

Química 2
Química Geral 2

Pré-Vestibular

Teoria e Exercícios Propostos



www.editora.coc.com.br

Editora COC – Empreendimentos Culturais Ltda.
R. Deolinda, 70, esq. com a Av. Franc. Junqueira
Tel.: (16) 3603.9500 – CEP 14091-018
Jardim Macedo – Ribeirão Preto – SP



Capítulo 01. Propriedades da Matéria

1. Propriedades Gerais, Funcionais e Específicas	9
1.1. Matéria, Corpo e Objeto	9
1.2. Propriedades da Matéria	9
1.3. Estados Físicos da Matéria	10
1.4. Mudanças de Estado	10
1.5. Densidade	10
2. Substância	10
2.1. Substância Pura	11
2.2. Mistura	11
2.3. Tipos de Misturas	12
3. Sistemas	13
4. Fenômenos	13
4.1. Fenômeno Físico	13
4.2. Fenômeno Químico	13
5. Separação de Misturas Heterogêneas	13
5.1. Sifonação	13
5.2. Flotação	14
5.3. Levigação	14
5.4. Filtração Simples	14
5.5. Filtração à Pressão Reduzida ou Filtração a Vácuo	15
5.6. Dissolução Fracionada	15
5.7. Separação Magnética	15
5.8. Decantação	15
6. Separação de Misturas Homogêneas	16
6.1. Destilação	16
6.2. Extração	17
7. Constituição da Matéria	17
7.1. Modelo de Dalton	17
7.2. Alotropia	18
7.3. Balanceamento das Equações: Método das Tentativas	19

Capítulo 02. Teoria Atômico-Molecular

1. Massa Atômica	20
1.1. Introdução	20
1.2. Importância	20
1.3. Unidade de Massa Atômica	20
1.4. Massa Atômica (MA)	21
1.5. Massa Atômica de um Elemento	21
2. Massa Molecular	21

Índice.química 2

3. Constante de Avogadro (N)	22
4. Conceito de Mol	22
5. Massa Molar	22
5.1. Massa Molar de um Elemento	22
5.2. Massa Molar de uma Substância	22
5.3. Massa Molar de um Íon	23
5.4. Quantidade de Matéria ou Quantidade em Mols (n)	23

Capítulo 03. Gases

1. Transformações Gasosas	24
1.1. Introdução	24
1.2. Leis Físicas dos Gases	24
1.3. Gás Perfeito ou Ideal	26
1.4. Gás Real	26
2. Equação Geral dos Gases	26
3. Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP, CN ou TPN)	26
4. Lei de Avogadro	26
5. Volume Molar	26
6. Equação de Clapeyron	27
7. Densidade dos Gases	27
7.1. Densidade Absoluta	27
7.2. Densidade Relativa	28
8. Mistura Gasosa	28
8.1. Equação de Estado	28
8.2. Equação Geral	28
8.3. Pressão Parcial	29

Capítulo 04. Leis Ponderais

1. Lei de Lavoisier (Lei da Conservação das Massas)	30
2. Lei de Proust (Lei das Proporções Fixas ou Definidas)	30

Capítulo 05. Determinação de Fórmulas

1. Introdução	32
2. Fórmula Percentual ou Composição Centesimal	32
3. Fórmula Mínima, Empírica ou Estequiométrica	33
4. Fórmula Molecular	34

índice.química 2

Capítulo 06. Estequiometria

1. Conceito	35
2. Importância	35
3. Revendo Conceitos sobre Relações Básicas	35
4. Condução de Resolução	35
5. Tipos de Cálculos Estequiométricos	37

Capítulo 07. Química Descritiva

1. Constituição da Terra	39
1.1. Atmosfera	39
1.2. Hidrosfera	40
1.3. Litosfera	40
2. Substâncias Simples e Compostas Importantes	42
2.1. Halogênios	42
2.2. Hidrogênio (H_2)	43
2.3. Oxigênio (O_2)	44
2.4. Nitrogênio (N_2)	44
2.5. Amônia ou Gás Amoníaco (NH_3)	44
2.6. Ácido Nítrico (HNO_3)	45
2.7. Enxofre	45
2.8. Ácido Sulfúrico (H_2SO_4)	45
2.9. Alumínio (Al)	46
2.10. Ferro (Fe)	46
2.11. Cobre (Cu)	47

Exercícios Propostos	49
-----------------------------------	-----------



Capítulo 01. Propriedades da Matéria

1. Propriedades Gerais, Funcionais e Específicas

A Química é a ciência que estuda a constituição da matéria, sua estrutura interna, as relações entre os diversos tipos de materiais encontrados na natureza, além de determinar suas propriedades, sejam elas físicas – como, por exemplo, cor, ponto de fusão, densidade, etc. – ou químicas, que são as transformações de uma substância em outra.

1.1. Matéria, Corpo e Objeto

Chamamos **matéria** a tudo que tem massa, ocupa lugar no espaço e pode, portanto, de alguma forma, ser medido. Por exemplo: madeira, alumínio, ferro, ar, etc.

Corpo é uma porção limitada da matéria e **objeto** é um corpo fabricado para um determinado fim.

Resumindo, podemos dizer que o ferro é matéria, uma barra de ferro é um corpo e um portão de ferro é um objeto.

1.2. Propriedades da Matéria

A matéria apresenta várias propriedades que são classificadas em gerais, funcionais e específicas.

I. Propriedades Gerais da Matéria

São comuns a toda e qualquer espécie de matéria, independentemente da substância de que ela é feita. As principais são: massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade e elasticidade.

- **Massa**

Todos os corpos possuem massa.

- **Extensão**

Todos os corpos ocupam lugar no espaço.

- **Impenetrabilidade**

Dois corpos não ocupam, ao mesmo tempo, um mesmo lugar no espaço.

- **Divisibilidade**

Os corpos podem ser divididos em partes cada vez menores.

- **Compressibilidade**

Os corpos possuem a propriedade de poder diminuir de tamanho, sob a ação de forças externas.

- **Elasticidade**

Os corpos possuem a propriedade de voltar à forma e volume originais, cessada a causa que os deformou.

II. Propriedades Funcionais da Matéria

São propriedades observadas somente em determinados grupos de matéria. Esses grupos são chamados funções químicas, e as principais são: ácidos, bases, sais e óxidos que serão estudados oportunamente.

III. Propriedades Específicas da Matéria

São propriedades que permitem identificar uma determinada espécie de matéria. Dentre as propriedades específicas, podemos citar:

- **Propriedades físicas:** ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade.

- **Propriedades organolépticas:** odor, sabor.

- **Propriedades químicas:** reações químicas.

1.3. Estados Físicos da Matéria

I. Estado Sólido

As substâncias apresentam formas definidas e seu volume não varia de forma considerável com variações de temperatura e pressão.

As partículas que constituem o sólido encontram-se ligadas uma às outras de modo que não podem movimentar-se livremente.

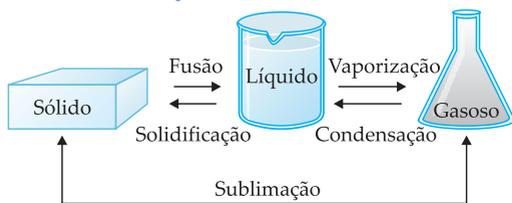
II. Estado Líquido

As partículas que constituem o estado líquido não estão unidas fortemente, visto que deslizam umas sobre as outras, adaptando-se à forma do recipiente que as contém, mas estas forças de atração entre as partículas são suficientemente fortes para que não ocorra variação no volume e as partículas dificilmente podem ser comprimidas.

III. Estado Gasoso

As substâncias apresentam densidade menor que a dos sólidos e líquidos, ocupam todo o volume do recipiente que as contém, podem expandir-se indefinidamente e são comprimidas com grande facilidade. Este comportamento pode ser explicado pelas forças de atração entre as partículas muito fracas as quais possuem, portanto, alta mobilidade.

1.4. Mudanças de Estado



Fusão: passagem do estado sólido para o líquido.

Solidificação: passagem do estado líquido para o sólido.

Ponto de Fusão: é a temperatura constante na qual um sólido se transforma num líquido.

Os pontos de fusão e solidificação ocorrem numa mesma temperatura.

Vaporização: é a passagem do estado líquido para o estado gasoso. A vaporização pode ocorrer de três formas: evaporação, calefação e ebulição.

Condensação: é a passagem do estado gasoso para o estado líquido. A condensação de um gás para o estado líquido é denominada de liquefação.

Ponto de Ebulição: é a temperatura constante na qual um líquido passa para o estado gasoso.

Sublimação: é a passagem do estado sólido diretamente para o estado gasoso.

1.5. Densidade

É a relação entre massa (em gramas) de uma amostra de matéria e o volume (geralmente em cm^3) ocupado por esta amostra.

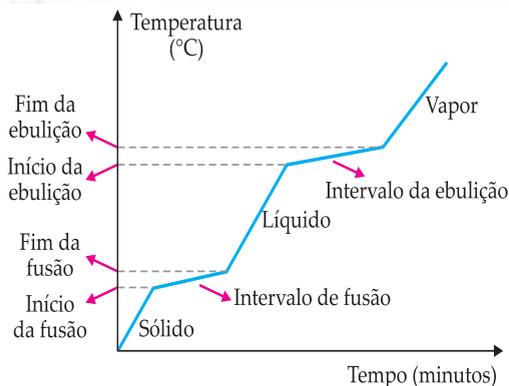
$$d = \frac{m}{V}$$

d = densidade (g/cm^3)
 m = massa (g)
 V = volume (cm^3)

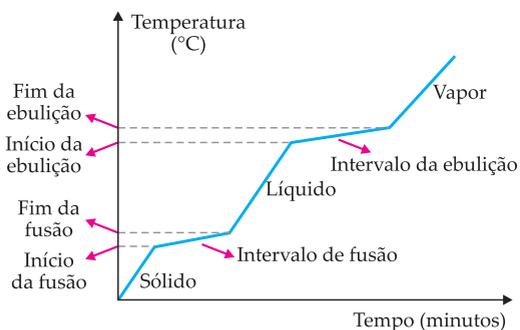
2. Substância

Quando dizemos que um material é mais denso que o outro, significa que, comparando-se volumes iguais de ambos, o mais denso é o que possui maior massa.

Vamos acompanhar as mudanças de estado de um cubo de gelo formado por água pura. Inicialmente, notamos que sua temperatura está abaixo de 0°C . Em seguida, aquecemos o recipiente, e o gelo começa a absorver calor até que sua temperatura atinja 0°C , momento no qual começa a fusão se o experimento estiver sendo realizado ao nível do mar. Observando o termômetro, notamos que a temperatura permanece 0°C até o término da fusão. Quando não há mais fase sólida, a temperatura volta a subir e, quando atinge 100°C , o líquido começa a ferver. Durante a ebulição, realizada ao nível do mar (à pressão de 1 atm), a temperatura permanece em 100°C , só voltando a subir quando não houver mais fase líquida.



Vamos agora fazer a mesma experiência utilizando uma amostra de ouro e cobre inicialmente no estado sólido. Ao acompanharmos suas mudanças de estado, notamos que **durante** a fusão e a ebulição a temperatura **não permanece constante**. Não há, portanto, ponto de fusão e ponto de ebulição e sim intervalo de fusão e intervalo de ebulição.



Através destas observações experimentais, podemos dizer que o gelo é **substância pura**, e a liga ouro/cobre é **mistura**.

2.1. Substância Pura

É todo tipo de matéria cuja fusão e ebulição ocorrem em temperaturas constantes. Elas possuem propriedades específicas bem definidas, como, por exemplo, cor, cheiro, estado físico, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc., e composição química constante.

Exemplo: água, ferro, alumínio, etanol, etc.

2.2. Mistura

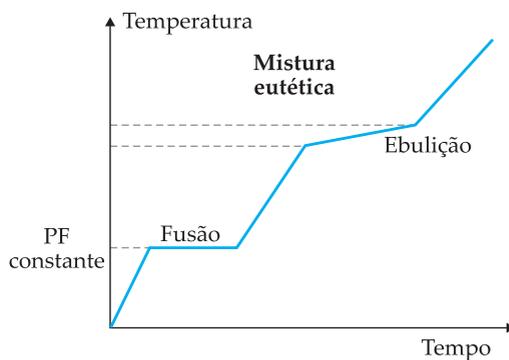
É todo tipo de matéria cuja fusão e/ou ebulição **não** ocorrem em temperaturas constantes. A temperatura varia durante a fusão ou durante a ebulição, ou durante ambas. As misturas não possuem ponto de fusão e ponto de ebulição, e sim intervalo de fusão e intervalo de ebulição. A composição é variável.

Observação – Existem misturas que, durante uma das mudanças de estado, se comportam como **substâncias puras**. São elas as misturas eutéicas e azeotrópicas.

I. Mistura Eutéica

É a mistura que apresenta ponto de fusão.

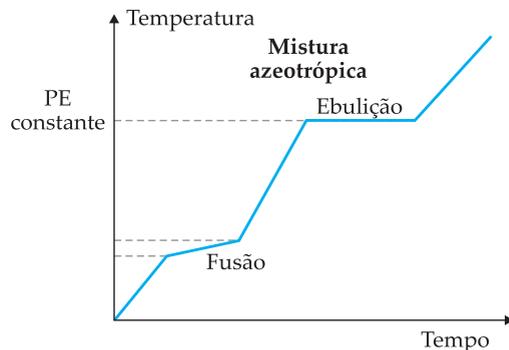
Exemplo: algumas ligas metálicas, dentre elas a solda usada em eletrônica (37% de chumbo e 63% de estanho).



II. Mistura Azeotrópica

É a mistura que apresenta ponto de ebulição.

Exemplo: água e álcool na proporção de 4% de água e 96% de álcool.



Comparando substância pura e mistura, encontramos:

	Substância pura	Mistura	Mistura eutética	Mistura azeotrópica
Exemplo	Água	Água e sal	Solda	Álcool 96%
Temperatura durante a fusão	Constante	Varia	Constante	Varia
Temperatura durante a ebulição	Constante	Varia	Varia	Constante

2.3. Tipos de Misturas

As misturas são classificadas em homogêneas e heterogêneas.

I. Misturas Homogêneas (soluções)

São misturas que se apresentam como um todo uniforme. Elas apresentam as mesmas propriedades físicas e a mesma composição química em toda sua extensão. Apresentam um aspecto único (uma única fase).

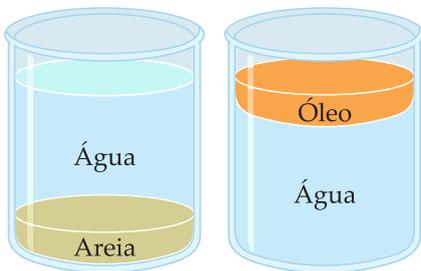
Exemplo: água e álcool, ar atmosférico filtrado, ouro 18 quilates (75% ouro; 12,5% cobre e 12,5% prata).



II. Misturas Heterogêneas

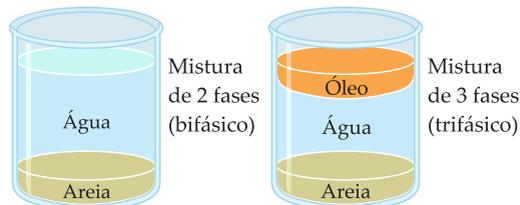
São misturas que não apresentam as mesmas propriedades em toda sua extensão. Apresentam mais de uma fase.

Exemplo: água e areia, água e óleo, granito, etc.



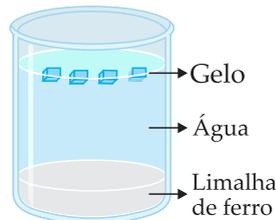
Observações:

A existência de superfície de separação indica mudança de propriedades e isto implica mudança de fase.



Importante notarmos que, em uma mistura, o número de fases não é necessariamente igual ao número de componentes.

Exemplo: água líquida, gelo e limalha de ferro.



Sistema trifásico constituído por dois componentes

Fase: corresponde a cada porção uniforme de uma matéria.

Componente: corresponde a cada substância que participa da mistura.

Mistura de dois ou mais sólidos será sempre heterogênea e cada sólido corresponde a uma fase.

Exemplos

Sal e serragem: 2 componentes e 2 fases.

Granito: 3 componentes (mica, feldspato e quartzo) e 3 fases.

Mistura de dois ou mais gases será sempre homogênea.



3. Sistemas

Qualquer substância pura ou mistura a ser estudada é denominada de sistema.

Os sistemas podem ser classificados em:

homogêneos {
– substância pura
– mistura homogênea

heterogêneos {
– substância pura em
mudança de fase
– mistura heterogênea

Exemplos

- 1º) O sistema água é substância pura, pois possui PF e PE. É homogêneo, pois apresenta as mesmas propriedades em toda sua extensão.
- 2º) O sistema água + sal dissolvido é mistura, pois a temperatura varia durante a fusão e a ebulição. É homogêneo, pois apresenta as mesmas propriedades em toda sua extensão.
- 3º) O sistema água + gelo é substância pura, porém é heterogêneo, já que gelo e água possuem superfície de separação, o que indica mudança de fase.
- 4º) O sistema água + óleo é mistura, sendo heterogênea devido à mudança de propriedades.

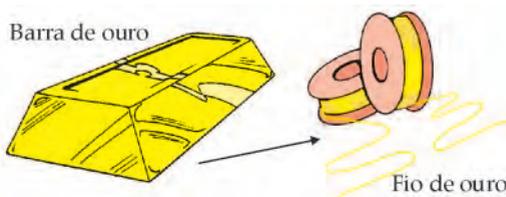
4. Fenômenos

Chamamos fenômeno a toda alteração sofrida por um sistema (que é uma porção do universo limitada para o estudo). Os fenômenos podem ser:

4.1. Fenômeno Físico

É a transformação que não altera a identidade química da substância (ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc.).

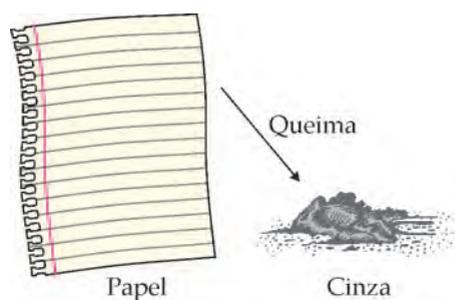
Exemplo



4.2. Fenômeno Químico

É a transformação que altera a identidade química das substâncias. São as chamadas reações químicas.

Exemplo

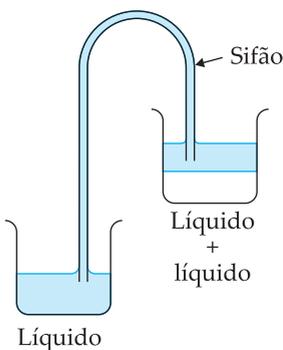
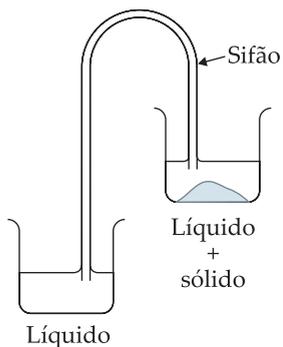


5. Separação de Misturas Heterogêneas

Para a separação de misturas heterogêneas, utilizamos processos mecânicos. Normalmente, esses processos não exigem mudança de estado físico.

5.1. Sifonação

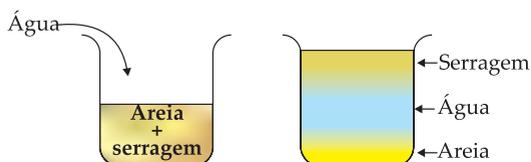
É um processo usado para separar as fases da mistura heterogênea sólido/líquido e líquido/líquido.



5.2. Flotação

É um processo usado para separar as fases da mistura entre dois sólidos.

Consiste em adicionar à mistura a ser desdobrada um líquido que não reaja e não dissolva nenhum dos componentes e que tenha densidade intermediária à dos mesmos. A fase de menor densidade flutua e a de maior densidade sedimenta.



5.3. Levigação

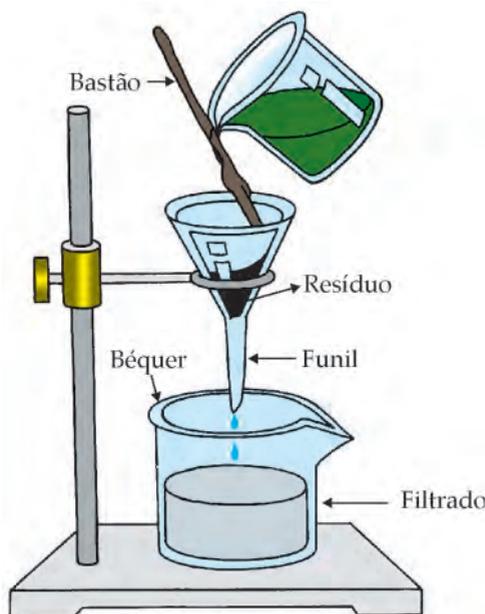
É um processo usado para separar as fases da mistura entre dois sólidos. É utilizado quando os componentes da mistura apresentam densidades diferentes, sendo que o de menor densidade é arrastado por uma corrente de líquido. É utilizado pelos garimpeiros para separar o ouro do cascalho.

5.4. Filtração Simples

É o processo de separação das fases de uma mistura heterogênea (sólido-líquido ou sólido-gasoso) por meio de uma superfície porosa denominada filtro. Este retém a fase sólida em sua superfície, permitindo somente a passagem da fase líquida ou gasosa.

1º Exemplo: água e areia.

A areia fica retida no papel de filtro e é denominada **resíduo**. A água que atravessa o filtro é o **filtrado**.



2º Exemplo: sólido e gás.

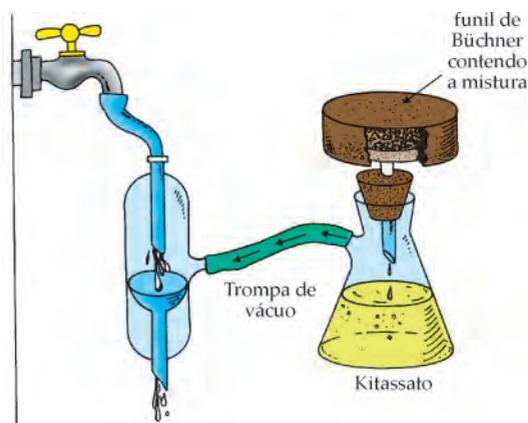
A mistura é lançada sobre um filtro, o qual permite somente a passagem do componente gasoso.





5.5 Filtração à Pressão Reduzida ou Filtração a Vácuo

É utilizada para acelerar o processo de filtração quando a mistura sólido-líquida é muito pastosa (como é o caso da mistura água e farinha de trigo) ou quando o líquido tem alta viscosidade.



A trompa d'água produz rarefação do ar no interior do kitassato, fazendo com que o líquido do funil de Büchner seja sugado, atravessando rapidamente o papel de filtro, acelerando assim a filtração.

5.6. Dissolução Fracionada

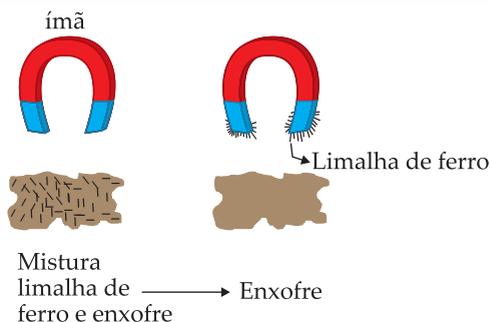
É um processo utilizado para separar dois ou mais sólidos. Consiste em tratar a mistura com um solvente que dissolva apenas um dos componentes. Em seguida filtra-se e, por evaporação do solvente, recupera-se o componente sólido dissolvido.

Exemplo: sal e areia

5.7. Separação Magnética

É o processo utilizado para separar misturas sólido-sólido, quando um dos componentes é atraído por um ímã.

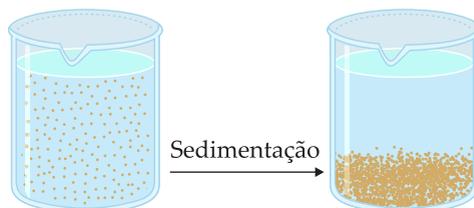
Exemplo: mistura de limalha de ferro e enxofre.



5.8. Decantação

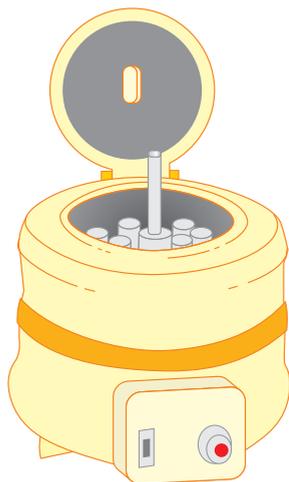
É o processo usado para separar as fases de misturas heterogêneas constituídas por um sólido e um líquido, por líquidos imiscíveis (não se misturam) ou por sólido em um gás.

Exemplo 1: mistura água/areia



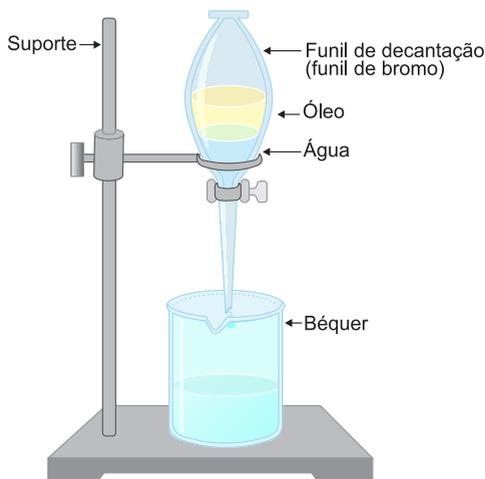
Ao deixarmos a mistura heterogênea sólido-líquido em repouso, lentamente o componente sólido (mais denso), pela ação da gravidade, deposita-se no fundo do frasco, ocorrendo a sedimentação. Quando a sedimentação do componente sólido for completa, inclina-se o recipiente para escoar a fase líquida (decantação).





Podemos acelerar a sedimentação fazendo uso de uma centrífuga (figura anterior). Em laboratórios clínicos, a parte sólida do sangue (hemácias, plaquetas e glóbulos brancos) é separada da parte líquida (soro ou plasma) através de centrífugas. Nela, o sangue gira em alta velocidade e o material mais denso se deposita rapidamente.

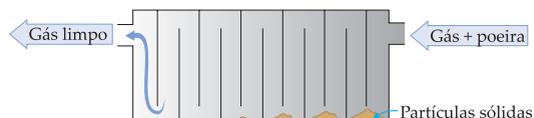
Exemplo 2: água e óleo



Para separar (decantar) dois ou mais líquidos imiscíveis de densidades diferentes, utilizamos o funil de decantação ou funil de bromo, ou ainda funil de separação (figura anterior).

A mistura é deixada em repouso dentro do funil. O líquido mais denso fica embaixo. Em seguida abrimos a torneira, deixando escoar o líquido de maior densidade. Quando a superfície de separação atinge a torneira, esta é fechada, separando assim as duas fases.

Exemplo 3: gás + poeira



Câmara de poeira

Corresponde a um sistema com duas aberturas onde a mistura é introduzida num sistema em zigue-zague, onde as partículas sólidas ao encontrarem os obstáculos perdem velocidade depositando-se no fundo do recipiente.

6. Separação de Misturas Homogêneas

Para a separação de misturas homogêneas, utilizamos processos físicos. É necessária a mudança de estado, para que ocorra a separação dos componentes da mistura.

6.1. Destilação

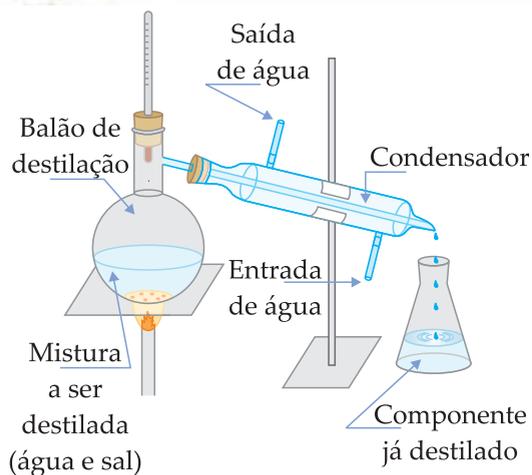
É o método de separação dos componentes de uma mistura homogênea, constituída por sólido e líquido, líquido e líquido, gás e gás.

1. Destilação Simples

É utilizada para separar os componentes de uma mistura homogênea constituída de um sólido e um líquido.

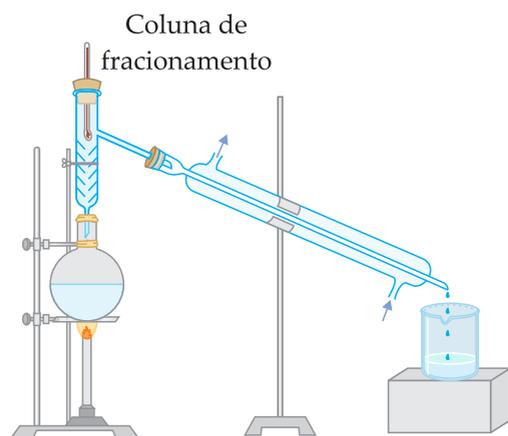
Exemplo: água e sal

A solução entra em ebulição no balão, mas somente o líquido vaporiza-se e caminha pelo condensador. Ao entrar em contato com as paredes frias, condensa-se, voltando ao estado líquido (figura seguinte).



II. Destilação Fracionada

É utilizada para separar os componentes de uma mistura homogênea constituída por dois ou mais líquidos. Por aquecimento da solução, os líquidos vão se destilando à medida que se vaporizam. Quanto maior for a diferença entre os pontos de ebulição dos componentes, mais fácil será sua separação. Para aumentarmos o grau de pureza do destilado, utilizamos a coluna de fracionamento. No topo da coluna sai o líquido mais volátil (menor ponto de ebulição) com alto grau de pureza.



Observação – Para separarmos os componentes do ar atmosférico, liquefazemos a mistura gasosa (por diminuição da temperatura e aumento da pressão) e, em seguida, destilamo-la. O componente de menor ponto de ebulição será destilado em primeiro lugar.

6.2. Extração

É utilizada para separar os componentes de uma mistura homogênea ou heterogênea. A separação ocorre em função da diferença de solubilidade, em um determinado líquido, dos componentes da mistura. É utilizada para a extração da clorofila nos vegetais, para separar substâncias oleosas na indústria de perfumes (extração de essências).

7. Constituição da Matéria

A curiosidade do homem em relação à constituição da matéria é bastante antiga. Alguns filósofos gregos já achavam, há séculos, que a matéria poderia ser dividida em pedaços cada vez menores, até que se atingisse uma partícula extremamente pequena que não poderia mais ser dividida. A estas partículas eles deram o nome de átomos (a = não; tomo = parte). Porém, foi só no final do século XVIII e começo do século XIX, que os cientistas passaram a aceitar definitivamente a existência do átomo.

7.1. Modelo de Dalton

Em 1808, John Dalton imaginou a seguinte hipótese, que, mais tarde, foi chamada de Teoria Atômica de Dalton.

I) Todo tipo de matéria é formado por partículas extremamente pequenas chamadas átomos. Estes átomos não podem ser divididos e nem transformados em outros átomos.

II) Elemento químico é um conjunto de átomos quimicamente iguais (possuem a mesma identidade química) e, portanto, átomos de um mesmo elemento químico possuem a mesma massa, o mesmo tamanho e as mesmas propriedades. Átomos de elementos químicos diferentes possuem propriedades, massas e tamanhos diferentes.

Cada elemento químico recebe um nome e um símbolo, que é formado pela letra inicial (de fôrma e maiúscula) de seu nome. No caso de elementos com a mesma inicial acrescenta-se uma segunda letra, minúscula. O símbolo é usado universalmente, o que facilita enormemente a comunicação entre os cientistas. O nome não é universal.

Existem atualmente cerca de 109 elementos químicos diferentes que, combinados entre si, são responsáveis pela grande variedade de materiais encontrados. Veja alguns exemplos de elementos a seguir:

Elemento	Símbolo
Carbono	C
Cálcio	Ca
Césio	Cs
Prata (<i>Argentum</i>)	Ag
Chumbo (<i>Plumbum</i>)	Pb
Potássio (<i>Kalium</i>)	K

Através do modelo de Dalton podemos entender por que uma substância pura pode ser **simples** ou **composta**.

Exemplo 1: a substância pura hidrogênio. O fato de uma substância pura apresentar

as mesmas propriedades, em toda a sua extensão, sugere que ela seja constituída de unidades estruturais iguais. Esta unidade estrutural básica que identifica uma substância é a **molécula**.

No caso do hidrogênio, ele é constituído de moléculas H_2 . É impossível decompor a substância hidrogênio em substâncias mais simples, daí podemos chamá-la pura simples.

Exemplo 2: a substância pura água.

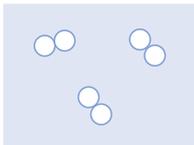
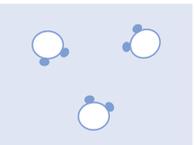
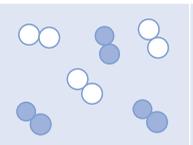
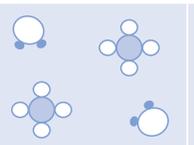
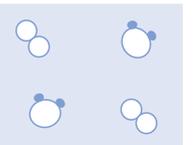
A água, representada por moléculas do tipo H_2O , que se retém em toda a sua extensão, justifica assim o fato de possuir as mesmas propriedades conforme verificado experimentalmente.

Porém, quando submetida à eletrólise, a água pode ser decomposta em hidrogênio, (H_2) e oxigênio (O_2) e, por esta razão, é uma substância pura composta ou um composto. Um composto é constituído pela combinação de dois ou mais elementos químicos.

Compostos podem ser identificados por nomes e fórmulas.

Conclusão: quando a matéria é formada por átomos de um único elemento químico, temos a substância simples (H_2 , O_3 , N_2 , etc.). Quando a matéria é formada por átomos de dois ou mais elementos químicos, temos a substância composta, ou, simplesmente, composto químico (SO_2 , Na_2CO_3 , H_2O , etc.).

Exemplo

				
Substância pura simples (elemento químico: PE, PE e densidade constantes)	Substância pura composta (composto químico: PF, PE e densidade constantes)	Mistura de substâncias simples (PF, PE e densidade variam)	Mistura de substâncias compostas (PF, PE e densidade variam)	Mistura de substâncias simples e compostas (PF, PE e densidade variam)

7.2. Alotropia

É a propriedade que alguns elementos possuem de formar substâncias simples diferentes.

Constituem exemplos de elementos que apresentam variedades alotrópicas: o carbono, oxigênio, fósforo e enxofre.

Alótropos possuem propriedades químicas iguais, ou seja, reagem da mesma forma. Já as propriedades físicas dos alótropos são diferentes.



As variedades alotrópicas podem diferir umas das outras em relação à atonicidade (número de átomos que formam a molécula) ou quanto à organização de átomos na estrutura (arranjo cristalino).

a) Carbono

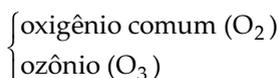


n = número muito grande e indeterminado.

A diferença entre C_{gr} e C_d está no arranjo cristalino.

O C_{gr} é menos energético que o C_d , logo, é mais estável.

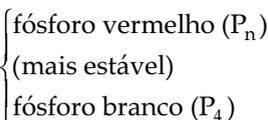
b) Oxigênio



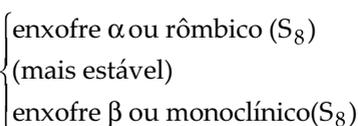
A diferença entre O_2 e O_3 está na atonicidade.

O_2 é menos energético que O_3 , logo, é mais estável.

c) Fósforo



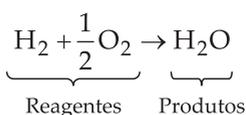
d) Enxofre



7.3. Balanceamento das Equações: Método das Tentativas

I. Equação Química

É a maneira utilizada para representarmos a reação química. Usamos símbolos e fórmulas:



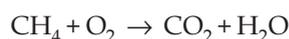
Numa reação química, o total de átomos do lado do reagente é igual ao total do lado do produto.

II. Balanceamento das Equações

Acertar os coeficientes ou balancear uma equação química significa igualar os átomos que se encontram nos reagentes com os átomos que se encontram nos produtos.

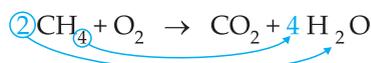
Vamos discutir um primeiro método chamado de direto ou “por tentativas” e, mais tarde, discutiremos o método da oxirredução.

Consideremos a seguinte equação:



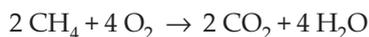
Para iniciarmos o balanceamento, devemos procurar o elemento que se encontra uma única vez nos reagentes e produtos (carbono e hidrogênio).

Selecionar o elemento que possui maior índice (hidrogênio)

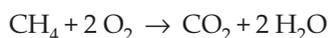


O índice do elemento do reagente torna-se coeficiente da substância em que se encontra esse mesmo elemento nos produtos e vice-versa.

Prosseguir o balanceamento, igualando as quantidades dos demais elementos.



Se necessário, simplifique os coeficientes, exprimindo com os menores números inteiros possíveis.



Capítulo 02. Teoria Atômico-Molecular

1. Massa Atômica

1.1. Introdução

As grandezas utilizadas pelos químicos relacionam as quantidades ou substâncias expressas em massa, volume, número de átomos, número de moléculas, número de íons e, principalmente, quantidades expressas em mols que, atualmente, são as de maior importância na Química moderna.

1.2. Importância

A importância das grandezas químicas é determinar na prática a quantidade das substâncias químicas envolvidas em uma reação química.

1.3. Unidade de Massa Atômica

A medida de uma grandeza é feita por comparação com uma grandeza padrão convenientemente escolhida. Desta forma, a medida de massa de um corpo é feita comparando-se a massa de um determinado corpo com a massa de um padrão adequadamente escolhido.

Para medir a massa do seu corpo, utiliza-se o quilograma (kg). Por exemplo, se você diz pesar 65 kg, isto significa que você é 65 vezes mais pesado que a unidade escolhida (1 kg).

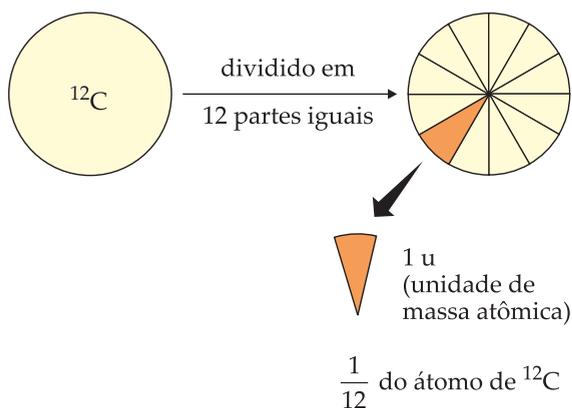
O quilograma (kg) é uma unidade prática, mas nem sempre é adequada para uma determinada situação, como para indicar a massa de um grão de areia, em que o padrão conveniente seria o miligrama (mg), ou mesmo de um navio, em que a tonelada (ton) seria o padrão mais adequado; mas nenhum desses padrões citados seria utilizado para medir a massa de um átomo.

Átomos individuais são muito pequenos para serem vistos e muito menos pesados. Porém, é possível determinar as massas relativas de átomos diferentes, quer dizer, podemos determinar a massa de um átomo comparando com um átomo de outro elemento utilizado como padrão.

Em 1961, na Conferência da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), adotou-se como padrão de massas atômicas o isótopo 12 do elemento carbono (^{12}C), ao qual se convencionou atribuir o valor exato de 12 unidades de massa atômica.

Uma unidade de massa atômica (1 u) corresponde desta forma a $\frac{1}{12}$ de massa de um átomo de isótopo 12 do carbono.

Portanto:



O valor de 1 u é de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, o que corresponde aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron.



1.4. Massa Atômica (MA)

Massa atômica é o número que indica quantas vezes a massa de um átomo de um determinado elemento é mais pesada que 1u,

ou seja, $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

Comparando-se a massa de um átomo de um determinado elemento com a unidade de massa atômica (1u), obtém-se a massa desse átomo.

Exemplo

Quando dizemos que a massa atômica do átomo de ^{32}S é igual a 32 u, concluímos que:

– a massa atômica de um átomo de ^{32}S é igual a 32 u;

– a massa atômica de um átomo de ^{32}S é igual a 32 vezes a massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de C-12.

– a massa de um átomo de ^{32}S é igual a 2,7 vezes a massa de um átomo de C-12.

1.5. Massa Atômica de um Elemento

A maioria dos elementos apresenta isótopos. O cloro, por exemplo, é constituído por uma mistura de 2 isótopos de massas atômicas, respectivamente, 35 e 37.

	Ocorrência
Elemento cloro	$\left\{ \begin{array}{l} ^{35}_{17}\text{Cl} \rightarrow 75\% \\ ^{37}_{17}\text{Cl} \rightarrow 25\% \end{array} \right.$

A massa atômica do cloro é dada pela média ponderada das massas isotópicas:

$$MA_{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35,50 \text{ u}$$

Portanto:

Massa atômica de um elemento é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais desse elemento.

Sendo assim, a massa atômica de um elemento hipotético A, constituído dos isótopos naturais A_1, A_2, \dots, A_n , pode ser calculada por:

$$MA_A = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots + A_n \cdot \%_n}{100}$$

Exemplo

Quando dizemos que a massa atômica do elemento cloro é 35,5 u, concluímos que:

– cada átomo do elemento cloro pesa em média 35,5 u;

– cada átomo do elemento cloro pesa em média 35,5 vezes mais que $\frac{1}{12}$ da massa do C-12.

2. Massa Molecular

Os átomos reúnem-se para formar moléculas. A massa dessas moléculas é a soma das massas atômicas dos átomos constituintes.

Como essas moléculas são formadas por um grupo de átomos ligados entre si, o padrão usado como base para relacionar as massas dessas moléculas é o mesmo usado para os átomos: a unidade de massa atômica (u).

Portanto:

Massa Molecular é a soma das massas atômicas dos átomos que constituem a molécula.

ou ainda...

Massa Molecular é o número que indica quantas vezes a massa de uma molécula é mais pesada que 1 u, ou seja, $\frac{1}{12}$ do átomo de C-12.

Exemplo

Quando dizemos que a massa molecular da água H_2O é 18 u, concluímos que:

- a massa de uma molécula H_2O é igual a 18 u;
- a massa de uma molécula H_2O é 18 vezes mais pesada que $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono-12;
- a massa de uma molécula de água é 1,5 vezes mais pesada que um átomo de C-12.

Observação – Os compostos iônicos são denominados de massa-fórmula.

Por exemplo: $\text{NaCl} \Rightarrow \text{MF} = 58,5 \text{ u}$

Por comodidade, utilizamos massa molecular tanto para os compostos moleculares como para os iônicos.

3. Constante de Avogadro (N)

Sejam as seguintes amostras: 12 g de carbono, 27 g de alumínio e 40 g de cálcio. Experimentalmente verifica-se que o número de átomos N, existentes em cada uma das amostras, é o mesmo, embora elas possuam massas diferentes. Porém, quantos átomos existem em cada uma dessas amostras? Várias experiências foram realizadas para determinar esse número conhecido como número de Avogadro (N) e o valor encontrado é igual a:

$$6,02 \cdot 10^{23}$$

Assim, o número de Avogadro é o número de átomos em x gramas de qualquer elemento, sendo x a massa atômica do elemento, portanto existem:

- $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C em 12 g de C ($\text{MA}_\text{C} = 12 \text{ u}$)
- $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Al em 27 g de Al ($\text{MA}_\text{Al} = 27 \text{ u}$)
- $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca em 40 g de Ca ($\text{MA}_\text{Ca} = 40 \text{ u}$)

4. Conceito de Mol

Segundo a União Internacional da Química Pura e Aplicada (IUPAC), **mol** é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de carbono-12 contidos em 0,012 kg do C-12.

Constante de Avogadro é o número de átomos de C-12 contidos em 0,012 kg de C-12 e seu valor é $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Portanto:

Mol é uma quantidade de $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas quaisquer.

Sendo que, por exemplo:

- 1 mol de laranjas contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ laranjas.
- 1 mol de moedas contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moedas.
- 1 mol de átomos contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.
- 1 mol de moléculas contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- 1 mol de íons contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ íons.
- 1 mol de elétrons contém $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons, etc.

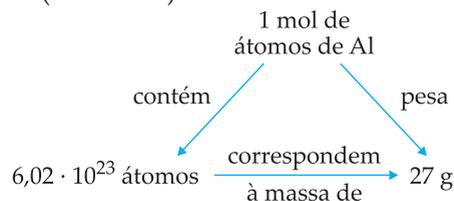
5. Massa Molar

5.1. Massa Molar de um Elemento

A massa molar de um elemento é a massa em gramas de 1 mol de átomos, ou seja, $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos desse elemento. A massa molar de um elemento é numericamente igual à sua massa atômica expressa em gramas.

Exemplo

Al ($\text{MA} = 27 \text{ u}$)

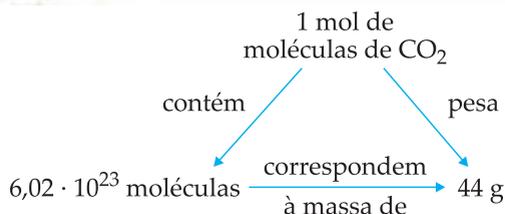


5.2. Massa Molar de uma Substância

A massa molar de uma substância é a massa em gramas de 1 mol de moléculas da referida substância. A massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular expressa em gramas.

Exemplos

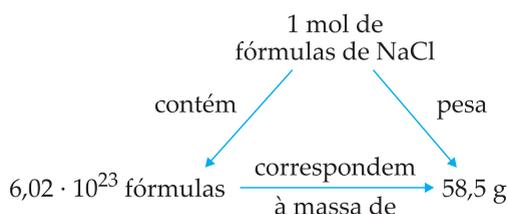
- a) CO_2 ($\text{MA}_\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{MA}_\text{O} = 16 \text{ u}$)
- $$\text{MM} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16$$
- $$\text{MM} = 12 + 32 = 44 \text{ u}$$



b) NaCl ($MA_{\text{Na}} = 23$; $MA_{\text{Cl}} = 35,5$)

$$MM = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5$$

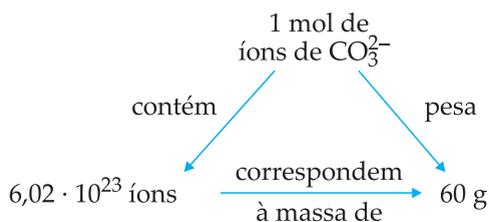
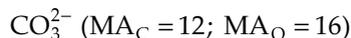
$$MM = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ u}$$



5.3. Massa Molar de um Íon

A massa molar de um íon é a massa de 1 mol de íons em gramas que é numericamente igual à massa de íon expressa em gramas.

Exemplo



5.4. Quantidade de Matéria ou Quantidade em Mols (n)

Exemplo 1

Quantos mols de átomos correspondem a 280 g de ferro?

(Dado: $MA_{\text{Fe}} = 56 \text{ u}$)

Resolução

1 mol de átomos de Fe — 56 g

n — 280 g

$$n = \frac{280}{56} = 5 \text{ mols de átomos de Fe}$$

Exemplo 2

Quantos mols de moléculas correspondem a 88 g de dióxido de carbono (CO_2)?

(Dado: $MA_{\text{C}} = 12$; $MA_{\text{O}} = 16$)

Resolução

1 mol de moléculas de CO_2 — 44 g

n — 88 g

$$n = \frac{88}{44} = 2 \text{ mols de moléculas de CO}_2$$

Concluimos, portanto, que estes cálculos podem ser generalizados pela fórmula:

$$n = \frac{m}{\text{massa molar}}$$

em que :

- n = quantidade em mols
- m = massa em gramas
- massa molar em gramas / mol

Capítulo 03. Gases

1. Transformações Gasosas

1.1 Introdução

Todo gás é constituído de partículas (moléculas) que estão em contínuo movimento desordenado. Esse movimento de um grande número de moléculas provoca colisões entre elas e, por isso, sua trajetória não é retilínea num espaço apreciável, mas sim caminham em ziguezague. Essas colisões podem ser consideradas perfeitamente elásticas.

O estado em que se apresenta um gás, sob o ponto de vista microscópico, é caracterizado por três variáveis: pressão, volume e temperatura. São denominadas variáveis de estado.

I. Volume

O volume de qualquer substância é o espaço ocupado por esta substância. No caso dos gases, o volume de uma dada amostra é igual ao volume do recipiente que a contém.

As unidades usuais de volume são: litro (L), mililitro (mL), metro cúbico (m³), decímetro cúbico (dm³) e centímetro cúbico (cm³).

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

II. Temperatura

É a medida do grau de agitação térmica das partículas que constituem uma substância.

No estudo dos gases, é utilizada a escala absoluta ou kelvin (K) e, no Brasil, a escala usual é a Celsius ou centígrada (°C). Portanto, para transformar graus Celsius (t) em kelvin, temos:

$$T = t + 273$$

III. Pressão

A pressão é definida como força por unidade de área. No estado gasoso, a pressão é o resultado do choque de suas moléculas contra as paredes do recipiente que as contém.

A medida da pressão de um gás é feita através de um aparelho chamado manômetro.

As unidades de pressão usuais são:

Atmosfera (atm), centímetros de mercúrio (cmHg), milímetros de mercúrio (mmHg); torricelli (torr).

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

1.2. Leis Físicas dos Gases

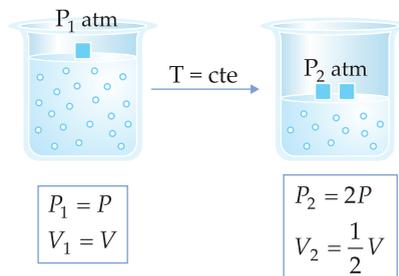
Uma dada massa de gás sofre uma transformação quando ocorrem variações nas suas variáveis de estado. Começamos o estudo modificando-se apenas duas das grandezas e a outra se mantém constante.

I. Lei de Boyle-Mariotte

“À temperatura constante, uma determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele”.

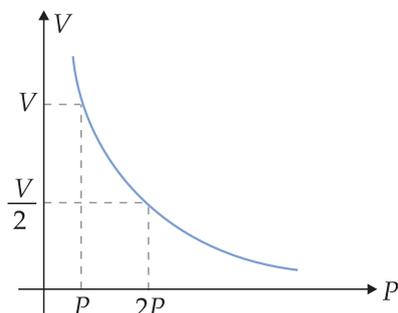
Esta transformação gasosa, onde a temperatura é mantida constante, é chamada de transformação isotérmica.

Experiência da Lei de Boyle-Mariotte





A lei de Boyle-Mariotte pode ser representada por um gráfico pressão-volume. Neste gráfico, as abscissas representam a pressão de um gás, e as ordenadas, o volume ocupado.



A curva obtida é uma hipérbole, cuja equação representativa é $P \cdot V = \text{constante}$. Portanto, podemos representar:

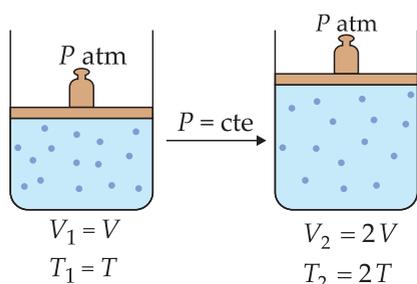
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

II. Lei de Charles/Gay-Lussac

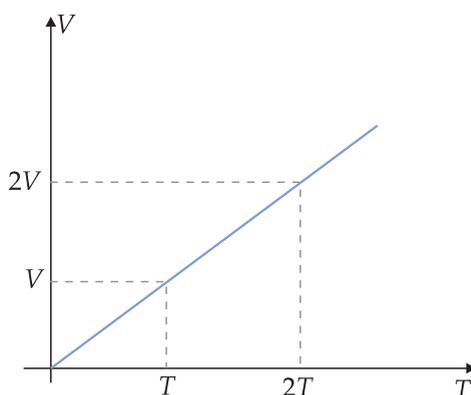
“À pressão constante, o volume ocupado por uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.”

Esta transformação gasosa, onde a pressão é mantida constante, é chamada de transformação isobárica.

As relações entre volume e temperatura podem ser representadas pelo esquema:



Graficamente, encontramos:



A reta obtida é representada pela equação:

$$V = (\text{constante}) \cdot T \text{ ou}$$

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Concluindo, temos

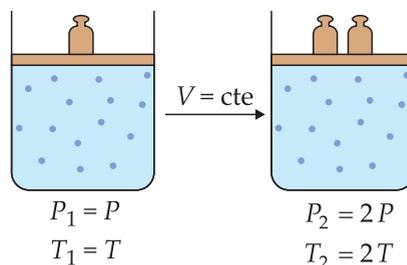
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

III. Lei de Charles/Gay-Lussac

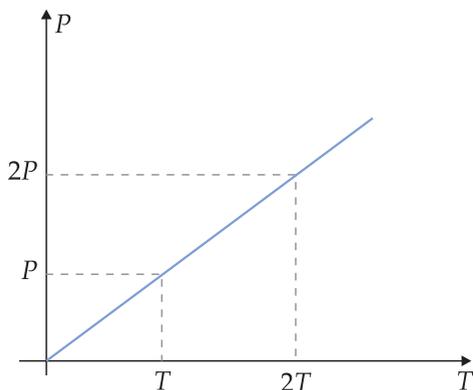
“A volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta”.

Esta transformação gasosa, onde o volume é mantido constante, é denominada de transformação isocórica, isométrica ou isovolumétrica.

As relações entre pressão e temperatura são representadas a seguir:



Graficamente, encontramos:



A reta obtida é representada pela equação:

$$P = (\text{constante}) \cdot T \text{ ou}$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Concluindo, temos:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

1.3. Gás Perfeito ou Ideal

Obedece rigorosamente às Leis Físicas dos Gases em quaisquer condições de temperatura e pressão.

1.4. Gás Real

Não segue o comportamento do gás ideal, principalmente em pressões muito altas e/ou em temperaturas baixas, porque ocorre alta redução de volume e as partículas, muito próximas, passam a interferir umas no movimento das outras.

Um gás real aproxima-se do comportamento de um gás ideal à medida que diminui a pressão e aumenta a temperatura.

2. Equação Geral dos Gases

Esta equação é utilizada quando ocorre transformação gasosa em que as três variáveis de estado (P , V e T) se modificam simultaneamente.

Ela é obtida por meio da relação matemática entre as transformações gasosas estudadas anteriormente.

A equação é expressa por:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante} \Rightarrow \text{para determinada massa fixa de gás.}$$

ou

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

3. Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP, CN ou TPN)

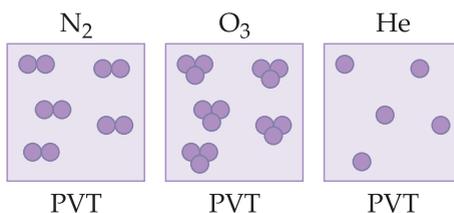
São definidas como condições normais de temperatura e pressão quando o gás é submetido a uma pressão de 1 atm e à temperatura de 0 °C. Portanto, podemos colocar:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

4. Lei de Avogadro

“Volumes iguais de gases quaisquer, à mesma temperatura e pressão, encerram o mesmo número de moléculas”.



Sendo n a quantidade em mols de cada gás, podemos concluir:

$$n_{N_2} = n_{O_3} = n_{He}$$

5. Volume Molar

Corresponde ao volume ocupado por 1 mol de qualquer gás, em determinadas condições de temperatura e pressão.



Determinou-se experimentalmente o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás nas CNTP e foi encontrado o valor aproximadamente igual a 22,4 L. Portanto, podemos dizer que:

$$\text{Volume molar nas CNTP} = 22,4 \text{ L/mol}$$

6. Equação de Clapeyron

As leis de Boyle e Charles/Gay-Lussac podem ser combinadas com a lei de Avogadro para relacionar volume, pressão, temperatura e quantidade em mols de um gás.

Tal relação é chamada de equação de estado de um gás. Ela pode ser encontrada das seguintes formas:

I. Lei de Boyle-Mariotte

V é proporcional a $\frac{1}{P}$ quando T e n são constantes.

II. Lei de Charles/Gay-Lussac

V é proporcional a T onde P e n são constantes.

P é proporcional a T onde V e n são constantes.

III. Lei de Avogadro

V é proporcional a n quando T e P são constantes. Agrupando as quatro expressões encontramos:

V é proporcional a $\left(\frac{1}{P}\right) \cdot (T) \cdot (n)$ ou

$V = R \cdot \left(\frac{1}{P}\right) \cdot (T) \cdot (n)$, onde R representa a constante de proporcionalidade e é chamada de constante universal dos gases. A equação de estado pode então ser representada por:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Esta equação também é denominada de equação de Clapeyron, em homenagem ao físico francês que a determinou.

A constante R pode assumir vários valores dentre os quais destacamos:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

e

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

7. Densidade dos Gases

A densidade gasosa pode ser trabalhada sob duas formas: a densidade absoluta e a densidade relativa.

7.1. Densidade Absoluta

A densidade absoluta é uma relação entre a massa e o volume ocupado por um gás, em determinadas condições de temperatura e pressão:

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

Esta densidade pode ser encontrada, levando-se em consideração a pressão e a temperatura absoluta, partindo-se da equação de estado do gás ideal:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

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

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

A unidade utilizada é o g/L.

Trabalhando-se nas CNTP ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 273 \text{ K}$), encontramos a seguinte equação:

$$d = \frac{1 \cdot M}{0,082 \cdot 273}$$

$$d = \frac{M}{22,4}$$

7.2. Densidade Relativa

A densidade relativa é encontrada através da relação entre as densidades absolutas de dois gases, medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$\left. \begin{aligned} d_1 &= \frac{P \cdot M_1}{R \cdot T} \\ d_2 &= \frac{P \cdot M_2}{R \cdot T} \end{aligned} \right\} \frac{d_1}{d_2} = \frac{P \cdot M_1}{P \cdot M_2} \cdot \frac{R \cdot T}{R \cdot T}$$

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{ou}$$

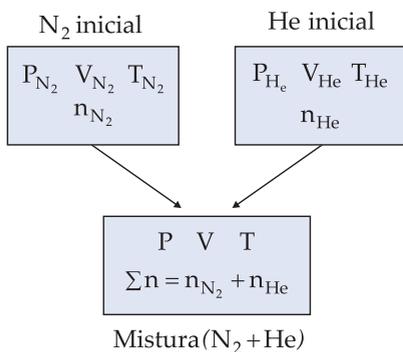
$$d_{1,2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Esta relação indica quantas vezes um gás é mais denso ou menos denso que outro gás. Por exemplo, uma bexiga com gás hidrogênio mantém-se suspensa no ar porque o gás hidrogênio é menos denso que o ar.

8. Mistura Gasosa

A mistura entre dois ou mais gases sempre constitui um sistema homogêneo.

Consideremos inicialmente dois recipientes contendo, o primeiro, gás nitrogênio (N₂) e o segundo, gás hélio (He). Os dois gases são misturados em um terceiro recipiente, conforme o esquema representado abaixo.



Para a mistura gasosa, é possível estabelecermos as seguintes relações:

8.1. Equação de Estado

$$P \cdot V = \Sigma n \cdot R \cdot T$$

Em que:

$$\left\{ \begin{aligned} P &= \text{Pressão da mistura} \\ V &= \text{Volume da mistura} \\ T &= \text{Temperatura da mistura} \\ \Sigma n &= \text{Quantidade em mols da mistura} \end{aligned} \right.$$

Não esquecer que $n = \frac{m}{M}$, portanto a mistura apresentada fica:

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} \quad \text{e} \quad n_{He} = \frac{m_{He}}{M_{He}}$$

Para uma mistura gasosa qualquer, a quantidade em mols fica:

$$\Sigma n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

8.2. Equação Geral

Partindo de:

$$n_{N_2} + n_{He} = \Sigma n$$

e sabendo que:

$$\left\{ \begin{aligned} P_{N_2} \cdot V_{N_2} &= n_{N_2} \cdot R \cdot T_{N_2} \quad (\text{inicial}) \\ P_{He} \cdot V_{He} &= n_{He} \cdot R \cdot T_{He} \quad (\text{inicial}) \\ P \cdot V &= \Sigma n \cdot R \cdot T \quad (\text{mistura}) \end{aligned} \right.$$

A soma das quantidades em mols fica:

$$\frac{P_{N_2} \cdot V_{N_2}}{R \cdot T_{N_2}} + \frac{P_{He} \cdot V_{He}}{R \cdot T_{He}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Podemos representar a equação geral para mistura gasosa:

$$\frac{P_{N_2} \cdot V_{N_2}}{T_{N_2}} + \frac{P_{He} \cdot V_{He}}{T_{He}} = \frac{P \cdot V}{T}$$



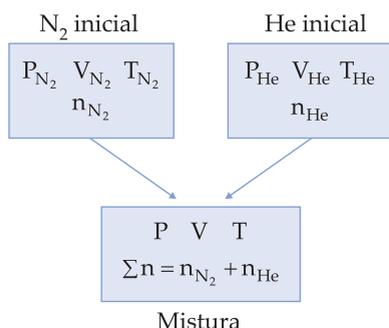
Para a equação representada, utilizamos a mistura de dois gases, portanto, para uma mistura qualquer, contendo mais de dois gases, a equação fica assim representada:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{P \cdot V}{T}$$

onde $P_1, V_1, T_1, P_2, V_2, T_2, \dots$ representam a situação inicial de cada gás.

8.3. Pressão Parcial

Utilizando o mesmo esquema anterior, temos:



A pressão da mistura gasosa (P) corresponde à soma das pressões exercidas pelo hélio e pelo nitrogênio dentro do recipiente. A pressão que cada gás exerce na mistura gasosa é chamada de pressão parcial. Portanto, podemos enunciar a lei de Dalton (das pressões parciais) que diz: a pressão total corresponde à soma das pressões parciais dos gases componentes da mistura gasosa.

$$P = p_{He} + p_{N_2}$$

Para o cálculo da pressão parcial podemos utilizar:

a) Equação de estado

$$p_{N_2} \cdot V = n_{N_2} \cdot R \cdot T \quad \text{e} \quad p_{He} \cdot V = n_{He} \cdot R \cdot T$$

onde V e T são da mistura gasosa.

b) Equação geral

Como a quantidade em mols de cada gás não varia, podemos escrever:

$$\underbrace{n_{N_2}}_{\text{Inicial}} = \underbrace{n_{N_2}}_{\text{Mistura}}$$

Utilizando a equação de estado, temos:

$$\text{inicial} \left\{ p_{N_2} \cdot V_{N_2} = n_{N_2} \cdot R \cdot T_{N_2} \right.$$

$$\text{mistura} \left\{ p_{N_2} \cdot V = n_{N_2} \cdot R \cdot T \right.$$

Estabelecendo a igualdade:

$$\frac{p_{N_2} \cdot V_{N_2}}{\cancel{R} \cdot T_{N_2}} = \frac{p_{N_2} \cdot V}{\cancel{R} \cdot T} \Rightarrow \frac{p_{N_2} \cdot V_{N_2}}{T_{N_2}} = \frac{p_{N_2} \cdot V}{T}$$

Para o hélio, a equação fica:

$$\frac{p_{He} \cdot V_{He}}{T_{He}} = \frac{p_{He} \cdot V}{T}$$

c) Relação entre pressão da mistura gasosa e pressão parcial.

Inicialmente, definimos uma forma de concentração, denominada de **fração molar** (x).

A fração molar corresponde a razão entre a quantidade em mols do gás presente na mistura e a quantidade total, em mols, de gás. Portanto, a equação fica:

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{\Sigma n} \quad \text{e} \quad x_{He} = \frac{n_{He}}{\Sigma n}$$

em que x $\left\{ \begin{array}{l} - \text{n\~ao possui unidade} \\ - \text{valor entre 0 e 1} \\ - \text{quando expresso em porcentagem \~e denominado de \% molar} \\ - x_{N_2} + x_{He} = 1 \end{array} \right.$

Para estabelecer a relação entre as pressões, recorremos à equação de estado:

$$p_{He} \cdot V = n_{He} \cdot R \cdot T \quad (\text{pressão parcial})$$

$$P \cdot V = \Sigma n \cdot R \cdot T \quad (\text{mistura gasosa})$$

Dividindo uma equação pela outra:

$$\frac{p_{He} \cdot V}{P \cdot V} = \frac{n_{He} \cdot R \cdot T}{\Sigma n \cdot R \cdot T}$$

encontramos:

$$\frac{p_{He}}{P} = \frac{n_{He}}{\Sigma n} \quad \text{ou} \quad \frac{p_{He}}{P} = x_{He}$$

Finalmente: $p_{He} = P \cdot x_{He}$

Para o nitrogênio: $p_{N_2} = P \cdot x_{N_2}$

Capítulo 04. Leis Ponderais

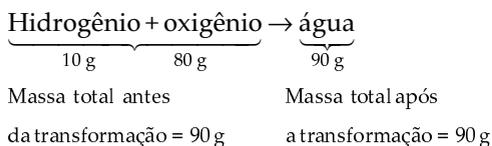
No final do século XVIII, a Química se firma como “ciência”, principalmente devido aos experimentos e observações de cientistas, como Lavoisier, Proust e Dalton. Esses experimentos foram realizados com base nas observações das massas das substâncias que participavam dos fenômenos químicos, daí o nome **Leis Ponderais**.

1. Lei de Lavoisier

(Lei da Conservação das Massas)

Antoine Laurent Lavoisier foi o primeiro cientista a dar conotação científica à Química. No final do século XVIII, ele fazia experiências nas quais se preocupava em medir a massa total de um sistema, antes e depois de ocorrer a transformação química.

Exemplo



Através da análise dos dados obtidos em várias experiências, chegou à conclusão que:

Num sistema fechado, a massa total das substâncias, antes da transformação química, é igual à massa total após a transformação ou Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.

2. Lei de Proust

(Lei das Proporções Fixas ou Definidas)

Proust se preocupava em analisar a composição das substâncias. Trabalhando com amostras de água de várias procedências (água de chuva, água de rio, água de lago, previamente purificadas), e decompostas por eletrólise, ele verificou que:

Ao utilizar 90 g de água \Rightarrow obtinha 10 g de hidrogênio e 80 g de oxigênio

Ao utilizar 9 g de água \Rightarrow obtinha 1 g de hidrogênio e 8 g de oxigênio

Ao utilizar 27 g de água \Rightarrow obtinha 3 g de hidrogênio e 24 g de oxigênio

Assim, Proust concluiu que: *Independentemente da origem de uma determinada substância pura, ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados entre si na mesma proporção em massa.*

Uma das conseqüências da lei de Proust é a composição centesimal das substâncias, que indica a porcentagem, em massa, de cada elemento que constitui a substância.

Exemplo

No caso da água, temos:

90 g de água fornece 10 g de hidrogênio e 80 g de oxigênio.

Cálculo da porcentagem do hidrogênio

$$\begin{cases} 90\text{ g água} - 10\text{ g hidrogênio} \\ 100\text{ g água} - x \end{cases}$$

$$x = 11,11\% \text{ de hidrogênio}$$

Cálculo da porcentagem do oxigênio

$$\begin{cases} 90\text{ g água} - 80\text{ g oxigênio} \\ 100\text{ g água} - x \end{cases}$$

$$x = 88,88\% \text{ de oxigênio}$$

Outra conseqüência da lei de Proust é o cálculo estequiométrico.



Hidrogênio + oxigênio → água

10 g 80 g 90 g

30 g x

$$\frac{10}{30} = \frac{80}{x} \Rightarrow x = 240 \text{ g}$$

Para 10 g de hidrogênio precisamos de 80 g de oxigênio para reagir, em 30 g de hidrogênio precisamos de 240 g de oxigênio. Logo, a proporção, em massa, com que o hidrogênio reage com o oxigênio é a mesma nas duas reações.

Capítulo 05. Determinação de Fórmulas

1. Introdução

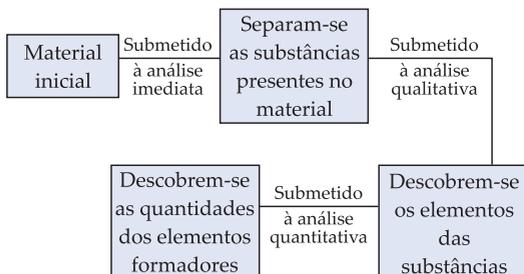
Quando um químico se depara com um material desconhecido, por exemplo, uma amostra de uma pedra lunar ou de um meteorito, ou ainda de uma matéria encontrada em uma caverna que está sendo explorada, ele procura, através de diversas técnicas físicas e químicas, encontrar a composição desse material.

A primeira providência é fazer a análise imediata do material, isto é, separar através de processos puramente físicos as diversas substâncias presentes na amostra. Esses processos baseiam-se no fato de que o conjunto de características, como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, solubilidade, é diferente para cada substância e, manejando criteriosamente essas diferenças, consegue-se separá-las uma a uma.

Uma vez separadas as diversas substâncias da amostra, a próxima providência é fazer uma análise elementar de cada uma delas.

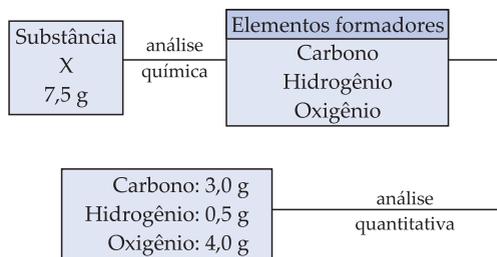
A análise elementar divide-se em qualitativa, cuja finalidade é descobrir os tipos de elementos que formam a substância; e quantitativa, que tem por finalidade descobrir a proporção em que estes elementos aparecem, ou seja, descobrir a fórmula da substância.

Resumindo, temos:



Suponhamos que o químico submeteu 10,0 g de um material inicial à análise imediata e isolou 7,5 g de uma substância X. Esta substância,

submetida à análise qualitativa e, em seguida, à análise quantitativa, revelou:



Proseguindo com seus métodos analíticos, chegou à conclusão de que a massa molecular dessa substância era 180.

Com base nesses dados, o químico já pode determinar com certeza 3 tipos de fórmula para essa substância: fórmula percentual, fórmula mínima e fórmula molecular.

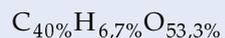
2. Fórmula Percentual ou Composição Centesimal

Para obter a fórmula percentual, basta calcular a composição centesimal dos elementos formadores, ou seja, descobrir as porcentagens em massa de cada elemento.

Substância X	Elementos Formadores		
	Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
7,5 contêm	3 g	0,5 g	4,0 g
logo, 100 g conterão	X	Y	Z

$$\frac{7,5}{100} = \frac{3,0}{X} = \frac{0,5}{Y} = \frac{4,0}{Z}$$

$X = 40\%$ de carbono
 $Y = 6,7\%$ de hidrogênio
 $Z = 53,3\%$ de oxigênio





Uma outra maneira de encontrar a fórmula percentual é através da fórmula molecular da substância.

Por exemplo, partindo-se da fórmula molecular do ácido acético ($C_2H_4O_2$) é possível determinar sua composição centesimal. Deve-se conhecer também as massas atômicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$.

$$C_2H_4O_2 \left\{ \begin{array}{l} C = 2 \cdot 12 = 24 \\ H = 4 \cdot 1 = 4 \\ O = 2 \cdot 16 = 32 \\ \hline MM = 60 \end{array} \right.$$

Portanto, uma molécula de ácido acético, de massa 60μ , é formada por 24μ de carbono, 4μ de hidrogênio e 32μ de oxigênio. O cálculo da composição centesimal fica:

$$60\mu \text{ ——— } 100\%$$

$$24\mu \text{ ——— } x$$

$$x = 40\% \text{ de carbono}$$

$$60\mu \text{ ——— } 100\%$$

$$4\mu \text{ ——— } y$$

$$y = 6,67\% \text{ de hidrogênio}$$

$$60\mu \text{ ——— } 100\%$$

$$32\mu \text{ ——— } z$$

$$z = 53,33\% \text{ de oxigênio.}$$

Concluindo, podemos dizer que em cada 100 g de ácido acético encontramos 40 g de carbono, 6,67 g de hidrogênio e 53,33 g de oxigênio.

3. Fórmula Mínima, Empírica ou Estequiométrica

Indica os elementos que formam a substância e a proporção em número de átomos ou em mols de átomos desses elementos expressa em números inteiros e menores possíveis.

A determinação da fórmula mínima de uma substância pode ser feita de duas maneiras:

I. A partir das massas dos elementos que se combinam para formar a substância.

Como foi visto no módulo anterior:

$$7,5 \text{ de uma substância } X \left\{ \begin{array}{l} \text{carbono: } 3,0 \text{ g} \\ \text{hidrogênio: } 0,5 \text{ g} \\ \text{oxigênio: } 4,0 \text{ g} \end{array} \right.$$

Sabendo-se que $n = \frac{m}{M}$, poderemos fazer diretamente o cálculo usando as massas obtidas na análise elementar:

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{3,0}{12} = 0,25 : 0,25 = 1 \\ H = \frac{0,5}{1} = 0,5 : 0,25 = 2 \\ O = \frac{4,0}{16} = 0,25 : 0,25 = 1 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{fórmula} \\ \text{mínima} \end{array} : CH_2O$$

Após o cálculo da quantidade em mols, como não conseguimos os menores números inteiros possíveis, dividimos todos os números pelo menor deles.

Observação – Caso ainda não seja conseguida a seqüência de números inteiros, devemos multiplicar todos os números por um mesmo valor.

II. A partir da composição centesimal

$$\text{substância } X \left\{ \begin{array}{l} C = 40\% \text{ em massa} \\ H = 6,7\% \text{ em massa} \\ O = 53,3\% \text{ em massa} \end{array} \right.$$

Concluimos que em 100 g da substância X encontramos: 40 g de carbono, 6,7 g de hidrogênio e 53,3 g de oxigênio. O cálculo da fórmula mínima deve ser feito da seguinte maneira:

$$\left. \begin{aligned} C &= \frac{40}{12} = 3,33 : 3,3 = 1 \\ H &= \frac{6,7}{1} = 6,7 : 3,3 = 2 \\ O &= \frac{53,3}{16} = 3,3 : 3,3 = 1 \end{aligned} \right\} \text{ fórmula mínima : CH}_2\text{O}$$

4. Fórmula Molecular

Indica os elementos e o número de átomos de cada elemento em 1 molécula ou em 1 mol de moléculas de substância. Para o cálculo da fórmula molecular é necessário que se conheça inicialmente a massa molecular, que no caso é 180, e seguir um dos dois caminhos:

I. Partindo da fórmula mínima

Fórmula mínima	Massa molecular	Cálculos	Fórmula molecular
CH ₂ O	180	Considerando-se a fórmula molecular: (CH ₂ O) _n Então: (CH ₂ O) _n = C _n H _{2n} O _n Somando-se as massas atômicas multiplicadas por n de cada elemento, obtém-se massa molecular 180 12n + 2n + 16n = 180 30n = 180 n = 6	Onde: C _n H _{2n} O _n para n = 6 ficamos com: C₆H₁₂O₆

II. Partindo da composição centesimal

Fórmula percentual	Massa molecular	Cálculos da massa em gramas	Cálculos da quantidade em mols	Fórmula molecular
C _{40%} H _{6,7%} O _{53,3%}	180	100 g → 40 g de C 180 g → x x = 72 g	$n = \frac{72}{12} = 6$	C₆H₁₂O₆
		100 g → 6,7 g de H 180 g → y y = 12 g	$n = \frac{12}{1} = 12$	
		100 g → 53,3 g de O 180 g → z z = 96 g	$n = \frac{96}{16} = 6$	

Concluindo, podemos dizer que 1 molécula da substância X é formada por 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio ou 1 mol de moléculas de X é formada por 6 mols de átomos de carbono, 12 mols de átomos de hidrogênio e 6 mols de átomos de oxigênio.



Capítulo 06. Estequiometria

1. Conceito

É o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas em mols, em massa, em volume, número de átomos e moléculas, realizado como consequência da lei de Proust, executado, em geral, com auxílio das equações químicas correlatas.

A palavra **estequiometria** é de origem grega e significa **medida de uma substância**.

Estéquio: do grego **Stoikheion** (elemento ou substância)

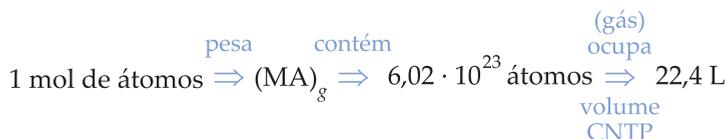
Metria: do grego **metron** (medida)

2. Importância

A estequiometria é de extrema importância no cotidiano, principalmente nas indústrias ou laboratórios, pois objetiva calcular teoricamente a quantidade de reagentes a ser usada em uma reação, prevendo a quantidade de produtos que será obtida em condições preestabelecidas.

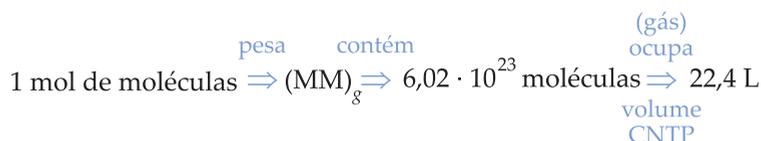
3. Revendo Conceitos sobre Relações Básicas

Elementos



1 mol de átomos corresponde à massa atômica expressa em gramas, um número igual a $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

Substâncias



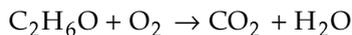
1 mol de moléculas corresponde à massa molecular expressa em gramas, um número igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

4. Conduta de Resolução

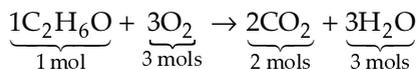
Na estequiometria, os cálculos serão estabelecidos em função da lei de Proust e Gay-Lussac, neste caso para reações envolvendo gases e desde que estejam todos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Em seguida, devemos tomar os coeficientes da reação devidamente balanceados, e, a partir deles, estabelecer a proporção em mols dos elementos ou substâncias da reação.

Como exemplo podemos citar a reação de combustão do álcool etílico:



Balaceando a equação, ficamos com:



proporção em mols

Estabelecida a proporção em mols, podemos fazer inúmeros cálculos, envolvendo os reagentes e/ou produtos dessa reação, combinando as relações de várias maneiras.

Tipo de relação	$\underbrace{1\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}}_{1 \text{ mol}}$	$+$	$\underbrace{3\text{O}_{2(g)}}_{3 \text{ mols}}$	\rightarrow	$\underbrace{2\text{CO}_{2(g)}}_{2 \text{ mols}}$	$+$	$\underbrace{3\text{H}_2\text{O}_{(l)}}_{3 \text{ mols}}$
Proporção em mols	1 mol		3 mols		2 mols		3 mols
	↓		↓		↓		↓
Em massa	$1 \cdot 46 \text{ g}$		$3 \cdot 32 \text{ g}$		$2 \cdot 44 \text{ g}$		$3 \cdot 18 \text{ g}$
	↓		↓		↓		↓
Em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
	↓		↓		↓		↓
Em volume (CNTP)	é líquido		$3 \cdot 22,4 \text{ L}$		$2 \cdot 22,4 \text{ L}$		é líquido

Para efetuarmos o cálculo estequiométrico, vamos obedecer à seguinte seqüência:

- escrever a equação envolvida;
- acertar os coeficientes da equação (ou equações);

Observação

Uma equação química só estará corretamente escrita após o acerto dos coeficientes, sendo que, após o acerto, ela apresenta significado quantitativo.

- relacionar os coeficientes com mols. Teremos assim uma proporção inicial em mols;
- estabelecer entre o dado e a pergunta do problema uma regra de três. Esta regra de três deve obedecer aos coeficientes da equação química e poderá ser estabelecida, a partir da proporção em mols, em função da massa, em volume, número de moléculas, entre outros, conforme dados do problema.



5. Tipos de Cálculos Estequiométricos

I. Relação Quantidade em Mols – Quantidade em Mols

Os dados do problema e as quantidades incógnitas pedidas são expressos em termos de quantidade em mols.

II. Relação entre Quantidade em Mols e Massa

Os dados do problema são expressos em termos de quantidade em mols (ou massa) e a quantidade incógnita é pedida em massa (ou quantidade em mols).

III. Relação entre Massa e Massa

Os dados do problema e as quantidades incógnitas pedidas são expressos em termos de massa.

IV. Relação Entre Massa e Volume

Os dados do problema são expressos em termos de massa e a quantidade incógnita é pedida em volume.

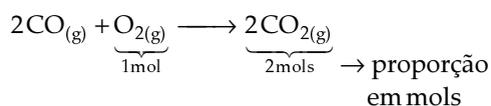
Caso o sistema não se encontrar nas CNTP, deve-se calcular a quantidade em mols do gás e, a seguir, através da equação de estado, determinar o volume correspondente. Por exemplo:

Calcular o volume de CO_2 produzido numa temperatura de 27° e pressão de 1 atm, na reação de 16 g de oxigênio com monóxido de carbono.

Dado: constante universal dos gases:

$$0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Resolução



$$1 \cdot 32 \text{ g} \text{ ——— } 2 \text{ mols} \rightarrow \text{relação do problema}$$

$$16 \text{ g} \text{ ——— } n \rightarrow \text{dado e pergunta}$$

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

$$\text{Equação de estado: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 24,6 \text{ L}$$

V. Relação Entre Número de Moléculas (átomos) e Massa, Quantidade em mols ou Volume

Os dados do problema são expressos em termos de número de moléculas ou número de átomos e a quantidade incógnita é pedida em massa, quantidade em mols ou volume.

VI. Problemas Envolvendo mais de uma Reação

Neste caso, devemos escrever todas as reações envolvidas no problema e efetuar o balanceamento. Observa-se, neste caso, que é possível efetuar a soma algébrica dessas reações, bastando, para isso, multiplicar ou dividir as reações, a fim de cancelarmos as substâncias intermediárias e termos, então, uma única reação.

VII. Lei de Gay-Lussac (1808)

“Os volumes das substâncias gasosas participantes de uma reação química, estando nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação constante de números inteiros e menores possíveis”.

VIII. Problemas Envolvendo Reagentes em Excesso

Quando o exercício fornece quantidades (massa, volume, mols, etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum reagente.

As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade de reagente estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parte que se encontra de acordo com a proporção; a parte que estiver a mais não reage e é considerada excesso.

IX. Sistema em que os Reagentes São Substâncias Impuras

Neste caso é importante calcularmos a massa referente à parte pura, supondo que as impurezas não participam da reação.

Grau de pureza (p) é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra (substância impura).

$$p = \frac{\text{massa substância pura}}{\text{massa total da amostra}}$$

X. Sistema em que o Rendimento não É Total

Quando uma reação química não produz as quantidades de produto esperadas, de acordo com a proporção da reação química, dizemos que o rendimento não foi total.

Rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.



Capítulo 07. Química Descritiva

Neste capítulo, estudaremos a ocorrência dos elementos na natureza, os locais onde podem ser encontrados, o estado físico em que se apresentam e suas combinações químicas mais comuns.

É de grande interesse estudarmos os processos usados para obtenção dos elementos, a partir de fontes naturais e como são fabricadas algumas substâncias de grande interesse industrial e comercial.

Apresentaremos agora algumas noções sobre a constituição da Terra.

1. Constituição da Terra

O planeta Terra, para efeitos de estudos, é dividido basicamente em três partes: litosfera, hidrosfera e atmosfera.

1.1. Atmosfera

Atmosfera é a camada gasosa ao redor da Terra.

Sete elementos gasosos podem ser encontrados comumente na atmosfera, entre eles nitrogênio, oxigênio e gases nobres.

Todos esses elementos são obtidos industrialmente a partir do ar atmosférico, com exceção do gás hélio (He) que é extraído do gás natural de certos poços no Kansas, Oklahoma e Texas, onde sua concentração é bem superior à encontrada no ar atmosférico.

Dependendo do local, clima e altitude, a composição da atmosfera pode variar; mas, em geral, temos em ordem decrescente de porcentagem em volume:

Atmosfera			
Componentes	Fórmula	Massa Molecular	Porcentagem (em volume)
Nitrogênio	N ₂	28	78
Oxigênio	O ₂	32	20,9
Argônio	Ar	40	0,93
Água	H ₂ O	18	0,1 a 2,8
Gás Carbônico	CO ₂	44	0,03
Neônio	Ne	20	0,0018
Hélio	He	4	0,00052
Criptônio	Kr	84	0,00015
Hidrogênio	H ₂	2	0,00005
Xenônio	Xe	131	0,000008

1.2. Hidrosfera

Hidrosfera é a parte líquida da Terra que corresponde a cerca de 80% da superfície.

A água dos oceanos apresenta uma grande variedade de sais dissolvidos, constituindo-se em fonte principal de obtenção de vários elementos, como bromo, magnésio, sódio, cloro, etc.

Os sais dissolvidos correspondem a 3,3% da água dos oceanos.

Os elementos que podem ser obtidos da água dos oceanos apresentam a seguinte abundância:

Componentes	Forma em que aparece	Porcentagem (em massa)
Hidrogênio	H ₂ O	10,74%
Oxigênio	H ₂ O	85,95%
Cloro	Cl _(aq) ⁻	1,9%
Sódio	Na _(aq) ⁺	1,1%
Magnésio	Mg _(aq) ²⁺	0,13%
Enxofre	SO ₄ ²⁻	0,088%
Cálcio	Ca _(aq) ²⁺	0,04%
Potássio	K _(aq) ⁺	0,03%
Bromo	Br _(aq) ⁻	0,0065%

1.3. Litosfera

Litosfera é a parte sólida da Terra com cerca de 6.500 km de raio. A parte mais externa, que corresponde a uma espessura de aproximadamente 30 km, é chamada de crosta terrestre. É dela que extraímos alguns principais elementos, os quais, em ordem decrescente de abundância, são:

Componentes	Símbolo	Porcentagem (em massa)
Oxigênio	O	49,20
Silício	Si	25,67
Alumínio	Al	7,50
Ferro	Fe	4,71
Cálcio	Ca	3,39
Sódio	Na	2,63
Potássio	K	2,40
Magnésio	Mg	1,93
Hidrogênio	H	0,87
Titânio	Ti	0,58
Cloro	Cl	0,19
Fósforo	P	0,11
Manganês	Mn	0,09
Carbono	C	0,08
Enxofre	S	0,06
Demais elementos		

O oxigênio e o silício são os elementos mais abundantes da crosta terrestre, seguidos do alumínio e do ferro. Esses e os demais elementos encontrados na crosta terrestre compõem os chamados minerais.

Minerais são substâncias presentes na crosta terrestre que se encontram em determinados depósitos. São provenientes da concentração de vários elementos que ocorreram com o passar das eras geológicas, devido a vários processos como fusão, cristalização, dissolução e precipitação, formando compostos estáveis.

Resumindo:

Mineral é uma substância simples ou composta que se forma naturalmente na crosta terrestre.



Grande parte dos minerais apresentam, na sua formação, elementos metálicos, cuja extração é desejada.

Se o mineral apresenta facilidade de extração, condições de transporte, baixo custo de mercado, ele passa a ser chamado de minério.

Minério é todo o mineral do qual se pode extrair um elemento químico de forma economicamente viável.

Os principais minérios e os elementos químicos extraídos encontram-se no quadro a seguir:

Minério	Metal
Fe ₂ O ₃ (hematita) Fe ₃ O ₄ (magnetita) FeS ₂ (pirita)	Fe
SnO ₂ (cassiterita)	Sn
MnO ₂ (pirolusita)	Mn
Al ₂ O ₃ · 2H ₂ O (bauxita)	Al
Cu (cobre nativo) Cu ₂ O (cuprita) Cu ₂ S (calcocita) CuFeS ₂ (pirita de cobre) FeO · Cu ₂ S (calcopirita)	Cu
Hg (mercúrio nativo) HgS (cinábrio)	Hg
PbS (galena)	Pb
ZnS (blenda)	Zn
FeO · Cr ₂ O ₃ (cromita)	Cr
TiO ₂ (rutilo)	Ti
Au (ouro nativo)	Au
Ag (prata nativa) Ag ₂ S (argentita)	Ag

Alguns elementos ocorrem na natureza no estado nativo, como Au, Ag, Pt, Hg e Cu, os quais são chamados metais **nobres**.

O minério é encontrado na natureza em locais que são chamados minas ou jazidas. O processo de extração do minério das minas é chamado de **mineração**.

Os processos utilizados para obtenção dos metais, a partir dos seus minérios, é a metalurgia.

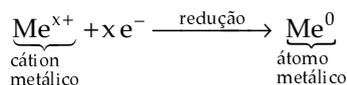
Esses processos consistem, de um modo geral, em:

I. Purificação (ou concentração) do minério.

Geralmente o minério obtido da jazida apresenta uma quantidade muito grande de impurezas, material rochoso inútil. Portanto, as impurezas devem ser removidas.

II. Redução do cátion metálico ao átomo metálico

Os elementos metálicos encontram-se nos minerais na forma de cátions metálicos, e, para que se possa obter o metal, tem-se que fazer a redução do cátion.



III. Purificação do Metal

O metal obtido pelas etapas 1 e 2 contém geralmente pequenas quantidades de outros metais e/ou não-metais, que devem ser removidos ou não, dependendo da aplicação do metal.

2. Substâncias Simples e Compostas Importantes

2.1. Halogênios

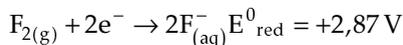
Os elementos da família VIIA (atual 17) são conhecidos como halogênios (“formadores de sal”).

Os halogênios, por serem altamente reativos, não são encontrados livres na natureza e ocorrem como íons halogenetos: F^- , Cl^- , Br^- e I^- .

I. Flúor (F_2)

É um gás amarelo pálido que ocorre em minerais, como fluorita (CaF_2), criolita (Na_3AlF_6) e fluor apatita [$Ca_5F(PO_4)_3$].

A molécula de fluor F_2 é, em princípio, o mais forte dos agentes oxidantes:

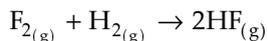


Na prática, o fluor raramente é utilizado como agente oxidante, pois o seu manuseio é extremamente perigoso. A molécula de F_2 retira elétrons de praticamente todas as espécies, incluindo a água, geralmente com explosão violenta.

O fluor (F_2) é obtido pela eletrólise de uma mistura fundida de HF e KF usando ânodo de carbono, no qual se produz F_2 , e um cátodo de prata ou aço inoxidável no qual se forma o H_2 . Os produtos devem ser mantidos separados, pois reagem explosivamente.

O F_2 pode ser armazenado em recipiente de aço, cobre ou certas ligas, somente porque ele forma rapidamente uma película de fluoreto na superfície do metal, e impede o prosseguimento da reação.

O fluor reage violentamente com o hidrogênio, formando o fluoreto de hidrogênio (HF).



O HF, apesar de ser um ácido fraco, possui propriedades que o tornam difícil de manusear. O $HF_{(g)}$, ou em solução aquosa ataca o vidro.

As soluções de HF devem ser guardadas em recipientes de polietileno ou de parafina.

O HF tem uma outra propriedade que o torna extremamente perigoso, que é causar queimaduras extremamente dolorosas e que levam vários meses para cicatrizar.

Os íons fluoretos (F^-) são usados em prevenção de cárie dentária. A fonte de íons fluoreto pode ser SnF_2 (fluoreto estano) encontrado no creme dental, ou NaF, adicionado à água potável, na proporção de 1 p.p.m.

II. Cloro (Cl_2)

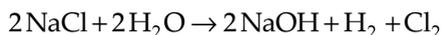
É um gás amarelo-esverdeado, venenoso, pouco solúvel em água, reagindo com ela, dando íons cloreto e hipoclorito.



O cloro encontra-se combinado como cloreto, como os minerais habita ($NaCl$) e siluita (KCl) em depósitos subterrâneos e também, nos oceanos.

O cloro é um germicida poderoso, usado na purificação da água de beber.

É obtido industrialmente pela eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio.



Em laboratório, pela reação do ácido clorídrico com dióxido de manganês:



O cloro é usado como alvejante industrial no tratamento da celulose para a fabricação de papel, na obtenção de compostos como o ácido clorídrico, o inseticida BHC (benzeno hexaclorado), etc.

Quando o cloro é borbulhado em uma solução de hidróxido de sódio à temperatura ambiente, ocorre a reação:



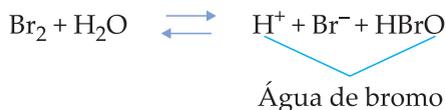
cuja solução resultante é comercializada como água sanitária para uso doméstico e como desinfetante.



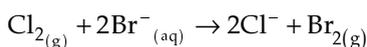
III. Bromo (Br₂)

É um líquido castanho-avermelhado, de cheiro repugnante, tóxico, venenoso.

Parcialmente solúvel em água, reagindo com ela e produzindo água de bromo.



É obtido industrialmente pela oxidação em meio ácido do Br⁻ das águas do mar, usando cloro como agente oxidante.



O bromo gasoso é arrastado por uma corrente de ar e, em seguida, condensado ao estado líquido.

No laboratório, o bromo pode ser obtido pela oxidação de Br⁻ por MnO₂ em meio ácido ou outro agente oxidante.

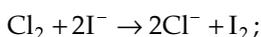
O bromo produz queimaduras dolorosas na pele que dificilmente cicatrizam, por isso deve ser manuseado com extremo cuidado.

É usado na fabricação de bromofórmio (CHBr₃), de desinfetantes, corantes e na indústria fotográfica, principalmente na forma de brometo de prata (AgBr).

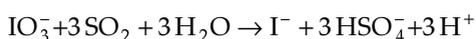
IV. Iodo (I₂)

É um sólido cinza-escuro, com um brilho semimetálico. Sublima a 184 °C, dando vapor violeta. É praticamente insolúvel em água. É solúvel em etanol, formando a tintura de iodo que era utilizada como desinfetante e antisséptico.

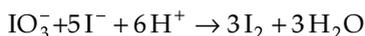
É produzido industrialmente pela oxidação de I⁻ com gás Cl₂:



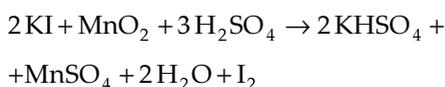
ou pela redução do IO₃⁻ a I⁻



seguido de oxidação pelo próprio iodato:



Em laboratório, é obtido pelo tratamento de uma mistura de iodeto de potássio e dióxido de manganês com ácido sulfúrico:



O iodo é usado na produção do iodofórmio (CHI₃), na fabricação de remédios, desinfetantes, corantes e na indústria fotográfica (KI e AgI).

O sal de cozinha iodado (NaCl + NaI) tem a finalidade de combater o hipertireoidismo (doença do bócio).

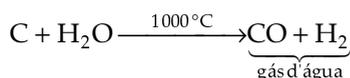
2.2. Hidrogênio (H₂)

É um gás incolor, inodoro, combustível (chamado combustível do futuro). Na Terra, o hidrogênio raramente se encontra livre, mas combinado, geralmente com o oxigênio, formando água.

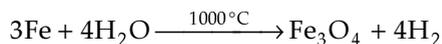
A molécula de hidrogênio é tão leve que, ao ser libertada, rapidamente sobe aos níveis mais altos da atmosfera de onde, aos poucos, se perde no espaço.

É obtido industrialmente:

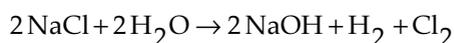
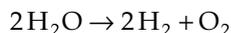
a) a partir do carvão



b) processo Lane

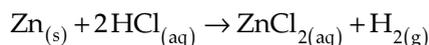


c) eletrólise



(eletrólise aquosa)

d) Em laboratório: pela reação de ácidos com metais mais reativos que o hidrogênio.



O hidrogênio é usado na hidrogenação de óleos vegetais para a produção de margarina, como combustível, na formação de vários compostos, como NH₃ e HCl.

2.3. Oxigênio (O₂)

É um gás incolor, inodoro e, no estado líquido, é azul pálido. É o elemento mais abundante na Terra, quer em porcentagem de átomos, em massa. Ocorre livre na atmosfera, combinado com hidrogênio na hidrosfera e combinado como silício, ferro, alumínio e outros elementos na crosta terrestre (litosfera).

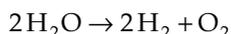
É usado como “comburente”, substância que alimenta as combustões.

É obtido industrialmente por liquefação e posterior destilação fracionada do ar atmosférico.

Inicialmente, o ar atmosférico é submetido a sucessivas compressões e resfriamentos até atingir uma temperatura de aproximadamente - 200 °C. O ar torna-se líquido e, então, faz-se a destilação fracionada.

Inicialmente, destila o componente mais leve que é o nitrogênio (PE = -195 °C), depois argônio (PE ≅ -190 °C) e, por último, o oxigênio (PE ≅ -185 °C).

É obtido também pela eletrólise da água.



Na Medicina, é aplicado em inalações e em aparelhos de respiração artificial contra envenenamentos provocados por certos gases como o monóxido de carbono (CO). É usado na fabricação do aço e em equipamentos de mergulho.

2.4. Nitrogênio (N₂)

É um gás, incolor, inodoro e insípido.

É um gás inerte. Ocorre na Terra como o principal constituinte do ar atmosférico (~ 78% em volume) onde se encontra livre (N₂).

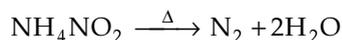
É difícil encontrar compostos inorgânicos do nitrogênio como minerais, pois a maioria é solúvel em água.

O nitrogênio é encontrado em compostos orgânicos em todos os seres vivos, animais e plantas.

Certas bactérias no solo e raízes de algumas plantas, especialmente os legumes, convertem o nitrogênio atmosférico em nitrogênio orgânico, que é então transformado por outras bactérias em nitrato, a forma de nitrogênio mais usada pelas plantas na síntese de proteínas.

O nitrogênio é obtido industrialmente por liquefação e posterior destilação fracionada do ar atmosférico.

Em laboratório, é obtido pela decomposição do nitrito de amônio (NH₄NO₂)



Por ser inerte, é usado na forma gasosa no empacotamento de alimentos e no interior de lâmpadas incandescentes.

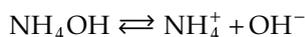
Na forma líquida, é usado na conservação de alimentos, na de sêmen para inseminação artificial.

É usado também na síntese da amônia e na do ácido nítrico.

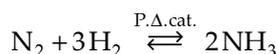
2.5. Amônia ou Gás Amoníaco (NH₃)

É um gás incolor (ponto de ebulição normal - 33,4 °C), com odor característico, sufocante, e sua inalação, em altas concentrações, causa problemas respiratórios.

A amônia é extremamente solúvel em água, produzindo o hidróxido de amônio, o qual não existe isolado.



É obtida industrialmente pela síntese catalítica.





I. Processo Haber-Bosch

Neste processo, a temperatura fica entre 500 a 600 °C, a pressão é de 200 atmosferas e o catalisador é o ósmio ou o urânio.

O resultado é uma solução amoníaca com rendimento de 15%.

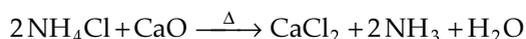
II. Processo de Claude

Neste processo, a temperatura é também de 500 a 600 °C, só que a pressão é de 1.000 atmosferas e o catalisador é o ferro. Resulta o gás amoníaco liquefeito, com rendimento de 40%.

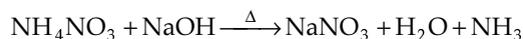
Em laboratório

a) Processo Solvay

Ação da cal viva quente sobre o cloreto de amônio.



b) Sal de amônio com base solúvel.

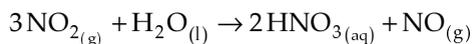
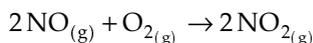
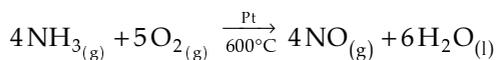


A amônia é utilizada em refrigeração, na produção de fertilizantes, na preparação de ácido nítrico.

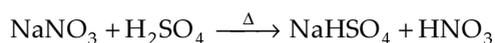
2.6. Ácido Nítrico (HNO₃)

Puro, é um líquido incolor, volátil (PE = 86 °C) e solúvel em água. Em solução aquosa, dá origem a um ácido forte, (*aqua fortis*), de cheiro irritante, muito venenoso se inalado ou ingerido, e forte agente oxidante.

É obtido industrialmente pela oxidação da amônia, pelo processo Ostwald.



Em laboratório:



2.7. Enxofre

O enxofre é encontrado livre na crosta terrestre, bem como combinado com outros elementos, principalmente na forma de sulfetos, como a galena (PbS), pirita (FeS₂) e vários sulfatos, como o sulfato de cálcio etc.

É obtido industrialmente pelo processo Frasch, no qual o vapor d'água superaquecido (a cerca de 170 °C e sob pressão) e ar comprimido são injetados por encanamentos até os depósitos subterrâneos. O enxofre se funde e é forçado a subir para a superfície como uma espuma de ar-água-enxofre.

O enxofre é um sólido cristalino amarelo, insolúvel em água e solúvel em dissulfeto de carbono (CS₂).

Apresenta uma variedade de formas alotrópicas.

À temperatura ambiente, ou abaixo de 95,5 °C, o enxofre estável é o rômbico ou enxofre α, cuja molécula é cíclica (S₈).

Quando é aquecido lentamente, transforma-se na forma cristalina monoclinica, estável acima de 95,5 °C.

Quando o enxofre líquido (ponto de fusão = 119 °C) é resfriado rapidamente, sendo despejado em água, forma-se o enxofre plástico ou amorfo. Ele se parece muito com uma goma de mascar e, aparentemente, consiste em cadeias muito longas e entrelaçadas.

O enxofre é usado na vulcanização da borracha, na fabricação de pólvora e em fogos de artifício.

Em medicina, é empregado em pomadas ou sabonetes, no combate de certas moléstias da pele.

É usado na síntese do ácido sulfúrico.

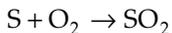
2.8. Ácido Sulfúrico (H₂SO₄)

É um líquido incolor, viscoso, forte agente oxidante, desidratante, densidade igual a 1,84 g/cm³. Seu ponto de ebulição é cerca de 330 °C, sendo um ácido fixo (difícil de vaporizar). É um dos reagentes industriais mais importantes.

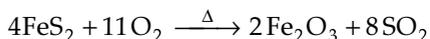
É obtido industrialmente de duas etapas:

I. Obtenção do dióxido de enxofre (SO₂)

a) a partir da combustão do enxofre.

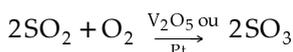


b) a partir da ustulação da pirita (FeS₂)

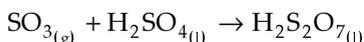


II. Processo de Contato

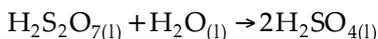
Oxidação catalítica do SO₂ a SO₃, pelo pentóxido de vanádio (V₂O₅) ou pela platina (Pt) finamente dividida.



O SO₃ é dissolvido em H₂SO₄, produzindo o ácido pirossulfúrico, chamado antigamente de oleum ou ácido sulfúrico fumegante (H₂S₂O₇).



A adição de água ao ácido pirossulfúrico produz um ácido sulfúrico de alta concentração.



Este processo de contato é o mais moderno utilizado para a obtenção de ácido sulfúrico. Antigamente, usava-se o processo das “camadas de chumbo”.

A dissolução do ácido sulfúrico em água deve ser feita com extremo cuidado, pois libera grande quantidade de calor.

Devemos sempre adicionar o ácido à água lentamente e sob agitação.

Nunca adicionar água no ácido, porque o calor liberado vaporiza rapidamente a água à medida que ela vai sendo adicionada, o que pode provocar queimaduras graves.

O ácido sulfúrico é muito corrosivo e carboniza a matéria orgânica.

É utilizado como eletrólito de bateria de autos, na fabricação de outros ácidos, na produção de fertilizantes e na fabricação de explosivos.

2.9. Alumínio (Al)

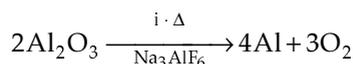
É o metal mais abundante da litosfera, ocorre nos aluminossilicatos, argilas, micas e feldspatos.

É obtido industrialmente pelo processo Hall, que consiste na eletrólise ígnea da alumina (Al₂O₃) proveniente da bauxita.

O mineral de alumínio é bauxita, que é óxido de alumínio e hidrato impuro Al₂O₃ · nH₂O

Inicialmente a bauxita é purificada, pelo processo de Bayer, formando a alumina (Al₂O₃).

A alumina é dissolvida em criolita (Na₃AlF₆) fundida e eletrolisada a cerca de 1.000 °C.



O alumínio é um metal extremamente versátil. Ele pode ser prensado, curvado, enrolado, moldado, estruturado, dando origem às mais variadas formas.

Sua baixa densidade torna-o útil na construção de aeronaves e está sendo cada vez mais utilizado nas indústrias automobilísticas para obter veículos mais leves. É utilizado na fabricação de utensílios domésticos, como panelas, bacias, formas etc., e também na produção de fios para eletricidade.

2.10. Ferro (Fe)

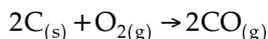
Ocorre na natureza sob a forma de minérios, como hematita (Fe₂O₃), magnetita (Fe₃O₄) e pirita (FeS₂).

O ferro é obtido industrialmente pela redução da hematita num alto-forno, através da siderurgia do ferro.

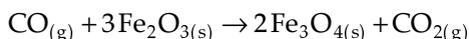
O alto-forno funciona continuamente e é carregado na parte superior, periodicamente, com minério de ferro, calcário (CaCO₃) e coque (carbono). O ferro fundido e a escória, um material semifundido constituído principalmente de silicatos, são drenados por aberturas de separação, que se encontram na parte inferior do forno.



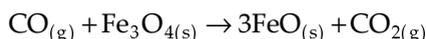
O ar quente injetado na parte inferior do alto-forno queima o carbono existente, formando monóxido de carbono (CO), o principal agente redutor no forno.



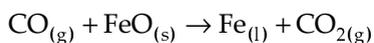
Se o minério for Fe_2O_3 , ele é reduzido pelo CO a Fe_3O_4 na parte superior do forno (300 °C).



O Fe_3O_4 vai aos poucos descendo para a parte inferior do forno onde é reduzido a FeO (600 °C).



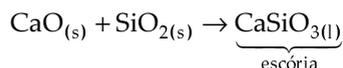
Na parte mais baixa do forno, FeO é reduzido a ferro (Fe) (de 800 a 1600 °C).



O calcário introduzido no forno sofre uma decomposição térmica.



Após ser produzido, $CaO_{(s)}$ reage com as impurezas de sílica e silicato, formando uma escória de silicato que é muito menos densa que o ferro, de modo que flutua e pode sair separadamente.



Parte da escória é utilizada para construção de estradas, blocos, pedras artificiais, fabricação de adubos etc.

O produto do alto-forno é o **ferro-gusa**, que contém até 5% de Si, P, Mn e S. Estas im-

purezas são geralmente oxidadas e removidas do ferro.

A purificação parcial fornece o ferro fundido, que ainda contém quantidades consideráveis de carbono.

O aço é o ferro que contém 0,1 a 1,5% de carbono

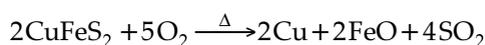
Ferro doce, ferro praticamente puro, contém menos de 0,1% de C.

Aços inoxidáveis são ligas resistentes à corrosão e que apresentam geralmente cromo e/ou níquel. Outros metais, incluindo vanádio, titânio e manganês, podem ser também usados em aços.

2.11. Cobre (Cu)

Ocorre na natureza tanto no estado nativo (Cu), como na forma de minérios, Cu_2S (calcocita), Cu_2O (cuprita), $CuFeS_2$ (calcopirita) etc.

A obtenção do cobre pode ser feita a partir de sulfetos, aos quais se faz a ustulação do minério concentrado por flotação.



O cobre assim obtido apresenta uma pureza de 97 a 99%.

Para se obter o cobre com aproximadamente 99,99%, faz-se uma purificação por eletrólise (cobre eletrolítico).

O cobre eletrolítico é usado em fios de electricidade.

A liga de latão é uma mistura de Cu e Zn, e a liga de bronze é Cu e Sn.

