

Problemas e Exercícios de

Química

PARA O ENSINO MÉDIO, EXAMES
VESTIBULARES E ESCOLAS SUPERIORES

10ª edição / 2007



QUÍMICA GERAL E
FÍSICO-QUÍMICA

Renato Garcia de Freitas

**PROBLEMAS E EXERCÍCIOS
DE
QUÍMICA**

RENATO GARCIA DE FREITAS

PROBLEMAS E EXERCÍCIOS
DE
QUÍMICA



www.vestseller.com.br
Fortaleza - CE/2007



Reimpresso pela Editora Vestseller em Junho/2007 em acordo com
Beatriz Garcia de Greitas e família.
Fortaleza - Brasil

1ª Edição	-	Março 1956
2ª Edição	-	Novembro 1956
3ª Edição	-	Abril 1958
4ª Edição	-	Janeiro 1960
5ª Edição	-	Agosto 1960
6ª Edição	-	Novembro 1961
7ª Edição	-	Março 1963
8ª Edição	-	Março 1964
Reimpressão	-	Fevereiro 1967
9ª Edição	-	Janeiro 1968
Reimpressões	-	1968, 1971, 1973, 1976 1977, 1978 e 1979
10ª Edição	-	Junho 2007

IMPRESSO NO BRASIL/ PRINTED IN BRAZIL

PREFÁCIO À DÉCIMA EDIÇÃO

Este livro, desde o seu lançamento em 1956, logo e logo cumpriu o objetivo traçado por seu autor: a resolução de problemas numéricos constitui valioso acessório na aprendizagem das ciências experimentais e, muito particularmente, de química. Naquele mesmo ano, comprovando o sucesso do livro, surgiu uma 2ª edição, sucedida por outras e algumas reimpressões até a década de 70.

A aceitação dessa obra só confirmava a excelência do Professor Renato Garcia de Freitas que, tão logo se diplomou em Engenharia Química pela Universidade do Brasil, optou por sua vocação-paixão: o magistério. De pronto, foi aprovado em concurso federal, tornando-se professor do Colégio Naval, primeiro, e algum tempo adiante, renomado mestre da Escola Naval.

Em 1954 fundou o Curso Gay-Lussac — Pré-vestibulares de Medicina e Engenharia, imediatamente reconhecido por seus sólidos princípios de ensino-aprendizagem. Em 1968, a realidade do curso foi ampliada com a aquisição do Colégio José Clemente, que deu lugar ao Instituto GayLussac – da Educação Infantil ao Ensino Médio, escola que, nos dias correntes, é a primeira no ranking do ENEM (Exame Nacional do Ensino Médio) em Niterói, no Estado do Rio, e com destaque entre suas congêneres em todo o Brasil.

Falecido em 1987, o professor Renato Garcia de Freitas fez e consagrou uma escola, gerida hoje por seus filhos e seus colegas de direção, que mantêm vivos os seus ideais de educação e cultura. De inteligência sensível e prática, ele sempre afirmava que, sem química, o mundo ficaria quase sem sabor. E o gosto desse sabor transcendia nas suas aulas e nos seus livros didáticos. Seus alunos, entre os quais me incluo — como atento discípulo desde 1957, adiante promovido a colega, na qualidade de professor de Biologia, e também Diretor Técnico do GayLussac (quando ele era Diretor Geral), sempre como privilegiado aprendiz de suas múltiplas lições de filosofia educacional — comprovaram, em tantos concursos e exames vestibulares, o quanto sua obra se tornou imperecível.

Que o livro Problemas e Exercícios de Química, ainda hoje, no início do século XXI, seja tão útil a tantos estudantes de Química, nada há a estranhar. Ao contrário, só a admirar o talento de quem sonhava com equações e soluções para a melhoria da vida. A Editora VestSeller, através do seu fundador, professor Renato Brito, percebendo a lacuna deixada por tal publicação, resolveu agora reeditá-la, fato que é motivo de alegria e de honra para todos nós do Instituto GayLussac.

Consolida-se assim o conhecido registro de Machado de Assis, em “Relíquias de Casa Velha”: “Os fatos e os tempos ligam-se por fios invisíveis”. Os fatos só reafirmam, dia a dia, que o presente livro não foi escrito para uma determinada época, pois nele, no quase invisível tempo, permanece a sabedoria dos seus ensinamentos. O tempo não envelhece o que se torna um saber de viva circulação, tornando-o permanentemente rejuvenescido na interminável cadeia da aprendizagem humana. Tal e qual a estrutura pensante do nosso saudoso mestre Renato Garcia de Freitas.

ÍNDICE

CAPÍTULO 1 — FÓRMULA QUÍMICA — LEIS DAS COMBINAÇÕES QUÍMICAS — NÚMERO DE AVOGADRO	1
Fórmula Química, 1	
Cálculos Ponderais, 1	
Cálculo da Composição Centesimal, 4	
Cálculos Volumétricos, 4	
Leis das Combinações Químicas, 12	
Número de Avogrado, 18	
CAPÍTULO 2 — ANÁLISE ELEMENTAR QUANTITATIVA.....	24
Fórmula Empírica — Fórmula Molecular, 24	
Compostos Orgânicos, 25	
Compostos Minerais, 41	
Hidrocarbonetos, 45	
Álcoois, 47	
Aldeídos e Cetonas, 48	
Ácidos Carboxílicos e Ésteres, 51	
Aminas, 52	
CAPÍTULO 3 — VALÊNCIA — NÚMERO DE OXIDAÇÃO.....	54
Valência, 54	
Representação da Valência, 55	
Número de oxidação, 56	
CAPÍTULO 4 — EQUAÇÕES QUÍMICAS — MÉTODOS DE AJUSTAMENTO.....	61
Método das Tentativas, 61	
Método Algébrico, 62	
Método de Oxi-redução, 63	
Equações Iônicas, 69	
CAPÍTULO 5 — CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO.....	74
Classificação dos Problemas, 74	
Problemas do 1.º grau, 75	
Problemas do 2.º grau, 76	
Problemas do 3.º grau, 82	
Problemas do 4.º grau, 85	
Problemas do 5.º grau, 87	

Problemas do 6.º grau, 89	
Misturas e Ligas, 91	
Preparações Inorgânicas, 95	
Óxidos, 95	
Ácidos, 98	
Bases, 105	
Sais, 108	
Preparações Orgânicas, 112	
Hidrocarbonetos, 112	
Álcoois e Fenóis, 118	
Aldeídos — Cetonas — Ácidos, 120	
Aminas — Amidas, 120	
CAPÍTULO 6 — COMBUSTÃO.....	122
Introdução, 122	
Combinações Gasosas, 123	
Análise de Gases, 128	
CAPÍTULO 7 — SOLUÇÕES.....	133
Introdução, 133	
Classificação das Soluções, 134	
Quanto ao Estado Físico, 134	
Quanto à Natureza do Solute, 134	
Quanto ao Tamanho das Partículas, 135	
Quanto à Relação entre Solute e Solvente, 135	
Solubilidade, 135	
Concentração das Soluções, 136	
Relação de Massa com Massa, 136	
Porcentagem em Pêso, 136	
Molalidade, 136	
Relação de Volume com Volume, 137	
Relação de Massa com Volume, 137	
Molaridade, 138	
Normalidade, 139	
Cálculo do Número de Equivalentes — Grama, 139	
Cálculo do Equivalente — Grama, 140	
Transformação entre Sistemas de Notação, 147	
Sistemas do mesmo Tipo, 147	
Sistemas de Tipo Diferente, 150	
Reação entre Soluções, 150	
Porque $VN = V'N'$, 151	
Mistura de Solvente a uma Solução (Diluição), 153	
Mistura de Solute a uma Solução (Concentração), 155	
Mistura de Soluções, 155	
CAPÍTULO 8 — DOSAGENS.....	162
Introdução, 162	
Gravimetria, 162	
Volumetria, 164	

Acidimetria e Alcalimetria, 165	
Dosagem do Ácido Fosfórico, 170	
Dosagem do Ácido Fosfórico em Mistura com outro Ácido, 171	
Dosagem dos Carbonatos, 172	
Dosagem dos Carbonatos e Bicarbonatos, 175	
Dosagem da Amônia, 177	
Argentimetria e Clorometria, 179	
Permanganatometria, 180	
Dicromatometria, 186	
Iodometria, 187	
CAPÍTULO 9 — ELETRÓLISE.....	207
Introdução, 207	
Reações Secundárias, 208	
Eletrólise de um Ácido, 208	
Eletrólise de uma Base, 209	
Eletrólise de um Sal, 209	
Eletrólise do CuSO_4 , 210	
Leis de Faraday, 210	
CAPÍTULO 10 — PROPRIEDADES COLIGATIVAS DAS SOLUÇÕES	219
Introdução, 219	
Para os Não-Eletrólitos, 219	
Criometria, 219	
Ebuliometria, 221	
Osmometria, 221	
Para os Eletrólitos, 222	
CAPÍTULO 11 — PÊSO MOLECULAR.....	230
Gasométrico, 230	
Criométrico, 230	
Ebuliométrico, 230	
Osmométrico, 231	
Processo Químico — Sais de Prata, 234	
CAPÍTULO 12 — EQUILÍBRIO QUÍMICO — EQUILÍBRIO IÔNICO	241
Equilíbrio Químico, 241	
Equilíbrio Iônico, 248	
CAPÍTULO 13 — pH — PRODUTO DE SOLUBILIDADE — HIDRÓ- LISE.....	252
Dissociação da Água — Noção de pH , 252	
Acidez Atual, Potencial e Total, 253	
Produto de Solubilidade, 254	
Hidrólise, 255	
CAPÍTULO 14 — TERMOQUÍMICA.....	272
Introdução, 272	
Princípios da Termoquímica, 273	
RESPOSTAS DOS PROBLEMAS.....	279
TABELAS E TÁBUAS DE LOGARITMO.....	287

CAPÍTULO 1

FÓRMULA QUÍMICA — LEIS DAS COMBINAÇÕES QUÍMICAS — NÚMERO DE AVOGADRO

FÓRMULA QUÍMICA

É a representação gráfica de uma única espécie de molécula. Sendo as substâncias puras constituídas de uma só espécie de moléculas e as misturas de duas ou mais espécies, conclui-se, então, que somente as substâncias puras podem ser representadas por fórmulas. Logo, mistura não tem fórmula.

A determinação da fórmula empírica e da fórmula molecular de um composto, a partir da sua composição centesimal, será objeto do capítulo seguinte. Trataremos aqui, apenas, dos cálculos ponderais relacionados com a fórmula e independentes da equação, cálculos êsses baseados na lei de Proust.

LEI DE PROUST (lei das proporções definidas ou lei da composição constante): — “Para formar um determinado composto os componentes se combinam em proporções de pêso fixas e definidas.”

CÁLCULOS PONDERAIS

1.1 — Qual a massa de alumínio existente em 60 g de sulfato de alumínio?

Pêso molecular do $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \times 27 + 32 \times 3 + 16 \times 12 = 342$
Mol = 342 g

$$\begin{array}{rcl} \frac{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}{342} & \dots\dots\dots & \frac{2 \text{ Al}}{2 \times 27} \\ 60 & & x \end{array}$$

$$\text{donde: } x = \frac{60 \times 54}{342} = 9,47 \text{ g.}$$

RESP.: 9,47 g.

1.2 — Que massa de permanganato de potássio contém 0,5 kg de potássio?

Pêso molecular do $\text{KMnO}_4 = 39 + 55 + 16 \times 4 = 158$
 Mol = 158 g

$$\frac{\text{KMnO}_4 \dots \dots \dots \text{K}}{158 \qquad \qquad \qquad 39}$$

x 500 donde: $x \cong 2$ kg.

RESP.: 2 kg aprox.

1.3 — Quantos átomos-grama de fósforo existem em 10 moléculas-grama de fosfato de cálcio?

1 mol de fosfato de cálcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ contém 2 átomos-grama de P. Logo, em 10 moles teremos 20 átomos-grama de fósforo.

1.4 — Qual a percentagem de manganês no bióxido de manganês?

$$\frac{\text{MnO}_2 \dots \dots \dots \text{Mn}}{87 \qquad \qquad \qquad 55}$$

100 x donde: $x = 63,2\%$.

RESP.: 63,2%.

1.5 — Quantas gramas de cobre existem em 300 g de sulfato de cobre penta-hidratado, contendo 5% de impurezas?

Pêso molecular do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 63,5 + 32 + 16 \times 4 + 5 \times 18 = 249,5$

Mol = 249,5 g.

Cálculo da impureza:

$$100 \dots \dots \dots 5$$

$$300 \dots \dots \dots x \text{ donde: } x = 15 \text{ g.}$$

Logo, $300 - 15 = 285$ g do sal puro.

$$\frac{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \dots \dots \dots \text{Cu}}{249,5 \qquad \qquad \qquad 63,5}$$

285 y donde: $y = 72,5$ g.

RESP.: 72,5 g de cobre.

1.6 — Que massa de ferro existe em 0,5 tonelada de magnetita, contendo 90% de óxido salino de ferro?

Cálculo da pureza:

$$100 \dots \dots \dots 90$$

$$500 \dots \dots \dots x \text{ donde: } x = 450 \text{ kg da parte}$$

pura do minério que é o Fe_3O_4 . Conseqüentemente, 10% ou 50 kg constituem a ganga, isto é, as impurezas.

Portanto,

$$\begin{array}{rcl} \frac{\text{Fe}_3\text{O}_4 \dots\dots\dots 3 \text{ Fe}}{232} & & \frac{3 \times 56}{3 \times 56} \\ 450 & y & \text{donde: } y \cong 326 \text{ kg de ferro.} \end{array}$$

RESP.: 326 kg aprox.

Observação:

O mol tem as dimensões de massa. Pode ser expresso em mol-g, mol-kg, mol-t. Análogamente para o átomo-grama.

1.7 — Os ossos possuem 65% de sua massa constituída de matéria mineral. Esta, por sua vez, contém 80% de fosfato de cálcio e 20% de carbonato de cálcio. Calcular a massa de fósforo e de cálcio que se pode obter a partir de 1 tonelada de ossos.

$$\begin{array}{rcl} 100 \dots\dots\dots 65 & & \\ 1.000 \dots\dots\dots x & \text{donde:} & x = 650 \text{ kg de matéria} \\ \text{mineral} & & \end{array}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 80\% \text{ de } 650 \text{ kg} = 520 \text{ kg de fosfato de cálcio} \\ 20\% \text{ de } 650 \text{ kg} = 130 \text{ kg de carbonato de cálcio.} \end{array} \right.$$

Cálculo da massa de fósforo:

$$\begin{array}{rcl} \frac{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \dots\dots\dots 2 \text{ P}}{310} & & \frac{2 \times 31}{2 \times 31} \\ 520 & y & \text{donde: } y = 104 \text{ kg de fósforo.} \end{array}$$

Cálculo da massa de cálcio:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \dots\dots\dots 3 \text{ Ca}}{310} \\ 520 \quad \quad \quad z \quad \text{donde: } z \cong 201 \text{ kg de cálcio} \\ \frac{\text{CaCO}_3 \dots\dots\dots \text{Ca}}{100} \\ 130 \quad \quad \quad w \quad \text{donde: } w = 52 \text{ kg de cálcio.} \end{array} \right.$$

Massa de cálcio: $201 + 52 = 253$ kg de cálcio.

RESP.: 104 kg de fósforo e 253 kg de cálcio.

1.8 — Uma amostra de sulfato de magnésio cristalizado pesando 1,23 g é aquecida até perder toda a água de cristalização. O sal anidro pesou 0,6 g. Pergunta-se:

a) com quantos moles de água cristaliza o sulfato de magnésio?

b) qual a fórmula do sal cristalizado?

c) qual a massa de magnésio na amostra examinada?

- a) Pêso molecular do $\text{MgSO}_4 = 24 + 32 + 64 = 120$
 Mol = 120 g.

O sal cristalizado pesou 1,23 g enquanto que o sal anidro pesou 0,6 g. Donde a seguinte proporção:

$$\begin{array}{rcl} 1,23 & \dots\dots\dots & 120 + x \times 18 \\ 0,6 & \dots\dots\dots & 120 \end{array}$$

Donde: $120 \times 0,6 + x \times 18 \times 0,6 = 120 \times 1,23$.

Donde: $72 + 10,8x = 147,6$

donde: $x = \frac{75,6}{10,8} = 7$.

O sulfato de magnésio cristaliza com 7 moles de água.

- b) A sua fórmula é, pois, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

c) $\frac{\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \dots\dots \text{Mg}}{246 \qquad \qquad \qquad 24}$

1,23 y donde: $y = 0,12$ g de magnésio.

RESP.: $\left\{ \begin{array}{l} a) \ 7; \\ b) \ \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}; \\ c) \ 0,12 \text{ g de Mg.} \end{array} \right.$

CÁLCULO DA COMPOSIÇÃO CENTESIMAL

Conhecida a fórmula molecular de um composto, a lei de Proust, nos permite calcular a sua composição centesimal. Entretanto, é preciso ressaltar que, na realidade, a composição centesimal não é calculada a partir da fórmula molecular, mas sim o contrário, como veremos no capítulo seguinte.

1.9 — Calcular a composição centesimal do carbonato de sódio, sabendo-se que a fórmula molecular desse sal é Na_2CO_3 .

Pêso molecular do $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 23 \times 2 + 12 + 16 \times 3 = 106$
 Mol = 106 g

Para o Na: $\begin{array}{rcl} 106 & \dots\dots\dots & 23 \times 2 \\ 100 & \dots\dots\dots & x \end{array}$ donde: $x = 43,39\%$.

Para o C: $\begin{array}{rcl} 106 & \dots\dots\dots & 12 \\ 100 & \dots\dots\dots & y \end{array}$ donde: $y = 11,32\%$.

Para o O: $\begin{array}{rcl} 106 & \dots\dots\dots & 16 \times 3 \\ 100 & \dots\dots\dots & z \end{array}$ donde: $z = 45,28\%$.

RESP.: $\left\{ \begin{array}{l} 43,39\% \text{ de Na;} \\ 11,32\% \text{ de C;} \\ 45,28\% \text{ de O.} \end{array} \right.$

CÁLCULOS VOLUMÉTRICOS

São os cálculos relacionados aos gases e vapores. Baseiam-se nas leis físico-químicas que regem o estado gasoso.

LEI DO VOLUME MOLECULAR: “O volume ocupado pela molécula-grama de um gás qualquer, nas condições normais de temperatura e pressão, é de 22,4 litros.” (Consequência do *Princípio de Avogadro*.)

$$\text{Volume molecular ou volume molar} = 22,4 \text{ l/mol} = 22,4 \text{ m}^3/\text{mol} - \text{kg}$$

Observação:

As condições normais de temperatura e pressão (CNTP) são a temperatura 0°C ou 273°K e a pressão 760 mm Hg ou 76 cm Hg ou 1 atmosfera.

LEI DE GAY-LUSSAC: “Sob pressão constante, os volumes dos gases são diretamente proporcionais às temperaturas absolutas.” (*Evolução isobárica*.) É também conhecida por lei de Charles.

$$\frac{V}{V'} = \frac{T}{T'} \quad \text{ou} \quad \frac{V}{V'} = \frac{1 + \alpha t}{1 + \alpha t'}$$

ou, quando a temperatura for 0°C: $V = V_0(1 + \alpha t)$.

LEI DE BOYLE-MARIOTTE: “Sob temperatura constante, os volumes dos gases são inversamente proporcionais às pressões que suportam.” (*Evolução isotérmica*.)

$$\frac{V}{V'} = \frac{P'}{P} \quad \text{logo,} \quad PV = P'V' = P''V'' = K.$$

EQUAÇÃO DOS GASES PERFEITOS: Associando as leis de Gay-Lussac e Boyle-Mariotte temos a equação dos gases perfeitos, onde o volume do gás varia simultaneamente com a temperatura e a pressão. Por intermédio desta equação, podemos calcular o volume de um gás ou vapor, em quaisquer condições de temperatura e pressão. Pode ser escrita sob vários aspectos:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} \quad \text{ou} \quad PV = P'V'(1 + \alpha t) \quad \text{ou} \quad PV = nRT$$

(Clapeyron).

Nos cálculos químicos somos obrigados a trabalhar com o valor do volume molecular (22,4 litros/mol) constituindo a ponte que relaciona as grandezas massa e volume. É, pois, conveniente o emprego da equação dos gases perfeitos, sob um dos seguintes aspectos:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

ou

onde

$$PV = P_0 V_0 (1 + \alpha t)$$

$\left\{ \begin{array}{l} P_0 - \text{pressão normal} \\ V_0 - \text{volume normal} \\ T_0 - \text{temperatura absoluta normal} \\ \quad T_0 = 273 + 0^\circ = 273^\circ\text{K} \\ P - \text{pressão da experiência} \\ V - \text{volume da experiência} \\ T - \text{temperatura absoluta da experiência} \\ \quad T = (273 + t)^\circ\text{K} \\ t - \text{temperatura em } ^\circ\text{C} \\ \alpha - \text{coeficiente de dilatação dos gases} \\ \quad \alpha = 1/273 = 0,00366 \dots \end{array} \right.$

ou

$$PV = nRT \quad \text{onde} \quad \begin{cases} n - \text{n.º de moles do gás} \therefore n = \frac{m}{\text{mol}} \\ m - \text{massa do gás expressa em gramas} \\ R - \text{constante dos gases perfeitos} \\ R = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm}/^\circ\text{K} \times \text{mol.} \end{cases}$$

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1.10 — Determinar o volume ocupado nas CNTP por 350 g de cloro, sabendo-se que a sua molécula é diatômica.

Fórmula molecular: Cl_2

Pêso molecular: $35,5 \times 2 = 71$

Mol = 71 g

71 22,4 litros

350 x

donde: $x = 110,4$ litros.

Observação:

As moléculas dos gases simples são *diatômicas* e covalentes. Assim: H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , N_2 , (ver Química Geral e Inorgânica, pág. 74).

1.11 — Determinar a massa de 0,5 m³ de oxigênio nas CNTP. Fórmula molecular: O_2 .

Pêso molecular: 32

Mol = 32 g

32 22,4 litros

x 500 litros

donde: $x = 714,2$ g.

1.12 — 2,28 g de gás sulfídrico ocupam nas CNTP o volume de 1,5 dm³. Calcular o pêso molecular desse gás.

2,28 1,5 litros

mol 22,4 litros

donde: mol = 34 g; logo, pêso molecular = 34.

RESP.: 34.

1.13 — Qual o volume ocupado por 140 g de nitrogênio a 25°C e pressão normal?

Fórmula molecular: N_2

Pêso molecular: $14 \times 2 = 28$

Mol = 28 g

CNTP

28 22,4 litros

140 x donde: $x = 112$ litros.

RESP.: 112 litros de nitrogênio a 0° e pressão normal.

Correção do volume para 25°C (lei de Gay-Lussac)

$$\frac{V}{V'} = \frac{T}{T'} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} V = 112 \text{ litros} \\ V' = ? \\ T = 273 + 0^\circ = 273^\circ\text{K} \\ T' = 273 + t = 273 + 25 = 298^\circ\text{K} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V' = \frac{VT'}{T} = \frac{112 \times 298}{273} = 122,25 \text{ litros.}$$

RESP.: 122,25 litros.

1.14 — Qual o volume ocupado por 220 g de gás carbônico na temperatura de 27°C e pressão de 780 mm Hg?

Fórmula molecular: CO_2

Peso molecular: $12 + 16 \times 2 = 44$

Mol = 44 g

44 22,4 litros

220 x

donde: $x = 112$ litros, volume ocupado pelo gás carbônico (dióxido de carbono) nas CNTP.

Correção do volume: Empregando a equação dos gases perfeitos, tem-se:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} P_o = 760 \text{ mm Hg} \\ V_o = 112 \text{ litros} \\ T_o = 273 + 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K} \\ P = 780 \text{ mm Hg} \\ V = ? \\ T = 273 + t = 273 + 27 = 300^\circ\text{K} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V = \frac{P_o V_o T}{PT_o} = \frac{760 \times 112 \times 300}{780 \times 273} = 119,92 \text{ litros.}$$

RESP.: 119,92 litros.

1.15 — Na temperatura de 30°C tem-se um volume gasoso de 80 litros sob pressão de 780 mm Hg. Qual é o volume ocupado pelo gás na pressão de 960 mm Hg, supondo a temperatura constante?

Empregando a expressão da lei de Boyle-Mariotte, tem-se:

$$\frac{V}{V'} = \frac{P'}{P} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} V = 80 \text{ litros} \\ P = 780 \text{ mm} \\ V' = ? \\ P' = 960 \text{ mm} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V' = \frac{PV}{P'} = \frac{780 \times 80}{960} = 65 \text{ litros.}$$

RESP.: 65 litros.

1.16 — 45 litros de oxigênio estão submetidos a 2 atmosferas de pressão sob temperatura constante. Qual é o volume desse gás, sabendo-se que a pressão triplicou?

$$\frac{V}{V'} = \frac{P'}{P} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} V = 45 \text{ litros} \\ P = 2 \text{ atm} \\ V' = ? \\ P' = 3 \times 2 = 6 \text{ atm} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V' = \frac{PV}{P'} = \frac{2 \times 45}{6} = 15 \text{ litros.}$$

RESP.: 15 litros.

1.17 — Qual o volume de gás carbônico a 50°C, sabendo-se que na temperatura de 22°C o volume é de 120 litros e que a pressão manteve-se constante?

Pela lei de Gay-Lussac, temos:

$$\frac{V}{V'} = \frac{T}{T'} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} V = ? \\ V' = 120 \text{ litros} \\ T = 273 + t = 273 + 50 = 323^\circ\text{K} \\ T' = 273 + t' = 273 + 22 = 295^\circ\text{K} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V = \frac{V'T}{T'} = \frac{120 \times 323}{295} = 131,38 \text{ litros}$$

RESP.: 131,38 litros.

1.18 — Tem-se 80 litros de um certo gás na temperatura de 15°C e pressão de 850 mm Hg. Qual é o volume do gás na temperatura de 35°C e pressão de 920 mm Hg?

De acôrdo com a equação dos gases perfeitos, tem-se:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} P = 850 \text{ mm} \\ V = 80 \text{ litros} \\ T = 273 + t = 273 + 15 = 288^\circ\text{K} \\ P' = 920 \text{ mm} \\ V' = ? \\ T' = 273 + t' = 273 + 35 = 308^\circ\text{K} \end{cases}$$

$$\text{donde: } V' = \frac{PVT'}{P'T} = \frac{850 \times 80 \times 308}{920 \times 288} = 79,04 \text{ litros.}$$

RESP.: ~ 79 litros.

1.19 — 220 g de CO₂ ocupam o volume de 50 litros à temperatura de 27°C. Calcular a pressão a que está sujeita esse gás.

$$PV = nRT \quad \text{onde} \quad \begin{cases} V = 50 \text{ litros} \\ n = m/\text{mol} = 220 \text{ g}/44 \text{ g} = 5 \\ R = 0,082 \text{ l} \times \text{atm}/^\circ\text{K} \times \text{mol} \\ T = 273 + 27 = 300^\circ\text{K} \end{cases}$$

$$P = \frac{n}{V} RT = \frac{5}{50} \times 0,082 \times 300 = 2,46 \text{ atm.}$$

RESP.: 2,46 atm.

1.20 — Calcular o volume ocupado por 3,4 g de SO_2 a 127°C e pressão de 1.520 mm Hg.

$$\begin{aligned} \text{Dado: } R &= 0,0821 \times \text{atm}/^\circ\text{K} \\ PV = nRT \quad \text{onde } \left\{ \begin{array}{l} P = 1.520 \text{ mm Hg} = 2 \text{ atm} \\ n = m/\text{mol} = \frac{3,4}{64} = 0,05 \\ R = 0,0821 \times \text{atm}/^\circ\text{K} \times \text{mol} \\ T = 273 + 127 = 400^\circ\text{K} \end{array} \right. \\ V = \frac{n}{P} \cdot RT \end{aligned}$$

$$V = \frac{0,05}{2} \times 0,082 \times 400 = 0,8 \text{ litro.}$$

RESP.: 0,8 litro.

1.21 — 20,0 g de uma substância pura, no estado gasoso, ocupam o volume de 8,20 litros à temperatura de 47°C e à pressão de 152 cm Hg. Calcular o peso molecular da substância.

$$PV = nRT \quad \text{onde } \left\{ \begin{array}{l} P = 152/76 = 2 \text{ atm} \\ V = 8,2 \text{ litros} \\ m = 20 \text{ g} \\ T = 273 + 47 = 320^\circ\text{K} \\ R = 0,0821 \times \text{atm}/^\circ\text{K} \times \text{mol} \end{array} \right.$$

$$\text{mas, } n = \frac{m}{\text{mol}} \therefore PV = \frac{m}{\text{mol}} RT$$

$$\therefore \text{mol} = \frac{m}{PV} RT \therefore \text{mol} = \frac{20}{2 \times 8,2} \times 0,082 \times 320 = 32 \text{ g.}$$

RESP.: Peso molecular = 32.

1.22 — A que temperatura devemos aquecer um recipiente aberto para que saia metade da massa de ar nele contida a 20°C ?

Num recipiente aberto, podemos escrever:

$$\left\{ \begin{array}{l} p \text{ inicial do gás} = p \text{ final} = p \text{ externa} = P \\ V \text{ inicial do gás} = V \text{ final} = V \text{ recipiente} = V \\ m \text{ inicial do gás} = 2 m \text{ final do gás.} \end{array} \right.$$

Ora, sabemos que:

$$p_1 v_1 = n_1 RT_1 \quad \text{mas, } n_1 = \frac{m}{\text{mol}}$$

$$p_2 v_2 = n_2 RT_2 \quad \text{mas, } n_2 = \frac{m_2}{\text{mol}}$$

Como vimos:

$$p_1 = p_2; v_1 = v_2; m_2 = \frac{m_1}{2}; \text{ logo } n_2 = \frac{m_{1/2}}{\text{mol}}.$$

Substituindo, temos:

$$(1) \quad p_1 v_1 = \frac{m_1}{\text{mol}} \times R \times 293.$$

$$(2) \quad p_1 v_1 = \frac{m_{1/2}}{\text{mol}} \times R \times T_2.$$

Dividindo (1) por (2) temos:

$$\frac{p_1 V_1}{p_1 V_1} = \frac{\frac{m_1}{\text{mol}} \times R \times 293}{\frac{m_{1/2}}{\text{mol}} \times R \times T_2} \quad \text{Simplificando, temos:}$$

$$T_2 = 2 \times 293 = 586^\circ\text{K. Logo, } 586 - 273 = 313^\circ\text{C.}$$

RESP.: 313°C.

EXERCÍCIOS COM RESPOSTAS

1.23 — Qual a massa de magnésio existente em 20 g de carbonato de magnésio?

1.24 — Quantas gramas de enxôfre existem em 2 moles de tiossulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)?

1.25 — Onde há mais enxôfre: em 60 g de H_2SO_4 ou em 30 g de H_2S ?

1.26 — Qual a percentagem de chumbo da galena (PbS)?

1.27 — Qual a percentagem de ferro na hematita (Fe_2O_3)?

1.28 — Qual a percentagem de sódio no carbonato de sódio deca-hidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)?

1.29 — Quais as percentagens de fósforo e de magnésio no pirofosfato de magnésio ($\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$)?

1.30 — Que massa de mercúrio existe em 1 tonelada de cinábrio, contendo 70% de HgS ?

1.31 — Quantas gramas de cálcio existem em 0,5 kg de cloreto de cálcio di-hidratado, contendo 5% de impurezas?

1.32 — 4,6 g de sulfato de cobre cristalizado contêm 1,17 g de cobre. Com quantas moléculas-grama de água cristaliza êste sal?

1.33 — Determinar o número de moles de água de cristalização do sulfato de magnésio, sabendo-se que 3,63 g dêste sal contêm 51,4% de água de cristalização?

1.34 — Um composto de pêso molecular 152 forma um hidrato contendo 45,3% de água de hidratação. Calcular o n.º de moléculas-grama de água de cristalização na molécula-grama do sal hidratado.

1.35 — Calcular a composição centesimal do dicromato de potássio, sabendo-se que a sua fórmula molecular é $K_2Cr_2O_7$.

1.36 — Calcular o volume ocupado nas CNTP por 120 g de gás amoníaco (NH_3)?

1.37 — Determinar o volume ocupado por 250 g de butano (C_4H_{10}) na temperatura de $30^\circ C$ e pressão de 1,5 atmosfera.

1.38 — Qual o volume de oxigênio que, medido nas CNTP, tem o mesmo peso que 1 litro de hidrogênio, medido a $50^\circ C$ e 800 mm Hg de pressão?

1.39 — Qual é o volume ocupado nas CNTP por 100 cm^3 de hidrogênio medidos a $20^\circ C$ e 750 mm Hg de pressão?

1.40 — 200 litros de um gás medidos a $20^\circ C$ foram aquecidos a $40^\circ C$, sob pressão constante. Calcular o novo volume ocupado pelo gás.

1.41 — Uma determinada massa gasosa ocupa o volume de 30 m^3 à temperatura de $-73^\circ C$ e 8 atm de pressão. Calcular o volume, expresso em m^3 , supondo a pressão de 608 cm Hg e temperatura de $200^\circ K$.

1.42 — Uma dada massa gasosa ocupa o volume de 500 litros à temperatura de $77^\circ F$ e pressão de 2.280 mm Hg. Calcular o volume expresso em m^3 , supondo a temperatura de $25^\circ C$ e pressão de 3 atm.

1.43 — Uma certa massa gasosa ocupa o volume de 380 litros a uma determinada temperatura e a uma dada pressão. Duplicando-se simultaneamente a pressão em mm Hg e a temperatura em graus absolutos, pede-se calcular o novo volume.

1.44 — Sabendo-se que 625 mg de um gás ocupam o volume de 140 cm^3 na temperatura de $273^\circ K$ e pressão de 760 mm Hg, calcular o seu peso molecular.

1.45 — 0,36 g de uma substância orgânica depois de volatilizada ocupou o volume de 82 ml na temperatura de $127^\circ C$ e pressão de 720 mm Hg. Qual o peso molecular da substância.

1.46 — Uma certa massa gasosa de peso molecular igual a 17 ocupa o volume de 6,4 dm^3 a $37^\circ C$ e 760 mm Hg. Calcular a massa do gás, expressa em gramas.

1.47 — Quantos moles de um dado gás ocupam volume de 10 litros na temperatura de $27^\circ C$ e pressão de 4,92 atm.

1.48 — O hidreto de um elemento X de peso atômico 11, contém 21,4% de hidrogênio. Sabendo-se que 1 grama do hidreto ocupa 800 cm^3 nas CNTP qual é a fórmula molecular do hidreto?

1.49 — Um certo gás tem densidade 2,60 g/l a $300^\circ K$ e 700 mm Hg de pressão. Calcular a densidade desse gás a $273^\circ K$ e 760 mm Hg de pressão.

1.50 — Colocamos 8,40 g de nitrogênio e 6,40 g de oxigênio em um recipiente fechado que contém álcool líquido a $0^\circ C$. Se o volume da fase gasosa é de 15,20 litros e a pressão da mesma é de 572 mm Hg, qual a pressão de vapor do álcool a $0^\circ C$?

lico, pergunta-se: a) qual o peso equivalente do metal; b) qual o peso atômico exato do metal; c) a fórmula de seu cloreto.

1.74 — 40 cm³ de uma sol. 0,15 N de NaOH neutralizam exatamente uma solução feita por dissolução em água de 0,912 g de um ácido sólido. Qual o peso equivalente deste ácido?

1.75 — 200 mg de um metal polivalente de massa atômica 55,85 reagem exatamente com uma solução aquosa diluída de H₂SO₄ para dar 80,22 cm³ de hidrogênio seco, medidos nas CNTP. O volume total desta solução, na qual os cátions metálicos estão no mais baixo estado de oxidação, exigiu 35,81 cm³ de sol. N/10 KMnO₄ para que todos os cátions passassem para o estado de mais alta oxidação. Pedem-se os dois números de oxidação do metal.

1.76 — 2,5 g de zinco metálico são transformados em óxido, o qual pesa 3,11 g.

2,5 g de zinco metálico são colocados em solução de sulfato de cobre contendo 10 g do sal e, o cobre metálico precipitado, depois de lavado e seco pesou 2,43 g. Calcular:

a) o equivalente do cobre;

b) sabendo-se que o sal de cobre contém 39,83% do metal qual a massa de sal que fica na solução?

1.77 — 0,1166 g do cloreto de um metal foram dissolvidos em água e, para a precipitação completa do cloreto, sob a forma de cloreto de prata, foram necessários 21,0 ml de sol. N/10 de AgNO₃. Sabendo-se que o calor específico do metal é 0,15 cal/g, calcular o peso equivalente e o peso atômico do metal.

1.78 — O calor específico do cromo é 0,12 cal/g. Sabendo-se que 1,95 g de cromo dão 3,75 g de óxido de cromo, calcular:

a) peso equivalente; b) peso atômico exato; c) fórmula do óxido.

1.79 — Uma corrente elétrica de intensidade igual a 1 A atravessando uma solução de sulfato de cobre, durante 16 minutos e 5 segundos depositou no cátodo 0,3175 g de cobre metálico. Calcular o peso equivalente do cobre.

NUMERO DE AVOGADRO

É o número de moléculas existentes na molécula-grama de qualquer substância. Representa-se por N.

Por vários processos de natureza físico-química achou-se o seguinte valor para N:

$$N = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas.}$$

Depreende-se, assim, que 1 mol de qualquer substância (sólido, líquido ou gás) contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, isto é, seiscentos e dois sestihões de moléculas.

Sabe-se que 1 mol de qualquer gás, nas CNTP, ocupa o volume de 22,4 litros. Portanto, para os gases, podemos escrever:

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas.}$$

Analogamente:

$$1 \text{ átomo-grama contém } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ íon-grama contém } 6,02 \times 10^{23} \text{ íons.}$$

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1.80 — Calcular o número de moléculas que estão contidas em 450 g de água.

$$\begin{array}{ll} (1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}) & 18 \text{ g} \dots\dots\dots 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ & 450 \text{ g} \dots\dots\dots x \\ \therefore & x = 15,05 \times 10^{24} \text{ moléculas.} \end{array}$$

1.81 — Quantas moléculas há em 1 mg de carbonato de cálcio?

$$\begin{array}{ll} (1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3) & 100 \text{ g} \dots\dots\dots 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ & 0,001 \text{ g} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$\therefore x = \frac{6,02 \times 10^{23} \times 10^{-3}}{10^2} = 6,02 \times 10^{18} \text{ moléculas.}$$

1.82 — Quantas moléculas estão contidas em 112 ml de gás amoníaco?

CNTP

$$\begin{array}{ll} (1 \text{ mol de } \text{NH}_3) & 22,4 \text{ litros} \dots\dots\dots 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ & 0,112 \text{ litros} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$\therefore x = \frac{6,02 \times 10^{23} \times 112 \times 10^{-3}}{22,4} = 30,1 \times 10^{20} \text{ moléculas.}$$

1.83 — Efetuar as seguintes transformações:

- a) 20 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ para moles;
- b) 3,5 moles de CaBr_2 para gramas;
- c) 0,35 moles de MgSO_4 para moléculas;
- d) $5,42 \times 10^{21}$ moléculas de SO_2 para moles.

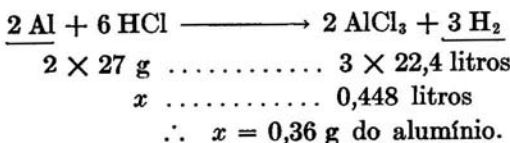
RESP.:

$$a) n = \frac{m}{\text{mol}} = \frac{20}{400} = 0,05 \text{ moles;}$$

$$b) m = n \times \text{mol} = 3,5 \times 200 = 700 \text{ gramas;}$$

- c) 1 mol $6,02 \times 10^{23}$
 0,35 moles $x \therefore x = 21,07 \times 10^{23}$ moléculas;
 d) 1 mol $6,02 \times 10^{23}$
 y $5,42 \times 10^{21} \therefore y = 9 \times 10^{-3}$ moles.

1.84 — Quantos átomos de alumínio devem reagir completamente com excesso de solução aquosa de HCl a fim de produzir 448 cm³ de H₂ nas CNTP?



Ora, 1 átomo-grama de alumínio = 27 g

$$\begin{array}{rcl} 27 \text{ g} & & 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 0,36 \text{ g} & & y \therefore y = 8,02 \times 10^{21} \text{ átomos.} \end{array}$$

1.85 — Sabendo-se que $2,71 \times 10^{18}$ moléculas de um composto tem a massa de 3,76 mg, calcular a sua massa molecular aproximada.

$$\begin{array}{rcl} 3,76 \text{ mg} & & 2,71 \times 10^{18} \\ \text{mol} & & 6,02 \times 10^{23} \\ \therefore \text{mol} & = & \frac{6,02 \times 10^{23} \times 376 \times 10^{-5}}{2,71 \times 10^{18}} \cong 835 \text{ g.} \end{array}$$

RESP.: 835.

1.86 — 80 mg de uma substância, no estado vapor, contém $3,01 \times 10^{20}$ moléculas. Calcular o peso molecular aproximado da substância.

$$\begin{array}{rcl} 0,080 \text{ g} & & 3,01 \times 10^{20} \\ \text{mol} & & 6,02 \times 10^{23} \\ \therefore \text{mol} & = & \frac{6,02 \times 10^{23} \times 80 \times 10^{-3}}{3,01 \times 10^{20}} = 160 \text{ g.} \end{array}$$

RESP.: 160.

1.87 — Uma substância X é constituída de $3,01 \times 10^{23}$ átomos de enxofre e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio. Sabe-se que 16 mg desta substância, no estado de vapor, contém $15,05 \times 10^{19}$ moléculas.

Calcular a fórmula molecular de X.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{S} = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,5 ; 0,5 \div 0,5 = 1 ; \\ \text{O} = \frac{6,02 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 1 ; 1 \div 0,5 = 2. \end{array} \right.$$

A fórmula empírica de X é SO₂.

Cálculo do peso molecular

$$\begin{array}{rcl} 16 \text{ mg} & \dots\dots\dots & 15,05 \times 10^{19} \\ \text{mol} & \dots\dots\dots & 6,02 \times 10^{23} \\ \therefore \text{ mol} & = & 64 \text{ g.} \end{array}$$

Logo, $(\text{SO}_2)_n = 64 \quad \therefore 64n = 64 \quad \therefore n = 1.$

A fórmula molecular de X é SO_2 .

1.88 — Uma substância orgânica X é constituída de $18,06 \times 10^{23}$ átomos de carbono, 36×10^{23} átomos de hidrogênio e $12,04 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio. Sabe-se que 0,296 g da substância orgânica contém $24,08 \times 10^{20}$ moléculas.

Calcular a fórmula molecular de X.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C} = \frac{18,06 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 3; \\ \text{H} = \frac{36,12 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 6; \\ \text{O} = \frac{12,04 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 2. \end{array} \right.$$

A fórmula empírica de X é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

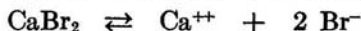
Cálculo do peso molecular

$$\begin{array}{rcl} 0,296 \text{ g} & \dots\dots\dots & 24,08 \times 10^{20} \\ \text{mol} & \dots\dots\dots & 6,02 \times 10^{23} \\ \therefore \text{ mol} & = & 74 \text{ g.} \end{array}$$

Logo, $(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2)_n = 74 \quad \therefore 74n = 74 \quad \therefore n = 1.$

A fórmula molecular de X é também $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

1.89 — Calcular o número de íons existentes em 20 g de CaBr_2 .



$$\begin{array}{rcl} (1 \text{ mol de } \text{CaBr}_2) & 200 \text{ g} & \dots\dots\dots 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ íons} \\ & 20 \text{ g} & \dots\dots\dots x \\ & & x = 18,06 \times 10^{22} \text{ íons.} \end{array}$$

1.90 — Tendo-se *uma molécula* de ciclopropano (C_3H_6) pede-se calcular:

- a) a massa em gramas de carbono e de hidrogênio;
- b) a massa desses elementos, expressa em avogramas.
- a) 1 mol de C_3H_6 contém 36 g de C e 6 g de H.

$$\begin{array}{rcl} \text{Então: } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} & \dots\dots\dots & 36 \text{ g de C} \\ 1 \text{ molécula} & \dots\dots\dots & x \end{array}$$

$$\therefore x = \frac{36}{6,02 \times 10^{23}} = 5,98 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$\begin{array}{ll} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} & \dots\dots\dots 6 \text{ g de H} \\ 1 \text{ molécula} & \dots\dots\dots y \end{array}$$

$$\therefore y = \frac{6}{6,02 \times 10^{23}} = 996 \times 10^{-26} \text{ g.}$$

b) O *avograma* é a unidade de *pêso atômico absoluto*. Por definição, $6,02 \times 10^{23}$ avogramas correspondem a 1 g. Logo,

$$1 \text{ g} \dots\dots\dots 6,02 \times 10^{23} \text{ avg}$$

$$5,98 \times 10^{-23} \text{ g} \dots\dots\dots x$$

$$\therefore x \cong 36 \text{ avogramas de carbono.}$$

$$1 \text{ g} \dots\dots\dots 6,02 \times 10^{23}$$

$$996 \times 10^{-26} \text{ g} \dots\dots\dots y$$

$$\therefore y \cong 6 \text{ avogramas de hidrogênio.}$$

1.91 — 35 litros de gás nitrogênio a 37°C e pressão de 1.140 mm Hg contém $2,25 \times 10^{20}$ moléculas. Calcular o número de moléculas existentes em 70 litros de CO_2 , medidos a 310°K e 1,5 atm de pressão.

$$\text{N}_2 \begin{cases} V = 35 \text{ litros;} \\ t = 37^\circ\text{C} = 310^\circ\text{K;} \\ P = 1.140 \text{ mm Hg} = 1,5 \text{ atm;} \end{cases} \quad \text{CO}_2 \begin{cases} V = 70 \text{ litros;} \\ t = 310^\circ\text{K;} \\ P = 1,5 \text{ atm.} \end{cases}$$

Ora, o *Princípio de Avogadro* diz: “Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.”

Portanto, em 70 litros de CO_2 , existe o dobro de moléculas: $2 \times 2,25 \times 10^{20} = 4,5 \times 10^{20}$ moléculas.

RESP.: $4,5 \times 10^{20}$ moléculas.

EXERCÍCIOS COM RESPOSTAS

1.92 — Efetuar as seguintes transformações:

- 8,5 gramas de NH_3 para moles;
- 2,7 moles de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ para gramas;
- 0,24 moles de H_2O para moléculas;
- $6,7 \times 10^{21}$ moléculas de CO_2 para moles.

1.93 — Quantos íons existem em 3,42 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

1.94 — Qual a massa de carbono, expressa em gramas, existente em uma molécula de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

1.95 — Quantos átomos de zinco são capazes de reagir com excesso de solução de H_2SO_4 diluído a fim de produzir $18,06 \times 10^{24}$ moléculas de hidrogênio, supondo nas CNTP?

1.96 — Uma mistura contém 144 g de magnésio, 280 g de ferro e 120 g de cálcio. Calcular o número total de átomos existentes na mistura.

1.97 — Uma mistura contém $1,204 \times 10^{25}$ átomos de sódio e $1,204 \times 10^{24}$ moléculas de brometo de cálcio. Qual a massa da mistura?

1.98 — Uma mistura gasosa contém $9,03 \times 10^{24}$ moléculas de CO_2 e $15,05 \times 10^{23}$ moléculas de neônio. Qual será o volume da mistura a 0°C e 76 cm Hg de pressão?

1.99 — 300 litros de gás argônio medidos a temperatura T e pressão P contêm $2,84 \times 10^{25}$ moléculas.

Qual o número de moléculas de gás nitrogênio contidas em 150 litros desse gás, nas mesmas condições de temperatura e pressão?

1.100 — $3,9 \times 10^{17}$ moléculas de gás carbônico ocupam o volume de 30 litros a temperatura T e pressão P . Mantendo-se constante a temperatura e a pressão e adicionando-se ainda $1,3 \times 10^{17}$ moléculas desse gás, qual será o volume final?

CAPÍTULO 2

ANÁLISE ELEMENTAR QUANTITATIVA

FÓRMULA EMPÍRICA — FÓRMULA MOLECULAR

FÓRMULA QUÍMICA é a representação gráfica de uma só espécie de molécula. A molécula é constituída de átomos. Determinar a fórmula é, portanto, conhecer o número de átomos. Análogamente, a molécula-grama é constituída de átomos-grama.

Ora, sabemos que o número de átomos-grama de um elemento pode ser calculado em função de uma certa massa do elemento, através da expressão:

$$n = \frac{m}{\text{átomo-grama}} \quad \left\{ \begin{array}{l} n = \text{número de átomos-grama do elemento;} \\ m = \text{massa do elemento expressa em gramas.} \end{array} \right.$$

A massa do elemento é sempre dada em relação à massa do composto (composição quantitativa), como resultado de determinações da análise elementar quantitativa, pelos mais variados processos (dosagem dos elementos).

Portanto, para estabelecer a fórmula de um composto basta conhecer a sua composição quantitativa.

Observação: Deve-se assinalar que a composição quantitativa de um composto pode ser para qualquer valor. Todavia, os resultados da análise elementar quantitativa são dados, por razões óbvias, em termos percentuais, isto é, considera-se a massa do composto igual a 100 partes em peso. Daí o hábito de se dizer *composição centesimal*. Caso se conheça a composição para uma determinada massa do composto (composição qualquer), torna-se desnecessária a composição centesimal (ver exercícios 2.4 e 2.19).

FÓRMULA EMPÍRICA é a fórmula que indica a menor proporção com que os átomos entram na formação da molécula do composto.

A fórmula empírica é também conhecida por *fórmula mínima* ou, ainda, *fórmula proporcional*.

FÓRMULA MOLECULAR é a fórmula que indica o número exato de átomos que entram na formação da molécula do composto.

A determinação da fórmula empírica é feita em função de uma composição qualquer do composto (ou, então da composição centesimal)

e dos valores dos átomos-grama dos elementos. Para a fórmula molecular, torna-se necessário o valor do peso molecular, isto é, o valor do *mol*. Depreende-se daí a importância que tem o peso molecular no estabelecimento da fórmula molecular, que é considerada a fórmula exata, verdadeira.

Por outro lado, o peso molecular é determinado, experimentalmente, por vários processos físico-químicos, tais como: gasométrico, criométrico, ebuliométrico, osmométrico, sais de prata etc. (assunto êsse que consta de outro capítulo — cap. 11).

Portanto, o valor do peso molecular é dado diretamente, ou então fornece-se uma maneira de calculá-lo, recorrendo-se aos processos citados. Às vezes, nenhum dos dois casos ocorre: subentende-se então que $n = 1$.

FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA MOLECULAR
a) dividir as massas dos elementos pelos seus respectivos átomos-grama, a fim de se conhecer o número de átomos-grama existentes no composto;	a) idem, idem;
b) transformar o número de átomos-grama (geralmente números fracionários) em números inteiros, por meio de artifícios de cálculo;	b) idem, idem;
c) como não se conhece o número exato de átomos-grama contidos na molécula, temos assim, uma fórmula não verdadeira, conhecida por fórmula empírica.	c) idem, idem;
	d) conhecer, direta ou indiretamente, o valor do peso molecular;
	e) multiplicar a fórmula empírica por n (número inteiro e positivo) igualando-a em seguida ao valor do peso molecular;
	f) efetuar os cálculos para a determinação do valor de n ;
	g) substituir, na fórmula empírica, n pelo seu valor, determinando-se assim a fórmula molecular.

Observação: Para $n = 1$, temos a menor fórmula possível, conhecida por *fórmula mínima*. Logo, a fórmula molecular coincide com a fórmula mínima ou empírica. É o que ocorre com os compostos minerais e muitos dos compostos orgânicos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

COMPOSTOS ORGÂNICOS

2.1 — Calcular a fórmula empírica de um composto orgânico, sabendo-se que a sua composição centesimal é a seguinte: C = 32,00% e H = 4,00%.

A soma das percentagens tem que atingir 100%. Nota-se, pois, que o composto em questão não é binário, mas sim ternário, sendo o elemento que falta, o oxigênio. O oxigênio não pode ser determinado diretamente, porquanto os processos da análise elementar quantitativa se fundamentam em reações de combustão. A sua percentagem é, então, calculada indiretamente, subtraindo-se de 100 % a soma das percentagens dadas.

Assim, temos: % de O = $100 - (32,00 + 4,00) = 64,00\%$.

Observação:

32% de carbono significam que em 100 partes em peso do composto existem 32 partes em peso de carbono, isto é, em 100 g do composto existem 32 g de carbono.

Cálculo da fórmula empírica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C} = \frac{32}{12} = 2,66 ; 2,66 \div 2,66 = 1 ; 1 \times 2 = 2 \\ \text{H} = \frac{4}{1} = 4 ; 4 \div 2,66 = 1,5 ; 1,5 \times 2 = 3 \\ \text{O} = \frac{64}{16} = 4 ; 4 \div 2,66 = 1,5 ; 1,5 \times 2 = 3. \end{array} \right.$$

Portanto, C : H : O :: 2 : 3 : 3. A fórmula empírica é, pois, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3$.

A fim de uniformizar a resposta dos problemas, é de boa norma, nos cálculos, efetuar as divisões, sempre com a aproximação de duas casas decimais.

Entre os artifícios de cálculos usados, o mais prático, é dividir os quocientes achados pelo menor deles. Com isto, pelo menos, um deles transforma-se em número inteiro. Em seguida, se for necessário, multiplicar por um número adequado, de modo a transformar os outros quocientes em números inteiros ou, então, em números tão próximos de inteiros que se permita a aproximação (desde que o erro cometido seja desprezível).

2.2 — Calcular a fórmula molecular de um composto orgânico, sabendo-se que a sua composição centesimal é a seguinte: C = 40,67%; H = 8,47%; N = 23,73%.

Sabe-se que o seu peso molecular é 118.

Cálculo da percentagem do oxigênio:

$$\% \text{ de O} = 100 - (40,67 + 8,47 + 23,73) = 27,13\%.$$

Cálculo da fórmula empírica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C} = \frac{40,67}{12} = 3,38 ; 3,38 \div 1,69 = 2 \\ \text{H} = \frac{8,47}{1} = 8,47 ; 8,47 \div 1,69 \cong 5 \\ \text{N} = \frac{23,73}{14} = 1,69 ; 1,69 \div 1,69 = 1 \\ \text{O} = \frac{27,13}{16} = 1,69 ; 1,69 \div 1,69 = 1. \end{array} \right.$$

Logo, a fórmula empírica é $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}$.

Cálculo da fórmula molecular:

$$(\text{C}_2\text{H}_5\text{NO})n = P_m \quad \therefore (12 \times 2 + 5 + 14 + 16)n = 118$$

$$59n = 118 \quad \text{donde: } n = 2.$$

Substituindo na fórmula empírica, n por 2, temos a fórmula verdadeira do composto ou fórmula molecular: $C_4H_{10}N_2O_2$.

Outro processo: Por intermédio das percentagens, calcula-se a massa do elemento existente no *mol* (pêso molecular expresso em gramas); em seguida, dividindo-se a massa de cada elemento pelo valor do átomo-grama, calcula-se o número exato de átomos-grama contidos na molécula e, portanto, a fórmula molecular.

Para o C

100 g 40,67 g

118 g x donde: $x = 48$ g de carbono

$$n = \frac{48}{12} = 4 \text{ átomos-grama de carbono.}$$

Para o H

100 g 8,47 g

118 g y donde: $y = 10$ g de hidrogênio

$$n = \frac{10}{1} = 10 \text{ átomos-grama de hidrogênio.}$$

Para o N

100 g 23,73 g

118 g z donde: $z = 28$ g de nitrogênio

$$n = \frac{28}{14} = 2 \text{ átomos-grama de nitrogênio.}$$

Para o O

100 g 27,13 g

118 g w donde: $w = 32$ g de oxigênio

$$n = \frac{32}{16} = 2 \text{ átomos-grama de oxigênio.}$$

Fórmula molecular: $C_4H_{10}N_2O_2$.

Comparando os dois processos, nota-se que o 1.º é mais geral, permitindo calcular não só a fórmula empírica, como também, a fórmula molecular, enquanto que o 2.º processo só é aplicável ao cálculo da fórmula molecular e, por isso, deve ser evitado.

Observação:

O pêso molecular ou massa molecular de um composto, pode ser calculado em função da densidade de vapor em relação ao hidrogênio, pela fórmula $Pm = 2 \times d_H$ e, em relação ao ar, pela

fórmula $Pm = 28,88 \times d_{ar}$

Conhecendo-se a massa m do gás ou vapor e o seu volume ocupado nas condições normais de temperatura e pressão (V_0) podemos calcular o peso molecular empregando-se a conhecida fórmula:

$$Pm = 22,4 \cdot \frac{m}{V_0}$$

2.3 — Determinar a fórmula molecular de um composto, sabendo-se que a sua composição centesimal é: C = 92,31%; H = 7,68% e que a sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 39.

Cálculo da fórmula empírica:

$$\left\{ \begin{array}{l} C = \frac{92,31}{12} = 7,69 ; 7,69 \div 7,68 \cong 1 \\ H = \frac{7,68}{1} = 7,68 ; 7,68 \div 7,68 = 1. \end{array} \right.$$

Logo, a fórmula empírica é: CH

Cálculo do Peso molecular:

$$Pm = 2 \times d_H = 2 \times 39 = 78.$$

Cálculo da fórmula molecular:

$$(CH)_n = Pm$$

$$(12 + 1)n = 78, \text{ donde: } 13n = 78, \text{ donde: } n = 6.$$

A fórmula do composto é: C_6H_6 (benzeno).

2.4 — A análise elementar de um composto orgânico X revelou que 4 g dêste composto contêm 1,548 g de carbono, 0,645 g de hidrogênio e 1,806 g de nitrogênio. Calcular a fórmula molecular de X, sabendo-se que a sua densidade de vapor em relação ao ar é 1,08.

$$\text{Cálculo da fórmula empírica: } \left\{ \begin{array}{l} C = \frac{1,548}{12} = 0,129 ; 0,129 \div 0,129 = 1 \\ H = \frac{0,645}{1} = 0,645 ; 0,645 \div 0,129 = 5 \\ N = \frac{1,806}{14} = 0,129 ; 0,129 \div 0,129 = 1. \end{array} \right.$$

A fórmula empírica é: CH_5N .

Cálculo do peso molecular:

$$Pm = 28,88 \times d_{ar}, \text{ donde: } Pm = 28,88 \times 1,08 \cong 31.$$

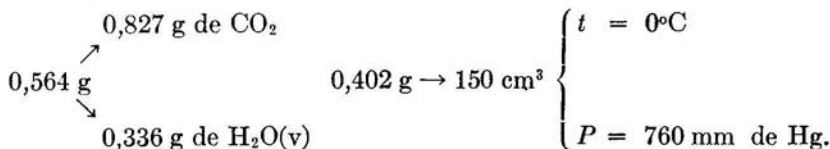
Cálculo da fórmula molecular:

$$(CH_5N)_n \times Pm, \text{ donde: } (12 + 5 + 14)_n = 31, \text{ donde: } n = 1.$$

Logo, a fórmula molecular é a própria fórmula empírica.

2.5 — A análise elementar de 0,564 g de um composto orgânico, produziu 0,827 g de CO_2 e 0,336 g de H_2O (v). 0,402 g do composto depois de volatilizado ocuparam o volume de 150 cm^3 nas CNTP. Pergunta-se: (a) a fórmula molecular; (b) as prováveis fórmulas estruturais.

Esquemmatizando:



A composição quantitativa do composto não é conhecida; entretanto, os dados que a análise elementar quantitativa fornece (1.ª parte) permitem calculá-la. A 2.ª parte do problema fornece dados suficientes para o cálculo do peso molecular.

Cálculo da composição centesimal:

% do C

$$\begin{array}{rcl}
 (1 \text{ mol de } \text{CO}_2) & 44 \text{ g} & \dots\dots\dots 12 \text{ g de C} \\
 & 0,827 \text{ g} & \dots\dots\dots x \text{ donde: } x = 0,225 \text{ g de C.}
 \end{array}$$

0,225 g é a massa de carbono existente em 0,827 g de CO_2 .

Ora, como todo o carbono do CO_2 provém do composto orgânico, logo, as 0,225 g, existem, também, em 0,564 g do referido composto.

Dêste modo, podemos calcular a percentagem do carbono:

$$\begin{array}{rcl}
 0,564 & \dots\dots\dots 0,225 \\
 100 & \dots\dots\dots y & \text{ donde: } y = 39,89\%.
 \end{array}$$

% do H

$$\begin{array}{rcl}
 (1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}) & 18 \text{ g} & \dots\dots\dots 2 \text{ g de H} \\
 & 0,336 \text{ g} & \dots\dots\dots z \text{ donde: } z = 0,037 \text{ g de} \\
 & & \text{hidrogênio.}
 \end{array}$$

0,037 g é a massa de hidrogênio existente em 0,336 g de H_2O e, também, em 0,564 g do composto orgânico. Assim:

$$\begin{array}{rcl}
 0,564 & \dots\dots\dots 0,037 \\
 100 & \dots\dots\dots w & \text{ donde: } w = 6,56\%.
 \end{array}$$

% de O

$$100 - (39,89 + 6,56) = 53,55\%.$$

$$\text{Cálculo da fórmula em-} \left\{ \begin{array}{l} \text{C} = \frac{39,89}{12} = 3,32 ; 3,32 \div 3,32 = 1 \\ \text{H} = \frac{6,56}{1} = 6,56 ; 6,56 \div 3,32 \cong 2 \\ \text{O} = \frac{53,55}{16} = 3,34 ; 3,34 \div 3,32 \cong 1. \end{array} \right.$$

pétrica:

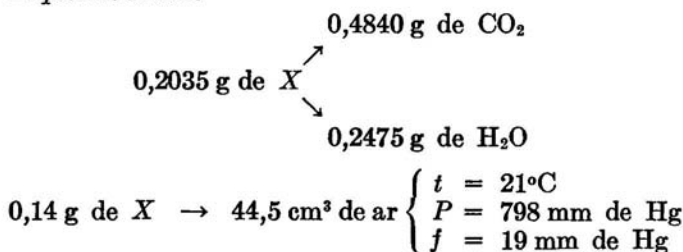
Fórmula empírica: CH_2O .

A fórmula molecular do ácido tartárico é: $C_4H_6O_6$.

$$\text{RESP.: } \begin{cases} a) & C-32\%; H-4\% \text{ e } O-64\%; \\ b) & C_2H_3O_3; \\ c) & C_4H_6O_6. \end{cases}$$

2.7 — A análise elementar quantitativa de um composto orgânico X forneceu o seguinte resultado: 0,2035 g de X deram por combustão 0,4840 g de CO_2 e 0,2475 g de H_2O . Na determinação da densidade de vapor, de acordo com o processo de Victor Meyer, 0,14 g deste composto deslocam 44,5 cm^3 de ar atmosférico, medidos a $21^\circ C$ e 798 mm de Hg de pressão. A tensão de vapor d'água a $21^\circ C$ é 19 mm de Hg. Calcular a fórmula molecular de X e escrever a sua fórmula estrutural, bem como a de seus isômeros, indicando qual deles apresenta estereoisomeria ótica.

Esquematizando:



Cálculo da composição centesimal:

$$\begin{array}{l} \% \text{ de C} \\ (1 \text{ mol } CO_2) \ 44 \text{ g} \text{ ————— } 12 \text{ g de C} \\ 0,484 \text{ g} \text{ ————— } x \quad \text{donde: } x = 0,132 \text{ g de C} \\ 0,2035 \text{ ————— } 0,132 \\ 100 \text{ ————— } y \quad \text{donde: } y = 64,86\% \\ \% \text{ do H} \\ (1 \text{ mol de } H_2O) \ 18 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ g de H} \\ 0,2475 \text{ g} \text{ ————— } z \quad \text{donde: } z = 0,027 \text{ g de H} \\ 0,2035 \text{ ————— } 0,027 \\ 100 \text{ ————— } w \quad \text{donde: } w = 13,26\% \\ \% \text{ do O} \\ 100 - (64,86 + 13,26) = 21,88\% \end{array}$$

Cálculo do peso molecular:

Empregando a equação dos gases perfeitos calcula-se o volume de ar nas CNTP (V_0):

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Subtraindo da pressão P a tensão de vapor d'água f , temos:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{(P-f) V}{T} \text{ donde: } V_o = \frac{(P-f) \times V \times T_o}{P_o \times T} = \frac{(798-19) \times 44,5 \times 273}{760 \times 294}$$

$$= 42,3 \text{ cm}^3 = 0,0423 \text{ litros.}$$

$$\text{Ora, } Pm = 22,4 \frac{m}{V_o} = 22,4 \frac{0,14}{0,0423} \cong 74.$$

Cálculo da fórmula molecular:

$$X \left\{ \begin{array}{l} C = \frac{64,86}{12} = 5,40 ; 5,40 \div 1,3 = 4 \\ H = \frac{13,26}{1} = 13,26 ; 13,26 \div 1,3 = 10 \\ O = \frac{21,88}{16} = 1,30 ; 1,30 \div 1,3 = 1 \end{array} \right.$$

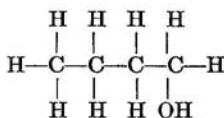
$$\text{logo: } (C_4H_{10}O)_n = Pm$$

$$\begin{aligned} (4 \times 12 + 10 \times 1 + 16) n &= 74 \\ 74 n &= 74 \\ n &= 1. \end{aligned}$$

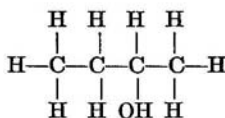
Portanto a fórmula molecular é, também, a fórmula mínima:



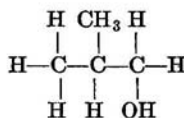
Isômeros possíveis



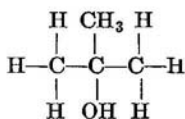
butanol-1



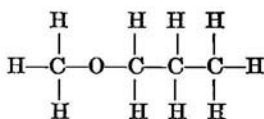
butanol-2



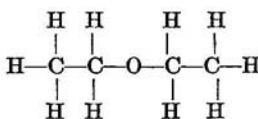
metil-2 propanol-1



metil-2
propanol-2



metano-oxi-propano



etano-oxi-etano
(éter etílico)

O butanol-2 apresenta estereoisomeria ótica, porque possui um átomo de carbono assimétrico.

2.8 — Um ácido levógiro, extraído da maçã, apresenta a seguinte composição centesimal: C — 35,80% e H — 4,47%.

Sabe-se que o referido ácido é dicarboxílico e mono-álcool e que a densidade de vapor de seu éster etílico, em relação ao hidrogênio é $d_H = 95$. Calcular a sua fórmula molecular e sugerir uma provável fórmula estrutural.

2.20 — Sabendo-se que um composto mineral apresenta a seguinte composição centesimal: Na — 27,06%; N — 16,47% e O — 56,47% e que existe nesse composto somente um átomo-grama de sódio, calcular a sua fórmula molecular.

Cálculo do peso molecular:

100		27,06	
mol		23	donde: mol = 85 g.

Cálculo da fórmula molecular:

100		27,06	
85		x	donde: $x = 23$ g de sódio
		$23 \div 23 = 1$	átomo de sódio.
100		16,47	
85		y	donde: $y = 14$ g de nitrogênio
		$14 \div 14 = 1$	átomo de nitrogênio.
100		56,47	
85		z	donde: $z = 48$ g de oxigênio
		$48 \div 16 = 3$	átomos de oxigênio.

Fórmula molecular: NaNO_3 — nitrato de sódio.

2.21 — Dada a composição percentual em peso, de um mineral: SiO_2 — 64,70%; Al_2O_3 — 18,40% e K — 16,90%.

Pede-se a fórmula molecular e o nome químico do mineral.

Quando os resultados revelados pela análise não se referem aos elementos, mas sim, às substâncias menos complexas que a substância dada para analisar, divide-se a percentagem de cada uma pela sua respectiva massa molecular ou peso molecular.

Massa molecular do $\text{SiO}_2 = 28 + 16 \times 2 = 60$

Massa molecular do $\text{Al}_2\text{O}_3 = 27 \times 2 + 16 \times 3 = 102$

Massa molecular do $\text{K}_2\text{O} = 39 \times 2 + 16 = 94$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{SiO}_2 = \frac{64,70}{60} = 1,07 ; 1,07 \div 0,17 = 6 \\ \text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{18,40}{102} = 0,18 ; 0,18 \div 0,17 = 1 \\ \text{K}_2\text{O} = \frac{16,90}{94} = 0,17 ; 0,17 \div 0,17 = 1 \end{array} \right.$$

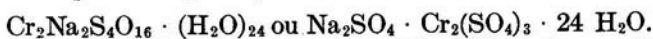
$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$ aluminosilicato de potássio (feldspato de potássio ou ortoclásio).

2.22 — Um composto mineral apresentou a seguinte composição centesimal: Cr — 10,77%; Na — 4,76%; S — 13,25%; O — 26,50% e H_2O — 44,72%. Calcular a sua fórmula e dar o seu nome.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Cr} = \frac{10,77}{52} = 0,20 ; 0,20 \div 0,20 = 1 \\ \text{Na} = \frac{4,76}{23} = 0,20 ; 0,20 \div 0,20 = 1 \\ \text{S} = \frac{13,25}{32} = 0,41 ; 0,41 \div 0,20 = 2 \\ \text{O} = \frac{26,50}{16} = 1,65 ; 1,65 \div 0,20 = 8 \\ \text{H}_2\text{O} = \frac{44,72}{18} = 2,48 ; 2,48 \div 0,20 = 12. \end{array} \right.$$

A sua fórmula mínima será: $\text{CrNaS}_2\text{O}_8(\text{H}_2\text{O})_{12}$.

Multiplicando por 2, teremos a fórmula molecular:



que é o sulfato duplo de cromo e sódio hidratado com 24 moles de água (alúmen de cromo).

EXERCÍCIOS COM RESPOSTAS

2.23 — Um composto orgânico apresenta a seguinte composição centesimal: C—65,30%; H—3,40%; N—9,52%. Calcular a sua fórmula molecular, sabendo-se que a sua massa molecular é 147.

2.24 — Calcular a fórmula molecular do ácido tartárico, sabendo-se que a sua composição centesimal é: C—32,00%; H—4,00 e que sua massa molecular é 150.

2.25 — A análise elementar de um iodeto de alcofla forneceu a seguinte composição centesimal: C—37,16%, I—56,19%. Qual a sua fórmula empírica?

2.26 — Calcular a fórmula empírica de um composto orgânico ternário, contendo: C—52,17%; H—13,04%.

2.27 — Calcular a fórmula empírica de um composto orgânico contendo: C—53,33%; H—15,55%; N—31,11%.

2.28 — Calcular a fórmula empírica de um composto orgânico contendo: C—26,09%; H—4,34%.

2.29 — Calcular a fórmula molecular da metionina (aminoácido sulfurado) conhecendo-se: C—35,55%; H—6,68%; O—23,70%; N—10,37%.

Peso molecular da metionina: 135

2.30 — Calcular a fórmula empírica de um composto orgânico, contendo: C—40,00%; H—6,66%.

2.31 — 0,1307 g de um composto orgânico X, deram por combustão 0,1162 g de CO_2 e 0,0475 g de H_2O . 0,239 g de X deram 0,694 g

de AgCl , quando tratados com AgNO_3 e HNO_3 . Calcular a fórmula empírica de X .

2.32 — Um composto orgânico contém: C —41,62%; H —4,05%; N —8,10%. Na determinação do enxôfre, 0,2422 g de X deram 0,3268 g de BaSO_4 . Calcular a fórmula empírica de X .

2.33 — Achar a fórmula molecular de um composto sabendo-se que na análise elementar foram encontrados para 0,33 g do composto: 0,66 g de CO_2 e 0,27 g de H_2O . O peso molecular achado pelo método crioscópico foi de 88.

2.34 — 1 g de certa substância orgânica apresentando caracteres de um ácido, dá, por combustão, 1,467 g de CO_2 e 0,6 g de H_2O . A densidade de vapor desta substância em relação ao ar atmosférico é 2,07. Pede-se a natureza desta substância e sua fórmula.

2.35 — 1 litro de um hidrocarboneto gasoso e em estado de pureza, pesa 1,250 g nas CNTP. A análise elementar revelou que contém 85,71% de carbono. Pergunta-se: quais as fórmulas molecular e estrutural e o nome desse hidrocarboneto?

2.36 — Um composto orgânico contém: C —60,00%; H —13,33%. A sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é igual a 30. Qual a sua fórmula molecular?

2.37 — 0,203 g de um composto orgânico deram por combustão 0,363 g de CO_2 e 0,148 g de H_2O . Calcular a fórmula molecular deste composto sabendo-se que a sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 37.

2.38 — 0,222 g de um composto orgânico A deram por combustão 0,639 g de CO_2 e 0,1684 g de H_2O .

0,22 g de A deram 24,7 cm^3 de nitrogênio a 20°C e 755 mm de Hg de pressão. A sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 53,5. Qual a sua fórmula molecular?

2.39 — Um composto orgânico contém: C —40,67%; H —8,47%. Na dosagem do nitrogênio pelo processo de DUMAS, 0,1475 g deste composto deram 28 cm^3 de nitrogênio medidos nas CNTP. O peso molecular determinado pelo processo criométrico foi de 59. Qual a sua fórmula molecular?

2.40 — A análise elementar de uma substância orgânica apresentou o seguinte resultado: 0,354 g desta substância deram por combustão 0,415 g de CO_2 e 0,212 g de H_2O .

O nitrogênio foi dosado pelo processo de KJELDAHL e a amônia produzida a partir de 1,125 g foi neutralizada com 30 ml de uma solução $\text{N}/2$ de H_2SO_4 . Qual a sua fórmula empírica?

2.41 — Tratando-se uma substância orgânica ternária pelo CuO e aquecendo-se, observou-se a formação de gotículas d'água nas paredes do tubo de ensaio.

Aquecendo-se essa mesma substância com o sódio metálico e tratando-se com água, o filtrado deu as seguintes reações:

- 1) com solução de nitroprussiato de sódio, aparecimento de uma coloração violácea;
- 2) em contato com uma lâmina de prata, produz uma mancha preta.

A análise quantitativa revelou para 0,2 g desta substância: 0,4186 g de CO_2 e 0,0857 g de H_2O . A densidade de vapor em relação ao ar, da referida substância é 5,793. Pergunta-se:

- a) qual a sua fórmula empírica?
- b) qual a sua fórmula molecular?

2.42 — A análise elementar quantitativa de um composto orgânico X revelou que 2 g dêste composto produziram 0,774 g de carbono; 0,322 g de hidrogênio e 0,903 g de nitrogênio. Calcular a fórmula molecular de X , sabendo-se que sua densidade de vapor em relação ao ar é 1,08. Pede-se também a sua fórmula estrutural sabendo-se que da reação de X com o ácido nítrico resulta um composto que por oxidação total, transforma-se no ácido fórmico.

2.43 — Determinar a fórmula molecular e representar a fórmula estrutural de um composto halogenado X , cuja análise elementar, realizada com 1,265 g de X , forneceu 0,06 g de C ; 0,005 g de H e uma quantidade de bromo que combinada com o AgNO_3 forneceu 2,82 g de um precipitado branco amarelado de brometo de prata. Sabe-se que o peso molecular de X é 253.

2.44 — 0,350 g de uma substância orgânica quaternária X quando submetida à combustão completa, produziu 0,522 g de CO_2 ; 0,267 g de H_2O (vapor) e 66,6 cm^3 de gás nitrogênio, medidos a 273°K e 76 cm Hg.

Calcular a fórmula molecular de X sabendo-se que o seu peso molecular é 59.

2.45 — Um ácido dicarboxílico apresentou a seguinte composição centesimal: C —32,00%; H —4,00%.

0,455 g de seu sal de prata produziu por calcinação 0,27 g de prata metálica. Dar a fórmula molecular e estrutural do ácido sabendo-se que é óticamente ativo (ver cap. 11 sais de prata).

HIDROCARBONETOS

2.46 — Um hidrocarboneto etínico normal X ocupa o volume de 67,2 litros nas CNTP. Dar o nome e a fórmula molecular de X .

2.47 — Temos os seguintes dados sobre o hidrocarboneto de fórmula molecular C_6H_{12} :

- a) decora a água de bromo;

b) produz hexano normal por hidrogenação, em presença de catalizador;

c) oxidado pela mistura sulfocrômica fornece uma mistura de dois ácidos iguais do tipo $R\text{-COOH}$.

Qual o nome do hidrocarboneto?

2.48 — Um composto orgânico X apresentou a seguinte composição centesimal: $C\text{—}17,82\%$; $H\text{—}2,97\%$; $Br\text{—}79,20\%$.

Quando X é tratado pelo zinco transforma-se em Y que é um produto usado em cirurgia como anestésico. Sabe-se que Y não adiciona hidrácidos e nem dá reação de ozonólise. Pergunta-se:

a) a fórmula e o nome de Y ;

b) a massa do composto X necessária para produzir 200 litros de Y na temperatura de 27°C e pressão normal, supondo-se que o rendimento da reação seja 60% .

2.49 — A análise elementar de um composto orgânico A forneceu a seguinte composição centesimal: $C\text{—}85,71\%$; $H\text{—}14,28\%$.

A sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 14.

Quando A é reduzido em presença de catalisadores pelo hidrogênio proveniente da ação de $9,2\text{ g}$ de etanol sobre o sódio metálico produz o composto B . Pede-se:

a) a fórmula e o nome de B ;

b) o volume ocupado por B a 20°C e 865 mm de Hg .

2.50 — Um composto orgânico A contém: $C\text{—}62,45\%$; $H\text{—}11,15\%$; $\text{Cl—}26,39\%$.

Quando A é tratado pelo KOH alcoólico fornece B que reagindo com o cloro transforma-se em C . Este, tratado pelo zinco origina D , que por sua vez oxidado pela mistura sulfocrômica fornece uma mistura de propanóico e butanona. Sabe-se que B adicionando HCl regenera A . Qual a fórmula e o nome de B ?

2.51 — A análise elementar de um hidrocarboneto forneceu o seguinte resultado: $C\text{—}92,31\%$; $H\text{—}7,69\%$.

Seu peso molecular é 78. Sabe-se que 1 volume desse hidrocarboneto reage com 3 volumes de ozônio formando um produto intermediário, instável, que decomposto pela água, fornece água oxigenada e um composto que oxidado origina um ácido dicarboxílico. Qual é o nome deste ácido?

2.52 — Uma substância A contém $88,9\%$ de carbono e $11,1\%$ de hidrogênio. A reage com o bromo segundo a equação: $A + \text{Br}_2 \rightarrow X$. X tem a seguinte composição centesimal: $C\text{—}22,43\%$; $H\text{—}2,80\%$; $Br\text{—}74,80\%$. X reage com o bromo, combinando-se de acordo com a equação: $X + \text{Br}_2 \rightarrow Y$.

Quando X é cuidadosamente oxidado, ácido mono-bromo acético é o único produto da reação: Qual a fórmula e o nome de A ?

ÁLCOOIS

2.53 — A análise elementar quantitativa de um composto orgânico *X* produziu 0,66 g de CO_2 e 0,36 g de H_2O . Pede-se:

a) a fórmula molecular de *X*;

b) a fórmula estrutural da substância sabendo-se que pode ser preparada reagindo uma amina primária com o ácido nitroso.

2.54 — A combustão de 0,354 g de um composto orgânico produziu: CO_2 — 0,792 g e H_2O — 0,486 g. O nitrogênio da mesma substância ocupou o volume de 67,2 cm^3 nas CNTP. Pergunta-se:

a) qual a fórmula molecular da substância, sabendo-se que reage com HNO_2 produzindo álcool;

b) outras fórmulas estruturais possíveis.

2.55 — Um composto orgânico *X* possui: C — 85,71%, H — 14,28% e $d_H = 35$. *X* reage aditivamente com HBr produzindo *Y* que tratado pelo óxido de prata úmido transforma-se em *Z* que uma vez oxidado origina ao lado do ácido acético uma substância *W*, carbonilada, mas não redutora. Pede-se nome e estrutura de *X*.

2.56 — A análise elementar quantitativa de um composto orgânico *X* forneceu o seguinte resultado: 0,275 g de *X* deram por combustão 0,6540 g de CO_2 e 0,3375 g de H_2O . Sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 37. Quando *X* é oxidado parcialmente transforma-se em *Y* que tem a propriedade de reduzir o reagente de Fehling. Qual a estrutura de *X*?

2.57 — Um composto orgânico ternário *X* contém: C—60%; H—13,33%.

A análise funcional de *X* revelou o seguinte: Quando *X* é tratado pelo PCl_5 forma-se um composto *Y* que reagindo com o NaOH diluído origina *Z*, que por sua vez, oxidado totalmente, transforma-se em *W* cujo sal de cálcio pirolisado dá uma cetona. Qual a estrutura de *X*?

2.58 — Um mono-álcool deu por combustão 0,872 g de CO_2 . O 1.º grau de oxidação desse álcool forneceu um composto carbonilado, contendo: C—62,06%; H—10,34% e que facilmente se oxida, passando a ácido carboxílico, com o mesmo número de átomos de carbono. Determinar:

a) a fórmula molecular, estrutural e o nome do álcool;

b) a fórmula molecular, estrutural e o nome do seu isômero;

c) a massa em gramas da água formada na combustão.

2.59 — Dois compostos orgânicos *X* e *Y*, isômeros, apresentam a seguinte composição centesimal: C—60,00%; H—13,33%.

Submetendo-se *X* e *Y* a uma oxidação branda, isto é, parcial, verifica-se que *X* transforma-se em *Z* e *Y* em *W*, sendo *Z* e *W* isômeros. Sabe-se que *W* pode ser obtido pela pirólise do acetato de cálcio. Por outro lado, *Z* adicionando HCN e sofrendo posterior

hidrólise, transforma-se em butanol-2 oico, com desprendimento de gás amoníaco.

Quais as fórmulas estruturais, com os respectivos nomes, de X , Y , Z e W ?

2.60 — Temos sobre o álcool $C_6H_{11}OH$ os seguintes dados:

a) por oxidação fornece uma cetona;
b) desidratado dá um alceno que oxidado produz uma mistura de cetona e um ácido. Pede-se:

- 1) as reações que se passam;
- 2) a estrutura do álcool em questão.

2.61 — Determinado composto A de fórmula bruta $C_6H_{14}O_6$ foi tratado por excesso de anidrido acético dando origem a um acetato B . 0,217 g de acetato foram aquecidas com excesso de solução alcoólica de $HONa$ e a solução resultante foi tratada por excesso de H_3PO_4 e destilada.

O ácido destilado foi neutralizado por 30 ml de solução $HONa$ $N/10$. Quantos grupos alcoólicos existem no composto A . Escrever as reações correspondentes.

ALDEÍDOS e CETONAS

2.62 — Um composto orgânico ternário X contém: $C-62,06\%$; $H-10,34\%$. Sabe-se que X reage por adição com o HCN mas não reduz o reagente de Fehling. Qual a fórmula e quais os nomes, usual e científico de X ?

2.63 — Uma mono-cetona alifática X tem a densidade de vapor em relação ao hidrogênio igual a 50. Quando oxidada cuidadosamente fornece acetona e propanóico. Por oxidação enérgica produz também ácido acético e metil-2 propanóico.

Qual a fórmula e o nome de X ?

2.64 — Uma mono-cetona alifática reage com a hidroxilamina dando uma cetoxima. Pela ação de agentes desidratantes enérgicos sofre a transposição de Beckmann, resultando uma amida mono N -alcoilada que hidrolisada fornece um ácido e uma outra substância orgânica. Quando esta reage com o ácido nitroso origina um mono-álcool contendo: $C-52,17\%$; $H-13,04\%$.

Dar as reações que se passam e a fórmula e o nome da cetona.

2.65 — Um composto orgânico A contém: $C-37,80\%$; $H-6,30\%$; $Cl-55,90\%$. Seu peso molecular é 127.

Quando A é agitado cuidadosamente com hidróxido de sódio em solução aquosa, sofre hidrólise libertando B , que contém: $C-66,67\%$; $H-11,11\%$. Sabe-se que B não tem poder redutor.

Quais as fórmulas e os nomes de A e de B ?

2.66 — Um composto contém: $C-53,33\%$; $H-11,11\%$. Seu peso molecular é 90. Sabe-se que o composto A pode ser sintetizado

CAPÍTULO 4

EQUAÇÕES QUÍMICAS — MÉTODOS DE AJUSTAMENTO

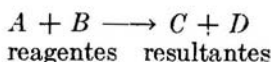
Na resolução dos problemas de química do tipo *cálculo estequiométrico* (cap. 5), torna-se necessário ajustar os coeficientes das substâncias que figuram na equação, a fim de efetuar os cálculos. Para aqueles que se iniciam na resolução destes problemas, nunca é demais advertir que somente depois de ajustada a equação é que se pode efetuar os cálculos. É, portanto, imprescindível o conhecimento dos métodos utilizados no ajustamento das equações. Os métodos usuais são os seguintes: *tentativa*, *algébrico* e *oxi-redução*.

MÉTODO DAS TENTATIVAS

De grande utilidade para as equações que traduzem as reações de síntese, análise, deslocamento (troca simples e troca dupla) e reações de combustão.

Baseia-se na lei fundamental da química — lei da conservação da massa, de *Lavoisier*: “Num sistema químico isolado a massa permanece constante, quaisquer que sejam as transformações que nêle se processem.” Ou, em outras palavras: “Numa reação química, a soma das massas dos reagentes, é igual a soma das massas dos produtos resultantes.” Infere-se daí que *os elementos têm que se encontrar nos dois membros da equação em igual qualidade e quantidade*.

Seja a equação literal:



Usa-se a seta para separar os dois membros da equação. O sentido da seta distingue o 1.º membro do 2.º.

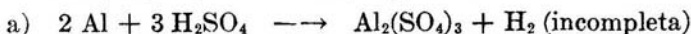
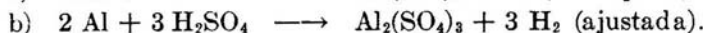
O método das tentativas é o mais simples de todos, consistindo em se tentar ajustar um dos elementos, por meio de um coeficiente tal que permita o ajustamento dos demais. Aprende-se geralmente com a prática.

No sentido de orientar, é de bom alvitre seguir as observações:

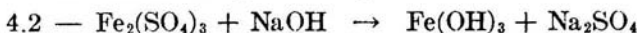
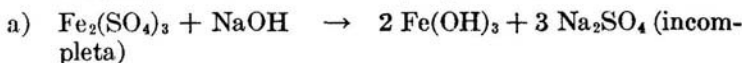
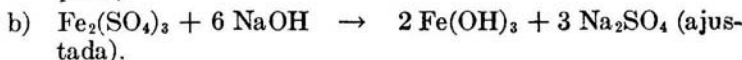
- a) escrever a equação representativa da reação;
- b) ajustar primeiramente os coeficientes dos elementos metálicos, em seguida os não-metálicos, depois o do hidrogênio e, finalmente, o do oxigênio.

EXERCÍCIOS

Ajustar os coeficientes das seguintes equações:



É claro que, numa equação, ajustam-se de uma só vez, os coeficientes dos elementos que a compõem.



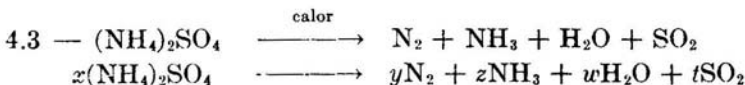
MÉTODO ALGÉBRICO

É o mais eficiente de todos os métodos, embora seja o mais trabalhoso. Aplica-se a qualquer tipo de reação (pouco usado.)

Consiste em se atribuir coeficientes literais às substâncias que figuram na equação, coeficientes êsses que constituem as incógnitas. Aplicando a lei de Lavoisier e, comparando os elementos membro a membro, estabelece-se um sistema de equações do 1.º grau de n equações a n incógnitas ou $n + 1$ incógnitas (*sistema indeterminado*). Dando-se um valor arbitrário a uma das incógnitas, resolve-se o sistema, conhecendo-se desta maneira o valor das demais. Substituindo na equação, cada incógnita pelo seu valor, tem-se a equação ajustada.

EXERCÍCIOS

Ajustar os coeficientes das seguintes equações:



$$\left\{ \begin{array}{l} \text{N} : 2x = 2y + z \end{array} \right. \quad (1)$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} : 8x = 3z + 2w \end{array} \right. \quad (2)$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{S} : x = t \end{array} \right. \quad (3)$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{O} : 4x = w + 2t \end{array} \right. \quad (4)$$

É um sistema do 1.º grau de n equações a $n + 1$ incógnitas. Sistema, pois, indeterminado. Levanta-se a indeterminação, dando-se um valor arbitrário a uma das incógnitas, em função da qual determina-se o valor das demais. Examinando o sistema acima, verifica-se que o conhecimento do valor de x facilita a determinação dos valores das outras incógnitas. Assim, para $x = 1$, tem-se:

$$(3) : t = 1$$

$$(4) : w = 4x - 2t \quad \text{donde: } w = 4 - 2 = 2, \quad \text{logo, } w = 2.$$

$$(2) : 3z = 8x - 2w \quad \text{donde: } x = \frac{8x - 2w}{3} = \frac{8 - 4}{3} = \frac{3}{4}.$$

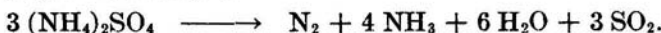
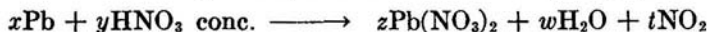
$$\text{Logo, } z = \frac{4}{3}.$$

$$(1) : 2y = 2x - z \quad \text{donde: } y = \frac{2x - z}{2} = \frac{2 - 4/3}{2} = \frac{1}{3}.$$

$$\text{Logo, } y = \frac{1}{3}.$$

Portanto, temos $x = 1$; $t = 1$; $w = 2$; $z = 4/3$; $y = 1/3$. Eliminando os denominadores: $x = 3$; $t = 3$; $w = 6$; $y = 1$.

A equação ajustada, é:



$$\begin{cases} \text{Pb} : x = z & (1) \\ \text{H} : y = 2w & (2) \\ \text{N} : y = 2z + t & (3) \\ \text{O} : 3y = 6z + w + 2t & (4) \end{cases}$$

Para $w = 1$ e comparando (3) com (4), tem-se:

$$\begin{cases} y = 2z + t \\ 3y = 6z + 2t + w \end{cases} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{r} -3y = -6z - 3t \\ 3y = 6z + 2t + 1 \\ \hline \text{donde: } t = 1 \end{array}$$

$$(2) \quad y = 2w \quad \text{donde: } y = 2 \times 1 = 2$$

$$(3) \quad y = 2z + t \quad \text{donde: } 2x = y - t \quad \text{donde: } z = \frac{y - t}{2} = \frac{1}{2}$$

$$(1) \quad x = z \quad \text{donde: } x = \frac{1}{2}.$$

Logo, $w = 1$; $t = 1$; $y = 2$; $z = \frac{1}{2}$; $x = \frac{1}{2}$. Eliminando os denominadores, tem-se:

$$w = 2; t = 2; y = 4; z = 1; x = 1.$$

A equação ajustada, é:



MÉTODO DE OXI-REDUÇÃO

É mais prático que o método algébrico, sendo entretanto de aplicação limitada, indicado somente para as reações onde se verifica variação de número de oxidação, conhecidas por reações de *oxidação*.

-redução, ou *oxi-redução* ou "*redox*". É também conhecido por *método do número de oxidação*.

Baseia-se no fenômeno da oxidação-redução. Sendo a oxidação a *perda de elétrons*, é fácil concluir que o elemento que se oxida aumenta o número de oxidação. Contrariamente, redução vem a ser o *ganho de elétrons*. Logo, o elemento que se reduz, diminui o seu número de oxidação. (Ver cap. 3.)

No ajustamento dos coeficientes devemos seguir as seguintes orientações:

a) examinar nos dois membros da equação quais os elementos que variaram de número de oxidação, lembrando que todo o elemento que se encontra no estado livre, isto é, sem se combinar, possui número de oxidação zero;

b) colocar acima do símbolo do elemento que se oxidou ou reduziu o número representativo de seu número de oxidação;

c) dividir a equação em duas equações parciais, uma representando a oxidação e a outra a redução, isto é, estabelecer o sistema "*redox*";

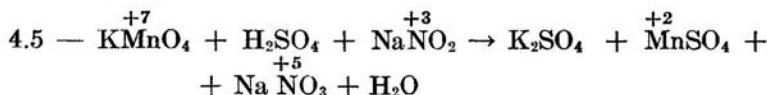
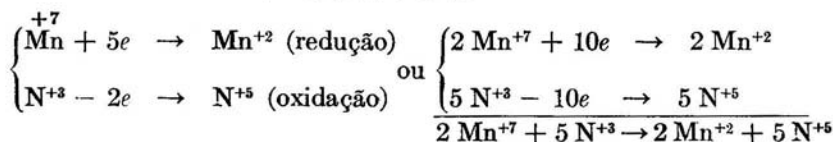
d) como a oxidação dá-se à custa da redução e vice-versa, o número de elétrons perdidos pelo elemento que se oxidou tem que ser igual ao número de elétrons ganhos pelo elemento que se reduziu;

e) por intermédio das equações parciais, ajustam-se os coeficientes dos elementos que variaram de número de oxidação;

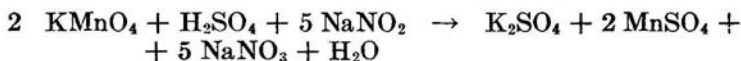
f) os coeficientes dos elementos de número de oxidação fixo, são ajustados por obediência à lei de Lavoisier, deixando o oxigênio sempre para último lugar, visto que ele participa de quase todos os compostos. A seqüência que se deve seguir é: metal — não metal — hidrogênio — oxigênio.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Ajustar os coeficientes das seguintes equações pelo *método do número de oxidação*:

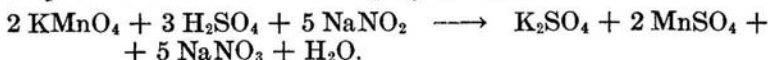


Esses são os coeficientes dos elementos que variaram de número de oxidação. A equação, parcialmente ajustada, será, pois:

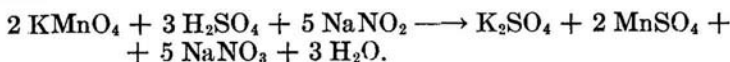


Em seguida, procura-se ajustar os elementos que não variaram de número de oxidação, começando-se pelos elementos metálicos. (Observe-se que já estão ajustados.)

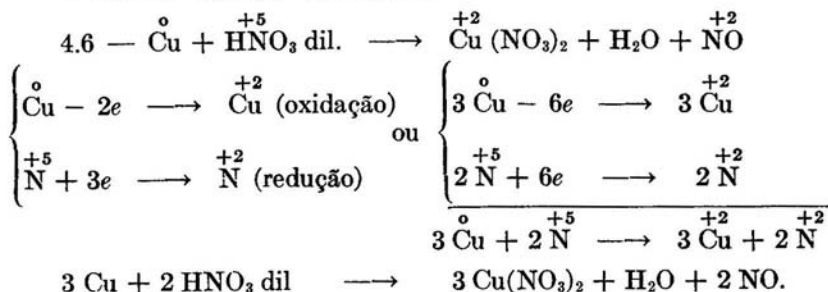
Depois, vêm os elementos não-metálicos, como o nitrogênio variou, já está ajustado. O equilíbrio do enxôfre é feito partindo-se do 2.º para o 1.º membro da equação. Assim:



Ao ajustar o hidrogênio, o oxigênio fica automaticamente equilibrado:

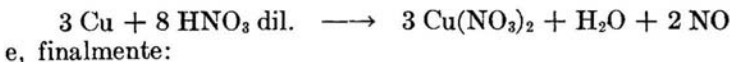
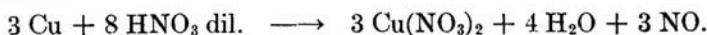
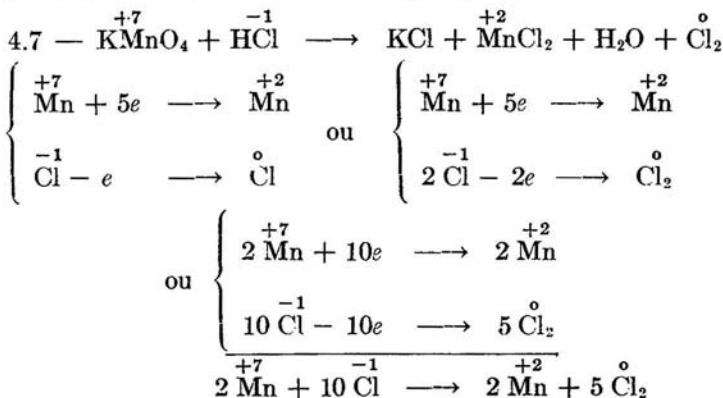


E assim a equação está ajustada.



Êsses são os coeficientes dos elementos que variaram de número de oxidação. Entretanto, nem todo o nitrogênio do ácido nítrico sofreu variação do número de oxidação. Na formação do nitrato de cobre, o nitrogênio permanece com o número de oxidação + 5. Portanto, temos que acrescentar no primeiro membro mais 6 HNO₃.

Assim:



EQUAÇÕES IÔNICAS

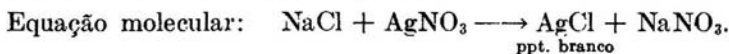
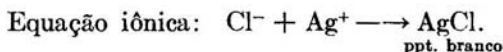
As substâncias inorgânicas, de um modo geral, quando em solução, encontram-se dissociadas ou ionizadas, em maior ou menor grau, constituindo os eletrólitos. É o que ocorre com as soluções aquosas dos sais, bases e ácidos.

Quando uma dessas substâncias participa do sistema químico, a representação do mesmo é feita por intermédio da equação iônica.

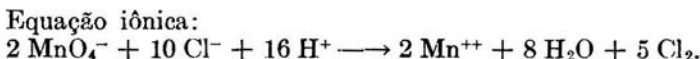
Na química inorgânica e, especialmente na parte de química analítica, é quase que obrigatório a presença de um ácido, base ou sal em solução aquosa.

Destacando somente os íons e moléculas que sofreram modificação na reação química, as equações iônicas traduzem com clareza e *simplificadamente* o fenômeno ocorrido. Daí as vantagens de seu emprêgo sobre as equações moleculares. Observe os exemplos abaixo:

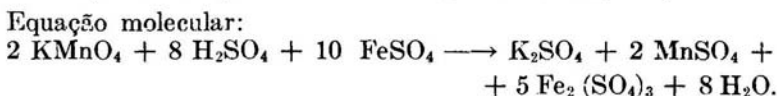
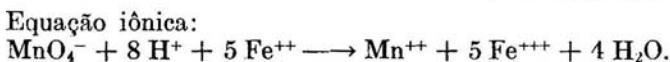
- a) *Cloreto de sódio + nitrato de prata:*



- b) *Permanganato de potássio + ácido clorídrico:*



- c) *Permanganato de potássio + ác. sulfúrico + sulfato ferroso:*



Os íons K^+ e SO_4^{--} não são levados em conta, porquanto não sofreram modificação.

As equações iônicas podem ser ou não equações de *oxi-redução*.

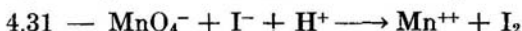
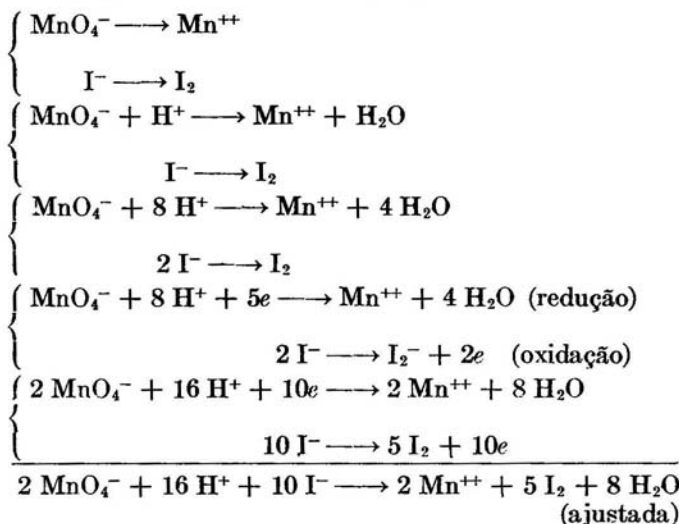
No ajustamento das equações iônicas de oxi-redução recorre-se ao método denominado "*ion-elétron*". O mecanismo de ajustamento é dado pelas seguintes normas:

- a) Substâncias muito ionizáveis (eletrólitos fortes) são escritas na *forma iônica* enquanto que substâncias pouco ionizáveis (eletrólitos fracos) bem como as substâncias insolúveis, são escritas na *forma molecular*;
- b) Escrevem-se as equações parciais de oxidação e redução, destacando somente os íons e moléculas que sofreram modificação;

- c) Sendo em *meio ácido*, adiciona-se íon H^+ no membro da equação onde houver predominância de átomos de oxigênio e, no membro oposto, coloca-se água. Sendo em *meio alcalino*, adiciona-se íon OH^- no membro da equação onde houver deficiência de átomos do oxigênio e, no membro oposto, coloca-se água. Em *meio neutro* não se adiciona H^+ nem OH^- ;
- d) Ajusta-se cada equação parcial, átomo por átomo;
- e) Ajusta-se a carga elétrica de cada equação parcial, colocando-se tantos elétrons quantos necessários;
- f) Atenda-se ao princípio fundamental: *O número de elétrons ganhos (equação parcial de redução) é igual ao número de elétrons perdidos (equação parcial de oxidação)*;
- g) Somando membro a membro e cancelando os íons e moléculas comuns aos dois membros, tem-se a equação iônica ajustada (balanceada ou equilibrada).

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Ajustar pelo *método íon-elétron* as seguintes equações:

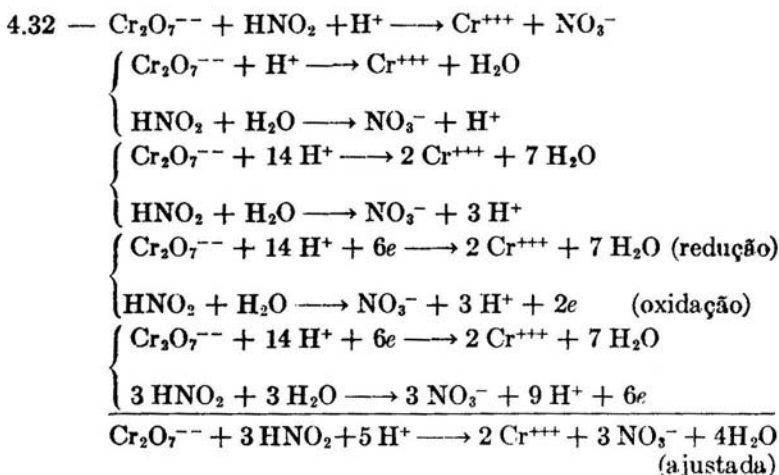
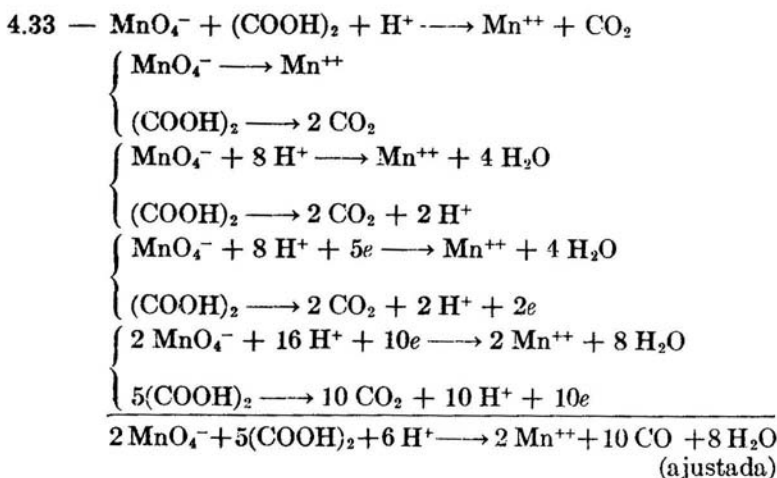
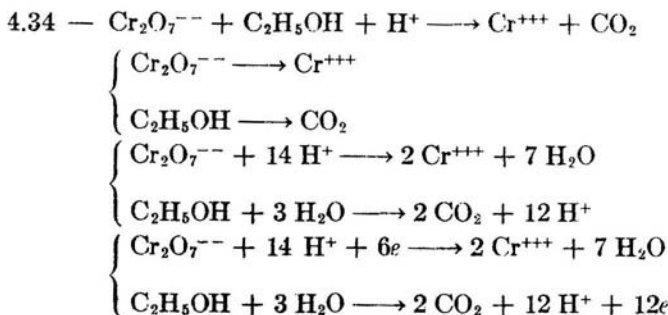


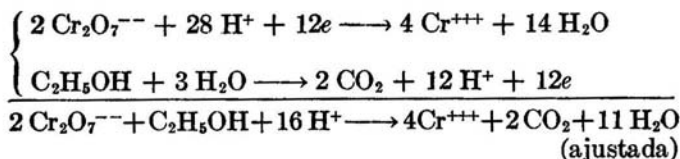
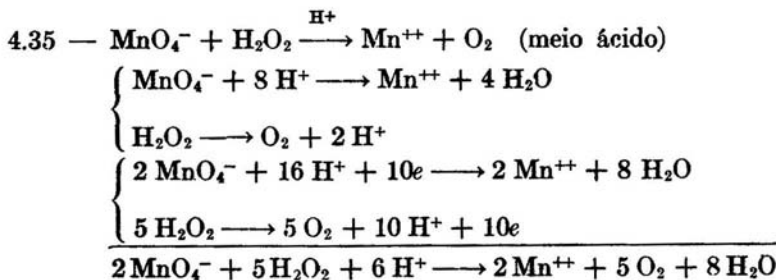
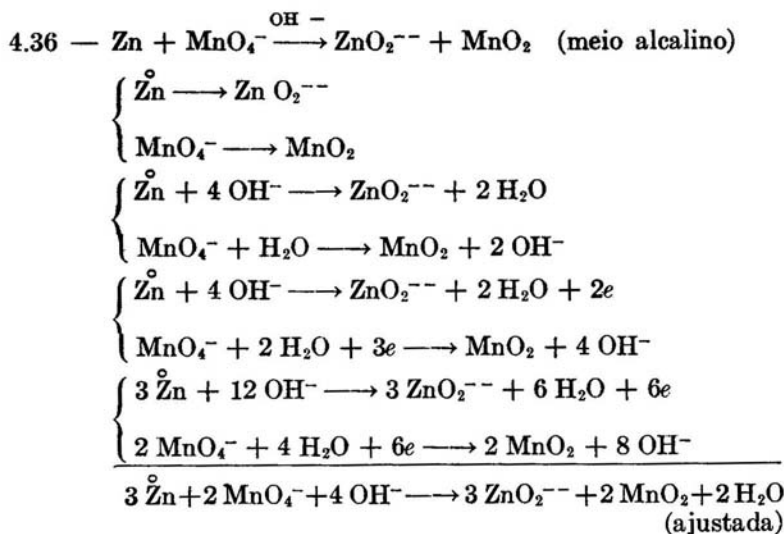
Observação:

Agente oxidante é toda substância ou íon que possui o elemento oxidante, enquanto que *agente redutor* é toda substância ou íon que possui o elemento redutor.

Assim, o aníon permanganato é a substância que foi reduzida em meio ácido e, portanto, funcionou como agente oxidante. Já o aníon iodeto é a substância que foi oxidada (a iodo elementar). Funcionou, pois, como agente redutor. (Cumpre lembrar que, a substância que atua como agente oxidante sofre redução para o meio

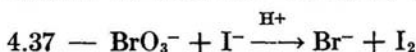
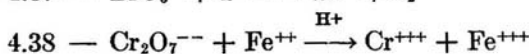
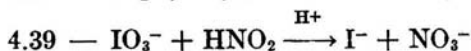
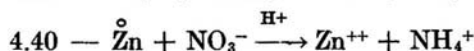
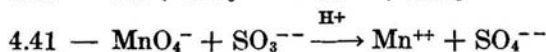
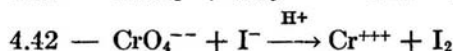
e, vice-versa.) O KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , H_2SO_4 , conc, KClO_3 , KIO_3 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , são exemplos de agentes oxidantes. Já o Na_2SO_3 , NaNO_2 , H_2S , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, HI , Na_3AsO_3 , H_2 , Al , CO , são exemplos de agentes redutores.





EXERCÍCIOS PROPOSTOS

Ajustar as seguintes equações, pelo método *ion-elétron*:



CAPÍTULO 5

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

O cálculo estequiométrico é o capítulo que proporciona maiores dificuldades a quem se inicia na resolução dos problemas de química. Isto porque, sendo êsses problemas baseados numa reação química, exigem a formulação da respectiva equação, necessitando para isso conhecimentos teóricos relativos ao assunto. Daí, para melhor aproveitamento, deve o aluno, ao resolver um problema, pelo menos *recapitular o assunto referente ao mesmo*.

No sentido de facilitar a resolução dêsses problemas, é de boa norma aconselhar aos alunos, que ora se iniciam no estudo da química, o seguinte roteiro:

a) escrever a equação representativa da reação química a que se refere o problema;

b) ajustar os coeficientes da equação pelos métodos usuais vistos no capítulo 4;

c) interpretar o problema, verificando no enunciado quais são os dados e as incógnitas e sublinhando na equação, as substâncias que foram dadas e as que são pedidas;

d) relacionar direta ou indiretamente, o dado do problema com a incógnita;

e) efetuar os cálculos para a determinação do valor da incógnita, chegando dêsse modo ao resultado do problema.

Na resolução dos problemas adotaremos o *método da proporção*. Para os alunos que estudam pela segunda vez, recomenda-se o *método dos equivalentes*.

CLASSIFICAÇÃO DOS PROBLEMAS

De uma maneira geral, os problemas relacionados ao *cálculo estequiométrico* classificam-se em três tipos diferentes:

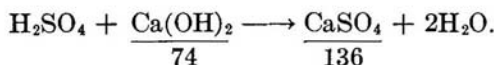
- I) *relação de massa com massa;*
- II) *relação de massa com volume;*
- III) *relação de volume com volume.*

Em cada um dêsses tipos enquadram-se os mais variados problemas, como veremos na apresentação que se segue. Entretanto,

para melhor entendimento, apresentaremos diversos problemas comumente dados nos cursos científicos e nos exames vestibulares, distribuindo-os em *graus de dificuldade crescente*.

PROBLEMAS DO 1º GRAU

5.1 — Qual a massa de sulfato de cálcio obtida quando se trata 37 g de hidróxido de cálcio com um excesso de solução de ácido sulfúrico?



$$\text{Mol do Ca(OH)}_2 = 40 + 16 \times 2 + 1 \times 2 = 74 \text{ g.}$$

$$\text{Mol do CaSO}_4 = 40 + 32 + 16 \times 4 = 136 \text{ g.}$$

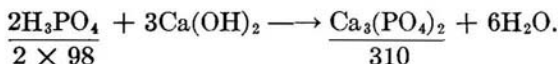
Relacionando o dado com a incógnita, temos:

$$74 \dots\dots\dots 136$$

$$37 \dots\dots\dots x \quad \therefore x = \frac{136 \times 37}{74} = 68 \text{ g de sulfato de cálcio}$$

(Relação de massa com massa.)

5.2 — Qual é a massa de ácido ortofosfórico utilizada na obtenção de 15,5 g de ortofosfato de cálcio, quando aquele ácido se combina com excesso de solução de hidróxido de cálcio?



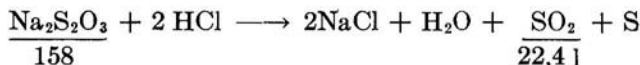
Relacionando diretamente o dado com a incógnita, temos:

$$196 \dots\dots\dots 310$$

$$x \dots\dots\dots 15,5 \quad \therefore x = 9,8 \text{ g de H}_3\text{PO}_4$$

(Relação de massa com massa.)

5.3 — Qual o volume de dióxido de enxôfre que se obtém nas CNTP quando se faz reagir 3,16 g de tiosulfato de sódio com excesso de solução de ácido clorídrico?



Relacionando o dado com a incógnita temos:

CNTP

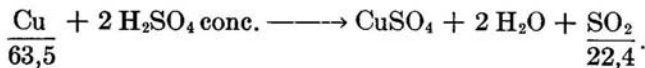
$$158 \dots\dots\dots 22,4 \text{ l}$$

$$3,16 \dots\dots\dots x$$

$$\therefore x = \frac{3,16 \times 22,4}{158} = 0,448 \text{ litros de SO}_2$$

(Relação de massa com volume.)

5.4 — Quando o cobre é atacado por solução de ácido sulfúrico quente e concentrado, desprende-se um gás, cujo volume nas CNTP é de 1,2 litros. Qual a massa de cobre que reagiu?



Relacionando o dado com a incógnita, temos:

CNTP

63,5 22,4

$$x \text{ } 1,2 \quad \therefore x = \frac{63,5 \times 1,2}{22,4} = 3,4 \text{ g de cobre.}$$

(Relação de massa com volume.)

5.5 — Qual o volume de nitrogênio, que se obtém nas CNTP, resultante da combustão de 50 litros de gás amoníaco?



CNTP

4 × 22,4 2 × 22,4

$$50 \text{ } x \quad \therefore x = \frac{50 \times 2 \times 22,4}{4 \times 22,4} = 25 \text{ litros.}$$

(Relação de volume com volume.)

EXERCÍCIOS COM RESPOSTAS

5.6 — Quantas gramas de sulfato de bário são obtidas quando se trata 50 g de cloreto de bário com solução de sulfato de sódio?

5.7 — Qual a massa utilizada de tiosulfato de sódio na precipitação de 5,8 g de enxôfre, quando aquêle sal reage com o HCl?

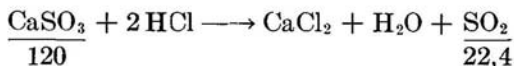
5.8 — Qual a massa de clorato de potássio que se aqueceu para obter 2,5 litros de oxigênio, nas CNTP?

5.9 — Tratando-se 150 g de carboneto de alumínio com a água, quantos litros se obtém de gás metano, nas CNTP?

5.10 — Da combustão de 20 litros de gás propano qual é o volume obtido de gás carbônico, nas CNTP?

PROBLEMAS DO 2º GRAU

5.11 — Qual o volume de anidrido sulfuroso, que se obtém a 27°C e 1520 mm Hg de pressão, quando se ataca 600 g de sulfito de cálcio puro com excesso de solução de ácido clorídrico?



Relacionando o dado com a incógnita, temos:

CNTP

120 22,4

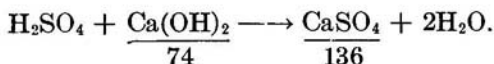
600 x donde: $x = 112$ litros de anidrido sulfuroso ou dióxido de enxofre nas CNTP.

Empregando-se a equação dos gases perfeitos (ver capítulo 2), temos:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T} \text{ donde: } V = \frac{P_o V_o T}{P T_o} = \frac{760 \times 112 \times 300}{1520 \times 273} = 61,5 \text{ litros.}$$

RESP.: 61,5 litros de SO_2 .

5.12 — Qual é a massa de sulfato de cálcio obtida, quando se trata 370 g de hidróxido de cálcio contendo 20% de impurezas, por excesso de solução de ácido sulfúrico?



Cálculo da pureza do Ca(OH)_2 :

100 20

370 x donde: $x = 74$ g de impurezas.

Logo, $370 - 74 = 296$ g de hidróxido de cálcio puro. Pelo enunciado do problema, podemos escrever:

74 136

296 x donde: $x = \frac{296 \times 136}{74} = 544$ g de CaSO_4 .

Nota: Nos problemas onde os compostos se encontram acompanhados de impurezas, temos sempre que descontá-las da massa dada, ao efetuar o cálculo. É que “somente a parte pura do composto toma parte na reação”.

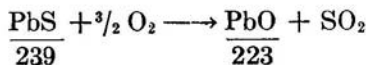
Também poderíamos descontar a impureza da própria percentagem. Assim, se o composto tem 20% de impurezas, é porque apresenta 80% de pureza.

100 80

370 x donde: $x = 296$ g de hidróxido de cálcio puro.

Quando não se faz referência à impurezas, subentende-se que o composto seja puro ou, então, que já foi descontada.

5.13 — Ustulando-se 5 kg de minério galena, contendo 60% de sulfeto de chumbo, pergunta-se qual a massa de óxido de chumbo obtida?



Cálculo da pureza da galena:

100 kg 60 kg

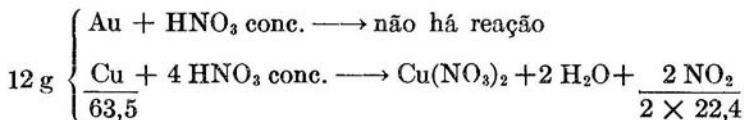
5 kg x donde: $x = 3$ kg de PbS , que é a parte pura existente na galena. Consequentemente, 40% da galena, isto é, 2 kg dêsse minério são representados pelas impurezas, conhecida por ganga (vide Óxidos).

Pelo enunciado do problema, podemos escrever:

239 223

3000 x donde: $x = 2799$ g $\sim$ 2,8 kg de PbO .

5.14 — Tratando-se 12 g de uma liga de ouro e cobre por solução de HNO_3 concentrado, obteve-se um volume gasoso que nas CNTP, mediu 6,4 litros. Calcular as percentagens dos componentes da liga.



Pela segunda equação, podemos escrever:

CNTP

63,5 44,8

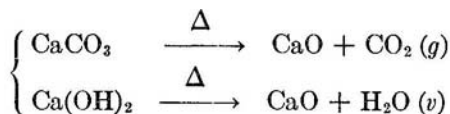
x 6,4 donde: $x \cong 9$ g de cobre (aproximadamente).

Logo, a massa de ouro será: $12 - 9 = 3$ g de ouro.

Cálculo das percentagens:

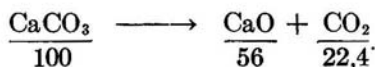
$$\begin{array}{l} \text{ouro} \begin{cases} 12 \text{ } 3 \\ 100 \text{ } x \text{ donde: } x = 25\% \text{ de ouro} \end{cases} \\ \text{cobre} \begin{cases} 12 \text{ } 9 \\ 100 \text{ } y \text{ donde: } y = 75\% \text{ de cobre.} \end{cases} \end{array}$$

5.15 — O resíduo da calcinação de uma mistura de carbonato de cálcio e hidróxido de cálcio pesou 3,164 g e o gás carbônico despreendido dessa calcinação mediu 705,6 cm^3 nas CNTP. Calcular as percentagens dos componentes da mistura.



O resíduo é somente o óxido de cálcio.

Não se pode calcular as percentagens dos componentes da mistura sem o conhecimento da massa da mesma. Embora não tendo sido dada, é possível, no entanto, calculá-la, através dos dados fornecidos pelo enunciado do problema. Assim:



Cálculo da massa do óxido de cálcio proveniente da calcinação do carbonato de cálcio:

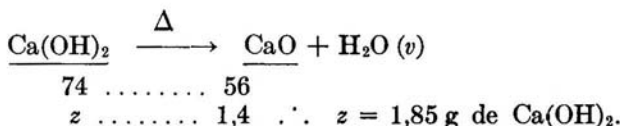
$$\begin{array}{l} 56 \dots\dots\dots 22.400 \\ x \dots\dots\dots 705,6 \end{array} \quad \therefore x = 1,764 \text{ g de CaO.}$$

Cálculo da massa do carbonato de cálcio:

$$\begin{array}{l} 100 \dots\dots\dots 56 \\ y \dots\dots\dots 1,764 \end{array} \quad \therefore y = 3,15 \text{ g de CaCO}_3.$$

Ora, a massa total do resíduo (CaO) é 3,164 g. Logo, $3,164 - 1,764 = 1,4$ g de CaO que é a massa do óxido de cálcio proveniente da calcinação do hidróxido de cálcio.

Cálculo da massa do hidróxido de cálcio:



Cálculo da massa da mistura:

$$3,15 + 1,85 = 5,00 \text{ g.}$$

Cálculo das percentagens:

$$\text{CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} 5 \dots\dots\dots 3,15 \\ 100 \dots\dots\dots w \end{array} \right. \quad \therefore w = 63\% \text{ de CaCO}_3$$

$$\text{Ca(OH)}_2 \left\{ \begin{array}{l} 5 \dots\dots\dots 1,85 \\ 100 \dots\dots\dots t \end{array} \right. \quad \therefore t = 37\% \text{ de Ca(OH)}_2.$$

5.16 — Uma mistura de magnésio e alumínio foi totalmente atacada por excesso de solução de ácido clorídrico, havendo desprendimento de 380 cm³ de gás hidrogênio, medidos a 25°C e 620 mm Hg de pressão.

Calcular as percentagens dos componentes da mistura.



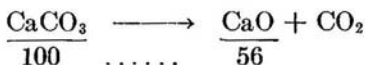
A massa da mistura não foi dada, nem é possível calculá-la. O problema não tem solução.

A resolução do problema torna-se prejudicada visto faltar dados no enunciado.

SOBRE GRAU DE PUREZA

5.17 — Calcinando-se 28 g de uma amostra de um calcáreo dado para analisar, obteve-se um resíduo de óxido de cálcio que pesou 14 g.

Qual a massa de carbonato de cálcio puro existente em 100 g de calcário, isto é, qual o seu grau de pureza?



x 14 donde: $x = 25$ g de carbonato de cálcio puro.

Essa é a massa de carbonato de cálcio que reagiu e que existe nas 28 g da amostra de calcário.

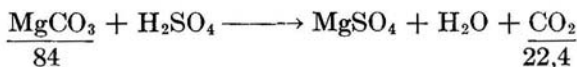
Seu grau de pureza será:

28 25

100 y donde: $y = 89,28\%$.

5.18 — 6,250 g de uma amostra de carbonato de magnésio foi tratada com excesso de solução de ácido sulfúrico obtendo-se 600 cm³ de gás carbônico a 27°C e 2,5 atm. de pressão.

Calcular o grau de pureza da amostra.



Correção do volume de CO₂ para as CNTP:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T} \therefore V_o = \frac{PVT_o}{P_o T} = \frac{2,5 \times 600 \times 273}{1 \times 300} = 1.365 \text{ cm}^3 = 1,365 \text{ litros}$$

84 22,4 litros

x 1,365 litros $\therefore x = 5,118$ g de carbonato de magnésio puro. Essa é a massa de carbonato de magnésio que reagiu, isto é, foi totalmente consumida, e que por sua vez está contida na amostra dada.

Cálculo do grau de pureza:

6,250 5,118

100 y $\therefore y = 81,88\%$.

5.19 — Uma amostra de zinco impuro pesando 2,55 g foi completamente atacada por excesso de solução de ácido clorídrico, obtendo-se 1,12 litros de gás hidrogênio medidos nas CNTP. Admi e se que as impurezas sejam inertes, isto é, inatacáveis pelo HCl.

Calcular o grau de pureza do zinco.



65 22,4

x 1,12 $\therefore x = 3,25$ g de zinco puro.

Essa é a massa de zinco puro que reagiu e que está contida na amostra dada. Mas, ela só pode ser igual ou menor que a amostra dada,

isto é, 2,55 g. Logo, não se pode calcular o grau de pureza, pois os dados estão incompatíveis.

RESP.: Problema impossível. Dados incompatíveis com o enunciado do problema.

5.20 — SOBRE COMBUSTÃO (Ver cap. 6)

SOBRE RENDIMENTO

5.21 — Tratando-se 0,5 kg de nitrato de potássio por solução de ácido sulfúrico, a quente, pergunta-se qual a massa de ácido nítrico obtida, admitindo-se que o rendimento da reação seja de 90%?



202 126

500 x donde: $x = \frac{500 \times 126}{202} = 311,8 \text{ g}$

de HNO_3 obtida com o rendimento teórico de 100%. Com o rendimento de 90%, será:

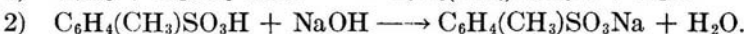
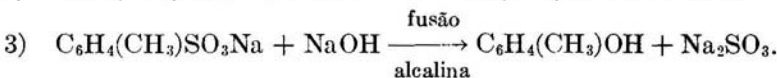
311,8 100%

y 90% donde: $y = 280,62 \text{ g de HNO}_3$.

Basta pois, multiplicar a massa obtida por 0,9.

5.22 — 60 g de tolueno foram sulfonados em condições especiais. O composto obtido, depois de neutralizado e isolado, sofreu fusão alcalina. Considerando-se que o rendimento da primeira reação (sulfonação) foi de 80% e o da segunda reação (fusão alcalina) de 40%, pede-se o nome e a massa do composto orgânico formado.

Equacionando as reações:



O tolueno submetido a uma reação de sulfonação produz a mistura dos ácidos *o*-tolueno sulfônico e *p*-tolueno sulfônico (isômeros).

O enunciado do problema diz que a sulfonação se processou em condições especiais, dando um só produto. Vamos supor que tenha sido o ácido *o*-tolueno sulfônico. O produto obtido foi neutralizado — 2.^a reação — encontrando-se agora sob a forma de sal (*o*-tolueno sulfonato de sódio) que, uma vez isolado, sofreu fusão alcalina — 3.^a reação.

A 1.^a equação nos permite escrever:



92 172

60 x . . . $x = 112,17 \text{ g}$

de ácido *o*-tolueno sulfônico.

o nome e a massa do referido composto, admitindo-se rendimento total.

5.47 — Qual a massa de sulfato de amônio formada quando o H_2SO_4 reage com o gás proveniente da hidrólise de 10 g de nitrato de magnésio puro?

5.48 — 84 g de hidreto de cálcio contendo 20% de impurezas foram hidrolizados dando em resultado a formação de um gás que reagiu por adição com o hexino-2 transformando-se num hidrocarboneto parafínico. Pede-se o nome e a massa desse hidrocarboneto.

5.49 — Qual a massa de nitrato de chumbo que submetida à calcinação deixa um resíduo que tratado com excesso de solução de H_2SO_4 forma um precipitado branco que pesou 12,12 g?

PROBLEMAS DO 5º GRAU (Com dois dados)

5.50 — Sabendo-se que o H_2SO_4 reage com o NaOH e que as massas postas em contato, foram de 196 g de H_2SO_4 e 320 g de NaOH, pede-se:

a) a massa de sulfato de sódio formada;

b) a massa da substância em excesso.



Para se calcular a massa de sulfato de sódio formada na reação, temos que conhecer a quantidade exata de H_2SO_4 ou de NaOH que foi consumida. Portanto, temos que saber qual das substâncias está em excesso.

Pesquisa do excesso:

A lei de PROUST nos diz: “Para formar um determinado composto, os componentes se combinam em proporções fixas e definidas.” Assim, na formação do sulfato de sódio, o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio reagem na proporção de 1:2 moles, isto é, 98 para 80 g; logo, as 196 g de H_2SO_4 vão se combinar com x gramas de NaOH.

Assim:

98 80

196 x donde: $x = 160$ g de NaOH, que é a massa

que se combinou.

Como existiam 320 g de NaOH conclui-se que este composto está em excesso.

Cálculo de excesso:

$320 - 160 = 160$ g de NaOH, que é a massa de hidróxido de sódio que ficou sem se combinar.

Cálculo da massa de Na_2SO_4 :

Podemos calcular de dois modos:

98 142

196 x donde: $x = 284 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4$

Ou, então:

80 142

160 y donde: $y = 284 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4$.

RESP.: a) 284 g;

b) 160 g.

Observação:

Éis a resolução pelo método dos equivalentes (ver cap. 7 e 8).

$$n_e \text{ H}_2\text{SO}_4 = \frac{m}{\text{eq.-grama}} = \frac{196}{49} = 4 \text{ equivalentes};$$

$$n_e \text{ NaOH} = \frac{m}{\text{eq.-grama}} = \frac{320}{40} = 8 \text{ equivalentes}.$$

Ora, baseado no Princípio da equivalência, podemos escrever:

$$n_e \text{ H}_2\text{SO}_4 = n_e \text{ NaOH} = n_e \text{ Na}_2\text{SO}_4 = n_e \text{ H}_2\text{O} = 4 \text{ equivalentes}.$$

Logo, $8 - 4 = 4$ equivalentes de NaOH estão em excesso.

RESP.: a) $m = n_e \times \text{eq.-grama} = 4 \times 71 = 284 \text{ g};$

b) $m = n_e \times \text{eq.-grama} = 4 \times 40 = 160 \text{ g}.$

A massa de hidróxido de sódio que reagiu é, por coincidência, igual a massa que ficou em excesso.

5.51 — Tratando-se 2 g de carbonato de cálcio por 80 ml de solução 0,5N de HCl, pergunta-se:

a) qual das substâncias está em excesso?

b) qual o volume do gás desprendido nas CNTP?



Cálculo da massa de HCl:

1.000 ml de sol. 0,5 N de HCl $36,5 \times 0,5$

80 ml de sol. 0,5 N de HCl x

donde: $x = 1,46 \text{ g de HCl}.$

Pesquisa do excesso:

Pela lei de PROUST, temos:

100 73

2 x donde: $x = 1,46 \text{ g de HCl}$, que é a massa de ácido clorídrico que se combinou. Conclusão: nenhuma substância está em excesso. O cálculo do volume de CO_2 pode ser feito a partir de qualquer dado do problema. Assim:

$$\frac{\text{CaCO}_3}{100} \dots\dots\dots \frac{\text{CO}_2}{22,4}$$

$$2 \dots\dots\dots x \text{ donde: } x = 0,448 \text{ litros de CO}_2.$$

RESP.: a) nenhuma;
b) 0,448 litros de CO₂.

Resolvendo por equivalentes:

$$n_e \text{ CaCO}_3 = \frac{m}{\text{eq-grama}} = \frac{2}{50} = 0,04;$$

$$n_e \text{ HCl} = \text{VN} = 0,080 \times 0,5 = 0,04.$$

Como o número de equivalentes é o mesmo, conclui-se que nenhuma das substâncias está em excesso.

EXERCÍCIOS COM RESPOSTAS

5.52 — Calcular o volume nas CNTP do gás resultante da reação entre 1,5 g de carbonato de magnésio e 40 ml de solução de H₂SO₄ contendo 80 g/l de H₂SO₄ puro.

5.53 — Quando 35,25 g de nitrato de chumbo são tratados por 10,48 g de uma solução de sulfato de sódio, pergunta-se:

- a) qual das substâncias está em excesso?
- b) quanto há de excesso do composto inicial para uma equivalência perfeita?
- c) quanto pesou o precipitado obtido?

5.54 — Combinando-se 150 litros de hidrogênio com 40 litros de nitrogênio e admitindo-se o aproveitamento integral destes gases, pergunta-se:

- a) qual o volume do gás obtido nas CNTP?
- b) qual o gás que está em excesso e quanto sobrou?

5.55 — Tratando-se 200 litros de hidrogênio com 180 litros de cloro, obteve-se um volume gasoso que foi submetido a uma combustão. Pergunta-se:

- a) qual o volume do gás obtido na primeira reação?
- b) qual o volume de ar atmosférico necessário para queimar completamente este volume gasoso, sabendo-se que a percentagem de oxigênio no ar, em volume, é de 20%?

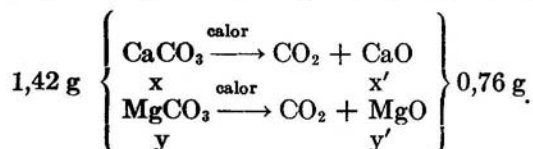
5.56 — 50 ml de solução 2N de AgNO₃ são tratados por 1.00 ml de solução 1,8N de NaCl. Qual a massa e o nome do precipitado branco obtido?

PROBLEMAS DO 6º GRAU

(O dado do problema se refere a duas substâncias)

5.57 — Calcinado-se 1,42 g de uma mistura de carbonato de cálcio e carbonato de magnésio, obteve-se um resíduo que pesou 0,76 g.

Calcular as percentagens dos componentes da mistura.



Como não sabemos quantos gramas de carbonato de cálcio existem nas 1,42 g da mistura de carbonatos que foi calcinada e, nem quantos gramas de óxido de cálcio foram produzidos, o mesmo se passando com o carbonato de magnésio, somos, portanto, obrigados a lançar mão de um artifício de cálculo que permita a resolução do problema.

Assim, chamando de x a quantidade de carbonato de cálcio existente na mistura que foi transformada, e x' a quantidade de óxido de cálcio resultante desta transformação; e y e y' para o sal de magnésio e seu óxido, teremos um sistema de equações do 1.º grau, de duas equações e quatro incógnitas, sistema pois indeterminado.

$$(1) \begin{cases} x + y = 1,42 \\ x' + y' = 0,76 \end{cases}$$

Levanta-se a indeterminação, relacionando a molécula-grama do carbonato de cálcio com a molécula-grama do óxido de cálcio, fazendo-se a mesma coisa para o sal de magnésio e o seu óxido. Dêste modo, a primeira equação nos permite escrever:

$$\frac{\text{CaCO}_3}{100} \dots\dots\dots \frac{\text{CaO}}{56}$$

$$x \qquad \qquad x' \quad \text{donde: } x' = \frac{56}{100} x.$$

Enquanto que a 2.ª equação nos dá:

$$\frac{\text{MgCO}_3}{84} \dots\dots\dots \frac{\text{MgO}}{40}$$

$$y \qquad \qquad y' \quad \text{donde: } y' = \frac{40}{84} y.$$

Substituindo no sistema (1) x' e y' pelos seus valores, temos o sistema (2).

$$(2) \begin{cases} x + y = 1,42 \\ \frac{56}{100} x + \frac{40}{84} y = 0,76 \end{cases}$$

Achando-se o m.m.c. entre 100 e 84 que é 2.100 e eliminando os denominadores da 2.ª equação, temos:

$$(3) \begin{cases} x + y = 1,42 \\ 1176 x + 1.000 y = 1.596 \end{cases}$$

Resolvendo o sistema acima encontramos que $x = 1$. Como $x + y = 1,42$ temos que:

$$y = 1,42 - x = 1,42 - 1 = 0,42.$$

Encontramos dêste modo que na mistura de carbonatos que foi calcinada, 1 g é constituída de carbonato de cálcio e 0,42 g de carbonato de magnésio.

Cálculo das percentagens:

$$\begin{array}{l} \text{CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} 1,42 \dots\dots 1 \\ 100 \dots\dots x \end{array} \right. \text{ donde: } x = 70,5\% \text{ de carbonato de cálcio.} \\ \text{MgCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} 1,42 \dots\dots 0,42 \\ 100 \dots\dots y \end{array} \right. \text{ donde: } y = 29,5\% \text{ de carbonato de magnésio.} \end{array}$$

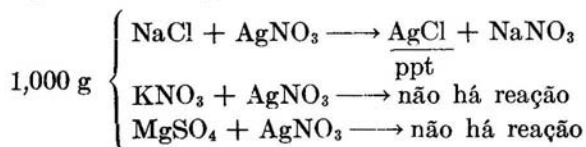
MISTURAS E LIGAS

Apresentaremos, à parte, alguns problemas sôbre misturas e ligas. De uma maneira geral, enquadram-se nos seguintes tipos:

- um dos componentes não reage;*
- os componentes reagem de modo diferentes;*
- os componentes reagem do mesmo modo.*

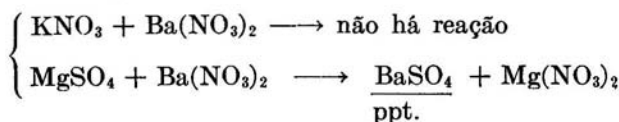
PROBLEMAS RESOLVIDOS

5.58 — 1,000 g de uma mistura contendo somente cloreto de sódio, nitrato de potássio e sulfato de magnésio foi dissolvida em água e tratada com nitrato de prata. O precipitado de cloreto de prata pesou 1,435 g. O filtrado da precipitação do cloreto é tratado com nitrato de bário dando um precipitado de sulfato de bário pesando 0,233 g. Qual a composição centesimal da mistura?



$$58,5 \dots\dots 143,5$$

$$x \dots\dots 1,435 \quad \therefore x = 0,585 \text{ g de NaCl}$$

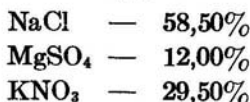


$$120 \dots\dots 233$$

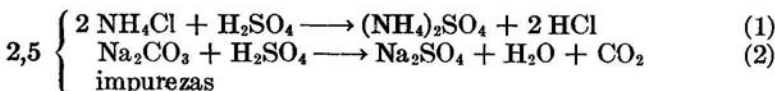
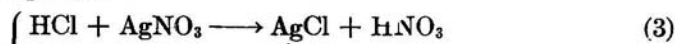
$$y \dots\dots 0,233 \quad \therefore y = 0,12 \text{ g de MgSO}_4.$$

$$\text{Logo, } 1 - (0,585 + 0,12) = 0,295 \text{ g de KNO}_3$$

A composição centesimal é, pois:



5.59 — 2,5 g de uma mistura de cloreto de amônio e carbonato de sódio são tratadas pelo H_2SO_4 , até completa transformação. Adicionando-se solução de AgNO_3 obtém-se um precipitado que depois de lavado e seco pesou 3,5 g. Qual a composição centesimal da mistura, sabendo-se que a mesma contém 20% de impurezas inatacáveis pelo H_2SO_4 ?



Multiplicando os coeficientes da 3.^a equação por 2, podemos relacionar, indiretamente, o dado com a incógnita. Assim:

$$\begin{array}{rcl} \text{mas} & \begin{array}{l} 2 \text{NH}_4\text{Cl} \dots\dots\dots 2 \text{HCl} \\ 2 \text{HCl} \dots\dots\dots 2 \text{AgCl} \end{array} & \begin{array}{l} \text{logo,} \\ \text{ou} \end{array} \begin{array}{l} 2 \text{NH}_4\text{Cl} \dots\dots 2 \text{AgCl} \\ \frac{\text{NH}_4\text{Cl} \dots\dots \text{AgCl}}{53,5} \quad \frac{143,5}{3,5} \end{array} \end{array}$$

$\therefore x \cong 1,3 \text{ g de NH}_4\text{Cl}.$

Massa de cloreto de amônio, existente em 2 g da mistura, isenta de impurezas (0,5 g constituem as impurezas).

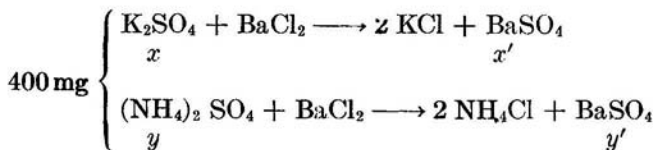
Logo, a massa de carbonato de sódio, será: $2 - 1,3 = 0,7 \text{ g}.$

Cálculo da composição centesimal:

$$\begin{array}{rcl} 2,5 & \dots\dots\dots & 1,3 \\ 100 & \dots\dots\dots & y \quad \therefore y = 52\% \text{ de NH}_4\text{Cl} \\ 2,5 & \dots\dots\dots & 0,7 \\ 100 & \dots\dots\dots & z \quad \therefore z = 28\% \text{ de Na}_2\text{CO}_3. \end{array}$$

$$\text{RESP.: } \left\{ \begin{array}{l} 52\% \text{ de NH}_4\text{Cl}; \\ 28\% \text{ de Na}_2\text{CO}_3; \\ 20\% \text{ de impurezas.} \end{array} \right.$$

5.60 — 40 centigramas de uma mistura de sulfatos de potássio e de amônio são tratados pelo cloreto de bário, todos em solução aquosa. O precipitado obtido pesa 639 mg. Calcular a composição centesimal da mistura.

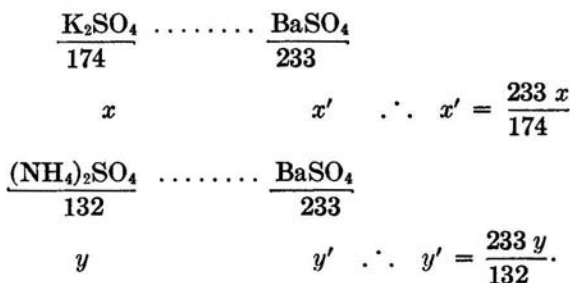


Para a resolução dos problemas sôbre Misturas e Ligas, onde *os componentes reagem do mesmo modo*, temos que recorrer a um artifício de cálculo.

(Ver problema do 6.º grau — Cap. 5.)

$$\text{Portanto: } \begin{cases} x + y = 400 \\ x' + y' = 639 \end{cases}$$

Pelas reações podemos escrever:



$$\text{Assim temos: } \begin{cases} x + y = 400 \\ \frac{233 x}{174} + \frac{233 y}{132} = 639 \end{cases}$$

Resolvendo o sistema, encontramos 154 mg de sulfato de potássio e 246 mg de sulfato de amônio. Em seguida, calcula-se a composição centesimal.

$$\text{RESP.: } \begin{cases} 38,5\% \text{ de } \text{K}_2\text{SO}_4; \\ 61,5\% \text{ de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4. \end{cases}$$

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

5.61 — 10 g de uma liga de cobre e prata são tratadas por solução de HNO_3 diluído até completa transformação. Os produtos obtidos, tratados por solução de NaCl até completa precipitação, originam um precipitado branco que depois de lavado e sêco pesou 10 g.

Calcular a composição centesimal da liga.

5.62 — Tem-se uma mistura de brometo de sódio e sulfato de magnésio. Tratando-se uma certa massa x desta mistura pelo carbonato de sódio em excesso obteve-se um precipitado que pesou 0,8 g e pelo nitrato de prata obteve-se um precipitado que pesou 1,5 g.

Qual a massa x da mistura?

5.63 — Coloca-se 20 g de uma mistura de cloreto de sódio e sulfato de chumbo em água; agita-se e filtra-se. O líquido filtrado

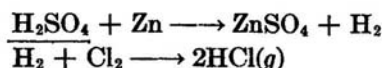
5.90 — Desejando-se obter 476 g de estanho metálico, qual a massa de bióxido de estanho que se necessita reduzir pelo carvão, supondo o rendimento da reação de 70%?

5.91 — Tendo-se 2 kg de óxido férrico puro, deseja-se preparar 1 kg de ferro metálico. Qual a massa de óxido férrico que sobrou?

A C I D O S

5.92 — Quantas gramas de uma solução de H_2SO_4 , com 10% em peso desse ácido, são necessários para produzir hidrogênio em quantidade suficiente para a preparação de 4.200 cm^3 do gás clorídrico nas CNTP.

O H_2SO_4 atacando um metal como, por exemplo, o zinco, desprende H_2 :



As equações acima nos permitem escrever:

CNTP

98 $2 \times 22,4$ litros
 x 4,2 litros donde: $x = 9,1$ g de H_2SO_4 .

A massa da solução de H_2SO_4 que apresenta a concentração de 10% em peso e que corresponde às 9,1 g de H_2SO_4 puro, será:

100 10
 y 9,1 donde: $y = 91$ g de H_2SO_4 (a 10% em peso).

5.93 — Dispõe-se de uma solução de H_2SO_4 que tem 20% em peso deste ácido. Pede-se qual a massa desta solução necessária para preparar 5,38 g de sulfato de zinco? Que volume de hidrogênio se liberta? Que massa de zinco se consome na reação?

O H_2SO_4 diluído ataca o zinco despreendendo hidrogênio de acordo com a seguinte equação:



Pela equação acima, vemos que:

98 161
 x 5,38 donde: $x = \frac{5,38 \times 98}{161} = 3,27$ g de H_2SO_4 .

Logo, a massa de uma solução de H_2SO_4 , contendo 20% em peso deste ácido, será:

100 20
 y 3,27 donde: $y = 16,35$ g.

Cálculo do volume de hidrogênio libertado:

CNTP

98 22,4
 3,27 V_0 donde: $V_0 = 0,74$ litros de H_2 .

Cálculo da massa de zinco consumida na reação:

$$\begin{array}{rcl} \text{ZnSO}_4 & \dots\dots\dots & \text{Zn} \\ 161 & \dots\dots\dots & 65 \\ 5,38 & \dots\dots\dots & z \text{ donde: } z = 2,17 \text{ g de Zn.} \end{array}$$

5.94 — 18 g de magnésio são tratados com 100 cm³ de uma solução de H₂SO₄ diluído, contendo 200 g de ácido por litro. Pergunta-se:

- a) qual a massa de magnésio que permanece sem se dissolver?
- b) qual o volume de hidrogênio libertado nas CNTP?

Cálculo da massa de H₂SO₄:

$$\begin{array}{rcl} 1.000 \text{ cm}^3 & \dots\dots\dots & 200 \text{ g} \\ 100 \text{ cm}^3 & \dots\dots\dots & x \text{ donde: } x = 20 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \\ \text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 & \longrightarrow & \text{MgSO}_4 + \text{H}_2. \end{array}$$

A equação acima nos permite escrever:

$$\begin{array}{rcl} 24 & \dots\dots\dots & 98 \\ x & \dots\dots\dots & 20 \text{ donde: } x = 4,89 \text{ g de magnésio.} \end{array}$$

a) Das 18 g de magnésio, apenas 4,89 g são dissolvidos pelo H₂SO₄ empregado; logo, 18 — 4,89 = 13,11 g de magnésio ficam sem se dissolver.

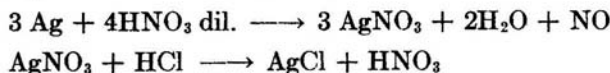
b) O volume de gás hidrogênio pode ser calculado em função das 20 g de H₂SO₄, ou então, das 4,89 g de magnésio que se dissolveram. Assim:

$$\begin{array}{rcl} 98 & \dots\dots\dots & 22,4 \\ 20 & \dots\dots\dots & y \text{ donde: } y = 4,5 \text{ litros de H}_2. \end{array}$$

Ou então:

$$\begin{array}{rcl} 24 & \dots\dots\dots & 22,4 \\ 4,89 & \dots\dots\dots & z \text{ donde: } z = 4,5 \text{ litros de H}_2. \end{array}$$

5.95 — Uma amostra de prata impura pesando 0,1652 g reage com o HNO₃ diluído, formando-se ao adicionar HCl, um precipitado branco que pesou 0,0911 g de cloreto de prata. Qual o grau de pureza da prata na amostra dada?



Para relacionarmos o dado com a incógnita, teremos que multiplicar a 2.^a equação por 3. Assim, temos:

$$\begin{array}{rcl} 3 \text{ Ag} & \dots\dots\dots & 3 \text{ AgCl} \\ 3 \times 108 & \dots\dots\dots & 3 \times 143,5 \\ x & \dots\dots\dots & 0,0911 \text{ donde: } x = 0,068 \text{ g de prata pura.} \end{array}$$

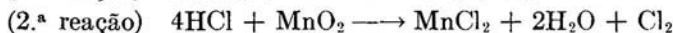
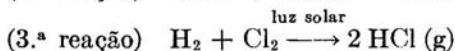
Cálculo do grau de pureza:

$$\begin{array}{rcl} 0,1652 & \dots\dots\dots & 0,068 \\ 100 & \dots\dots\dots & y \text{ donde: } y = 41,1\%. \end{array}$$

5.96 — O gás resultante da reação entre 9,8 g de H_2SO_4 e 6,5 g de zinco (1ª reação), foi misturado com outro gás proveniente da reação entre 14,6 g de HCl e X g de MnO_2 (2ª reação). A mistura gasosa foi exposta à luz solar, havendo reação com combinação total (3ª reação). Pede-se:

- a) qual a fórmula e o volume nas CNTP do composto formado pela união dos gases (3ª reação);
- b) qual a massa de MnO_2 que foi empregada na 2ª reação;
- c) calcular o volume gasoso final da 3ª reação a 70 cm de Hg e 77° (Fahrenheit).

As reações que se passam, são as seguintes:



a) Como 9,8 g de H_2SO_4 e 6,5 g de zinco são quantidades proporcionais, podemos escolher qualquer um desses dados para calcular o valor da incógnita, que é o volume de gás clorídrico formado na 3ª reação, pois houve reação com combinação total.

Faz-se isso, por uma correspondência indireta entre um dos dados e a incógnita. Logo,

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{98} \dots\dots\dots \frac{2\text{HCl(g)}}{44,8}$$

$$9,8 \dots\dots\dots x \text{ donde: } x = 4,48 \text{ litros de HCl(g)}$$

$$\text{RESP.: } \begin{cases} \text{Fórmula: HCl(g)} \\ \text{Volume nas CNTP} = 4,48 \text{ litros.} \end{cases}$$

b) Pela 2ª reação, vemos que:

$$\frac{4\text{HCl}}{4 \times 36,5} \dots\dots\dots \frac{\text{MnO}_2}{87}$$

$$14,6 \dots\dots\dots x \text{ donde: } x = 8,7 \text{ g de MnO}_2 \text{ (bióxido de manganês).}$$

c) Como vimos no item a; o volume de gás clorídrico nas CNTP é $V_o = 4,48$ litros.

Para calcularmos o volume V de gás clorídrico a 70 cm de Hg de pressão e 77°F, emprega-se a equação dos gases perfeitos.

Antes de calcularmos o volume V , temos que transformar 77°F em graus centígrados, o que se faz empregando a seguinte relação:

$$\frac{C}{5} = \frac{F-32}{9} \therefore \frac{C}{5} = \frac{77-32}{9} \therefore C = 25^\circ\text{C}.$$

Agora, temos:

$$V = \frac{P_o V_o T}{P T_o} = \frac{76 \times 4,48 \times 298}{70 \times 273} = 5,3 \text{ litros de gás clorídrico.}$$

Assim:

$$\begin{array}{rcl} \frac{2 \text{ HCl}}{2 \times 36,5} & \dots\dots & \frac{\text{ZnCl}_2}{136} \\ 53,5 & & z \text{ donde: } z = 99,6 \text{ g de ZnCl}_2. \end{array}$$

Cálculo da composição centesimal do cloreto de zinco:

$$\begin{array}{rcl} 136 & \dots\dots & 65 \\ \text{zinco} & & \\ 100 & \dots\dots & t \text{ donde: } t = 47,7\% \text{ de zinco} \\ 136 & \dots\dots & 71 \\ \text{cloro} & & \\ 100 & \dots\dots & s \text{ donde: } s = 52,2\% \text{ de cloro.} \end{array}$$

A lei que permite o cálculo da composição centesimal de um composto qualquer, é a lei das *Proporções definidas ou Lei de Proust*: “Para formar um determinado composto, os elementos se combinam em proporções fixas e definidas”.

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

5.100 — Quantos litros de hidrogênio, à temperatura de 20°C e à pressão de 700 mm, podem ser obtidos pela ação de 1.500 g de H_2SO_4 sobre Zn?

5.101 — 20 g de permanganato de potássio comercial, com 10% de impurezas inertes, são tratados por excesso de ácido clorídrico concentrado.

Pede-se:

a) o ajuste da equação representativa da ação do permanganato de potássio sobre o ácido clorídrico, pelo método de oxi-redução, deduzindo o oxidante e o redutor;

b) o volume de cloro obtido (em litros) a 27°C e na pressão normal.

5.102 — Trata-se 1 grama de bióxido de manganês natural por ácido clorídrico concentrado e a quente. O gás despreendido é recebido em uma solução concentrada de hidróxido de amônio. Recolhe-se um novo gás, que ocupa um volume de 56 cm^3 a 0° centígrados e 760 mm de pressão. Calcular a pureza do bióxido natural e escrever as equações de todas as transformações ocorridas.

5.103 — Qual a massa de gás sulfuroso produzida, reagindo 422 g de mercúrio sobre H_2SO_4 ? Que volume deve ocupar o mesmo gás na temperatura de 29°C?

5.104 — Submetendo-se 10 g de cobre ao ácido nítrico, quantas gramas se obtém de NO_2 ?

5.105 — Quantas gramas de HCl pode obter-se da ação e reação entre 10 g de NaCl e H_2SO_4 ?

5.106 — O ácido clorídrico proveniente de 60 g de NaCl com o H_2SO_4 agiu sobre o mármore (CaCO_3). Qual o gás obtido e qual o seu volume nas CNTP?

5.107 — Fazendo-se passar uma corrente de hidrogênio por 150 g de enxôfre fervente, pergunta-se:

- a) qual a reação que se processa?
- b) qual o gás que se desprende e que volume ocupa nas CNTP?

5.108 — Num laboratório de análise química consome-se diariamente 25 litros de gás sulfídrico, obtido num gerador, baseado na ação do H_2SO_4 sobre o sulfeto ferroso. Pergunta-se: quais as massas dos 2 reagentes consumidos na obtenção do gás?

5.109 — Desejando-se obter gás sulfídrico isento das impurezas habituais, tratamos 34 g de sulfeto de antimônio pelo HCl . Pergunta-se:

- a) o volume de gás sulfídrico nas CNTP;
- b) a massa de HCl consumida na reação.

5.110 — Uma solução de gás sulfídrico em água, contendo ar dissolvido e exposta à luz solar, deposita ao cabo de algumas horas, 10 g de enxôfre. Pergunta-se: a massa de gás sulfídrico que se decompôs.

5.111 — Numa aula prática deseja-se obter HNO_3 pelo processo de deslocamento, partindo-se de 100 g de nitrato de potássio. Pergunta-se:

- a) qual a massa de HNO_3 que se pode obter?
- b) qual a massa de ácido sulfúrico empregada na reação?

5.112 — Partindo-se de 0,5 tonelada de enxôfre, pergunta-se: quantos kg de H_2SO_4 se obtém pelo processo de contato, supondo-se que o rendimento da reação seja de 70%?

5.113 — Ustulando-se 200 kg de piritas de ferro, cujo teor de pureza é 80% e submetendo-se ao processo de contato, deseja-se saber qual a massa de H_2SO_4 obtida, sabendo-se que o rendimento da reação é de 80%.

5.114 — Partindo-se de 5 kg de salitre do Chile contendo 90% de NaNO_3 atacou-se com o H_2SO_4 . Qual o ácido obtido e qual a sua massa?

5.115 — Pretende-se preparar industrialmente 2 toneladas de ácido nítrico pelo processo de deslocamento. Calcular a massa de H_2SO_4 necessária a esta reação, com 2% de impurezas.

5.116 — Deseja-se fabricar gás clorídrico sintético. Pergunta-se: quantos kg de ferro metálico se empregará para que, reagindo com o H_2SO_4 , resulte um gás que combinado com o gás cloro origine 120 litros de gás clorídrico nas CNTP?

5.117 — Deseja-se pesquisar um cátion do 3.º grupo. Para isso precisa-se fabricar o reagente utilizado no referido grupo. Com êsse fim, ataca-se o sulfeto de antimônio com 130 ml de HCl contendo 36,56 g/l. Qual será o volume gasoso obtido nas CNTP que nos permitirá pesquisar o referido cátion?

5.118 — Uma fábrica de H_2SO_4 ustula diariamente 2,5 toneladas de uma pirita; contendo 80% de FeS_2 . Sabendo-se que 20% do anidrido sulfuroso obtido é fornecido a uma fábrica de papel, pede-se:

- a) qual a produção de H_2SO_4 desta fábrica em massa?
- b) quantos frascos de 1 litro podem ser distribuídos diariamente aos laboratórios de análise, sabendo-se que nos rótulos se encontra registrada a densidade $1,84 \text{ g/cm}^3$?
- c) em que indústria poderia ser aproveitado o resíduo da ustulação da pirita?
- d) por que a fábrica de papel se interessa pelo anidrido sulfuroso?

5.119 — Deseja-se determinar o teor de ferro puro existente numa amostra de ferro comercial. Partindo-se de 550 g dessa amostra e tratando-se pelo H_2SO_4 diluído, desprende-se um gás que mediu, na temperatura de 25°C e pressão de 780 mm de Hg o volume de 228 litros. Qual o grau de pureza do ferro na amostra, sabendo-se que as impurezas são inatacáveis pelos ácidos?

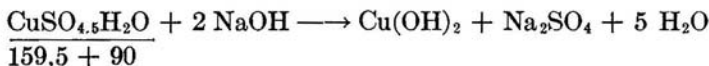
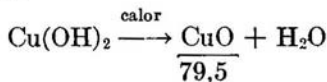
5.120 — O HCl proveniente da reação do cloreto de sódio com 20 cm^3 de uma solução de H_2SO_4 , contendo 10% de H_2SO_4 puro, ataca 10 g de ferro metálico. Pergunta-se:

- a) qual a substância que está em excesso?
- b) qual a quantidade que ficou em excesso?
- c) qual o volume de hidrogênio obtido a 22°C e pressão normal?

5.121 — Quantos cm^3 de H_2SO_4 que contém 97,5% por peso de H_2SO_4 puro e de densidade, $d = 1,8439 \text{ g/cm}^3$, serão necessários para produzir 2 litros de gás sulfuroso nas CNTP por aquecimento com aparas de cobre metálico? Pede-se também o peso de $\text{CuSO}_{4,5}\text{H}_2\text{O}$ que será obtido da operação acima.

BASES

5.122 — Tratando-se uma solução de sulfato de cobre penta-hidratado pelos hidróxidos alcalinos, obtém-se a formação de um precipitado azul, que submetido a uma calcinação desidrata-se deixando um resíduo que pesou 15,9 g. Qual a massa empregada do sal hidratado?



Pelas reações acima, podemos escrever:

$$\begin{array}{rcl} 249,5 & \dots\dots\dots & 79,5 \\ x & \dots\dots\dots & 15,9 \end{array} \text{ donde: } x = 49,9 \text{ g.}$$

5.123 — Que peso de soda cáustica se obtém, quando se faz a eletrólise de 100 kg de cloreto de sódio em solução aquosa, supondo-se que o rendimento da operação seja de 75%; pergunta-se também:

- a) quais são os subprodutos que se obtém?

CAPÍTULO 6

COMBUSTÃO

INTRODUÇÃO

Combustão é o fenômeno químico resultante da ação recíproca do material combustível e do comburente.

Combustível é todo material suscetível de queimar; comburente é a substância que alimenta a combustão. O ar atmosférico, por intermédio do oxigênio que contém, é o comburente por excelência.

Se o comburente é representado por uma única substância, o combustível comumente se encontra sob as mais variadas formas. Assim, os combustíveis podem ser minerais ou orgânicos, naturais ou artificiais. Entre os minerais destacam-se carbono, enxofre, fósforo, arsênico, hidrogênio, alguns metais etc. Álcool, éter, acetona, hidrocarbonetos etc., são variedades de combustíveis orgânicos.

Os produtos da combustão dependem da composição do material combustível. Assim: o C transforma-se em CO_2 ; o H em H_2O (v); o S em SO_2 ; o P em P_2O_5 ; o N desprende-se na forma de gás elementar N_2 etc.

Quando todo o carbono transforma-se em CO_2 a combustão denomina-se *completa* ou *total*. Será *incompleta* ou *parcial* quando parte do carbono transforma-se em CO_2 e parte deposita-se sob a forma de fuligem ou negro de fumo. Diz-se, também, que a combustão é incompleta, quando entre os produtos da combustão ainda se encontram gases combustíveis, tais como o CO e o H_2 .

A finalidade do combustível para fins industriais é a produção de calor. Por esse motivo, exigem-se das substâncias requisitos especiais para que sejam enquadradas entre os combustíveis. Denomina-se, pois, *combustível toda substância que queima em contato com o ar produzindo calor*, satisfazendo às seguintes condições:

- a) queimar lentamente;
- b) existir em abundância na natureza;
- c) extração econômica;
- d) não produzir gases corrosivos e tóxicos.

Os combustíveis industriais classificam-se em naturais e artificiais. Conforme o estado físico podem ser sólidos, líquidos e gasosos.

Combustível	natural	Sólido	<div> <div>Lenha</div> <div>Carvões fósseis</div> </div>	<div> <div>Antracito</div> <div>Hulha</div> <div>Linita</div> <div>Turfa</div> </div>
		Líquido-Petróleo		
		Gasoso — Gás dos pântanos		
	artificial	Sólido	<div> <div>Carvão de madeira</div> <div>Coque</div> </div>	
		Líquido	<div> <div>Álcool</div> <div>Derivados do Petróleo</div> </div>	
		Gasoso	Gás de iluminação	
			Gás d'água	
			Gás de gerador	
			Gás de alto-forno	
			Gás de esgoto	
			Gás acetileno	

COMBINAÇÕES GASOSAS

Baseiam-se na leis volumétricas de GAY-LUSSAC aplicáveis quando os reagentes e os produtos da reação são gases ou vapores.

1.º Quando dois gases se combinam há uma relação simples entre seus volumes como também entre o volume do gás resultante e o de cada componente, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

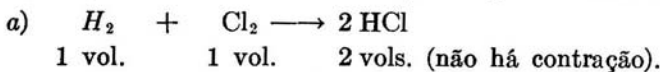
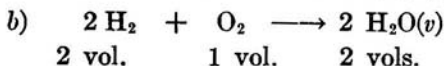
2.º Quando os volumes dos gases que se combinam são iguais o volume do gás resultante é a soma dos volumes dos gases componentes. Quando são desiguais dá-se uma contração de volume.

A contração é dada pela diferença entre a soma dos volumes dos gases componentes e o volume do gás resultante: $C = S - V$.

A contração relativa é a fração do volume inicial que diminuiu. Representa-se por:

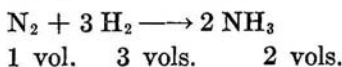
$$C = \frac{S - V}{S} \quad \text{onde:} \quad \begin{cases} S - \text{soma dos volumes dos gases que se combinam} \\ V - \text{volume do gás resultante} \end{cases}$$

Aplicação: Tomando a molécula-grama por unidade de volume:



$$C = \frac{S - V}{S} = \frac{3 - 2}{3} = \frac{1}{3}.$$

c) Deseja-se obter 400 cm³ de amônia. Qual o volume utilizado de hidrogênio e nitrogênio, supondo a reação total?

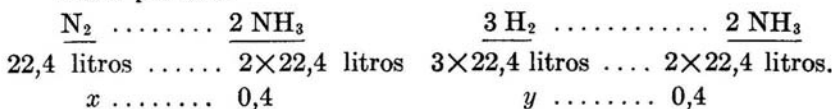


$$C = \frac{S - V}{S} = \frac{4 - 2}{4} = \frac{1}{2}.$$

O volume inicial dos gases componentes, reduz-se à metade. Portanto devemos ter 800 cm³ dos gases N₂ e H₂, na proporção:

$$\frac{1}{4} 800 = 200 \text{ cm}^3 \text{ de N}_2 \text{ e } \frac{3}{4} 800 = 600 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2.$$

Outro processo:



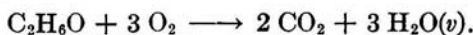
onde: $x = 200 \text{ cm}^3$ de nitrogênio e $y = 600 \text{ cm}^3$ de hidrogênio

(Cálculo estequiométrico — Relação de volume com volume)

PROBLEMAS RESOLVIDOS

6.1 — Qual o volume de oxigênio necessário para queimar completamente 1 kg de álcool etílico, nas condições normais de temperatura e pressão?

A equação de combustão do álcool etílico é a seguinte:

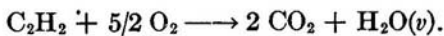


Pela equação temos: 46 3 × 22,4 litros

1.000 x onde: $x = \cong 1.461$ litros
de oxigênio.

RESP.: 1.461 litros.

6.2 — Qual o volume de ar, nas CNTP, necessário para a combustão completa de 130 g de acetileno? A percentagem em volume de oxigênio no ar é de 20%.



Pela equação, temos:

26 g 5/2 × 22,4 litros
130 g x onde: $x = 280$ litros de oxigênio.

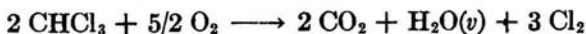
O volume de ar será:

100 litros 20 litros
 y 280

onde: $y = \frac{280 \times 100}{20} = 280 \times 5 = 1.400$ litros de ar.

RESP.: 1.400 litros.

6.3 — Qual o volume de ar atmosférico necessário para queimar completamente 478 g de clorofórmio? Percentagem de O_2 no ar: 20%.

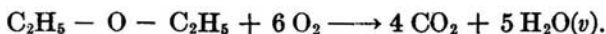


$$239 \dots\dots\dots \frac{5}{2} \times 22,4$$

$$478 \dots\dots\dots x \quad \therefore \quad x = 112 \text{ litros de Oxigênio.}$$

$$V_{\text{ar}} = 5 \times 112 = 560 \text{ litros de ar.}$$

6.4 — Que massa de éter etílico é capaz de sofrer combustão total em presença de 100 litros de ar? A percentagem em volume de O_2 no ar: 20%.



$$\text{Volume de oxigênio: } 100 \div 5 = 20 \text{ litros.}$$

Pela equação, temos:

$$74 \dots\dots\dots 6 \times 22,4$$

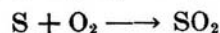
$$x \dots\dots\dots 20 \text{ donde: } x \cong 11 \text{ g de éter.}$$

$$\text{RESP.: } 11 \text{ g de éter.}$$

6.5 — Deseja-se desinfetar uma sala cujas dimensões são $6 \times 4 \times 3$ m. Qual a massa de enxôfre que se deve queimar, nas CNTP, admitindo-se que os gases resultantes da combustão encham completamente a sala?

$$\text{Capacidade da sala: } 6 \times 4 \times 3 = 72 \text{ m}^3.$$

$$\text{Ora, } 1 \text{ mol-g} = 22,4 \text{ litros. Logo, } 1 \text{ mol-kg} = 22,4 \text{ m}^3$$



$$32 \text{ kg} \dots\dots\dots 22,4 \text{ m}^3$$

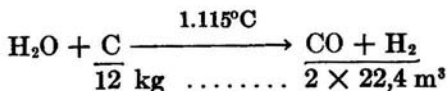
$$x \dots\dots\dots 72 \text{ donde: } x \cong 103 \text{ kg de enxôfre.}$$

$$\text{RESP.: } 103 \text{ kg.}$$

6.6 — Num recipiente contendo 30 kg de carvão incandescente introduz-se vapor d'água super-aquecido. Qual o combustível gasoso obtido e qual o seu volume?

O combustível gasoso é o *gás d'água* que é uma mistura constituída de CO e H_2 . É obtido quando se faz passar vapor d'água superaquecido sobre carvão incandescente. Já o *gás de gerador*, também conhecido por gás pobre ou gás de gasogênio, é uma mistura gasosa constituída de CO , CO_2 e N_2 , sendo obtido pela passagem de ar quente sobre carvão incandescente.

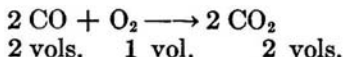
Equação de obtenção do gás d'água:



$$30 \text{ kg} \dots\dots\dots x \text{ donde: } x \cong 112 \text{ m}^3.$$

$$\text{RESP.: } 112 \text{ m}^3.$$

6.7 — 30 cm³ de CO reagiram com oxigênio em excesso sendo de 50 cm³ o volume gasoso resultante. Qual o volume total de oxigênio empregado?



Com 30 cm³ de CO obtém-se 30 cm³ de CO₂; os 20 cm³ restantes são do oxigênio em excesso. Ora, a reação nos mostra que 1 volume de O₂ reagindo com o CO produz 2 volumes de CO₂ ou 30 cm³. Logo, o volume de oxigênio que reagiu é de 15 cm³.

Portanto, 20 + 15 = 35 cm³ é o volume total de oxigênio empregado.

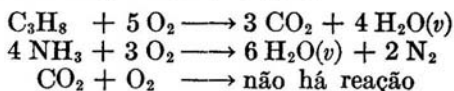
RESP.: 35 cm³.

6.8 — Qual o volume de ar necessário para queimar completamente 200 litros de uma mistura gasosa constituída de 60% de propano, 30% de amoníaco e 10% de dióxido de carbono? Percentagem de oxigênio no ar: 20%.

Cálculo da composição da mistura:

$$\left\{ \begin{array}{l} 60\% \text{ de } 200 \text{ litros} = 120 \text{ litros de } \text{C}_3\text{H}_8 \\ 30\% \text{ de } 200 \text{ litros} = 60 \text{ litros de } \text{NH}_3 \\ 10\% \text{ de } 200 \text{ litros} = 20 \text{ litros de } \text{CO}_2 \end{array} \right.$$

Equações das reações de combustão:



(O gás carbônico é incombustível e incomburente.)

Pelas reações, temos:

$$\begin{array}{ccc} \text{C}_3\text{H}_8 & \dots\dots\dots 5 \text{ O}_2 & \frac{4 \text{ NH}_3}{4 \times 22,4} \dots\dots\dots 3 \text{ O}_2 \\ \frac{22,4}{120} & \frac{5 \times 22,4}{x} & \frac{3 \times 22,4}{y} \end{array}$$

Donde: $x = 600$ litros de oxigênio. Donde: $y = 45$ litros de oxigênio.

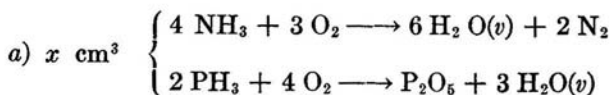
Volume total de oxigênio: $600 + 45 = 645$ litros.

Volume de ar: $5 \times 645 = 3.225$ litros.

RESP.: 3.225 litros.

6.9 — Coloca-se num eudiômetro x cm³ de uma mistura gasosa constituída de amônia e fosfina; em seguida introduz-se 150 cm³ de oxigênio. Após a passagem da fásca elétrica restam no aparelho 20 cm³ de um gás inerte. Calcular:

- o volume x da mistura gasosa;
- a composição centesimal volumétrica da mistura.



Podemos estabelecer duas outras equações em função do oxigênio que se combinou e do CO_2 produzido. Assim, tomando o *mol* para unidade de volume tem-se:

$$\begin{aligned}\frac{x}{2} + 2y + 3z &= 180 \\ y + 2z &= 105.\end{aligned}$$

Reunindo as 3 equações, temos um sistema de equações do 1.º grau.

$$\begin{cases} x + y + z = 85 \\ \frac{x}{2} + 2y + 3z = 180 \\ y + 2z = 105. \end{cases}$$

Resolvendo o sistema tem-se: $x = 20$; $y = 25$ e $z = 40$; portanto nos 100 cm^3 da mistura inicial tem-se: 20 cm^3 de H_2 ; 25 cm^3 de CH_4 ; 40 cm^3 de C_2H_4 e 15 cm^3 de N_2 .

(Análise de gases — processo da combustão.)

RESP.: 20% de H_2 ; 25% de CH_4 ;
40% de C_2H_4 ; 15% de N_2 .

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

6.14 — Qual o volume de ar necessário para queimar completamente 10 litros de CO ?

6.15 — Tratando-se 1 kg de “carbureto” contendo 90% de carboneto de cálcio com água em excesso, obtém-se desprendimento gasoso, nas CNTP Pergunta-se:

a) qual o volume de ar utilizado na combustão incompleta dêsse gás?

b) e na combustão completa?

c) qual a diferença utilizada de ar nas combustões?

6.16 — Queimou-se enxôfre para expurgar um quarto hermêticamente fechado, de 3 metros de altura, 2 metros de largura e 5 metros de comprimento.

Pede-se calcular:

a) a massa de enxôfre que foi empregada;

b) a massa e o volume do gás que se formou.

Dados: Percentagem de oxigênio no ar: 21%.

Percentagem de nitrogênio no ar: 79%.

6.17 — Num recipiente contendo certo volume de ar atmosférico consegue-se queimar no máximo 6,2 g de fósforo. Qual a capacidade do recipiente?

6.18 — A combustão de 30 cm^3 de éter etílico produziu 26 litros de CO_2 nas CNTP. Calcular a massa específica do éter.

6.19 — Uma mistura de 5 litros de hidrogênio e 20 litros de oxigênio se combinaram pela passagem de uma centelha elétrica. Quantos litros de vapor d'água são produzidos? Qual é o volume do gás em excesso?

6.20 — Qual o volume de ar necessário para queimar completamente:

- a) 80 g de metano;
- b) 10 litros de metano.

6.21 — Quantos litros de oxigênio serão precisos para a combustão completa de 50 g de acetileno, nas CNTP?

6.22 — Num eudiômetro há 80 cm³ de N₂, 30 cm³ de O₂. Promove-se a combustão. Qual a composição do resíduo?

6.23 — Qual o volume de ar necessário para a combustão completa de uma mistura gasosa contendo 10 cm³ de H₂, 5 cm³ de CO e 30 cm³ de CO₂, supondo os gases nas CNTP?

6.24 — Gastou-se 1 m³ de ar nas CNTP para queimar certa quantidade de carbono, isento de impurezas. O gás resultante foi integralmente absorvido em água de cal.

Qual a massa do sal precipitado?

6.25 — Faz-se passar uma mistura gasosa constituída de CO₂ e N₂ através de uma solução de cal extinta (hidróxido de cálcio) em excesso.

Filtrada a solução, o precipitado lavado e seco pesou 750 g. Se o volume inicial da mistura gasosa era de 200 litros, medidos nas CNTP, deseja-se saber qual o gás que não se combinou e o seu volume nas mesmas condições de temperatura e pressão dadas acima.

6.26 — Qual o volume de ar, a 27°C e 1,5 atmosferas, necessário para queimar completamente o metano obtido de 410 g de acetato de sódio com excesso de cal sodada?

6.27 — 100 cm³ de uma mistura gasosa constituída de CO₂, CO, O₂ e N₂ são analisados pelo processo de absorção, obtendo-se os seguintes resultados:

Volume da mistura.....	100 cm ³
Volume após absorção pelo KOH.....	81 cm ³
Volume após absorção pelo pirogalol.....	79,5 cm ³
Volume após absorção pelo Cu ₂ Cl ₂	77,5 cm ³
Volume residual.....	77,5 cm ³

Calcular a composição centesimal da mistura.

6.28 — Tem-se 100 cm³ de uma mistura gasosa constituída de propano, eteno, hidrogênio e nitrogênio. Adicionam-se 340 cm³ de oxigênio. Promove-se a combustão. O volume gasoso resultante é de 230 cm³ dos quais 180 cm³ são absorvidos pela potassa cáustica e 40 cm³ pelo fósforo. Calcular a composição centesimal da mistura.

6.29 — Enche-se um eudiômetro com 100 cm^3 de uma mistura gasosa constituída de hidrogênio, metano e nitrogênio. Adicionam-se 200 cm^3 de oxigênio e, em seguida, faz-se passar a faísca elétrica. Após a combustão, restam 153 cm^3 de massa gasosa. O KOH absorve 45 cm^3 e o fósforo branco absorve 91 cm^3 do oxigênio restante. Calcular a composição centesimal da mistura.

6.30 — Em um eudiômetro introduziram-se 10 cm^3 de um hidrocarboneto gasoso e oxigênio em excesso.

Após a passagem da centelha e resfriamento, a nova mistura gasosa ocupa 35 cm^3 a menos que a mistura gasosa inicial. O tratamento desta nova mistura por excesso de solução de KOH acarreta uma diminuição de 40 cm^3 no seu volume.

Pede-se a fórmula molecular e o nome do hidrocarboneto.

Observação:

Todos os volumes gasosos já estão citados, devidamente corrigidos e referidos às condições normais de temperatura e pressão. Desprezar o volume ocupado pelo vapor d'água condensado.

Então $n_{\text{me}} \text{ ácido} = 5$

$$N = \frac{n_{\text{me}}}{V} \quad \therefore \quad V = \frac{n_{\text{me}}}{N} = \frac{5}{0,25} = 20 \text{ ml.}$$

7.17 — 100 ml de uma sol. aquosa de HCl reagiram com zinco em excesso. O gás desprendido mediu 6.720 cm³ nas CNTP. Calcule a normalidade da solução ácida.

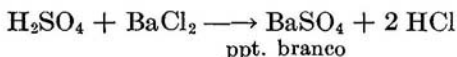


$$n_{\text{me}} \text{ Hidrogênio} = \frac{6.720}{11,2} = 600 \text{ miliequivalentes.}$$

Então $n_{\text{me}} \text{ HCl} = 600$

$$N = \frac{n_{\text{me}}}{V} = \frac{600}{100} = 6.$$

7.18 — Calcular a normalidade de uma solução de H₂SO₄, sabendo-se que 80 cm³ dessa solução tratados com excesso de solução de BaCl₂ dá um precipitado branco que depois de lavado e seco, pesou 4,66 g.



$$n_{\text{me}} \text{ H}_2\text{SO}_4 = n_{\text{me}} \text{ BaSO}_4.$$

$$\text{Ora, } n_{\text{me}} \text{ BaSO}_4 = \frac{\text{mg}}{\text{eq.-mg}} = \frac{4.660}{116,5} = 40 \text{ miliequivalentes}$$

$$N = \frac{n_{\text{me}}}{V} = \frac{40}{80} = 0,5.$$

7.19 — 25 cm³ de uma solução de Ba(OH)₂ foram adicionados a uma solução contendo 1,050 g de HNO₃. Houve reação entre ambos, restando no sistema um excesso de HNO₃ que foi neutralizado por 0,280 g de KOH contidos em 20 cm³ de solução. Calcular a normalidade das soluções de KOH e Ba(OH)₂.

$$n_{\text{me}} \text{ KOH} = n_{\text{me}} \text{ HNO}_3 \text{ em excesso.}$$

$$\text{Ora, } n_{\text{me}} \text{ KOH} = \frac{280}{56} = 5. \quad \text{Logo, } N = \frac{n_{\text{me}}}{V} = \frac{5}{20} = 0,25.$$

$$n_{\text{me}} \text{ total de HNO}_3 = \frac{1,050}{63} = 16 \text{ miliequivalentes}$$

$$n_{\text{me}} \text{ HNO}_3 \text{ que reagiu com Ba(OH)}_2 = 16 - 5 = 11.$$

$$\text{Logo, } n_{\text{me}} \text{ Ba(OH)}_2 = 11 \quad \therefore \quad N = \frac{11}{25} = 0,44.$$

A normalidade da sol. de KOH é 0,25N e a da sol. de Ba(OH)₂ é 0,44N.

7.20 — Em 200 ml de solução de H_2SO_4 adiciona-se uma mistura de 3 g de NaOH e 3 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, obtendo-se entre os produtos formados certa quantidade de um composto insolúvel. O líquido sobrenadante permaneceu ácido verificando-se após titulação adequada existir 0,5 miliequivalente por mililitro de solução. Considerando-se praticamente inalterado o volume inicial da solução, pede-se a normalidade inicial e final de H_2SO_4 .

a) H_2SO_4 em excesso: 0,5 miliequivalente por ml ou 100 por 200 ml.

$$\text{Normalidade final da solução de } \text{H}_2\text{SO}_4 : N = \frac{100}{200} = 0,5.$$

b) H_2SO_4 que reagiu: $n_{\text{me}} \text{H}_2\text{SO}_4 = n_{\text{me}} \text{NaOH} + n_{\text{me}} \text{Ba}(\text{OH})_2$

$$n_{\text{e}} \text{NaOH} = \frac{3}{40} = 0,075 = 75 \text{ miliequivalentes}$$

$$n_{\text{e}} \text{Ba}(\text{OH})_2 = \frac{3}{85,5} = 0,035 = 35 \text{ miliequivalentes.}$$

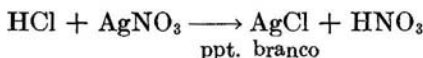
c) H_2SO_4 inicial: $n_{\text{me}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 75 + 35 + 100 = 210$.

$$\text{Normalidade inicial da solução: } N = \frac{210}{200} = 1,05.$$

7.21 — 25 ml de uma solução de NaOH são neutralizados por 15,6 ml de uma solução de HCl . Quando 20 ml da solução de HCl são tratados com excesso de solução de AgNO_3 forma-se um precipitado branco que depois de lavado e seco pesou 0,568 g. Calcular a normalidade da solução de NaOH .



$$n_{\text{me}} \text{NaOH} = n_{\text{me}} \text{HCl}$$



$$n_{\text{me}} \text{HCl} = n_{\text{me}} \text{AgCl}$$

$$n_{\text{me}} \text{AgCl} = \frac{568}{143,5} = 3,95 \text{ miliequivalentes}$$

$$20 \text{ ml sol. HCl} \dots\dots\dots 3,95$$

15,6 ml sol. HCl $\dots\dots\dots x$. . . $x = 3,081$ miliequivalentes de HCl.

$$\text{Logo, } n_{\text{me}} \text{NaOH} = 3,081 \quad \therefore \quad N = \frac{3,081}{25} = 0,123.$$

A solução de NaOH é 0,123N

MISTURA DE SOLVENTE A UMA SOLUÇÃO (DILUIÇÃO)

A mistura de solvente influi apenas no volume da solução. Como o volume da solução aumenta, a concentração diminui ($C = m/V$). Diluir é, pois, diminuir a concentração. A massa do soluto, no entanto, permanece a mesma quer em termos de gramas, moles,

ou equivalentes. Por isso, em se tratando de diluição, podemos escrever:

$$\text{Diluição} \quad \begin{cases} VN = V'N' \\ VM = V'M' \\ VT = V'T' \end{cases}$$

7.22 — Qual o volume de água destilada que se deve adicionar a 20 ml de uma solução $N/5$ de um ácido a fim de transformá-la em sol. $N/20$?

$VN = V'N' \therefore 20 \times 0,2 = V' \times 0,05 \therefore V' = 80$ ml (volume da solução após a diluição). Logo, $80 - 20 = 60$ ml é o volume adicionado de solvente.

7.23 — Adicionando-se 150 ml de água destilada a 30 ml de solução $0,3N$ de uma base, qual será a normalidade da solução resultante?

$$VN = V'N' \therefore 30 \times 0,3 = 180 N \therefore N = 0,05.$$

7.24 — Que volume de água destilada se deve juntar a 70 ml sol. $3M$ de NaOH a fim de que ela se transforme em solução a 4% ?

sol. de NaOH a 4% é também sol. M

$$VM = V'M' \therefore 70 \times 3 = V' \times 1 \therefore V' = 210 \text{ ml.}$$

Logo, $210 - 70 = 140$ ml de água destilada.

7.25 — Tendo-se 40 ml sol. $MgSO_4$ contendo $14,4$ g/l pede-se o volume de água destilada que se deve adicionar a fim de transformá-la em solução a $2,4$ g/l?

$$VT = V'T' \therefore 40 \times 14,4 = V' \times 2,4 \therefore V' = 240 \text{ ml}$$

$240 - 40 = 200$ ml de água destilada.

Observação:

Quando a concentração da solução é expressa em *percentagem em peso* a massa do soluto permanece inalterada no ato da diluição mas a massa da solução varia. Por outro lado, quando se concentra uma solução, aumenta-se a massa do soluto e, conseqüentemente, aumenta-se também, na mesma proporção, a massa da solução. Seja o exercício de aplicação:

7.26 — Uma solução de um certo sal tem a concentração de 30% em peso. Pede-se:

a) a massa de água destilada que devemos acrescentar para diluir a 20% em peso.

b) a massa de sal que devemos adicionar para concentrar a 50% em peso.

$$a) \quad C = \frac{m}{m'} = \frac{30}{100} \quad C_1 = \frac{m_1}{m_1'} = \frac{20}{100} \quad C_1 < C \text{ (diluição).}$$

Chamando-se de x a massa do solvente adicionada, temos:

$$\frac{30}{100 + x} = \frac{20}{100} \therefore x = 50 \text{ g de } H_2O.$$

$$b) \quad C = \frac{m}{m'} = \frac{30}{100} \quad C_1 = \frac{m_1}{m_1'} = \frac{50}{100} \quad C_1 > C \text{ (concentração).}$$

Chamando-se de x a massa do soluto adicionada, temos:

$$\frac{30 + x}{100 + x} = \frac{50}{100} \quad \therefore \quad x = 50 \text{ g de sal.}$$

MISTURA DE SOLUTO A UMA SOLUÇÃO (CONCENTRAÇÃO)

Tendo-se uma solução e misturando-se soluto de uma mesma natureza, a solução fica mais concentrada, visto as massas serem aditivas. (Admite-se que não haja alteração de volume pela adição de soluto.)

Seja o exemplo:

7.27 — Qual é a massa em gramas de KOH sólido que se deve adicionar a 250 ml sol. 0,5N de KOH a fim de transformá-la em sol. 2,5N?

250 ml sol. 0,5N de KOH $\therefore n_{me} = 250 \times 0,5 = 125$ miliequivalentes

250 ml sol. 2,5N de KOH $\therefore n_{me} = 250 \times 2,5 = 625$ miliequivalentes.

Portanto, $625 - 125 = 500$ miliequivalentes de KOH adicionados.

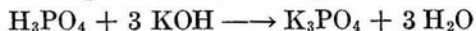
Logo, $500 \times 56 = 28.000 \text{ mg} = 28 \text{ g de KOH sólido.}$

Observação:

No caso de soluto de natureza diferente, pode ocorrer reação química, havendo pois consumo de massa e, portanto, ao invés de concentrar, a solução fica mais diluída.

Seja o exemplo:

7.28 — Quantas gramas de KOH sólido se deve adicionar a 200 ml sol. 0,2N de H_3PO_4 para que sua normalidade se reduza a 0,08N? (Admitir que não haja alteração de volume pela adição de base.)



200 ml sol. 0,2N H_3PO_4 $\therefore n_{me} = 200 \times 0,2 = 40$ miliequivalentes

200 ml sol. 0,08N H_3PO_4 $\therefore n_{me} = 200 \times 0,08 = 16$ miliequivalentes.

Ora, $40 - 16 = 24$ miliequivalentes de H_3PO_4 consumidos pela base. Logo, n_{me} KOH é o mesmo, isto é, 24.

Portanto, massa (mg) = $n_{me} \times \text{eq.-mg} = 24 \times 56 = 1.344 \text{ mg} = 1,344 \text{ g de KOH.}$

MISTURA DE SOLUÇÕES

A mistura de soluções é um fenômeno físico, desde que sejam solutos da mesma natureza. As massas dos solutos são aditivas e os volumes das soluções também (despreza-se a contração de volume).

Devemos lembrar que as massas se adicionam, quer em termos de gramas, moles ou equivalentes e, por isso, é indiferente trabalhar com T , M ou N .

7.67 — Misturando-se 40 ml de H_2SO_4 $N/2$ com 80 ml de H_2SO_4 $N/4$, qual será a normalidade final?

7.68 — 50 ml de solução 3*N* de HCl foram misturados com 20 ml de solução 5*N* do mesmo ácido. Qual será a normalidade da mistura?

7.69 — Misturando-se 10 ml de água oxigenada a 5 volumes com 20 ml a 10 volumes, a quantos volumes fica a mistura?

7.70 — Adicionando-se 500 ml sol. 3*F* de H_2SO_4 a 1,5 l sol. 0,5*F* de H_2SO_4 , que concentração resultará para a solução obtida?

7.71 — 50 ml sol $N/10$ KCl são misturados com 200 ml sol 2*M* de CaCl_2 . Calcular a concentração do íon Cl^- na mistura em termos de: a) N ; b) g/l.

7.72 — Que volume de sol. $M/4$ de um sal é necessário misturar com 100 ml sol. 2,5*M* do mesmo sal a fim de torná-la sol. $M/2$?

7.73 — Qual a normalidade de uma solução obtida dissolvendo-se em água 5,6 litros de HCl(g) medidos nas CNTP, sabendo-se que o volume total da solução é de 500 ml?

7.74 — 100 g de uma solução de amoníaco de densidade 0,92, contém 21,75 g de NH_3 . Qual a normalidade da solução?

7.75 — Uma solução a 15% em peso de KNO_3 , a 18°C, tem a densidade 1,097. Calcular a normalidade e a molaridade da solução de KNO_3 .

7.76 — Exprimir a concentração de uma solução de H_3PO_4 a 5% em peso e de densidade 1,027 em:

- a) normalidade;
- b) molaridade.

7.77 — Quantas gramas de H_3PO_4 de 84% em peso são necessários para preparar 500 ml sol. 0,20*N* desse ácido?

7.78 — 40 cm^3 sol. 0,15*N* NaOH neutralizam exatamente uma solução feita por dissolução em água de 0,912 g de um ácido sólido. Qual o peso equivalente do ácido?

7.79 — Quantas gramas de hidróxido de sódio sólido devem ser adicionados a 100 ml sol. 0,1 NH_2SO_4 para que a sua normalidade se reduza a 0,06*N*? Admitir que não haja alteração de volume pela adição da base.

7.80 — Deseja-se preparar 1 litro de solução normal de NaOH , partindo-se de 400 ml de uma solução 1,5*N* dessa base. Quanto se deve adicionar de: a) NaOH ; b) água.

7.81 — Tem-se 600 ml sol. N de AgNO_3 e uma segunda solução de 400 ml sol. 1,5*N* do mesmo sal. Pergunta-se:

- a) que solução possui maior quantidade de AgNO_3 ?
- b) qual a solução mais concentrada?
- c) qual a normalidade da mistura?

7.82 — Tendo-se 200 ml de solução 0,5N de KMnO_4 , deseja-se preparar 200 ml de solução 5N desse sal. Qual a massa de KMnO_4 que se deve adicionar? (Meio ácido.)

7.83 — Tratando-se 200 ml sol. CaBr_2 por excesso de solução de AgNO_3 há formação de um precipitado que, depois de lavado e seco pesou 0,94 g. Expressar a concentração da solução em: a) *N*; b) *M*; c) *F*; d) g/l.

7.84 — 100 ml de uma solução de um ácido neutralizam exatamente 1,12 g de KOH. Calcular a normalidade da solução ácida.

7.85 — Que volume de solução *N*/2 de um ácido neutralizará a mistura de 60 ml sol 0,3N de NaOH com 90 ml sol 0,4N de KOH?

7.86 — 200 ml de sol. *M* de Na_2CO_3 foram adicionados a 500 ml de sol. *V* de AgNO_3 e o volume elevado a 1 litro. Equacione a reação e calcule a normalidade final da solução em termos de AgNO_3 .

7.87 — Quantos ml de solução 0,2 formal de Ca(OH)_2 são necessários para reagir com 150 ml solução 1,2 molal HNO_3 de densidade igual a 1,23? Qual a normalidade da solução em relação ao sal formado?

7.88 — Qual o número de íons existentes em 500 ml de solução 4*M* de FeCl_3 , suposta totalmente dissociada?

7.89 — Tem-se uma solução de HCl contendo 7,3 g/l de HCl. Retirou-se 150 ml desta solução e tratou-se por uma amostra de calcáreo pesando 2 g. A solução, ainda ácida, exigiu 40 ml de sol. 0,25*M* de NaOH. Qual o grau de pureza da amostra?

7.90 — Uma mistura de NaCl e KCl pesando 1,33 g foi dissolvida em água até 100 ml. A solução obtida foi tratada por excesso de solução de AgNO_3 . O precipitado que se formou, depois de lavado e seco, pesou 2,87 g. Pede-se:

- a) composição centesimal da mistura;
- b) normalidade da solução de $\text{KCl} + \text{NaCl}$, em relação ao anion cloreto.

CAPÍTULO 9

ELETRÓLISE

INTRODUÇÃO

As substâncias em solução aquosa apresentam um comportamento diverso quanto à condutibilidade elétrica. Aquelas que formam soluções condutoras da eletricidade são denominadas *eletrólitos*, recebendo o nome de *não-eletrólitos*, as não condutoras.

Os eletrólitos são as soluções aquosas dos ácidos, bases e sais ou, ainda, as bases e sais fundidos. As soluções das substâncias orgânicas, à exceção dos ácidos e sais orgânicos, constituem os não-eletrólitos. O fato de certas soluções conduzirem a corrente elétrica está ligado ao fenômeno da dissociação eletrolítica, cuja teoria explicativa foi proposta por *SWANTE ARRHENIUS* em 1887 com o nome de *teoria da dissociação eletrolítica* ou *teoria iônica*.

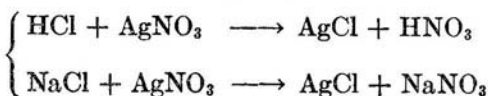
Denomina-se *dissociação eletrolítica* ao fenômeno que se passa no ato da dissolução de uma substância num líquido dissociador como, por exemplo, a água, sofrendo as moléculas da substância, em maior ou menor grau, uma dissociação em íons positivos e negativos, estabelecendo-se, por fim, um equilíbrio entre a parte dissociada e a parte não dissociada. Assim por exemplo:



Os íons têm propriedades específicas e reações próprias, devendo-se a eles:

- a) as propriedades elétricas das soluções;
- b) as anomalias nas propriedades coligativas das soluções (criometria, ebuliometria, osmometria);
- c) o comportamento químico das soluções.

Vê-se, acima, que as soluções aquosas de HCl e NaCl têm um *ion comum* (ion Cl^-) e, por isso, apresentam o mesmo comportamento químico. Assim por exemplo com a solução de AgNO_3 , ambas soluções formam um precipitado branco de cloreto de prata:



Cálculo do equivalente eletroquímico da prata:

$$96.500 \text{ C} \dots\dots\dots 108$$

$$1 \text{ C} \dots\dots\dots k \quad \therefore \quad k = 1,118 \text{ mg/C}$$

$$\therefore m = 1,118 \times 5 \times 2.700 = 15,1 \text{ g de prata.}$$

RESP.: 15,1 g de prata.

9.3 — Um cubo de cobre, cuja área de uma das faces é de 20 cm^2 , foi recoberto com uma camada de espessura de 1 mm pela eletrólise de uma solução de sulfato de cobre. Quanto tempo levará uma corrente de 2 ampères a fazer esse depósito, sabendo-se que a densidade do cobre é de $8,9 \text{ g/cm}^3$?

$$m = kit \quad \text{onde} \quad \begin{cases} m = ? \\ k = ? \\ i = 2 \text{ A} \\ t = ? \end{cases}$$

Cálculo da massa de cobre:

$$m = V \times D \quad \text{mas} \quad V = S \times e$$

$$\text{A área total do cubo será: } S = 6 \times 20 = 120 \text{ cm}^2.$$

$$\text{Logo, } V = 120 \times 0,1 = 12 \text{ cm}^3.$$

$$\text{Portanto, } m = 12 \times 8,9 = 106,8 \text{ g.}$$

Cálculo do equivalente eletroquímico do cobre:

$$96.500 \text{ C} \dots\dots\dots \frac{63,5}{2}$$

$$1 \text{ C} \dots\dots\dots k \quad \therefore \quad k = 0,000329 \text{ g/C}$$

$$t = \frac{m}{ki} = \frac{106,8}{0,000329 \times 2} = 45 \text{ horas } 5 \text{ min. e } 10 \text{ seg.}$$

RESP.: 45 horas 5 min. e 10 seg.

9.4 — Num mesmo circuito percorrido por uma corrente, estão colocados dois voltímetros. Um deles, contém solução de CuSO_4 e o outro, solução de ZnSO_4 . Em 20 minutos deposita-se 2,03 g de cobre. Qual é a massa de zinco depositada em 1 hora?

$$\text{Dados: } \begin{cases} k_{\text{Cu}} = 0,328 \text{ mg/C} \\ k_{\text{Zn}} = 0,338 \text{ mg/C} \end{cases}$$

$$\text{Para } t = 20 \text{ min. } \begin{cases} m_{\text{Cu}} \times k_{\text{Cu}} = Q \\ m_{\text{Zn}} \times k_{\text{Zn}} = Q \end{cases} \quad \begin{array}{l} \text{(A intensidade da cor-} \\ \text{rente ao longo de um} \\ \text{condutor é constante.)} \end{array}$$

$$\therefore \frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{Zn}}} = \frac{k_{\text{Cu}} \cdot Q}{k_{\text{Zn}} \cdot Q}$$

$$\therefore m_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Cu}} \times k_{\text{Zn}}}{k_{\text{Cu}}} = \frac{2,030 \times 0,338}{0,328} \simeq 2,092 \text{ mg} = 2,092 \text{ g.}$$

Se em 20 min. 2,092
 60 min. x .'. $x = 6,276$ g.

RESP.: 6,276 g.

9.5 — Qual o tempo necessário para depositar totalmente, por uma corrente de 3A, a prata existente em 200 ml de uma solução 0,2N de AgNO_3 ?

Cálculo da massa de prata:

1.000 ml de solução 0,2 N de AgNO_3 $108 \times 0,2$
 200 ml de solução 0,2 N de AgNO_3 x
 .'. $x = 4,32$ g de prata.

Ou, então: $n_e = VN = 0,2 \times 0,2 = 0,04$.

Ora, $n_e = \frac{m}{\text{eq.-grama}}$.'. $m = 0,04 \times 108 = 4,32$ g

$$m = kit \quad \text{onde} \quad \begin{cases} m = 4,32 \text{ g} \\ k = ? \\ i = 3 \text{ A} \\ t = ? \end{cases}$$

Calcula-se o equivalente eletroquímico da prata, e acha-se:
 $k = 0,001118$ g/C.

Ora, $m = kit$.'. $t = \frac{m}{ki} = \frac{4,32}{0,001118 \times 3} = 21 \text{ min. } 46 \text{ seg.}$

RESP.: 21 min. e 46 seg.

9.6 — Numa cuba de galvanoplastia o cátodo tem uma superfície de 100 cm^2 . Calcular a espessura da camada de prata que nêle se deposita pela passagem de uma corrente elétrica de 1 ampère de intensidade durante 1 hora.

1 Faraday = 96.500 coulombs.

A prata é monovalente e o pêso atômico é 108.

Massa específica da prata: 10,5 g/ cm^3 .

$m = kit$.

Calcula-se k e acha-se 1,118 mg/C.

Logo, $m = 1,118 \times 1 \times 3600 = 4,025$ g de prata.

$$V = \frac{M}{D} = \frac{4,025}{10,5} = 0,383 \text{ cm}^3.$$

Ora, $V = S \times e$.'. $e = \frac{V}{S} = \frac{0,383}{100} = 0,00383 \text{ cm.}$

RESP.: $3,83 \times 10^{-3}$ cm.

9.7 — 3,750 g de um oxissal nitrogenado de cobre II, dissolvidos em água e eletrolizados com uma corrente elétrica de 2 ampères em 30 min. e 10 seg. depositaram, quantitativamente, no cátodo, uma massa A de cobre.

7,500 g do mesmo sal contêm uma quantidade de hidrogênio equivalente a 1,792 ml de NH_3 nas CNTP. Pede-se:

- a) a massa A de cobre, em gramas;
- b) a massa de nitrogênio, em gramas;
- c) a fórmula mínima do oxissal analisado.

a) *Cálculo da massa de cobre:*

$$m = kit \text{ mas } k = \frac{63,5/2}{96.500}$$

$$\therefore m = \frac{63,5 \times 2 \times 1930}{2 \times 96.500} = 1,27 \text{ g de cobre.}$$

b) *Cálculo da massa de nitrogênio:*

$$e_N = e_{\text{NH}_3} = \frac{1,792 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} = 0,08 \text{ equivalentes.}$$

$$\text{Ora, } n_e = \frac{m}{\text{eq.-grama}} \quad \therefore m = 0,08 \times 14 = 1,12 \text{ g de nitrogênio.}$$

Logo, em 3,750 g de oxissal a massa de nitrogênio é de 0,56 g.

c) *Cálculo da fórmula mínima:*

Massa de oxigênio: $3,750 - (1,27 + 0,56) = 1,92 \text{ g de oxigênio}$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Cu} = \frac{1,27}{63,5} = 0,02; 0,02 \div 0,02 = 1 \\ \text{N} = \frac{0,56}{14} = 0,04; 0,04 \div 0,02 = 2 \\ \text{O} = \frac{1,92}{16} = 0,12; 0,12 \div 0,02 = 6 \end{array} \right.$$

A fórmula mínima do oxissal é: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

RESP.: a) 1,27 g de cobre; b) 0,56 g de nitrogênio; c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

9.8 — Tem-se 200 ml de uma solução 2N de NiSO_4 . Fazendo-se passar uma corrente elétrica de 4A pergunta-se qual será a normalidade desta solução ao fim de 1 hora 4 minutos e 20 segundos. Admite-se que não haja diminuição de volume.

Cálculo da massa de níquel depositada:

$$m = kit \text{ mas } k = \frac{58/2}{96.500}.$$

9.12 — Uma corrente de 0,84 A passa durante 18 minutos através de uma cuba eletrolítica contendo sulfato cuproso: Calcular: a) a massa de cobre depositada no cátodo; b) o volume de oxigênio libertado no anódio.

Dados: $K_{\text{Cu}} = 0,658 \text{ mg/C}$ (Cuproso).

9.13 — Fazendo-se passar uma corrente elétrica de intensidade igual a 2 A através de uma cuba eletrolítica contendo 100 ml de uma solução N/10 de CuSO_4 pergunta-se qual o tempo necessário para depositar no cátodo todo o cobre da solução.

9.14 — A eletrólise de uma solução aquosa de NaCl fornece sódio em quantidade suficiente para libertar 1.120 cm^3 de hidrogênio numa posterior reação com a água, em condições normais de temperatura e pressão. Calcular a intensidade da corrente elétrica, sabendo-se que a eletrólise durou 16 minutos.

9.15 — Uma corrente elétrica passa durante 6 minutos através de um voltâmetro contendo H_2SO_4 diluído e liberta 40 cm^3 de gás hidrogênio medidos a 15°C e 748 mm Hg de pressão. Qual o valor da intensidade da corrente elétrica?

9.16 — Passa-se uma corrente elétrica entre elétrodos de platina através de cubas eletrolíticas, colocadas em série, contendo soluções de CuSO_4 , AgNO_3 e H_2SO_4 diluído. Se 105 mg de cobre são separados na primeira solução, calcular:

a) a massa de prata separada na segunda solução;

b) o volume de hidrogênio, medido a 15°C e 740 mm Hg de pressão que é libertado na terceira solução.

9.17 — Quantos coulombs são necessários para pratear uma medalha de 25 cm^2 de superfície, sabendo-se que o depósito de prata deve ter a espessura de 0,02 mm. Dados: massa específica da prata: $10,5 \text{ g/cm}^3$.

9.18 — Deseja-se dourar um objeto, cuja superfície é de 25 cm^2 . Empregando-se uma corrente de 4 A, qual o tempo gasto para que a camada de ouro fique com a espessura de 0,08 mm? Usou-se como eletrólito um sal áurico.

Massa específica do ouro: $19,3 \text{ g/cm}^3$.

9.19 — Deixa-se passar durante 45 minutos numa solução aquosa de NaCl uma corrente de 5 A. Deseja-se saber o volume de solução 0,5 N de H_2SO_4 necessário para neutralizar a base formada na eletrólise. Supõe-se que o cloro não entra em contato com a referida base.

9.20 — Foi necessário uma hora para se eletrolisar completamente 100 ml de uma solução de nitrato de zinco com uma corrente elétrica de 3 A. Calcular a normalidade da solução.

9.21 — Eletrolisando uma solução aquosa de NaCl durante 20 minutos, com corrente constante de 10 ampéres, obteve-se gás cloro no ânodo que foi integralmente convertido em gás clorídrico. Este dissolvido em água, forneceu 100 ml de solução de ácido clorí-

CAPÍTULO 10

PROPRIEDADES COLIGATIVAS DAS SOLUÇÕES CRIOMETRIA — EBULIOMETRIA — OSMOMETRIA

INTRODUÇÃO

As propriedades coligativas das soluções são aquelas que não dependem da natureza da substância dissolvida, mas sim, do número de partículas.

As principais propriedades coligativas são: criometria, ebuliometria e osmometria. Não trataremos aqui da *tonometria* por apresentar menor interesse prático.

Dois casos podem se apresentar: *soluções moleculares* ou *não-iônicas*, compreendendo os não-eletrólitos e *soluções iônicas*, os eletrólitos.

PARA OS NÃO-ELETRÓLITOS CRIOMETRIA

Consiste no abaixamento da temperatura de congelação de um líquido, quando nêle se dissolve uma substância não-volátil e não-ionizável.

Lei de Raoult — “O abaixamento do ponto de congelação de um solvente é diretamente proporcional à concentração da solução (para as soluções diluídas).

$$\Delta_c = K_c \times C \quad \text{onde} \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta_c \text{ — abaixamento do ponto de congelação.} \\ C \text{ — concentração da solução, expresso em} \\ \text{molalidade.} \\ K_c \text{ — constante de proporcionalidade, pró-} \\ \text{pria para cada solvente, denominada} \\ \text{constante criométrica.} \end{array} \right.$$

Quando se dissolve 1 mol do soluto em 1.000 g de solvente, temos uma solução 1 molal. $C = \frac{m}{m'} = \frac{n.^{\circ} \text{ de moles}}{1.000 \text{ g}} = \text{MOLALIDADE.}$

Portanto, $C = 1$. Logo, $\Delta_c = K_c$. Daí a seguinte definição para K_c (constante criométrica): é o abaixamento do ponto de congelação do solvente puro produzido pela dissolução de 1 mol de um soluto qualquer em 1.000 g do solvente.

Assim, da dissolução de 1 mol de sacarose (342 g) ou de 1 mol de glicose (180 g) em 1.000 g de água, verifica-se que o abaixamento

10.3 — Qual a massa de benzeno necessária para dissolver 9,3 g de anilina ($C_6H_5 - NH_2$) de modo que a solução se solidifique a $4,48^\circ C$. Sabe-se que a constante criométrica do benzeno é $5/1.000$ g e que a temperatura de solidificação do benzeno é de $5,48^\circ C$.

$$\Delta_C = K_C \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} \Delta_C = t_1 - t_2 = 5,48 - 4,48 = 1^\circ C \\ K_C = 5 \times 1000 = 5000 \\ m = 9,3 \\ m' = ? \\ Pm = 93 \end{cases}$$

$$\therefore m' = K_C \frac{m}{\Delta_C} \cdot \frac{1}{Pm} = 5.000 \frac{9,3}{1} \cdot \frac{1}{93} = 500 \text{ g.}$$

RESP.: 500 g.

10.4 — Qual é a temperatura de congelação de uma solução aquosa de glicerina ($C_3H_8O_3$) a 20% em peso, sabendo-se que o K_C da água é $1,86/1.000$ g?

$$\Delta_C = K_C \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} \Delta_C = ? \\ K_C = 1,86 \times 1000 = 1860 \\ m = 20 \text{ g} \\ m' = 80 \text{ g} \\ Pm = 92 \end{cases}$$

$$\therefore \Delta_C = 1860 \frac{20}{80} \cdot \frac{1}{92} = 5,05^\circ C$$

$$\text{mas, } \Delta_C = t_1 - t_2 \quad \therefore t_2 = t_1 - \Delta_C = 0 - 5,05 = - 5,05^\circ C.$$

RESP.: $- 5,05^\circ C$.

10.5 — Qual a massa de glicerina que se deve dissolver em 1.500 g de água para produzir uma solução que congela a $- 10^\circ C$?

Sabe-se que a glicerina tem por fórmula molecular $C_3H_8O_3$ e que a constante criométrica da água é 1.860.

$$\Delta_C = K_C \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} K_C = 1.860 \\ \Delta_C = t_1 - t_2 = 0 - (- 10^\circ) = 10^\circ C \\ m = ? \\ m' = 1.500 \text{ g} \\ Pm = C_3H_8O_3 = 92 \end{cases}$$

$$\therefore m = \frac{\Delta_C \times m' \times Pm}{K_C} \quad \therefore m = \frac{10 \times 1.500 \times 92}{1.860} \cong 742 \text{ g.}$$

RESP.: 742 g.

10.6 — Em 60 g de um líquido cujo calor latente de fusão é 60 cal/g e cuja temperatura de fusão é $27^\circ C$, dissolvem-se 2 g de uma substância cujo peso molecular é igual a 100. Qual a temperatura em que congela a solução?

$$\Delta_C = K_C \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} m = 2 \text{ g} \\ m' = 60 \text{ g} \\ K_C = ? \\ Pm = 100 \end{cases}$$

Cálculo do K_c :

$$K_C = \frac{2 T^2}{L_f} = \frac{2 \times 300^2}{60} = 3.000.$$

$$\text{Logo, } \Delta_C = 3.000 \cdot \frac{2}{60} \cdot \frac{1}{100} = 1^\circ\text{C}$$

$$\text{mas, } \Delta_C = t_1 - t_2 \quad \therefore \quad t_2 = t_1 - \Delta_C = 27 - 1 = 26^\circ\text{C}.$$

RESP.: 26°C .

10.7 — 5 g de ácido salicílico foram dissolvidos em 100 g de etanol. Calcular o levantamento do ponto de ebulição do álcool, sabendo-se que a fórmula do ácido salicílico é $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$. A constante ebuliométrica do álcool é 11,50/100 g. Qual a temperatura de ebulição da solução, se o etanol ferve a $78,3^\circ\text{C}$?

$$\Delta_E = K_E \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} K_E = 11,50 \times 100 = 1.150 \\ m = 5 \text{ g} \\ m' = 100 \text{ g} \\ Pm = \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 = 138 \end{cases}$$

$$\therefore \Delta_E = 1150 \frac{5}{100} \cdot \frac{1}{138} = 0,416^\circ\text{C}$$

$$\text{mas, } \Delta_E = t_2 - t_1 \quad \therefore \quad t_2 = \Delta_E + t_1 = 0,416 + 78,3 = 78,716^\circ\text{C}.$$

RESP.: $\Delta_E = 0,416^\circ\text{C}$ e $t_2 = 78,716^\circ\text{C}$.

10.8 — Dissolvendo-se certa quantidade de ácido benzóico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) em 100 g de éter etílico a solução entra em ebulição a $34,83^\circ\text{C}$. Calcular a quantidade de ácido benzóico que foi dissolvida, sabendo-se que a temperatura de ebulição do éter etílico puro é de $34,5^\circ\text{C}$ na pressão normal. A constante ebuliométrica do éter é 2.150.

$$\Delta_E = K_E \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} \quad \text{onde} \quad \begin{cases} \Delta_E = t_2 - t_1 = 34,83 - 34,5 = 0,33^\circ\text{C} \\ K_E = 2150 \\ m = ? \\ m' = 100 \text{ g} \\ Pm = \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 122 \end{cases}$$

$$\therefore m = \frac{\Delta_E \times m' \times Pm}{K_E} = \frac{0,33 \times 100 \times 122}{2150} =$$

= 1,872 g de ácido benzóico.

RESP.: 1,872 g de ácido benzóico.

10.9 — Dissolvendo-se 20 g de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), 8 g de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) e 2 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 800 g de água, pergunta-se qual o ponto de ebulição da solução? Constante ebuliométrica da água 5,2/100 g.

$$\text{Pêso molecular da sacarose: } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342 \quad (1)$$

$$\text{Pêso molecular da glicerina: } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 = 92 \quad (2)$$

$$\text{Pêso molecular da glicose: } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \quad (3)$$

$$\Delta_E (1) = K_E \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} = 520 \frac{20}{800} \cdot \frac{1}{342} = 0,038$$

$$\Delta_E (2) = K_E \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} = 520 \frac{8}{800} \cdot \frac{1}{92} = 0,056$$

$$\Delta_E (3) = K_E \frac{m}{m'} \cdot \frac{1}{Pm} = 520 \frac{2}{800} \cdot \frac{1}{180} = 0,007$$

$$\Delta_E = \Delta_E (1) + \Delta_E (2) + \Delta_E (3) = 0,038 + 0,056 + 0,007 = 0,101; \text{ mas } \Delta_E = t_1 - t_1$$

$$\therefore t_2 = \Delta_E + t_1 = 0,101 + 100 = 100,101^\circ\text{C}.$$

RESP.: 100,101°C.

10.10 — Calcular a pressão osmótica produzida por 0,312 g de uréia em 100 ml de água na temperatura de 25°C. Constante dos gases perfeitos igual a 0,082 l $\times$ atmosferas. Pêso molecular da uréia igual a 60.

$$PV = nRT \text{ mas } n = \frac{m}{Pm} \therefore P = \frac{m}{Pm V} RT \text{ onde } \begin{cases} m = 0,312 \text{ g} \\ Pm = 60 \\ V = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ litros} \\ R = 0,082 \text{ l} \times \text{atm} \\ T = 273 + t = 273 + 25 = 298 \end{cases}$$

$$\therefore P = \frac{0,312}{60 \times 0,1} \times 0,082 \times 298 = 1,27 \text{ atmosferas.}$$

RESP.: 1,27 atm.

10.11 — Uma solução de glicerina contendo 5,52 g de glicerina por litro de solução e apresentando a pressão osmótica de 0,92 atmosferas, na temperatura de 0°C é isotônica com uma solução de glicose. Calcular a concentração da solução de glicose em gramas por litro.

$$P = CRT \text{ (glicerina)}$$

$$P' = C'RT \text{ (glicose).}$$

Como as soluções são isotônicas (mesma pressão osmótica), as concentrações moleculares são iguais. Como a temperatura é a mesma, podemos considerar o produto RT , como constante. Dêsse modo, temos: $C = C'$.

$$\text{Ora, } C = \frac{n}{V}; \text{ sendo, } n = \frac{m}{Pm}, \text{ e como } V = 1 \text{ litro, temos:}$$

$$C = \frac{5,52}{92} = 0,06 \text{ mol/litro. Logo, } C' = 0,06 \text{ mol/litro.}$$

Como $m = n \times Pm$, temos: $m = 0,06 \times 180 = 10,8 \text{ g/litro de glicose.}$

RESP.: 10,8 g/litro de glicose.

10.12 — Uma solução de cloreto de cálcio, contendo 2 moles por litro, é isotônica com uma solução de sacarose contendo 4 moles por litro. Calcular o grau de ionização do cloreto de cálcio.

CAPÍTULO 12

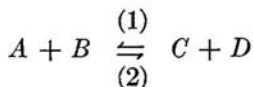
EQUILÍBRIO QUÍMICO — EQUILÍBRIO IÔNICO

EQUILÍBRIO QUÍMICO

O equilíbrio químico fundamenta-se na *lei da ação das massas* ou *lei de Guldberg-Waage*, cujo enunciado é o seguinte: “A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, a uma dada temperatura.” No caso do equilíbrio químico, a concentração toma o nome particular de molaridade ou concentração molar, sendo dada, portanto, em moles por litro.

O estudo do equilíbrio químico aplica-se às reações reversíveis. Nestas, aparecem duas velocidades em sentidos contrários; quando elas *forem iguais*, estabelece-se o equilíbrio químico (equilíbrio dinâmico).

Seja a reação reversível:



Chamando $\begin{cases} [A] = \text{concentração molar ou molaridade da substância } A. \\ [B] = \text{concentração molar ou molaridade da substância } B. \\ [C] = \text{concentração molar ou molaridade da substância } C. \\ [D] = \text{concentração molar ou molaridade da substância } D. \end{cases}$

Aplicando a lei de Guldberg-Waage à reação que se processa no sentido (1):

$$V_1 = k_1 [A] \cdot [B].$$

A velocidade em sentido contrário, será:

$$V_2 = k_2 [C] \cdot [D]$$

onde, k_1 e k_2 são constantes de proporcionalidade.

O equilíbrio se estabelece quando $V_1 = V_2$.

$$\text{Logo, } k_1 [A] \cdot [B] = k_2 [C] \cdot [D] \quad \therefore \quad \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}.$$

O quociente de duas constantes é outra constante:

$$K_C = \frac{[C] [D]}{[A] [B]} \quad K_C \text{ é a constante de equilíbrio, expressa em concentração molar.}$$

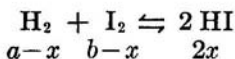
$$K_C = \frac{[\text{éster}] [\text{água}]}{[\text{ácido}] [\text{álcool}]} = \frac{(1,76)^2}{(0,24)(3,24)} = \frac{3,0976}{0,7776} \cong 4.$$

$$\text{RESP.: } K_C = 4.$$

12.5 — Quando 46 g de iôdo são aquecidos com 1 g de hidrogênio para formar o gás iodídrico, atinge-se o equilíbrio na temperatura de 450°C, restando ainda 1,9 g de iôdo. Pede-se:

a) quantos moles das substâncias reagentes estão presentes no equilíbrio?

b) calcular a constante de equilíbrio.



$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{46}{127 \times 2} = 0,1811 \text{ moles de iôdo}$$

$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ mol de hidrogênio.}$$

Portanto, inicialmente temos 0,1811 moles de iôdo e 0,5 de hidrogênio. Depois de estabelecido o equilíbrio, restaram 1,9 g de iôdo,

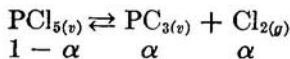
$$\text{ou: } n = \frac{m}{Pm} = \frac{1,9}{254} = 0,0075 \text{ moles de iôdo. Logo,}$$

$$0,1811 - 0,0075 = 0,1736 = x \text{ e } 0,5 - 0,1736 = 0,3264$$

$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2}{\left(\frac{a-x}{v}\right) \left(\frac{b-x}{v}\right)} = \frac{(2 \times 0,1736)^2}{(0,0075)(0,3264)} = 49.$$

RESP.: a) 0,0075 mol de I_2 e 0,3264 mol de H_2 ;
b) 49.

12.6 — Calcular a constante de equilíbrio da dissociação $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, supondo o sistema homogêneo, em temperatura tal que esteja 80% dissociado.



$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

$P = CRT \quad \therefore \quad \frac{P}{C} = RT$ a uma dada temperatura RT é constante.

$$\frac{p_{\text{PCl}_3}}{[\text{PCl}_5]} = \frac{p_{\text{PCl}_3}}{[\text{PCl}_3]} = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{[\text{Cl}_2]} = \frac{P}{[\text{PCl}_5] + [\text{PCl}_3] + [\text{Cl}_2]}$$

Seja V o volume do sistema e α o grau de dissociação do pentacloreto de fósforo.

$$\frac{p_{PCl_5}}{1 - \alpha} = \frac{p_{PCl_3}}{\alpha} = \frac{p_{Cl_2}}{\alpha} = \frac{P}{1 + \alpha}$$

$$\text{Logo } \begin{cases} p_{PCl_5} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P \\ p_{PCl_3} = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P \\ p_{Cl_2} = \frac{\alpha}{1 + \alpha} \cdot P \end{cases}$$

Substituindo na expressão do K , temos:

$$Kp = \frac{\frac{\alpha^2}{(1 + \alpha)^2} \cdot P^2}{\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} \cdot P} \quad \therefore \quad Kp = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha^2}.$$

Como o problema não se refere à pressão total a que está submetido o sistema no equilíbrio, supõe-se que seja a pressão normal, isto é, $P = 1$ atmosfera.

$$\text{Portanto, } Kp \frac{0,8^2}{1 - 0,8^2} = 1,77.$$

$$\text{RESP.: } K = 1,77.$$

12.7 — Na temperatura de 800°C e sob pressão total 1 atmosfera existe 1% de CO_2 no equilíbrio $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$. Qual a composição da mistura à mesma temperatura e sob pressão de 10 atmosferas?



$$Kp = \frac{p_{CO}^2}{p_{CO_2}} [\text{CO}_2] = 1\%, \text{ logo, } p_{CO_2} = 0,01.$$

A pressão parcial do CO é dada pela lei de Dalton:

$$p_{CO} + p_{CO_2} = P \quad \therefore \quad p_{CO} = P - p_{CO_2} = 1 - 0,01 = 0,99.$$

A pressão do C não se leva em conta, porque a pressão de vapor dos sólidos é desprezível em relação à dos gases.

$$Kp = \frac{(0,99)^2}{0,01} = 98.$$

Seja x a pressão parcial do CO sob a pressão total de 10 atmosferas.

A pressão parcial do CO_2 será $10 - x$.

$$\text{Logo, } Kp = \frac{p_{CO}^2}{p_{CO_2}} \quad \therefore \quad 98 = \frac{x^2}{10 - x} \quad \therefore \quad x = 9,1.$$

Portanto, a pressão parcial do CO é de 9,1 atmosferas, logo,

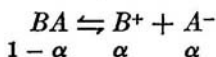
$$\begin{array}{rcl} 10 \text{ atmosferas} & \dots\dots\dots & 9,1 \\ 100 \text{ atmosferas} & \dots\dots\dots & y \quad \therefore \quad y = 91\%. \end{array}$$

Conseqüentemente, a concentração do CO₂, será 9%.

O aumento da pressão, acarretou aumento na concentração de CO₂ e diminuição na de CO. (*Aplicação do Princípio de Le Chatelier.*)

EQUILÍBRIO IÔNICO

Lei da diluição de Ostwald. Seja 1 mol de um eletrólito fraco BA que se encontra dissolvido em V litros de solução. Chamando de α o grau de dissociação, quando se estabelecer o equilíbrio entre a parte não dissociada e a parte dissociada, temos:



$$\text{As concentrações, são: } \left\{ \begin{array}{l} [BA] = \frac{1 - \alpha}{V} \\ [B^+] = \frac{\alpha}{V} \\ [A^-] = \frac{\alpha}{V} \end{array} \right.$$

Aplicando a lei da ação das massas ao equilíbrio iônico acima, temos:

$$K = \frac{[B^+][A^-]}{[BA]} \quad \therefore \quad K = \frac{\frac{\alpha}{V} \cdot \frac{\alpha}{V}}{\frac{1 - \alpha}{V}}$$

$$\therefore \quad \boxed{K = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)V}} \quad \text{ou} \quad \boxed{K = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}} \quad \text{pois } M = \frac{n}{V} = \frac{1}{V}.$$

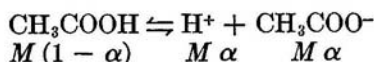
A constante K é a constante de ionização.

A expressão acima, mostra que o grau de dissociação de um eletrólito fraco (a lei da diluição de OSTWALD não se aplica aos eletrólitos fortes) aumenta com o volume V da solução, isto é, quanto mais diluída a solução maior o seu grau de dissociação.

No capítulo seguinte estudaremos pH, produto de solubilidade e hidrólise.

12.8 — Uma solução 0,1M de ácido acético está 1,3% ionizada. Calcular a constante de ionização do ácido acético.

O ácido acético em solução aquosa se ioniza, conforme o esquema abaixo:



Seja α o grau de ionização do ácido acético e M a sua molaridade. Quando o equilíbrio se estabelece, temos $[\text{H}^+] = M\alpha$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = M\alpha$; e $[\text{CH}_3\text{COOH}] = M(1-\alpha)$.

Aplicando a lei da ação das massas, tem-se:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{M\alpha \cdot M\alpha}{M(1-\alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

Lembrando que α é a fração de 1 mol ionizada, temos:

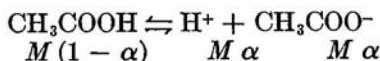
$$\begin{array}{rcl} 100 & \dots\dots\dots & 1,3 \\ 1 & \dots\dots\dots & \alpha \quad \therefore \alpha = 0,013. \end{array}$$

$$\text{Logo, } K = \frac{0,1 \times (0,013)^2}{1 - 0,013} = 0,000018 = 1,8 \times 10^{-5}.$$

Poderíamos desprezar α em relação a 1, já que o seu valor é muito pequeno (para os eletrólitos fracos).

$$\text{RESP.: } 1,8 \times 10^{-5}.$$

12.9 — Calcular o grau de ionização de uma solução 0,2M de ácido acético. A constante de ionização do ácido a 25°C é $1,8 \times 10^{-5}$.



$$K = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \quad \therefore \quad 1,8 \times 10^{-5} = \frac{0,2\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$\therefore 0,2\alpha^2 + 1,8 \times 10^{-5}\alpha - 1,8 \times 10^{-5} = 0.$$

Resolvendo a equação do 2.º grau, encontramos: $\alpha = 0,0038$, isto é, 0,38%.

$$\text{RESP.: } 0,38\%.$$

12.10 — Calcular a concentração de uma solução de ácido acético que está 0,2% ionizada. K a 25°C = $1,8 \times 10^{-5}$.

No problema anterior, vimos que:

$$K = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \quad \therefore \quad M = \frac{K(1-\alpha)}{\alpha^2}$$

$$\begin{array}{rcl} 100 & \dots\dots\dots & 0,2 \\ 1 & \dots\dots\dots & \alpha \quad \therefore \alpha = 0,002 \end{array}$$

$$\therefore M = \frac{(1,8 \times 10^{-5})(0,998)}{0,4 \times 10^{-6}} = 4,5.$$

12.11 — Calcular a concentração do íon OH^- em uma solução 0,1M de NH_4OH . A constante de ionização do hidróxido de amônio é $K = 1,8 \times 10^{-5}$.



$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{M\alpha \cdot M\alpha}{M(1 - \alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$\therefore M\alpha^2 + K\alpha - K = 0$$

$$\therefore 0,1\alpha^2 + 1,8 \times 10^{-5}\alpha - 1,8 \times 10^{-5} = 0.$$

Resolvendo a equação do 2.º grau, encontramos $\alpha = 0,013$

$$[\text{OH}^-] = M\alpha = 0,1 \times 0,013 = 0,0013 = 1,3 \times 10^{-3} \text{ íon g/l.}$$

$$\text{RESP.: } 1,3 \times 10^{-3} \text{ íon g/l.}$$

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

12.12 — A reação de síntese do ácido iodídrico a partir de 1 mol de hidrogênio e 1 mol de iodo, é uma reação reversível. Calcular a concentração do ácido iodídrico quando se estabelece o equilíbrio. Sabe-se que a constante de equilíbrio, a uma temperatura determinada é $K = 49$.

12.13 — 1 mol de álcool etílico reage com 1 mol de ácido acético até o equilíbrio ser estabelecido. Neste momento, estão presentes na solução 1/3 mol de ácido e de álcool e 2/3 mol de éster e de água. Determinar a concentração do éster presente no equilíbrio, quando: a) 1 mol de ácido reage com 3 moles de álcool; b) 1 mol de ácido reage com 1 mol de álcool, na presença de 1 mol de água.

12.14 — Faz-se a reação entre 120 g de ácido acético e 230 g de álcool etílico a 25°C. Qual a percentagem de ácido esterificado depois de estabelecido o equilíbrio? K_c a 25°C = 4.

12.15 — Uma solução contendo 9,2 g de álcool etílico por litro, reage com igual volume de solução contendo 18 g de ácido acético. A constante de equilíbrio é $K_c = 4$ na temperatura de 25°C. Pede-se:

a) qual a concentração molar do acetato de etila, quando se estabelece o equilíbrio?

b) quantos gramas dêse éster se formaram?

EQUILÍBRIO IÔNICO

12.16 — Calcular a concentração de íon H^+ numa solução 0,5M de CH_3COOH . A constante de ionização para o ácido acético é $1,8 \times 10^{-5}$.

12.17 — Calcular a concentração de íon OH^- numa solução 0,05M de NH_4OH . A constante de ionização para o hidróxido de amônio é $1,8 \times 10^{-5}$.

12.18 — Calcular a constante de ionização para uma solução 0,1M de HCN que está 0,01% ionizada.

12.19 — A constante de ionização para uma solução 0,1M de HNO_2 é 5×10^{-4} . Calcular o grau de ionização.

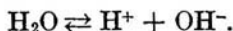
12.20 — Calcular a concentração do íon H^+ e do íon CH_3COO^- numa solução 0,1M de CH_3COOH que está 1,34% ionizado a 18°C.

CAPÍTULO 13

pH PRODUTO DE SOLUBILIDADE — HIDRÓLISE

DISSOCIAÇÃO DA ÁGUA — NOÇÃO DE pH

A água pura é considerada um eletrólito fraquíssimo, dissociando-se de acordo com a seguinte equação iônica:



(Modernamente, pela teoria de Brönsted-Lowry, representa-se $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$) H_3O^+ é o *íon hidroxônio*.

Aplicando a lei da ação das massas, tem-se: $K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$.

O grau de dissociação da água é extremamente pequeno. Realmente, a água não é um isolante perfeito, apresentando uma condutibilidade elétrica da ordem de 10^{-6} mho. A concentração de seus íons, determinada experimentalmente pela medida da condutibilidade elétrica, na temperatura de 25°C , é de:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ íon g/litro.}$$

Esse valor significa que de 10^7 moles de água, apenas uma se ioniza.

Diante do que foi dito, é fácil concluir que a concentração da água não dissociada $[\text{H}_2\text{O}]$ pode ser considerada como constante, uma vez que a água não dissociada é praticamente a totalidade da mesma. Se na expressão acima, da constante de ionização da água K , o denominador é praticamente constante, o numerador vem a ser o produto de duas constantes e, portanto, também constante, sendo conhecido como *produto iônico da água* que se representa indistintamente por K_w , K_{aq} ou $K_{\text{H}_2\text{O}}$.

Assim: $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = K_w$.

Portanto, $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

Escolheu-se o valor da concentração do íon hidrogênio para identificar os meios ácido, básico e neutro. Assim, temos:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &> 10^{-7} && \text{meio ácido;} \\ [\text{H}^+] &= 10^{-7} && \text{meio neutro;} \\ [\text{H}^+] &< 10^{-7} && \text{meio básico ou alcalino.} \end{aligned}$$

A fim de evitar o trabalho com potências de expoente negativo, que normalmente confunde, adotou-se um símbolo capaz de facilitar

a identificação dos diferentes meios. Por proposta de SÖRENSEN (físico-químico sueco) foi aceito o símbolo *pH* (potencial hidrogeniônico), cuja definição é a seguinte: "*pH é o logaritmo decimal do inverso da concentração do íon hidrogênio.*"

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \text{ ou então: } pH = \text{colog. } [H^+]$$

$$\text{Dêsse modo } \begin{cases} pH < 7 & \dots\dots\dots \text{ meio ácido;} \\ pH = 7 & \dots\dots\dots \text{ meio neutro;} \\ pH > 7 & \dots\dots\dots \text{ meio alcalino.} \end{cases}$$

$$\text{Analogamente, teríamos } pOH: pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}.$$

$$\text{Ora, } [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Tomando o logaritmo decimal do inverso desses valores, tem-se:

$$\log \frac{1}{[H^+]} + \log \frac{1}{[OH^-]} = \log \frac{1}{10^{-14}}$$

$$\text{Logo, } pH + pOH = 14.$$

Limites do pH: Os valores do *pH* encontram-se distribuídos entre zero e 14. O ponto 7 indica o meio neutro; entre zero e 7 encontra-se a faixa ácida e de 7 a 14 a faixa alcalina. Assim:

<i>pH</i>	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}

O diagrama acima nos mostra que quanto maior a acidez maior é a concentração do íon hidrogênio e menor é o *pH*. O inverso se passa com a alcalinidade.

O *pH* pode ser determinado experimentalmente pelo método colorimétrico ou pelo eletrométrico (*potenciômetros*).

Observação:

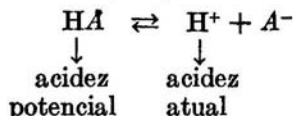
O *pH* tem um significado amplo, medindo não só a acidez mas também a alcalinidade e o meio neutro. Por isso, não devemos confundir *pH* com acidez. De fato, somente os valores de *pH* compreendidos entre zero e 7 é que traduzem a acidez.

ACIDEZ ATUAL, POTENCIAL E TOTAL

A *acidez atual, iônica ou real* é causada pelos íons hidrogênio livres em solução, enquanto que a *acidez potencial, latente ou de reserva* é devida aos átomos de hidrogênio que se encontram na molécula não ionizada do ácido, átomos esses capazes de sofrer ionização quando fôr necessário.

A *acidez total ou de titulação* é a soma da acidez atual com a acidez potencial.

Seja HA um ácido qualquer em solução aquosa:



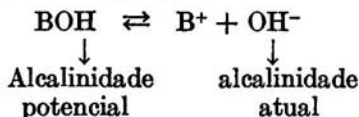
A acidez atual é determinada pela medida do pH e a acidez total por intermédio da *acidimetria*.

Os ácidos fortes e fracos de mesma concentração diferem pela acidez atual (devido ao grau de ionização). Todavia apresentam a mesma acidez total.

De fato, 1 litro de solução *N* de HCl ou 1 litro de solução *N* de CH₃COOH são neutralizados por 1 litro de solução *N* de NaOH. Entretanto, o pH da solução de HCl (90% ionizado) é 0,05 e o da solução de CH₃COOH (1,3% ionizado) é 1,89.

No caso das soluções alcalinas, teríamos análogamente, a *alcalinidade atual, potencial e total*.

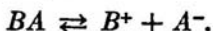
Assim para uma base qualquer BOH:



Os valores do pH > 7 medem a alcalinidade atual, sendo a alcalinidade total determinada pela *alcalimetria*.

PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Seja BA um eletrólito pouco solúvel em solução saturada:



Aplicando a lei da ação das massas, tem-se:

$$K = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{BA}]}$$

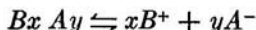
Sabemos que a diluição favorece a ionização. Desde que consideramos BA um eletrólito pouco solúvel e em solução saturada, concluímos que o mesmo está tão pouco ionizado que podemos considerar a concentração da parte não dissociada BA como praticamente constante. Dêse modo, o produto iônico que se encontra no numerador vem a ser o produto de duas constantes e, portanto, também constante, sendo conhecido como *Produto de solubilidade* e representado por P.S. Assim:

$$[\text{B}^+] [\text{A}^-] = K [\text{BA}] = \text{P. S.}$$

Portanto, P.S. = [B⁺] [A⁻].

Produto de solubilidade é o produto das concentrações iônicas de um eletrólito pouco solúvel, em solução saturada, a uma dada temperatura.

Generalizando para um eletrólito da forma $Bx Ay$:



$$K = \frac{[B^+]^x \cdot [A^-]^y}{[Bx Ay]}$$

O produto de solubilidade será P.S. = $[B^+]^x [A^-]^y$.

O produto de solubilidade nada mais é que um produto iônico, mas um produto iônico particular, porque dêle depende a *solubilidade* do eletrólito. Assim temos:

Produto iônico > P.S. ——— formação de precipitado.

Produto iônico = P.S. ——— solução saturada.

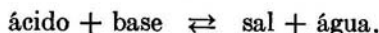
Produto iônico < P.S. ——— dissolução do precipitado.

HIDRÓLISE

Hidrólise é a decomposição dos fons de uma substância por intermédio dos fons da água.

Dos compostos da química mineral, são justamente os sais que apresentam com maior frequência o fenômeno da hidrólise.

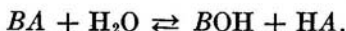
A hidrólise de um sal é a reação inversa à de salificação:



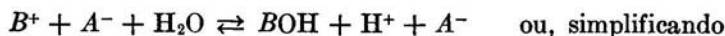
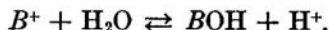
Baseado na força dos ácidos e das bases, temos os seguintes casos de hidrólise:

- Sal derivado de ácido forte e de base fraca.
- Sal derivado de ácido fraco e de base forte.
- Sal derivado de ácido fraco e de base fraca.

Sal derivado de ácido forte e de base fraca. Seja BA um sal proveniente de um ácido forte e de uma base fraca (como por exemplo o NH_4Cl). Sofrerá hidrólise de acôrdo com a seguinte equação:



Os eletrólitos fortes, em solução aquosa, apresentam elevado grau de dissociação, tendendo pois para a forma iônica, enquanto que os eletrólitos fracos se ionizam tão pouco, que a sua tendência é para a forma molecular. Como os sais, de uma maneira geral, são considerados eletrólitos fortes, podemos escrever a equação de hidrólise do seguinte modo:



Devido à presença do íon H^+ o sal BA apresenta reação ácida, comportando-se diante dos indicadores como se fôsse um verdadeiro ácido.

Aplicando a lei da ação das massas ao equilíbrio acima, temos:

$$K = \frac{[\text{BOH}] [\text{H}^+]}{[\text{B}^+] [\text{H}_2\text{O}]}$$

Como a hidrólise se processa em presença de um grande excesso de água, podemos considerar a concentração da água $[\text{H}_2\text{O}]$ como praticamente constante, tendo-se assim, uma outra constante denominada *constante de hidrólise* K_h . Assim:

$$K_h = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{BOH}] [\text{H}^+]}{[\text{B}^+]}$$

Portanto,
$$K_h = \frac{[\text{BOH}] [\text{H}^+]}{[\text{B}^+]}. \quad (1)$$

Podemos calcular a constante de hidrólise do sal (K_h) em função do produto iônico da água (K_w) e da constante de ionização da base (K_b). Para isso faremos um artifício que é multiplicar o numerador e o denominador da expressão (1) por $[\text{OH}^-]$.

$$K_h = \frac{[\text{BOH}] [\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{B}^+] [\text{OH}^-]}.$$

Escrevendo sob outra forma, temos:

$$K_h = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{\frac{[\text{B}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}}.$$

O numerador vem a ser o produto iônico da água K_w enquanto que o denominador é a constante de ionização da base K_b .

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

“A constante de hidrólise de um sal derivado de ácido forte e de base fraca é igual à relação entre o produto iônico da água e a constante de ionização da base, a uma dada temperatura.”

Expressão da concentração do íon H^+ :

Da expressão (1) concluímos que $[\text{BOH}] = [\text{H}^+]$.

O produto dos dois valores vem a ser o mesmo que o quadrado de um deles. Assim:

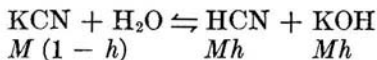
$$[\text{H}^+]^2 = K_h \cdot [\text{B}^+]$$

ou
$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{B}^+]$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot [\text{B}^+]}$$

13.22 — Calcular o grau de hidrólise de uma solução 0,1M de KCN a 25°C. A constante de ionização do HCN é 7×10^{-10} e o produto iônico da água é 1×10^{-14} .

A equação de hidrólise do KCN é a seguinte:



Seja h o grau de hidrólise (fração do mol hidrolisado). Quando se estabelece o equilíbrio iônico temos: $[\text{HCN}] = h$; $[\text{KOH}] = h$; $[\text{KCN}] = 1 - h$.

Se a molaridade do sal é M , as concentrações serão aquelas que se encontram representadas na equação. Aplicando a lei da ação das massas, temos:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{KOH}]}{[\text{KCN}]} = \frac{Mh \times Mh}{M(1-h)} = \frac{Mh^2}{1-h}$$

Sendo h muito pequeno em relação a 1, podemos desprezá-lo. Assim:

$$K_h = Mh^2 \text{ mas, } K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{7 \times 10^{-10}} = 0,14 \times 10^{-4}$$

$$\therefore K_h = 1,4 \times 10^{-5}$$

$$\text{Logo, } h^2 = \frac{k_h}{M} = \frac{1,4 \times 10^{-5}}{10^{-1}} = 1,4 \times 10^{-4}$$

$$\therefore h = \sqrt{1,4 \times 10^{-4}} = 1,18 \times 10^{-2} = 0,0118$$

A percentagem de hidrólise, será:

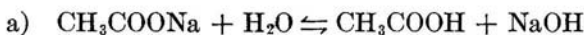
$$\begin{array}{l} 1 \dots\dots\dots 0,0118 \\ 100 \dots\dots\dots y \end{array} \therefore y = 1,18\% \text{ hidrolisado.}$$

$$\text{RESP.: } 1,8 \times 10^2.$$

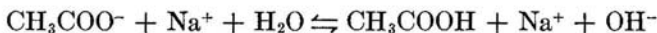
13.23 — A constante de ionização do ácido acético é $1,8 \times 10^{-5}$ na temperatura de 25°C. Se o produto iônico da água é 1×10^{-14} , pergunta-se:

a) qual o grau de hidrólise de uma solução de acetato de sódio contendo 0,41 g dêsse sal por litro de solução?

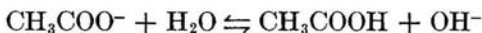
b) qual o pH da solução?



ou



simplificando



$$\therefore K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{Mh \times Mh}{M(1-h)} = \frac{Mh^2}{1-h} = Mh^2.$$

$$\text{Mas, } K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,5 \times 10^{-10}.$$

Cálculo da molaridade:

$$n = \frac{m}{\text{mol}} = \frac{0,41}{82} = 0,005 \text{ moles/litro} = 0,005M.$$

Ora, vimos que: $K_h = Mh^2$

$$\therefore h^2 = \frac{K_h}{M} = \frac{5,5 \times 10^{-10}}{5 \times 10^{-3}} = 1,1 \times 10^{-7} = 11 \times 10^{-8}$$

$$\therefore h = \sqrt{11 \times 10^{-8}} = 3,34 \times 10^{-4}$$

b) Pela equação de hidrólise, temos:

$$[\text{OH}^-] = M \times h = 5 \times 10^{-3} \times 3,34 \times 10^{-4} = 16,7 \times 10^{-7}$$

$$\text{mas, } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{16,7 \times 10^{-7}} = 0,059 \times 10^{-7} = 5,9 \times 10^{-9}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = \log \frac{1}{5,9 \times 10^{-9}} = \log \frac{10^9}{5,9} = \\ &= 9 - \log 5,9 = 9 - 0,77 = 8,23. \end{aligned}$$

RESP.: a) $3,34 \times 10^{-4}$; b) 8,23.

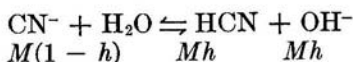
13.24 — O grau de hidrólise de uma solução 0,1N de KCN a 25°C é $1,12 \times 10^{-2}$. Sabendo-se que o produto iônico da água nesta temperatura é 1×10^{-14} , pede-se:

a) a constante de ionização do HCN;

b) o pH da solução.



ou



$$K = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{Mh \times Mh}{M(1-h)} = \frac{Mh^2}{1-h} = Mh^2$$

$$\text{mas, } K_h = \frac{K_w}{K_a}; \text{ logo, } Mh^2 = \frac{K_w}{K_a} \therefore K_a = \frac{K_w}{Mh^2}$$

$$\text{Substituindo, temos: } K_a = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,1 \times (1,12 \times 10^{-2})^2} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10^{-1} \times 1,25 \times 10^{-4}}$$

$$\therefore K_a = 0,79 \times 10^{-9} = 7,9 \times 10^{-10}$$

b) A equação de hidrólise nos mostra:

$$[\text{OH}^-] = Mh = 0,1 \times 1,12 \times 10^{-2} = 1,12 \times 10^{-3}. \text{ Ora,}$$

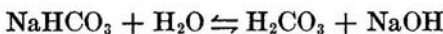
$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}.$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,12 \times 10^{-3}} = 0,89 \times 10^{-11} = 8,9 \times 10^{-12}$$

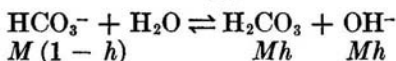
$$\begin{aligned} \text{pH} &= \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = \log \frac{1}{8,9 \times 10^{-12}} = \log \frac{10^{12}}{8,9} = \\ &= 12 - \log 8,9 = 12 - 0,94 = 11,06. \end{aligned}$$

RESP.: a) $7,9 \times 10^{-10}$; b) 11,06.

13.25 — Calcular a constante de hidrólise e o pH de uma solução 0,1M de NaHCO_3 sabendo-se que a percentagem de hidrólise é de 0,06%.



ou



$$M(1-h) \qquad \qquad \qquad Mh \qquad \qquad Mh$$

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{Mh \ Mh}{M(1-h)} = \frac{Mh^2}{1-h} = Mh^2.$$

Cálculo do grau de hidrólise:

$$\begin{array}{ccc} 100 & \dots\dots\dots & 0,06 \\ 1 & \dots\dots\dots & h \end{array} \therefore h = 0,0006 = 6 \times 10^{-4}.$$

$$\text{Logo, } K_h = 0,1 \times (6 \times 10^{-4})^2 = 3,6 \times 10^{-8}.$$

Cálculo do pH:

A equação de hidrólise nos mostra:

$$[\text{OH}^-] = Mh = 0,1 \times 6 \times 10^{-4} = 6 \times 10^{-5}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{6 \times 10^{-5}} = \frac{10^{-9}}{6}$$

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = \log \frac{1}{\frac{10^{-9}}{6}} = \log \frac{6}{10^{-9}} =$$

$$= \log 6 + \log 10^9 = 0,8 + 9 = 9,8.$$

RESP.: $3,6 \times 10^{-8}$ e 9,8.

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

pH

13.26 — Calcular o pH de uma solução 0,01N de HCl supondo totalmente ionizado.

13.27 — Calcular o pH de uma solução N de HCl supondo totalmente ionizado.

13.28 — Calcular o pH de uma solução N de $NaOH$ supondo totalmente dissociado.

13.29 — Calcular o pH de uma solução $0,001M$ de uma monobase que se encontra 92% dissociada.

13.30 — Calcular o pH de uma solução cuja concentração de íon hidrogênio é $1,5 \times 10^{-3}$ íons g/l .

13.31 — Calcular o pH de uma solução de hidróxido de amônio cuja concentração de íon oxidrila é $0,0000032$ íon $g/litro$.

13.32 — 10 cm^3 de uma solução $N/10$ de $NaOH$ foram diluídos até 500 cm^3 . Calcular o pH sabendo-se que se encontra 90% dissociado.

13.33 — Quantas vezes uma solução de $pH = 12$ é mais alcalina que uma solução de $pH = 10$?

13.34 — Uma solução $0,04M$ de CH_3COOH está 1,4% ionizado. Calcular o pH .

13.35 — Calcular o grau de ionização de uma solução $0,1M$ de um mono-ácido, sabendo-se que a solução ensaiada no potenciômetro revelou $pH = 1,32$.

13.36 — Calcular a molaridade de uma solução que está 50% ionizada e cujo $pH = 3,8$.

13.37 — Tendo-se 500 ml de uma solução $N/100$ de uma bi-base que se encontra dissociada em 20%, pergunta-se:

a) o volume de $HC\ N/50$ necessário para neutralizar a solução alcalina;

b) o pH da solução alcalina.

13.38 — Calcular o pH de uma solução $0,1N$ de hidróxido de amônio, sabendo-se que a sua constante de dissociação é de $1,8 \times 10^{-5}$ a $25^\circ C$.

13.39 — Calcular o pH de uma solução $0,1M$ de ácido fórmico, sabendo-se que a sua constante de ionização é de $2,14 \times 10^{-4}$ a $25^\circ C$.

13.40 — Uma solução contendo $0,7\text{ g}$ por litro de KOH está 80% ionizada. Calcular o pH da solução.

13.41 — Uma solução aquosa de uma base monoprótica tem $pH = 12$. Para neutralizar 60 ml dessa solução são consumidos 120 ml de sol $0,5N$ de HCl . Calcular a percentagem de ionização da referida base.

13.42 — 100 ml de uma solução de um ácido diprótico, admitindo-se total dissociação, reagiram com suficiente zinco metálico produzindo $0,112$ litros de um gás, medidos nas CNTP.

Pede-se: a) a equação iônica equilibrada da reação que se passa;

b) a normalidade da solução ácida;

c) a molaridade da solução ácida;

d) o pH da solução ácida.

CAPÍTULO 14

TERMOQUÍMICA

INTRODUÇÃO

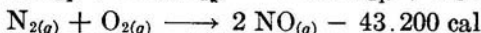
É a parte da química que estuda a relação entre a energia química e a energia térmica.

Quanto ao calor desenvolvido as reações químicas se classificam em *exotérmicas* e *endotérmicas*. As reações que desprendem calor são as exotérmicas e aquelas que absorvem calor são conhecidas por endotérmicas.

Equação Termoquímica. É a equação onde se leva em conta o calor desprendido ou absorvido numa reação química, como também, o estado de agregação das substâncias reagentes e resultantes da reação.

Na representação das equações termoquímicas observam-se as seguintes convenções: para as reações exotérmicas coloca-se no 2.º membro da equação a quantidade de calor desenvolvida antepondo-se o sinal (+) e para as reações endotérmicas o sinal (-). Os diferentes estados de agregação são representados por: sólido (s); líquido (l); gasoso (g); vapor (v); aquoso ou dissolvido em água (aq.).

EXEMPLOS:



Calor de reação. É o calor desprendido ou absorvido numa reação química para 1 mol de substância. É expresso em cal/mol.

O calor de reação é colocado sempre no 2.º membro da equação termoquímica. As reações termopositivas são as exotérmicas e as termonegativas as endotérmicas.

O calor de reação recebe nomes particulares conforme seja a reação. Assim por exemplo, *calor de formação* ou de *síntese*, *calor de combustão*, *calor de dissolução*, *calor de neutralização*, *calor de explosão* etc.

O calor de formação é a quantidade de calor desprendida ou absorvida na formação de 1 mol de substância.

Igualmente define-se os demais calores de reação, com exceção do calor de neutralização, empregando-se por razões óbvias, o *equivalente-grama* e não o mol, como unidade de massa química.

As reações químicas comumente se processam em recipientes abertos. O calor de reação é, pois, desenvolvido a pressão constante, designando-se Q_p . Entretanto as reações explosivas se processam em recipientes fechados: a deflagração é feita dentro do cano de uma arma de fogo e as detonações no interior dos envólucros (granadas, torpedos, bombas etc.).

Nos cálculos balísticos emprega-se, pois, o calor de explosão a volume constante Q_v . Êste é um pouco maior que o Q_p , porquanto numa reação explosiva em recipiente aberto, perde-se parte do calor que se converte em trabalho mecânico de dilatação dos gases. A equação que exprime a relação entre Q_v e Q_p é:

$$Q_v = Q_p + 0,54 n \frac{T}{T_0}.$$

Sendo Q_v dado em kcal/mol e n o número de moles gasosos.

Poder Calorífico. É a quantidade de calor libertada na combustão de 1 g de um combustível. Exprime-se em cal/g. Na prática toma-se como unidade de massa o kg. O poder calorífico da turfa é de 3.500 kcal/kg.

NOTA: O calor de combustão é a quantidade de calor libertado na combustão de 1 mol de substância. Assim o calor de combustão do carbono é 96.000 cal/mol enquanto que o poder calorífico do carbono é de 8.000 cal/g.

O calor de reação é medido experimentalmente por intermédio dos *calorímetros*, como por exemplo, calorímetro de Bunsen, calorímetro de Berthelot. Emprega-se a fórmula clássica da colorimetria: $Q = mc(t_2 - t_1)$.

A bomba calorimétrica de Mahler é o aparelho mais usado para a determinação do poder calorífico dos combustíveis. Existem ainda fórmulas empíricas, como a devida a M.E. Goutal que se encontram em livros especializados sobre combustíveis.

UNIDADES DE QUANTIDADE DE CALOR

Unidades de quantidade de calor	Massa de água	Graus termométricos
Pequena caloria: cal	1 g	1°C
Grande caloria: kcal	1 kg	1°C
Termia: th	1 ton.	1°C
B.T.U.	1 lb	1°F

NOTA: B.T.U. é a "British Thermal Units" é igual a 252 cal.

PRINCIPIOS DA TERMOQUÍMICA

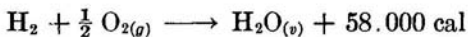
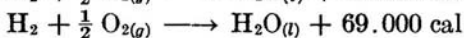
A termoquímica baseia-se nos seguintes princípios:

1.º — *Princípio do TRABALHO MOLECULAR ou Princípio de THOMSEN*

“O calor desprendido ou absorvido numa reação química, mede a soma dos trabalhos físicos e químicos nela realizados.”

A combinação química e a decomposição são trabalhos químicos, enquanto que as mudanças de estado físico, a dissolução etc., constituem trabalhos físicos.

EXEMPLOS:

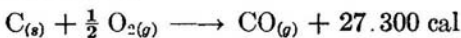
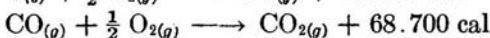
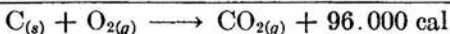


Devido ao princípio de Thomsen, o calor de formação do HCl_{aq} é maior que o do $\text{HCl}_{(g)}$.

2.º — *Princípio do ESTADO INICIAL e FINAL ou Princípio de HESS*

“O calor desprendido ou absorvido numa reação química depende unicamente dos estados inicial e final, independentemente de quaisquer estados intermediários.”

EXEMPLOS:



É o mais importante princípio da termoquímica. Permite calcular o valor energético dos alimentos, bem como o calor de reação de difícil medida nos calorímetros. Os problemas de termoquímica podem ser resolvidos empregando-se a seguinte fórmula, baseada no *princípio de Hess*:

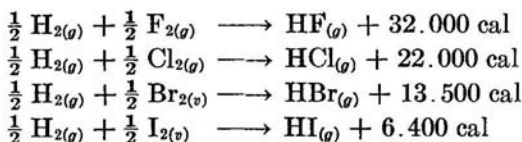
$Q_p = \Sigma q_2 - \Sigma q_1$ onde Q_p — calor de reação a pressão constante; Σq_2 — soma dos calores de formação dos compostos que se encontram no 2.º membro da equação termoquímica; Σq_1 — soma dos calores de formação dos compostos que se encontram no 1.º membro.

3.º — *Princípio do TRABALHO MÁXIMO ou Princípio de BERTHELOT*

“Quando num sistema químico se processam várias reações, sem intervenção de energia estranha (calor, luz, eletricidade etc.), realiza-se primeiramente aquela que desprender maior quantidade de calor.”

Assim, por exemplo, quando o hidrogênio se encontra em presença dos halogênios, flúor, cloro, bromo e iôdo, forma-se primeiramente o hidreto de flúor $\text{HF}_{(g)}$ reação que liberta maior quantidade de calor (32.000 cal). Havendo excesso de hidrogênio, dá-se

a combinação com o cloro, em seguida com o bromo e, por fim, com o iôdo.



Mede-se a afinidade entre os elementos pela quantidade de calor desenvolvida na reação. Diz-se que o flúor é o halogênio de maior afinidade pelo hidrogênio. Assim, também o flúor é capaz de deslocar o cloro de suas combinações; o cloro desloca o bromo e o bromo desloca o iôdo. Assim;

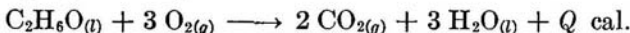


O *princípio do trabalho máximo* não tem aplicação geral. Daí ser conhecido por *regra do trabalho máximo*. Apresenta algumas falhas por não considerar as *reações reversíveis* e *endotérmicas*. Estas constituem, pois, as exceções da regra do trabalho máximo.

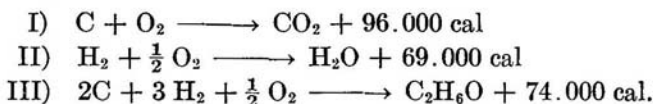
PROBLEMAS RESOLVIDOS

14.1 — Calcular o calor de combustão do álcool etílico, sabendo-se que o calor de formação do CO_2 é 96.000 cal, do H_2O (l) é 69.000 cal e do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ é 74.000 cal.

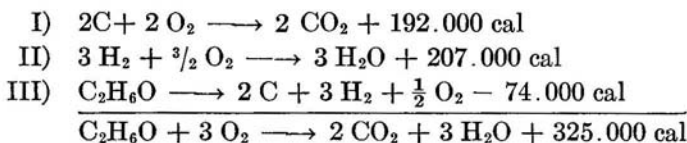
Equação termoquímica de combustão do etanol:



1.º *Processo*: Escrevem-se as equações termoquímicas referentes aos compostos citados no problema:



Multiplicando a equação (I) por 2, a equação (II) por 3, invertendo a equação (III) e somando membro a membro, tem-se:



2.º *Processo*: Empregando a fórmula $Q_p = \Sigma q_2 - \Sigma q_1$ e lembrando que para os elementos o calor de formação é nulo, tem-se:

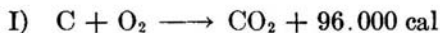
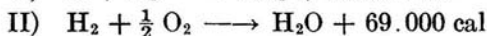
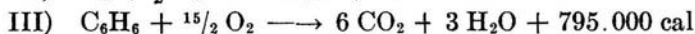
$$\begin{aligned}\Sigma q_2 &= 2 \times 96.000 + 3 \times 69.000 = 399.000 \text{ cal} \\ \Sigma q_1 &= 74.000 + 0 = 74.000 \text{ cal.}\end{aligned}$$

Portanto, $Q_p = 399.000 - 74.000 = 325.000 \text{ cal.}$

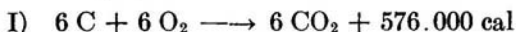
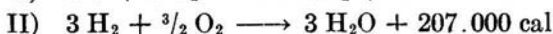
RESP.: 325.000 cal/mol.

14.2 — Calcular o calor de formação do benzeno a partir dos seguintes dados: calor de formação do $\text{CO}_2 = 96.000 \text{ cal}$, calor de formação do $\text{H}_2\text{O} (l) = 69.000 \text{ cal}$; calor de combustão do benzeno, a pressão constante $= 795.000 \text{ cal}$.

1.º Processo:



Multiplicando a equação (I) por 6, a equação (II) por 3, invertendo a equação (III) e somando membro a membro, tem-se:



RESP.: O calor de formação do benzeno é $- 12.000 \text{ cal/mol}$ (composto endotérmico).

2.º Processo:

Equação termoquímica de combustão do benzeno:

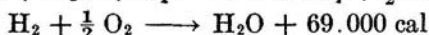
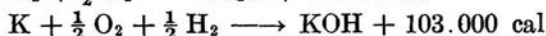


$$\Sigma q_2 = 6 \times 96.000 + 3 \times 69.000 = 783.000 \text{ cal}$$

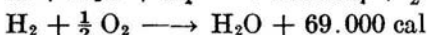
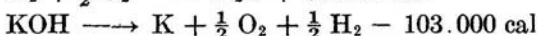
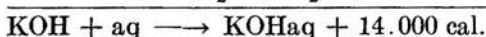
$$q_1 = ? \quad Q_p = 795.000 \text{ cal}$$

$$q_1 = \Sigma q_2 - Q_p = 783.000 - 795.000 = - 12.000 \text{ cal.}$$

14.3 — Calcular o calor de hidratação do hidróxido de potássio, conhecendo-se os seguintes dados:



Repetindo a 1.ª e 2.ª equações termoquímicas e invertendo a 3.ª, tem-se:



Na hidratação de 1 mol de KOH desprendem-se 14.000 cal.

PROBLEMAS COM RESPOSTAS

14.4 — Numa bomba calorimétrica contendo 1 mol de eteno e oxigênio em excesso, faz-se passar a faísca elétrica. A reação deu CO_2 , $\text{H}_2\text{O} (l)$ e despreendeu 341.700 cal. Sabendo-se que os calores

RESPOSTAS DOS PROBLEMAS

CAPÍTULO 1

1.23 — 5,7g; **1.24** — 128 g; **1.25** — H_2S ; **1.26** — 86,6%; **1.27** — 70%; **1.28** — 166,08%; **1.29** — 27,94% de P e 21,62% de Mg; **1.30** — 603 kg aprox.; **1.31** — 129,25 g; **1.32** — 5; **1.33** — 7; **1.34** — 7; **1.35** — 35,37% de Cr, 26,53% de K, 38,09% de O; **1.36** — 158 litros aprox.; **1.37** — 71,4 litros; **1.38** — 55,56 cm^3 ; **1.39** — 91,95 cm^3 ; **1.40** — 213,65 litros; **1.41** — 30 m^3 ; **1.42** — 0,5 m^3 ; **1.43** — 380 litros; **1.44** — 100; **1.45** — 152; **1.46** — 428 g; **1.47** — 2 moles; **1.48** — XH_3 ; **1.49** — 3,11 g/litro; **1.50** — 17,20 mm de Hg; **1.54** a **1.59** — Verifica-se a lei de Dalton; **1.67** — 19,97 g; **1.68** — 9,003 g e n.º de valência = 3; **1.69** — a) 64; b) 65; c) MSO_4 ; **1.70** — 4; **1.71** — 26,95; **1.72** — 18,6 e 55,8; **1.73** — a) 4,5; b) 9,1; c) MeCl_2 ; **1.74** — 152; **1.75** — + 2 e + 3; **1.76** — a) 31,86; b) 3,9 g; **1.77** — 20,02 e 40,04; **1.78** — a) 8,66; b) 51,96; c) CrO_3 ; **1.79** — 31,75; **1.92** — a) 0,5 moles; b) 837 g; c) $1,44 \times 10^{23}$ moléculas; d) $1,11 \times 10^{-2}$ moles; **1.93** — $30,1 \times 10^{21}$ íons; **1.94** — $23,92 \times 10^{-23}$ g; **1.95** — $18,06 \times 10^{24}$ átomos; **1.96** — $84,28 \times 10^{23}$ átomos; **1.97** — 860 g; **1.98** — 896 litros; **1.99** — $1,42 \times 10^{25}$ moléculas; **1.100** — 40 litros.

CAPÍTULO 2

2.23 — $\text{C}_3\text{H}_5\text{NO}_2$; **2.24** — $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$; **2.25** — $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{I}$; **2.26** — $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; **2.27** — $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$; **2.28** — CH_2O_2 ; **2.29** — $\text{C}_4\text{H}_9\text{NO}_2\text{S}$; **2.30** — CH_2O ; **2.31** — CH_2Cl ; **2.32** — $\text{C}_6\text{H}_7\text{NO}_3\text{S}$; **2.33** — $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$; **2.34** — CH_3COOH ; **2.35** — C_2H_4 ; **2.36** — $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$; **2.37** — $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$; **2.38** — $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$; **2.39** — $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}$; **2.40** — $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$; **2.41** — a) $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$; b) $\text{C}_8\text{H}_8\text{S}_2$; **2.42** — $\text{CH}_3\text{—NH}_2$; **2.43** — CHBr_3 ; **2.44** — $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}$; **2.45** — $\text{COOH} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{COOH}$ (ácido tartárico); **2.46** — C_3H_4 (propino); **2.47** — hexeno — 3; **2.48** — a) C_3H_6 (ciclo propano) b) 2,7 kg; **2.49** — a) C_2H_6 ; b) 2,11 litros; **2.50** — Metil — 3 hexeno — 3; **2.51** — $\text{COOH} \cdot \text{COOH}$ (ác. oxálico); **2.52** — $\text{CH}_2=\text{CH}—\text{CH}=\text{CH}_2$ (butadieno 1-3); **2.53** — a) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$; b) propanol-1; **2.54** — $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ **2.55** — metil-2 buteno-2; **2.56** — $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$; **2.57** — $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$; **2.58** — a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CHOH}$; b) $\text{CH}_3\text{—}$

CHOH-CH₃; c) 0,475 g; **2.59** — X: CH₃-CH₂-CH₂OH, Y: CH₃CHOHCH₃, Z: CH₃CH₂COH, W: CH₃COCH₃; **2.60** — metil-3 butanol-2; **2.61** — A é um hexa-álcool (dulcita ou sorbita) B é um hexa-acetato; **2.62** — CH₃COCH₃; **2.63** — metil-2 pentanona-3; **2.64** — pentanona-3; **2.65** — A: dicloro-2 butano, B: butanona; **2.66** — A: metil-2 propanodiol-1-2, B: metil-2 propeno, C: propanona, D: metanóico; **2.67** — butanona ou butanal; **2.68** — a) C₁₀H₁₂O; b) C₆H₄(CH₃)-CH₂-CO-CH₃; **2.69** — A: penteno-2; B: ácido acético, C: propanóico, D: propanona, E: n-pentano; **2.70** — hexanona-2; **2.71** — A: dicloro-1-1 etano, B: etanal; **2.72** — dimetil-2 propanóico (ácido neovalérico); **2.73** — metil-3 butanol-2; **2.74** — A: pentanol-2, B: pentanona-2, C: penteno-2, D: butanóico, E: metilamina; **2.75** — X: propanona, Y: propanol-2, Z: propeno; **2.76** — dimetil-2-4 pentanol-2-óico; **2.77** — dimetil-3 butanona (pinacolina); **2.78** — metil-2 butanóico; **2.79** — propanóico; **2.80** — propanoato de sec-butila; **2.81** — A: ácido oxálico, B: oxalato de etila, C: oxalamida; **2.82** — A: COOH · CH = CHCOOH, B: COOH · CHBr · CH₂COOH, C: COONa · CHCN · CH₂COONa, D: COOH · CH(COOH) · CH₂COOH, E: COOR · CHCN · CH₂ · COOR; **2.83** dimetil-2 propanóico (ácido neovalérico); **2.84** — X: acetato de sódio, Y: ácido acético, Z: cloreto de acetila, T: anidrido acético, S: acetato de etila, W: álcool etílico; **2.85** — a) ácido acético, b) 219,32 g; **2.86** — A: penteno-1, B: ácido butírico, C: ácido fórmico, D: butirato de etila; **2.87** — A: amino-2 butano; B: butil amina, C: dimetil etilamina; **2.88** — amino-2 propano; **2.89** — a) fenilamina, b) 279 g; **2.90** — amino-2 propano; **2.91** — ZnSO₄; **2.92** — K₂Cr₂O₇; **2.93** — KMnO₄; **2.94** — Na₃PO₄; **2.95** — Cr₂O₃ · FeO (cromita); **2.96** — MgSO₄ · 7H₂O (sulfato de magnésio heptahidratado); **2.97** — H₄P₂O₇ (ácido pirofosfórico); **2.98** — CuSO₄ · 5H₂O; **2.99** — Li₂O · Al₂O₃ · 4SiO₂; **2.100** — (NH₄)₂SO₄ · Fe₂(SO₄)₃ · 24H₂O.

CAPÍTULO 3

3.16 — F⁻¹; **3.17** — Cl⁺¹; **3.18** — Br⁺⁵; **3.19** — I⁺⁷; **3.20** — S⁺⁶; **3.21** — N⁺⁵; **3.22** — Sn⁺⁴; **3.23** — C⁻¹; **3.24** — C⁻²; **3.25** — P⁺⁵; **3.26** — As⁺³; **3.27** — Mo⁺⁶; **3.28** — Pt⁺⁴; **3.29** — P⁺⁵; **3.30** — Sb⁺⁵.

CAPÍTULO 4

4.14 — 4-10-4-1-3; **4.15** — 3-8-3-4-2-3; **4.16** — 6-10-3-10-5; **4.17** — 8-3-3-8-4; **4.18** — 1-4-1-1-4; **4.19** — 1-14-2-2-7-3; **4.20** — 10-3-6-10-2; **4.21** — 2-2-1-1-2-1; **4.22** — 3-2-5-1-2-8-5; **4.23** — 2-8-3-1-2-8; **4.24** — 1-4-1-1-2-1; **4.25** — 3-18-4-3-8-4; **4.26** — 3-2-4-3-2-2; **4.27** — 1-6-14-8-2-7-3; **4.28** — 1-5-6-6-3-3; **4.29** — 1-1-3-1-1-7-3; **4.30** — 1-6-14-2-2-2-7.

CAPÍTULO 5

5.6 — 56 g; **5.7** — 28,6 g; **5.8** — 9,1 g; **5.9** — 70 litros; **5.10** — 60 litros; **5.23** — 46,6 g de cloreto de prata; **5.24** — 87,81% **5.25** — 29,33g; **5.26** — 95,83 litros; **5.27** — 52% AgNO_3 , 48% NaNO_3 ; **5.35** — 1,37 litros de H_2S ; **5.36** — 477 cm^3 ; **5.37** — 6,68 g de hidróxido férrico; **5.38** — 25 g de iodeto de chumbo; **5.39** — 650 cm^3 ; **5.41** — 79,75%; **5.42** — 89,6 litros; **5.43** — 2,9 g; **5.44** — 1,8 g; **5.45** — 98 g de H_2SO_4 , 31,75 g de cobre; **5.46** — 3,9 g de benzeno; **5.47** — 13,2 g; **5.48** — 137,6 g de hexano; **5.49** — 13,24 g; **5.52** — 0,4 litros de CO_2 ; **5.53** — a) nitrato de chumbo, b) 10,83 g de nitrato de chumbo, c) 22,3 g de sulfato de chumbo; **5.54** — a) 80 litros de NH_3 , b) 30 litros de H_2 ; **5.55** — a) 360 litros de gás clorídrico, b) 450 litros de ar atmosférico; **5.61** — 75% de Ag, 25% de Cu; **5.62** — 2 g aprox.; **5.63** — 75% de PbSO_4 , 25% de NaCl; **5.64** — 74,8% de Au, 25,2% de Ag; **5.65** — 81% de Ag, 19% de Au; **5.66** — 65% de MgCO_3 , 35% de CaCO_3 ; **5.67** — 47,6% de Cu, 52,4% de Ag; **5.68** — 50% Pb, 50% Sn; **5.69** — 80% de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 20% $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; **5.70** — 63% CaCO_3 , 37% $\text{Ca}(\text{OH})_2$; **5.71** — 80% de Fe, 20% de Mg; **5.72** — 60,7% de Ag, 39,3% de Cu; **5.79** — 1,56 kg; **5.80** — 1 litro de SO_2 (óxido ácido); **5.81** — 1.540 litros; **5.82** — 6,15 litros de CO_2 ; **5.83** — a) CaO (óxido básico), CO_2 (óxido ácido), b) 274,4 g de CaO, c) 109,76 litros de CO_2 ; **5.84** — 2,8 kg; **5.85** — a) PbO (óxido anfótero) e SO_2 (óxido ácido), b) 4,7 kg aprox. de PbO, c) 468,6 litros de SO_2 ; **5.86** — a) ZnO (óxido anfótero), SO_2 (óxido ácido), b) 1 kg aprox. de ZnO e 152,25 litros de SO_2 ; **5.87** — 62,14% de Fe_3O_4 ; **5.88** — 0,87 g de MnO_2 ; **5.89** — 45,45%; **5.90** — 862,8 g; **5.91** — 0,6 kg aprox.; **5.100** — 133,16 litros; **5.101** — 7 litros aprox.; **5.102** — 65,25%; **5.103** — 135,04 g e 52 litros; **5.104** — 14,48 g; **5.105** — 6,24 g; **5.106** — 11,48 litros de CO_2 ; **5.107** — 105 litros de gás sulfídrico; **5.108** — 109,3 g de H_2SO_4 e 98,2 g de FeS; **5.109** — a) 6,72 litros, b) 21,9 g; **5.110** — 10,6 g; **5.111** — a) 62,3 g, 48,5 g; **5.112** — 1.071 kg; **5.113** — 209 kg; **5.114** — 3,33 kg de HNO_3 ; **5.115** — 1,5 t; **5.116** — 0,15 kg; **5.117** — 1,4 litros de H_2S ; **5.118** — a) 2,59 t, b) 1.408 frascos, c) siderurgia, d) preparação do sulfito ácido de cálcio, utilizado na fabricação do papel, a partir da pólp de madeira; **5.119** — 97,4%; **5.120** — a) ferro, b) 8,87 g de ferro, c) 0,48 litros de H_2 ; **5.121** — 9,73 cm^3 e 22,27 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; **5.127** — NaOH; **5.128** — 68%; **5.129** — 114,8 litros; **5.130** — 134,4 litros; **5.138** — 55,5 g de CaCl_2 ; **5.139** — 284 g; **5.140** — 19,64 g; **5.141** — 466,66 litros de $\text{CO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (v); **5.142** — 1.500 g de NaHCO_3 e 946 g aprox. de Na_2CO_3 ; **5.143** — 16 kg aprox. de CaF_2 ; **5.144** — 89,2% de CaCO_3 ; **5.145** — 17,58 g; **5.146**

— 5 g aprox. de PbCl_2 ; **5.147** — 245 g; **5.148** — 3,14 litros de N_2 e 9,42 litros de H_2O (v); **5.149** — a) 48,63 g e 15,34 litros, b) 60,78 g e 19,17 litros, c) 97,26 g e 30,68 litros; **5.150** — a) $\text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$; $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, b) 906 g, c) 24,5 litros de água; **5.151** — a) 69,6 litros de SO_2 ; b) 785,8 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; **5.158** — 14,48 litros; **5.159** — 96,19 g de dibromo 1-3 propano; 30,9 de zinco; **5.167** — 33,33 g e 46,66 litros de CH_4 ; **5.168** — 67,2 litros e 119,5 g; **5.169** — 150 g e 112 litros; **5.170** — 59,2 litros; **5.171** — 500 litros; **5.172** — 3.000 litros; **5.174** 3.360 litros; **5.175** — 3 hidroxilas; **5.176** — 234,4 g; **5.177** — 46 g; **5.178** — 5,946 kg; **5.179** — 164,8 g; **5.180** — 251,85 g; **5.181** — 6,8 g; **5.182** — 61,6 g; **5.183** — 350,5 g; **5.186** — 361 kg de sabão e 36,1 kg de glicerina; **5.187** — 51,58 g de propanona; **5.188** — 183,54 g; **5.189** — 3,2 kg aprox. o líquido obtido é o etanal; **5.190** — 24,9 g de propanona ou acetona; **5.191** — 12,25 cm^3 ; **5.192** — 73,17 g; **5.193** — 2,59 g de ácido oxálico; **5.194** — 43,09 g de iôdo (só reage com a trioleína); **5.195** — 28,2 g de ácido oléico, 38,4 g de ácido palmítico e 33,4 g de querosene; **5.196** — 110,7 kg; **5.197** — 0,029 g de uréia; **5.198** — 55,8 g de etilamina; **5.199** — 240 g de uréia, diamida carbônica, carbamida, **5.200** — 69,7 g de orto e para toluidina, 109,5 g de ferro.

CAPÍTULO 6

6.14 — 25 litros; **6.15** — a) 236,25 litros, b) 393,75 litros, c) 157,5 litros; **6.16** — 9 kg de enxôfre, 18 kg de SO_2 , 6,3 m^3 de SO_2 ; **6.17** — 28 litros; **6.18** — 0,7 g/cm^3 ; **6.19** — 5 litros de H_2O (v), 17,5 litros de O_2 ; **6.20** — a) 1.120 litros, b) 100 litros; **6.21** — 107,69 litros; **6.22** — 80 cm^3 de N_2 e 5 cm^3 de O_2 ; **6.23** — 37,5 cm^3 ; **6.24** — 892,85 g; **6.25** — 32 litros de N_2 ; **6.26** — 82 litros; **6.27** — 19% de CO_2 , 2% de CO , 1,5% de O_2 e 77,5% de N_2 ; **6.28** — 40% de C_3H_8 , 30% C_2H_4 , 20% H_2 e 10% de N_2 ; **6.29** — 38% de H_2 , 45% de CH_4 e 17% de N_2 ; **6.30** — C_4H_{10} (butano).

CAPÍTULO 7

7.33 — a) 1,44 g, b) 9,128 g, c) 8,69 g, d) 12,285 g, e) 1,11 g; **7.34** — 5 litros; **7.35** — 50,3 ml; **7.36** — 17,6 g; **7.37** — 41,6 g; **7.38** — 0,5N; **7.39** — 0,37 g; **7.40** — 2N; **7.41** — 5N; **7.42** — a) 3N, b) 1,5M; c) 1,5F; **7.43** — a) 1,6N, b) 0,8M, 200 g/l; **7.44** — a) 1,2N, b) 0,2M, c) 69 g/l, d) 6,9%; **7.45** — a) 0,6N, b) 0,2M, c) 2,67%; **7.46** — N/20; **7.47** — N/8; **7.48** — 150 ml; **7.49** — 150 cm^3 ; **7.50** — 100 ml; **7.51** — 51 ml de H_2O e 0,657 g de HCl; **7.52** — 1,2 g; **7.53** — 20 cm^3 ;

7.54 — 80 ml; 7.55 — a) 150 g de H_2O , b) 20 g de NaOH ; 7.56 — a) 25 g de H_2O , b) 25 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; 7.57 — 80 g; 7.58 — 54,6 g; 7.59 — 330 ml; 7.60 — 81 ml; 7.61 — 90,3 cm^3 (diluir até um litro); 7.62 — 76,77 cm^3 (diluir até um litro); 7.63 — adicionar 9 litros de água; 7.64 — 84 ml aprox.; 7.65 — 2,3N; 7.66 — 0,304N; 7.67 — N/3; 7.68 — 3,75N; 7.69 — 8,33 volumes; 7.70 — 1,12F aprox.; 7.71 — a) 3,22N, b) 114,31 g/l; 7.72 — 800 ml; 7.73 — 0,5N; 7.74 — 11,7N; 7.75 — 1,63N e 1,63M; 7.76 — a) 1,5N, b) 0,5M; 7.77 — 3,9 g; 7.78 — 152; 7.79 — 0,16 g; 7.80 — a) 16 g, b) 600 ml; 7.81 — a) nenhuma, b) a 2ª, c) 1,2N; 7.82 — 28,44 g; 7.83 — a) 0,025N; b) 0,0125M, c) 0,0125F, d) 2,5 g/l; 7.84 — 0,2N; 7.85 — 27 ml; 7.86 — 0,1N; 7.87 — 517,5 ml e 0,31N; 7.88 — $44,16 \times 10^{23}$ ions; 7.89 — 50%; 7.90 — a) 44% de NaCl e 56% de KCl ; b) 0,2N.

CAPÍTULO 8

8.39 — a) 0,12N, b) 200 ml; 8.40 — 4 cm^3 ; 8.41 — 94,5 g; 8.42 — 180 ml; 8.43 — 9,5 litros; 8.44 — a) 2,72N, b) 1,58 g; 8.45 — 16,75 ml; 8.46 — 90%; 8.47 — 89,6%; 8.48 — 74%; 8.49 — 95,2%; 8.50 — a) 1,6M b) 2,4M; 8.51 — 0,25N; 8.52 — 95,2ml; 8.53 — 2,1375g; 8.54 — 648 cm^3 ; 8.55 — HCl : 0,054N, H_3PO_4 : 0,0612N; 8.56 — a) 0,328 g de HCl e 0,294 g de H_3PO_4 , b) 16,4 g/l de HCl e 14,7 g/l de H_3PO_4 ; 8.57 — 4,3 g/l (nos três casos); 8.58 — 0,162N; 8.59 — HCl : 12,46 g/l e 0,341N, HNO_3 : 11,56 g/l e 0,184N; 8.60 — 60,16%; 8.61 — a) 9,80 g, b) 6,11 g de H_2SO_4 e 4,75 g de HNO_3 ; 8.62 — 20 mg de NaOH e 74 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 8.63 — 1,55 g de Pb ; 8.64 — 0,3 g; 8.65 — 0,15N; 8.66 — 2,38 g/l de MgO e 1,42 g/l de Mg ; 8.67 — 0,5 g/l de P e 1,16 g/l de P_2O_5 ; 8.68 — 20 cm^3 ; 8.69 — 2,135 litros; 8.70 — 8,5 litros; 8.71 — 3,4 litros; 8.72 — 38,2%; 8.73 — 171,72 cm^3 ; 8.74 — 5,3 g; 8.75 — 200 ml de H_2O ; 8.76 — 9,54 g/l e 0,18N; 8.77 — 0,16N; 8.78 — 5N; 8.79 — 81 ml; 8.80 — a) 0,8N, b) 0,4M, c) 0,4F, d) 42,4 g/l; 8.81 — 2,362 g; 8.82 — 132,5 g/l; 8.83 — 250 ml; 8.84 — 1,11; 8.85 — 44 mg e 22,4 ml; 8.86 — a) 2,65 g/l, b) 127,5 mg; 8.87 — 0,837N; 8.88 — 26,5 g; 8.89 — 41,7%; 8.90 — 60,8%; 8.91 — 84%; 8.92 — 87,84%; 8.93 — 32,7% de NaOH e 67,3% de Na_2CO_3 ; 8.94 — 11,8%; 8.95 — 71,62%; 8.96 — 7,95 g/l; e 2,10 g/l; 8.97 — 2N e 107 g/l; 8.98 — 7,14 g/l; 8.99 — 3,4 g/l; 8.100 — 9,72 ml; 8.101 — 12,92 mg; 8.102 — a) 0,575 g e b) 1,1025 g; 8.103 — 2,14 g/l; 8.104 — 0,2N; 8.105 — 0,8N; 8.106 — 99,4 cg/l ; 8.107 — 10,7625 g; 8.108 — 3,51 g/l; 8.109 — 80%; 8.110 — 11,21%; 8.111 — 5,55 cm^3 ; 8.112 — 0,6N e 13,32%; 8.113 — 0,3 g/l; 8.114 — 156,25 ml e 31,25 ml de H_2SO_4 ; 8.115 — a) 10,08 volumes; b) 3,06%; 8.116 — 11,29 cm^3 aprox.; 8.117 — 0,063%; 8.118 — 7,2 g de FeO ; 8.119 — a) sol.

Problemas e Exercícios de *Química*

Ensinar de forma prática e objetiva o estudante a resolver problemas e exercícios numéricos de Química Geral e Físico- Química – esse é o objetivo desse maravilhoso livro de autoria do professor Renato Garcia de Freitas, consagrado por inúmeras gerações de estudantes desde a década de 70.

Cada capítulo deste livro se inicia com um resumo teórico do tema abordado, sendo sucedido por uma preciosa lista de exercícios resolvidos e comentados que guiam o leitor através das mais variadas situações químicas relacionadas ao conteúdo do capítulo.

Ao final de cada capítulo, uma lista de exercícios correlatos avalia o aprendizado do estudante, que pode, a qualquer momento, recorrer aos exercícios resolvidos como ferramenta de apoio à resolução dos exercícios propostos. As respostas de todos os exercícios propostos são listadas ao final do livro.

Sabendo da importância dessa preciosa obra tanto para os vestibulandos da área de Saúde (Medicina e Odontologia) e IME ITA, quanto para os estudantes universitários dos cursos de Química, a editora VestSeller reeditou o presente livro com a certeza de estar cumprindo a sua função social bem definida desde a sua fundação: trazer de volta ao mercado editorial brasileiro os livros de melhor nível técnico em Matemática, Física e Química visando à melhoria do ensino de ciências exatas no Brasil.

O Autor



www.vestseller.com.br