

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_2 , Fe)
- **Compostos:** Formados por dois ou mais elementos quimicamente combinados (ex: H_2O , 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 \rightarrow Líquido (ex: Gelo derretendo)
- **Vaporização:** Líquido \rightarrow 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 \rightarrow 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 atômica 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: (massa do elemento / massa molar total) × 100**

Exemplo:

Para H₂O:

1. H: $2 \times 1 = 2\text{g}$; O: 16g
2. Massa molar total = 18g
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 (H₂O):

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

Ligações Sigma e Pi

- **Ligações Sigma (σ):** 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 (π):** 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 híbridas 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 híbridas, resultando em uma geometria triangular plana (ângulo de ligação de 120°), como no eteno (C_2H_4).
- **Hibridação sp :** O carbono forma dois orbitais híbridas, resultando em uma geometria linear (ângulo de ligação de 180°), 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.