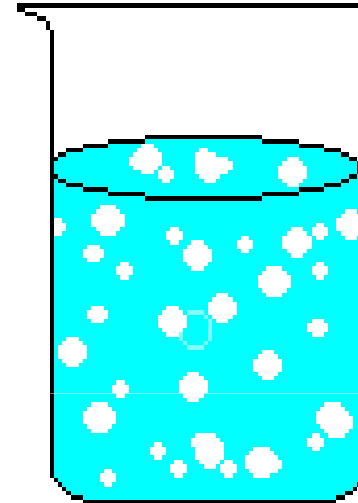
## EXEMPLO:



Água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) + açúcar  
dissolvido ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )  
Aspecto visual contínuo:  
uma única fase



Óleo ( $\text{C}_x\text{H}_y$ ) + água  
( $\text{H}_2\text{O}$ )  
Aspecto visual  
descontínuo: duas  
fases

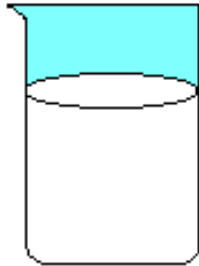
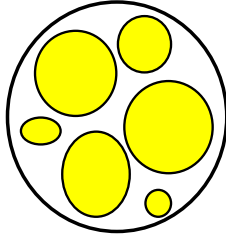


Água  
gaseificada  
Aspecto visual  
descontínuo:  
duas fases

## Misturas homogêneas

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

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

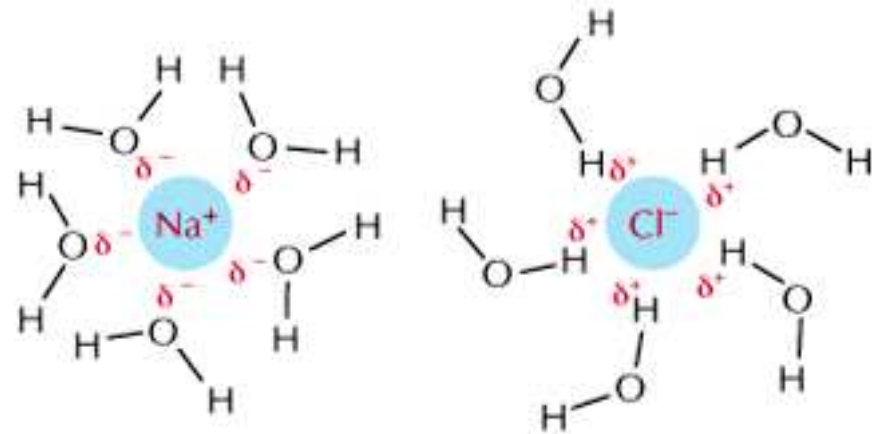
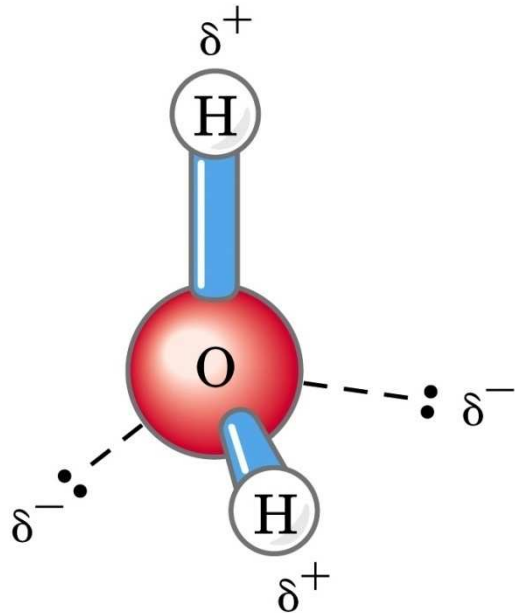
São aquelas em que o soluto é um composto molecular.

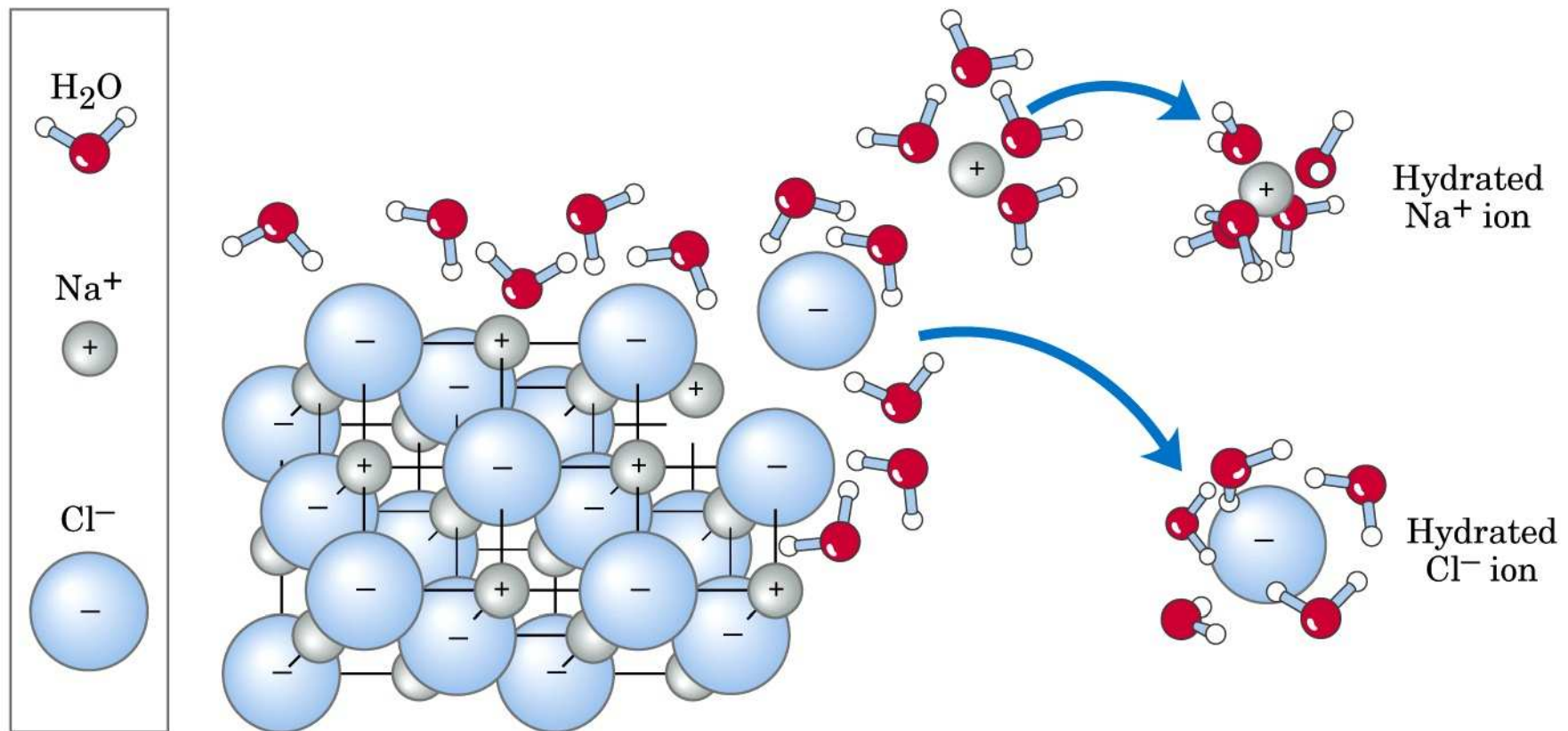
Exemplo: água + açúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )

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

# Solubilidade de compostos iônicos em água

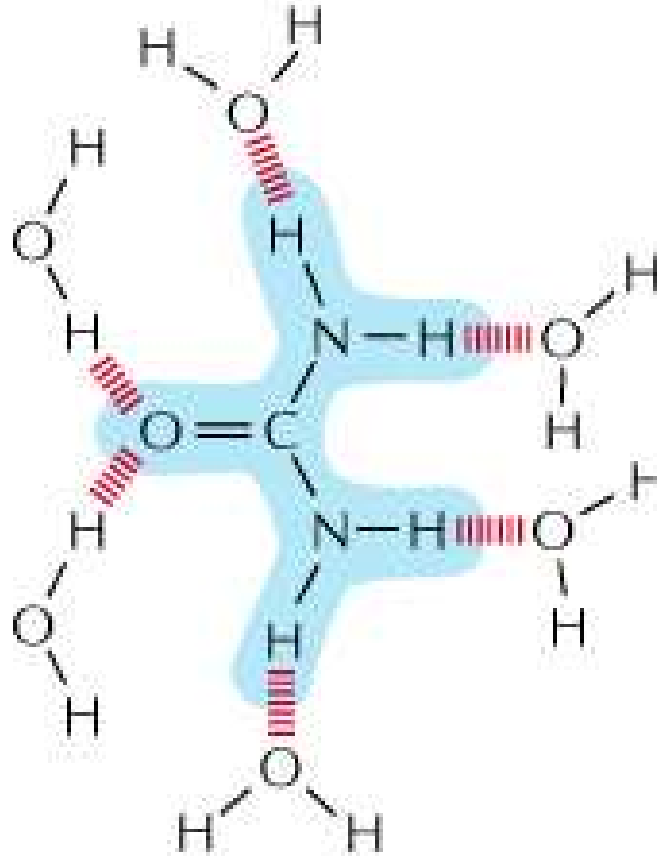
Por ser polar, a água aproxima-se dos íons que formam um composto iônico (sólido) pelo pólo de sinal contrário à carga de cada íon, conseguindo assim anular suas cargas e desprendê-las do resto do sólido. Uma vez separado do sólido, os íons são rodeados por moléculas de água, evitando que eles regressem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





O lado da molécula da água que contém os átomos de hidrogênio (+) atrairá os íons  $\text{Cl}^-$ , e os íons  $\text{Na}^+$  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.



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*

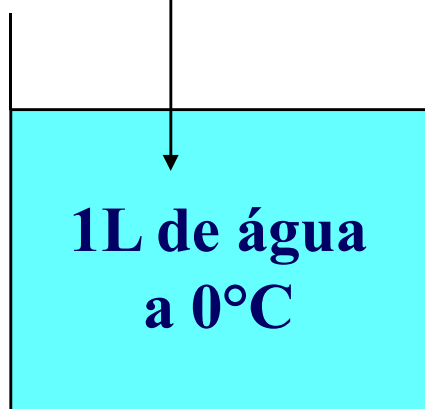
São aquelas que contem maior quantidade de soluto do que a solução saturada correspondente. São soluções instáveis e só se mantêm em condições particulares. Uma simples agitação mecânica faz com que o excesso de soluto sedimente.

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

# SOLUÇÕES

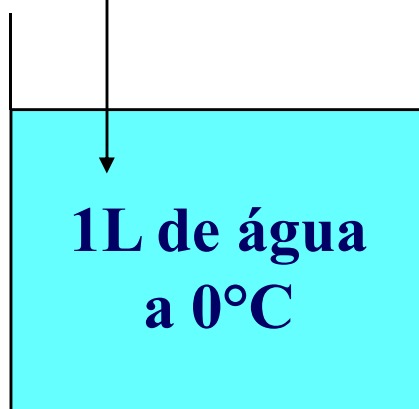
- CS do NaCl a  $0^{\circ}\text{C}$  = 35,7g / 100g de  $\text{H}_2\text{O}$
- CS do NaCl a  $25^{\circ}\text{C}$  = 42,0g / 100g de  $\text{H}_2\text{O}$

200 g de NaCl



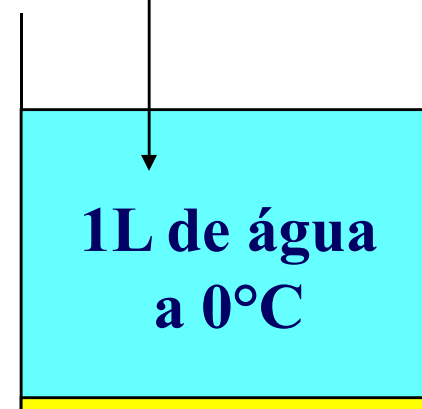
insaturada

357 g de NaCl



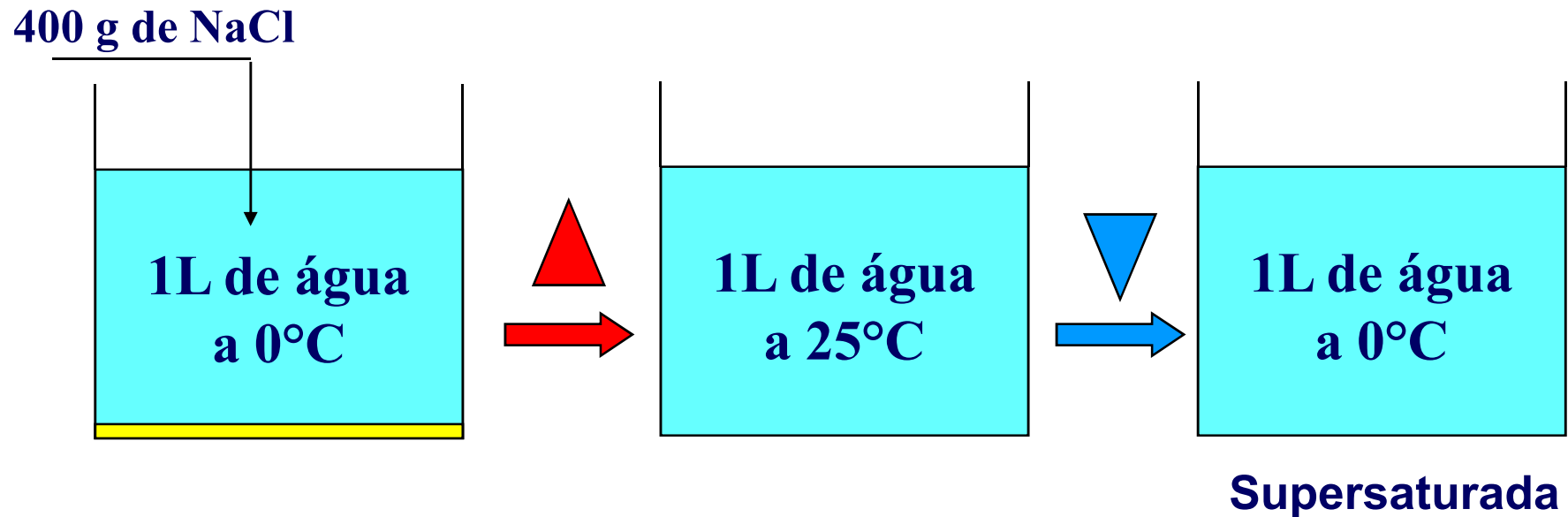
Saturada

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 ( $\text{g.L}^{-1}$ )
- porcentagem (%): Peso por volume ( $\text{g.100mL}^{-1}$ ); peso por peso ( $\text{g.100 g}^{-1}$ ); volume por volume ( $\text{mL.100mL}^{-1}$ )
- partes por milhão (ppm), p.ex:  $\text{mg.L}^{-1}$
- 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	$\mu$
$10^{-9}$	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%.





## 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?

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

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

## Other units of concentration

### ppm

For aqueous solutions - mg / liter

For gas solutions            mg / meter<sup>3</sup>

### ppb

For aqueous solutions -  $\mu\text{g}$  / liter

For gas solutions             $\mu\text{g}$  / meter<sup>3</sup>

# 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 (dm<sup>3</sup>) de solução. A unidade de concentração portanto é em mol.L<sup>-1</sup> ou mol.dm<sup>-3</sup> 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 (dm<sup>3</sup> 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?