

# QUÍMICA - RESUMO AV1

## 1. Substâncias, Misturas e Mudanças de Estado Físico

### Substâncias Puras

Uma substância pura é composta por um único tipo de matéria com propriedades definidas e constantes. Elas podem ser:

- **Elementos:** Formados por um único tipo de átomo (ex: O<sub>2</sub>, Fe)
- **Compostos:** Formados por dois ou mais elementos quimicamente combinados (ex: H<sub>2</sub>O, NaCl)

### Misturas

São combinações de duas ou mais substâncias que não se unem quimicamente. Podem ser:

- **Homogêneas:** Componentes uniformemente distribuídos (ex: solução de sal em água)
- **Heterogêneas:** Componentes não uniformemente distribuídos (ex: areia e água)

### Mudanças de Estado Físico

São transformações que uma substância pode sofrer sem alterar sua composição química:

- **Fusão:** Sólido → Líquido (ex: Gelo derretendo)
- **Vaporização:** Líquido → Gasoso (ex: Água evaporando)
  - Evaporação: Esse termo é usado quando a vaporização ocorre à temperatura ambiente, em qualquer temperatura e pressão, de forma bem lenta, predominantemente na superfície do líquido, sem o aparecimento de bolhas ou agitação do líquido.
  - Ebulição: A ebulição ocorre a uma determinada temperatura, que é específica para cada substância pura e que pode variar de acordo com a pressão atmosférica local. Ela se dá quando aquecemos o sistema, é uma passagem do líquido para o vapor de forma mais rápida e é bem perceptível, pois ocorre em toda a extensão do líquido, com agitação e formação de bolhas.
  - Calefação: É o tipo de evaporação mais rápida, é a passagem abrupta para o estado de vapor que ocorre quando o líquido se aproxima de uma superfície muito quente.
- **Sublimação:** Sólido → Gasoso (ex: Gelo seco)

- **Condensação:** Gasoso → Líquido
- **Solidificação:** Líquido → Sólido

## Diagramas de Fases

São gráficos que mostram as condições de temperatura e pressão onde uma substância existe em determinado estado físico. As linhas de equilíbrio indicam onde duas fases coexistem.

## 2. Fórmulas Molecular, Mínima e Centesimal

### Fórmula Molecular

Indica o número exato de átomos de cada elemento presentes em uma molécula.

- Exemplo: Glucose ( $C_6H_{12}O_6$ )

### Fórmula Mínima (ou Empírica)

Representa a proporção mais simples entre os átomos de cada elemento na molécula.

- Exemplo: Fórmula mínima da glicose é  $CH_2O$

#### Como Determinar a Fórmula Empírica:

- 1. Obtenha a porcentagem em massa de cada elemento.**
- 2. Converta as porcentagens em gramas (como se fossem 100g de amostra).**
- 3. Divida cada valor por sua massa atómica para obter o número de mols.**
- 4. Divida todos os resultados pelo menor número de mols obtido.**
- 5. Arredonde para obter números inteiros e escreva a fórmula.**

#### Exemplo:

Uma substância contém 40% de carbono, 6,7% de hidrogênio e 53,3% de oxigênio.

1. 40g C, 6,7g H, 53,3g O
2.  $40/12 = 3,33$  mols C;  $6,7/1 = 6,7$  mols H;  $53,3/16 = 3,33$  mols O
3. Dividir por 3,33: 1 C : 2 H : 1 O
4. Fórmula empírica:  $CH_2O$

### Fórmula Centesimal (Porcentagem de Composição)

Mostra a porcentagem em massa de cada elemento na substância.

- Exemplo: Na água ( $H_2O$ ), a fórmula centesimal é aproximadamente 11,2% H e 88,8% O

## Como Calcular a Fórmula Centesimal:

1. Determine a massa de cada elemento na fórmula molecular.
2. Some todas as massas para obter a massa molar total.
3. Calcule a porcentagem de cada elemento:  $(\text{massa do elemento} / \text{massa molar total}) \times 100$

### Exemplo:

Para H<sub>2</sub>O:

1. H:  $2 \times 1 = 2\text{g}$ ; O:  $16\text{g}$
2. Massa molar total =  $18\text{g}$
3. %H =  $(2/18) \times 100 \approx 11,1\%$ ; %O =  $(16/18) \times 100 \approx 88,9\%$

## 3. Grandezas Químicas

### Mol

Unidade de quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quanto átomos existem em 12 gramas de carbono-12 ( $\approx 6,022 \times 10^{23}$  entidades).

### Massa Atômica e Molecular

- **Massa atômica (A):** Soma das massas de prótons e nêutrons em um átomo.
- **Massa molecular (M):** Soma das massas atômicas de todos os átomos na molécula.

### Número de Avogadro

Constante que relaciona mol e número de partículas:  $1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$  partículas.

### Relações Matemáticas

- Número de moléculas = Número de mols × Número de Avogadro
- Massa da amostra = Número de mols × Massa molar
- Número de mols = Massa da amostra / Massa molar

### Exemplo de Cálculo

Se temos 18 gramas de água (H<sub>2</sub>O):

- Massa molar da água =  $(2 \times 1 + 16) = 18 \text{ g/mol}$
- Número de mols =  $18 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$
- Número de moléculas =  $1 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

## Ligações Sigma e Pi

- **Ligações Sigma ( $\sigma$ ):** São as ligações covalentes mais fortes, formadas pela sobreposição direta de orbitais atômicos (s-s, s-p ou p-p) ao longo do eixo que une os núcleos dos átomos. Elas ocorrem em todas as ligações simples, duplas e triplas.
- **Ligações Pi ( $\pi$ ):** São ligações covalentes mais fracas, formadas pela sobreposição lateral de orbitais p paralelos. Elas só ocorrem em ligações duplas e triplas, sendo a segunda ou terceira ligação entre os átomos.

## Hibridação

A hibridação dos orbitais atômicos do carbono determina a geometria das moléculas orgânicas:

- **Hibridação  $sp^3$ :** O carbono forma quatro orbitais híbridos iguais, resultando em uma geometria tetraédrica (ângulo de ligação de  $109,5^\circ$ ), como no metano ( $CH_4$ ).
- **Hibridação  $sp^2$ :** O carbono forma três orbitais híbridos, resultando em uma geometria triangular plana (ângulo de ligação de  $120^\circ$ ), como no eteno ( $C_2H_4$ ).
- **Hibridação  $sp$ :** O carbono forma dois orbitais híbridos, resultando em uma geometria linear (ângulo de ligação de  $180^\circ$ ), como no etino ( $C_2H_2$ ).

## Carbono Quiral

Um carbono quiral é um átomo de carbono ligado a quatro grupos diferentes. Essa configuração resulta em enantiômeros, que são formas não superponíveis de uma molécula, como imagens e seus espelhos. A presença de carbonos quirais é fundamental para a estereoquímica e tem implicações importantes na farmacologia e biologia.

## Fórmulas Moleculares de Compostos Orgânicos

As fórmulas moleculares indicam o número de cada tipo de átomo presente no composto. Por exemplo:

- Metano:  $CH_4$
- Propano:  $C_3H_8$
- Benzeno:  $C_6H_6$
- Ácido acetilsalicílico (AAS):  $C_9H_8O_4$

As fórmulas estruturais, por sua vez, mostram como os átomos estão ligados entre si, revelando a organização espacial e os tipos de ligações presentes na molécula.