Programa de Integração do Estudante Ingressante

Núcleo de Avaliação

Diretoria de Ensino, Pesquisa e Extensão

C A D E R N O

Propriedade dos Materiais II

Desenvolvido por:
Profa. Patrícia chipoletti Esteves

Colaboração e Revisão:
Profa. Daisy Hirata
Prof. Edson Rodrigues

NIVELAMENTO
PROGRAMA DE INTEGRAÇÃO DO ESTUDANTE INGRESSANTE

Faculdade de Ciências Médicas de São José dos Campos – Humanitas

Prezado(a) Estudante,

Este material foi preparado para auxiliá-lo(a) a estudar conceitos básicos da **Química** – **Propriedade dos Materiais.** Os assuntos foram selecionados por serem importantes para que você possa acompanhar as disciplinas básicas do curso de Medicina da Humanitas.

Seu objetivo de estudo é compreender as propriedades dos materiais.

Observe que o caderno contém as seguintes seções:

- **Conteúdo:** apresentação do conteúdo.
- **Anotar e Destacar:** espaço destinado a anotação de suas observações e dúvidas.
- **Exercite seu Conhecimento:** pequena lista de exercícios que deve ser resolvida por você.
- **Solução de Exercícios:** respostas comentadas dos exercícios.

Lembre-se de que você é o principal agente de seu aprendizado, mas não é o único, por isso, poderá contar com o apoio dos monitores e professores.

Desejamos a você, bons estudos!

Núcleo de Avalição

Diretoria de Ensino, Pesquisa e Extensão

➢ Conteúdo

Propriedades da Matéria

A matéria possui diversas propriedades. Neste Caderno, apresentaremos algumas delas.

Massa

A massa diz respeito a **quantidade de matéria** que o corpo possui.

Normaçmente, a unidade, usada para medir a massa é o **quilograma (Kg)**. Outra unidade derivada do quilograma é o **grama (g)**, muito utilizado para medir pequenas quantidades. Observe na tabela abaixo os multíplos do grama.

Múltiplos			Unidade principal	Submúltiplos		
quilograma	hectograma	decagrama	grama	decigrama	centigrama	miligrama
kg	hg	dag	g	dg	cg	mg
1.000g	100g	10g	1g	0,1g	0,01g	0,001g

No organimo humano, alguns compostos estão presentes em quantidades muito pequenas, assim, para mensurá-los é preciso utilizar submultíplos menores que o grama.

Veja a lista abaixo e observe que dividindo-se por 1000 (mil) a partir do grama, é possíveel obter unidades de massa cada vez menores, como o **miligrama**, o **micrograma**, o **nanograma** e o **picograma**:

1.000 mg (miligramas) = 1 g

1.000.000 µg (micrograma) = 1 g

1.000.000.000 ng (nanogramas) = 1 g

1.000.000.000.000 pg (picogramas) = 1 g

Volume

O volume é uma grandeza que indica o **espaço ocupado** por uma **quantidade de matéria.**

No sistema internacional (SI), a unidade utilizada para medir o volume é o **metro cúbico (m^3).** A Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM) reconhece algumas

unidades importantes fora do SI, como por exemplo o **litro (L), sendo que:**

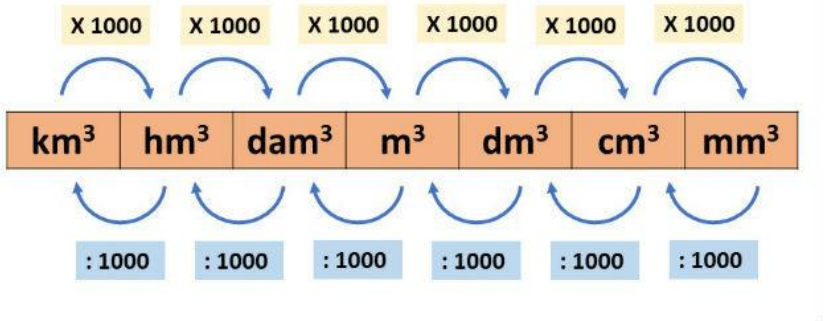
1 cm^3 = 1 mL / 1 dm^3 = 1 L / 1 m^3 = 1.000 L

O metro cúbico (m^3) tem multíplos e submúltiplos. Observe o quadro abaixo.

Mútiplos	Submúltiplos
Quilômetro cúbico – Km^3	Decímetro cúbico – dm^3
Hectômetro cúbico – hm^3	Centímetro cúbico – cm^3
Decâmetro cúbico – dam^3	Milímetro cúbico – mm^3

Mudanças de unidades

Cada unidade de volume é 1000 (mil) vezes maior que a unidade imediatamente inferior.



Como explicado, para o caso da massa, no organimo humano, alguns **volumes** estão presentes em quantidades muito pequenas, assim, para mensurá-los é preciso utilizar submultíplos menores que o litro.

Oserve que, na lista abaixo, dividindo-se por 1000 (mil) a partir do litro (L), é possíveel obter unidades de volume cada vez menores, como o **mililitro**, o **microlitro**, o **nanolitro**, o **picolitro** e o **femtolitro.**

1.000 mL (mililtros) = 1 L

1.000.000 µL (microlitros) = 1 L

1.000.000.000 nL (nanolitros) = 1 L

1.000.000.000.000 pL (picolitros) = 1 L

1.000.000.000.000.000 fL (femtolitros) = 1 L

Densidade

A densidade é a relação entre a **massa** de um corpo e o **volume** por ele ocupado. Ela pode ser calculada por meio da seguinte fórmula:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

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

Para **líquidos** e **sólidos**, a unidade mais usada para densidade é **g/cm³** (ou g/mL). Lembre-se que 1 cm^3 = 1 mL.

No caso de **gases** é mais comum a unidade **g/L**.

No Sistema Internacional de Unidades (SI) a unidade padrão de densidade é o quilograma por metro cúbico (**kg/m³**).

Quando se diz que a densidade do ferro é de 7,86 g/cm^3, isso quer dizer que o volume de 1 cm^3 de ferro apresenta 7,86 g.

A **densidade** é uma grandeza que **varia** de acordo com a **temperatura** e a **pressão**. Isso ocorre porque as variações da temperatura e da pressão provocam uma alteração no volume do material e, consequentemente, alteram também a densidade que é inversamente proporcional ao volume.

Exemplo: o balão consegue subir porque, quando o ar é aquecido (a temperatura do ar aumenta), o seu volume também aumenta e, consequentemente, a sua densidade diminui.

Substâncias e Misturas



A matéria pode apresentar de duas formas: como uma substância pura ou como uma mistura.

a) Substância pura: constituídas somente por um tipo de constituinte (moléculas, átomos, íons ou fórmulas unitárias), possuindo pontos de fusão e ebulição constantes a uma dada pressão, além de densidade definida, em determinada pressão e temperatura.

As substâncias puras podem ser simples ou compostas.

Simples: formadas por átomos de um único elemento químico, como por exemplo, gás oxigênio (O_2), gás hidrogênio (H_2), ferro (Fe), gás hélio (He)etc.

Compostas: formados por átomos de mais de um tipo de elemento químico, como por exemplo, a água destilada que é constituida por moléculas formadas por dois tipos de átomos (hidrogênio e oxigênio)ou o gás carbônico (CO_2), álcool (C_2H_5OH) etc.

b) Misturas: formadas por duas ou mais substâncias puras. As misturas não possuem densidades fixas porque elas variam, dependendo da quantidade de cada componente na mistura. Não possuem ponto de fusão e ebulição constantes, mas sim intervalos de temperatura em que se começa e termina a mudança de estado físico.

Exemplo: a água que sai da torneira ou a mineral possuem uma grande quantidade de substâncias dissolvidas.

As misturas podem ser homogêneas ou heterogênas.

Mistura homogênea ou **solução**: são aquelas que apresentam uma única fase, ou seja, **todo o seu aspecto é uniforme, mesmo se obervado ao microscópio.**



As misturas homogêneas também **não são separadas por métodos físicos,** como a centrifugação, que é uma técnica que facilmente separa os componentes do leite e do sangue.

Exemplo: a água mineral citada anteriormente é uma mistura homogênea, em que não se consegue ver a separação entre seus componentes.

Mistura heterogênea: apresentam duas ou mais fases.

Exemplo: mistura de água e óleo (figura abaixo). Observe que água e óleo não se misturam, pois o óleo é menos denso que a água, formam-se duas fases (sistema bifásico), com o óleo na parte superior.



Soluções

As soluções são **misturas homogêneas** de duas ou mais substâncias.

Exemplo: a salmoura (mistura de água e sal) é uma solução líquida; o ar é uma solução gasosa, e o aço é uma solução sólida.

A substância que se encontra dissolvida é chamada de **soluto**, enquanto a substância que dissolve o soluto é denominada de **solvente**.

Em muitas situações é importante saber qual quantidade de soluto está dissolvida num determinado solvente. Por exemplo, o soro fisiológico administrado ao paciente tem determinados solutos dissolvidos em água e o profissional de saúde precisa saber calcular essas quantidades. Essa medida é chamada de **concentração** e pode ser:

a) Concentração comum: indica a quantidade em massa de soluto que se encontra dissolvida em um volume-padrão de solução e, normalmente, é expressa em **g/L.**

A concentração de uma solução é a relação existente entre a quantidade (massa) de soluto em relação à quantidade (volume) da solução.

A concentração comum pode ser calculada por meio da seguinte fórmula:

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Sendo que:
C = concentração comum em g/L
m_1= massa do soluto em g
V = volume da solução em L

Exemplo: Qual é a concentração em g/L de 410 mL de solução que foi obtida dissolvendo-se 100 g de NaOH em 400 mL de água?

Dados:
m_1 = 100 g
V = 410 mL = 0,41 L
C = ?

Substituindo os valores na fórmula da concentração comum, temos:

$$C = \frac{m_1}{V}$$

$$C = \frac{100g}{0,41L}$$

C = 243,90 g/L

b) Molaridade, concentração em quantidade de matéria ou também, conhecida, como **concentração molar**:

relaciona a **quantidade de matéria** em **número de mol (n_1)** do soluto**, por litro de solução**. Assim, na fórmula:

$$M = \frac{n_1}{V}$$

Onde:
M = concentração em quantidade de matéria (mol/L).
n_1 = quantidade de matéria em número de mol do soluto (mol).
V = volume da solução (L). **Atenção**! É o volume da solução e não do solvente.

Exemplo: se for dito que uma solução tem concentração de 4,5 mol/L, quer dizer que em cada litro da solução (não do solvente) tem-se dissolvidos 4,5 mols do soluto.

Muitas vezes, porém, não será informado o valor de **n_1**, mas será fornecida a **massa em gramas do soluto**, pois esse é um dado experimental usado para se preparar a solução química. Dessa forma, por meio da massa do soluto, é possível calcular a **concentração em quantidade de matéria (M)**, pois a quantidade de matéria (n) corresponde a relação entre a **massa** (m) em g, e a **massa molar (MM), em g/mol,** isto é:

$$n = \frac{m}{MM}$$

No caso do soluto, que é simbolizado pelo índice 1, temos:

$$n_1 = \frac{m_1}{MM_1}$$

Portanto, conhecendo a fórmula da concentração em quantidade de matéria e a fórmula da quantidade de matéria, é possível relacionar as duas por meio da substituição do n_1 pela relação m_1/MM_1 da seguinte maneira:

$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$M = \frac{m_1}{MM1 \cdot V}$$

Exemplo: (UFV-MG) Uma amostra de vinagre, contendo 4,2 g de ácido acético, $C_2H_4O_2$, por 100 mL, tem concentração deste ácido, em mol/L, igual a quanto?

Dados:
M =?
m_1 = 4,2 g
V = 100 mL = 0,1 L
MM_1 = ?

Inicialmente, é preciso encontrar o valor da massa molar (M_1) do ácido acético e isso é feito por meio da sua fórmula molecular e dos valores das massas atômicas encontrados na Tabela Periódica para cada elemento químico:

$C_2H_4O_2$
$MM_1 = 2 . 12 + 4 . 1 + 2 . 16 = 60$ g/mol

Agora, é possível usar a fórmula para descobrir a concentração em quantidade de matéria:

$$M = \frac{m_1}{MM1 \cdot V}$$

$$M = \frac{4,2\ g}{60\ g/mol \cdot 0,1\ L}$$

M = 0,7 mol/L

c) Molalidade: representa a quantidade de soluto em mol por 1 kg de solvente. É, muitas vezes, confundida com molaridade.

A molalidade **é a divisão da quantidade de matéria em número de mol do soluto pela massa do solvente.** A expressão utilizada para molalidade é **mol por quilograma (mol/kg)** ou **Molal.** Um detalhe extremamente importante é que, na molalidade, a massa do solvente só pode ser trabalhada em quilograma (Kg). Assim, quando um determinado texto nos informa que a solução aquosa apresenta uma concentração de 1,5 mol/Kg, ele está informando que, a cada um quilograma de água, encontramos 1,5 mol do soluto dissolvidos.

Veja a fórmula que determina a molalidade:

$$W = \frac{n_1}{m_2}$$

Onde:

W = molalidade (mol/Kg)
n_1 = quantidade de matéria em número de mol do soluto (mol).
m_2 = massa do solvente em Kg.

Observe que já apresentamos a fórmula para calcular n_1, que é:

$$n_1 = \frac{m_1}{MM_1}$$

Assim, podemos associar a fórmula do número de mol do soluto com a fórmula da molalidade, resultando na seguinte expressão:

$$W = \frac{m_1}{MM_1 \cdot m_2}$$

Independente da fórmula utilizada, se associada com a fórmula do número de mol ou não, a unidade de medida utilizada deve ser mol/Kg ou molal. Assim, é importante observar os dados com as seguintes unidades:

Massa do soluto (m_1): gramas (g)
Massa molar do soluto (MM_1): gramas por mol (g/mol)
Número de mol do soluto (n_1): mol
Massa do solvente (m_2): quilograma (Kg).

Exemplo: (ITA-SP) O rótulo de um frasco diz que ele contém solução 1,50 molal de $LiNO_3$ em etanol. Isso quer dizer que a solução contém:

a) 1,50 mol de $LiNO_3$/quilograma de solução.
b) 1,50 mol de $LiNO_3$/litro de solução.
c) 1,50 mol de $LiNO_3$/quilograma de etanol.
d) 1,50 mol de $LiNO_3$/litro de etanol.
e) 1,50 mol de $LiNO_3$/mol de etanol.

Nesse exercício, devemos apenas realizar uma análise teórica, já que ele informa a molalidade (1,5 molal de $LiNO_3$ em etanol) e pede a composição da solução. Sabemos que molalidade é a relação entre o número de mol do soluto ($LiNO_3$) e a massa do solvente (etanol), e que o termo molal pode ser substituído por mol/Kg. Portanto, temos presente na solução (alternativa c): 1,5 mol de $LiNO_3$ em 1 Kg de etanol.

Exemplo: (UFF-RJ-Adaptada) A glicose, com fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$, é um açúcar simples e é também a principal fonte de energia para os seres humanos e outros vertebrados. Numa série de reações, a glicose combina-se com o oxigênio que respiramos e produz, após muitos compostos intermediários, dióxido de carbono e água com liberação de energia. A alimentação intravenosa hospitalar consiste usualmente em uma solução de glicose em água com adição de sais minerais. Considerando que 1,50 g de glicose sejam dissolvidos em 64,0 g de água, qual será a molalidade da solução resultante?

a) 0,13
b) 0,20
c) 0,40
d) 0,31
e) 0,41

Os dados fornecidos pelo exercício são:

Massa do soluto (m_1)= 1,5 g
Massa do solvente (m_2)= 64 g
Fórmula molecular do soluto= $C_6H_{12}O_6$

Para determinar a molalidade da solução, é interessante realizar os seguintes passos:

1. Passo: transformar a massa do solvente de g para Kg.

Para isso, basta dividir a massa fornecida, 64 g, por 1000, o que resulta em 0,064 Kg.

2. Passo: determinar a massa molar do soluto.

Para isso, devemos multiplicar a quantidade de átomos do elemento na fórmula molecular pela sua massa atômica (presente na tabela periódica) e, em seguida, somar os resultados:

MM_1 = 6 x massa atômica do Carbono + 12 x massa atômica do Hidrogênio + 6 x massa atômica do Oxigênio

MM_1= 6.12 + 12.1 + 6.16

MM_1 = 72 + 12 + 96

MM_1 = 180 g/mol

3. Passo: utilizar os dados fornecidos e encontrados nos passos anteriores na seguinte expressão:

$$W = \frac{m_1}{M_1.m_2}$$

$$W = \frac{1,5}{180 \times 0,064}$$

$$W = \frac{1,5}{11,52}$$

W = 0,13 molal (aproximadamente)

Antes de finalizarmos, vamos resumir alguns conceitos:

- **Solução**: é a mistura homogênea formada por dois componentes, o soluto e o solvente.
- **Soluto**: é a substância que se dissolve em uma solução.
- **Solvente**: é a substância na qual o soluto será dissolvido.
- **Diluição**: é a adição de solvente em uma solução, que diminui a concentração do soluto.
- **Concentração**: é a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solvente em uma solução.
- **Solução estoque**: solução concentrada. Pode ser armazenada e diluída conforme necessário, fornecendo soluções de menor concentração.

➢ Anotar e Destacar

➢ Exercite seu conhecimento

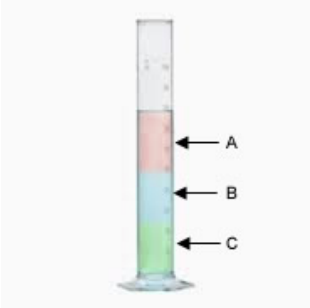
1. (UFU-MG) Em condições ambientes, a densidade do mercúrio é de aproximadamente 13 g/cm^3. A massa desse metal, da qual um garimpeiro de Poconé (MT) necessita para encher completamente um frasco de meio litro de capacidade, é de?

2. Uma solução foi preparada misturando-se 30 g de um sal em 300 g de água. Considerando-se que o volume da

solução é igual a 300 mL, a densidade dessa solução em g/mL será de:

a) 10,0
b) 1,0
c) 0,9
d) 1,1
e) 0,1

3. Três líquidos (água, benzeno e clorofórmio) foram colocados numa proveta, originando o seguinte aspecto:



A seguir há uma tabela com as densidades de cada líquido.

Substância	Densidade
Água	1,0 g/cm^3
Benzeno	0,90 g/cm^3
Clorofórmio	1,53 g/cm^3

Baseando-se nessas informações e em seus conhecimentos sobre densidade, relacione as substâncias A, B e C com as mencionadas na tabela. Justifique sua resposta.

4. Uma solução de ácido sulfúrico foi preparada segundo as normas de segurança, ou seja, em uma capela com exaustor. O químico misturou 33 g de H_2SO_4 em 200 mL de água, com extremo cuidado, lentamente e sob agitação constante. Ao final, obtém um volume de solução igual a 220 mL. Calcule a concentração em g/L

5. Qual é a massa de sulfato de sódio (Na_2SO_4) que deve ser dissolvida em água até completar o volume de solução de 500 mL, de modo que se obtenha uma solução de 0,03 mol/L?

Referências

Manual da Química. Disponível em: https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/densidade.htm

➢ Solução dos Exercícios

1. Dados:
Densidade do mercúrio = 13 g/cm^3
V = 0,5 L = 500 mL = 500 cm^3
m = ?

Da fórmula da densidade, temos:
d = m/V
m = d . V
m = (13 g/cm^3) . (500 cm^3)
m = 6500 g

2. A alternativa correta é a letra D.
Dados:
m_1 (massa do soluto) = 30 g
m_2 (massa do solvente) = 300 g
m (massa da solução) = (30 + 300)g = 330 g
V (volume da solução) = 300 mL

Substituindo os valores na fórmula da densidade:

$$d = \frac{m}{v}$$

$$d = \frac{330\ g}{300\ mL}$$

d = 1,1 g/mL

3. A = benzeno; B = água; C = clorofórmio.

Isso se dá porque os líquidos menos densos ficam sobre os mais densos. Assim, como o benzeno é o menos denso, ele fica na superfície; e como o clorofórmio é o mais denso, ele afunda, ficando na parte inferior, deixando a água no meio.

4. Dados:
m_1 =33 g
V = 200 mL = 0,2 L
C = ?

$$C = \frac{m1}{V}$$

$$C = \frac{33\ g}{0,22\ L}$$

C = 150 g/L

5. Dados:
m_1 = ?
V = 500 mL. dividindo por 1000, temos 0,5 L
MM = 0,03 mol/L

Para determinar a massa molar do soluto, basta multiplicar o valor da massa de cada elemento pela quantidade de átomos dele na fórmula do soluto, Na_2SO_4, e somar os resultados:

Para o Na, temos: 2.23 = 46 g/mol

Para o S, temos: 1.32 = 32 g/mol

Para o O, temos: 4.16 = 64 g/mol

Agora somamos os resultados encontrados para cada elemento:

MM_1 = 46 + 32 + 64
MM_1 = 142 g/mol

Com esses dados, podemos determinar o valor da massa do soluto (m_1) por intermédio da fórmula da concentração em quantidade de matéria:

$$\mathbf{M = \frac{m_1}{MM1 \,.\, V}}$$

$$0{,}03 = \frac{m_1}{142.0{,}5}$$

$$0{,}03 = \frac{m_1}{71}$$

$$m_1 = 0{,}03.71$$

$$\mathbf{m_1 = 2{,}13\ g}$$