

MATERIAL OBQ - JOÃO PAULO

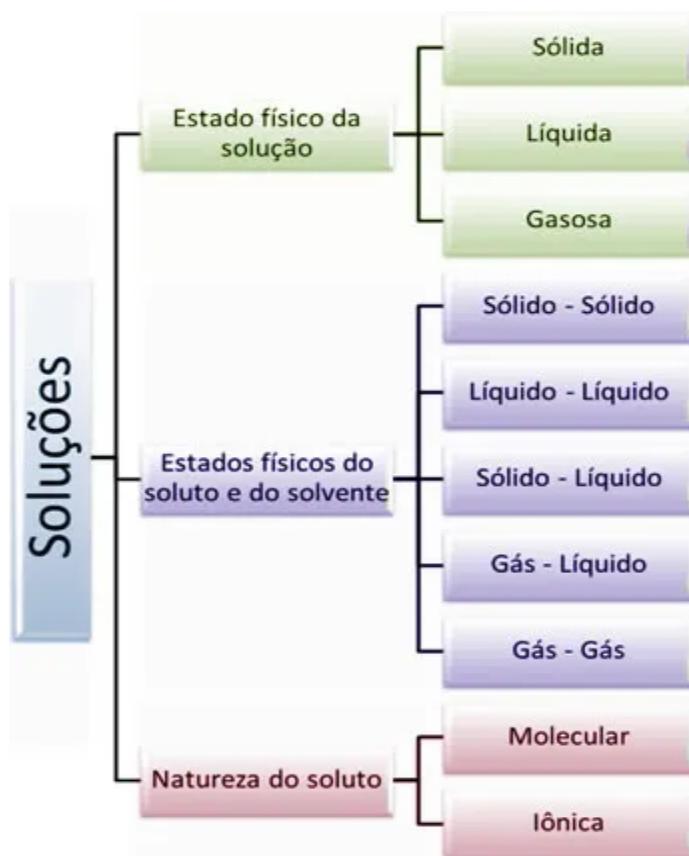
1. SOLUÇÕES.

1.1 Classificação das soluções:

Soluções são misturas de duas ou mais substâncias e apresentam um aspecto uniforme, ou seja, são homogêneas. Elas são formadas por um ou mais solutos (substâncias dissolvidas) e um solvente, que é a substância presente em maior quantidade e que dissolve as outras substâncias.

Quando falamos de soluções, na maioria das vezes, pensamos em soluções aquosas usadas em laboratórios. Elas geralmente são formadas por um soluto sólido ou líquido dissolvido na água. No entanto, não são apenas esses tipos de soluções químicas que existem, mas muitas outras, que podem ser classificadas de acordo com 3 critérios principais:

- Estado físico da solução
- Estados físicos do soluto e do solvente
- Natureza do soluto



Segundo cada um desses critérios, as soluções podem ser classificadas em:

Soluções sólidas

As soluções sólidas são formadas apenas por solutos e solventes sólidos. No cotidiano, os principais exemplos desse tipo de solução são as ligas metálicas. A medalha a seguir, por exemplo, foi produzida com a liga de bronze, que é uma mistura de aspecto homogêneo formada por estanho e cobre.



Soluções líquidas

As soluções líquidas possuem o solvente líquido, geralmente a água, e os solutos podem ser sólidos, líquidos ou gasosos.

EX1: Solido - liquido

Quando misturamos sal ou açúcar (sólidos) na água (líquido), temos exemplos desse tipo de solução. Outros exemplos são: água do mar, que é formada por vários sais dissolvidos nela; o álcool iodado (tintura de iodo), que contém iodo dissolvido em álcool; e o soro fisiológico (solução aquosa com 0,9% em massa de cloreto de sódio – sal de cozinha).



EX2: Liquido - liquido

Tanto o soluto quanto o solvente são líquidos. A água oxigenada, que é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, e o álcool desinfetante ou álcool combustível, que é uma mistura de álcool e água.



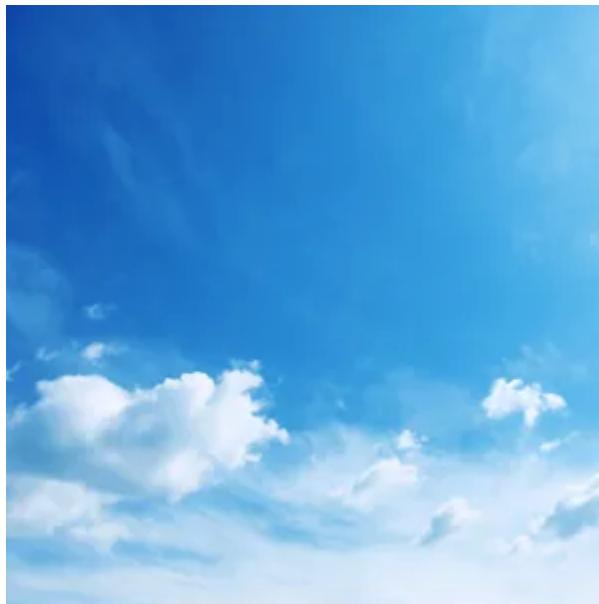
EX3: Gás - líquido

O soluto é um gás e o solvente é um líquido. Exemplos: águas de aquários, mares, lagos e rios possuem os gases do ar dissolvidos, permitindo que os seres aquáticos sobrevivam. Além disso, os refrigerantes e a água com gás possuem o gás carbônico dissolvido.



Soluções gasosas

"Esse tipo de solução é formado pela mistura apenas de gases. O ar é um exemplo, pois sua composição aproximada é de 78% de gás nitrogênio, 21% de gás oxigênio e 1% de outros gases, o ar atmosférico é uma solução gasosa.



Soluções moleculares

São aquelas que possuem solutos moleculares que apenas se dissolvem em água e geram uma solução não eletrolítica, ou seja, que não conduz eletricidade. Um exemplo é a água com açúcar.

Soluções iônicas

Essas soluções são eletrolíticas, conduzem eletricidade e sua formação pode ocorrer de duas formas:

-Quando colocamos solutos iônicos na água e eles sofrem uma dissociação iônica, ou seja, os seus íons são separados e ficam no meio aquoso. Exemplo: sal de cozinha (cloreto de sódio – NaCl – na água);

-Quando colocamos solutos moleculares que reagem com a água, sofrendo ionização, ou seja, originam íons que ficam no meio aquoso. Exemplo: cloreto de hidrogênio (HCl) na água.

1.2 Propriedades e Preparo.

As soluções químicas são misturas homogêneas formadas por duas ou mais substâncias.

Os componentes de uma solução são denominados de soluto e solvente:

- Soluto: representa a substância dissolvida.
- Solvente: é a substância que dissolve.

Geralmente, o soluto de uma solução está presente em menor quantidade que o solvente.

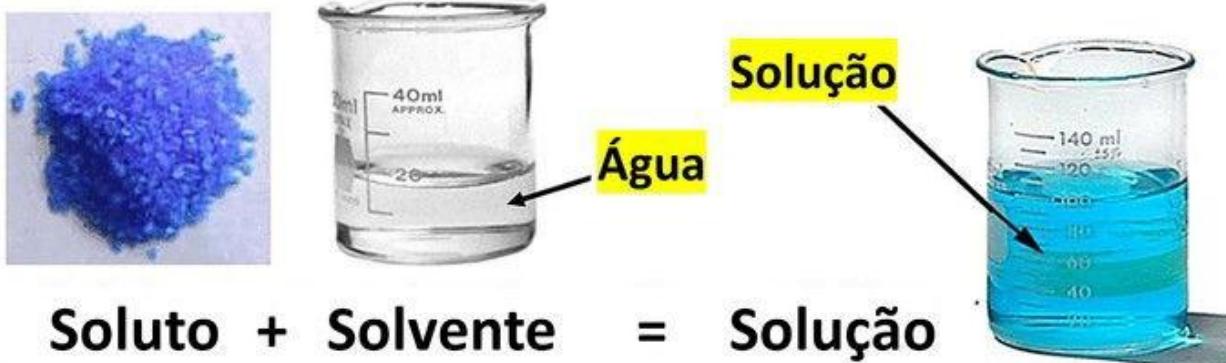
Um exemplo de solução é a mistura de água e açúcar, tendo a água como solvente e o açúcar como soluto.

A água é considerada o solvente universal, devido ao fato de dissolver uma grande quantidade de substâncias.



Classificação das soluções

Como vimos, uma solução consiste de duas partes: o soluto e o solvente



Formação de uma solução

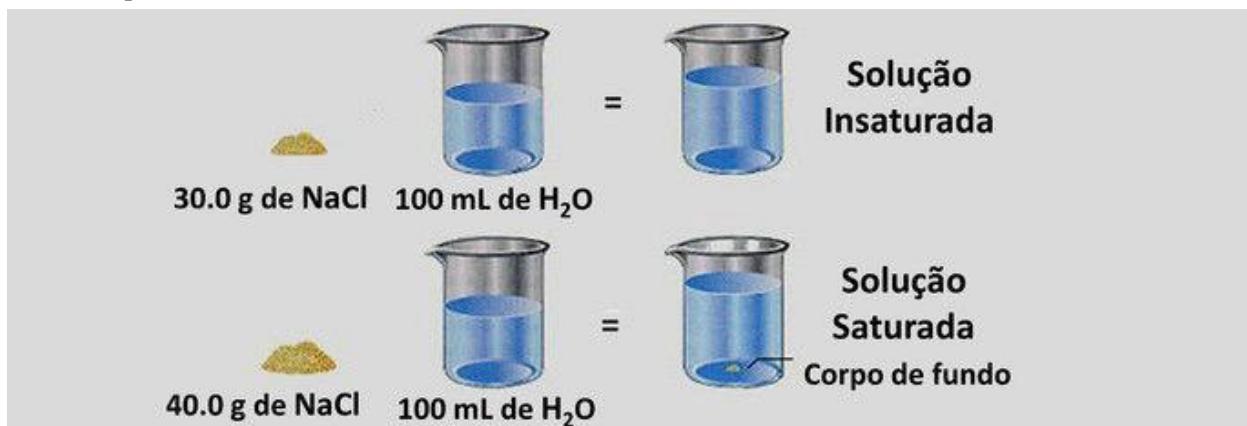
Porém, esses dois componentes podem apresentar diferentes quantidades e características. Como resultado, existem diversos tipos de soluções e cada uma delas baseia-se em uma determinada condição.

Quantidade de soluto

De acordo com a quantidade de soluto que possuem, as soluções químicas podem ser:

- Soluções saturadas: solução com a quantidade máxima de soluto totalmente dissolvido pelo solvente. Se mais soluto for acrescentado, o excesso acumula-se formando um corpo de fundo.
- Soluções insaturadas: também chamada de não saturada, esse tipo de solução contém menor quantidade de soluto.

- Soluções supersaturadas: são soluções instáveis, nas quais a quantidade de soluto excede a capacidade de solubilidade do solvente.



Exemplo de soluções saturada e insaturada

Estado físico

As soluções também podem ser classificadas de acordo com o seu estado físico:

- Soluções sólidas: formadas por solutos e solventes em estado sólido. Por exemplo, a união de cobre e níquel, que forma uma liga metálica.
- Soluções líquidas: formadas por solventes em estado líquido e solutos que podem estar em estado sólido, líquido ou gasoso. Por exemplo, o sal dissolvido em água.
- Soluções gasosas: formadas por solutos e solventes em estado gasoso. Por exemplo, o ar atmosférico.

Natureza do soluto

Além disso, segundo a natureza do soluto, as soluções químicas são classificadas em:

- Soluções moleculares: quando as partículas dispersas na solução são moléculas, por exemplo, o açúcar (molécula C₁₂H₂₂O₁₁).
- Soluções iônicas: quando as partículas dispersas na solução são íons, por exemplo, o sal comum cloreto de sódio (NaCl), formado pelos íons Na⁺ e Cl⁻.

Coeficiente de solubilidade

Solubilidade é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado solvente.

O coeficiente de solubilidade representa a capacidade máxima do soluto de se dissolver em uma determinada quantidade de solvente. Isso conforme as condições de temperatura e pressão.

Conforme a solubilidade, as soluções podem ser:

- Soluções diluídas: a quantidade de soluto é menor em relação ao solvente.
- Soluções concentradas: a quantidade de soluto é maior que a de solvente.

Quando temos uma solução concentrada, podemos notar que o soluto não se dissolve completamente no solvente, o que leva a presença de um corpo de fundo.

Para calcular o coeficiente de solubilidade é utilizada a seguinte fórmula:

$$C_s = 100 \cdot \frac{m_1}{m_2}$$

Onde:

C_s: coeficiente de solubilidade

m₁: massa do soluto

m₂: massa do solvente

Concentração das soluções

O conceito de concentração (C) está intimamente relacionado com a quantidade de soluto e de solvente presente em uma solução química.

Sendo assim, a concentração da solução indica a quantidade, em gramas, de soluto existente em um litro de solução.

Para se calcular a concentração utiliza-se a seguinte fórmula:

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

Onde:

C: concentração

m: massa do soluto

V: volume da solução

No Sistema Internacional (SI), a concentração é dada em gramas por litro (g/L), a massa em gramas (g) e o volume em litros (L).

Fique Atento!

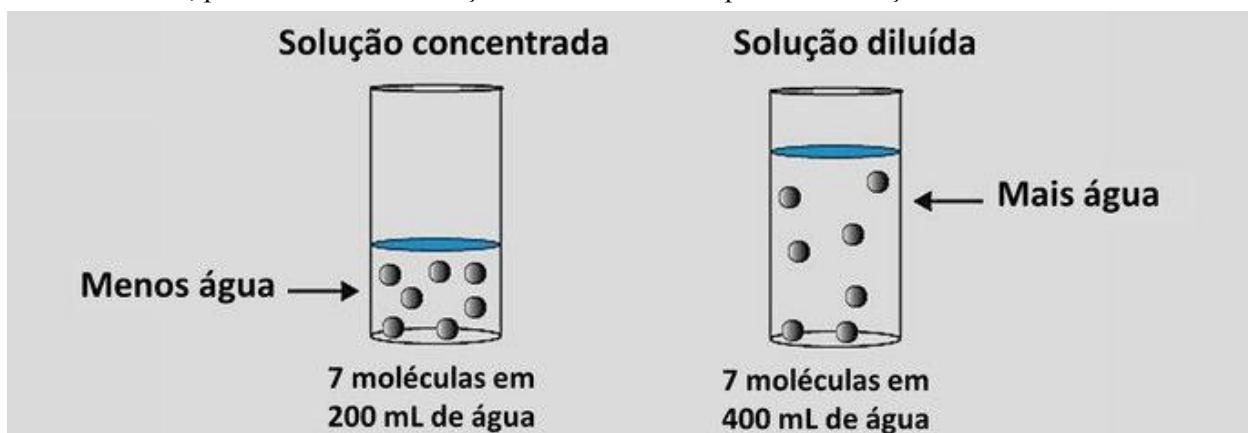
Não devemos confundir o conceito de concentração (C) com o de densidade (d) da solução:

Concentração comum	Densidade
$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}}$	$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$

Diluição das soluções

A diluição de soluções corresponde à adição mais solvente em uma solução.

Como resultado, passamos de uma solução mais concentrada para uma solução mais diluída.



Diferença entre solução concentrada e solução diluída

É importante ressaltar que a mudança ocorre no volume da solução e não na massa do soluto.

Podemos concluir então que quando há o aumento do volume, a concentração diminui. Em outras palavras, o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

1.3 Coeficiente e diagramas de solubilidade

Solubilidade é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado líquido.

Denomina-se soluto, os compostos químicos que se dissolvem em outra substância. O solvente é a substância na qual o soluto será dissolvido para formação de um novo produto.

A dissolução química é o processo de dispersão do soluto em um solvente, dando a origem a uma solução ou mistura homogênea.

Os solutos podem ser classificados em:

- Solúvel: são os solutos que se dissolvem no solvente.
- Pouco solúvel: são os solutos que apresentam dificuldade de se dissolver no solvente.
- Insolúvel: são os solutos que não se dissolvem no solvente.

Um princípio comum em solubilidade é: “semelhante dissolve semelhante”. Isso quer dizer que um soluto polar tende a se dissolver em um solvente polar. O mesmo é verdadeiro para substâncias apolares.

Veja alguns exemplos:

- Os hidrocarbonetos, compostos presentes na gasolina, são apolares e apresentam pouca solubilidade em água, que é polar.
- Os álcoois, como o etanol e o metanol, são polares devido à presença do oxigênio na cadeia carbônica e, por isso, são solúveis em água.
- Os sais apresentam solubilidade diferenciada. Eles podem ser classificados em: sal solúvel e sal praticamente insolúvel.

Coeficiente de Solubilidade

O coeficiente de solubilidade (C_s) determina a capacidade máxima do soluto que se dissolve em uma determinada quantidade de solvente. Isso, conforme as condições de temperatura.

Em resumo, o coeficiente de solubilidade é a quantidade de soluto necessária para saturar uma quantidade padrão de solvente a uma determinada condição.

Por exemplo, considere a seguinte situação:

Em um copo de água com sal (NaCl), inicialmente, o sal desaparece na água.

Entretanto, se for adicionado mais sal, em determinado momento ele começará a se acumular no fundo do copo.

Isso acontece porque a água, que é o solvente, atingiu o seu limite de solubilidade e a quantidade máxima de concentração. A isso também chamamos de ponto de saturação.

O soluto que resta no fundo do recipiente e que não se dissolve é chamado de corpo de fundo ou precipitado.

Em relação ao ponto de saturação, as soluções classificam-se em três tipos:

- Solução insaturada: quando a quantidade de soluto é menor que C_s .
- Solução saturada: quando a quantidade de soluto é exatamente a mesma do C_s . É o limite de saturação.
- Solução supersaturada: quando a quantidade do soluto é maior que o C_s .

1.4 Diferentes unidades de concentração.

A concentração das soluções corresponde a quantidade de soluto presente em uma determinada quantidade de solvente.

Quando nos referimos à concentração, estamos interessados em descobrir a relação entre a quantidade de soluto e solvente em uma solução.

Existem diversas formas de calcular a concentração de uma solução e diferentes unidades de medidas podem ser utilizadas.

Tipos e formas de calcular a concentração

Concentração comum

A concentração comum é a relação estabelecida entre a massa do soluto e o volume da solução.

Ela é expressa através da seguinte fórmula:

$$C = m / V$$

Onde:

C = concentração comum, em g/L

m = massa do soluto, em g

V = volume da solução, em L

Não confunda a concentração comum com a densidade, que relaciona a massa e o volume da solução. A densidade é calculada da seguinte forma:

$$d = m / V$$

d = densidade, em g/L

m = massa da solução (massa do soluto + massa do solvente), em g

v = volume da solução, em L

Concentração Molar ou Molaridade

A concentração molar ou molaridade é a relação existente entre a massa de soluto em número de mols e o volume de uma solução.

A molaridade é expressa através das seguintes fórmulas:

$$M = n_1 / V \text{ ou } M = m / M_1 \cdot V$$

Onde:

M = molaridade, em mols/L

n₁ = número de mols do soluto, em mol

m = massa de soluto, em g

M₁ = massa molar, em g/mol

V = volume da solução, em L

Concentração em Título

O título ou porcentagem em massa da solução consiste na relação entre a massa do soluto e a massa da solução.

Ele é expresso a partir da seguinte fórmula:

$$T = m_1 / m \text{ ou } T = m_1 / m_1 + m_2$$

Onde:

T = título

m = massa da solução, em g

m₁ = massa de soluto, em g

m₂ = massa de solvente, em g

O título não possui uma unidade de medida, sendo expresso, na maioria dos casos, em porcentagem. Para isso, deve-se multiplicar por 100 o resultado alcançado: $\% = 100 \cdot T$

Quando a solução for gasosa ou apenas líquida, o título também pode ser calculado a partir do volume da solução, substituindo os valores de massa por volume. Porém, não é possível somar o volume de solvente e soluto.

$$T = V_1 / V$$

Partes por milhão

Em alguns casos, a massa de soluto presente na solução é extremamente pequena, sendo inviável calcular a porcentagem.

Uma possibilidade é calcular a quantidade de soluto, em gramas, presente em 1 000 000 (106) gramas de solução.

A fórmula para este cálculo é a seguinte:

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ parte de soluto} / 10^6 \text{ de solução}$$

Molalidade

A molalidade ou concentração molal expressa a quantidade de número de mols de soluto presente no solvente.

$$W = 1000 \cdot m_1 / m_2 \cdot M_1$$

Onde:

W: Molalidade, em mol/Kg

m1: massa de soluto

m2: massa do solvente, em kg

M1: massa molar do soluto

Relação entre as concentrações

Além das formas apresentadas, também é possível calcular a concentração a partir da relação entre a concentração comum, densidade e título.

A fórmula a ser usada é a seguinte:

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

Onde:

C = concentração comum

d = densidade

T = título

1.5 Diluição e misturas de soluções

A diluição consiste em adicionar solvente a uma solução, sem modificar a quantidade de soluto.

Em uma diluição, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam, enquanto a quantidade de soluto permanece igual. Como resultado, a concentração da solução diminui.

Lembre-se que a solução é uma mistura homogênea formada por solvente e soluto.

A diluição é um processo comum no dia a dia. Por exemplo, ao adicionarmos água a algum produto de limpeza, como desinfetantes, para torná-lo menos concentrado.

Outro exemplo é a preparação de sucos a partir de concentrados industrializados. É indicado no rótulo do produto a quantidade de água que deve ser adicionada, tornando o suco menos concentrado.



Para entender o processo de diluição devemos conhecer a solução em seu momento inicial e após a adição de solvente:

- Concentração inicial: $C_i = m_1 / V_i$
- Concentração final: $C_f = m_1 / V_f$

Onde:

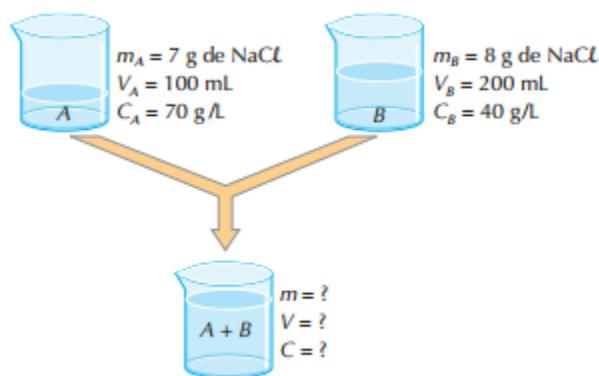
C_i / C_f = concentração inicial / concentração final

m_1 = massa de soluto

V_i / V_f = volume inicial / volume final

Considerando que a massa de soluto não é alterada durante a diluição, temos a seguinte equação: $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

Vamos imaginar duas soluções (A e B) de cloreto de sódio (NaCl), como ilustrado abaixo. Na solução final ($A + B$), a massa do soluto é igual à soma das massas dos solutos em A e B.



Portanto: $m = 7 + 8 \Rightarrow m = 15 \text{ g de NaCl}$

O volume da solução também é igual à soma dos volumes das soluções A e B. Portanto:

$V = 100 + 200 \Rightarrow V = 300 \text{ mL de solução}$ Com esses valores e lembrando a definição de concentração, obtemos, para a solução final ($A + B$):

300 mL de solução ----- 15 g de NaCl

1.000 mL de solução ----- C

OU

$$C = m = 15 \text{ g} = 50 \text{ g/L}$$

V 0,3 L

$$C_{\text{final}} = 50 \text{ g/L}$$

Obs: É interessante notar que a concentração final (50 g/L) terá sempre um valor compreendido entre as concentrações iniciais (70 g/L > 50 g/L > 40 g/L).

podemos generalizar esse tipo de problema, da seguinte maneira:

- massa do soluto na solução A: $m_a = C_a \cdot V_a$
- massa do soluto na solução B: $m_b = C_b \cdot V_b$
- massa do soluto na solução final: $m = C \cdot V$

Como as massas dos solutos se somam ($m = m_a + m_b$), temos:

Exemplo:

200 mL de uma solução a 0,2 mol/L de KBr é misturada a 100mL de uma solução de mesmo soluto com concentração igual a 0,4 mol/L. Qual a concentração da mistura obtida?

Solução 1

$$V = 200 \text{ mL}$$

$$M = 0,2 \text{ mol/L}$$

Solução 2

$$V = 100 \text{ mL}$$

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

Solução final

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$V_f = 200 + 100$$

$$V_f = 300 \text{ mL}$$

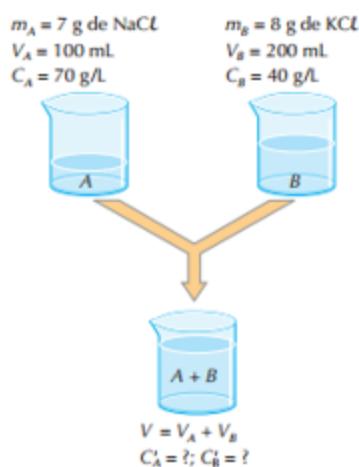
$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_f \cdot V_f$$

$$0,2 \cdot 200 + 0,4 \cdot 100 = M_f \cdot 300$$

$$M_f = 0,27 \text{ mol/L de KBr.}$$

Mistura de duas soluções de solutos diferentes que não reagem entre si

Supondo que tenhamos soluções A e B, a primeira, uma solução de NaCl, e a segunda, de KCl.

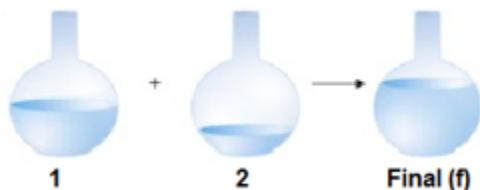


O volume da solução final ($A + B$) será: $V = V_A + V_B$. Nela reaparecerão inalterados os solutos NaCl e KCl, pois eles não reagem entre si e como os solutos não reagem, cada soluto vai ser tratado de forma independente, logo, podemos aplicar as fórmulas da diluição nesse tipo de mistura.

para o NaCl: $V_A \cdot C_A = V \cdot C'A \Rightarrow 100 \cdot 70 = 300 \cdot C'A \Rightarrow C'A \approx 23,3 \text{ g/L}$

para o KCl: $V_B \cdot C_B = V \cdot C'B \Rightarrow 200 \cdot 40 = 300 \cdot C'B \Rightarrow C'B \approx 26,6 \text{ g/L}$

Exemplo:



Frasco 1:

$n = 0,1 \text{ mol de NaCl}$

$V = 200 \text{ mL}$

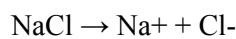
Frasco 2:

$M = 0,2 \text{ mol de CaCl}_2$

$V = 300 \text{ mL}$

Qual a concentração final dos íons Na^+ , Ca^{+2} e Cl^- após misturarmos os conteúdos dos frascos 1 e 2.

Frasco 1: NaCl



1mol 1mol 1mol

0,1mol 0,1mol 0,1mol

Temos então no frasco 1:

0,1 mol de Na^+ e 0,1 mol de Cl^-

Frasco 2: CaCl_2



1mol 1mol 2mol

0,2mol 0,2mol 0,4mol

Temos então no frasco 2:

0,2 mol de Ca²⁺ e 0,4 mol de Cl⁻

No frasco final, após a mistura de 1 e 2:

$$V_{\text{final}} = 200\text{mL} + 300\text{mL} = 500\text{mL} = 0,5\text{L}$$

Concentração final:

Para Na⁺

$$n = 0,1 \text{ mol}$$

$$V = 0,5\text{L}$$

$$M = n / V(\text{L}) \rightarrow M = 0,1 / 0,5 \rightarrow M = 0,2 \text{ mol/L de Na}^{+}$$

Para Ca²⁺

$$n = 0,2 \text{ mol}$$

$$V = 0,5\text{L}$$

$$M = n / V(\text{L}) \rightarrow M = 0,2 / 0,5 \rightarrow M = 0,4 \text{ mol.L}^{-1} \text{ de Ca}^{2+}$$

Para Cl⁻ (íon comum as duas soluções misturadas)

$$n_1 + n_2 = n_f \rightarrow 0,1 + 0,4 = 0,5 \text{ mol}$$

$$V = 0,5\text{L}$$

$$M = n / V(\text{L}) \rightarrow M = 0,5 / 0,5 \rightarrow M = 1 \text{ mol/L de Cl}^{-}$$

1.6 Titulometria

A Titulometria é a análise quantitativa que se realiza para determinar a concentração de uma solução.

Mais conhecida como titulação, esta análise permite dosar uma solução e determinar a sua quantidade por intermédio de outra solução de concentração conhecida. Sendo que a solução padrão é a que se conhece a concentração, e a solução problema é aquela da qual estamos procurando o valor.

A titulação é, em geral, realizada em laboratório, pode ser feita de muitas maneiras, mas a mais conhecida é a titulação ácido-base, que é empregada em análises industriais e subdivide-se em:

Acidimetria: determinação da concentração de um ácido.

Alcalimetria: determinação da concentração de uma base.

Processo da Titulação

Os equipamentos obrigatórios em uma titulação são uma bureta e um erlenmeyer. As soluções envolvidas são uma básica, uma ácida e um indicador ácido-base.

Procedimento: Após medir a quantidade de solução problema essa é titulada pela solução padrão de concentração conhecida, que se encontra na bureta. Ao abrir a torneira da bureta a solução padrão entra em contato com a solução problema e começa a reação entre o ácido e a base.

A titulação chega ao fim determinada pela ação do indicador ácido-base. Como agem os indicadores?

Indicadores ácido-base são substâncias que mudam de coloração na presença de ácidos ou de bases, como o próprio nome já diz, eles indicam se o meio está ácido ou básico. Os indicadores mais conhecidos são:

Fenolftaleína: solução que em meio ácido se torna incolor e em meio básico se torna rosa.

Papel tornassol vermelho: papel indicador que em contato com ácido se torna rosa, e com base se torna azul.

Alaranjado de metila: solução que em meio ácido fica vermelha e em meio básico fica amarela.

2 .FUNÇOES ORGANICAS

2.1 IDENTIFICAÇÃO, NOMENCLATURAS E REPRESENTAÇÕES ESTRUTURAIS DE HIDROCARBONETOS, ÁLCOOIS, ALDEÍDOS, CETONAS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, ÉSTERES, AMINAS, AMIDAS, NITROCOMPOSTOS, ÉSTERES E HALETOS ORGÂNICOS.

As Funções Orgânicas são determinadas pelas estruturas e agrupam compostos orgânicos com características semelhantes.

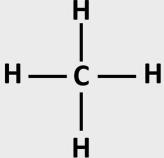
Esses compostos são formados por átomos de carbono, motivo pelo qual também são chamados de compostos carbônicos.

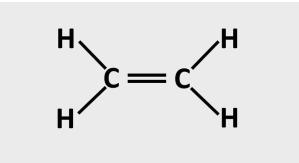
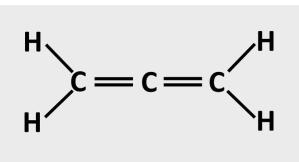
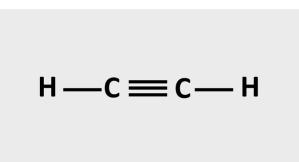
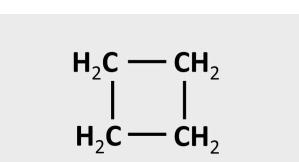
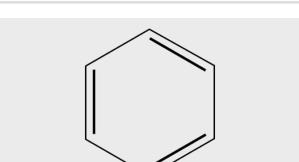
As semelhanças dos compostos orgânicos são resultado de grupos funcionais, que os caracterizam e nomeiam as substâncias de forma específica.

Principais funções orgânicas

HIDROCARBONETOS

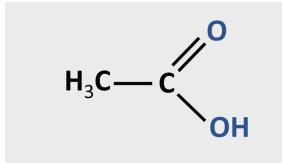
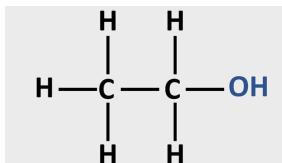
Hidrocarbonetos são compostos formados apenas por carbono e hidrogênio.

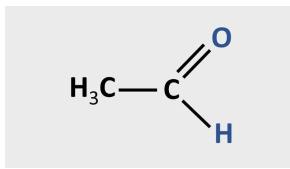
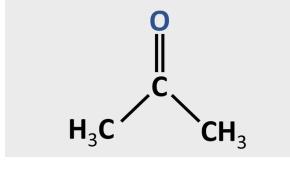
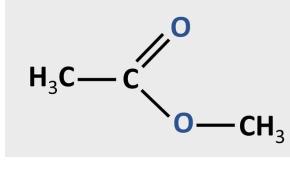
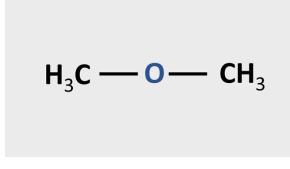
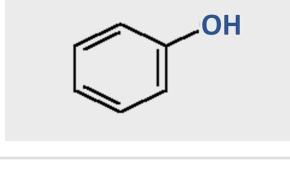
Função Orgânica	Composição	Exemplo
Alcano	Formado por ligações simples. Fórmula geral: C_nH_{2n+2}	

Alceno	Presença de uma ligação dupla. Fórmula geral: C _n H _{2n}	
Alcadieno	Presença de duas ligações duplas. Fórmula geral: C _n H _{2n} - 2	
Alcino	Presença de uma ligação tripla. Fórmula geral: C _n H _{2n} - 2	
Ciclano	Composto cíclico com ligações simples. Fórmula geral: C _n H _{2n}	
Aromático	Anel benzênico. Fórmula geral: variável	

FUNÇÕES OXIGENADAS

Funções oxigenadas possuem átomos de oxigênio na cadeia carbônica.

Função Orgânica	Composição	Exemplo
Ácido carboxílico	Radical carboxílico ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—COOH	
Álcool	Hidroxila ligada à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—OH	

Aldeído	Carbonila ligada à extremidade da cadeia carbônica. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{H} \end{array}$ Fórmula geral: $\text{R} - \text{C} = \text{O} - \text{H}$	
Cetona	Carbonila ligada à duas cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{CH}_3 \end{array}$ Fórmula geral: $\text{R}_1 - \text{C}(=\text{O}) - \text{R}_2$	
Éster	Radical éster ligado à duas cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \end{array}$ Fórmula geral: $\text{R}_1 - \text{C}(=\text{O}) - \text{O} - \text{R}_2$	
Éter	Oxigênio entre duas cadeias carbônicas. Fórmula geral: $\text{R}_1 - \text{O} - \text{R}_2$	
Fenol	Hidroxila ligada ao anel aromático. Fórmula geral: $\text{Ar}-\text{OH}$	

FUNÇÕES NITROGENADAS

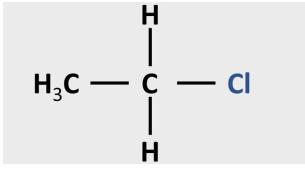
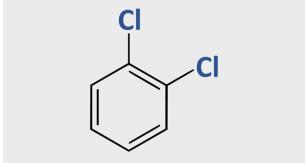
Funções nitrogenadas possuem átomos de nitrogênio na cadeia carbônica.

Função Orgânica	Composição	Exemplo
Amina	Primária: nitrogênio ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: $\text{R}-\text{NH}_2$	$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$

	<p>Secundária: nitrogênio ligado à duas cadeias carbônicas.</p> <p>Fórmula geral:</p> $\begin{array}{c} R_1 - NH \\ \\ R_2 \end{array}$	
	<p>Terciária: nitrogênio ligado à três cadeias carbônicas.</p> <p>Fórmula geral:</p> $\begin{array}{c} R_1 - N - R_3 \\ \\ R_2 \end{array}$	
	<p>Aromática: radical amino ligado ao anel aromático.</p> <p>Fórmula geral: Ar—NH2</p>	
Amida	<p>Radical amida ligado à cadeia carbônica.</p> <p>Fórmula geral: $R - C \overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - NH_2$</p>	
Nitrocomposto	<p>Alifático: radical nitro ligado à cadeia carbônica.</p> <p>Fórmula geral: R—NO2</p>	
	<p>Aromático: radical nitro ligado ao anel aromático.</p> <p>Fórmula geral: Ar—NO2</p>	
Nitrila	<p>Radical nitrila ligado à cadeia carbônica.</p> <p>Fórmula geral: R—CN</p>	

FUNÇÕES HALOGENADAS

Funções halogenadas possuem átomos de cloro, flúor, bromo ou iodo na cadeia carbônica.

Função Orgânica	Composição	Exemplo
Haleto de alquila	Halogênio ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—X	
Haleto de arila	Halogênio ligado ao anel aromático. Fórmula geral: Ar—X	

Nomenclatura

A Nomenclatura IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada, em português), foi criada para auxiliar o estudo das funções orgânicas.

Em resumo, os nomes obedecem à uma regra de formação que consiste na utilização de um prefixo, uma palavra intermediária e um sufixo.

PREFIXO

Traz a indicação do número de átomos de carbono.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Met	Et	Prop	But	Pent	Hex	Hept	Oct	Non	Dec

INTERMÉDIO

Traz a indicação do tipo de ligação entre os átomos.

Simples	Dupla	2 duplas	Tripla	2 Triplas	1 dupla e 1 tripla
an	en	dien	in	diin	enin

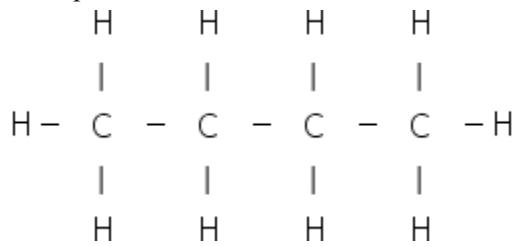
SUFIXO

Indica qual é a função orgânica.

Ácido Carboxílico	Álcool	Aldeído	Cetona	Hidrocarboneto
oico	ol	al	ona	o

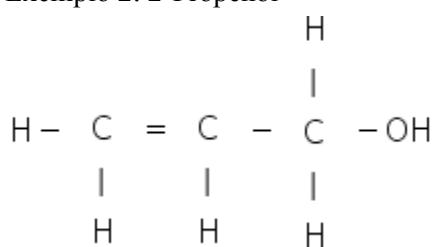
	Prefixo (nº de carbonos)		Intermédio (tipo de ligação)		Sufixo (função orgânica)
1	met				
2	et				
3	prop	ligação simples	an	hidrocarboneto	o
4	but	1 dupla	en	álcool	ol
5	pent	2 duplas	dien	aldeído	al
6	hex	1 tripla	in	cetona	ona
7	hept	2 triplas	diin	ácido carboxílico	oico
8	oct	1 dupla e 1 tripla	enin		
9	non				
10	dec				

Exemplo 1: Butano



- Prefixo BUT: 4 carbonos
- Intermediário AN: ligações simples
- Sufixo O: função hidrocarboneto

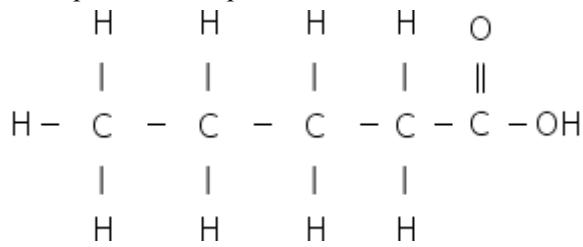
Exemplo 2: 2-Propenol



- Prefixo PROP: 3 carbonos
- Intermediário EN: uma ligação dupla
- Sufixo OL: função álcool

Observação: O número 2 indica que a ligação dupla está localizada no carbono 2.

Exemplo 3: Ácido pentanoico



- Prefixo PENT: 5 carbonos
- Intermediário AN: ligações simples
- Sufixo OICO: função ácido carboxílico

E as Funções Inorgânicas?

As substâncias inorgânicas são todas aquelas que não são orgânicas, ou seja, que não derivam do carbono.

A Química Inorgânica estuda os compostos formados pelos demais elementos da tabela periódica.

As funções inorgânicas são: ácidos, bases, óxidos e sais.

3. MATERIA

3.1 Elemento, substância, mistura

No cotidiano nos referimos a muitos compostos utilizando a palavra “substância” ou “mistura”. No entanto, será que estamos fazendo o uso correto dessas palavras? Em Química, o que significam substância e mistura?

O que é substância?

Substância pura, ou simplesmente substância, é qualquer material que apresenta as propriedades físicas definidas, determinadas e praticamente invariáveis nas mesmas condições de temperatura e pressão.

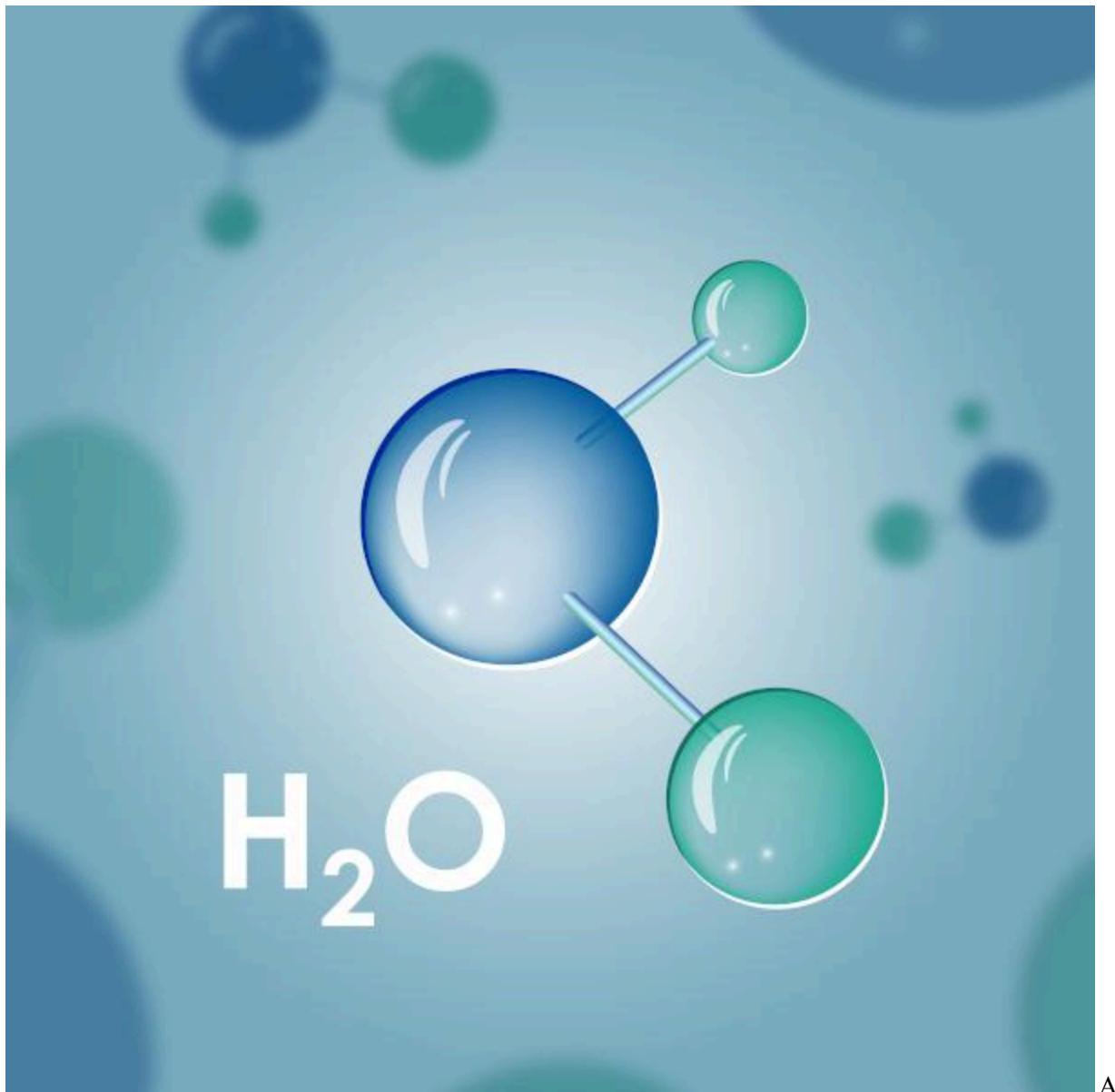
A água destilada, por exemplo, é uma substância, pois ela é constituída unicamente de água, ou seja, H₂O, e suas propriedades físicas, tais como o ponto de fusão, o ponto de ebulação e a densidade, são bem definidas, conforme mostrado nos dados abaixo, ao nível do mar (1 atm):

- PF = 0 °C;
- PE = 100 °C;
- d = 1,0 g/cm³ a 3,98 °C;

Leia também: Separação de misturas — métodos aplicados para separar os mais variados tipos de misturas

→ Substâncias simples e compostas

A água é um exemplo de substância composta, ou seja, é formada por moléculas com mais de um tipo de elemento. Mas também existem substâncias simples, como o gás oxigênio (O₂), que é formado por apenas um tipo de elemento. Para entender melhor a diferença entre ambas, leia: Substâncias simples e compostas.



água é um exemplo de substância composta, pois é formada por hidrogênio e oxigênio.

Não existem duas substâncias que tenham todas as propriedades exatamente iguais. Veja mais alguns exemplos de substâncias:

- álcool etílico anidro (sem água);
- gás carbônico;
- cloreto de sódio;
- mercúrio;
- iodo;
- ouro;
- silício;

- gás nitrogênio;
- gás hélio;
- ferro.

O que é mistura?

Não seria correto nos referirmos à água da chuva, do mar, à água mineral, da torneira, à água potável ou de um rio como sendo substâncias. Na realidade essas águas possuem outras substâncias dissolvidas nelas. Por exemplo, a água do mar contém vários sais, como o sal de cozinha (cloreto de sódio — NaCl), que pode ser extraído dela por evaporação e cristalização. O correto seria dizermos que elas são misturas. Misturas são os materiais constituídos por mais de uma substância (componente) e cujas propriedades físicas variam para cada amostra nas mesmas condições de temperatura e pressão.

A fusão e a ebólusão das misturas ocorrem em determinada faixa de temperatura e apresentam densidades diferentes em função de sua composição. O álcool hidratado, por exemplo, tem a sua densidade variando de acordo com a porcentagem de álcool etílico e de água que constituem a mistura.

Leia também: Métodos especiais de separação de misturas heterogêneas

→ Misturas homogêneas e heterogêneas

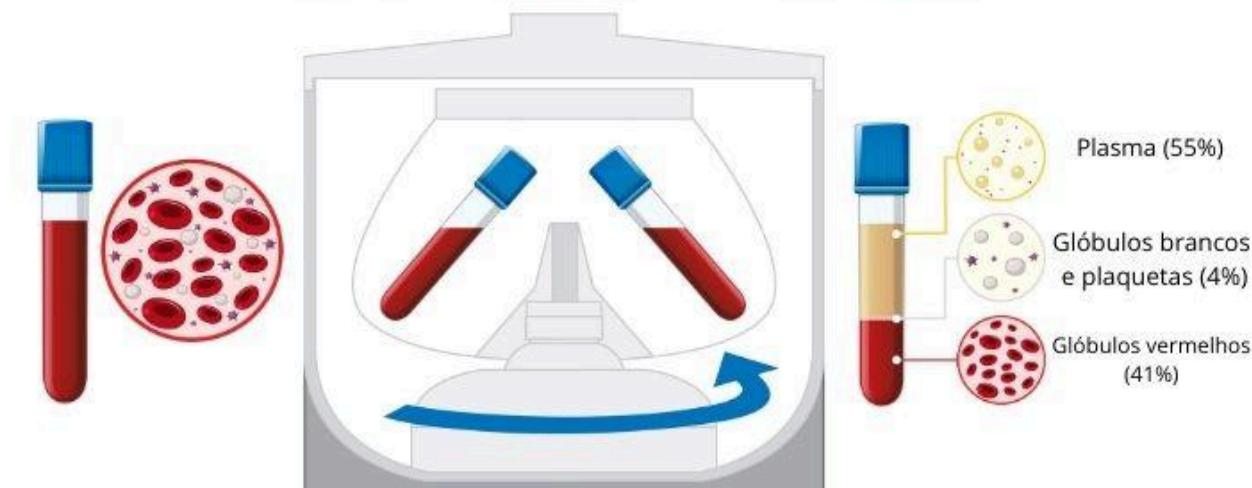
O álcool hidratado é uma mistura homogênea, pois apresenta uma única fase. Outros exemplos de misturas homogêneas são o soro caseiro, o soro fisiológico, a gasolina, o vinagre etc.

No entanto, quando a mistura apresenta mais de uma fase, como uma mistura de areia e água, dizemos que é uma mistura heterogênea. Também são misturas heterogêneas: quartzo, água e óleo, areia, madeira, sangue, leite, água com gás, entre outros.

Talvez você esteja se perguntando: mas o leite e o sangue são homogêneos?! Na realidade, eles parecem ter uma única fase a olho nu; porém, os cientistas basearam esse conceito em dois aparelhos sofisticados: o ultramicroscópio e a ultracentrífuga.

Se usarmos um ultramicroscópio para visualizar o álcool hidratado e o sangue, observaremos que o álcool hidratado é totalmente uniforme, enquanto o sangue apresenta aspecto desigual, sendo, portanto, constituído de mais de uma fase. Além disso, se usarmos uma ultracentrífuga, veremos que haverá uma separação no caso do sangue, como mostra a imagem a seguir:

Centrifugação do sangue



Na natureza, a grande maioria são misturas, e não substâncias. Veja alguns exemplos de misturas.

- Petróleo: mistura complexa de hidrocarbonetos em porcentagens variadas.
- Vinagre: formado basicamente de ácido acético e água.
- Madeira: composto de celulose, lignina, álcool pirolenhoso, água, ácido acético e outras substâncias em porcentagens variadas.
- Granito: formado por três fases — quartzo, mica e feldspato.
- Aço: 98,5% de ferro e 1,5% de carbono em massa.
- Ar atmosférico: aproximadamente 78% de gás nitrogênio; 20% de oxigênio e 2% de outros gases.

3.2 processo de separação de misturas

A separação de misturas é o processo utilizado para separar duas ou mais substâncias e isolar o componente de interesse.

Lembre-se que mistura é a combinação de duas ou mais substâncias, e ela pode ser homogênea ou heterogênea.

A necessidade de separar essas substâncias surge por diversos motivos. São exemplos, a separação da água do mar para obter sal, a separação de poluentes no tratamento da água e a própria separação de lixo. Processos de separação de misturas

O processo de separação pode ocorrer de várias formas e o método a ser utilizado depende dos seguintes aspectos:

- Tipo de mistura: homogênea ou heterogênea;
- Natureza das substâncias que formam as misturas;
- Densidade, temperatura e solubilidade dos componentes da mistura.

Separação de misturas homogêneas

As misturas homogêneas são aquelas que têm apenas uma fase. Os principais processos de separação dessas misturas são:

Destilação simples

A destilação simples é a separação entre substâncias sólidas dissolvidas em substâncias líquidas através de seus pontos de ebulação.

Exemplo: a mistura água com sal submetida à temperatura de ebulação da água (100 °C) evapora este componente com menor ponto de ebulação, sobrando apenas o sal.

Destilação fracionada

A destilação fracionada é a separação entre substâncias líquidas miscíveis através da temperatura de ebulação (TE). Para que esse processo seja possível, os líquidos são separados por partes, iniciando com os de menor ponto de ebulação até que obtenha o líquido que tem o maior ponto de ebulação.

Exemplo: separar água (TE 100 °C) de acetona (TE 58 °C).

Vaporização

A vaporização, cujo tipo mais conhecido é a evaporação, consiste em aquecer a mistura sólido-líquido até o líquido passar para o estado gasoso, separando-se do soluto na forma sólida. Nesse caso, o componente líquido é separado lentamente.

Exemplo: processo para obtenção de sal marinho a partir da água do mar.

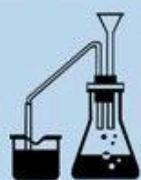
Liquefação fracionada

A liquefação fracionada é realizada através de equipamento específico, no qual a mistura de gases é resfriada ou se eleva a pressão do sistema até um dos componentes tornar-se líquido. Após isso, passa-se pela destilação fracionada e a separação ocorre conforme o ponto de ebulação.

Exemplo: separação dos componentes do ar atmosférico.

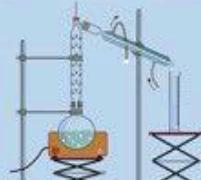
Separação de misturas homogêneas

As misturas homogêneas são aquelas que apresentam apenas uma fase.



Destilação simples

Separação de mistura sólido-líquido pela diferença de temperatura de ebulação.



Destilação fracionada

Separação de substâncias líquidas miscíveis pela diferença de temperatura de ebulação.



Vaporização

Separação do componente líquido por mudança de fase em uma mistura sólido-líquido.



Liquefação fracionada

Separação de uma mistura de gases pela passagem para estado líquido por resfriamento ou compressão.

Separação de misturas heterogêneas

As misturas heterogêneas são aquelas que têm pelo menos duas fases. Os principais processos de separação são:

Centrifugação

A centrifugação ocorre através da força centrífuga, a qual separa o componente mais denso do que é menos denso pela rotação do equipamento em alta velocidade.

Exemplo: centrifugação no processo de lavagem de roupas, a qual separa a água das peças de vestuário.

Filtração

A filtração é a separação entre substâncias sólidas insolúveis em uma fase líquida ou gasosa ao fazer a mistura a passar por um filtro.

Exemplo: fazer café utilizando coador. Para obter a bebida, ela é coada separando o pó do líquido.

Decantação

A decantação é a separação entre substâncias que apresentam densidades diferentes. Ela pode ser realizar entre líquido-sólido e líquido-líquido imiscíveis.

Pela ação da gravidade, o componente mais denso fica na parte inferior, ou seja, o sólido ficará depositado no fundo do recipiente. Para esse processo, é utilizado o funil de decantação.

Exemplo: separação de água e areia ou separar água de um líquido menos denso, como o óleo.

Dissolução fracionada

A dissolução fracionada é usada para separação de substâncias sólidas ou sólidas e líquidas. Ela é utilizada quando há na mistura alguma substância solúvel em solventes, como a água, que é adicionado para promover a separação.

Após o método de dissolução, a mistura deve passar por outro método de separação, como a filtração ou destilação.

Exemplo: separação de areia e sal cloreto de sódio (NaCl). A adição de água faz com que o sal solubilize e, assim, a areia seja separada da mistura.

Separação magnética

A separação magnética é a separação de metal de outras substâncias sólidas mediante o uso de ímã.

Exemplo: separar limalha de ferro (metal) de enxofre em pó ou areia.

Ventilação

A ventilação é a separação de substâncias com densidades diferentes utilizando a força de uma corrente de ar. Exemplo: separação de cascas de arroz, amendoim ou cereais, que são mais leves, e que vêm misturadas antes de prepará-los.

Levigação

A levigação é a separação entre substâncias sólidas mediante a passagem de água pela mistura. É o processo utilizado pelos garimpeiros e que é possível graças à densidade diferente das substâncias.

Exemplo: o ouro separa da areia na água porque o metal é mais denso do que a areia.

Peneiração ou Tamisação

A peneiração é a separação entre substâncias sólidas de diferentes tamanhos através de uma peneira.

Exemplo: peneirar o açúcar para separar grãos maiores para fazer um bolo apenas com o açúcar mais fino. Os sólidos menores passam pela peneira enquanto os maiores ficam retidos.

Flotação

A flotação é a separação de substâncias sólidas e substâncias líquidas, o que é feito através da adição de substâncias que propiciam a formação de bolhas. As bolhas formam, então, uma espuma, separando as substâncias que se aglutinaram nela.

Exemplo: remoção de gorduras no tratamento de água.

Flocação

A flocação consiste na adição de substâncias coagulantes, como o sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), adicionado a água juntamente com óxido de cálcio (CaO). A reação entre essas duas substâncias origina o hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

As partículas pequenas em suspensão na água se agregam e unem-se ao hidróxido de alumínio, formando flóculos/flocos maiores, o que permite a decantação.

Esse processo é uma das etapas do tratamento da água. Ele é extremamente importante pois partículas muito pequenas não se sedimentam e ficam em suspensão na água, o que dificulta a retirada.

Catação

A catação é um método simples de separação de misturas. Trata-se de uma operação manual, separando partes sólidas de tamanhos diferentes.

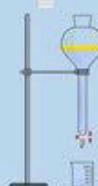
Separação de misturas heterogêneas

As misturas heterogêneas são aquelas que apresentam pelo menos duas fases.



Centrifugação

Separação acelerada dos componentes de uma mistura pela diferença de densidade.



Decantação

Separação de componentes de uma mistura em repouso pela diferença de densidade.



Separação magnética

Separação de substância magnética com o uso de um ímã em uma mistura de sólidos.



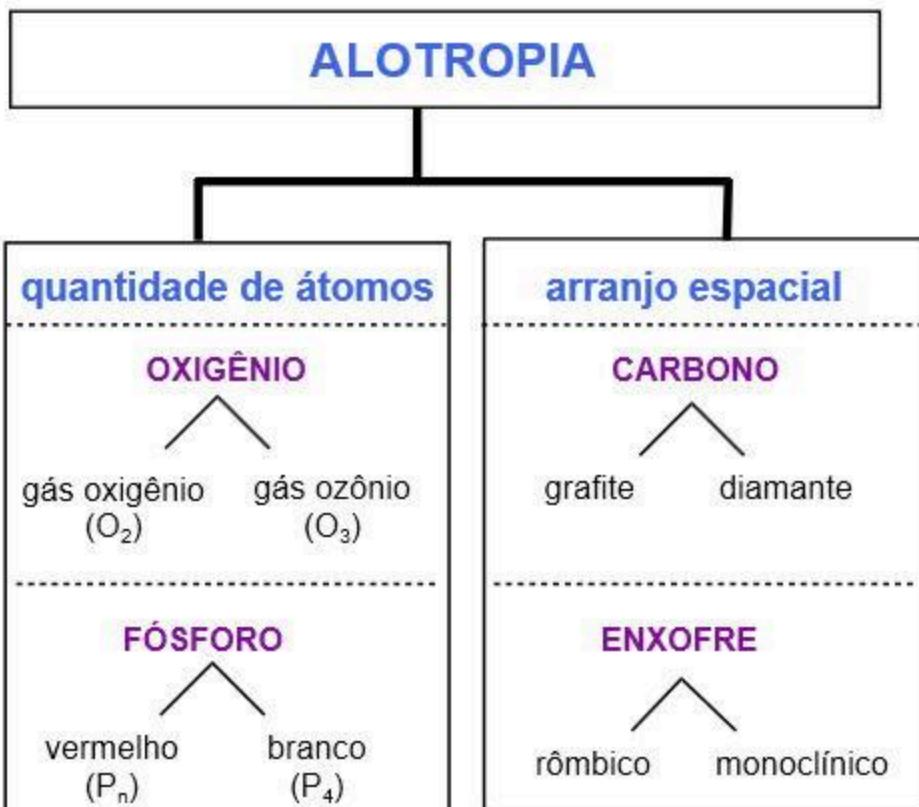
Dissolução fracionada

Separação de mistura pela adição de um solvente para solubilizar um componente.

3.3 Alotropia

Alotropia é quando um mesmo elemento químico pode formar diferentes substâncias simples. Um exemplo é o carbono, que pode formar o grafite e o diamante. Outro exemplo é o oxigênio, que pode formar o ozônio.

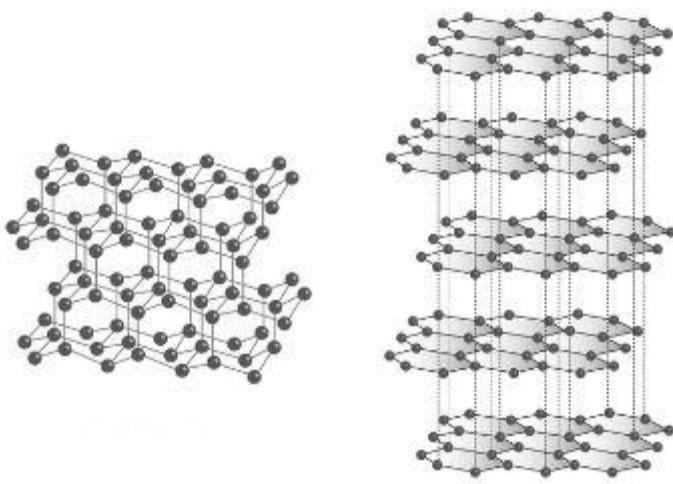
Isso acontece de duas maneiras: ou muda a quantidade de átomos na molécula (como O_2 e O_3), ou muda o jeito como os átomos estão organizados (como no grafite e no diamante).



Alotropia do carbono

Os alótropos de carbono mais comuns são o grafite e o diamante, mas há outros alótropos de carbono. São exemplos fulereno, nanotubo de carbono e diamante lonsdaleita.

A allotropia do carbono decorre da organização atômica, ou seja, a forma como os átomos se dispõem geometricamente.



Alotropia do carbono: diamante (à esquerda)

e grafite (à direita)

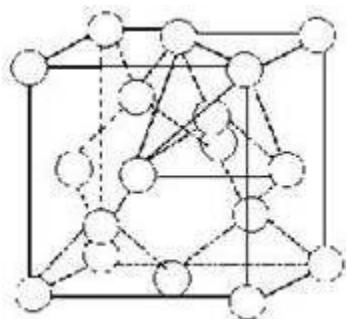
Os átomos de grafite são unidos de três em três e apresentam a forma de hexágono.

Uma camada de grafite corresponde ao nanomaterial grafeno.

Os átomos de diamante, por sua vez, são atraídos de quatro em quatro e apresentam a forma de octaedro.

Alotropia do enxofre

O enxofre possui várias formas alotrópicas (S₂, S₄, S₆). Dentre as mesmas se destacam o enxofre ortorrômbico, ou rômrico, e o enxofre monoclinico, ambas representadas por S₈, mas agrupadas de formas diferentes.



Alotropia do enxofre

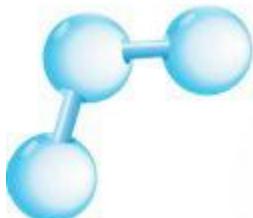
A alotropia do enxofre decorre da organização atômica, ou seja, a forma como os átomos se dispõem geometricamente.

Alotropia do oxigênio

O oxigênio forma dois alótropos: o gás oxigênio (O₂) e o gás ozônio (O₃).

Pelo fato de ser formado de átomos de oxigênio em número de dois a dois, formam moléculas biatômicas.

Quanto aos átomos de ozônio, eles se unem de três em três, formando moléculas triatômicas.



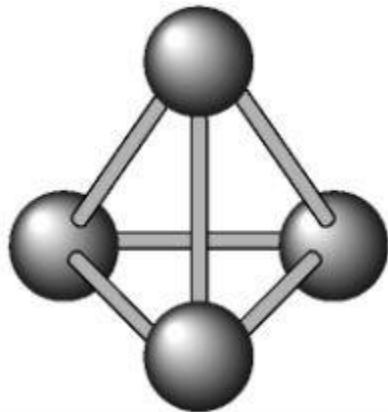
Alotropia do oxigênio: gás oxigênio (acima) e gás ozônio (abaixo)

A allotropia do oxigênio acontece em função do número de átomos presentes nas moléculas, o que é chamado de allotropia por atomicidade.

Allotropia do fósforo

As formas de allotropia do fósforo mais conhecidas são o fósforo vermelho e o fósforo branco.

Enquanto o fósforo vermelho não tem uma estrutura definida (P_n), o fósforo branco é formado pela estrutura tetraédrica, ou seja, por quatro átomos de fósforo (P_4).



Allotropia do fósforo

A allotropia do fósforo, tal como a do oxigênio, é feita por atomicidade, o que significa que ela depende do número de átomos presentes nas moléculas.

3.4 Propriedades físicas: temperaturas de fusão e ebulação, densidade e solubilidade

Propriedades físicas: são observadas sem alterar a composição da substância. Essas propriedades são:

- Ponto de fusão (PF): é a temperatura na qual uma substância muda do estado sólido para o estado líquido, mantendo a pressão constante.
- Ponto de ebulação (PE): é a temperatura na qual uma substância líquida passa para o estado gasoso, quando a pressão de vapor da substância se iguala à pressão externa.

- Densidade: é uma propriedade física que relaciona a massa de uma substância com o volume que ela ocupa. Em termos simples, a densidade indica o grau de compactação da matéria num determinado espaço. Essa propriedade é fundamental para identificar e diferenciar materiais, além de ser amplamente utilizada em áreas como Química, Física e Engenharia.
- Solubilidade: é a capacidade de uma substância se dissolver em outra, formando uma solução homogênea. Um exemplo é o sal de cozinha (NaCl), solúvel em água, enquanto o óleo não é.
- Condutividade elétrica: é a capacidade de uma substância conduzir corrente elétrica. Por exemplo, metais como o cobre são bons condutores de eletricidade, enquanto a borracha é um isolante.
- Maleabilidade: é a capacidade de um material ser deformado em lâminas finas por meio de martelos ou rolos, sem se romper. Um exemplo é o ouro, um metal altamente maleável que pode ser transformado em folhas muito finas.
- Ductibilidade: é a capacidade de um material ser deformado em fios finos por meio de tração. Por exemplo, o cobre é um metal dúctil, utilizado na fabricação de fios elétricos.
- Magnetismo: é a propriedade de um material atrair ou repelir outros materiais magnéticos. Exemplos muito comuns são os ímãs, que têm propriedades magnéticas e atraem materiais ferrosos, como o ferro.
- Dureza: é a resistência de um material à penetração ou abrasão. Um exemplo é o diamante, o material natural mais duro conhecido.
- Viscosidade: é a resistência de um fluido ao escoamento. Por exemplo, a água tem baixa viscosidade, enquanto a mel tem alta viscosidade.