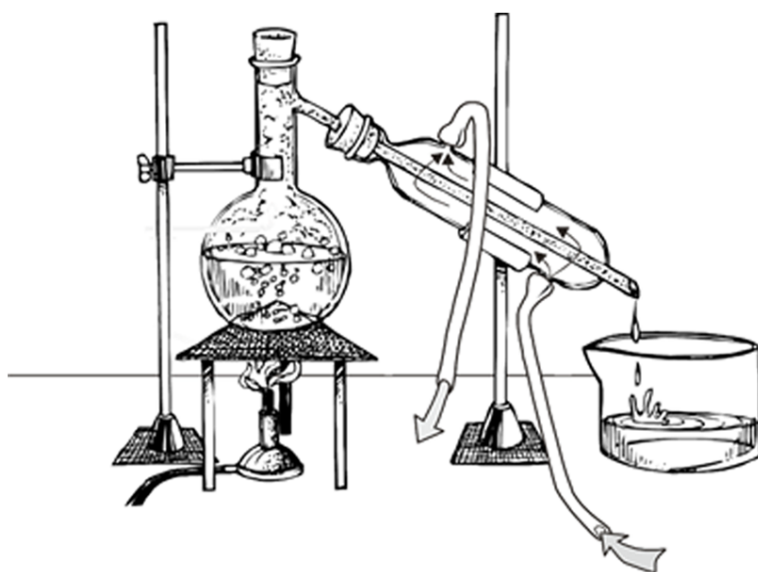




República de Moçambique
Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano
Instituto de Educação Aberta e à Distância

QUÍMICA



MÓDULO 1

Venda proibida

PESD I

Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo



Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo

PESD I

Módulo 1 de Química

Moçambique – 2023

Ficha Técnica

© Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano

Título:

Módulo 1 de Química

Direcção Geral:

- Manuel José Simbine (Director Geral)
- Luís do Nascimento Paulo (Director Geral Adjunto)

Coordenação:

-
- Castiano Pússua Gimo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Elaboração:

-
- | | |
|------------------------|-------------------|
| • Amadeu Afonso | • Aníbal Filimone |
| • Castiano Pússua Gimo | • Marcelino Arame |

Revisão Instrucional:

-
- Armando Machaieie

Revisão Científica:

-
- Estevão Bento Cocho
 - Elina A. Raimundo

Revisão Linguística:

-
- Elísio Sansão Miambo

Ilustração:

-
- | | | |
|--------------------|---------------|------------------|
| • Dionísio Manjate | • Félix Mindú | • Hermínia Langa |
|--------------------|---------------|------------------|

Maquetização:

-
- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| • Flávio Joaquim Cordeiro | • João António Siquisse |
| • Hermínio Andrade Banze | • Júlio Ernesto Melo Ngomane |

Impressão:

Caro(a) aluno(a),

Seja bem-vindo/a ao Programa do Ensino Secundário à Distância (PESD) do primeiro ciclo, abreviadamente designado PESD1.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano (MINEDH) coloca em suas mãos os materiais de aprendizagem, especialmente concebidos e elaborados para que você, independentemente do seu género, idade, condição social, ocupação profissional ou local de residência, possa prosseguir com os estudos do Ensino Secundário, através do Programa do Ensino Secundário à Distância (PESD), desde que tenha concluído o Ensino Primário.

Este programa resulta da decisão do Governo de Moçambique de oferecer no Sistema Nacional de Educação (SNE) o Ensino Secundário, no país, em duas modalidades: Ensino Presencial e Ensino à Distância, expandindo, assim, o acesso à educação a um número cada vez maior de crianças, jovens e adultos moçambicanos, como você.

Ao optar por se matricular no PESD1, você vai desenvolver conhecimentos, habilidades, atitudes e valores definidos para o graduado do 1º ciclo do Ensino Secundário, que vão contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do País.

Para a implementação deste programa, o MINEDH criou Centros de Apoio à Aprendizagem (CAA), em locais estrategicamente escolhidos, onde você e os seus colegas dever-se-ão encontrar periodicamente com os tutores, que são professores capacitados para apoiar a sua aprendizagem, esclarecendo as dúvidas, orientando e aconselhando-o na adopção de melhores práticas de estudo.

Estudar à Distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de aprendizagem, estimulando em si a necessidade de muita dedicação, boa organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo, determinação nos estudos. Por isso, fazemos votos de que se empenhe com afinco e responsabilidade para que possa, efectivamente, aprender e poder contribuir para um Moçambique sempre melhor.

Bons Estudos!

Maputo, aos 18 de Janeiro de 2024



CARMELITA RITA NAMASHUNGA

MINISTRA DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

ÍNDICE

INTRODUÇÃO	5
I. SOBRE O PESD 1.....	5
II. SOBRE A DISCIPLINA DE QUÍMICA.....	5
III. PROCESSO DE ESTUDO	5
IV. AVALIAÇÃO.....	6
V. ÍCONES	7
INTRODUÇÃO AO MÓDULO.....	8
LIÇÃO Nº 1: QUÍMICA E A SUA APLICAÇÃO.....	9
LIÇÃO Nº 2: LABORATÓRIO DE QUÍMICA.....	17
LIÇÃO Nº 3: MATÉRIA: CLASSIFICAÇÃO	33
LIÇÃO Nº 4: PROPRIEDADES DA MATÉRIA.....	42
LIÇÃO Nº 5: MUDANÇAS DE ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA.....	50
LIÇÃO Nº 6: MISTURAS: TIPOS DE MISTURAS	58
LIÇÃO Nº 7: MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÉNEAS	66
LIÇÃO Nº 8: MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÉNEAS	73
LIÇÃO Nº 9: ÁTOMO.....	81
LIÇÃO Nº 10: ESTRUTURA DO ÁTOMO	86
LIÇÃO Nº 11: ELEMENTO QUÍMICO	94
LIÇÃO Nº 12: MOLÉCULAS	102
LIÇÃO Nº 13: DISTRIBUIÇÃO ELECTRÓNICA.....	110
LIÇÃO Nº 14: MASSA ATÓMICA E MOLECULAR	118
LIÇÃO Nº 15: ISÓTOPOS E ISÓBAROS	127
LIÇÃO Nº 16: FENÓMENOS FÍSICOS E QUÍMICOS.....	132
LIÇÃO Nº 17: REACÇÕES QUÍMICAS	137
LIÇÃO Nº 18: TIPOS DE REACÇÕES QUÍMICAS.....	146
LIÇÃO Nº 19: LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA	151
LIÇÃO Nº 20: CÁLCULO DO NÚMERO DE MOLES E NÚMERO DE PARTÍCULAS....	159
LIÇÃO Nº 21: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	170
LIÇÃO Nº 22: VOLUME MOLAR DOS GASES.....	180
TESTE DE PREPARAÇÃO DO MÓDULO 1	188
CHAVE DE CORRECÇÃO.....	191
BIBLIOGRAFIA.....	192

INTRODUÇÃO

Caro (a) aluno (a), seja bem-vindo ao Programa do Ensino Secundário à Distância - PESD, uma opção de aprendizagem que lhe permite prosseguir com seus estudos pós-primários, para concluir o nível secundário.

A seguir apresentamos algumas informações que você deve conhecer antes de iniciar o seu estudo.

I. Sobre o PESD 1

Neste programa, você tem a oportunidade de estudar o primeiro ciclo do Ensino Secundário, mediante a leitura dos módulos auto-instrucionais, de forma individual, respeitando o seu ritmo próprio, para que depois de completar a aprendizagem dos conteúdos programados, seja submetido aos exames nacionais, cujos resultados positivos permitirão que você receba um certificado de conclusão do ciclo.

Neste programa, a sua aprendizagem será feita por ciclo, sendo que irá receber um conjunto de módulos de todas as disciplinas que compõem o primeiro ciclo do ensino secundário (7ª, 8ª ou 9ª classes), não se distinguindo cada uma destas três classes. Por essa razão, ao concluir o estudo deste conjunto de módulos, terá concluído o estudo do ciclo todo, estando habilitado a realizar os exames da 9ª classe.

II. Sobre a disciplina de Química

Neste ciclo, os conteúdos de **Química** estão estruturados em 4 (quatro) módulos. Cada módulo é constituído por um conjunto de lições.

Cada lição tem a seguinte estrutura: o título da lição, os objectivos, o tempo de estudo, o desenvolvimento (no qual encontramos a explicação dos conceitos, a demonstração de experiências e actividades), os exercícios, o resumo e a chave de correcção. Poderá encontrar o glossário, isto é, o significado de algumas palavras, no fim da lição.

III. Processo de estudo

O processo de estudo no PESD inicia depois de você receber um conjunto de orientações sobre o funcionamento da aprendizagem no ensino à distância, que são dadas no Centro de Apoio à Aprendizagem (CAA) pelo respectivo Gestor. Assim, você receberá, no máximo, dois módulos, dando início ao seu estudo. O estudo é de carácter individual e consiste na leitura dos conteúdos existentes nos módulos.

Para efeitos de registo de notas pessoais (sistematização de informação, resumo das lições, resolução de actividades e exercícios, testes de preparação, incluindo anotação de dúvidas), você deverá usar um caderno. O caderno o ajudará a ser planificado e organizado no seu estudo.

A actividade de leitura faz parte do processo de estudo. Ela prepara a você a ganhar habilidade de leitura observando as regras de entoação, pausa e ritmo adequado.

Sendo assim, a actividade de leitura expressiva nas diferentes tipologias textuais previstas, nesta disciplina, deve ser feita e caberá ao seu tutor, ao longo do processo de seu estudo, a responsabilidade de programar, acompanhar e aferir o nível de atingimento dos objectivos programáticos traçados para este nível.

IV. Avaliação

No Ensino à Distância a avaliação faz parte do processo de aprendizagem. Sabe por quê? Ela estimula o seu interesse pela matéria e ajuda-lhe a medir em que medida está ou não a progredir na aprendizagem.

Por esta razão, ao longo e no final dos módulos aparecem actividades avaliativas, em diferentes formatos ou com diferentes nomes: *exercícios, actividades, experiências, resumos e testes de preparação*. Você deve resolver cada uma delas.

Depois de resolver um determinado tipo de actividade avaliativa, para você certificar-se se resolveu bem ou não, deverá consultar a Chave de correcção disponível logo após a actividade ou no fim do módulo.

Nas últimas páginas do módulo, vai encontrar um conjunto de questões denominadas “Teste de Preparação”, que serve para verificar o seu nível de assimilação dos conteúdos aprendidos no módulo e ao mesmo tempo que lhe prepara para a realização do Teste de Fim de Módulo (TFM).

O TFM é o teste ou prova que você irá realizar no fim de cada módulo no CAA, vigiado pelo gestor ou tutor. A nota obtida no TFM serve de base para efeito de admissão ao exame.

No fim do ciclo, realizará um Exame Nacional, com base no qual, tendo aproveitamento positivo, ser-lhe-á emitido um certificado de conclusão do 1º ciclo do Ensino Secundário.

V. Ícones

Ao longo do módulo, você irá encontrar alguns símbolos gráficos com os quais se deve familiarizar antecipadamente, para a facilitação do seu estudo. Sempre que vir determinado ícone terá conhecimento prévio do que deve acontecer.

			
Glossário	Desenvolvimento	Exercícios	Reflexão
			
Tempo	Resumo	Chave de correção	Actividade de grupo
			
Objectivos	Discussão	Estudo de caso	Teste de preparação
			
Note	Dica	Ajuda	Experiências
			
Vídeo	Áudio		

INTRODUÇÃO AO MÓDULO

Seja bem-vindo, caro (a) aluno (a), ao estudo do módulo **1** da disciplina de **Química** do Programa do ensino Secundário à Distância para o primeiro ciclo, PESD1.

Este módulo é constituído por **3 (três)** unidades temáticas, subdivididas em lições, respectivamente:

Unidade 1: Introdução ao estudo da Química. E, compreende as lições 1 a 2;

Unidade 2: Matéria e suas propriedades. Que integra as lições 3 a 8;

Unidade 3: Estrutura da matéria e reacções químicas. Referente às lições 9 a 22.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 1: Química e a sua aplicação

Introdução

Seja bem-vindo, caro(a) aluno(a), ao estudo na nossa primeira lição de Química. Certamente que está com muita expectativa em saber de que trata esta disciplina de Química que vai passar a estudar pela primeira vez. Mas não se preocupe, pois, alguma informação é já de seu conhecimento resultante da aprendizagem na disciplina de Ciências Naturais, no ensino primário.

Falar de Química é quase sinónimo de falar da nossa vida. É difícil imaginar o que seria da nossa vida sem ela, uma vez que está presente em todas áreas da vida, de diferentes formas.

Assim, vamos nesta primeira lição partilhar consigo o historial que está por detrás do surgimento da Química, a sua importância bem como as áreas com que ela se relaciona. Desejamos-lhe, desde já, muita dedicação e empenho na sua aprendizagem.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir o conceito de Química;
- Descrever a história do surgimento da Química como ciência;
- Mencionar as aplicações da Química na ciência e na técnica;



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



O que é a Química?

A resposta a esta pergunta terá melhor enquadramento se, primeiro, partilharmos consigo a história que deu origem à Química.

Uma das grandes preocupações que o homem sempre teve e continua até então, é o desejo de melhor conhecer o mundo, a Natureza em que ele vive, podendo explicar os fenómenos que ocorrem no seu dia-a-dia. Ao conhecimento que visa compreender verdades ou leis naturais para explicar o funcionamento das coisas e do universo em geral, chama-se **ciência**.

Se a ciência visa o conhecimento da Natureza no seu todo, sendo esta bastante complexa, foram criadas pequenas categorias de “ciência”, tendo cada uma a responsabilidade de explicar uma área

específica da natureza. É por isso que encontramos a Sociologia, a Biologia, a Geografia, a Astronomia, a Física, a Electrónica, a Química, entre outras.

Certamente que se lembra que no ensino primário aprendeu a disciplina de Ciências Naturais. A Química, juntamente com a Física, a Geografia e a Biologia, constitui um ramo das **Ciências Naturais**, que são ciências dedicadas ao estudo da Natureza. Acreditamos que você se lembra do que estudou nessa disciplina.

Então, o que estuda a Química?

A palavra **Química** deriva do Latim *Chimia*, que provém do árabe e grego, de um vocabulário egípcio *Kem*, que significa *negro*, em alusão à magia negra. Acreditava-se que determinadas transformações como a produção de metais, de objectos de cerâmica, de vidro e tijolos fosse reflexo da magia negra.

Definimos a Química da seguinte forma:

Química - é uma ciência que estuda as substâncias e as suas transformações.

Para você entender o alcance desta definição basta lembrar que, para se obter os combustíveis (petróleo, gasolina), os medicamentos (paracetamol, hidróxido de alumínio, aspirina), os detergentes, os tecidos sintéticos (tecidos obtidos artificialmente), os objectos de plástico (bacias, pratos, cordas, tubos de canetas), o papel, as tintas, os insecticidas, as bebidas alcoólicas, etc., tudo resulta das transformações químicas.

Então, já imaginou o que seria a nossa vida sem a Química?

A Química estuda a estrutura das substâncias, a sua composição, as propriedades (características), as leis que regulam o processo de transformação das substâncias, bem como a importância destas para a sociedade. Portanto, este é o **objecto de estudo da Química**.

O estudo da Química, à semelhança da Física, baseia-se na realização de experiências, como forma de comprovar a transformação em causa. Assim, as duas são chamadas **ciências experimentais**.

A maior parte das experiências é realizada em locais especiais chamados laboratórios. O laboratório é uma casa equipada com vários materiais e equipamentos que permitem experimentar até tirar a prova da transformação. No laboratório pode-se repetir a experiência quantas vezes forem necessárias.

Ao longo do estudo dos diferentes módulos de Química recomendaremos para que você realize algumas experiências em sua casa, desde que o material e as substâncias envolvidas sejam de fácil aquisição para si.

Para a materialização dos processos e transformações das substâncias, a Química serve-se das outras disciplinas. Vejamos a seguir, a relação da Química com as outras ciências.

Relação da Química com as outras ciências

Muitas transformações que ocorrem em Química não aconteceriam sem a colaboração das outras ciências. Assim, ela tem relação com a Física, a Biologia, a Matemática, a Geografia, etc.

Relação com a Física

Da relação com a Física, a Química serve-se:

- das grandezas físicas para medir as quantidades envolvidas nas transformações;
- das técnicas e aparelhos para a realização de experiências;
- desvio de radiações magnéticas;

Relação com a Biologia

Da relação com a Biologia, a Química serve-se:

- na produção de medicamentos;
- para identificar as enfermidades que requeiram determinado produto químico para a cura;
- para a produção de adubos, herbicidas, inseticidas e fungicidas, a Biologia oferece à Química suporte necessário para o efeito;
- transformações que ocorrem em organismos vegetais e animais;
- na realização da fotossíntese que expressa uma transformação química.

Relação com a Matemática

A Química serve-se da Matemática:

- para determinar ou calcular as quantidades das substâncias necessárias para uma certa transformação, evitando desperdícios (através de cálculos estequiométricos);
- estimar os tamanhos dos recipientes que devem ser usados nas experiências.

Relação com a Geografia

A Química serve-se da Geografia:

- no estudo da camada de ozono;

- localização dos minérios e jazigos de gás, petróleo bruto, carvão;
- identificação de tipo de solos e a respectiva localização perante necessidades de adubação;
- aspectos relativos à poluição do ambiente.

Muito bem, caro(a) aluno(a), como pode ter percebido, a Química consegue ter o impacto social que tem graças à colaboração e uso das técnicas das outras ciências. Por seu turno, as outras ciências também se servem da Química para a materialização da sua atribuição. O esquema abaixo sistematiza a relação entre as disciplinas.

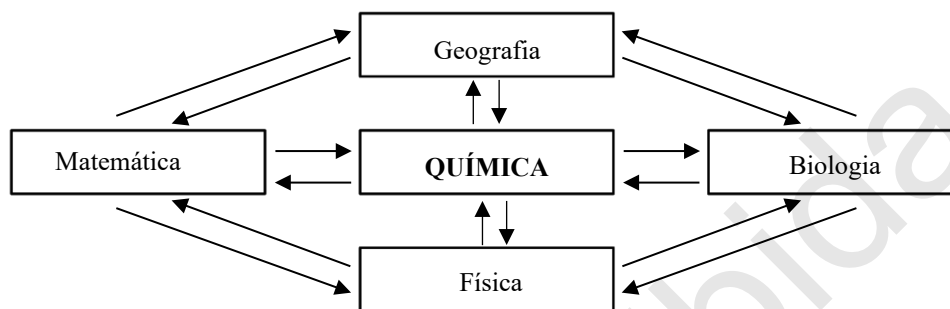


Fig. 1 – Esquema da sistematização da relação entre as disciplinas

História do surgimento da Química

A história do surgimento da Química remonta os tempos primitivos, caracterizados por práticas anteriores a ela, que eram realizações que se equiparam ao que mais tarde se tornou em Química.

Por exemplo, 400 anos a.n.e, os povos da Mesopotâmia já usavam ligas metálicas para melhoria dos utensílios domésticos e armas; Os povos egípcios já fabricavam o vidro, a porcelana, o papiro, medicamentos, perfumes, cerveja e já mumificavam corpos para a sua conservação.

Mais tarde, Aristóteles popularizou a ideia “toda a matéria é constituída por 4 elementos – terra, ar, água e fogo”.

De 300 anos a.n.e a 1500 d.c, surgiu no Egipto uma corrente conhecida como Alquimia. Esta corrente abarcava várias áreas como ciências, religião, astrologia e medicina, tendo como propósito encontrar a Pedra Filosofal ou exilir da longa vida e ter a vida eterna.

Na transição da Alquimia para a Química como ciência (séc. XVIII e XIX), destacam-se os nomes de Robert Boyle e Antoine Laurent Lavoisier. Este último foi o primeiro a dar o carácter experimental ao desenvolver métodos de medição que melhor permitiam o conhecimento de alguns fenómenos, que culminaram com a descoberta do oxigénio e da Lei de Conservação de Massa.



Fonte: <https://static.manualdaquimica.com/>

Fig.2 - Antoine Lavoisier (1743-1794)

A Química como ciência consolida-se com os trabalhos de John Dalton (descoberta do átomo), Amedeo Avogadro (molécula), Dimitri Ivanovitch Mendeleev (Tabela periódica).



<https://goianinha.org/>

Fig.3 - Amedeo Avogadro (1776-1856)

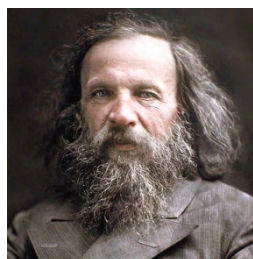


Fig. 4 – Dimitri Ivanovitch Mendeleev (1834-1907)

Com este breve historial do surgimento da Química pode perceber que ela não existiu como ciência desde sempre, diferentes cientistas se notabilizaram pelos seus feitos e que vieram a dar lugar ao que hoje chamamos de Química, como ciência.

Importância da Química

A Química tem aplicação em várias áreas da nossa vida, sendo de destacar:

- ❖ **Em casa** – na preparação e conservação dos alimentos, na higiene individual e colectiva.
- ❖ **Na Indústria e Tecnologia**
- ✓ **Alimentar** – produção de lacticínios (leite, queijo), sumos, conservas. Veja a figura que segue.



Fig. 5 – Produção de leite

- ✓ **Farmacêutica** – na produção de medicamentos.
- ✓ **Têxtil** – na produção de tecidos. Veja a figura que se segue.

Fig. 6 – Indústria têxtil



✓ **Metalúrgica** – na produção de metais (empresa de alumínio).

✓ **Petroquímica** – produção de combustíveis como o petróleo, gasolina, gasóleo.



Fig. 7 – Refinaria de petróleo

✓ **Cosméticos** – produção de perfumes e outros produtos de beleza.

✓ **Plásticos** – produção de sacos e outros objectos como tubos, tigelas, bolas. Veja a figura que se segue.



Fig. 8 – Artigos plásticos

✓ **Borracha** – produção de pneus, chinelos.

✓ **Papel** – produção de diversos utensílios como cadernos, revistas, livros.

✓ **Cinematografia** – produção de filmes para fotografia, filmagens.

❖ Na saúde

Em análises clínicas, testes de malária, HIV-SIDA, tuberculose; investigação de doenças, de medicamentos; prevenção de doenças, como na produção de vacinas; tratamento da água para obtenção de água potável. Veja a figura que se segue.



Fig. 9 – Caixa de comprimidos

❖ **Serviços públicos** – no controlo da poluição do meio ambiente.

❖ **Agricultura e Pecuária**

Na produção de adubos (fertilizar machambas), pesticidas (combater doenças e pragas), rações para animais.

Muito bem, chegado a esta etapa, procure se certificar do nível de assimilação do que acabou de aprender. Para tal responda às questões que se seguem. Atenção, evite espreitar as soluções antes de você mesmo responder.



Exercícios

1. Faça corresponder as duas colunas estabelecendo correlações correctas entre as áreas e a aplicação:

Área	Aplicação
1. Borracha	a) produção de medicamentos, vacinas.
2. Cinematografia	b) produção de sacos e outros objectos como tubos, tigelas, bolas.
3. Plásticos	c) Produção de filmes
4. Têxtil	d) produção de pneus, chinelos.
5. Saúde	e) produção de tecidos

2. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) A Química como ciência teve seu início com os trabalhos de Antoine Lavoisier ao introduzir métodos de medição.
 - b) A Biologia, Física, Matemática e Química fazem parte das ciências Naturais
 - c) A Química ocupa-se do estudo das substâncias e suas transformações.
 - d) A Física, Química, Biologia e Geografia fazem parte das Ciências Naturais.

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue.



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que:

A Química é uma ciência que estuda as substâncias e as suas transformações.

Ela tem como objecto de estudo a estrutura, a composição, as propriedades e as leis que regulam o processo de transformação das substâncias, bem como a importância destas para a sociedade.

A Química faz parte das ciências naturais e tem relação com outras disciplinas, como por exemplo, a Matemática, Física, Biologia, Geografia. Ela tem muitas aplicações na sociedade no geral, facto que podemos elucidar nas áreas como na agricultura, na indústria e técnica, na saúde, nos serviços públicos, em casa, na área de combustíveis, na transformação alimentar, na obtenção de plásticos, medicamentos, etc.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição. Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder os exercícios.



Chave de correcção

1. 1.d), 2.-c), 3.-b), 4.-e), 5.-a)
2. a)-V, b)-F, c)-V, d)-V

LIÇÃO Nº 2: Laboratório de Química

Introdução

Na lição anterior afirmamos que embora desde o tempo primitivo houvesse práticas relacionados à Química, apenas muitos anos mais tarde é que passamos a ter a Química como ciência, com a contribuição de Lavoisier. Igualmente referimos que o estudo da Química se baseia na realização de experiências, como forma de comprovação das transformações das substâncias. E as experiências são realizadas em locais designados laboratórios.

Nesta lição, vamos partilhar alguns detalhes sobre o que é um laboratório, qual é o material com que deve estar equipado, as regras e normas de higiene e segurança que devem ser observadas na realização de experiências químicas, bem como a forma de apresentação dos resultados da realização de uma experiência.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Aplicar as regras e normas de higiene e segurança na realização de experiências químicas;
- Usar a estrutura de relatório para descrever experiência química.



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Laboratório de Química

O que é um laboratório de Química?

Quando estamos doentes e nos dirigimos ao Hospital, encontramos uma sala em que se faz a triagem ou diagnóstico, em função dos sintomas (as manifestações) e, posteriormente, somos orientados para nos dirigirmos à sala onde se faz o tratamento de feridas, ou noutro para saber se temos malária ou outra doença, etc.

Em casos em que se suspeita que tenhamos malária, existe uma sala específica, com equipamento especial que permite comprovar se temos malária ou não. Certamente que você conhece o local a que nos referimos. É um laboratório hospitalar.

Pode-se encontrar este tipo de laboratórios em algumas escolas secundárias, em universidades e em empresas dos vários ramos de aplicação da Química.

Então, o que é um laboratório de Química?

Laboratório de Química – é uma sala ou espaço físico devidamente equipado com equipamentos próprios para a realização de experiências e pesquisas científicas diversas. Veja a figura que se segue.



Fig. 10 – Interior de um laboratório

A realização de experiências em laboratórios por vezes envolve alguns riscos de ordem diversa (substâncias tóxicas, procedimento perigoso, etc.), daí que se exige a observância de normas, regras e procedimentos com vista a minimizá-los. E é por isso que para a realização da experiência em um laboratório, deve existir um profissional especializado (técnico de laboratório) que conhece essas normas. Existe, entretanto, possibilidade de realizar experiências fora do laboratório, dependendo da sua natureza e é por isso que afirmamos que você poderá realizar algumas experiências em casa.

Normas de segurança no laboratório de Química

Guia de segurança no laboratório de Química em geral

As indicações que se seguem são muito importantes para poder trabalhar no laboratório com segurança, pelo que se recomenda que as leia com atenção e as siga escrupulosamente:

- Ter sempre presente que o laboratório é um local de trabalho sério e de risco potencial;
- Conhecer a localização das saídas de emergência, dos extintores, da caixa de primeiros socorros e os restantes equipamentos de protecção;
- Conservar as bancas arrumadas e limpas, o chão limpo e seco;
- Fazer uma verificação periódica do estado de conservação das condutas e da tubagem de todo o material existente no laboratório;
- Usar óculos de protecção, luvas apropriadas e máscaras sempre que as situações assim o aconselharem;
- Usar sempre uma bata, não só para proteger a roupa, mas sobretudo para proteger a pele;
- Usar sempre calçado fechado;
- O cabelo, quando comprido, deve estar devidamente amarrado;

- Antes de se manusear qualquer substância, deve-se ler atentamente o rótulo, tomar conhecimento dos riscos possíveis e cuidados a ter na sua utilização;

- Antes do início de qualquer trabalho laboratorial, deve-se ter o cuidado de fazer uma preparação correcta, lendo os produtos e assinalando todas as precauções a tomar;

- Lavar as mãos com frequências durante e no fim do trabalho laboratorial;
- Usar pinças ou luvas apropriadas para manuseamento do material que foi aquecido;
- Verificar sempre se não existem solventes inflamáveis nas proximidades antes de acender qualquer chama e, reciprocamente, não utilizar solventes inflamáveis sem antes confirmar a inexistência de chamas;

- Manusear todos os reagentes químicos com cuidado;
- Colocar as tampas ou rolhas em todos os frascos e garrafas imediatamente após o seu uso;
- Utilizar o nicho de exaustão sempre que haja produção de gases ou vapores nocivos;
- Limpar de imediato qualquer quantidade de reagente derramado, especialmente próximo de balanças ou prateleiras de reagentes;

- Evitar chamas desnecessárias;
- Apagar/desligar o bico de Bunsen ou outra fonte de calor quando não estiver a ser utilizado;
- Em caso de incêndio, nunca deitar água sobre um solvente orgânico em chama;
- Apagar o fogo com a manta ou com um extintor. Não se esqueça de desligar sempre o quadro eléctrico;

- Nunca pipetar com a boca: usar pêra ou pompete, macro controlador de pipetas, entre outras;
- Nunca provar ou cheirar directamente soluções ou produtos químicos;
- Não comer nem beber ou fumar no laboratório;
- Não usar anéis durante as experiências laboratoriais;
- Nunca realizar experiências não autorizadas;
- Nunca deixar um recipiente com um reagente sem rótulo ou com o rótulo danificado.

Substitua-os sempre que for necessário;

- No final do trabalho todos os equipamentos e reagentes utilizados devem ser devidamente arrumados;

- Verificar, no final do trabalho, se as torneiras de abastecimento de água e de gás estão fechadas e os aparelhos eléctricos desligados;

- Todos os acidentes devem ser comunicados de imediato à direcção da escola e serem objecto de relatório.

As normas sobre a técnica da segurança durante as experiências químicas

a. Nas experiências sobre químicos tóxicos

No laboratório de química há muitos produtos químicos tóxicos como o mercúrio (causando complicações nervosas e queda de dentes...), fósforo branco (causando queimaduras), os compostos de cianeto, o gás carbónico (se o gás carbónico ocupar 1% do volume do ar pode causar a morte), o gás de sulfureto de hidrogénio (quem respira o ar contendo 1,2 mg do gás de sulfeto de hidrogénio por 1 litro do ar durante 10 minutos pode morrer), o gás de peróxido de nitrogénio, o gás de dióxido de enxofre, o gás amoníaco, o cloro, o bromo, o fenol, o metanol (se beber cerca de 10 ml de metanol, pode causar a cegueira). O benzeno e a gasolina também são químicos tóxicos. Por isso, tem de utilizá-los e cumprir cuidadosa e rigorosamente as seguintes regras:

- ✓ Deve realizar as experiências com os gases tóxicos nos nichos de exaustão ou em lugar ventilado e abrir as portas do laboratório. Só se deve usar uma massa mínima destes químicos para diminuir as suas emissões;
- ✓ Limpar de imediato qualquer quantidade de reagente derramado, especialmente próximo de balanças ou prateleiras de reagentes;
- ✓ Deve-se conservar o mercúrio dentro de frascos grossos, fechados e protegidos com uma camada fina de água sobre o mercúrio;
- ✓ Não usar as mãos para tirar o mercúrio. Quando o mercúrio derramar, tem de cobri-lo com enxofre em pó;
- ✓ Não se deve provar ou chupar os químicos tóxicos pela boca;
- ✓ Deve-se evitar cheirar o vapor do bromo e o gás de cloro e o contacto destes gases com os olhos e a pele.

b. Nas experiências sobre substâncias cáusticas e escaldantes

Há muitas substâncias cáusticas e escaldantes como soluções concentradas de ácidos, soluções concentradas alcalinas, alcalinos, fósforo branco, bromo, fenol, etc.

- ✓ Quando se estiver a utilizar estas substâncias, deve-se evitar que elas entrem em contacto com as mãos, a pele, a roupa e com os olhos. É necessário usar óculos para proteger os olhos.
- ✓ Não conservar soluções concentradas de ácido em frasco grande.
- ✓ Ao se diluir o ácido sulfúrico concentrado, deve-se vertê-lo devagar na água e agitar (não se faz o contrário).
- ✓ Ao aquecer soluções de substâncias cáusticas e escaldantes, tem de se cumprir com as regras de aquecimento dos químicos dentro de material de vidro (virar a boca do tubo de ensaio para o lado onde não estiverem pessoas).

c. Nas experiências sobre substâncias inflamáveis

As substâncias inflamáveis como álcoois, querosene, gasolina, éteres, benzeno, acetonas, etc, facilmente causam incêndios. Por isso, deve-se ter cuidado ao realizar as experiências sobre estas substâncias.

- ✓ Utilizar apenas uma massa pequena das substâncias inflamáveis;
- ✓ Não guardar frascos grandes contendo estas substâncias em cima da mesa do laboratório;
- ✓ Deve-se evitar que estas substâncias entrem em contacto com alguma fonte de ignição;
- ✓ Não conservar estas substâncias em frascos frágeis, partidos ou sem tampa;
- ✓ Não aquecer directamente as substâncias inflamáveis, mas sim aquecê-las através da água.
- ✓ Antes de adicionar álcool na lamparina de álcool, deve-se apagar a chama e usar o funil;
- ✓ Não usar uma lamparina para acender outra.

d. Nas experiências sobre substâncias explosivas

No laboratório, as substâncias facilmente explosivas são sais de clorato e nitrato. Quando se realizar experiências com estas substâncias, é preciso cumprir as seguintes regras:

- ✓ Evitar bater as substâncias explosivas ou colocá-las perto do fogo;
- ✓ Mexer cuidadosamente as misturas explosivas e usar a massa determinada.
- ✓ Não se deve realizar experiências sem equipamento de segurança;
- ✓ Antes de se queimar qualquer substância gasosa, por exemplo, o gás de hidrogénio, tem de se determinar a sua pureza para não criar uma mistura explosiva.

Primeiros socorros

a. No caso de ferimento

No caso de algum ferimento (por exemplo, corte da mão ou dedo) deve-se usar algodão para limpar o sangue e aplicar antissépticos (etanol de 90o, solução de permanganato de potássio diluída, álcool iodado, etc.). Depois cobrir a ferida. Se esta for grave, usa-se um cordão de borracha ou uma toalha pequena para cobri-la e chamar-se o médico.

b. No caso de queimaduras

No caso de:

- ✓ Uma queimadura ligeira, tapa-se a ferida com algodão humedecido e aplica-se uma solução de permanganato de potássio de 1%. Se a queimadura for grave, usa-se uma solução de maior concentração de permanganato de potássio.
- ✓ uma queimadura por um ácido concentrado, como por exemplo, ácido sulfúrico concentrado, lava-se a ferida da queimadura muitas vezes com a água e, depois, com uma solução de

hidrogenocarbonato de sódio de 10% . Não se deve lavar a queimadura com sabão.

- ✓ uma queimadura por uma solução alcalina concentrada, também deve-se lavar a ferida da queimadura muitas vezes com a água e, depois, com uma solução de ácido acético diluída de 5% ou vinagre.
- ✓ contacto de ácido com os olhos, deve-se, imediatamente, usar uma pisseta para projectar água ao olho atingido pelo ácido e, seguidamente, com uma solução de hidrogenocarbonato de sódio de 3%. Se a solução de contacto com a vista for alcalina, lava-se com solução de ácido bórico de 2%.
- ✓ uma queimadura por fósforo, molha-se, imediatamente, a queimadura com uma solução de permanganato de potássio, ou solução de nitrato de prata ou ainda, solução de sulfato de cobre. Depois, deve-se consultar um médico para tirar o resto do fósforo na queimadura. Não aplicar a vaselina à queimadura.
- ✓ uma queimadura por bromo líquido, lava-se imediatamente a queimadura com a água e, em seguida, com uma solução de amónio e continua-se a lavar a queimadura com uma solução de tiosulfato de sódio e, finalmente, aplicar vaselina à queimadura. *Deve-se sempre consultar um médico.*

c. No caso de uma intoxicação

No caso de:

- ✓ consumir ou beber substâncias tóxicas tais como o arsénio e seus compostos, deve-se forçar o vômito e, em seguida, beber uma solução de carvão activado ou, a cada 10 minutos, beber uma colher de solução de sulfato ferroso (uma parte de sulfato ferroso para três partes de água). É melhor utilizar uma solução de sulfato ferroso misturada com 20g de óxido de magnésio e 300ml de água. Depois dirigir-se rapidamente ao hospital.
- ✓ ingestão de compostos de mercúrio, também tem de se vomitar. Em seguida, deve-se beber leite misturado com clara de ovo e continuar a beber a solução de carvão activado.
- ✓ intoxicação por fósforo branco, deve-se beber uma solução de sulfato de cobre diluída (0,5g de sulfato de cobre com 1-1,5l de água) e, depois, beber água gelada. Não beber leite com clara de ovo ou óleo, porque estas substâncias dissolvem o fósforo.
- ✓ intoxicação por ácido cianídrico e sais de cianeto, tem de vomitar, depois beber uma solução de tiosulfato de sódio a 1%, fazer respiração artificial e usar água fria para aplicar na nuca do paciente. Finalmente dar ao paciente a solução de glucose, ou seja, açúcar para beber.
- ✓ intoxicação por gases tóxicos, imediatamente suspende-se a experiência, abrem-se todas as portas e janelas e procura-se um lugar ventilado. Simultaneamente, os frascos que contêm ou formam gás tóxico têm de ser mantidos dentro do nicho de exaustão ou fora. Ao paciente

intoxicado tem de se soltar o cinto, esfrega-se-lhe a cara e a cabeça com água e fazê-lo cheirar uma solução de amónio.

- ✓ intoxicação por vapores de cloro, bromo e sulfureto de hidrogénio é necessário levar o paciente para um lugar ventilado e fazê-lo respirar oxigénio puro.
- ✓ intoxicação por gás amoníaco, deve-se submeter o paciente a um bafo de vapor de água quente. Depois dá-se-lhe de beber uma mistura de água e sumo de limão ou vinagre.

d. Caixas de primeiros socorros

Os produtos que se encontram nas caixas de primeiros socorros destinam-se a ser usados no caso de primeiros socorros. Usualmente são:

- ✓ Álcool iodado de 5%;
- ✓ Solução de hidrocarbonato de sódio de 3%;
- ✓ Solução de amónio de 5%;
- ✓ Solução de ácido bórico de 2%;
- ✓ Solução diluída de permanganato de potássio de 2% a 3% (contido nos frascos castanhos);
- ✓ Solução concentrada de cloreto férrico;
- ✓ Solução diluída de ácido acético de 5%;
- ✓ Solução de sulfato de cobre de 5%;
- ✓ Os tipos de ligaduras;
- ✓ Gaze desinfectante.

Equipamentos e vidrarias utilizados em laboratório de química

Vários equipamentos e vidrarias são utilizados em laboratório de Química e o manuseio adequado destes é fundamental para o analista. Porém, o completo domínio de sua manipulação advém da experiência adquirida com a sua utilização.

A seguir apresentamos alguns equipamentos de uso comum no laboratório e suas aplicações.

Tubo de ensaio: Usado principalmente em testes de reacção.



Copo de Becker: Usado para aquecimento de líquidos, reacções de precipitação, etc.



Balão de Erlenmeyer: Usado para titulações e aquecimento de líquidos.



Balão de fundo chato:

Usado para aquecimento e armazenamento de líquidos.

**Balão de fundo redondo:**

Usado para aquecimento de líquidos e reações com desprendimento de gases.



Balão de destilação: Usado em destilações. Possui saída lateral para a condensação de vapores.



Funil de vidro: Usado em transferências de líquidos e em filtrações.



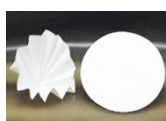
Frasco de reagentes: Usado para o armazenamento de soluções.



Conta-gotas: usada para transferência de pequenos volumes de substâncias no estado líquido.



Papel de filtro: Usado como meio filtrante quer em filtrações simples, quer em filtrações a pressão reduzida.



Funil de decantação: Usado para separação de líquidos imiscíveis de densidades diferentes.



Bureta: Usada para medidas precisas de líquidos.

**Balão volumétrico:**

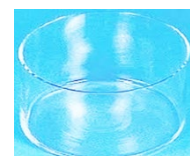
Usado para preparar e diluir soluções.



Vidro de relógio: Usado para cobrir copos de Becker em evaporações, pesagens, etc.



Bacia de vidro: Usada para banhos de gelo e fins diversos.

**Pipeta volumétrica:**

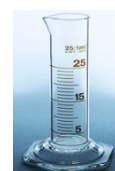
Usada para medir volumes fixos de líquidos.



Pipeta graduada: Usada para medir volumes variáveis de líquidos.



Proveta: Usada para medidas aproximadas de volume de líquidos.



Kitassato: Usado para filtração a vácuo.



Funil de Buchner: Usado para filtração a vácuo.



Vareta de vidro: Usada para agitar soluções, transporte de líquidos na filtração e outros.



Tubo de vidro: Usado para montagens de aparelhos, interligações e outros fins.



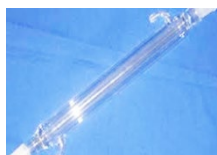
Aparelho de Kipp: Usado para produção de gases, tais como H_2 , CO_2 , ...



Picnômetro: Usado para determinar a densidade de líquidos ou sólidos.



Condensador: Usado para condensar os gases ou vapores na destilação.



Almofariz e pistilo: Usado para triturar e pulverizar sólidos.



Placa de Petri: usada para fins diversos.



Cápsula de porcelana: Usada para evaporar líquidos em soluções.



Dessecador: Usado para resfriar substâncias em ausência de umidade.



Bico de Bunsen: Usado em aquecimentos de laboratório.



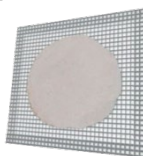
Lamparina de álcool: Usada em aquecimentos de laboratório.



Cadinho de porcelana: Usado para aquecimentos a seco no bico de Bunsen e Mufla.



Tela de amianto: Usado para distribuir uniformemente o calor em aquecimentos de laboratório.



Pêra ou Pompete: Usada para pipetar soluções.



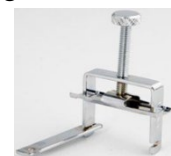
Pinça de madeira: Usada para segurar tubos de ensaio em aquecimento.



Pinça metálica Castelo: Usada para transporte de cadinhos e outros fins.



Pinça de Hoffman: Usada para impedir ou diminuir fluxos gasosos.



Pinça de Mohr: Usada para impedir ou diminuir fluxos gasosos.



Suporte universal.



Suporte para buretas: suporte de buretas com auxílio de suporte universal.



Anel para funil



Pisseta: Usada para lavagens, remoção de precipitados e outros fins.



Mufla: Usada para calcinações (até 1500°C).



Tripé de ferro: Usado para sustentar a tela de amianto.



Suporte para tubos de ensaio: suporte de tubos de ensaio.



Mufa: Suporte para a garra de condensador.



Espátulas: Usada para transferência de substâncias sólidas.



Escova de limpeza: Usada para limpeza de tubos de ensaio e outros materiais.



Estufa: Usada para secagem de materiais (até 200 °C).

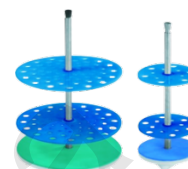


Triângulo de porcelana:

Usado para sustentar cadinhos de porcelana em aquecimento.



Suporte para pipetas: suporte de pipetas.



Garra metálica: Usada em filtrações, sustentação de peças, tais como condensador, funil de decantação e outros fins.



Termómetro: Usado para medição de temperatura.



Cronómetro: Usado para medir o tempo de reacções.



Sistema de destilação: Usado na separação de duas ou mais substâncias com base em suas diferentes volatilidades.



Balança de uso

rotineiro: para medidas da ordem de centenas de gramas a 0,01g.

**Balança analítica:**

para medidas da ordem de gramas a 0,0001g (ou menos).

**Manta eléctrica:**

Usada para gerar calor para promover o aquecimento de soluções.

**Colher de combustão:**

É utilizada para realizar pequenas combustões de substâncias ou observar o tipo de chama, reacção, etc.



Fig. 11 – Equipamentos e vidrarias utilizados em laboratório de química

Normas a observar no uso de materiais de vidro

- ✓ Ao aquecer materiais de vidro, **deve-se proceder devagar e uniformemente**. Não se deve aquecer materiais de vidro grosso e materiais graduados de vidro e, também, não meter água quente nestes materiais.
- ✓ Não conservar soluções alcalinas concentradas e soluções concentradas de ácido em frascos de vidro frágeis.
- ✓ Para as partes brutas (chaves, válvulas...), deve-se aplicar vaselina ou glicerina antes de se utilizar.
- ✓ Guardar separadamente os materiais de vidro em armários ou gavetas por forma a não tocarem ou se sobreponem.

Normas de manutenção dos materiais de vidro

Depois de se proceder à realização das experiências, é preciso lavar bem todos os materiais de vidro utilizados. Geralmente, existem dois métodos de lavar:

a. O método mecânico

O método mecânico é o mais comum. Neste, usa-se água fria ou água quente e escovas de lavagem apropriadas.

b. O método químico

Se não se conseguir limpar bem os materiais de vidro com água e escovas de lavagem, então utiliza-se produtos químicos específicos para lavar. Os químicos usados dependem de tipos de sujidade dentro dos materiais de vidro utilizados. Os passos de lavagem são:

- ✓ Primeiro, lavar os materiais de vidro com sabão.
- ✓ Se ainda restar qualquer resíduo, é preciso lavar com uma solução concentrada de ácido clorídrico ou solução concentrada de ácido clorídrico e quente.
- ✓ Em alguns casos, pode-se usar alguns solventes tais como benzeno, éteres, gasolina, etc.
- ✓ Depois de lavar com os químicos, os materiais de vidro devem ser lavados com água destilada. De seguida, colocam-se estes materiais dentro do forno de secagem.

Os produtos químicos no laboratório e sua classificação

Manipulação e armazenamento de produtos químicos

Os reagentes devem ser armazenados em locais próprios e ventilados, segundo as regras específicas que, quando não cumpridas, podem pôr em risco toda a segurança de laboratório. A manipulação de determinados produtos químicos poderá ser altamente perigosa, por isso, é necessário ter em consideração os cuidados que se seguem:

- ✓ A armazenagem dos produtos químicos deve ser planeada com conhecimento de riscos associados a cada um dos produtos;
- ✓ Nunca colocar os produtos no chão nem atrás das portas;
- ✓ Devem ser guardados em frascos com rótulos de modo claro e duradouro;
- ✓ Nunca armazenar nenhum produto sem identificação, a qual deve ser protegida com película plástica, transparente e adesiva a fim de evitar a sua destruição;
- ✓ Localizar os recipientes de ácidos concentrados nas prateleiras inferiores;
- ✓ Identificar a simbologia nacional e internacional usada na rotulagem de produtos, de forma a proporcionar o conhecimento das suas propriedades;
- ✓ Os reagentes inflamáveis devem estar afastados de qualquer fonte de ignição;
- ✓ Os reagentes sensíveis à água devem estar afastados dos pontos de água e em local seco;
- ✓ As soluções de hidróxidos inorgânicos devem ser guardadas em recipientes de polietileno;
- ✓ Os produtos peroxidáveis (que se alteram pela luz e pelo ar) devem ser colocados em local escuro, seco, fresco e guardados em recipientes escuros e à prova de ar;
- ✓ Os reagentes explosivos devem ser conservados em local próprio e nunca em recipientes de vidro;
- ✓ Os produtos que prejudicam a saúde, tais como os combustíveis, os explosivos e os tóxicos, devem ser de reconhecimento imediato e ter no rótulo o respectivo distintivo;
- ✓ Nas experiências devem ser utilizadas pequenas quantidades de produtos, tal como é indicado nas respectivas fichas;
- ✓ Depois de tirar as quantidades necessárias de produtos químicos, os frascos que os contêm devem ser, de imediato, fechados e colocados nos seus respectivos lugares;

- ✓ Os restos dos reagentes devem ser sempre eliminados com os cuidados próprios depois das indicações dadas pelo docente responsável.

Classificação de produtos químicos segundo a perigosidade

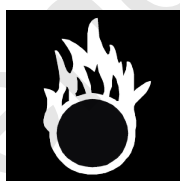
Relativamente aos riscos, importa considerar as seguintes classes de produtos químicos:

- **Tóxicos:** oferecem um elevado risco de envenenamento por inalação, absorção ou ingestão. Por exemplo: benzeno, mercúrio, tetracloreto de carbono. Estes produtos devem ser arrumados separadamente dos reagentes inflamáveis;
- **Corrosivos:** destroem os tecidos vivos. Incluem-se nessa categoria, a maior parte dos ácidos e das bases;
- **Inflamáveis:** entram facilmente em combustão. Por exemplo: acetona, álcool etílico, etc.;
- **Explosivos:** na sequência de um choque ou impacto, ou expostos ao calor, podem explodir. Por exemplo: peróxidos, perclorato de magnésio, dicromato de amónio, etc.;
- **Oxidantes:** podem iniciar reacções de oxidação. Por exemplo: peróxidos, nitratos, cloratos, percloratos, cromatos, dicromatos e permanganatos, etc.;
- **Reagentes sensíveis à água:** reagem facilmente com a água libertando gases e calor. Por exemplo: metais alcalinos, hidretos metálicos. Estes devem ser acondicionados ao abrigo da humidade;
- **Gases comprimidos:** Devem ser acondicionados fora do laboratório.

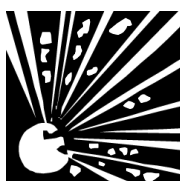
Alguns símbolos de perigo importantes:



Venenoso



Comburente



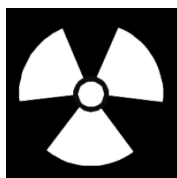
Explosivo



Nocivo



Corrosivo



Radioactivo



Inflamável

Fig. 12 – Alguns símbolos de perigo importantes

Equipamentos de Protecção Individual nos laboratórios

❖ Máscaras e respiradores (veja a figura ao lado):

- ✓ Máscaras e respiradores são equipamentos de protecção que têm como objectivo evitar a inalação de vapores orgânicos, névoas ou partículas finas.



Fig. 13 – Máscara

- ✓ No laboratório de Química, as máscaras e respiradores deverão ser utilizados nos seguintes casos: em operações de limpeza nos armazéns de produtos químicos e em procedimentos onde não seja possível a utilização de nicho de exaustão.

❖ Luvas: um dos equipamentos mais importantes, pois protege as partes do corpo com maior risco de exposição: as mãos.



Fig. 14 – Luvas

❖ Óculos de protecção:

- ✓ Óculos de protecção ou de segurança têm a função de proteger os olhos contra o espalhamento de produtos químicos e outros particulados.
- ✓ Os óculos de segurança com vedação são usados quando são manuseados produtos químicos perigosos ou corrosivos.



Fig. 15 – Óculos

❖ Batas:

- ✓ A bata deve ser utilizada no momento em que se entra no laboratório e retirado ao sair.
- ✓ Protege o professor/ aluno do espalhamento da substância manipulada no laboratório, mas é eficaz em exposições extremamente acentuadas, incêndios ou grandes derramamentos.
- ✓ A bata deve ser usada toda fechada e as suas mangas não devem ser dobradas ou arregaçadas.
- ✓ É muito importante que a bata seja retirada ao sair do laboratório e ela não deve entrar em contacto com outras roupas e objectos para não os contaminar, mesmo no momento da sua higienização.



Fig. 16 – Bata

❖ Toucas com elástico: as toucas com elástico são as mais indicadas, pois protegem os cabelos e as orelhas com conforto.



Fig. 15 – Toca

Estrutura de um relatório para experiências químicas

Depois da realização de uma experiência química, deve-se elaborar um relatório sobre a experiência realizada. Com efeito, recomenda-se a adopção da estrutura que se segue.

I. Capa de relatório:

- a) Nome da Escola
- b) Disciplina, tema e número da experiência
- c) Nome do aluno e do professor
- d) Data da elaboração do relatório

II. Índice

III. Corpo de relatório

1. Fundamentos teóricos ou introdução

São a base da teoria da experiência (tema), justificam-se, teoricamente, todos os fenómenos a serem observados durante os ensaios.

2. Título da experiência

Normalmente deriva do nome da experiência. Geralmente indica-se também o tipo da experiência (se é obtenção laboratorial, identificação, entre outros).

3. Objectivos

Indicação dos principais resultados que se pretendem alcançar na experiência. Os objectivos de cada experiência devem procurar realizar os de cada unidade temática. Devem ser claros, precisos, concisos e realizáveis.

4. Procedimentos

Geralmente são indicadas no guião das experiências, mas também podem ser solicitados em casos especiais. Neste passo indicam-se as actividades realizadas:

- a) Aparelhos e substâncias usadas;
- b) Esquema de montagem e legenda dos aparelhos;
- c) Observações feitas ou resultados obtidos.

5. Conclusões

Neste passo, faz-se a confrontação do fundamento teórico e dos resultados e/ou das observações feitas durante a experiência.



Exercícios

Caro(a) aluno(a), estamos no final da nossa lição. Dada a sua natureza que é de carácter informativo, cujo teor é para efeitos de consulta, não nos dignaremos apresentar uma auto-avaliação. Entretanto, recomendamos que faça a leitura e consulta sempre que se revelar necessário. Esperamos que venha a tirar bom proveito desta informação que não só serve para o trabalho laboratorial, como também para as nossas casas.

Caro aluno, ainda bem que já leu bem a sua lição, agora leia o resumo que se segue.



Resumo da lição

A Química é uma ciência experimental que tem o laboratório como local onde se realiza a comprovação das transformações químicas. O laboratório de Química é uma sala ou espaço físico devidamente equipado com equipamentos próprios para a realização de experiências e pesquisas científicas diversas. Devido ao perigo que determinadas experiências e alguns procedimentos apresentam, existe um conjunto de normas e regras que devem ser observadas quando se trabalha num laboratório de Química. O cumprimento das normas é extremamente importante para a salvaguarda da vida, por um lado, e, por outro, para garantir a eficácia das experiências. Maior parte do equipamento laboratorial é frágil pelo que deve ser manuseado com cautela e garantir a sua manutenção em local seguro. E, no fim da realização de alguma experiência química, deve-se produzir um relatório, cujo modelo encontra-se nesta lição.

LIÇÃO Nº 3: Matéria: classificação

Introdução

A palavra matéria, certamente que lhe desperta atenção, fazendo com que pense nos conteúdos aprendidos ou ensinados na aula. Muito bem, embora também seja, não é dessa a que nos propomos tratar nesta nossa lição.

A disciplina de Ciências Naturais dedica-se ao estudo dos fenómenos que ocorrem na Natureza. Por fazer parte das ciências Naturais, a Química dá o seu contributo na busca do saber sobre como é que esta natureza é constituída, quais são as características dos componentes da Natureza e como podemos distingui-los.

Assim, nesta lição, vamos poder esclarecer de que é feita a Natureza e, igualmente, vamos apresentar-lhe as diferentes categorias em que se pode classificar os seus componentes. Para tal, queremos convidar-lhe a dedicar sua maior atenção no que lhe apresentamos, uma vez tratar-se de aspectos que você já conhece, carecendo apenas de uma sistematização. Vamos a isso?



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir matéria;
- Classificar a matéria em substância e mistura.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo.

Recomendamos que depois de cada 45 minutos de estudo, faça um intervalo de pelo menos 10 minutos.



O que é matéria?

Olhando ao redor do local em que nos encontramos, certamente que observamos uma grande variedade de coisas que a Natureza nos oferece. Vemos, por exemplo, as pessoas, as casas, os carros, as árvores, os animais, as pedras, a areia, as nuvens, etc. Nas nossas casas, mais próximo de nós, encontramos ainda outras coisas: os pratos, as cadeiras, os livros, a esteira, a bola, o carvão, a faca, o telemóvel, o capim, etc.

A cada uma dessas coisas que encontramos na Natureza, dá-se o nome de **matéria**.

Matéria é tudo aquilo que existe na Natureza, que tem massa e ocupa espaço.

De entre os exemplos que apresentamos e tantos outros que você pode identificar ao seu redor, certamente notará existirem daqueles que as dimensões dessa matéria são enormes e variadas, mas dos outros tem-se a ideia fixa do seu tamanho, da sua forma, etc. Disso resulta que a matéria se apresenta sob forma de duas categorias: como **corpo** e como **substância**.

Como já afirmamos antes, uma madeira (porque existe, tem massa e ocupa espaço) é um exemplo de matéria e, como é de seu conhecimento, dela podemos fazer uma colher de pau usada na cozinha ou, então, fabricar uma cadeira. A água é um exemplo de matéria e dela pode resultar a pedra de gelo. Uma garrafa seja ela de vidro ou de plástico, também constitui exemplo de matéria.

A colher de pau, a cadeira, o gelo e a garrafa têm a particularidade de serem matéria com dimensões limitadas, diferentemente de falarmos de madeira, água e plástico ou vidro. Então, quando falamos de matéria que apresenta uma dimensão fixa, dizemos que essa matéria é um **corpo**.

Corpo é uma porção limitada de matéria.

Você sabe que o livro é feito de papel, a garrafa é feita de vidro ou de plástico, a bacia é feita de plástico ou de metal, a cadeira é feita de madeira, a pedra é feita de areia, o carvão é feito de madeira, o ar é feito de diversos componentes, a água é feita de hidrogénio e oxigénio, as chapas de zinco são feitas de zinco, a faca é feita de ferro, etc.

O papel, o vidro, o plástico, a madeira, a areia, o hidrogénio, o oxigénio, o zinco e o ferro são exemplos de matéria de que são feitos os corpos acima indicados. Portanto, a matéria de que é feito determinado corpo, chama-se **substância**.

Substância - é cada forma ou espécie de matéria que constitui a Natureza.

O corpo dá-nos a indicação da quantidade ou proporção da matéria existente, enquanto a substância dá-nos qualidade da matéria, no sentido daquilo de que ela é feita. O vidro (substância) faz a garrafa (corpo); a madeira (substância) faz a cadeira (corpo). Veja as figuras que se seguem.



Fig. 16 – Água é uma substância



Fig. 17 – Gelo é um corpo

Muito bem, caro(a) aluno(a), acreditamos que os conceitos matéria, corpo e substância estejam claros para si. E mais adiante terá a oportunidade de responder a algumas questões para certificar-se do seu nível de assimilação.

Provavelmente você se questione, será que o ar também é matéria? Ele existe, sim. Tem massa e ocupa espaço? Vamos, através da realização de uma experiência, sugerir-lhe que encontre a resposta.



Realizando Experiências

Prova de que o ar é matéria

Esta experiência você pode realizá-la em casa. Para o efeito, basta organizar o material abaixo. A segunda parte da experiência é aconselhável realizá-la onde não sobre muito ar.

Material

- ✧ Bacia ou panela
- ✧ Copo de vidro
- ✧ Água
- ✧ Dois balões iguais
- ✧ Uma corda ou linha fina
- ✧ Um pau ou régua plástica

Montagem e Realização

Parte I

- ✧ Encha uma bacia ou panela com água;
- ✧ Pegue num copo vazio e, de boca virada para baixo, pressione-o (empurre-o para baixo) na água da bacia;
- ✧ Incline o copo ligeiramente continuando a pressioná-lo com a mão. Observe.

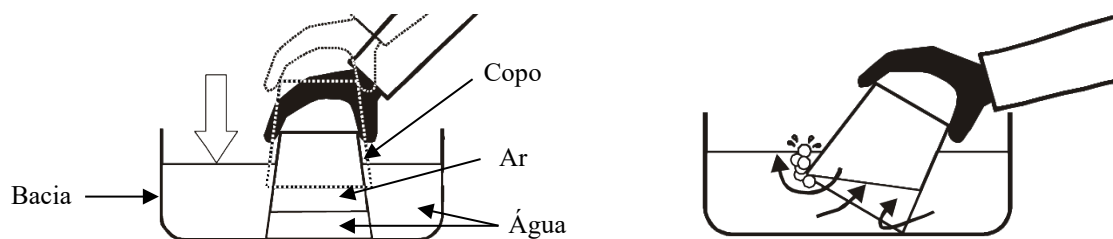


Fig. 18 – Experiência I: Prova de que o ar é matéria

Parte II

- ✧ Sopre, até encher um dos balões de ar e dê-lhe um nó para que não perca o ar;
- ✧ Amarre o pau ao ramo de uma árvore de forma a ficar equilibrado (mas também pode fazer dentro de casa, valendo-se de uma cadeira ou outra estrutura que sustente o pau);
- ✧ Amarre uma linha fina a cada um dos balões;
- ✧ Pendure o balão vazio numa das extremidades do pau já fixo;
- ✧ Pendure o balão cheio na outra. Observe.

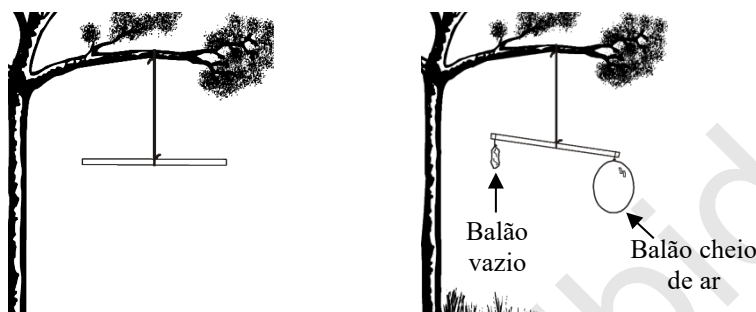


Fig. 19 – Experiência II: Prova de que o ar é matéria

Observação e explicação

Exactamente!

1. Decerto verificou que ao pressionar o copo na água, o copo afundou e apenas uma pequena parte de água entrou no copo;
2. Ao inclinar o copo, verificou que se libertaram bolhas de ar e a água entrou no copo, ocupando maior volume;
3. O pau se inclinou para o lado do balão com ar.

A água não penetra no copo na totalidade (Parte I) porque nele havia ar que ocupava parte do seu espaço interno. Devido à inclinação do copo, o ar saiu do copo (em forma de bolhas que borbulhavam) e a água entrou no copo, preenchendo o espaço anteriormente ocupado pelo ar.

A inclinação do pau para o lado do balão com ar, significa que o balão com ar é, de facto, mais pesado do que o vazio. Assim concluímos que o ar é matéria, pois ocupa espaço e tem massa.

Muito bem, acreditamos que, se duvidava, agora tem certeza de que o ar de facto é matéria.

Vamos prosseguir com a nossa lição abordando a questão da classificação da matéria.

Classificação da matéria

Como é de seu conhecimento, a água, o ar e a pedra são exemplos de matéria, porém com formas de apresentação muito diferentes umas das outras. Assim, a classificação da matéria é feita obedecendo a diferentes critérios, sendo de destacar:

- Quanto ao estado físico;
- Quanto à composição;
- Quanto à combustibilidade (capacidade de arder);
- Quanto à solubilidade (capacidade de se dissolver) em água; etc.

Vejam agora como se faz a classificação da matéria de acordo com estes critérios.

1. Classificação da matéria quanto ao estado físico

É já do seu conhecimento que existem três estados físicos da matéria fundamentais, nomeadamente: estado sólido, estado líquido e estado gasoso. Assim, a matéria pode-se apresentar nesses três estados físicos.

- **Estado sólido** - é caracterizada por apresentar forma e volume constantes. Podemos tomar como exemplos uma cadeira ou uma pedra;
- **Estado líquido** - apresenta forma variável (a sua forma depende do recipiente onde esteja contida) e tem volume constante. A água, o álcool, o óleo de cozinha, são alguns exemplos;
- **Estado gasoso** - tem forma e volume variáveis, podendo ocupar qualquer espaço. O ar, o spray, o fumo são exemplos.



Realizando Experiências

Características de cada estado físico da matéria

Acreditamos que você conhece os estados físicos da matéria. Com efeito, sugerimos-lhe que realize as experiências.

Material

- ✧ **A:** Bacia ou panela; Um livro; Um lápis; Esteira; Mesa; Pasta de livros
- ✧ **B:** Uma chávena; Água; Uma tigela; Uma panela
- ✧ **C:** Dois sacos de plásticos de formatos diferentes; Um balão

Montagem e Realização

1. Pegue num livro ou lápis e faça-o passar sucessivamente da esteira, mesa e pasta. Observe o que acontece.
2. Encha a chávena de água. Em seguida deite a água da chávena numa tigela e, depois, da tigela para a panela. Observe.
3. Sopre ar para dentro de cada um dos objectos: sacos de plásticos, balão. Observe.

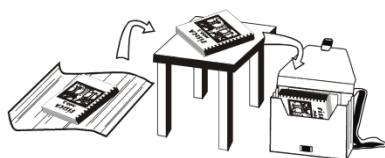


Fig. 20 – Experiência nº 1

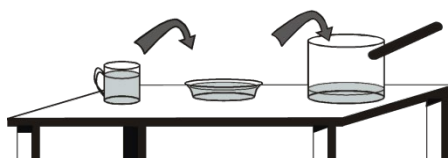


Fig. 21 – Experiência nº 2



Fig. 22 – Experiência nº 3

Observação e explicação

Certamente que, depois de realizar as experiências, você notou que o livro manteve constante a sua forma e seu volume ao passar dos vários locais. Quanto à água, ela foi tomando o formato do recipiente em que foi colocada, no entanto, o volume (quantidade) manteve-se o mesmo e, o ar assume o formato do recipiente e tende a ocupar todo o volume do espaço em que se encontre.

Conclusão

Preencha a tabela abaixo sistematizando a conclusão que se pode tirar sobre o que caracteriza cada estado físico.

Estado físico	Forma	Volume
Sólido		
Líquido		
Gasoso		

Então, já preencheu? Como é que ficou?

É isso mesmo, se para o estado sólido preencheu: forma - constante e volume - constante; para o estado líquido: forma - variável e volume - constante e, para o estado gasoso: forma e volume - variáveis, você está de parabéns, pois a sua conclusão está correcta.

2. Classificação da matéria quanto à composição

De acordo com a sua composição, a matéria classifica-se em:

- **Misturas** - como o nome indica, misturas são formadas por dois ou mais componentes em que cada uma mantém as suas características inalteradas.

Exemplos: Água salgada (água + sal); Areia + açúcar; Água + óleo de cozinha; Arroz + feijão.

- **Substâncias puras** - como o nome indica, são substâncias formadas por um só componente.

Exemplos: Oxigénio, dióxido de carbono, açúcar, sal de cozinha, ferro.

3. Classificação da matéria quanto à combustibilidade

Quando acendemos um fósforo junto de determinadas substâncias, existem aquelas que começam logo a arder, enquanto se o fizermos junto de outras substâncias, estas não ardem, ou muito dificilmente o fazem. Dizemos que as substâncias que ardem são combustíveis, e as que não ardem são não-combustíveis ou incombustíveis. Portanto, quanto à combustibilidade a matéria pode ser:

- **Combustível** - quando arde.

Exemplos: Petróleo, lenha, carvão, plástico, papel, capim, roupa, etc.

- **Não-combustível ou incombustível** - que é aquela que não arde.

Exemplos: Areia, água, pedra, ferro, etc.

4. Classificação quanto à solubilidade em água

Recorrendo ainda à sua experiência do dia-a-dia, sabe que existe um tipo de matéria que quando colocada em água se dissolve (se desfaz). Porém, existe também aquela que não se dissolve. Assim dizemos que quanto à solubilidade em água a matéria pode ser:

- **Solúvel** - dissolve-se em água.

Exemplos: Açúcar, sal, tinta de caneta, álcool etílico (álcool das bebidas).

- **Insolúvel** - não se dissolve em água.

Exemplos: Areia, madeira, petróleo, óleo de cozinha, ferro.

Chegado a esta etapa, procure certificar-se do seu nível de assimilação do que acabou de aprender. Para tal resolva as actividades que se seguem. Atenção, evite espreitar as soluções antes de você mesmo responder às questões.



Exercícios

1. Faça corresponder as duas colunas estabelecendo correlações correctas entre os exemplos e respectivas categorias:

Categoria	Exemplo
1. Matéria	a) Cajueiro
	b) Livro
	c) Ar
	d) Plástico
2. Corpo	e) Sal de cozinha
	f) Cadeira
3. Substância	g) Carro
	h) Papel
	i) Carvão

2. O ar é matéria. Comente a afirmação.
3. Assinale com X a afirmação correcta. A matéria pode ser classificada usando diferentes critérios. Constituem critérios de classificação:
- | | |
|-------------------------|---------------------|
| a) Corpo | d) Estado físico |
| b) Solubilidade em água | e) Combustibilidade |
| c) Composição | f) Mistura |
4. A água salgada constitui tipo de matéria. Podemos classificá-la quanto à composição, estado físico e combustibilidade, respectivamente, como:
- a) Mistura, líquido, não-combustível;
b) Substância pura, líquido, não-combustível;
c) Mistura, gasoso, combustível;
d) Substância pura, gasoso, combustível.
5. As matérias: óleo de cozinha, grão de milho e ar, quanto ao seu estado físico, são classificadas, respectivamente, como:
- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) Sólido, líquido e gás; | c) Líquido, sólido e gás; |
| b) Líquido, gás e sólido; | d) Gás, sólido e líquido. |
6. O óleo de cozinha é matéria no estado líquido, pois apresenta:
- | | |
|---------------------------------------|-------------------------------------|
| a) Forma constante e volume variável; | c) Forma e volume, ambos variáveis; |
| b) Forma e volume, ambos constantes; | d) Forma variável e volume fixo. |
7. A uma dada hora do dia, o João viu a sombra do edifício do seu Centro de Apoio à Aprendizagem e afirmou “aqui está a sombra do CAA. Porque existe, então é matéria”. Comente a afirmação.



Resumo da Lição

Nesta lição, aprendemos que tudo que existe na Natureza, que tem massa e ocupa lugar no espaço chama-se matéria. E esta pode apresentar-se como corpo, que é uma porção limitada da matéria. E

substância, que constitui a espécie de matéria que constitui a Natureza, isto é, aquilo de que o corpo é feito.

Também abordamos a classificação da matéria usando diferentes critérios, sendo de destacar: a classificação de acordo com o estado físico, onde encontramos matéria nos estados sólido (com forma e volume constantes), líquido (com forma variável e volume constante) e gasoso (com forma e volume, ambos variáveis).

De acordo com a composição, identificamos matéria sob forma de mistura e de substâncias puras; No que respeita a solubilidade, a matéria pode ser solúvel e insolúvel e, de acordo com o critério combustibilidade, a matéria pode ser combustível e não-combustível.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na Chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição. Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder aos exercícios. Coragem!



Chave de correcção

1.
 - 1 - a), b), c), d), e), f), g), h), i)
 - 2 - b), f), g)
 - 3 - d), e), i)
2. Sim, é verdade pois, o ar existe, tem massa e ocupa lugar no espaço.
3. b), c), d), e)
4. a)
5. c)
6. d)
7. Não é verdadeira esta afirmação, pois apesar de existir a sombra, ela não tem massa e nem ocupa lugar no espaço.

LIÇÃO Nº 4: Propriedades da matéria

Introdução

Na lição anterior aprendeu que tudo o que existe na Natureza, que ocupa lugar no espaço e que tenha massa, chama-se **matéria**. Será que a matéria é toda igual? Ou é diferente? Como é que a podemos diferenciar?

Muito bem! Nesta lição vamo-nos dedicar ao estudo das características da matéria e aos critérios para a sua diferenciação. Convidamo-lo, desde já, a prestar atenção a estes conteúdos que, por sinal, fazem parte do seu dia-a-dia.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar as propriedades da matéria;
- Diferenciar as propriedades gerais e específicas da matéria;
- Dar exemplos de propriedades específicas.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo. Recomendamos que depois de cada 45 minutos de estudo, faça um intervalo de pelo menos 10 minutos.



Propriedades da matéria

Vamos iniciar a nossa lição sugerindo-lhe que resolva a seguinte actividade:



Actividade

1. Considere as seguintes situações:

Dispõe de:

- ❖ *dois ovos, dos quais um bom e outro podre;*
- ❖ *duas caixas de igual tamanho, uma com algodão e outra com areia;*
- ❖ *duas esferográficas, uma azul e outra vermelha.*
- ❖ *duas laranjas, uma madura e outra não.*

Assinale com X as opções certas. Para diferenciar as duas matérias de cada situação apresentada, basear-se-á:

- a) Na diferença do tamanho dos ovos;
- b) Na diferença do peso da caixa, a de areia é mais pesada que a do algodão;
- c) Na diferença do “peso” das esferográficas;
- d) Na diferença do cheiro, pois o ovo podre é malcheiroso, contrariamente ao bom;
- e) Na cor da tinta de cada esferográfica.
- f) Na diferença das cores das laranjas pois, a não madura é verde e a madura é amarelada.

Muito bem. Através das características que cada tipo de matéria apresenta, você consegue diferenciar uma da outra. Por exemplo, entre duas caixas do mesmo tamanho, é certo que a que contém areia é a de maior peso em relação a de algodão; a cor da tinta distingue as duas canetas e o cheiro do ovo podre denuncia seu estado de podridão. Claro que a laranja verde é a não madura.

Como pode notar, **as características** diferenciam uma matéria da outra. Assim, vamos tratar das características dos diferentes tipos de matéria - as **propriedades da matéria**.

A matéria apresenta três tipos de propriedades:

- Propriedades gerais
- Propriedades funcionais
- Propriedades específicas

Propriedades gerais

As propriedades gerais da matéria são as características que qualquer tipo de matéria apresenta.

Exemplos: massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade, elasticidade.

Massa

A **massa** indica a quantidade de matéria de um corpo.

Todos os corpos apresentam certa quantidade de matéria. Infelizmente a massa é muitas vezes confundida com o peso.

O peso mostra a relação entre a massa com a aceleração de gravidade do local. Entretanto, não se preocupe com este detalhe que será, a posterior, abordado melhor.

Alguns exemplos: o prato, a pessoa, a bicicleta, o arroz, o açúcar, o caderno e o sapato têm massa.

Extensão

A extensão está relacionada com a ocupação de um espaço. A matéria ocupa lugar no espaço.

É por isso que quando se deita um litro de água em uma garrafa de meio litro, esta transborda, pois o espaço é menor. Uma criança de 7 anos não calça adequadamente o sapato de um adulto, visto que o pé ocupa menor espaço.

Impenetrabilidade

A **impenetrabilidade** é a propriedade geral da matéria segundo a qual dois corpos (ou duas porções de matéria) não podem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo.

Por exemplo, o espaço interior de uma chávena que já esteja cheia de água, não pode comportar mais água, toda a gota que se adicione, despeja-se. Quando alguém entra numa banheira cheia de água para tomar banho, a água despeja-se.

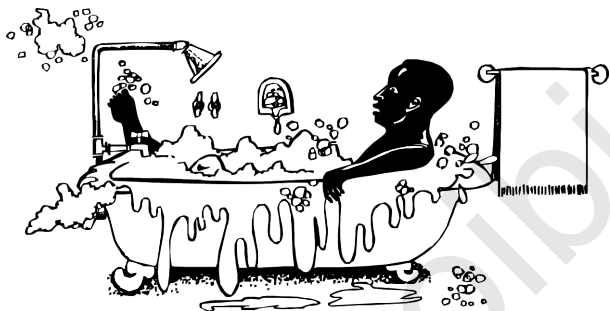


Fig. 23 - Impenetrabilidade

Divisibilidade

A divisibilidade é a característica que todo o tipo de matéria apresenta de se dividir até atingir o limite máximo possível.

Por exemplo, pode-se dividir o pão em várias partes, até obtermos a mais pequena porção possível. O milho pode ser dividido em partículas cada vez menores constituindo a farinha.

Compressibilidade

É a característica geral da matéria que permite comprimir ou reduzir o volume de um corpo. Esta propriedade é típica dos gases, pouco frequente nos líquidos e rara nos sólidos.

Por exemplo, podemos comprimir uma câmara-de-ar de bicicleta, tamanho 28, forçando-a a entrar num pneu de tamanho 26. Neste caso, comprimiu-se o ar para que o volume da câmara-de-ar fosse também reduzido para esta poder entrar num espaço mais pequeno.

Elasticidade

É a capacidade que a matéria tem de poder variar de volume sob acção de uma força externa.



Fig. 24 - Elasticidade

Por exemplo, quando se estica o elástico de uma fisga ou a câmara-de-ar de uma bicicleta, tanto o elástico como a câmara-de-ar alongam-se (elastecem-se). Assim que se larga o elástico da fisga ou a câmara-de-ar, há-de reparar que ambos voltam ao seu estado inicial (veja as figuras acima). Acreditamos que esta característica é de seu conhecimento, provavelmente você brincou usando a fisga para afugentar ou abater passarinhos baseado nesta característica deste tipo de matéria.

Inércia

A **inércia** é a tendência natural de um corpo em resistir a alterações em seu estado original de repouso ou movimento. Geralmente, um corpo parado sempre tende a permanecer parado e um corpo em movimento tende a manter o movimento.

Volume

Corresponde ao espaço ocupado pela matéria, em qualquer estado físico.

Depois das propriedades gerais, vejamos, a seguir, outro tipo de característica da matéria.

Propriedades funcionais

As **propriedades funcionais** são características comuns a certos grupos de substâncias e que constituem as funções químicas (classes de substâncias químicas).

Por exemplo, existem substâncias caracterizadas por apresentar sabor azedo, como o sumo do limão ou por conduzirem corrente eléctrica quando estiverem dissolvidas em água, etc. Às substâncias com este tipo de características chama-se **ácidos** e constituem a **função química ácido**. Portanto, o sabor azedo e a condução eléctrica são propriedades funcionais ou da função ácida.

Em contrapartida, encontramos outras com sabor amargo, escorregadias ao tacto, que constituem a **função base ou hidróxido**.

Nos próximos módulos você vai estudar com profundidade sobre as propriedades funcionais quando da referência às classes principais ou funções inorgânicas.

Propriedades específicas

As **propriedades específicas** são características específicas ou típicas de cada substância. Estas subdividem-se em:

- Propriedades físicas;
- Propriedades organolépticas;
- Propriedades químicas.

Propriedades físicas

As propriedades físicas são características ligadas ao aspecto externo das substâncias. Algumas das propriedades físicas aparecem em forma de valores tabelados. São exemplos de propriedades físicas: o ponto de fusão e de solidificação; o ponto de ebulição e de condensação, a densidade, a solubilidade, a dureza e a condutibilidade eléctrica.

Ponto de fusão – é a temperatura em que a substância muda do estado sólido para o estado líquido; por exemplo, a água tem ponto de fusão igual a zero graus centígrados (p.f. água= 0 °C).

Ponto de ebulição – é a temperatura em que a substância muda do estado líquido para vapor ou gasoso. Por exemplo: o ponto de ebulição da água é igual a cem graus centígrados (p.e. água= 100 °C).

Densidade - é a quantidade de matéria em determinado volume (massa, em gramas existente em volume, expresso em litros).

Propriedades organolépticas

As propriedades organolépticas são as características específicas da matéria que percebemos através dos nossos órgãos dos sentidos.

Por exemplo:

- **Estado físico** (sólido, líquido, gasoso) – percebemos através do tacto.
- **Cor** (verde, azul, vermelho e incolor, ou seja, sem cor) – percebemos através da visão.
- **Sabor** (salgado, doce e insípido, ou seja, sem sabor) – percebemos através do paladar.
- **Odor** (odorífera, bem cheirosa, mal cheirosa e inodoro, ou seja, sem odor) – percebemos através do olfacto, ou seja, do cheiro.
- **Brilho** (brilhante e não brilhante) – percebemos através da visão.

Propriedades químicas

As propriedades químicas são as características relacionadas com a transformação de uma substância em outra.

Temos como exemplos destas propriedades a transformação de ferro em ferrugem e a transformação de papel em cinza.

Agora procure se certificar do seu nível de assimilação do que acabou de aprender. Para tal, resolva as actividades que se seguem.



Exercícios

- Propriedades gerais da matéria são aquelas que são observadas em qualquer tipo de matéria. Assinale com um (X) todos os exemplos destas propriedades:
a) Impenetrabilidade b) Massa c) Cor d) Extensão
- Marque com um (X) a resposta certa sobre a impenetrabilidade:
a) Propriedade da matéria de se poder dividir infinitamente.
b) Propriedade da matéria de se poder comprimir devido à diminuição do seu volume.
c) Propriedade de dois ou mais tipos de matéria de não poderem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo.
d) A quantidade de matéria em determinado volume.
- Assinale com X as afirmações certas. O enxofre é uma substância de cor amarela usada no tratamento de doenças da pele. Contrariamente, a naftalina (cânfora) é um sólido branco que afugenta insectos e confere um bom cheiro à roupa na mala, por exemplo. A diferenciação das duas substâncias é possível com base nas propriedades:
a) Gerais b) Organolépticas c) Físicas d) Químicas
- A água no estado líquido quando submetida ao aquecimento, atingida a temperatura de 100 °C, muda de estado passando para o de vapor (gasoso). À temperatura de 100 °C chama-se ponto de ebulição e esta característica chama-se:
a) Propriedade química c) Propriedade física
b) Propriedade organoléptica d) Propriedade geral
- Quando se deixa um pedaço de ferro ao ar livre, num local em que possa apanhar humidade, passados alguns dias, observa-se a formação de ferrugem, e quanto mais tempo passar, aquele pedaço facilmente se desfaz. A ferrugem já não é ferro por excelência. A esta característica que se observa no ferro, chamamos de:
a) Propriedade química c) Propriedade física
b) Propriedade organoléptica d) Propriedade geral
- Marque com um F o tipo errado de propriedade no grupo que se segue. Os tipos principais de propriedades específicas são:
a) Propriedades organolépticas c) Propriedades químicas
b) Propriedades físicas d) Densidade

7. Assinale com um X todos os exemplos de propriedades organolépticas:

- | | | |
|----------|------------|------------|
| a) Visão | c) Cheiro | e) Paladar |
| b) Cor | d) Olfacto | f) Brilho |

8. Assinale com um X todas as respostas correctas. Os sentidos que nos permitem identificar as propriedades organolépticas são:

- | | | |
|------------|------------|------------|
| a) Olfacto | c) Visão | e) Incolor |
| b) Tacto | d) Inodoro | f) Paladar |

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue



Resumo da lição

Nesta lição você aprendeu que existem características através das quais conseguimos diferenciar um tipo de matéria do outro e, a estas, chamamos de propriedades da matéria.

Essas características podem ser enquadradas em três categorias: propriedades gerais, funcionais e específicas.

As características que são observáveis em qualquer tipo de matéria são designadas de propriedades gerais (massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade e compressibilidade elasticidade).

Quando falamos das propriedades funcionais, referimo-nos a um conjunto de características inerentes a um grupo de substâncias. Portanto, ao dizer “ácido” está em causa um conjunto de características observáveis.

Algumas características são perceptíveis apenas através dos órgãos de sentido (olhos, ouvidos, língua, nariz, dedos, etc.). A estas chamamos de propriedades organolépticas. São casos da cor, sabor, dureza e cheiro.

De forma exclusiva, cada substância apresenta características apenas observadas nela, por exemplo, a densidade, o ponto de ebulição e de fusão. A estas chamamos de propriedades físicas. E as propriedades químicas dizem respeito às transformações da matéria de um tipo para outro: as reacções químicas.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na Chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição.

Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder aos exercícios. Não desanime, o processo de estudo é assim mesmo, por vezes há mais dificuldades numa matéria, mas depois muitas facilidades na outra. Força!



Chave de correcção

1. a), b), d)
2. c)
3. b)
4. c)
5. a)
6. d)
7. b), c), f)
8. a), b), c), f)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 5: Mudanças de estados físicos da matéria

Introdução

Em uma das lições anteriores aprendeu nos critérios de classificação da matéria que, quanto ao estado físico, ela pode apresentar-se no estado sólido, líquido ou gasoso. Com efeito, foi caracterizado cada um desses estados.

No nosso dia-a-dia podemos encontrar determinada matéria num certo estado físico, havendo, no entanto, a necessidade de usá-la encontrando-se noutra estado. Será que é possível converter-se a matéria de um estado físico para o outro?

Nesta lição vamos aprender como é que se pode mudar a matéria de um estado físico para o outro. E chamamos a sua atenção para o efeito.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar o mecanismo de mudança dos estados físicos da matéria.
- Indicar as designações das transformações de matéria.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Mudanças de estados físicos da matéria

Conforme já referimos, a matéria no estado sólido apresenta forma e volume, ambos fixos; a matéria no estado líquido apresenta volume constante e forma variável, de acordo com o objecto em que se encontra e, a no estado gasoso tem volume e forma variáveis, ocupando o espaço interior do objecto em que se encontra e ajustando-se ao respectivo formato.

O que é necessário para transformar a matéria de um determinado estado para o outro?

Para responder esta questão, consideremos situações descritas nas experiências a seguir:



Realizando Experiência

Experiência 1 – Mudança da matéria do estado sólido para líquido

Material/Substância

- Gelo doce (gelinho) ou gelo
- Sol

Procedimento

- Pega-se num plástico com gelinho (gelo doce) e mantém-se segurando pelo plástico.
- Expõe-se a mão ao sol durante algum tempo (cerca de 2 minutos).
- Observa-se o que acontece.

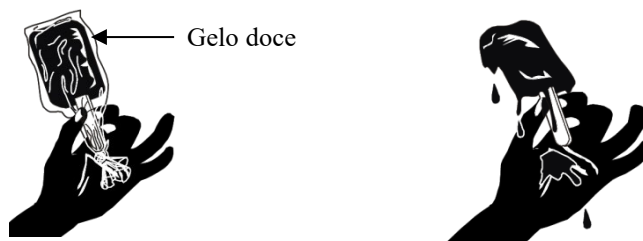


Fig. 25 - Experiência 1 – Mudança da matéria do estado sólido para líquido

Observação

O que acontece quando expõe o gelo na sua mão ao sol durante algum tempo?

- a) Mantém-se exactamente como estava antes de ser exposto ao sol.
- b) Derrete-se e transforma-se do estado sólido para o estado líquido.
- c) Torna-se muito rijo, isto, é fica mais duro.

Avaliação

Sem dúvida, caro(a) aluno(a), o gelo derrete-se e **passa do estado sólido ao estado líquido**. Isto acontece devido à acção do calor do sol sobre o gelo.

À temperatura a partir da qual o gelo começa a transformar-se do estado sólido para o estado líquido, dá-se o nome de **temperatura de fusão (t.f.)** ou **ponto de fusão (p.f.)** da água.

Fusão – é o processo de transformação de matéria do estado sólido para o estado líquido.

Na indústria metalúrgica, por exemplo, aquece-se os metais sólidos até se alcançar a sua temperatura de fusão e passam para o estado líquido permitindo produzir vários objectos e ferramentas com diferentes formatos. Daí se falar de fundir metais.



Experiência 2 – Mudança da matéria do estado líquido para gasoso

Material/Substâncias

- Chaleira
- Fonte de aquecimento (lenha, fogão)
- Água

Procedimento

- Deita-se água numa chaleira e submete-se ao aquecimento.
- Observa-se o que acontece.



Fig. 26 – Ferver da água

Observação

O que é que acontece quando se aquece a água?

- a) A água começa a borbulhar no interior da chaleira e nota-se a libertação de vapor na extremidade de saída.
- b) A água mantém-se no seu estado natural como antes.
- c) A água fica fria e fica congelada.

Avaliação

A água, inicialmente **líquida**, **passa ao estado de vapor ou gasoso**, através da acção do calor da chama do fogão ou da lenha da fogueira.

À temperatura a partir da qual a água começa a ferver, formando-se a primeira gota de vapor de água ou de água gasosa, chamamos **temperatura de ebulição (t. e.) ou ponto de ebulição (p. e.)** da água.

Vaporização – é o processo de transformação da matéria do estado líquido para o estado gasoso, sob aplicação directa de fonte de energia pelo homem.

O processo de transformação da matéria do **estado líquido** para o **estado gasoso** por vezes ocorre de forma espontânea e natural, sem aplicação directa de uma fonte de energia pelo homem. Quando assim acontece, dizemos que é uma **evaporação**.

A **evaporação** é o processo de mudança lenta e espontânea da matéria do estado líquido ao estado gasoso (vapor).

A secagem da roupa e a extracção de sal nas salinas são exemplos de evaporação.

A tabela abaixo contém os pontos de fusão e de ebulição de algumas substâncias:

Substância	p.f. (°C)	p.e. (°C)
Água	0	100
Álcool etílico	-117	78,5
Sal de cozinha	808	1517
Ferro	1535	3000
Naftalina	80	218
Oxigénio	-218,8	-183



Experiência 3 – Mudança da matéria do estado gasoso para líquido

Material/Substâncias

- Panela com tampa
- Fonte de aquecimento (lenha, fogão)
- Água

Procedimento

- Deita-se água numa panela com tampa e submete-se ao aquecimento.
- Observa-se o que acontece.

Observação

O que é que acontece quando se aquece a água na panela e depois de algum tempo retira-se a tampa?

- a) A parte interior da tampa apresenta-se completamente seca.
- b) A parte interior da tampa apresenta gotas de água que vão progressivamente caindo na panela.
- c) A parte exterior da tampa da panela apresenta gotas de água como se tivesse deitado água.

Avaliação

A água no estado de **vapor ou gasoso** (resultado do aquecimento) ao contactar a superfície da tampa (menos quente), **passa para o estado líquido**, sob forma de gotas que encontramos na parte interior da tampa.

Dizemos, então, que ocorreu a **condensação**.

A Condensação é o processo de transformação da matéria do estado gasoso para o estado líquido.

No processo de preparação de bebidas caseiras tradicionais, como aguardente (vulgarmente conhecida por tom-tom-tom ou nipa), de entre o material usado para preparar estas bebidas, existe um tubo que fica mergulhado na água (para esfriar), por onde sai o vapor de álcool durante o aquecimento. Quando o vapor toca o tubo frio, imediatamente se transforma em gotas no estado líquido: é a condensação. Em laboratórios usa-se um aparelho chamado **condensador** (veja no equipamento de laboratório na lição 2).

Caro(a) aluno(a), certamente que você sabe que quando se deixa água num refrigerador (geleira ou congelador), esta transforma-se em gelo. É o processo que se usa na produção de gelo doce (gelinhos). Neste caso, a água, inicialmente **líquida, transforma-se em água sólida**. A este processo chama-se **solidificação**.

A solidificação é a passagem da matéria do estado líquido ao estado sólido.

Quando se arruma a roupa numa mala ou numa gaveta, já bem engomada e dobrada, é comum juntarem-se algumas bolinhas brancas, de cheiro agradável (naftalina). Se abrir a gaveta passados alguns dias, nota-se a diminuição do tamanho das bolinhas e até mesmo o seu desaparecimento total, se deixarmos passar bastante tempo. O que é que terá se passado? O que acha que aconteceu às bolinhas de naftalina?

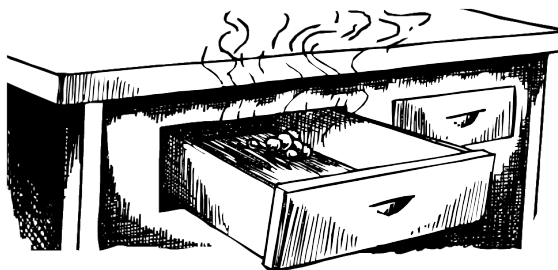


Fig. 27 – Bolas de naftalina

As bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm a capacidade de se transformar do seu estado sólido normal para o estado gasoso, sem passar pelo estado líquido, que é, normalmente, um estado intermediário entre os dois. A este processo de transformação da matéria chama-se **sublimação**.

*A **sublimação** é o processo de transformação directa da matéria do estado sólido para o estado gasoso, sem passar pelo estado líquido.*

Também chamamos sublimação à mudança da matéria do estado gasoso ao estado sólido, sem passar pelo estado líquido.

À questão que apresentamos no início da lição sobre o que é necessário para transformar a matéria de um determinado estado para o outro, podemos agora responder afirmando que é necessária uma acção de um factor externo, geralmente a **variação de energia (calor)**. Assim:

- ❖ As transformações da matéria do estado sólido ao líquido; do líquido ao gasoso e do sólido ao gasoso, são acompanhadas por **aumento de calor (aquecimento)**.
- ❖ As transformações da matéria do estado gasoso ao líquido; do líquido ao sólido e do gasoso ao sólido, são acompanhadas por **diminuição de calor**.

Agora resolva os exercícios que lhe apresentamos a seguir para se certificar do seu nível de assimilação do que acabou de aprender. Lembre-se não é permitido espreitar as soluções antes de você responder às questões.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras e com F, as falsas.
 - a) A mudança de estado da matéria do estado gasoso ao estado sólido chama-se sublimação.
 - b) A passagem da matéria do estado líquido para o estado gasoso, de forma espontânea, chama-se vaporização.
 - c) A mudança da matéria do estado sólido para líquido chama-se fusão.
 - d) A mudança de estado da matéria no líquido para gasoso chama-se vaporização.
2. Para a transformação de um tipo de matéria do estado líquido para o estado sólido é necessário:
 - a) Aumentar o calor.
 - b) Manter o calor.
 - c) Diminuir o calor.
 - d) Fundir a matéria.
3. As temperaturas de 0 °C e 100 °C são:
 - a) Pontos de fusão e de ebulição da água, respectivamente.
 - b) Temperaturas de sublimação e vaporização da água, respectivamente.
 - c) Temperaturas de sublimação e solidificação da água, respectivamente.
 - d) Temperaturas de solidificação e condensação da água, respectivamente.
4. No quadro seguinte estão indicados os pontos de fusão e de ebulição de três substâncias.

Substância	p.f. (°C)	p.e. (°C)
Oxigénio	-218,8	-183
Naftalina	80	218
Álcool etílico	-117	78,5

- 4.1. À temperatura de 25°C a substância que está no estado sólido é:
 - a) Oxigénio
 - b) Álcool etílico
 - c) Naftalina
 - d) Nenhuma
- 4.2. À temperatura de 25°C a substância que está no estado líquido é:
 - a) Oxigénio
 - b) Álcool etílico
 - c) Naftalina
 - d) Nenhuma
- 4.3. À temperatura de 25°C a substância que está no estado gasoso é:
 - a) Oxigénio
 - b) Álcool etílico
 - c) Naftalina
 - d) Nenhuma
- 4.4 À temperatura de 100°C, a naftalina encontra-se:
 - a) No estado sólido.
 - b) No estado líquido.
 - c) No estado gasoso.

5. O dióxido de carbono é conservado em reservatórios adequados no estado sólido, mas durante o seu uso, transforma-se directamente para o estado gasoso.
- a) Fusão b) Condensação c) Vaporização d) Sublimação
6. Na produção de gasolina, o vapor resultante do aquecimento dos componentes da mistura inicial, passa ao estado líquido imediatamente depois de contactar a superfície fria do equipamento utilizado.
- a) Condensação b) Solidificação c) Fusão d) Sublimação

Caro (a) aluno (a), está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que:

Sob que acção de um factor externo, geralmente a variação de energia (calor), a matéria pode mudar de um estado físico para o outro. E cada mudança de estado tem uma designação específica.

Fusão – é o processo de transformação da matéria do estado sólido para o líquido.

Vaporização – é o processo de transformação da matéria do estado líquido para o gasoso.

Condensação – é o processo de transformação da matéria do estado gasoso para o líquido.

Solidificação – é o processo de transformação da matéria do estado líquido para o sólido.

Sublimação – é o processo de transformação directa da matéria do estado sólido para o gasoso e vice-versa.

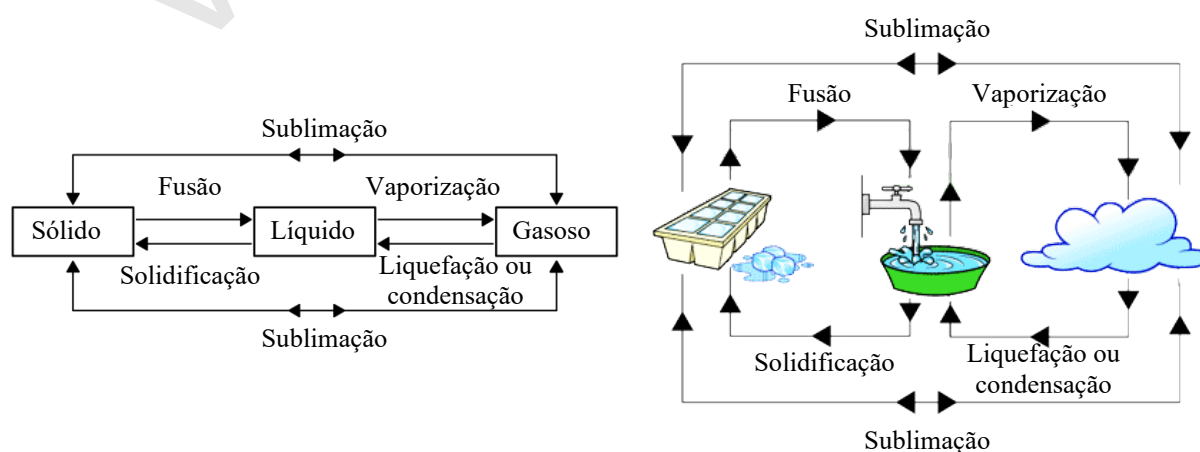


Fig. 28 – Estados físicos da matéria

Agora compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1 - a)-V, b)-F, c)-V, d)-V

2 - c)

3 - a)

4.

4.1 c). A naftalina é a única substância que se mantém no estado sólido a 25 °C e só funde (mudar de sólido a líquido) à temperatura de 80 °C.

4.2 b). O álcool etílico a -117 °C funde (passa de sólido para líquido) e só passa para o estado gasoso a 78,5 °C, o que significa que aos 25 graus está ainda no estado líquido. 0

4.3 a). O álcool etílico a -117 °C funde (passa de sólido para líquido) e só passa para o estado gasoso a 78,5 °C, o que significa que aos 25 graus está ainda no estado líquido.

4.4 b). A 80 °C a naftalina muda de estado sólido para líquido ($p_f=80$), mantendo-se líquido até 218 °C. portanto, a 100 °C ela está no estado líquido.

5. d)

6. a)

LIÇÃO Nº 6: Misturas: tipos de misturas

Introdução

A palavra mistura é de uso frequente no cotidiano. Quantas vezes você já ouviu lá em casa mandar misturar bem a salada, ou o pedreiro mandar seu ajudante misturar o cimento com areia, ou nos jogos a constituir equipas em que se misture rapazes e meninas, etc.

Sendo de uso em muitas situações, vamos nesta lição apresentar-lhe o conceito mistura na perspectiva da Química e como diferenciá-la de uma substância pura, que por sinal você também tem muito usado o termo puro. Como pode estar a notar, continuamos a falar de assuntos que constituem seu dia-a-dia, pelo que esperamos que sejam de fácil assimilação. Convidamo-lo a prestar a atenção.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Caracterizar as misturas;
- Distinguir as misturas homogêneas das heterogêneas;
- Diferenciar uma mistura de uma substância pura.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 90 minutos no mínimo.



Misturas, o que são?

Um dos critérios de classificação da matéria que aprendeu foi quanto à sua composição, onde dissemos que a matéria se apresenta sob forma de mistura e substância pura.

Não são raras as vezes que acompanhou situações como estas:

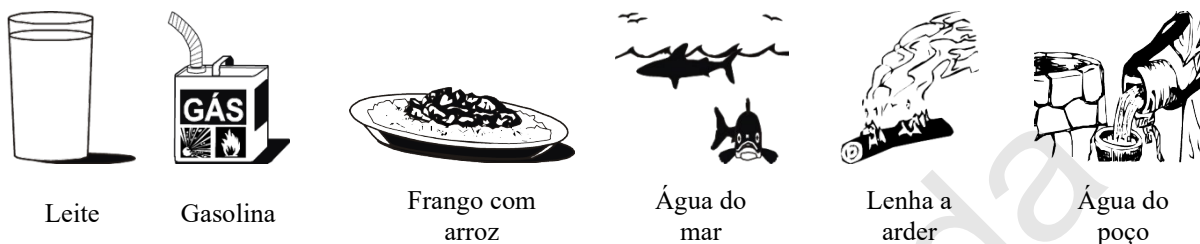
- O Ministério da Saúde tem afixado panfletos em que recomenda misturar um litro de água com uma colher de açúcar e uma colher de sal, para beber sempre que alguém tenha diarreias ou cólera para permitir a recuperação da água perdida. Ou misturar água e folhas de eucalipto e pôr a ferver para fazer bafo com vista a minimizar o efeito das gripes, incluindo da Covid-19.
- Quando da preparação de salada de alface, deve-se misturar bem alface com azeite, vinagre ou limão.
- Para colocar o betão tanto para a cobertura da casa ou nas pontes, nas estradas, mistura-se cimento, areia, pedra e água.

Como pode notar, são assuntos de seu conhecimento. Então, por quê não realizar uma actividade? Vamos isso.



Actividade

Considere as seguintes situações apresentadas na figura:



1. Marque com um X a afirmação que julgar correcta quanto a exemplos de mistura que aparecem na figura:
 - a) A água do mar é a única mistura que aparece na figura.
 - b) Todos os exemplos que aparecem na figura são de mistura.
 - c) O fumo da fogueira não é mistura.
 - d) O leite não é mistura.
2. Assinale com um X a afirmação que julgar correcta sobre o que é uma mistura:
 - a) É uma junção de duas ou mais substâncias (ou componentes) diferentes num mesmo local, formando uma nova substância com novas características.
 - b) É a existência de dois ou mais componentes de características iguais num mesmo sítio.
 - c) É uma associação de duas ou mais substâncias diferentes, onde cada uma conserva (mantém) as suas características iniciais inalteradas.
3. Marque com um X todos os exemplos que julgar serem de uma mistura:
 - a) Água + areia
 - b) Feijoada
 - c) Dióxido de Carbono
 - d) Água

Muito bem! Agora compare as suas respostas com as que lhe propomos a seguir.

Certamente que assinalou: 1. b), 2 c), 3. a), b)

Acertou em todas? Muito bem! Se não acertou não desanime! Esta actividade serve apenas para você testar os seus conhecimentos iniciais baseados no senso comum. De seguida vai aprender o que são misturas, o que as caracteriza e de que são formadas.

Assim, quimicamente definimos mistura:

***Mistura** – é uma junção ou associação de duas ou mais substâncias diferentes em que cada uma conserva as suas propriedades iniciais inalteradas.*

Portanto, se misturar água e sal de cozinha num copo, a água continua água e o sal dissolve-se mas continua sendo sal, não se dá nenhuma alteração da composição íntima (própria) de cada uma.

De igual modo se tivermos uma mistura de água e areia (água turva do poço, por exemplo), a água continua água e o mesmo acontece com a areia. Entretanto, se a deixarmos repousar num balde ou noutro recipiente durante algum tempo, o que é que acontece?

Isso mesmo, a areia fica depositada no fundo do balde e a água fica por cima da areia. E, assim, podemos separar esta mistura se passarmos a água para outro recipiente. Como resultado desta separação ficamos com a água num recipiente e a areia noutro. Neste caso, a água e a areia designam-se por **componentes da mistura**.

O que é uma substância pura?

Com certeza você já ouviu pronunciamentos como estes:

- ❖ “Vou à praia, quero ir respirar ar puro”.
- ❖ “Este vinho é mesmo puro”.
- ❖ “Tomei leite puro”.

Em química a “pureza” de uma substância é bastante difícil de atingir, daí não se poder falar de substâncias puras num contexto generalizado. O ser **puro** é típico de substâncias que têm **pontos de ebulição e de fusão fixos e definidos** para essas substâncias.

Por exemplo, diz-se que a água é pura quando aparece sozinha, sem nenhuma(s) outras partículas adicionais, podendo atingir o ponto de fusão a 0°C e o ponto de ebulição a 100°C. Fora destas características, a água não é pura, isto é, tem impurezas ou é impura.

Uma mistura, como já sabe, é composta por diferentes componentes, cada um com o seu p.e. (ponto de ebulição) e o seu p.f. (ponto de fusão) definidos. Portanto, como um todo, a mistura não terá pontos de fusão e de ebulição fixos. Logo, **a mistura não é pura**, pois cada componente irá atingindo isoladamente os pontos de fusão e de ebulição.

Decerto, está a verificar, que não pode existir uma mistura pura. Daí que o leite, o ar e o vinho, que são misturas, não possam ser considerados puros num contexto químico.

Substância pura – é aquela que é formada por um só componente, não apresenta impurezas e tem pontos de ebulição e de fusão fixos, com características próprias.

Resumo de algumas características de misturas e de substâncias puras

Mistura	Substância pura
Mantêm-se inalteradas as propriedades de cada componente.	Não contém impurezas.
Os pontos de fusão e ebulição são variáveis .	Pontos de fusão e ebulição fixos e característicos de cada substância.
Os componentes podem separar-se por processos físicos , que são todos aqueles que não originam uma nova substância.	Não apresenta componentes separáveis por processos físicos.
Pode-se reconstituir a mistura, juntando de novo os seus componentes.	

Tipos de mistura

Certamente que você se lembra do nome de um aparelho que é usado em laboratórios e que permite tornar visíveis partículas tão pequenas, que a olho nu não são visíveis. Lembra-se? É isso mesmo, chama-se microscópio.

Para classificarmos as misturas em seus tipos, toma-se como base o que podermos ou não visualizar os seus componentes a olho nu ou através de um microscópio. Assim, distinguem-se dois tipos de misturas - **misturas homogêneas** e **misturas heterogêneas**.

Acreditamos que das classes anteriores já tenha algum conhecimento do que é algo homogêneo e o que é heterogêneo. Senão vejamos:



Atividade

Considere situações a seguir:

- ❖ A senhora Maimuna deitou numa bacia sete copos de água e dois copos de açúcar branco.
- ❖ A menina Joana preparou para o almoço uma salada cujos ingredientes foram alface, cebola, tomate, pimenta verde e pimenta vermelha, além de azeite, sal e vinagre.

Muito bem, analisando as duas situações, qual delas permitiria identificar os componentes ou constituintes da mistura? A primeira ou a segunda?

Certamente que na segunda situação, pois mesmo depois de mexer e remexer os ingredientes, você continuaria a visualizar, a olho nu, as folhas de alface, o tomate, a cebola, as pimentas verde e vermelha. Assim, a esta mistura que é possível visualizar os seus componentes, chama-se de **mistura heterogénea**.

Contrariamente, no primeiro caso, observando o conteúdo da bacia a olho nu, você teria um único aspecto ou aparência. Aliás, mesmo fazendo passar por um microscópio ao conteúdo da bacia, você continuaria a ter uma única aparência, não podendo distinguir o açúcar da água. Situações como esta dizemos tratar-se de uma **mistura homogénea**.

Então, podemos definir os dois tipos de misturas da seguinte maneira:

Mistura homogénea – é aquela em que não se conseguem distinguir os seus componentes e apresenta sempre as mesmas características em toda a sua extensão.

A mistura homogénea apresenta um único aspecto, com as mesmas características, não sendo possível visualizar os seus componentes mesmo com o microscópio mais potente. A mistura homogénea também se pode chamar de **solução** ou **mistura monofásica**.

Mistura heterogénea – é aquela em que se pode distinguir os seus componentes a olho nú ou mesmo com a ajuda de um microscópio.

A mistura heterogénea não apresenta as mesmas características em toda a sua extensão.

Responda às questões abaixo como forma de se certificar do nível de assimilação dos conteúdos que aqui lhe apresentamos.



Exercícios

1. Sabendo que a matéria se pode apresentar sob forma de mistura é de substâncias puras, considere as substâncias da lista a seguir:

- | | |
|-----------------------------|---------------------|
| A. Cimento | E. Água |
| B. Amendoim + milho | F. Salada de alface |
| C. Ferro | G. Zinco |
| D. Petróleo bruto (natural) | |

Assinale com um X:

1.1. Substâncias que são misturas:

- | | | |
|-----------------|------------|----------|
| a) Apenas B e D | c) C e G | e) Todas |
| b) A, B, D, F | d) Nenhuma | |

1.2.Substâncias puras:

- | | | |
|-----------------|--------------------|------------|
| a) Todas | c) Apenas C, E e G | e) Nenhuma |
| b) Apenas C e F | d) A, D, G | |

2. Assinale com um X todas as afirmações referentes às características de uma substância pura:

- a) Apresenta temperaturas de fusão e ebulição variáveis.
- b) Podem-se separar os seus componentes por processos físicos.
- c) Apresenta pontos de fusão e ebulição fixos e não tem impurezas.
- d) Não é possível separar os seus componentes por processos físicos.

3. Assinale com um X todas as afirmações referentes às características de uma mistura:

- a) Cada componente conserva as suas características invariáveis.
- b) Tem pontos de fusão e ebulição fixos.
- c) Não é possível separar os seus componentes por processos simples.
- d) Pode ser reconstituída juntando de novo os componentes anteriormente separados.

4. Assinale com um X por que é que a água do poço (turva) é uma mistura:

- a) Porque quando fervida pode servir para beber.
- b) É apenas água e não é possível identificar outro componente nela, mesmo com um microscópio.
- c) Não ferve.
- d) É possível separar a água das partículas sólidas de areia por processos físicos simples.

5. Assinale com um X a afirmação certa. Afirmar que “tomei leite puro”, quimicamente não é correcto porque:

- a) Porque o leite é uma mistura (de água, gorduras, etc.), pois apresenta p.e. (ponto de ebulição) e o p.f. (ponto de fusão) variáveis.
- b) O leite tem doçura variável.
- c) O leite não ferve bem.
- d) O leite é gorduroso.

6. Considere os componentes:

- | | | |
|--------------------------|---------------------------|----------------|
| A. Sal de cozinha | C. Óleo de cozinha | E. Água |
| B. Areia | D. Sumo de laranja | |

Preencha o quadro assinalando com X o tipo de mistura correspondente.

Nº	Componentes da mistura	Tipo de mistura	
		Homogénea	Heterogénea
1	A + B		
2	C + E		
3	D + E		
4	A + C		
5	B + E		
6	A + E		

7. Marque com X as afirmações correctas:

- a) Quando não conseguimos ver a olho nu todos os componentes de uma mistura, dizemos que a mistura é homogénea.
- b) Quando não conseguimos ver os componentes de uma mistura a olho nu, mas conseguimos vê-los com a ajuda de um microscópio, dizemos que a mistura é heterogénea.
- c) Quando não conseguimos ver todos os componentes de uma mistura a olho nu ou através de um microscópio, dizemos que a mistura é homogénea.
- d) Quando conseguimos ver, a olho nu ou com auxílio de um microscópio, todos os componentes de uma mistura, dizemos que a mistura é heterogénea.

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que:

Na natureza, a matéria apresenta-se de acordo com a sua composição, sob forma de mistura e de substância pura.

Misturas são junções ou associações, num mesmo local, de duas ou mais substâncias (componentes), onde cada uma continua sendo o que ela era pois conserva as suas características, sendo possível separá-las por procedimentos simples.

As substâncias puras são constituídas por um só componente, não apresentam impurezas e têm pontos de ebulição e de fusão fixos, com características próprias e específicas.

As misturas são classificadas em homogéneas e heterogéneas. Quando a olho nu ou com auxílio do microscópio, conseguimos visualizar os componentes da mistura, diz-se que a mistura é heterogénea. E, quando, a olho nú ou com auxílio do microscópio, não conseguimos visualizar os componentes da mistura, esta classifica-se como homogénea.

Caro aluno, já leu o resumo da sua lição, compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

- 1.
- 1.1.b)
- 1.2.c)
2. c), d)
3. a), d)
4. d)
5. a)
6. Homogéneas - 3 e 6; Heterogéneas - 1, 2, 4 e 5
7. c), d)

LIÇÃO Nº 7: Métodos de separação de misturas heterogêneas

Introdução

A maior parte da matéria ocorre sob forma de misturas. Entretanto, o uso requer substâncias puras. Como separar componentes da mistura para ter substâncias puras?

Nesta lição, vamo-nos dedicar ao estudo dos métodos ou técnicas usadas para separar os componentes de misturas heterogêneas. São procedimentos simples, alguns dos quais você já os conhece e aplica-os no seu dia-a-dia, pelo que chamamos à sua atenção para a sistematização de como usá-los.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar diferentes métodos de separação de componentes de misturas heterogêneas;
- Descrever procedimentos simples de separação de componentes de misturas heterogêneas;
- Realizar experiências típicas de separação de misturas heterogêneas;
- Explicar a importância e aplicação dos métodos de separação de misturas heterogêneas.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo.



Métodos de separação de misturas heterogêneas

Os químicos procuram, a cada dia, encontrar métodos convenientes para separar substâncias que normalmente aparecem sob forma de misturas, de modo a permitir o seu uso. São conhecidos vários métodos que permitem a separação de componentes de misturas. A escolha de qualquer um deles requer o conhecimento da composição da mistura e das características dos seus componentes, tais como: o estado físico, o ponto de ebulição, o ponto de fusão, a dureza, o brilho, a cor, a solubilidade, a combustibilidade, etc.

Vejamos então algumas técnicas ou métodos usados para a separação de misturas heterogêneas, que são:

- Catação
- Peneiração
- Decantação
- Filtração
- Separação magnética

❖ Catação

Com certeza que você já observou o procedimento que é usado em casa quando se pretende preparar o feijão. Será que basta retirar o feijão do saco colocá-lo logo na panela e começar a fervê-lo? É isso? Claro que não. Há vezes que este apresenta algumas pedrinhas, pauzinhos, folhas, etc. Para separar essas partículas procede-se da maneira como a figura a seguir ilustra, não é? Então:



Fig. 29 – Catação

Catação - é um processo de separação de componentes de uma mistura heterogênea de componentes sólidos cujos tamanhos ou cores são bem diferentes, podendo-se, retirar um a um, à mão ou com uma pinça.

Além de seu uso em casa para seleccionar o arroz (separando o que tem casca, as pedrinhas, do que vai ser consumido), para seleccionar o amendoim estragado do bom, a catação é uma técnica muito usada pelos catadores de material reciclável, nas lixeiras.

❖ Peneiração

A peneiração - é um processo de separação dos componentes de uma mistura heterogênea em que os componentes apresentam diferença do estado de granulação dos componentes, com recurso a uma peneira.

Geralmente usa-se a peneiração quando se tem componentes ou partículas sólidas de tamanhos diferentes, uns finos e outros grossos.

É uma técnica um tanto quanto rudimentar muito usada em casa, para fins culinários, na construção civil, por exemplo, para tirar partículas estranhas da areia fina, no garimpo.



Fig. 30 – Peneiração

❖ Decantação

Quando se tira água do poço que esteja turva ou com partículas de capim e poeiras, qual tem sido o procedimento para tê-la limpa?

Muito bem, certamente que um procedimento como o que lhe apresentamos seja de seu conhecimento. Deixa-se a água da lata repousar por algum tempo e as partículas sólidas depositam-se no fundo da mesma por acção da gravidade. Seguidamente, de forma cuidadosa, verte-se a parte da água (de cima) para outro recipiente. Este procedimento corresponde ao que se designa de *decantação*.



Fig. 31 – Decantação

Decantação - é um processo de separação dos componentes de uma mistura heterogênea que se baseia na diferença de densidades dos componentes e no facto de serem insolúveis um no outro.

Usa-se a técnica de decantação para separar componentes de uma mistura do tipo sólido-líquido ou líquido-líquido. Geralmente, o mesmo procedimento é usado em laboratórios e, para evitar que o líquido se despeje ao passar para o outro recipiente, usa-se uma vareta, como mostra a figura acima. Quando o método de decantação é usado para separar componentes de uma mistura de dois líquidos (líquido-líquido) de densidades diferentes, por exemplo, água-óleo de cozinha, geralmente é feita em funil especial e o método chama-se de **decantação em funil**. Observe a figura que se segue.

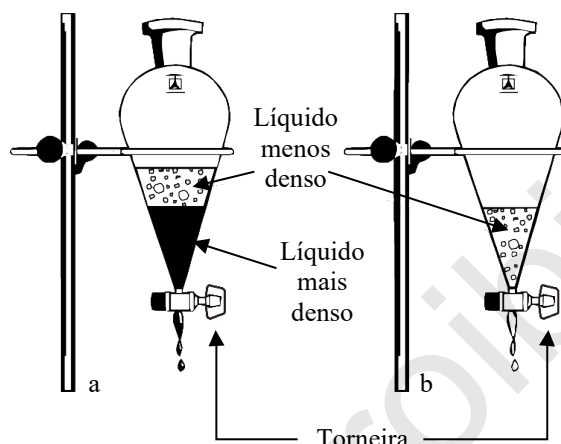


Fig. 32 – Decantação em funil

Você pode usar esta técnica mesmo em casa, numa situação em que queira separar a água do óleo de cozinha, bastando para o efeito, deitar a mistura numa garrafa plástica. Perfura-se a parte de baixo e gradualmente sai o componente mais denso (a água) e quase a terminar, tapa-se o furo com o dedo, mantendo o componente menos denso na garrafa.

❖ Filtração

É comum no nosso país a preparação de caril de amendoim, que algumas vezes junta-se-lhe com leite de coco. Para o feito, deve-se ralar o coco e extrair o leite. Como é que se separa o leite de coco das partículas de coco ralado? Usa-se um coador para filtrar, não é?

Filtração – é o processo de separação dos componentes de uma mistura heterogênea que consiste em colocar a mistura numa superfície porosa (filtro), que retém o componente sólido, deixando passar o componente líquido. Veja a figura que se segue.



Fig. 33 – Filtração

A separação de componentes de uma mistura por filtração baseia-se na diferença de estados físicos dos componentes e, por vezes, na diferença de granulação (dos grãos) dos componentes.

A filtração é usada em diferentes âmbitos: nas estações de tratamento de água, na construção civil, na confecção de alimentos, em automóveis, etc. Existem diferentes tipos de filtros, desde o simples pano, o papel, o coador (usado para coar coco ralado), filtro de areia, em automóveis temos o filtro de ar, de gasolina e de óleo. Veja a figura que se segue.

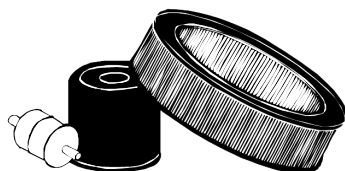


Fig. 34 – Tipos de filtros existentes nos carros: filtros do ar, do óleo e da gasolina

❖ Separação magnética

Imagine, caro(a) aluno(a), que em pleno exercício da sua actividade, um Serralheiro mecânico (aquele que faz grades, usa rebarbadeira para cortar metais) se descuida e grãos de ferro que ia cortando (limalha de ferro) são misturados com a farinha que comprou para levar para casa. Que teria de fazer o serralheiro para retirar os grãos de ferro da farinha? Claro que não adiantaria pensar em lavar a farinha.

Para fazer essa separação, o serralheiro precisaria de um **íman**, que é uma barra metálica com capacidade de *atrair outros metais*. E ele teria de passá-lo pela farinha, para poder atrair todas as partículas de limalha de ferro. Dessa forma seria possível separar os grãos de ferro da farinha. Veja a figura que se segue.

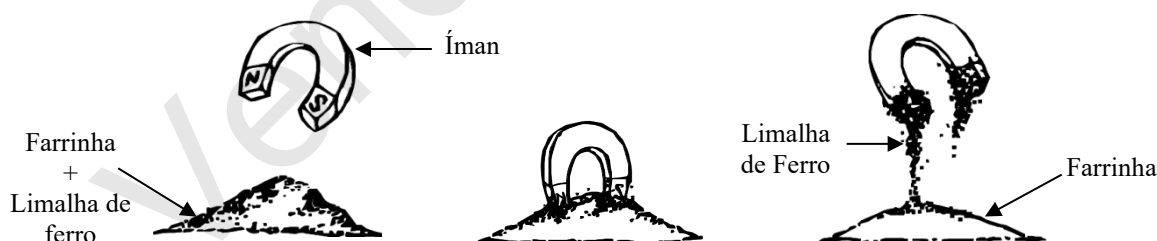


Fig. 35 – Separação magnética

Separação magnética – é um processo de separação de componentes de uma mistura heterogénea (sólido-sólido) que consiste em fazer passar um íman pela mistura, de modo a que o componente com carácter magnético seja atraído pelo íman, separando-se assim do componente que não apresenta características magnéticas.

A base de separação dos componentes de uma mistura por separação magnética é a diferença de carácter magnético dos componentes. Este processo de separação é muito usado na indústria

metalúrgica (onde se trabalha com metais), para separar os metais e é também usado no processo de tratamento selectivo do lixo.

Queremos acreditar que estes métodos sejam de seu conhecimento e que eventualmente possa se valer deles na sua vida.

Agora responda às questões que lhe apresentamos para aferir o quanto entendeu esta matéria. Atenção, evite espreitar as soluções antes de você mesmo responder às questões.



Exercícios

- De entre os métodos a seguir, marque com um X apenas aqueles que são usados para separar componentes de misturas heterogêneas:
 - Evaporação
 - Decantação
 - Filtração
 - Peneiração
 - Pilar
- A separação dos componentes de uma mistura usando a decantação em funil consiste:
 - Deixar a mistura repousar e fazer passar primeiro o componente de cima porque é mais denso.
 - Deixar a mistura em agitação e transvazar o líquido de cima.
 - Deitar a mistura num filtro, sendo que o líquido atravessa o filtro e o sólido fica retido no filtro.
 - Deixar a mistura repousar e fazer sair, primeiro, o componente de baixo que é o mais denso e reter o menos denso no funil.
- Saindo da oficina, um serralheiro mecânico deixou no mesmo cesto um saco plástico com limalha de ferro e outro com farinha. Devido aos apertos sofridos no “chapa 100”, os dois produtos misturaram-se. Para separar os produtos, o processo mais indicado é:
 - Filtração
 - Separação magnética
 - Peneiração
 - Sublimação
- No método de separação magnética, a propriedade fundamental que permite a separação dos componentes é:
 - A diferença de carácter magnético dos componentes.
 - A diferença de solubilidade dos componentes.
 - A diferença de granulação dos componentes.
 - A diferença de densidade dos componentes.

5. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras e com F, as falsas. A filtração separa:
- a) Componentes de uma solução.
 - b) Componentes de diferente estado de granulação.
 - c) Componentes de diferentes estados físicos.
 - d) Componentes de densidades diferentes.
6. O método mais adequado para separar os componentes da mistura feijão + pedras é:
- a) Evaporação
 - b) Decantação em funil
 - c) Filtração
 - d) Catação

Você está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos. Agora leia o resumo.



Resumo da lição

Nesta lição você aprendeu que:

Existem diferentes métodos que podem ser usados para separar os componentes de misturas heterogêneas: a catação, a peneiração, a decantação, a filtração e a separação magnética.

O uso de determinado método baseia-se na diferença de propriedades dos componentes da mistura. Por exemplo, para o uso da catação, os componentes são sólidos cujos tamanhos ou cores são diferentes; Na peneiração, os componentes apresentam diferença do estado de granulação dos componentes; Na decantação os componentes apresentam diferença de densidades; Na filtração os componentes apresentam diferença de estados físicos ou de granulação; Na separação magnética a base de separação dos componentes é a diferença de carácter magnético.

Os métodos de separação de componentes de misturas permitem a obtenção de diversos produtos que constituem matéria-prima necessária à obtenção de medicamentos, água potável, alimentos, metais, combustíveis, além de permitirem a separação do lixo para o respectivo tratamento adequado.

Compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. b), c), e)
2. d)
3. c)
4. a)
5. a)-F, b)-V, c)-V, d)-F
6. d)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 8: Métodos de separação de misturas homogêneas

Introdução

Na lição anterior aprendemos os métodos de separação de misturas heterogêneas. Dentre eles, muitos eram já de seu conhecimento e de uso para diferentes fins.

Nesta lição, vamos dedicarmo-nos ao estudo dos métodos ou técnicas usadas para separar os componentes de misturas homogêneas. Alguns são relativamente complexos, que eventualmente não comuns no seu dia-a-dia. Como tal solicitamos uma atenção especial de sua parte de modo que possa ter domínio dos mesmos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever os métodos de separação das misturas homogêneas relacionando-os com as suas propriedades;
- Descrever experiências sobre a separação dos componentes de uma mistura homogênea.
- Explicar a importância e aplicação dos métodos de separação de misturas homogêneas.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos no mínimo.



Métodos de separação de misturas homogêneas

Certamente que você se lembra que uma mistura homogênea, também chamada de *solução*, é uma associação de duas ou mais substâncias que apresenta o mesmo aspecto em toda a sua extensão.

Como separar componentes duma mistura homogênea?

Existem diferentes métodos, no entanto, vamo-nos cingir nos seguintes:

- ✓ Vaporização e cristalização
- ✓ Evaporação
- ✓ Destilação (simples e fraccionada)

❖ Vaporização e cristalização

Para melhor explicarmos este método, iniciemos pela descrição de uma experiência simples, que você pode, igualmente, realizá-la em sua casa.



Experiência: separação da mistura Água + Sal de cozinha

Material/Substâncias

- Panela
- Fonte de aquecimento (fogão, lume)
- Água
- Sal de cozinha

Procedimento

- Junta-se numa panela, um copo de água com cerca de 3 a 5 colheres de sal de cozinha.
- Agita-se bem os componentes.
- Submete-se a mistura a um aquecimento contínuo até que se dê a ebulição (comece a ferver).
- Mantém-se o aquecimento até que desapareça o componente líquido. Observa-se.

Observação

O que é que se observa na panela quando todo o líquido desaparece?

- a) Depositam-se cristais brancos.
- b) Depositam-se cubos de gelo (água no estado sólido).
- c) Fica vazia.
- d) A panela fica com o interior pintado a cor verde.

Avaliação

Muito bem, caro(a) aluno(a), da experiência consegue-se notar que a mistura homogénea (água + sal), quando a aquecemos, a água passa para o estado de vapor e desaparece e, no fundo da panela depositam-se **cristais brancos**.

Ao processo de transformação da matéria do estado líquido para o estado de vapor/gasoso, sob aplicação directa de fonte de energia, pelo homem, chama-se **vaporização**. Assim, conclui-se que por **vaporização** separa-se o sal da água.

Como há formação de cristais de sal, igualmente dizemos que ocorreu a **cristalização**. Então, separou-se a mistura água + sal de cozinha pelo método de **vaporização e cristalização**.

Também se pode separar componentes desta mistura através da evaporação. Lembra-se do que é a evaporação? É isso mesmo, dissemos que:

Evaporação – é processo que consiste em fazer passar, lenta e espontaneamente, um líquido ao estado gasoso (vapor), sem fornecimento de calor por acção do Homem.

Este procedimento é usado, por exemplo, na produção de sal nas salinas. Nas salinas bombea-se água do mar para tanques rasos, para que através da acção do calor do sol e do vento, a **água evapore** deixando ficar **cristais de sal** no tanque. Portanto, ocorre a separação dos componentes da mistura água + sal de cozinha por **Evaporação e Cristalização**, visto formarem-se cristas.



Fig. 36 – Salinas

Nas salinas, a evaporação da água é mais eficiente e rápida se a superfície de contacto da mistura com o ar atmosférico for bem grande e se houver boa ventilação.

❖ Destilação

Em algumas regiões do nosso país produz-se bebidas alcoólicas secas, como a aguardente, vulgo tom-tom-tom ou nipa, a partir de diferentes matérias-primas, como frutas, farelo, etc., que depois de fermentadas, são submetidas, ao aquecimento, em recipientes adequados como tambores e separa-se o álcool. Você conhece este procedimento?

Pois, a esse procedimento designa-se **destilação**.

Destilação – é o processo de separação de componentes de uma mistura homogénea que consiste na vaporização seguida de condensação do componente líquido de menor temperatura de ebulição.

Existem dois tipos de destilação, a **destilação simples** e a **destilação fraccionada**. Em ambos, a **separação** de componentes baseia-se na **diferença de temperaturas de ebulição dos componentes**. Vejamos de seguida a descrição de uma experiência de separação de componentes de uma mistura homogénea através de destilação simples.

❖ Destilação simples



Experiência: separação de componentes de mistura água salgada por destilação simples

Materiais	Substâncias
• Balão de destilação • Tripé • Copo de precipitação • Bico de Bunsen • Condensador • Suportes com garras • Fósforo	• Água • Sal

Procedimento

- Deita-se no balão de destilação um copo de água com 3 a 5 colheres de sal de cozinha.
- Faz-se a montagem, conforme ilustra a figura abaixo.
- Abre-se a torneira de modo a permitir a entrada de água no refrigerador (condensador).
- Aquece-se o balão, lentamente (até esgotar o líquido). Observa-se.

Observação

Sabendo que o p.e. da água é de 100°C e o do sal de cozinha 1517°C , é correcto afirmar que quando se aquece a mistura:

- a) O componente de menor ponto de ebulição vaporiza primeiro, e ao alcançar as paredes frias do refrigerador condensa-se, e goteja no recipiente de recolha e deposita-se um resíduo no balão.
- b) O componente de maior ponto de ebulição vaporiza primeiro, condensa-se e goteja no recipiente de recolha.

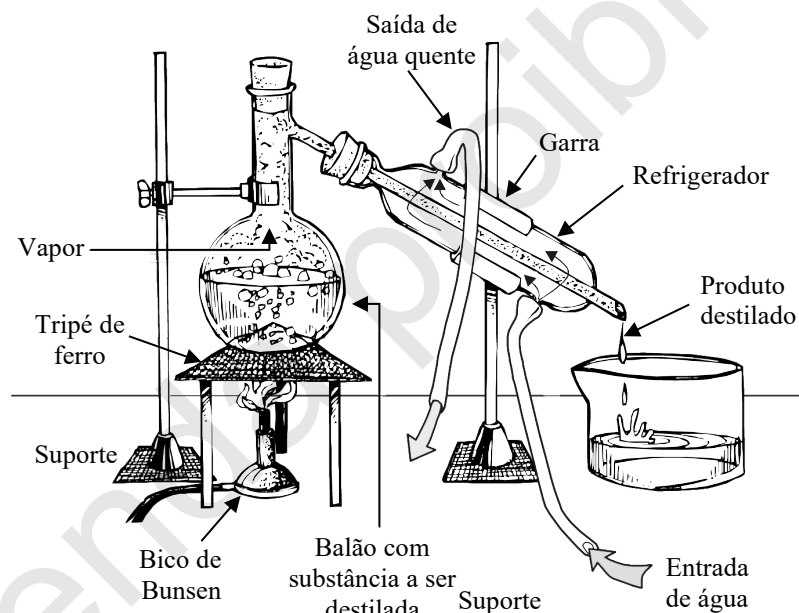


Fig. 37 – Destilação simples

Exactamente!

O componente de menor p.e., neste caso a água, vaporiza primeiro (passa ao estado gasoso ou de vapor) e ao contactar as paredes frias do condensador, condensa-se (transformação de vapor ou gás a líquido) e é recolhido. O componente de maior P.E., o sal de cozinha, deposita-se no balão de destilação e chama-se **resíduo**. A este processo chama-se **destilação simples**.

***Destilação simples** – é um método de separação de componentes de uma mistura homogénea, geralmente do tipo sólido-líquido, caracterizada por uma diferença enorme dos pontos de ebulição dos componentes, em que por vaporização seguida de condensação separa-se o líquido e deposita-se um resíduo.*

Exemplo: Destilação da água salgada.

Vejamos a seguir como se processa a destilação fraccionada.

❖ Destilação fraccionada

Quando a mistura de líquidos a separar tem vários componentes, alguns com pontos de ebulição muito próximos, realiza-se, geralmente, a **destilação fraccionada**, num aparelho especial chamado **coluna de fraccionamento**. Veja a figura que se segue.



Fig. 38 – Refinaria de Petróleo

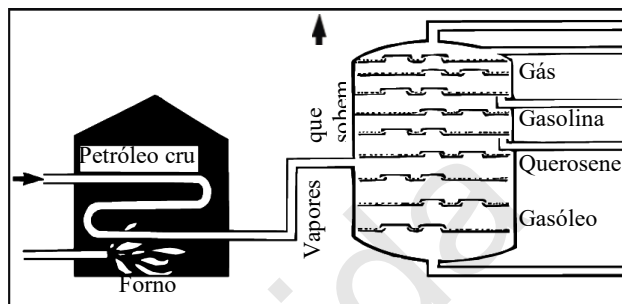


Fig. 39 – Coluna fraccionadora

Com este aparelho, pode-se separar os vários componentes por vaporização seguida de condensação, sendo que os componentes separam-se graças à diferença de temperaturas de ebulição entre eles. Neste caso, são destilados primeiro os componentes de baixo P.E., nos andares superiores e depois, os componentes de alto P.E. nos andares inferiores. A este tipo de separação dá-se o nome de **destilação fraccionada**.

Destilação fraccionada – é um método de separação de componentes de uma mistura homogênea, geralmente do tipo líquido-líquido, cujos componentes apresentam pontos de ebulição muito próximos, em que, por vaporização seguida de condensação, separa-se, sucessivamente o de menor ponto de ebulição até o de maior.

Exemplo: A destilação do petróleo bruto para obter o petróleo de iluminação, diesel, gasolina, etc.

Importância dos métodos de separação de misturas

Os métodos de separação de misturas são importantes para várias situações da nossa vida:

- Permitem separar os poluentes da água e torná-la adequada para consumo;
- Separar os componentes do lixo proceder-se a reciclagem;
- A produção de metais, separando-os dos respectivos minerais/minérios;
- Obtenção de componentes específicos que são usados para produzir medicamentos, alimentos, bebidas, produtos de higiene e limpeza;
- A obtenção do sal de cozinha;
- A análise dos componentes do sangue nos laboratórios.

Chegado a esta etapa, procure, se certificar do seu nível de assimilação do que acabou de aprender. Para tal, resolva as actividades que se seguem. Atenção, evite espreitar as soluções antes de você mesmo responder às questões.



Exercícios

1. Marque com um X os métodos usados para a separação de componentes de misturas homogéneas:
 - a) Destilação fraccionada
 - b) Decantação
 - c) Separação magnética
 - d) Evaporação e cristalização
 - e) Destilação simples
2. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras e com F, as falsas. Quando se faz a destilação simples da mistura açúcar + água:
 - a) A água vaporiza primeiro, condensa-se e é recolhida noutro recipiente. O produto resultante chama-se destilado.
 - b) A diferença de pontos de ebulição de açúcar e água é que permite a separação dos dois componentes.
 - c) O açúcar fica no balão de destilação e chama-se resíduo.
 - d) O açúcar é recolhido no outro recipiente e chama-se destilado.
3. Marque com um X a resposta certa: Na destilação fraccionada a coluna fraccionadora permite:
 - a) A separação de cada componente segundo a sua combustibilidade.
 - b) A separação de cada componente de acordo com o seu ponto de ebulição.
 - c) A separação de cada componente de acordo com o seu ponto de fusão.
 - d) A separação de cada componente de acordo com a sua solubilidade.
4. A evaporação e cristalização para a obtenção do sal, nas salinas processam-se rapidamente quando:
 - a) Há menor ventilação.
 - b) Há menor superfície de contacto entre a mistura, o sol e o vento.
 - c) Há maior superfície de contacto entre a mistura, o sol e o vento.
 - d) Há maior ventilação.

5. Assinale com um X a resposta certa. A destilação consiste:
- a) na vaporização do líquido, seguida de condensação.
 - b) ... na vaporização do líquido, seguida de cristalização.
 - c) ... condensação do líquido, seguida de fusão.
 - d) ... fusão do líquido, seguida de vaporização.
6. A propriedade básica para a separação dos componentes de misturas homogéneas através da destilação é:
- a) Diferença de densidades dos componentes;
 - b) Diferença de pontos de fusão dos componentes;
 - c) Diferença de pontos de ebulição dos componentes;
 - d) Diferença de estados físicos dos componentes.

Agora leia o resumo que se segue, antes de conferir as suas respostas.



Resumo da Lição

São métodos de separação de misturas homogéneas: a vaporização e cristalização, a evaporação e a destilação simples e fraccionada.

A vaporização é, geralmente, usada para separar componentes de mistura homogénea sólido-líquido. Baseia-se na diferença de temperaturas de ebulição dos componentes, onde o de menor ponto de ebulição vaporiza-se primeiro, ficando retido no recipiente, o de maior. É o mesmo que ocorre na evaporação, só que o componente de menor ponto de ebulição sai de forma espontânea, por acção do sol ou vento, contrariamente na vaporização cujo causador é o calor fornecido pelo homem. E como em ambos se depositam cristais, fala-se de Cristalização.

A destilação consiste na submissão da mistura ao aquecimento, do qual os componentes de menor temperatura de ebulição vaporizam-se primeiro, ficando o de maior para o momento posterior. Na destilação simples, a diferença dos pontos de ebulição dos componentes é maior, enquanto na destilação fraccionada os pontos de ebulição são mais próximos, recorrendo-se assim a uma coluna fraccionadora.

Os métodos de separação de misturas são muito importantes para a vida do homem pois, permitem separar componentes do sangue para o tratamento de certas doenças, a separação do lixo garantindo seu tratamento adequado, o tratamento da água, obtenção de bebidas alcoólicas, etc.

Caro aluno, já leu o resumo da sua lição, já pode comparar as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. b), c), e)
2. d)
3. c)
4. a)
5. a)-F, b)-V, c)-V , d)-F
6. d)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 9: Átomo

Introdução

O processo de busca de conhecimento é contínuo e dinâmico, o que quer dizer que algo que é aceite universalmente, em determinado momento, pode a partir de outro ser rejeitado, passando a ter outra explicação ou melhorando a que já existe.

Nesta lição você ficará a conhecer os diferentes pensamentos que foram desenvolvidos sobre a constituição da matéria, com ênfase ao da constituição por átomos, onde a estrutura do átomo, a história da sua descoberta e sua representação encontrarão maior destaque.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Caracterizar o átomo;
- Descrever a história do modelo do átomo;
- Explicar a estrutura atômica.



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



O Átomo

Caro(a) aluno(a), é comum nas nossas vidas identificarmos situações que requerem explicação face à sua ocorrência. Como tal, cada um desenvolve ou cria mentalmente ideias lógicas, a forma de explicar, imagens mentais, aceites ou não pelos outros. A essa forma de explicar ou a esse pensamento chama-se de **modelo**.

Um modelo não é uma ideia definitiva, visto que os cientistas continuam a investigar as diversas questões. Para que um modelo seja aceite pela comunidade e por outros cientistas, é necessário que explique a situação em investigação, possa prever outros fenómenos e possa sugerir novas experiências e investigações.

Em relação à constituição da matéria, vários modelos têm vindo a ser desenvolvidos. De entre eles, destacam-se os modelos de vários cientistas da época pré-histórica, em que ficou-se a saber que tudo que existe na Natureza, que tem massa e ocupa espaço chama-se **matéria**.

Uma das questões que sempre tem preocupado a Humanidade e, em particular os cientistas, é a da constituição da matéria.

Como é constituída a matéria?

Caro(a) aluno(a), a resposta à esta questão você vai encontrar ao ler e procurar entender o historial sobre o tema que temos a partilhar consigo.

É verdade que, diversas correntes de pensamento têm sido apresentadas ao longo dos tempos.

História do desenvolvimento do Modelo do átomo

1. Modelo de Leucipo e Demócrito

Os filósofos gregos Leucipo e seu discípulo Demócrito, 500 anos a.C., apresentaram a primeira ideia sobre a constituição da matéria.

Segundo eles:

- A matéria é constituída por **partículas muito pequenas e indivisíveis**, que designaram de **átomos**;
- Os átomos são **diferentes em tamanho e forma**. Veja a figura que se segue.

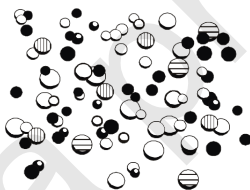


Fig. 40 – Átomos de diferentes tamanhos e formas

2. Modelo de Aristóteles

Aristóteles, filósofo grego e os seus seguidores, 400 anos a.C., negou o modelo proposto por Leucipo e Demócrito, tendo apresentado um outro modelo.

Segundo este:

- A matéria é constituída por **quatro elementos** ou **princípios universais** – água, ar, terra e fogo, em quantidades diferentes. Veja a figura que se segue.



Água



Ar



Terra



Fogo

Fig. 41 – Quatro principais elementos da matéria

O modelo de Aristóteles, embora pouco claro, permaneceu válido durante muitos anos. Este modelo foi adoptado por tanto tempo, não só porque Aristóteles era uma figura muito importante no ramo da

ciência, mas também porque o seu modelo defendia princípios religiosos que eram negados no modelo de Leucipo e Demócrito.

3. Modelo ou Teoria de Dalton

No século XVII, Robert Boyle, à semelhança de Leucipo e Demócrito, afirmava que:

- a matéria é constituída por partículas (a que chamou de corpúsculos), daí a designação de **Teoria Corpuscular** ao seu modelo. Veja a figura que se segue.



Fig. 42 – Partículas constituindo a matéria

Este ponto de vista de Boyle foi igualmente defendido por John Dalton, químico inglês, autor de ideias que ficaram conhecidas por **Teoria Atômica de Dalton**.

Esta teoria defende o seguinte:

- A matéria é constituída por **átomos**, que **são indivisíveis**.
- Os átomos de um **mesmo elemento químico** são **idênticos na forma e peso**.
- Os átomos **não se alteram**.
- Nas transformações químicas, os átomos **não são criados, nem destruídos**, apenas se **rearranjam**.

4. Modelo de Rutherford

Este modelo defende o seguinte:

- O átomo **não é maciço**, apresentando mais espaço vazio do que preenchido.
- A maior parte da massa do átomo encontra-se em uma pequena **região central** (o núcleo) dotada de **carga positiva**, onde estão os **prótons**.
- Na região ao redor do núcleo (**electrosfera**) estão os **electrões**, muito mais leves que os prótons.

5. Modelo de Bohr

Em 1913 Niels Bohr (dinamarquês), inspirado no Modelo de Rutherford, propôs um outro modelo mais completo, que conseguia explicar a estrutura da matéria.

Este modelo defende o seguinte:

- O átomo apresenta **núcleo positivo** e está **rodeado de electrões negativos**.
- A **electrosfera é dividida** em regiões denominadas **níveis de energia ou camadas**.

O Modelo de Bohr foi o que mais se destacou, pois a ideia inicial de que **átomo é indivisível não teve mais sentido**. Por via experimental, Rutherford, provou que **o átomo é constituído por pequenas partículas**

Segundo este modelo, foram identificadas no átomo **duas regiões distintas: uma central**, de tamanho extremamente pequeno e pesada, a que se deu o nome de **núcleo** e, outra periférica, mais espaçosa, designada **electrosfera**.

Caro(a) aluno(a), estamos prestes a terminar a nossa lição. Antes, resolva os exercícios que lhe propomos de modo a aferir o seu grau de assimilação dos conteúdos que aprendeu.



Exercícios

1. Marque com X os nomes dos cientistas que se notabilizaram na explicação da constituição da matéria:

a) Newton	b) Demócrito	c) Dalton	d) Bohr
-----------	--------------	-----------	---------
2. Assinale com X a afirmação correcta. A matéria é constituída por:

a) Areia	c) Átomos
b) Oxigénio	d) Elemento químico
3. Marque com X a alternativa que melhor completa a seguinte frase: a teoria atómica considera o átomo como sendo:
 - a) ... a partícula mais pequena da constituição da matéria que conserva as suas propriedades específicas.
 - b) ... a estrutura formada pelos quatro princípios universais: água, ar, terra e fogo.
 - c) ... a mais pequena estrutura que quando dividida apresenta cargas positivas na electrosfera e negativas no núcleo.
 - d) ... corpúsculos visíveis apenas no laboratório.

4. Marque com X a alternativa certa. Segundo o Modelo de Bohr, o átomo apresenta na sua estrutura:
- a) quatro elementos ou princípios universais – água, ar, terra e fogo, em quantidades diferentes.
 - b) partículas que não são criadas, nem destruídas, apenas se rearranjam;
 - c) partículas idênticas na sua forma e massa.
 - d) um núcleo positivo que está rodeado de electrões negativos.

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

Para explicar a constituição da matéria, muitos foram os cientistas que se envolveram, tendo se destacado: Leucipo e Demócrito que defendiam que a matéria era constituída por átomo que são partículas mais pequenas e indivisíveis. Mais tarde, Aristóteles e Dalton e mais tarde, Rutherford e Bohr, tendo por via experimental provado que a matéria é constituída por átomos, que são partículas em cuja estrutura existem duas regiões, a região central preenchida por protões (partículas positivas) e neutrões e, a região periférica (electrosfera) que contém os electrões.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, está de parabéns. Se teve dificuldades, releia a sua lição e volte a resolver as suas actividades.



Chave de correcção

- 1. b), c), d)
- 2. c)
- 3. a)
- 4. d)

LIÇÃO Nº 10: Estrutura do átomo

Introdução

Os átomos são partículas infinitamente pequenas que constituem toda matéria no universo. Ao longo do tempo, a ideia de como seria a estrutura atômica foi mudando de acordo com as novas descobertas feitas pelos cientistas.

Nesta lição, vai aprender com detalhe a constituição do átomo e conceitos de número atômico e número de massa.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a constituição do átomo;
- Definir número atômico;
- Definir número de massa;
- Interpretar o significado do número atômico e de número de massa;
- Representar um elemento químico através de seu número atômico e de massa;
- Fazer cálculos envolvendo partículas sub-atômicas.



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo.



Estrutura do átomo

O Modelo de Rutherford-Bohr, foi o que mais se notabilizou na explicação da constituição do átomo, pois, a ideia inicial de que o átomo é indivisível não mais teve sentido, tendo por via experimental sido provado que o átomo é constituído por pequenas partículas.

Segundo este modelo, no átomo foram identificadas duas regiões distintas: uma central, de tamanho extremamente pequeno e pesada, a que se deu o nome de **núcleo** e, outra periférica, mais espaçosa, designada **electrosfera**.

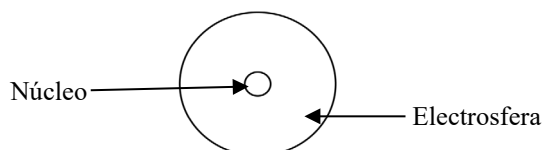
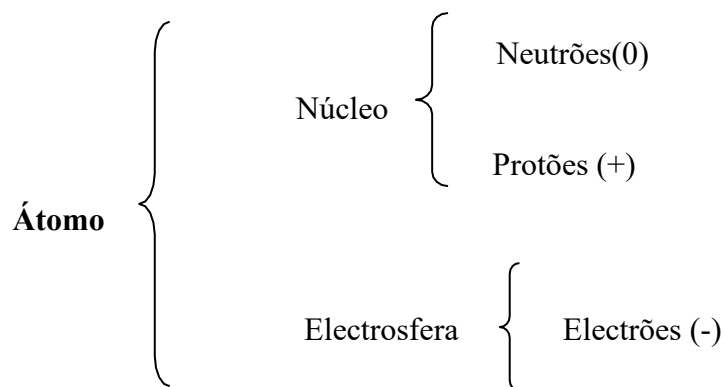


Fig. 43 – Estrutura do átomo

Em cada uma das regiões, foram identificadas **partículas minúsculas** que constituem o átomo, nomeadamente: **protões e neutrões, no núcleo** e **electrões, na electrosfera**.



Pode-se igualmente apresentar a estrutura do átomo em forma de tabela, onde se pode notar o uso das notações: p^+ , para representar protões; n^0 ou n , para neutrões e, e^- , para electrões.

Partículas sub-atómicas		Carga eléctrica
No núcleo	Protão (p^+)	+1
	Neutrão (n^0)	0
Eletrosfera	Electrão (e^-)	-1

Caro(a) aluno(a), agora vai aprender novos conceitos que estão estreitamente ligados às partículas sub-atómicas, estamos a nos referir ao número atómico e número de massa.

O que é o número atómico?

Número Atómico (Z)

Durante a sua escolarização na 5ª ou 6ª classes, por exemplo, ao invés do seu professor chamar nominalmente a cada aluno no acto do controle de presenças, ele fazia-o chamando pelos números (1, 2, 3,...). O número da relação nominal (que vem na pauta e no livro de sumário) era o que **distinguia cada aluno** na sua turma.

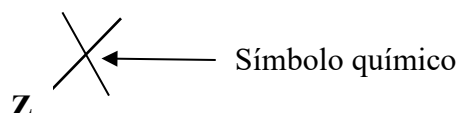
O mesmo encontramos em documento de identificação (a Cédula pessoal ou Bilhete de Identidade (BI), Número Único de Identificação Tributária, NUIT), em que não existem dois indivíduos com o mesmo número de registo. Tal como no exemplo da turma, de entre os 115 tipos de átomos ou elementos químicos, também existe um número de registo ou de identidade para cada um. A esse número dá-se o nome de **número atómico**.

Número atómico – é o número de protões existente no núcleo de um átomo.

O número atómico representa-se pela letra **Z**. Cada átomo de um elemento químico tem seu número atómico (Z), que é igual ao **número de protões** que está no núcleo desse elemento. E, este é sempre um **número inteiro** que varia de **1 a 115**.

O número atómico é exclusivo, específico e **único** para **apenas um tipo de átomos** (elemento químico), o que permite distingui-lo dos restantes elementos. Os valores de números atómicos encontram-se listados em tabelas apropriadas, chamada de **tabela periódica**, onde a ordenação dos elementos obedece a sequência crescente dos números atómicos dos elementos químicos.

Para representar um elemento químico, o **valor do número atómico** representa-se do **lado inferior esquerdo**, conforme se indica nos exemplos a seguir.



Como deve saber o Z, representa o número atómico. Assim temos:

Para átomos de oxigénio: ${}_8\text{O}$

Para átomos de zinco: ${}_{30}\text{Z}$

Para átomos de hidrogénio: ${}_1\text{H}$

Com as representações acima, tem-se a informação de se ter presente os elementos químicos oxigénio, zinco e hidrogénio, onde os números atómicos dados revelam que existem 8, 30 e 1 protão, respectivamente nos seus núcleos.

Muito bem, tendo visto o número atómico, *o que é, então, o número de massa?*

Número de Massa (A)

É de recordar que na estrutura do átomo existem duas regiões distintas: o núcleo e a electrosfera. No núcleo se concentra quase todo o “peso” do átomo, que toma a designação de **número de massa**.

Número de massa – é o somatório de número de protões (Z) e de neutrões (n) existentes no núcleo de um átomo.

O número de massa é representado pela letra “A”. Deste modo matematicamente podemos escrever:

$$A = Z + n$$

Onde:

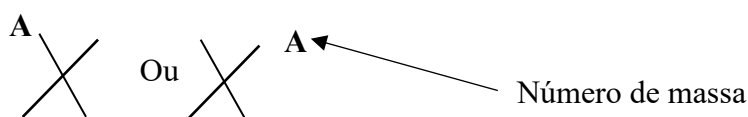
A – é o número de massa

Z – é o número atómico

n – é o número de neutrões

O número de massa é um número inteiro que se encontra na tabela periódica. O valor numérico do número de massa corresponde à já conhecida **massa atómica relativa**.

Tendo o símbolo de um elemento químico, o valor do número de massa representa-se do **lado superior direito**, ou do **lado superior esquerdo**, conforme se indica nos exemplos a seguir:



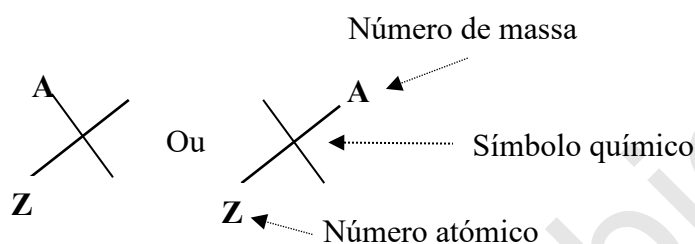
Para átomos de Hidrogénio: ${}^1\text{H}$ ou H^1

Para átomos de Oxigénio: ^{16}O ou O^{16}

Para átomos de Zinco ^{65}Zn ou Zn^{65}

Os exemplos acima mostram a representação dos números de massa de hidrogénio, oxigénio e zinco, respectivamente, cujo significado é: no núcleo do átomo de hidrogénio, o somatório do número de prótons e de neutrões é igual a um (1), no de oxigénio é igual a dezasseis (16) e no de zinco, sessenta e cinco (65).

Assim, já que o símbolo químico representa uma vez, o elemento químico e outra vez, um átomo desse elemento químico (significado do símbolo químico), convencionou-se as seguintes notações para representar o **número atómico** e o **número de massa**:



Portanto:

Para o elemento hidrogénio: ^1_1H Ou ${}_1\text{H}^1$

Para átomos de oxigénio: $^{16}_8\text{O}$ Ou ${}_8\text{O}^{16}$

Para átomos de zinco: $^{65}_{30}\text{Zn}$ Ou ${}_{30}\text{Zn}^{65}$

Repare, caro(a) aluno(a), que em todas as representações o **Z** sempre fica por baixo e, **A** por cima do símbolo do elemento químico.

O número atómico e o número de massa são duas grandezas que permitem a caracterização de um elemento químico, sendo, no entanto, o **número atómico** o que melhor distingue um elemento químico do outro, pois como já vimos, o número atómico é único para um certo tipo de átomos, diferentemente do número de massa que pode ser o mesmo para dois elementos químicos diferentes. A seguir apresentamos-lhe uma tabela com os valores de número atómico e número de massa dos primeiros 20 elementos químicos da tabela periódica.

Símbolo	Z	A
H	1	1,00
He	2	4,00
Li	3	7,00
Be	4	9,00
B	5	11,0
C	6	12,0
N	7	14,0
O	8	16,0
F	9	19,0
Ne	10	20,0

Símbolo	Z	A
Na	11	23,0
Mg	12	24,0
Al	13	27,00
Si	14	28,0
P	15	31,0
S	16	32,0
Cl	17	35,5
K	18	39,0
Ar	19	40,0
Ca	20	40,0

Fizemos, acima, algumas afirmações sobre a representação e relação entre as partículas constituintes do átomo, vamos de seguida fazer alguns cálculos que elucidam essas relações.

Cálculos envolvendo partículas sub-atómicas

Para compreender facilmente os passos de cálculos é importante lembrar as seguintes relações entre as partículas atómicas:

1. Número atómico e protões:

$$Z = p^+$$

O número atómico é igual ao número de protões.

2. Protões, electrões e número atómico:

$$Z = p^+, \text{ então: } p^+ = e^- \quad \left| \quad Z = p^+ = e^- \right|$$

Logo, o átomo é um sistema electricamente neutro porque $p^+ = e^-$

3. Número de massa, protões, neutrões e número atómico

$$A = p^+ + n \quad \text{Como } Z = p^+, \text{ então: } A = Z + n$$

O número de massa (A) é igual a soma do número de protões e neutrões.

4. Número de neutrões, massa e protões

Isolando o n da fórmula anterior, tem-se:

$$n = A - p^+$$

Muito bem, agora vamos praticar o que acabamos de aprender. Começaremos por mostrar a resolução de um dos exercícios e os restantes será você a resolver.



Actividade

1. Dada a representação: ${}^9\text{F}^{19}$, indique:
 - a) O número de atómico (Z);
 - b) O número de protões (p^+);
 - c) O número de electrões (e^-);
 - d) O número de massa (A);
 - e) O número de neutrões (n).

Resolução:

- a) Na representação de um elemento químico, o número atómico é o valor que aparece no canto inferior esquerdo. Então, o número atómico é $Z = 9$. Número atómico é igual a 9.
- b) Num átomo o número atómico (Z) indica o número de protões (p^+) existentes no seu núcleo. Então, como o $Z = 9$ e sabendo que $Z = (p^+)$, logo $p^+ = 9$. Existem 9 protões.
- c) Vimos que o átomo é um sistema electricamente neutro, isto é, o número de protões é igual ao número de electrões ($p^+ = e^-$). Então se $p^+ = 9$, logo $e^- = 9$. Existem 9 electrões.
- d) O número de massa (A) indica a quantidade de protões e neutrões existentes no núcleo ($A = p^+ + n$). Entretanto, na representação do átomo, é o valor que aparece no canto superior direito. Então $A = 19$. Número de massa é igual a 19.
- e) O número de neutrões, podemos deduzir da relação $A = p^+ + n$. Onde $n = A - p^+$. Assim $n = 19 - 9 = 10$. Existem 10 neutrões.

Pois bem. Agora prossiga respondendo às questões que se seguem.



Exercícios

1. Assinale com X a afirmação correcta:
 - a) Átomo é toda a substância estudada em Química.
 - b) Átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria.
 - c) Átomo é tudo aquilo que existe, tem massa e ocupa lugar no espaço.
 - d) Átomo é estrutura formada pelos quatro princípios universais: água, ar, terra e fogo.

2. Preencha os espaços em branco por palavras ou expressões de modo que a frase tenha significação certa a propósito da constituição do átomo.

O átomo é constituído por **a)** regiões que são o **b)** que é a parte central do átomo e a **c)**, que é a zona periférica. Os protões, partículas de carga **d)** localizam-se na parte central do átomo, juntamente com os **e)**, que são partículas de carga neutra. Os **f)** giram à volta do núcleo e são partículas de carga **g)**.

3. Dada a notação ${}_{25}X^{70}$, assinale com X as afirmações correctas:

- a) 70 indica o número atómico do elemento.
- b) 25 é o número atómico do elemento.
- c) 70 é o número de massa do elemento.
- d) X é o símbolo do elemento.

4. Um átomo Y apresenta: $n = 12$ e $Z = 11$. Faça todos os cálculos necessários e assinale com X a resposta certa:

A. O número de protões do elemento Y é igual a:

- a) 12
- b) 23
- c) 11
- d) 34

B. O número de electrões do elemento Y será:

- a) 34
- b) 12
- c) 23
- d) 11

C. O número de massa do elemento Y é:

- a) 23
- b) 11
- c) 12
- d) 34

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue.



Resumo da Lição

Nesta lição, você aprendeu que:

O átomo é constituído por duas regiões, o núcleo que é a região central e a electrosfera, que é a região periférica.

No núcleo encontramos protões que são partículas carregadas positivamente e neutrões, que são partículas sem carga. O somatório da quantidade de protões e neutrões constitui o número de massa.

Na electrosfera, encontramos os electrões, que são partículas carregadas negativamente. Num átomo, a quantidade de protões é igual a de electrões, daí que o átomo é um sistema electricamente neutro.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as da Chave de correcção abaixo. Acertou em todas? Se, sim, você está de parabéns, pois é sinal de que realmente entendeu o que acaba de aprender. Entretanto, se errou em algumas, não desanime, volte a ler o conteúdo da sua lição, se necessário, junte-se a um colega de estudo e depois resolva novamente os seus exercícios. Vamos a isso!



Chave de correcção

1. b)
2. a) – duas; b) – núcleo; c) – electrosfera; d) – positiva; e) – neutrões; f) – electrões; g) - negativa
3. b), c), d)
4. A. - c); B.- d); C. – a)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 11: Elemento químico

Introdução

A constituição da matéria tem como estrutura básica o átomo. É o arranjo ou a arrumação diversificada dos átomos que dá lugar a uma variedade de substâncias.

Nesta lição, vai conhecer uma das maneiras de organização dos átomos bem como a forma simplificada de sua representação através dos símbolos químicos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir elemento químico;
- Escrever os nomes e símbolos dos primeiros 20 elementos químicos do sistema periódico, incluindo o Al, Pb, Cu, Zn, Ag, Au, Fe e Hg;
- Identificar os metais dos ametais;
- Mencionar as propriedades gerais dos metais e dos ametais.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 90 minutos no mínimo.



Elemento químico

O que é elemento químico?

Como foi referido, existem até então 115 tipos de átomos diferentes. O conjunto formado por átomos de um mesmo tipo dá-se o nome de **elemento químico**.

Elemento químico – é o conjunto de átomos do mesmo tipo.

Os átomos de um mesmo tipo têm a particularidade de apresentarem mesmo número atómico. Pelo que podemos igualmente definir elemento químico como o conjunto de átomos que apresentam mesmo número atómico, Z ou átomos que apresentam no seu núcleo mesma quantidade de prótons. Assim existem na natureza 115 tipos de átomos, isto é, 115 elementos químicos diferentes. Alguns exemplos de elementos químicos são:

- Oxigénio, cloro, zinco, ferro, carbono, alumínio, hélio, entre outros que irá aprender mais tarde.

Os elementos químicos conhecidos estão alistados e organizados na base de critérios especiais num quadro chamado tabela ou quadro periódico, que iremos estudar mais tarde.

Embora cada elemento químico tenha seu nome, por exemplo, oxigénio, hidrogénio, etc., os químicos encontraram uma forma de representar os elementos químicos, tal que independentemente da língua, possam se entender com base nessa representação, a que chamaram de **símbolos químicos**.

Símbolos químicos

Fizemos referência anteriormente ao controle das presenças na sala de aula através de números, ao invés de chamar a cada pelo seu nome, facto que simplifica o trabalho do professor. Quando andamos pela estrada, é comum vermos alguns sinais situados na berma, como por exemplo:

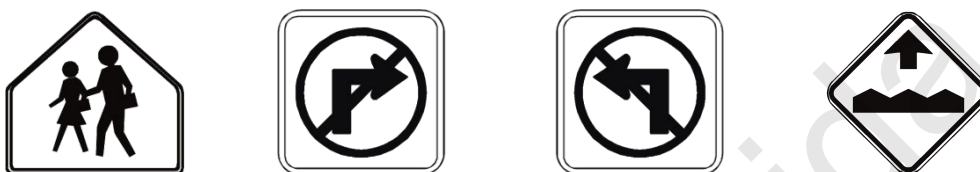


Fig. 44 – Sinais de trânsito

Através destes sinais simples, os condutores de automóveis recebem mensagens de grande significado, que lhes permitem conduzir com segurança. Se essas mensagens fossem escritas em palavras, obrigariam o motorista a ter que parar o carro inúmeras vezes para as conseguir ler. Como deve estar a imaginar, esta leitura contínua causaria desatenção à condução que poderia culminar com a ocorrência de acidentes. Em Química temos uma situação semelhante, de simplificação de trabalho e de comunicação.

Durante a evolução da história da Química, elaborou-se um processo de comunicação simplificado, uma linguagem própria, entendida por todos os químicos do mundo. Este processo de comunicação simplificado é utilizado para representar os elementos químicos, utilizando **símbolos químicos**.

Símbolo químico – é um sinal químico, isto é, uma representação para traduzir os átomos que compõem um elemento químico.

Há muitos séculos, os primeiros químicos criaram e usaram símbolos químicos para representar elementos e substâncias químicas. O primeiro químico que representou os átomos de um elemento químico por símbolos foi John Dalton.

Os símbolos apresentados por Dalton eram bastante complicados, como ilustra o quadro a seguir.

Elementos

	Hidrogénio		Sódio
	Nitrogénio		Potássio
	Carbono		Ferro
	Oxigénio		Zinco
	Fósforo		Cobre
	Cloro		Prata
	Iodo		Ouro

Tabela 1: Símbolos usados por Dalton (1766 – 1844) para representar elementos químicos

Em 1813, Berzelius (1779-1848), químico sueco, simplificou a representação dos símbolos usados por Dalton e propôs que os átomos de cada elemento químico fossem representados por **letras**.

Regras para a representação dos símbolos químicos

Segundo a proposta de Berzelius, válida até hoje, para representar símbolos químicos basta:

1. Escrever a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula.
2. No caso de existirem elementos com a mesma letra inicial, acrescenta-se a segunda letra, em minúscula.
3. Os símbolos químicos lêem-se **letra a letra** e não globalmente, como se fosse uma palavra.

Veja os exemplos seguintes:

Carbono – C	Lê-se C	Boro – B	Lê-se B
Cálcio – Ca	Lê-se C-a e, não Ca.	Bário – Ba	Lê-se B-a e, não Ba.
Cloro – Cl	Lê-se C-l e, não Cl.	Bromo – Br	Lê-se B-r e, não Br.

Alguns símbolos químicos têm a sua origem no nome latino ou grego dos elementos químicos. Veja a tabela que se segue:

Nome do elemento (em Português)	Nome do elemento (em Latim)	Nome do elemento (em Grego)	Símbolo Químico
Cobre	Cuprum	—	Cu
Chumbo	Plumbum	—	Pb
Enxofre	Sulphur	—	S
Fósforo	Phosphoros	—	P
Iodo	—	Iodes	I
Nitrogénio/Azoto	Nitrogenum	—	N

Nome do elemento (em Português)	Nome do elemento (em Latim)	Nome do elemento (em Grego)	Símbolo Químico
Prata	Argentum	Argyros	Ag
Sódio	Natrium	—	Na

Tabela 2: Alguns elementos químicos e seus símbolos químicos

Veja a seguir uma lista dos símbolos químicos de alguns dos elementos

Nome do elemento	Símbolo químico	Nome do elemento	Símbolo químico
Hidrogênio	H	Cobre	Cu
Lítio	Li	Zinco	Zn
Carbono	C	Bromo	Br
Nitrogênio	N	Prata	Ag
Oxigênio	O	Estanho	Sn
Flúor	F	Iodo	I
Sódio	Na	Bário	Ba
Potássio	K	Ouro	Au
Cálcio	Ca	Mercúrio	Hg
Ferro	Fe	Chumbo	Pb
Cloro	Cl		

Tabela 3: Lista dos símbolos químicos dos elementos químicos usados frequentemente.

Muito bem, você acaba de aprender que os elementos químicos são representados internacionalmente por símbolos químicos. Qual é o significado de um símbolo químico?

Significado dos símbolos químicos

O símbolo químico tem dois significados:

- Representa o nome do elemento químico.
- Representa um átomo desse elemento químico.

Assim, veja os exemplos dos símbolos químicos que se seguem:

O - representa:

- ✓ o nome do elemento – **Oxigênio**.
- ✓ um átomo desse elemento – **um átomo de oxigênio**.

H - representa:

- ✓ o nome do elemento – **Hidrogénio**.
- ✓ um átomo desse elemento – **um átomo de hidrogénio**.

Na - representa:

- ✓ o nome do elemento – **Sódio**.
- ✓ um átomo desse elemento – **um átomo de sódio**.

Quando se pretende representar **mais do que um átomo** – dois, três, quatro... átomos de um certo elemento químico, **indica-se o número de átomos antes do símbolo químico** e escreve-se esse mesmo número ao mesmo nível do símbolo.

Veja os exemplos seguintes:

2O – dois átomos do elemento químico oxigénio.

3Ca – três átomos do elemento químico cálcio.

5Al – cinco átomos do elemento químico alumínio.

10S – dez átomos do elemento químico enxofre.

Classificação dos elementos químicos

Os elementos químicos podem ser divididos em dois grandes grupos: em metais e ametais (não metais).

Exemplo de elementos químicos com carácter **metálico**:

Mg – magnésio	Ca – cálcio	K – potássio
Na – sódio	Cu - cobre	Au – ouro
Al – alumínio	Zn – zinco	Fe – ferro
Pb - chumbo	Ag - prata	Hg - mercúrio

Exemplo de elementos químicos com carácter **ametálico**:

Cl – cloro	N - nitrogénio
H – hidrogénio	F - flúor
O – oxigénio	P - fósforo
I – iodo	C - carbono

Caro(a) aluno(a), apresentamos-lhe os exemplos de elementos químicos que integram cada grupo de elementos, provavelmente se questione, o que distingue um grupo do outro. Então vejamos quais as características de cada um.

Propriedades das substâncias metálicas

Os metais têm as seguintes características:

- ✓ Possuem um brilho metálico;
- ✓ São sólidas em Condições Normais de Temperatura e Pressão (C.N.T.P), com a excepção do mercúrio que é metal líquido;
- ✓ Apresentam pontos de fusão (P.F.) e pontos de ebulição (P.E.) relativamente altos;
- ✓ Conduzem bem a electricidade e o calor;
- ✓ São maleáveis, isto é, podem ser moldados.

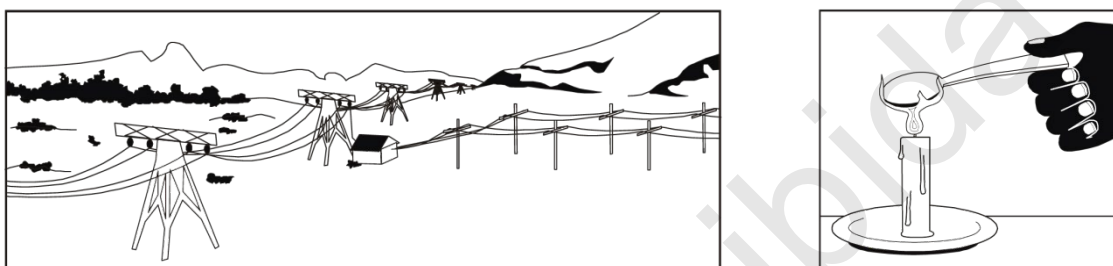


Fig. 45 – Condução da corrente eléctrica e de calor

Propriedades das substâncias não metálicas

Os não-metais ou ametais têm as seguintes características:

- ✓ Não possuem brilho metálico;
- ✓ Apresentam pontos de fusão (P.F.) e pontos de ebulição (P.E.) relativamente baixos;
- ✓ Não conduzem corrente eléctrica e são maus condutores do calor.

Agora resolva os exercícios que lhe apresentamos a seguir, para ver se está a acompanhar bem esta matéria. Bom trabalho!



Exercícios

1. Marque com X a definição correcta de símbolo químico:
 - a) É um elemento químico escrito por meio de números.
 - b) É um sinal matemático escrito quimicamente.
 - c) É um sinal químico que representa um átomo de um dado elemento químico.
 - d) É um sinal de soma de átomos existentes num elemento químico.

2. Assinale com X o nome do cientista que elaborou os símbolos químicos usados até hoje:
- | | |
|----------------|--------------|
| a) John Dalton | c) Demócrito |
| b) Isac Newton | d) Berzelius |
3. Marque com um X a resposta certa. Os símbolos químicos são representados por meio de:
- | | |
|-----------------------|-------------|
| a) Sinais matemáticos | c) Letras |
| b) Sinais gramaticais | d) Palavras |
4. Assinale com um X a forma correcta para representar os símbolos químicos:
- a) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula e, nos casos em que há mais do que um elemento químico com a mesma inicial, acrescenta-se uma outra letra do nome em letra minúscula.
- b) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula e acrescenta-se sempre uma outra letra em minúscula.
- c) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em maiúscula e, por vezes, acrescenta-se uma segunda letra também em maiúscula.
5. Marque com um X a representação certa do símbolo do hidrogénio, cloro e nitrogénio:
- | | | | |
|--------------|-------------|--------------|------------|
| a) H, Cl, Ni | b) H, Cl, N | c) Hi, Cl, N | d) H, C, N |
|--------------|-------------|--------------|------------|
6. Ba, C e Al representam símbolos, respectivamente, os nomes dos elementos químicos: (marque com um X a resposta certa).
- | | |
|---------------------------------|-------------------------------|
| a) Bário, cloro e alumínio. | c) Cloro, alumínio e bário. |
| b) Berílio, carbono e alumínio. | d) Bário, carbono e alumínio. |



Resumo da lição

Nesta lição, aprendeu que os 115 tipos de átomos conhecidos, os do mesmo tipo, isto é, com o mesmo número atómico, agrupam-se e formam o que chamamos de elemento químico. Os elementos químicos podem ser representados através de símbolos químicos, que traduzem os átomos que compõem um elemento químico.

Dentre várias propostas de representação de símbolos, a actualmente válida foi proposta por Berzelius e baseia-se no uso letras, onde: escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula; no caso de existirem elementos com a mesma inicial, acrescenta-se uma outra letra, em minúscula. E, os símbolos químicos lêem-se letra a letra e não globalmente, como se fosse uma palavra.

O símbolo químico tem dois significados: representa o nome do elemento químico e representa igualmente um átomo desse elemento químico. Os elementos químicos podem ser divididos em dois grupos: em metais e ametais (não metais). Os metais são caracterizados por apresentarem brilho metálico característico, apresentam pontos de fusão e de ebulição relativamente altos, conduzem a electricidade e o calor e são maleáveis. Os ametais não possuem brilho metálico, os pontos de fusão e de ebulição são relativamente baixos e não conduzem corrente eléctrica e nem calor.

Agora compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

- | | | |
|-------|-------|-------|
| 1. c) | 3. c) | 5. b) |
| 2. d) | 4. a) | 6. d) |

LIÇÃO Nº 12: Moléculas

Introdução

A presença de átomos como estrutura básica da constituição da matéria faz com que existam diferentes formas de combinações entre eles, razão pela qual encontramos uma variabilidade de substâncias. A combinação ou união pode ocorrer tanto entre átomos de um mesmo elemento químico, bem como entre átomos de elementos químicos diferentes.

Nesta lição, vai conhecer o que são moléculas, onde daremos destaque à forma como os átomos se unem para as formar, a classificação das moléculas formadas, bem como ao significado, ou seja, a informação que se pode colher quando se tem uma molécula.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir molécula;
- Classificar as moléculas segundo critérios definidos;
- Montar fórmulas químicas a partir das valências dos elementos;
- Explicar o significado da fórmula química.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Moléculas

Afirmamos anteriormente que os átomos dos elementos químicos têm a capacidade de se unirem uns com os outros, tanto os do mesmo elemento químico entre si como os de elementos químicos diferentes. Da união formam-se estruturas chamadas **moléculas**.

Molécula - *é um conjunto de átomos, quimicamente ligados, que conservam as propriedades características de uma substância.*

Ou

Molécula – *é a menor porção de uma substância que pode existir livremente, mantendo todas as propriedades dessa substância.*

Vejamos alguns exemplos:

- ✓ Os átomos de hidrogénio podem ligar-se entre si, formando uma molécula de hidrogénio;
- ✓ Dois átomos de oxigénio podem ligar-se entre si, formando uma molécula de oxigénio;

- ✓ Três átomos de oxigénio podem ligar-se e formar uma molécula de ozono;
- ✓ Oito átomos de enxofre ligam-se entre si e formam moléculas de enxofre.

A união dos átomos para formar moléculas, pode ser elucidada através do que se designa de **fórmula química**.

Fórmula química – é uma representação gráfica de moléculas de uma determinada substância usando símbolos para os átomos nela presentes.

Para representar a fórmula química de uma molécula procede-se da seguinte maneira:

1. Escrevem-se os símbolos dos átomos de elementos que constituem a molécula;
2. Para cada símbolo, coloca-se um valor numérico à direita, ligeiramente abaixo do símbolo do elemento. O valor numérico em causa, que é chamado de **índice**, indica o número de átomos de cada elemento químico que constitui a molécula;
3. Quando um determinado elemento químico tem apenas um átomo, omite-se o índice (que neste caso seria um), ou seja, não se coloca na fórmula química.



Para formação de cada molécula existe uma quantidade definida de átomos que intervêm.

Vejam os exemplos:

Molécula de:	Constituição da molécula	Fórmula química
Hidrogénio	Dois átomos de hidrogénio quimicamente ligados	H ₂
Oxigénio	Dois átomos de oxigénio quimicamente ligados	O ₂
Cloro	Dois átomos de cloro quimicamente ligados	Cl ₂
Água	Dois átomos de hidrogénio quimicamente ligados com um átomo de oxigénio	H ₂ O
Dióxido de enxofre	Um átomo de enxofre quimicamente ligado com dois átomos de oxigénio	SO ₂
Ácido nítrico	Um átomo de hidrogénio quimicamente ligado com um de nitrogénio e três de oxigénio	HNO ₃

- O índice indica o número de átomos desse elemento que participa na formação de molécula.
- Quando temos mais que uma molécula, coloca-se, antes da fórmula, a quantidade em causa.

Por exemplo:

2H₂ – representa duas moléculas de hidrogénio;

7H₂O – representa sete moléculas de água;

3SO₃ – representa três moléculas de trióxido de enxofre;

Caro(a) aluno(a), esperamos que você esteja a conseguir assimilar o que lhe estamos apresentando. Vejamos a seguir como podemos classificar as moléculas.

Classificação das moléculas

Para a classificação das moléculas toma-se como o número de átomos que a constituem.

Desta forma, temos:

- **Monoatômicas**
- **Diatômicas**
- **Poliatômicas**

a) Moléculas monoatômicas

O termo **mono**, em grego significa **um (1)**. Assim, **moléculas monoatômicas** são aquelas constituídas por apenas **um (1)** átomo.

Exemplo:

C – carbono

He – hélio

Ar - árgon

b) Moléculas diatômicas

O termo **di**, em grego significa **dois (2)**. Assim, **moléculas diatômicas** são aquelas constituídas por **dois (2)** átomos. Podem ser átomos de elementos iguais ou de elementos químicos diferentes.

Exemplo:

O_2 – Oxigénio,

CO – Monóxido de carbono

H_2 – Hidrogénio,

NO – Monóxido de nitrogénio

c) Moléculas poliatômicas

O termo **poli**, em grego significa **muitos**. Assim, **moléculas poliatômicas** são aquelas constituídas por **mais de dois (2)** átomos. Podem ser átomos de elementos químicos iguais ou diferentes.

Exemplo:

P_4 – Fósforo

SO_3 – Trióxido de enxofre,

H_2O – Água

H_2SO_4 – Ácido sulfúrico

CO_2 – Dióxido de carbono

Muito bem, caro(a) aluno(a), já sabemos classificar as moléculas. Entretanto, qual é o significado, ou seja, a informação que devemos colher com base na fórmula química? A resposta a esta questão vamos obter já a seguir.

Significado da fórmula química

A fórmula química de qualquer substância tem dois significados:

- Qualitativo
- Quantitativo

Significado qualitativo – indica os elementos que constituem a molécula.

Significado quantitativo – indica a proporção de combinação dos átomos, isto é, o número de átomos de cada elemento que constituem a molécula.

Exemplo:

<i>Molécula</i>	<i>Significado Qualitativo</i>	<i>Significado Quantitativo</i>
N ₂	Elemento químico nitrogénio	Dois átomos de nitrogénio, quimicamente ligados
H ₂ O	Elementos químicos: hidrogénio e oxigénio	Dois átomos de hidrogénio, quimicamente ligados com um de oxigénio
NH ₃	Elementos químicos: hidrogénio e nitrogénio	Um átomo de nitrogénio, quimicamente ligado com três de hidrogénio
Cl ₂ O ₇	Elementos químicos: cloro e oxigénio	Dois átomos de cloro, quimicamente ligados com sete átomos de oxigénio.

Já conhecemos o significado da fórmula química, estamos de parabéns. A questão que se coloca é, qual o procedimento para a escrita da fórmula química das moléculas? Então, vejamos já seguir.

Composição das fórmulas químicas usando a valência

No geral, tudo na natureza tem a tendência e o “desejo” de se apresentar de forma mais estável. Por exemplo, os elementos químicos têm mecanismos que lhes permitem apresentar-se ou alcançar a estabilidade desejada, como poderá aprender mais tarde.

Uma das formas é baseada no estabelecimento de ligações químicas de uns átomos com os outros, onde cada átomo apresenta capacidade limite de se ligar. A essa capacidade dá-se o nome de **valência**.

Valência - é a capacidade que cada átomo apresenta de se ligar com outros.

A valência de um elemento escreve-se sempre em numeração romana.

Existem elementos com apenas uma única valência e outros com mais do que uma valência.

A tabela que se segue apresenta as valências de alguns elementos químicos.

Elemento metálicos	Símbolo químico	Valências
Chumbo	Pb	II e IV
Lítio	Li	I
Ferro	Fe	II e III

Elemento ametálicos	Símbolo químico	Valências
Enxofre	S	II e VI
Cloro	Cl	I e VII
Hidrogénio	H	I

Cálcio	Ca	II
Estanho	Sn	II e IV
Potássio	K	I
Zinco	Zn	II
Ouro	Au	I
Sódio	Na	I
Magnésio	Mg	II
Alumínio	Al	III
Prata	Ag	I e II
Cobre	Cu	I e II

Fósforo	P	III e V
Carbono	C	II e IV
Silício	Si	II e IV
Iodo	I	I e VII
Nitrogénio	N	II e V
Flúor	F	I e VII
Oxigénio	O	II e VI
Hélio	He	*
Néon	Ne	*
Árgon	Ar	*

Para se escrever a fórmula química de compostos, basta apenas conhecer as valências dos elementos que se combinam e seguir os seguintes passos:

- Escrever os símbolos químicos dos elementos;
- Escrever as valências dos elementos em cima dos respectivos símbolos químicos;
- Trocar as valências dos elementos e escrevê-las em frente do Símbolo químico (como índice).

Se os índices apresentarem um divisor comum, é preciso simplificar até o menor número possível.

Vejamos os seguintes exemplos:

Dados os elementos com as suas respectivas valências:

Cálcio (Ca) com valência (II) e Cloro (Cl) com valência (I).

Carbono (C) com valência (IV) e oxigénio (O) com valência (II).

As fórmulas dos compostos resultantes será:

Símbolos químicos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
Ca Cl	^{II} Ca ^I Cl	Ca ₁ Cl ₂	Não necessário	CaCl ₂
C O	^{IV} C ^{II} O	C ₂ O ₄	Divide-se por 2	CO ₂

Dependo da composição das substâncias ora formadas, encontramos uma classificação correspondente, tal como poderemos ver a seguir.

Classificação das substâncias quanto à sua composição

A composição das substâncias, isto é, o tipo de elementos que a constituem, dita a seguinte classificação das substâncias:

- ✓ Substâncias elementares
- ✓ Substâncias compostas

Substâncias elementares

Substâncias elementares - são aquelas constituídas por um ou mais átomos de mesmo elemento químico.

A substância formada por apenas um ou mais átomos de um mesmo elemento químico é classificada como substância simples.

As substâncias simples por sua vez podem ser **monoatômicas, diatômicas ou poliatômicas**, para um, dois, três ou mais átomos, respectivamente.

Exemplos:

			
Hélio (He)	Cloro (Cl_2)	Ozono (O_3)	Fósforo (P_4)
Formada por um átomo	Formada por dois átomos	Formada por três átomos	Formada por quatro átomos

Substâncias compostas

Substâncias compostas - são aquelas constituídas por dois ou mais átomos de elementos químicos diferentes.

Exemplos:

			
Metano	Ácido cianídrico	Água	Dióxido do carbono
CH_4	HCN	H_2O	CO_2
Carbono e Hidrogênio	Hidrogênio, Carbono e Nitrogênio	Hidrogênio e Oxigênio	Formada por Carbono e Oxigênio

Agora resolva você as questões que lhe propomos a seguir. Se estiver a sentir dificuldades na compreensão desta matéria, não desanime. Visite o CAA e peça ajuda ao Tutor. Bom trabalho.



Exercícios

1. Defina o conceito de molécula
2. Classifica as moléculas que se seguem quanto ao número de átomos.

a) $FeSO_4$	c) Al	e) $NaCl$
b) Cl_2	d) H_2S	f) CO
3. Classifica as substâncias que se seguem em elementares ou simples e compostas

a) $FeSO_4$	c) Al	e) $NaCl$
b) Cl_2	d) H_2S	f) CO
4. Indica o significado qualitativo e quantitativo da seguinte fórmula química ($4SO_3$)

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo que se segue



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

Os átomos de um elemento ou de elementos diferentes podem se combinar formando um agregado designado por molécula. Nesse agregado, as partículas do tipo átomo, são quimicamente ligados, e conservam as propriedades características das substâncias;

As moléculas podem ser monoatómicas, diatómicas ou poliatómicas;

Aprendeu ainda que a composição da fórmula da substância ou molécula é feita usando as valências dos elementos.

Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na chave de correcção.



Chave de correcção

1. Molécula é um conjunto de átomos, quimicamente ligados, que conservam as propriedades características de uma substância.
2.

a) $FeSO_4$ - Poliatómica	c) Cl_2 - Diatómica	e) Al - Monoatómica
b) H_2S - Poliatómica	d) $NaCl$ - Diatómica	f) CO - Diatómica

3.

- | | |
|------------------------------------|----------------------------------|
| a) $FeSO_4$ - Substâncias composta | d) $NaCl$ - Substâncias composta |
| b) H_2S - Substâncias composta | e) Al - Substâncias simples |
| c) Cl_2 - Substâncias simples | f) CO - Substâncias composta |

4.

Significado qualitativo de $4SO_3$ → molécula composta formada por enxofre e oxigênio.

Significado quantitativo de $4SO_3$ → quatro (4) moléculas de trióxido de enxofre, composta por um (1) átomo de enxofre (S) e três (3) átomos de oxigênio (O).

Venda proibida

LIÇÃO Nº 13: Distribuição electrónica

Introdução

O modelo atómico de Dalton defendia a existência do átomo indivisível, entretanto, o Modelo de Rutherford-Bohr deu a ideia inicial de um átomo divisível, constituído por um núcleo que tem protões e neutrões e de uma electrosfera na qual encontramos os electrões.

Nesta lição você ficará a saber como é que os electrões estão dispostos ou distribuídos ao longo do átomo e quais as regras para a sua distribuição.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Identificar os níveis de energia;
- Determinar o número máximo de electrões por nível de energia;
- Fazer a distribuição electrónica dos elementos com número atómico de 1 a 20, através do modelo de Bohr.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Distribuição Electrónica segundo o Modelo de Bohr

Sobre a constituição do átomo, já sabe que além de possuir protões e neutrões no seu núcleo, apresenta partículas negativas (os electrões) na sua região externa. Como é que os electrões se dispõem ou se distribuem na electrosfera? Estão espalhados ao acaso? Estão organizados? Qual é a base ou critério para a sua colocação na electrosfera?

Niels Bohr, cientista dinamarquês (que viveu de 1885 a 1962), no seu modelo da estrutura atómica, dentre vários aspectos, procurou explicar a disposição dos electrões (maneira como os electrões estão colocados ou arrumados) na electrosfera. Assim, Bohr formulou os seguintes princípios:

1. O átomo apresenta um núcleo positivo e está rodeado de electrões (com carga negativa).
2. A electrosfera está dividida em regiões denominadas **camadas**, que são órbitas ou linhas circulares bem definidas. O electrão na electrosfera encontra-se sempre numa determinada camada.
3. A cada camada ou órbita corresponde um valor de energia bem definido para o sistema núcleo-electrão.

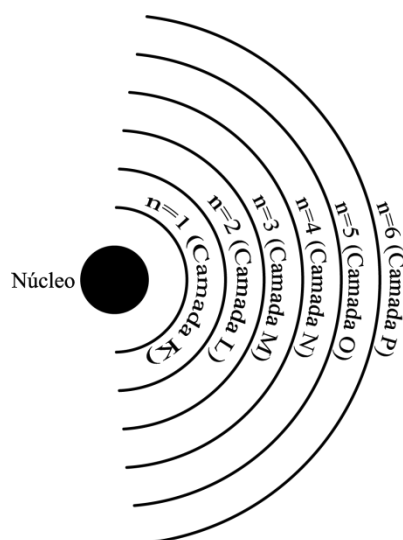


Fig. 46 – Distribuição electrónica segundo o modelo atómico de Bohr

De acordo com o Modelo de Bohr, os electrões na electrosfera têm uma distribuição específica em **camadas também chamadas de níveis de energia**.

Bohr designou as camadas pelas letras K, L, M, N, O, P, Q, respectivamente, a contar do núcleo para a electrosfera. As camadas correspondem **aos níveis de energia “n”**, que assumem valores numéricos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, contados a partir do mais próximo do núcleo ao mais afastado.

Nível de energia	Camada
n = 1 (1º nível de energia)	K
n = 2 (2º nível de energia)	L
n = 3 (3º nível de energia)	M
n = 4 (4º nível de energia)	N
n = 5 (5º nível de energia)	O
n = 6 (6º nível de energia)	P
n = 7 (7º nível de energia)	Q

Distribuição electrónica – é a colocação ou disposição dos electrões na electrosfera em camadas ou níveis de energia, obedecendo às quantidades de electrões permitidas para cada camada.

n=1	n=2	n=3	n=4	n=5	n=6	n=7
)	)	)	)	)	)	)
K	L	M	N	O	P	Q

Representação esquemática das diferentes camadas electrónicas, de acordo com o Modelo de Bohr. Segundo Bohr, os electrões ocupam as diferentes camadas, já referidas, **distribuindo-se por ordem crescente de energia**, dos níveis de **menor energia** para os **de maior energia**.

Significa que os electrões dispõem-se no primeiro nível ($n = 1$) e, quando este nível estiver preenchido, passa-se a preencher o segundo nível ($n = 2$), assim sucessivamente. Portanto, só se distribuem electrões nos níveis de energia superiores quando os inferiores estiverem **totalmente preenchidos**.

Quando é que um nível de energia está totalmente preenchido?

Experiências realizadas revelam que existe um número máximo de electrões permitido em cada nível de energia ou camada. De acordo com a regra (estabelecida por **Stoner**), cada nível de energia pode ter o máximo de **$2n^2$ electrões**. O **n** representa o nível de energia.

**Número máximo
de electrões por $N = 2n^2$
nível de energia**

Onde: n - é a camada

N - quantidade máxima de electrões.

Assim, teremos as seguintes quantidades de electrões por cada nível:

Nível de energia	Camada	Número máximo de electrões ($N = 2n^2$)
$n = 1$	K	$2n^2 = 2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$	L	$2n^2 = 2 \times 2^2 = 8$
$n = 3$	M	$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$	N	$2n^2 = 2 \times 4^2 = 32$

Como pode notar, cada nível de energia ou camada tem um número máximo de electrões que pode acomodar. Entretanto, apesar dos máximos estabelecidos de acordo com a regra ($N = 2n^2$), existe uma particularidade para o **último nível**, segundo a qual:

O último nível de energia de cada átomo deve ter no máximo oito electrões.

Excepto quando o átomo tem único nível de energia, o nível **$n = 1$** , como é o caso de H que no máximo pode ter **dois electrões**.

Com base nos conhecimentos até então adquiridos a propósito da distribuição electrónica, segundo os quais:

- ❖ os electrões distribuem-se das camadas inferiores (mais próximas do núcleo) às superiores (mais distantes);
- ❖ em cada nível de energia ou camada existe um número máximo de electrões $N = 2n^2$;

- ❖ o último nível de energia de cada átomo deve ter no máximo oito electrões, excepto quando o átomo tem único nível de energia, o nível $n = 1$, que no máximo pode ter dois electrões.

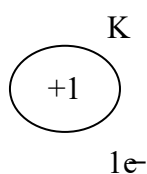
Qual é a distribuição electrónica dos seguintes elementos?

Exemplo 1

Átomo de hidrogénio: ${}_1\text{H}$

Número atómico de Hidrogénio é $Z = 1$.

Como o número atómico é igual ao número de protões ($Z = P^+$), que por sua vez é igual ao número de electrões ($Z = P^+ = e^-$), então, na electrosfera do átomo de hidrogénio, gira apenas um electrão. E este estará no nível $n = 1$ ou camada K, que se representa:

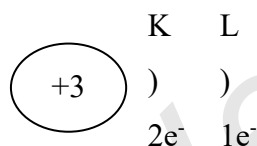


Significa: tem-se 1 protão no núcleo do átomo de hidrogénio e 1 electrão que fica na camada K da electrosfera.

Exemplo 2

Átomo de Lítio - ${}_3\text{Li}$

$Z = 3$. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de lítio giram 3 electrões assim distribuídos: 2 electrões na primeira camada (K), pois esta aceita, no máximo, dois electrões e, o que resta passa à camada seguinte (L), que aceita até 8 electrões. Entretanto dos três iniciais apenas resta um. A representação será:

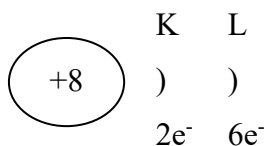


Significa: tem-se 3 protões no núcleo do átomo de lítio e 3 electrões que ficam distribuídos 2, na camada K e, 1 na camada L da electrosfera.

Exemplo 3

Átomo de oxigénio: ${}_8\text{O}$

$Z = 8$. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de oxigénio giram **8 electrões** assim distribuídos: **dois**, na camada K e restam **seis** que ocuparão a camada L, totalizando 8 ($2 + 6 = 8$). A representação será:



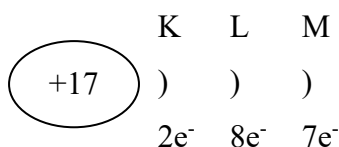
Significa: tem-se 8 prótons no núcleo do átomo de oxigênio e, 8 elétrons que ficam distribuídos 2, na camada K e, 6 na camada L da eletrosfera.

Exemplo 4

Átomo de Cloro: ${}_{17}\text{Cl}^{35}$

$Z = 17$. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na eletrosfera do átomo de Cloro giram 17 elétrons assim distribuídos: dois, na camada K; oito na camada L, totalizando dez ($2 + 8 = 10$). Para dezessete faltam sete elétrons e, de acordo com a fórmula que permite determinar a quantidade máxima de elétrons por nível de energia ($2n^2$), o terceiro nível (camada M) aceita no máximo dezoito elétrons. Assim como faltam sete elétrons para completar dezessete, os sete ficarão no terceiro nível (camada M).

A representação será:



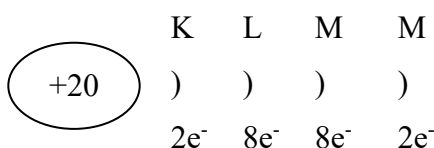
Significa:

Tem-se 17 prótons no núcleo do átomo de Cloro e, 17 elétrons que ficam distribuídos 2, na camada K e, 8 na camada L, 7 na camada M da eletrosfera.

Exemplo 5

Átomo de Cálcio ${}_{20}\text{Ca}^{40}$

$Z = 20$. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na eletrosfera do átomo de Cálcio giram 20 elétrons assim distribuídos: dois, na camada K; oito na camada L, totalizando dez ($2 + 8 = 10$). Para vinte faltam dez e, de acordo com a fórmula que permite determinar a quantidade máxima de elétrons por nível de energia ($2n^2$), o terceiro nível (camada M) aceita no máximo dezoito elétrons. Assim como faltam dez elétrons para completar os vinte, todos cabem no terceiro nível (camada M). Mas lembre-se que a última camada no máximo pode comportar oito elétrons e não dez. Pelo que dos dez elétrons que restaram, colocaremos oito na camada M e, os restantes dois passam para o quarto nível (camada N). A representação será:



Significa: tem-se 20 prótons no núcleo do átomo de Cálcio e, 20 elétrons que ficam distribuídos 2, na camada K, 8 na camada L, 8 na camada M e, 2, na camada N da eletrosfera.

Caro(a) aluno(a) com base no saber que já temos podemos fazer o processo oposto em que sendo nos dada distribuição electrónica, tenhamos que descobrir a composição do átomo.

Por exemplo, sabendo que o elemento B tem a distribuição electrónica: $2 - 8 - 3e^-$, podemos descobrir o número total de electrões, o número de protões bem como o número atómico.

O número total de electrões do elemento **B** é o somatório dos electrões que estão distribuídos. Portanto $2 + 8 + 3 = 13$. O elemento B tem 13 electrões.

O número de protões do elemento B é igual ao número total de electrões ($p^+ = e^-$). Logo elemento **B** tem 13 protões.

Número atómico é igual ao número de protões. Assim o elemento **B** tem $Z = p^+ = e^- = 13$. Número atómico de B é igual a 13.

Muito bem, caro(a) aluno(a), antes de resolver os exercícios que a seguir lhe sugerimos, faça a recapitulação dos conteúdos que aprendeu nestas duas últimas lições e depois resolva os exercícios a seguir de modo a saber se de facto está a assimilar bem ou não esta matéria. Força!



Exercícios

1. Assinale com X as afirmações certas relativas ao procedimento para a distribuição electrónica.
 - a) Os electrões distribuem-se em camadas por ordem crescente de energia, dos níveis de menor para maior energia.
 - b) Os electrões distribuem-se de modo que maior quantidade de electrões esteja nas primeiras camadas.
 - c) Os electrões distribuem-se de acordo com a capacidade que os protões têm de lhes atrair.
 - d) Os electrões distribuem-se de acordo com a capacidade que estes têm de atrair os neutrões.
2. Complete a frase abaixo com palavras ou fórmulas sugeridas de modo a obter um significado quimicamente certo:

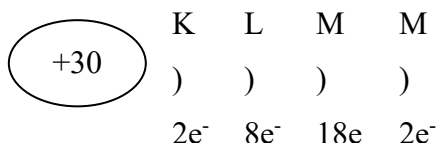
Oito camada dois nível $2n^2$

De acordo com a regra de distribuição electrónica, cada nível de energia pode ter um máximo de **a)** electrões, onde n representa **b)** ou **c)**. Entretanto, a última camada de cada átomo deve ter um máximo de **d)** electrões, excepto os átomos com única camada que podem ter um máximo de **e)** electrões.

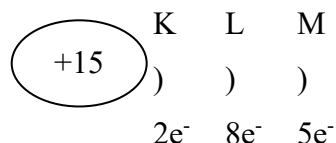
3. A distribuição electrónica do elemento ${}_{15}\text{Y}^{30}$ é:

Assinale com X alínea correcta:

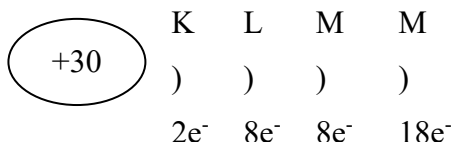
a)



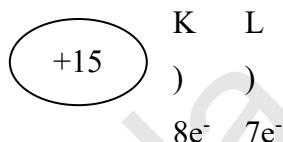
c)



b)



d)



4. O átomo do elemento Y tem a seguinte distribuição 2-8-8-1. Assinale com as respostas correctas.

A: O número total de electrões do elemento Y é:

- a) 8 b) 16 c) 13 d) 19

B: O número total de protões do elemento Y é

- a) 15 b) 18 c) 19 d) 12

C: O número atómico do elemento Y é:

- a) 19 b) 18 c) 15 d) 10

D: Na camada L existem

- a) 2 Electrões b) 8 Electrões c) 19 Electrões d) 11 Electrões

Parabéns por ter resolvido os exercícios que lhe propusemos. Agora leia o resumo que se segue.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

As partículas negativas na eletrosfera não se encontram espalhadas ao acaso. A sua distribuição obedece a uma regra criteriosa, que consiste em cada camada admitir, no máximo, $2n^2$ electrões.

Aprendeu ainda que, no geral, feita a distribuição electrónica, a última camada ou nível de energia, não pode ter mais que oito electrões, excepção o átomo de hidrogénio que tem apenas um nível de energia. Este comporta, no máximo, dois electrões.

Compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, está de parabéns. Se teve dificuldades, releia a sua lição e volte a resolver as suas actividades.



Chave de correcção

1. a)
2. a) - $2n^2$; b) - nível de energia/camada; c) – 8 (oito); d) – 2 (dois)
3. c)
4. A: d) B: c) C: a) D: b)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 14: Massa atômica e molecular

Introdução

Do seu dia-a-dia, você deve estar familiarizado com a forma de medição do peso ou massa de produtos como arroz, açúcar, carne, peixe, etc. Eles constituem tipos de matéria, pois têm massa e ocupam lugar no espaço. Entretanto, nas últimas lições temos vindo a falar da constituição da matéria por átomos como partículas pequenas e indivisíveis. A questão que se nos apresenta é como podemos medir ou “pesar” os átomos e moléculas?

Assim, nesta lição vamos apresentar-lhe como é que se procede a determinação da massa de átomos bem como das moléculas, com a particularidade da especificação em massa relativa e absoluta. Vamos a isso.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Diferenciar massa atômica absoluta de massa atômica relativa.
- Determinar as massas atômicas e molecular absoluta e relativa.



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 120 minutos, no mínimo. Aconselhamos que faça intervalos de 10 minutos em cada 45 minutos de estudo.



Massa de um átomo ou massa atômica

Dalton no seu modelo atômico afirma que a matéria é constituída por átomos, que são partículas indivisíveis. Ele afirmou ainda que "*os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos e têm a mesma forma e mesmo peso (massa)*"; quer dizer, os átomos, como constituintes da matéria, têm **massa**.

Massa – é a medida da quantidade de matéria de um corpo.

Saiba que para determinar a massa de um corpo, você tem de usar aparelhos chamados balanças. Pense quando você vai a um supermercado comprar 5 kg de arroz ou 3kg de açúcar. Esse exemplo mostra que a massa de corpo é determinada através da comparação com uma unidade-padrão conveniente. Conforme pode ver na figura abaixo, a pesagem consiste em colocar num dos pratos da balança o corpo de massa desconhecida e no outro prato as unidades-padrão (de valores conhecidos) que servem de termo de comparação.

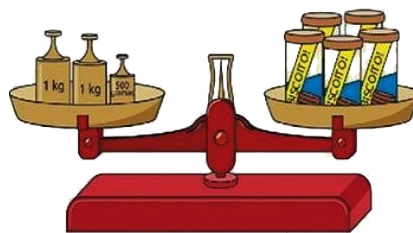


Fig. 47 – Balança

No entanto, se fosse para pesar uma formiga, você não usaria o kg, pois a massa de uma formiga é extremamente menor que a massa do quilograma-padrão. Isso significa que é importante escolher padrões convenientes para determinar cada medida específica.

O mesmo se aplica aos átomos. Não é possível pesar um átomo numa balança tal como se pesa o sal de cozinha, pois os átomos são tão pequenos e invisíveis a olho nu.

Para determinar a massa de átomos, os cientistas decidiram escolher como **padrão** de medida, a massa de um átomo específico. Assim, escolheu-se o **carbono-12** como o átomo de referência para determinar as massas de outros átomos.

Com efeito, compara-se a massa de um dado átomo com a massa do átomo padrão. O resultado dessa comparação chama-se **massa atômica relativa**, simbolicamente representada por **Ar**.

Saiba, pois, que se escolheu como referência o **átomo de carbono** por este ser o mais abundante na natureza e por ter a vantagem de ser sólido, sendo fácil de armazenar, de transportar e de pesar.

Considerando o átomo de carbono uma bola cortada em 12 fatias iguais, cada fatia equivale a $\frac{1}{12}$ da massa total do átomo.

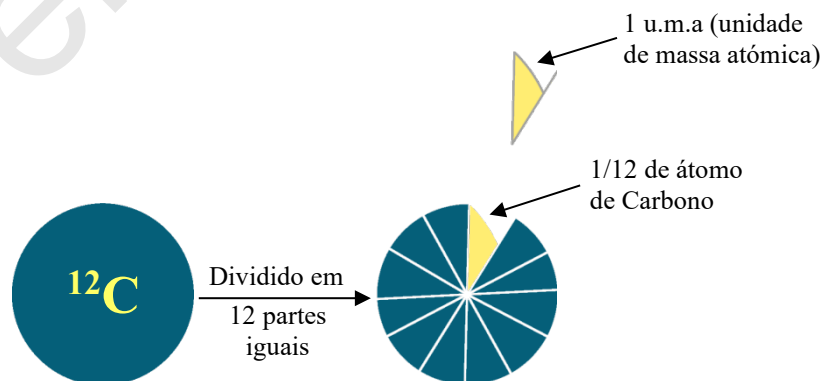


Fig. 48 – Divisão do átomo de Carbono em 12 partes iguais

A cada fatia atribuiu-se o valor imaginário de massa igual a **uma unidade de massa atômica (1 u.m.a)**. Portanto, o átomo de carbono inteiro terá uma massa atômica de valor 12.

Para determinar as massas dos átomos de outros elementos, compara-se a massa do átomo em causa com $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono, que é padrão.

Massa atômica relativa (*Ar*) - é o valor que indica o número de vezes que a massa do átomo em causa é maior do que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

A massa atômica relativa não tem unidades, o seu valor numérico **representa a comparação com um referencial** e não o valor verdadeiro da massa do átomo.

Assim, a massa do átomo de oxigénio é **16 vezes maior do que a do padrão 1/12 da massa do átomo de Carbono** e representa-se da seguinte maneira:

$Ar(O) = 16$ e lê-se: massa atômica relativa do oxigénio é igual a **dezasseis**.

Para o ferro, a sua massa é **56 vezes maior do que a do padrão** e representa-se assim:

$Ar(Fe) = 56$ Ou seja, a massa atômica relativa do ferro é igual a **cinquenta e seis**.

Com este procedimento foram determinadas as massas de todos os átomos de elementos até então conhecidos. Os valores destas massas foram registados numa **tabela de massas atômicas**. Veja o exemplo que se segue:

Nome do elemento	Símbolo químico	Massa atômica relativa	Nome do elemento	Símbolo químico	Massa atômica relativa
Hidrogénio	H	1	Potássio	K	39
Lítio	Li	7	Cálcio	Ca	40
Carbono	C	12	Ferro	Fe	56
Nitrogénio	N	14	Cobre	Cu	63,5
Oxigénio	O	16	Zinco	Zn	65
Flúor	F	19	Bromo	Br	80
Sódio	Na	23	Prata	Ag	108
Magnésio	Mg	24	Estanho	Sn	119
Alumínio	Al	27	Iodo	I	127
Silício	Si	28	Bário	Ba	137
Fósforo	P	31	Ouro	Au	197
Enxofre	S	32	Mercúrio	Hg	201
Cloro	Cl	35,5	Chumbo	Pb	207

Tabela 4 – Massas atômicas relativas dos elementos químicos usados frequentemente

Por outro lado, se considerarmos que, a cada fatia resultante da divisão do átomo de carbono em 12 partes foi atribuída a massa imaginária de **1 unidade de massa atômica** (1 u.m.a.) então, se

multiplicarmos o número de vezes que certo átomo é maior do que o padrão por 1 u.m.a., o resultado obtido chama-se **massa atômica absoluta (m_a)**.

Massa atômica absoluta (m_a) – é a massa de um átomo expressa em unidades de massa atômica (u.m.a.).

Ou

Massa atômica absoluta (m_a) – é o valor que indica o número de vezes que determinado átomo é maior do que o padrão, expresso em unidades de massa atômica. Este valor representa a massa verdadeira do átomo.

A massa atômica absoluta (m_a) é **numericamente igual** à massa atômica relativa (A_r), sendo a primeira expressa em unidades de massa atômica. Veja os exemplos que se seguem:

$$M_a(O) = A_r(O) \cdot 1 \text{ u.m.a.}$$

$$M_a(O) = 16 \cdot 1 \text{ u.m.a.}$$

$M_a(O) = 16 \text{ u.m.a.}$ **Lê-se:** Massa atômica absoluta de oxigênio é igual a dezasseis unidades de massa atômica

$$M_a(C) = A_r(C) \cdot 1 \text{ u.m.a.}$$

$$M_a(C) = 12 \cdot 1 \text{ u.m.a.}$$

$M_a(C) = 12 \text{ u.m.a.}$ **Lê-se:** Massa atômica absoluta de carbono é igual a doze unidades de massa atômica

Para calcular a massa atômica absoluta basta consultar a tabela das massas atômicas relativas e multiplicar pelo valor padrão que é uma unidade de massa atômica (1 u.m.a.).

Massa molecular relativa e absoluta

Já aprendeu que os átomos têm massa e que a massa de um átomo tem a designação de **massa atômica**. Sabe também que ao conjunto de átomos quimicamente ligados entre si, se chama **molécula**.

À massa de uma molécula, dá-se o nome de **massa molecular**.

Para determinar a massa de uma molécula procede-se da mesma forma usada para determinar a massa atômica. Compara-se a massa da molécula em causa com a de uma medida padrão que serve de termo de comparação. O padrão usado para determinar a massa molecular é o mesmo usado para a massa atômica:

$\frac{1}{12}$ da massa do átomo de Carbono.

Massa molecular – é o valor que indica quantas vezes uma molécula é mais pesada do que o padrão de comparação.

Como é que se determina a massa de uma molécula?

O procedimento é semelhante ao que apresentamos acima e que é usado para a massa dos átomos. Assim, distinguimos entre massa relativa e massa absoluta.

Massa molecular relativa

A **massa molecular relativa** representa-se simbolicamente por **Mr**.

Tal como a massa atómica relativa (A_r), a massa molecular relativa (M_r), também não tem unidades, pois resulta da comparação de massas.

Vamos então ver como se determina a massa de uma molécula. Preste atenção aos exemplos que lhe apresentamos em seguida.

1º - Cálculo da massa molecular relativa do oxigénio – $M_r(O_2)$

$M_r(O_2) = 2 \cdot A_r(O)$ que se lê da seguinte maneira: a massa molecular relativa do oxigénio é igual a duas vezes a massa atómica relativa do oxigénio.

Para calcularmos o resultado desta fórmula temos de consultar a tabela das massas atómicas relativas, dada no fim deste módulo.

Como pode ver o valor da massa atómica relativa de oxigénio - $A_r(O)$, é 16. Assim, substituindo $A_r(O)$ pelo respectivo valor, teremos:

$$M_r(O_2) = 2 \times A_r(O)$$

$$M_r(O_2) = 2 \times 16$$

$$M_r(O_2) = 32$$

A representação $M_r(O_2) = 32$ lê-se: a massa molecular relativa de oxigénio é igual a **trinta e dois**.

Isto significa que a massa da molécula de oxigénio é trinta e duas vezes maior do que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

2º Cálculo da massa molecular relativa do dióxido de carbono - $M_r(CO_2)$

Massa molecular relativa do dióxido de carbono	=	Massa atómica relativa de carbono	+	2 vezes a massa atómica relativa de oxigénio
↓		↓		↓
$M_r(CO_2)$	=	$A_r(C)$	+	$2 \times A_r(O)$

Consultando a tabela das massas atómicas relativas e substituindo os valores, como fizemos no caso anterior, obtivemos como resultado:

$$M_r(CO_2) = 12 + (2 \times 16)$$

$$M_r(CO_2) = 12 + 32$$

$$M_r(CO_2) = 44$$

A representação $\text{Mr}(\text{CO}_2) = 44$, lê-se: a massa molecular relativa do dióxido de carbono é igual a **quarenta e quatro**.

Isto significa que a massa do dióxido de carbono é quarenta e quatro vezes maior do que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

3º Cálculo da massa molecular relativa do ácido sulfúrico – $\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4)$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{S}) + 4 \times \text{Ar}(\text{O})$$

Consultando a tabela das massas atômicas relativas, como temos vindo a fazer nos casos anteriores, obtemos:

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98$$

A representação $\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$, lê-se: A massa molecular relativa do ácido sulfúrico é igual a **noventa e oito**.

Isto significa que a massa do ácido sulfúrico é noventa e oito vezes maior do que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

Massa molecular absoluta

Massa molecular absoluta - é a massa de uma molécula expressa em **unidades de massa atômica (u.m.a.)**.

A massa molecular absoluta é obtida somando as massas atômicas absolutas de todos os elementos que constituem a molécula.

A massa molecular absoluta tem unidades. É dada em unidades de massa atômica e representa-se simbolicamente por **MM**.

Vamos agora fazer alguns exercícios que mostram como se calcula a massa molecular absoluta.

1º - Cálculo da massa molecular absoluta de nitrogénio – $\text{MM}(\text{N}_2)$

$$\begin{array}{ccc} \text{Massa molecular} & & 2 * \text{Massa atômica absoluta de} \\ \text{absoluta de nitrogénio} & = & \text{nitrogénio} \\ \downarrow & & \downarrow \\ \text{MM}(\text{N}_2) & = & 2 \times m_a(\text{N}_2) \end{array}$$

Para calcularmos o resultado desta fórmula temos de consultar a tabela das massas atômicas relativas. Como já sabe, as massas atômicas relativas e absolutas têm o mesmo valor numérico, por isso é só utilizar os valores dados na tabela no fim deste módulo.

$$MM(N_2) = (2 \times 14) \text{ u.m.a.}$$

$$MM(N_2) = 28 \text{ u.m.a.}$$

A representação $m_m(N_2) = 28 \text{ u.m.a.}$, lê-se: a massa molecular de nitrogénio é igual a **vinte e oito** unidades de massa atómica, isto é, a massa da molécula do nitrogénio é vinte e oito vezes maior do que 1 u.m.a.

Esperamos que esteja a acompanhar bem esta matéria. Já sabe, se encontrar dificuldades, visite o CAA e esclareça as suas questões com colegas de estudo ou com o tutor. Agora resolva os exercícios que lhe apresentamos a seguir.



Exercícios

1. Marque com um "X" a forma correcta de se ler $Ar(N) = 14$:
 - a) Massa atómica real de nitrogénio é igual a catorze.
 - b) Massa atómica relativa de nitrogénio é igual a catorze.
 - c) Massa atómica absoluta do nitrogénio é igual a catorze.
 - d) Massa molecular relativa do nitrogénio é igual a catorze.
2. Assinale com um X a afirmação certa:
 - a) A massa atómica relativa é sempre maior do que a massa atómica absoluta.
 - b) A massa atómica relativa é numericamente diferente da massa atómica absoluta.
 - c) A massa atómica relativa é numericamente igual à massa atómica absoluta, só que esta última é expressa em unidades de massa atómica.
 - d) A massa atómica relativa é expressa em unidades de massa atómica.
3. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) O resultado da soma das massas atómicas relativas de todos os átomos que compõem a molécula.
 - b) A massa de uma molécula dada em unidades de massa atómica.
 - c) A massa dos átomos dos metais que constam da fórmula da molécula.
 - d) O valor que indica quantas vezes uma molécula é maior do que 1/12 da massa do átomo de carbono.

4. Sabendo que a fórmula química da molécula do cloro é Cl_2 , qual é a massa molecular relativa do cloro? Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a alternativa certa.
- a) 35,5 b) 71 u.m.a c) 35,5 u.m.a d) 71
5. Sabendo que a fórmula química da molécula do trióxido de enxofre é SO_3 , qual é a massa molecular relativa do SO_3 ? Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a alternativa certa.
- a) 80 b) 64 u.m.a c) 60 d) 80 u.m.a
6. Assinale com um X a forma correcta de se ler a representação $\text{MM}(\text{SO}_3) = 80 \text{ u.m.a.}$:
- a) A massa molecular relativa do trióxido de enxofre é igual a oitenta unidades de átomos.
- b) A massa molecular absoluta do trióxido de enxofre é igual a oitenta unidades de massa atômica.
- c) A massa molecular relativa do trióxido de enxofre é igual a oitenta.
- d) A massa atômica absoluta do trióxido de enxofre é igual a oitenta unidades de massa atômica.
- Você está de parabéns por ter respondido a essas questões. Proceda a leitura do resumo que se segue.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que a medição da massa atômica é feita comparando com a massa do átomo em referência com a massa do átomo padrão (átomo de carbono-12). O resultado dessa comparação chama-se massa atômica relativa.

Massa atômica relativa (A_r) - é o valor que indica o número de vezes que a massa de um átomo é maior do que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

A massa molecular absoluta é obtida somando as massas atômicas absolutas de todos os elementos que constituem a molécula. Ou é a massa de uma molécula expressa em unidades de massa atômica (u.m.a.).

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na Chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, está de parabéns. Se teve dificuldades, releia a sua lição e volte a resolver as suas actividades.



Chave de correcção

1. b)
2. c)
3. a)-V, b)-F, c)-F, d)-V
4. d)
5. d)
6. b)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 15: Isótopos e Isóbaros

Introdução

Determinadas famílias têm como membros, filhos gémeos, alguns dos quais extremamente parecidos, que chegamos a afirmar que eles são iguais. Será que são exactamente iguais? Ou é força de expressão?

Afirmamos em lições anteriores que o que caracteriza um elemento químico é o facto de ser constituído por átomos do mesmo tipo, pois apresentam mesmo número atómico que é específico para cada elemento químico.

Nesta lição vamos estudar uma particularidade de alguns átomos de elementos químicos em que ocorre um fenómeno conhecido como isotopia e, mostraremos a sua representação e caracterização em termos da quantidade das partículas atómicas (protões, neutrões e electrões).



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Representar elementos químicos que são isótopos;
- Indicar a relação entre o número de protões, electrões e neutrões em isótopos.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 45 minutos, no mínimo.



Isótopos

Em lições anteriores foi referido que o **número atómico** e a **massa atómica** são grandezas que permitem a caracterização de um elemento químico, sendo o número atómico o que melhor distingue um átomo de um elemento do outro, visto ser específico de cada elemento químico. Aliás, Dalton no seu modelo atómico afirma que os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos. Será que, de facto, são todos iguais?

Para responder a esta questão começemos por resolver juntos a actividade que se segue:



Actividade

Dadas as representações: ${}_6\text{C}^{12}$, ${}_6\text{C}^{13}$, ${}_6\text{C}^{14}$, indique para cada uma o número atómico, o número de massa, o número de electrões e o número de neutrões.

Para ${}^6\text{C}^{12}$, temos:

- Número atômico é $Z = 6$, pois, é o valor que aparece no canto inferior esquerdo;
- Número de massa é $A = 12$, pois, é o valor que aparece no canto superior esquerdo da representação;
- Número de electrões é $e^- = 6$, pois, num átomo neutro, o número de electrões é igual ao número de prótons, que por sua vez é igual ao número atômico, que como já vimos é $Z = 6$.
- Número de neutrões:

$$A = p^+ + n, \text{ então:}$$

$$n = A - p^+$$

$$n = 12 - 6$$

$$n = 6$$

Para ${}^6\text{C}^{13}$, usando mesmo raciocínio, encontramos:

- Número atômico é $Z = 6$.
- Número de massa é $A = 13$.
- Número de electrões é $e^- = 6$.
- Número de neutrões: $n = A - p^+ = 7$

Para ${}^6\text{C}^{14}$, temos:

- Número atômico é $Z = 6$.
- Número de massa é $A = 14$.
- Número de electrões é $e^- = 6$.
- Número de neutrões: $n = 8$

Sistematizando numa tabela os valores obtidos nas determinações anteriores, teremos:

Representação	Z	A	e^-	n
${}^6\text{C}^{12}$	6	12	6	6
${}^6\text{C}^{13}$	6	13	6	7
${}^6\text{C}^{14}$	6	14	6	8

Da tabela podemos notar que:

- ✓ todos os elementos têm o **mesmo número atômico** $Z = 6$, o que prova que são átomos de um mesmo elemento químico (lembre-se que átomos de um mesmo elemento têm sempre mesmo número atômico);

- ✓ apresentam todos o mesmo número de electrões;
- ✓ **diferem entre si no número de massa** (12, 13 e 14) e no número de neutrões (6, 7, e 8), respectivamente.

Estes átomos apresentam o **mesmo número atómico**, mesmo número de electrões, mas **diferentes números de neutrões** e **diferentes números de massa**. Aos átomos com estas características chamamos de **isótopos**.

***Isótopos** - são átomos de um mesmo elemento químico, que apresentam mesmo número atómico (Z) e diferentes números de massa (A).*

Quimicamente todos os átomos de um mesmo elemento são iguais (mesmo nº de protões), pois as propriedades químicas dependem do número de electrões.

A diferença no número de massa nos isótopos é resultado da diferença no número de neutrões presentes no núcleo do átomo. Assim, tal como afirmamos anteriormente, o número de massa não é um bom critério para a caracterização e identificação de um elemento químico. A principal característica que identifica um elemento químico é o **número atómico**.

A existência de números atómicos iguais nas três representações, revela tratar-se de **átomos de um mesmo elemento químico**, porém o facto de apresentarem número de neutrões diferente, permite-nos afirmar que **átomos de mesmo elemento químico não são necessariamente idênticos**. Esta é a resposta a afirmação de Dalton que questionamos no início da nossa lição. Lembra-se?

Todos os isótopos conhecidos são chamados pelo nome do elemento químico em questão, sendo especificado o valor da massa desse isótopo. Por exemplo, no caso anterior, os isótopos têm as designações de carbono 12, carbono 13 e carbono 14, respectivamente.

O hidrogénio constitui o único caso cujos isótopos têm nomes específicos.

${}^1\text{H}^1$ - Prótio

${}^1\text{H}^2$ - Deutério

${}^1\text{H}^3$ - Tritério ou trítio

O conhecimento dos isótopos é muito importante no estudo da química e, em particular, na nossa vida. É com base neste conhecimento que na medicina, por exemplo, se consegue tirar a radiografia “raios x”, curar determinadas fracturas ósseas.

Muito bem, caro(a) aluno(a), com certeza não lhe foi difícil entender o que são isótopos. Agora exercite um pouco para verificar se realmente entendeu bem.



Exercícios

1. A partir das representações dos elementos na tabela, complete os espaços vazios com o número atómico, o número de massa, o número de protões e o número de neutrões.

	Nº atómico (Z)	Nº de massa (A)	Nº de electrões	Nº de neutrões (n)
${}^1_1\text{H}$				
${}^2_1\text{H}$				
${}^3_1\text{H}$				
${}^{16}_8\text{O}$				
${}^{17}_8\text{O}$				
${}^{18}_8\text{O}$				
${}^{12}_6\text{C}$				
${}^{14}_6\text{C}$				
${}^{35}_{17}\text{Cl}$				
${}^{37}_{17}\text{Cl}$				
${}^3_2\text{He}$				
${}^4_2\text{He}$				

2. Demonstre apresentando todos os cálculos necessários os valores que encontrou dos isótopos de oxigénio na tabela do exercício 2.

Tendo resolvido os exercícios, você está de parabéns. Veja o resumo que se segue, que lhe ajuda a sistematizar o que acabou de aprender.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que isótopos são átomos que apresentam mesmo número atómico (Z) e diferentes números de massa (A).

A diferença no número de massa nos isótopos resulta da diferença do número de neutrões no núcleo do átomo. Este facto leva a que a massa não seja considerada um bom critério para a caracterização e identificação de um elemento químico. A característica que melhor identifica um elemento químico é o número atómico.

Caro aluno, já leu o resumo da sua lição, já pode comparar as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. Preenchimento da tabela

	Nº atómico (Z)	Nº de massa (A)	Nº de electrões	Nº de neutrões (N)
${}^1_1\text{H}$	1	1	1	0
${}^2_1\text{H}$	1	2	1	1
${}^3_1\text{H}$	1	3	1	2
${}^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8
${}^{17}_8\text{O}$	8	17	8	9
${}^{18}_8\text{O}$	8	18	8	10
${}^{12}_6\text{C}$	6	12	6	6
${}^{14}_6\text{C}$	6	14	6	8
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20
${}^3_2\text{He}$	2	3	2	1
${}^4_2\text{He}$	2	4	2	2

2. Isótopos do oxigénio:

Para ${}_8\text{O}^{16}$, temos:

- Número atómico é $Z = 8$;
- Número de massa é $A = 16$;
- Número de electrões é $e^- = 8$;
- Número de neutrões:

$$A = p^+ + n, \text{ então:}$$

$$n = A - p^+$$

$$n = 16 - 8$$

$$n = 8$$

Para ${}_8\text{O}^{17}$, temos:

- Número atómico é $Z = 8$;
- Número de massa é $A = 17$;
- Número de electrões é $e^- = 8$;
- Número de neutrões:

$$A = p^+ + n, \text{ então:}$$

$$n = A - p^+$$

$$n = 17 - 8$$

$$n = 9$$

- Para ${}_8\text{O}^{18}$, temos:
- Número atómico é $Z = 8$;
- Número de massa é $A = 18$;
- Número de electrões é $e^- = 8$;
- Número de neutrões:

$$A = p^+ + n, \text{ então:}$$

$$n = A - p^+$$

$$n = 18 - 8$$

$$n = 10$$

LIÇÃO Nº 16: Fenómenos físicos e químicos

Introdução

Diariamente ocorrem transformações à sua volta. Por exemplo, a queda da chuva, a queima da vela, as queimadas descontroladas das florestas, o apodrecimento de restos de comida, o enferrujamento do ferro, o derreter do gelo, etc. Claro que algumas originam nova qualidade de produtos e outros, não.

Nesta lição você vai aprender a interpretar este outro tipo de fenômenos e poderá distinguir cada um destes fenômenos a partir das suas características.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Identificar os fenômenos físicos e químicos;
- Distinguir fenômenos físicos dos químicos.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



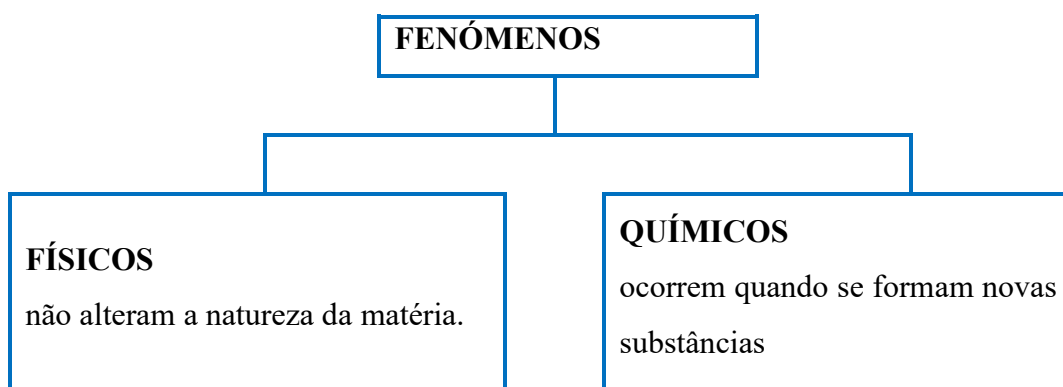
Fenómenos físicos e químicos

No nosso dia-a-dia, observamos vários fenômenos. O que é um fenômeno?

Na linguagem popular, fenômeno significa um acontecimento fantástico. Porém, para a ciência:

Fenômeno é todo e qualquer acontecimento que ocorre na Natureza. Por exemplo, a formação de chuvas, os relâmpagos riscando o céu, o amadurecimento de frutos, entre outros.

Os fenômenos são divididos em dois tipos como mostra o esquema abaixo: fenômenos físicos e químicos:



*Ex: água fervendo, papel amassado,
Objecto de vidro quebrado, cubos
de gelo derretendo...*

*Ex: queima do papel, fruta
apodrecida, madeira queimando,
prego enferrujado...*

Antes de prosseguir com a lição, resolva a questão que se segue.

Marque com um "X" as ocorrências que julga serem "fenómenos"		
a)	Queda de uma pedra	
b)	Nascimento de uma criança	
c)	Rasgar papel em vários pedaços	
d)	Amadurecimento de uma manga	
e)	Queimada das árvores na floresta	
f)	Relâmpago riscando o céu	
g)	Evaporação da gasolina	
h)	Dissolução de sal na água	

Marcou todas, não é? De facto, todas as ocorrências descritas são fenómenos sim, embora uns com maior importância do que outros.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Manifestação de fenómenos físicos e químicos

Objectivo: Observar os fenómenos químicos e físicos, e distinguir experimentalmente um fenómeno químico e físico.

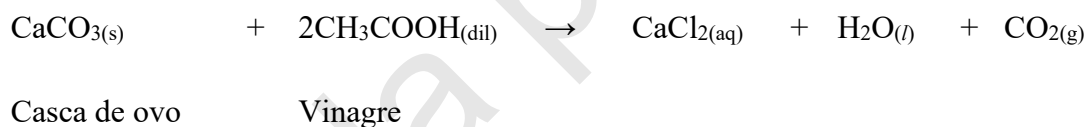
Material:	Reagentes
• Tubos de ensaio • Pinça de madeira • Almofariz e pistilo • Suporte para tubos de ensaio • Conta-gotas • Vareta de vidro • Lamparina de álcool • Fósforo	• Gelo • Açúcar • Casca de ovo • Vinagre

Procedimento

- Tubo 1: Coloca-se um cubo de gelo;
- Tubo 2: Coloca-se uma colher de açúcar, adiciona-se cerca de 15 ml da água e depois agita-se;
- Tubo 3: Coloca-se um pouco de casca de ovo triturada e adiciona-se cerca de 5 ml de vinagre;
- Queima-se um palito de fósforo;
- Observar os fenómenos e comparar.

Observação e explicação

- No **tubo 1**: o cubo de gelo transforma-se de estado sólido para o estado líquido. Isto é uma alteração do estado físico, mas não se verifica alteração da natureza. Portanto, trata-se de um **fenómeno físico**.
- No **tubo 2**: açúcar dissolve em água. Isto é um fenómeno físico pois mantém suas propriedades intactas, bem como a composição química.
- No **tubo 3**: nota-se uma libertação de um gás. Este gás é o dióxido de carbono que é formado pela reacção entre carbonato de cálcio (existente na casca de ovo) e ácido acético (existente no vinagre):



- Isto é um fenómeno químico porque há a formação das novas substâncias: CaCl_2 , H_2O e CO_2 . Quando se queima um palito de fósforo, o palito queima e liberta luz e calor. Isto é um fenómeno químico.



Fig. 49 – Palito de fósforo aceso

Conclusão:

- **Fenómeno físico** é toda alteração na estrutura física da matéria, tais como forma, tamanho, aparência e estado físico, mas que não gera alteração na sua natureza, isto é, na sua composição.

- **Fenómenos químicos** ocorrem quando há alteração da natureza da matéria, isto é, da sua composição. Esses fenómenos químicos podem ser identificados por uma ou mais de uma das manifestações seguintes: libertação de calor, de luz (queima um palito de fósforo); libertação de gases (casca de ovo e vinagre), mudança de cor, etc.

Caro aluno, chegado a esta etapa de estudo, é sempre bom testar os conhecimentos adquiridos resolvendo os exercícios que lhe apresentamos a seguir.



Exercícios

1. Nas frases seguintes, marque com "Q" os fenómenos químicos e com "F" os fenómenos físicos:

A. Formação de nuvens	G. Cozer carne
B. Moer milho	H. Derreter um pedaço de metal
C. Queima de cigarro	I. Sublimação da naftalina
D. Destilação tradicional de aguardente	J. Amadurecimento de uma laranja
E. Rasgar papel em vários pedaços	K. Fusão do ferro
F. Digestão de alimentos	L. Ebulição da água

Parabéns por ter resolvido os exercícios. Leia o resumo que se segue.



Resumo da Lição

Acaba de estudar que na natureza existem dois tipos de fenómenos

- Os fenómenos físicos nos quais, não ocorrem alterações na estrutura íntima da matéria.
- Os fenómenos químicos, nos quais se verificam alterações na estrutura da matéria, implicando reacções químicas com formação de novas substâncias.

Agora compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1.

A. ----- (F)

E. ----- (F)

I. ----- (F)

B. ----- (F)

F. ----- (Q)

J. ----- (Q)

C. ----- (Q)

G. ----- (Q)

K. ----- (F)

D. ----- (F)

H. ----- (F)

L. ----- (F)

Com certeza conseguiu resolver acertadamente este exercício. Excelente! Está a assimilar bem a matéria. Pode continuar com o seu estudo passando à lição que se segue.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 17: Reacções químicas

Introdução

Na lição anterior, tratamos, de uma forma geral, dos fenómenos físicos e químicos. Certamente que percebeu que os fenómenos químicos constituem a essência da Química, pois esta estuda as substâncias e respectivas transformações, dando lugar à formação de novas substâncias (reacções químicas).

Nesta lição, você vai aprender mais profundamente sobre as reacções químicas, concretamente sobre as suas manifestações, a tradução de uma reacção química através de representações (fórmulas químicas), bem como o papel destas nas nossas vidas. Preparado? Vamos, então, a isso.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir reacção química;
- Identificar as manifestações de uma reacção química a partir de uma experiência;
- Identificar as manifestações das reacções químicas no quotidiano;
- Escrever equações químicas conhecendo as fórmulas das substâncias reagentes e produtos de uma reacção química.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo. Aconselhamos que faça intervalos de 10 minutos em cada 45 minutos de estudo.



Reacções químicas

Reacção química - é um fenómeno químico em que as substâncias iniciais se transformam em novas substâncias, com novas características.

Há vários exemplos de **reacções químicas** que ocorrem no nosso dia-a-dia. Já deve ter notado a diferença entre um pedaço de ferro normal e outro com ferrugem. O que acontece para se formar a ferrugem? O pedaço ou barra de ferro deixado fora, em contacto com o ar, reage com o oxigénio do ar formando uma nova substância – a ferrugem, cujo nome químico é **óxido de ferro**.

Na Natureza, ocorrem muitos processos químicos, como por exemplo, a fotossíntese, a decomposição de partes de plantas ou de organismos mortos formando húmus e tantos outros fenómenos que você acompanha no seu dia-a-dia.

Muitos materiais que utilizamos todos os dias tais como plásticos, tintas, medicamentos, tecidos, insecticidas, etc. são produzidos a partir de reacções químicas. O húmus, por exemplo, é um importante fertilizante para o solo.

Como vê, se olhar ao seu redor, vai notar que reacções químicas estão sempre a acontecer e que afinal de contas a “Natureza é um grande e interessante laboratório”.

Durante uma reacção química, ocorre uma nova arrumação dos átomos das substâncias que participam nela. Esta reestruturação origina nova estrutura, dando assim origem a **novas substâncias**. Para compreender este conceito, imagine, caro(a) aluno(a), que você tem um colar de missangas coloridas com as cores verde, amarelo, branco e vermelho alternado entre si. No entanto, você quer fazer dois novos colares: um colar com missangas de cores verde e branco e outro com missangas de cores amarelo e vermelho.

Para alcançar este objectivo você terá que desfazer o colar, separar as missangas de acordo com cada cor, organizar as missangas em novos grupos com as cores que você precisa e fazer dois novos colares.

Algo semelhante acontece durante o processo de uma reacção química. Antes de reagirem, os átomos têm de se separar uns dos outros para permitirem a formação de novas substâncias, que têm, naturalmente, outra constituição e outras propriedades.

Quando se dá uma reacção química?

Vejamos alguns exemplos:

- Ao riscar um palito de fósforos na lixa da caixinha, o palito acende e arde, isto é, entra em combustão;
- O enferrujamento do ferro ocorre quando um pedaço de ferro entra em contacto com oxigénio do ar;

Nestes exemplos, você pode ver que para ocorrer uma reacção química, são necessárias algumas condições.

Condições para a ocorrência de uma reacção química

As condições necessárias para a ocorrência de uma reacção química são:

- Existência de partículas reagentes;
- Contacto entre as partículas reagentes;
- Choques entre as partículas;
- Energia.

Vamos então falar de cada uma destas condições.

Existência de partículas reagentes

Para a ocorrência de uma reacção química, é necessário que existam as partículas das substâncias que irão participar dessa reacção. Essas partículas chamam-se **reagentes** e podem ser **átomos ou moléculas**.

Para melhor compreensão pense em como iria preparar um prato que gosta. Precisaria de ter todos os ingredientes necessários para cozinhar esse prato. Sem isso, nada feito!

Contacto entre as partículas reagentes

Para se dar uma reacção química, as partículas que vão reagir têm de estar em contacto umas com as outras. Por exemplo, o carvão, a madeira, o papel, vulgarmente chamados combustíveis, para arderem, devem estar em contacto com o oxigénio do ar. Portanto, para formar água a partir do oxigénio e do hidrogénio, é necessário que estejam em contacto um com o outro.

Choques entre as partículas

Imagine, caro(a) aluno(a), que tem em cada mão um torrão de areia. Se provocar um choque entre os torrões, eles desfazem-se na sua mão. E desfazem-se porque originamos uma quebra das forças que mantinham ligados os grãos de areia que formavam o torrão.

Muito bem. Quando estamos perante substâncias que vão reagir entre si acontece algo muito semelhante, as partículas (átomos ou moléculas), ao chocarem entre si, quebram as suas ligações iniciais e, tal como no torrão de areia, “desfazem-se”. Só depois de separadas é que elas podem iniciar novas ligações com partículas de outras substâncias.

Energia

Já reparou que quando a água ferve, há um movimento violento da mesma? Isto acontece porque as moléculas constituintes da água ganham uma certa energia que lhes permite movimentarem-se e chocarem entre si. De certeza que nunca viu água fria com bolhas e aquele movimento típico, pois as moléculas de água não têm energia suficiente que lhes permita borbulhar e chocar (colidir).

É por isso que, nos laboratórios de Química, para que ocorram reacções químicas, algumas vezes é necessário que as substâncias sejam submetidas a um pré-aquecimento.

Vejamos quais são as manifestações que provam ter ocorrido a reacção química.

Manifestações da ocorrência de reacções químicas

Algumas reacções químicas podem ser **acompanhadas de variações de temperatura**, outras pela **formação de luz**. Por exemplo, o que acontece quando você queima carvão ou lenha? Isso mesmo, você sente o calor do fogo e pode ver a luz da chama.

Muitos dos processos metabólicos que ocorrem no nosso organismo como, por exemplo, a respiração celular, ocorrem apenas com libertação de calor. Isto explica por que o nosso corpo é quente.

Outras reacções químicas são acompanhadas pela libertação de **luz, calor e som**. É o caso, por exemplo, das reacções explosivas como as que acontecem quando se dá a explosão de uma bomba.

No entanto, existem também outras manifestações como, por exemplo, a formação de um precipitado (uma substância sólida), a alteração da cor, do cheiro e da solubilidade de substâncias.

Vamos, a seguir, descrever uma experiência química que lhe vai ajudar a provar que a **variação da temperatura** é igualmente uma manifestação de uma reacção química.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

1: reacção entre o cloreto de amónio e água

Verificação experimental da diminuição de temperatura numa reacção química

Material	Substâncias
• 1 tubo de ensaio largo • 1 copo graduado • 1 termómetro • 1 vareta de vidro • 1 balança ou espátula	• Cloreto de amónio • Água

Montagem e realização

- Enche-se o copo graduado com água da torneira até a metade;
- Deita-se cerca de 2 cm³ de água no tubo de ensaio;
- Coloca-se o tubo de ensaio dentro do copo com água;
- Com o termómetro mede-se a temperatura dentro do tubo de ensaio e dentro do copo com água;
- Regista-se a temperatura nos dois casos. A estas temperaturas chamamos temperatura inicial (Ti);
- Adiciona-se uma pequena porção de cloreto de amónio sólido (cerca de 3g ou 2 espátulas) à água do tubo de ensaio;
- Com a vareta de vidro, agita-se o conteúdo do tubo de ensaio;
- Mede-se novamente a temperatura dentro do tubo de ensaio e dentro da água do copo graduado. A esta temperatura chamamos temperatura final (Tf). Registe a temperatura final (Tf) junto da temperatura inicial (Ti). Também pode-se tocar o tubo de ensaio.

Observação/Explicação

Após nova medição da temperatura, vai-se notar que a temperatura final será inferior à temperatura inicial. Com efeito, nota-se que ocorre a **absorção de calor** durante esta reacção química. Assim, podemos concluir que uma das manifestações da ocorrência de uma reacção química é a absorção do calor.

Como é que se representa as reacções químicas? Vamos partilhar consigo o procedimento.

Equação química

Você aprendeu que os elementos químicos são representados por meio de símbolos químicos; as moléculas são representadas através de fórmulas químicas. E as reacções químicas? Vamos usar o que se designa de **equações químicas**.

***Equação química** - é a representação gráfica de uma reacção química através de símbolos e fórmulas químicas.*

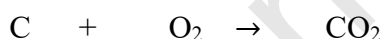
Numa equação química encontramos os seguintes participantes:

- ✓ substâncias ou partículas que reagem, chamadas **reagentes**;
- ✓ substâncias ou partículas que se formam, chamadas **produtos da reacção**.
- ✓ Uma **seta** que **parte dos reagentes para os produtos** ($\rightarrow$), que **indica o sentido** da transformação.

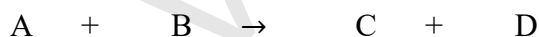
Por exemplo, para a formação do dióxido de carbono, os **reagentes** são o carbono e o oxigénio molecular e o produto, o **dióxido de carbono**.

Para tal, representa-se da seguinte maneira:

Carbono + Oxigénio $\rightarrow$ Dióxido de carbono



Escrever equações químicas é bastante fácil. Esquematizando, escreve-se da seguinte maneira:

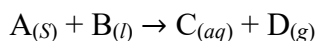


À esquerda da seta escreve-se os símbolos ou fórmulas químicas dos reagentes; se for mais de um reagente, usa-se o **sinal mais** (+) para separá-los.

À direita da seta escreve-se os símbolos ou fórmulas químicas dos produtos da reacção; se forem vários produtos, também se usa o **sinal mais** (+) para separá-los.

A **seta** ($\rightarrow$) significa que os reagentes **transformam-se** em produtos.

Pode-se ainda indicar os **estados físicos** dos reagentes e dos produtos da reacção à frente das respectivas fórmulas ou símbolos, da seguinte maneira:



onde:

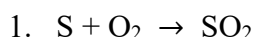
s - significa sólido; *l* - significa líquido; *aq* - significa aquoso; *g* - significa gasoso.

Vamos, agora, ver como se lê as equações químicas, considerando a representação acima:

"A substância **A**, no estado sólido, reage com a substância **B**, no estado líquido e **transformam-se** em substância **C**, no estado aquoso, e substância **D**, no estado gasoso".

Nota: Numa equação o sinal "+" lê-se "**reage com**" (nos reagentes) e não *mais*. E nos produtos, lê-se "**e**".

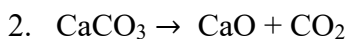
Vejam agora exemplos de equações químicas:



Lê-se:

Enxofre **reage com** oxigênio molecular e **transforma-se** em dióxido de enxofre.

Portanto, as equações químicas podem-se representar da seguinte maneira:



Lê-se:

O carbonato de cálcio decompõe-se em ou transforma-se em óxido de cálcio e dióxido de carbono.

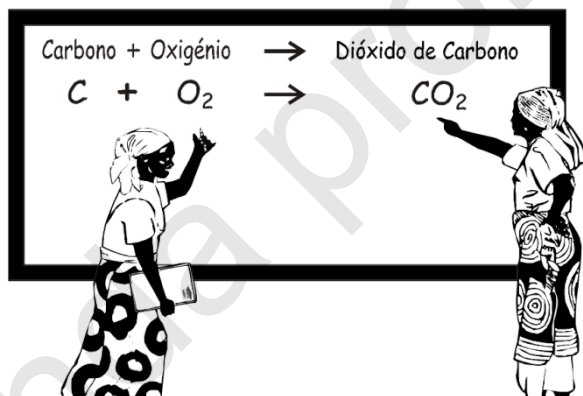


Fig. 51 – Formação do Dióxido de Carbono

De um modo geral, numa equação química podemos representar:

Reagentes → Produtos

Mas qual é o significado de uma equação química?

Muito bem, caro(a) aluno(a), as equações químicas têm um significado e podem ser interpretadas de duas maneiras:

Podem dar-nos um **significado qualitativo**.

Podem dar-nos um **significado quantitativo**.

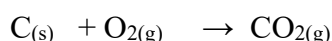
Estes termos não são novos para si, caro(a) aluno(a), quando você aprendeu o significado da fórmula química, utilizou estas mesmas palavras com o mesmo significado.

Qualitativamente, a equação química indica-nos as substâncias que participam numa reacção química, isto é, os **reagentes** e os **produtos** da reacção.

Quantitativamente, a equação química indica-nos o **número de partículas** ou o **número de moles** dos reagentes e dos produtos da reacção. Os coeficientes dão informação quantitativa da equação da reacção.

O coeficiente 1 na equação de uma reacção química não é escrito pois a fórmula, por si, já representa uma mole da substância considerada.

Exemplo:



Qualitativamente, a equação química indica-nos que o carbono no estado sólido e o oxigénio molecular no estado gasoso, reagem entre si originando uma substância nova denominada dióxido de carbono, que se encontra no estado gasoso.

A equação pode ler-se **quantitativamente** de duas maneiras:

- 1 átomo de carbono no estado sólido (o coeficiente 1 não se escreve) reage com dois átomos de oxigénio quimicamente ligados (ou com uma molécula de oxigénio) no estado gasoso, formando uma molécula de dióxido de carbono no estado gasoso.
- 1 mole de átomos de carbono no estado sólido (o coeficiente 1 não se escreve) reage com uma mole de moléculas de oxigénio molecular no estado gasoso, formando uma mole de moléculas de dióxido de carbono no estado gasoso.

Agora resolva os exercícios que lhe apresentamos a seguir para se certificar do seu nível de assimilação do que acabou de aprender. Lembre-se que não é permitido espreitar as soluções antes de você responder às questões.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas. O peróxido de hidrogénio (H_2O_2), que é a água oxigenada utilizada na desinfecção de feridas, em presença de catalisador decompõe-se segundo a equação química abaixo.



- a) Os reagentes da equação química são água e oxigénio;
- b) Apenas o oxigénio porque encontra-se no estado gasoso;
- c) Apenas a água porque está do lado direito e encontra-se no estado líquido;

- d) O peróxido de hidrogénio porque encontra-se à esquerda, antes da seta.
2. Assinale com X a alternativa certa. Para a equação química que se segue é correcto afirmar que a afirmação que traduz o significado quantitativo é:
- $$2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$$
- a) Duas moles de moléculas de peróxido de hidrogénio líquido transformam-se em duas moles de moléculas de água, líquida e uma mole de moléculas de oxigénio gasoso;
- b) Dois átomos de peróxido de hidrogénio líquido formam dois átomos de moléculas de água, líquida e 1 átomo de moléculas de oxigénio gasoso;
- c) Duas moles de moléculas de água, líquida reagem com uma mole de moléculas de oxigénio, gasoso e formam duas moles de moléculas de peróxido de hidrogénio, líquido;
- d) Duas moles de átomos de moléculas de peróxido de hidrogénio transformam-se em duas moléculas de átomos de água líquida e um mole de moléculas de átomos de oxigénio gasoso.
3. Marque com "X" a afirmação correcta. Um aluno acendeu lenha para cozinhar e verificou que passado algum tempo se tinha formado cinza. O aluno afirmou que tinha ocorrido uma reacção química.
- a) O aluno está certo pois, formou-se uma nova substância, tendo-se alterado as propriedades das substâncias iniciais.
- b) O aluno está errado pois só ocorreu uma alteração do estado físico da substância inicial.
- c) Não se sabe se o aluno está certo ou errado porque só se queimou a lenha.
- d) O aluno está certo pois, a cinza não pode voltar a ser lenha
4. Assinale com "X" a equação de palavras que traduz a equação química seguinte:
- $$\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2$$
- a) Silício + Oxigénio → Dióxido de Silício.
- b) Silício junta-se com oxigénio para dar dióxido de silício.
- c) Silício adiciona-se ao oxigénio para dar dióxido de silício.
- d) Silício reage com o oxigénio e forma-se o dióxido de silício.
5. Indique as alíneas que apresentam as condições necessárias à ocorrência de uma reacção química: Assinale com X as alternativas certas.
- a) Energia suficiente.
- b) Choques entre as partículas que reagem.
- c) Separação das partículas reagentes.
- d) Contacto entre as partículas.

6. Marque com "X" a afirmação correcta. No laboratório, a reacção entre cloreto de sódio e nitrato de chumbo é precedida de aquecimento porque:
- a) Aumenta a quantidade de partículas reagentes.
 - b) Aumenta a energia das partículas permitindo o choque entre elas e o início da reacção química.
 - c) Evita a ocorrência da reacção química.
 - d) Aumenta a quantidade de partículas dos produtos.

Veja a síntese dos aspectos que você aprendeu.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que as reacções químicas são fenómenos químicos em que as substâncias iniciais se transformam em novas substâncias com novas características. Graças a elas ocorrem transformações naturais como a fotossíntese, a obtenção do húmus, além de processos industriais que culminam com a obtenção de plásticos, tintas, medicamentos, tecidos, insecticidas, etc.

Para que uma reacção química ocorra são necessárias as seguintes condições: existência de partículas reagentes, contacto entre elas, choque entre elas e energia suficiente. E tem-se como evidência da ocorrência da reacção quando ocorre a variação da temperatura, libertação de luz, calor ou som, a formação de um precipitado, a alteração da cor, do cheiro e da solubilidade de substâncias.

As reacções químicas são representadas através de equações químicas, onde encontramos os reagentes, produtos e a seta que indica o sentido da transformação.

A equação química tem um significado qualitativo e quantitativo que indicam, respectivamente, os reagentes e produtos, bem como as quantidades das substâncias envolvidas, através dos coeficientes de acerto.

Caro aluno, já leu o resumo da sua lição, já pode comparar as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

- | | |
|-------|---------------|
| 1. d) | 4. d) |
| 2. a) | 5. a), b), d) |
| 3. a) | 6. b) |

LIÇÃO Nº 18: Tipos de reacções químicas

Introdução

A Química como ciência dedica-se ao estudo das substâncias e suas transformações, que constituem as reacções químicas. Está claro que as reacções não ocorrem da mesma maneira e nem se manifestam de igual forma, entretanto, tem de comum o facto de existirem substâncias iniciais, os reagentes que se transformam em novas: os produtos.

Nesta lição, com base em critérios específicos, vamos apresentar-lhe alguns tipos de reacções químicas e caracterização correspondente, deixando o aprofundamento de outras para lições que se irão seguir. Chamamos, desde já, a sua atenção às particularidades que distinguem um tipo do outro.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar os tipos de reacção química;
- Distinguir uma reacção de combinação da reacção de decomposição;



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Tipos de reacções químicas

Existem diferentes tipos de reacções químicas, dependendo do critério de classificação. Entretanto, a este nosso nível vamos abordar os seguintes tipos:

- ✓ Reacções de combinação;
- ✓ Reacções de decomposição;
- ✓ Reacções exotérmicas;
- ✓ Reacções endotérmicas;
- ✓ Reacções redox.

Vejamos, então, o que caracteriza cada tipo de reacção acima mencionada.

Reacções de combinação ou síntese

Quando se fala de fazer **uma síntese** de qualquer coisa, você sabe que tem de **resumir**, isto é, a partir de várias, você vai relatar apenas o essencial. Por exemplo, se lhe pedem para fazer uma síntese de uma reunião familiar, você relata em poucas palavras o que se passou durante essa reunião.

Em Química a palavra síntese que caracteriza algumas reacções químicas, tem quase o mesmo significado: quer dizer que **a partir de várias substâncias se forma apenas uma substância nova.**

Reacção de combinação – é aquela em que a partir de duas ou mais substâncias iniciais se forma apenas uma substância nova.

Às reacções de síntese também se chama de reacções de **combinação**.

Veja os exemplos que se seguem:

A reacção de combinação do **hidrogénio molecular** com o **oxigénio molecular** para formar **água** e a reacção de combustão do carvão, são exemplos de **reacções de síntese**.

$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	Reacção de formação de água
$\text{C}_2(\text{s})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2(\text{g})$	Reacção de combustão do carvão
Duas ou mais substâncias iniciais				Uma substância nova	

Reacções de decomposição ou análise

Quando lhe mandam fazer uma análise de um texto de Português, por exemplo, você decompõe-no nas suas partes constituintes para permitir a visualização do todo, a nível gramatical, não é mesmo?

Em Química, o termo análise tem um significado especial. Tem o sentido de **decompor**, isto é, “**partir**” uma molécula em duas ou mais moléculas menores que a inicial. Isto é, o número de átomos que inicialmente se encontra numa molécula, divide-se para formar duas ou três moléculas menores. A electrólise da água, por exemplo, separa os seus elementos constituintes e obtém-se, como você já sabe, o hidrogénio e o oxigénio moleculares. Este tipo de reacção química chama-se **reacção de análise ou de decomposição**.

Reacção de análise – é aquela em que a partir de uma substância inicial se formam duas ou mais substâncias novas.

Veja os exemplos que se seguem:

$\text{CaCO}_3(\text{s})$	$\rightarrow$	$\text{CaO}(\text{s})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	Reacção de decomposição do carbonato de cálcio
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	Reacção de decomposição da água (electrólise)
Uma substância inicial		Duas substâncias novas			

Reacções exotérmicas e endotérmicas

Quando aprendeu as manifestações da ocorrência de uma reacção química, fez-se referência ao facto de em algumas poder-se sentir o aquecimento das paredes do tubo de ensaio e, noutras, o esfriar. Facto que se observa mesmo a nível da indústria. Para dizermos que existem reacções que no seu decurso são acompanhadas pela absorção ou libertação de energia em forma de calor.

Reacções exotérmicas (exo = para fora; térmico = calor):

São reacções que no seu decurso há libertação de calor.

Exemplo:

Recção de combustão do carvão

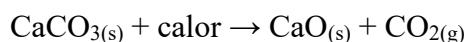


Reacção endotérmica (endo = para dentro):

São reacções que no seu decurso há absorção de calor.

Exemplo

Recção de decomposição do carbonato de cálcio

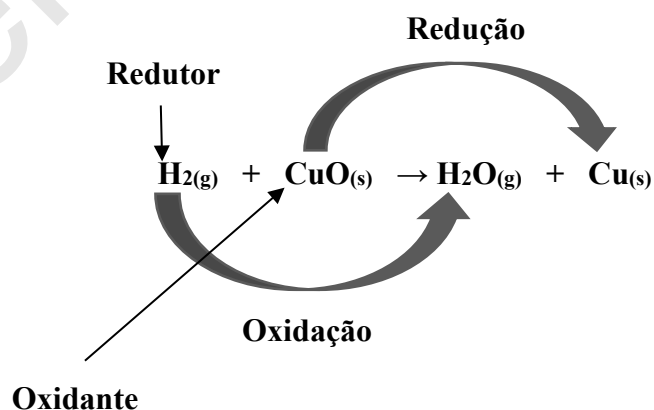


Reacção redox ou reacção de oxidação-redução

São aquelas que ocorrem acompanhadas de perda e ganho simultâneo de oxigénio.

É um tipo que vamos, nos próximos módulos, esclarecer com mais detalhe o mecanismo de sua ocorrência.

Exemplo:



Chegados a este ponto, procure responder às questões que lhe ajudarão a certificar-se do quanto entendeu. Então, mãos à obra!



Exercícios

- Das reacções que se seguem indique com "X" as que são de síntese:
 - $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
 - $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3$
 - $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
- Das reacções que se seguem indique com "X" as que são de análise:
 - $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
 - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$
 - $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$
- Relacione, com setas, a equação dada à esquerda com a classificação patente à direita de forma a obter correlações correctas em relação aos tipos de reacções químicas:

Coluna A
a) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
b) $2\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$
c) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Coluna B
1. Reacção de análise
2. Reacção de síntese

Vamos resumir o que acabamos de aprender? Claro, vamos isso.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que existem diferentes tipos de reacções químicas, dependendo do critério que se tome como base. De entre elas, destacou-se as reacções de síntese ou combinação, reacções de análise ou decomposição, exotérmicas, endotérmicas e redox.

Reacção de síntese (combinação) dá lugar à formação de uma única substância (produto) a partir de dois ou mais reagentes: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$

Na reacção de decomposição (análise) forma vários produtos da reacção a partir de um reagente: $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$

Reacção exotérmica é aquela em cujo decurso liberta-se calor.

Reacção endotérmica é aquela em cujo decurso há absorção de calor.

Reacção redox ocorre acompanhada de ganho e cedência de oxigénio.

Depois de ler o resumo da sua lição, compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. c) d)
2. a) c)
3. a) – 2. b) – 2. c) – 2. d) – 1.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 19: Lei da conservação da massa

Introdução

Quando do estudo do significado quantitativo de uma equação química, dissemos que este indica-nos as quantidades de cada substância e que são traduzidas pelos coeficientes, ou seja, os números de moles, que são os valores que aparecem antes da fórmula química.

Nesta lição, vamos dedicarmo-nos ao estudo da Lei de Conservação de massa e sua aplicação no acerto de equações químicas pelo método das tentativas.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Enunciar a Lei de Conservação de massa;
- Aplicar a Lei da conservação de massa no acerto das equações químicas através do método de tentativas



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Lei de conservação de massa

Qual é a relação entre a massa dos reagentes e a massa dos produtos durante uma reacção química? Consideremos uma situação em que você preparou papas para o pequeno almoço. Para tal, utilizou 0,5 quilos de farinha. No entanto, por curiosidade, antes de começar a cozinhar, você pesou a panela com água e tomou nota que o peso era também de 0,5 quilos. Portanto, a soma do peso de todos os componentes, a farinha, a água e a panela, corresponde a 1 quilo.

O que acha que acontecerá com o peso de todos os componentes depois de preparar as papas? Será que o peso total será o mesmo? Ou será menor?

Naturalmente, depois das papas estarem feitas, você espera que ao pesar a panela com as papas, o peso seja quase o mesmo, com um valor aproximado de 1,0 quilo, que corresponde à soma do peso da farinha, da água e da panela. É isso mesmo, em princípio **o peso mantém-se**. Poderá diminuir um pouco devido à evaporação de alguma água durante a fervura, mas nada que seja significativo.

A partir deste exemplo, podemos concluir que a massa das substâncias utilizadas na preparação das papas **manteve-se/conservou-se**, isto é, *nada se perdeu nem se criou*. Neste caso, a farinha apenas sofreu uma transformação durante a cozedura.

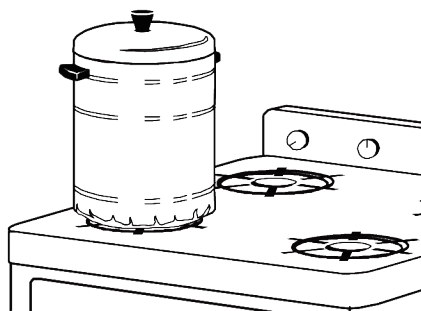


Fig. 52 – Uma panela ao lume tapada evita perda de substâncias

A **variação** ou a **conservação da massa**, durante as reacções químicas é um fenómeno que tem preocupado os cientistas ao longo dos tempos. Depois de várias experiências, os cientistas chegaram à conclusão que, numa reacção química, **a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos obtidos** no fim dessa mesma reacção química.

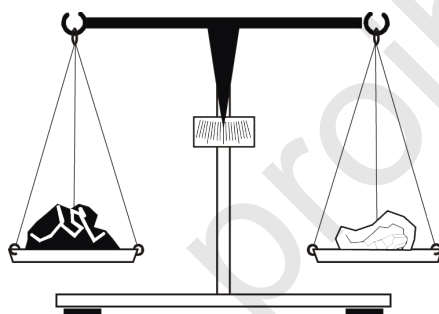


Fig. 53 – Balança medindo a massa de uma substância

Esta conclusão está de acordo com a **Lei da Conservação da Massa** ou **Lei de Lavoisier**, que diz o seguinte:

“Numa reacção química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”.

A Lei da Conservação da Massa foi formulada pela primeira vez, em 1794 pelo químico francês **Antoine Lavoisier**. O que Lavoisier quis dizer com a sua lei foi que **“na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”**.

Nas reacções químicas, essa lei é comprovada através do acerto dos coeficientes da equação química. Pelo que é necessário verificar se a equação da reacção encontra-se acertada ou não.

Acerto de equações químicas pelo método das tentativas

Faz-se o *acerto da equação química* quando o número de átomos dos elementos nos reagentes não é igual ao número de átomos nos produtos. Deste modo, usamos números que chamamos de

coeficientes (números que vem antes da fórmula química e representam as quantidades relativas de todos átomos na fórmula) para acertar a equação química. Os coeficientes são números positivos e inteiros.

Neste método, faz-se a contagem dos átomos dos elementos, um a um, em ambos membros, igualando-os onde houver diferença, através da colocação de coeficientes.

Passos para o acerto de equações pelo método de tentativas

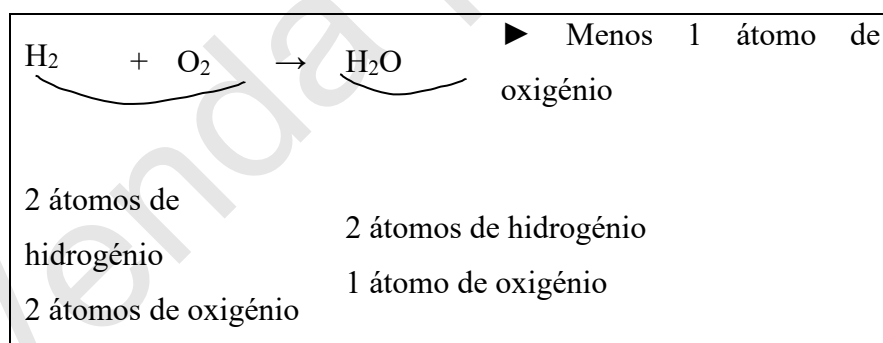
Tendo a equação química da reacção, é conveniente:

1. Acertar, primeiramente, os coeficientes dos elementos metálicos;
2. Em seguida, acertar os coeficientes dos elementos não-metálicos;
3. Depois acertar o coeficiente do Hidrogénio e,
4. Por fim, acertar o coeficiente do Oxigénio.

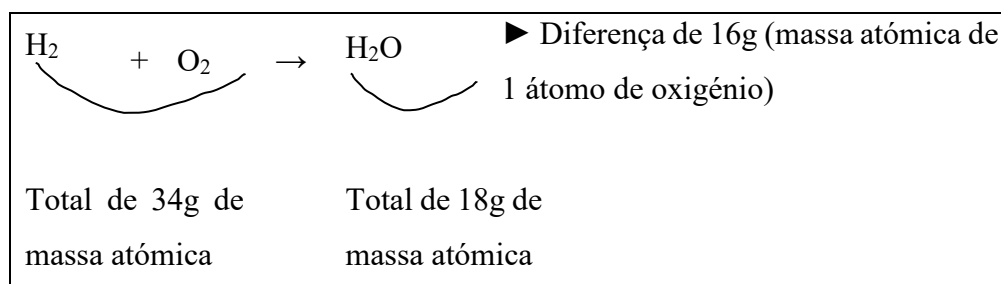
Em cada passo, conta-se o número de átomos do elemento em ambos membros da reacção (reagentes e produtos), havendo diferença, coloca-se o correspondente coeficiente de modo a igualar o número de átomos. Uma vez este igualado, as correspondentes massas também se igualam, fazendo-se valer a Lei de conservação de massa.

Repare na equação da reacção química que se segue:

A reacção química entre o oxigénio molecular (O_2) e o hidrogénio molecular (H_2) originando água (H_2O) pode esquematizar-se da seguinte maneira:



E se comparássemos as **massas de cada elemento**?



Quando comparámos as massas atómicas dos elementos, chegámos à conclusão que havia também uma diferença de 16g entre os reagentes e os produtos da reacção.

Caro(a) aluno(a), por esta razão quando pretendemos saber se uma equação está acertada limitamo-nos a contar o número de átomos, pois através deles sabemos se a massa de cada elemento está certa ou não e podemos determinar se a equação está de acordo com a Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Massa.

Como acertar esta equação?

Nos reagentes temos:

- Dois átomos de oxigénio, quimicamente ligados (que correspondem a 32g).
- Dois átomos de hidrogénio, quimicamente ligados (que correspondem a 2g).

Nos produtos da reacção temos:

- Um átomo de oxigénio (que corresponde a 16g).
- Dois átomos de hidrogénio (que corresponde a 2g).

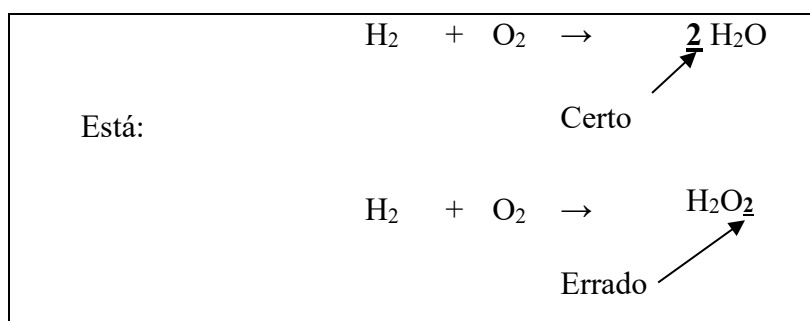
Através da comparação de massas de cada elemento confirma-se, também, que a equação não está “certa”: a massa do oxigénio nos reagentes é diferente da massa do oxigénio nos produtos da reacção. Por outro lado, a massa de hidrogénio nos reagentes é igual à massa de hidrogénio nos produtos da reacção.

Como você pode verificar, a diferença no número de átomos corresponde à diferença do valor da massa. Neste caso, a massa de oxigénio é maior nos reagentes (32g) do que nos produtos da reacção (16g), dando-nos uma diferença de 16g, que como sabe é o valor da massa atómica de um átomo de oxigénio.

Como pode verificar, o resultado desta contagem permite afirmar que a equação química **não está “certa”**: o número total de átomos de **oxigénio nos reagentes é diferente do número de átomos no produto da reacção**. Por outro lado, o número total de átomos de hidrogénio nos reagentes é igual ao número total de átomos de hidrogénio nos produtos da reacção.

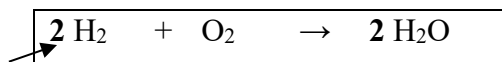
Para se acertar uma equação, **aumenta-se o número de átomos** da substância que **está a menos** que neste caso é o oxigénio. Ao acertar a equação, acrescenta-se o número de átomos **antes do elemento em questão**. O coeficiente deve ser escrito **antes da substância** que contém o elemento em falta. Neste caso o coeficiente deve ser escrito antes da molécula de Água.

Assim, é correcto escrever:



Muito bem, feito este acerto, temos tantos átomos de oxigénio nos reagentes (2 átomos) como nos produtos da reacção (2 átomos). Portanto, acertaram-se os átomos de oxigénio, mas agora a equação tem um **excesso de átomos de hidrogénio**:

Tem 4 átomos a formar a molécula de água no produto da reacção, contra os dois átomos que se encontram nos reagentes. Temos, portanto, de fazer mais um acerto: acrescentar o número de átomos de hidrogénio nos reagentes, colocando o coeficiente 2.



Vamos lá contar agora os átomos para ver se a equação já está certa.

Nos reagentes da reacção temos:

- Quatro átomos de hidrogénio, quimicamente ligados (que formam duas moléculas de hidrogénio);
- Dois átomos de oxigénio, quimicamente ligados (que formam uma molécula de oxigénio).

Nos produtos da reacção temos:

- Quatro átomos de hidrogénio (em duas moléculas de água).
- Dois átomos de oxigénio (em duas moléculas de água).

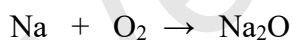
Então a equação química está certa. E as massas também se igualaram.

Vamos praticar o acerto de equações químicas resolvendo juntos as questões que se seguem.



Actividade

1. Acerte os coeficientes da equação química abaixo:



Resolução

Vamos, primeiro, controlar o número de átomos de cada elemento em cada membro da reacção.

Nos reagentes	Nos produtos
Sódio: temos 1 átomo	Sódio: temos 2 átomos
Oxigénio: temos 2 átomos	Oxigénio: temos 1 átomo

Podemos notar que a equação não está certa, pois as quantidades de átomos de cada elemento são diferentes nos dois membros da equação química. Assim, devemos acertá-la.

Nos reagentes	Nos produtos
Como temos 1 átomo de sódio, enquanto nos produtos há 2, vamos colocar o coeficiente 2 nos reagentes.	Sódio: temos 2 átomos $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$ Assim passamos a ter igual quantidade de átomos de sódio nos dois membros, dois (2)
Oxigénio: temos 2 átomos Como vê, igualamos o número de átomos de oxigénio. Mas passamos a ter (2x2) átomos de sódio (=4) Assim, podemos apagar coeficiente 2 no sódio dos reagentes e colocar 4. $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$	Como temos 1 átomo, enquanto que nos reagentes são 2, vamos colocar o coeficiente 2 para igualar. $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$

Daqui podemos conferir: $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$

Temos: 4 átomos de sódio e 2 de oxigénio	Temos: 4 átomos de sódio e 2 de oxigénio
Como o número de átomos é igual, significa que as massas são iguais, então, a equação química está certa e fez-se cumprir a Lei de Conservação de Massa	

2. Acerte os coeficientes da equação: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$

Enxofre, temos: 1 átomo Oxigénio, temos: 2 átomos	Enxofre, temos: 1 átomo Oxigénio, temos: 3 átomos
$2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	
Colocando coeficiente 2 nos dois membros, passamos a ter 2 átomos de enxofre; Para oxigénio continuamos com 2 átomos nos reagentes e 6 átomos nos produtos da reacção	Então, colocamos 3 no oxigénio dos reagentes e passamos a ter igual número de átomos de oxigénio em ambos os membros.
$2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ Assim passamos a ter 2 átomos de enxofre e 6 átomos de oxigénio em cada membro, significa que as massas são iguais, então, a equação química está certa e fez-se cumprir a Lei de Conservação de Massa	

Até então resolvemos juntos. Agora resolva sozinho os exercícios para avaliar o seu entendimento.



Exercícios

1. Marque com um X o nome do cientista que enunciou a Lei da Conservação da Massa:

- a) Mendeleev b) Lavoisier c) Dalton d) Avogadro

2. Marque com um X a alínea que corresponde ao enunciado da Lei de Lavoisier:
Numa reacção química...

- a) ... a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos da reacção.
b) ... a massa total dos reagentes é maior do que a massa total dos produtos da reacção.
c) ... a massa total dos reagentes é menor do que a massa total dos produtos da reacção.

3. A equação química que traduz a reacção entre monóxido de nitrogénio, (NO) e o oxigénio molecular, (O₂) esquematiza-se da seguinte maneira



Assinale com um V a alternativa verdadeira. A equação química...:

- a) ... não está acertada.
b) ... está acertada.

4. Assinale com um X a resposta correcta quanto ao número total de átomos de oxigénio nos reagentes: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

- a) 2 b) 4 c) 5 d) 6

5. Na equação da reacção $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, marque com um X alínea que corresponde à equação acertada:

- a) $4\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
b) $2\text{Al} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
c) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$

6. Na equação da reacção $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$, marque com um X alínea que corresponde à equação acertada:

- a) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ c) $4\text{Ca} + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CaO}$
b) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ d) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$

Bravo! Você já respondeu às questões. Veja o resumo que lhe apresentamos.



Resumo da lição

Na lição aprendeu que: a Lei da Conservação da Massa ou Lei de Lavoisier diz que:

Numa reacção química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos. Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

Ao igualar o número total de átomos dos reagentes ao número total de átomos dos produtos, fazemos com que a massa total dos reagentes seja igual a dos produtos e consequentemente se faz cumprir a lei de Lavoisier.

Compare as suas soluções com as da chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, prossiga seu estudo. Se é que teve dificuldades, releia os conteúdos e volte a resolver. Caso persista a dificuldade, junte-se a um colega de estudo ou dirija-se ao CAA que o tutor vai lhe ajudar a superar suas dificuldades.



Chave de correcção

1. b) 2. a) 3. b) 4. d) 5. c) 6. b)

LIÇÃO Nº 20: Cálculo do número de moles e número de partículas

Introdução

Certamente deve ainda se lembrar da referência feita sobre o cientista Amadeo Avogadro no âmbito do surgimento da Química como ciência. Nesta lição dedicaremos o nosso estudo ao cálculo do número de moles e do número de partículas que intervêm numa reacção química, onde Avogadro se revelou muito importante.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Calcular o número de moles e número de partículas que intervêm numa reacção química.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 120 minutos, no mínimo. Lembre-se que ao fim de cada 45 minutos faça uma pausa de 5 minutos.



Cálculo do número de moles e número de partículas

Quantidade de uma substância (n)

Do seu dia-a-dia já sabe que a quantidade de determinadas coisas ou objectos é dada de uma maneira especial, usando nomes ou unidades que significam um conjunto formado por vários objectos ou coisas.

Por exemplo, é comum referir-mo-nos à quantidade de lápis em dezenas; à quantidade de ovos em dúzias; à quantidade de papel em resmas, etc.

Em Química, também se utiliza uma representação em termos numéricos, de modo a conhecer a quantidade de partículas que constituem uma determinada substância. Esta representação permite-nos saber, por exemplo, a quantidade de átomos e de moléculas que existem ou que constituem uma determinada substância.

A unidade de contagem utilizada em Química é a **mole**.

A **mole** é a unidade da **quantidade da substância**. No Sistema Internacional (S.I.) é representada pelo símbolo **mol**.

A palavra mole provém do latim “moles”, que significa **montão**, uma quantidade extremamente grande de partículas, que tanto podem ser átomos como moléculas.

Tal como a dúzia equivale a doze unidades, **uma mole** corresponde a uma quantidade muito grande, que é igual a **602.000.000.000.000.000.000.000 de partículas**.

Este valor pode representar-se abreviadamente por $6,02 \times 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, etc.) por cada mole. Portanto, o valor $6,02 \times 10^{23}$ indica a quantidade de partículas existente numa mole de qualquer substância.

Em homenagem a **Amadeo Avogadro**, físico italiano que descobriu este número, este valor é chamado de **Constante de Avogadro ou Número de Avogadro** e representa-se da seguinte forma:

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas/mole}$$

Sempre que se usa o termo mole, é necessário especificar o tipo de partículas a que se refere: se é **mole de átomos, de moléculas ou de outro tipo de partículas**.

1 mol de átomos $\rightarrow$ contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos desse elemento químico

1 mol de moléculas $\rightarrow$ contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas dessa substância

Em lições anteriores, aprendeu que o símbolo químico de um elemento químico indica: o nome do elemento químico e um átomo desse elemento químico. Agora podemos acrescentar um terceiro significado: o símbolo químico também representa **uma mole de átomos desse elemento químico**.

Veja os exemplos que se seguem:

O símbolo químico **C** representa: o elemento químico carbono; um átomo de carbono e uma mole de átomos de carbono.

O símbolo químico **H** representa: o elemento químico hidrogénio; um átomo de hidrogénio e uma mole de átomos de hidrogénio.

A fórmula química **H₂O** significa: uma molécula de água; substância água e uma mole de moléculas de água.

A fórmula **3CO₂** significa: três moléculas de dióxido de carbono e, três moles de moléculas de dióxido de carbono.

Portanto, **os coeficientes** que se coloca **antes das fórmulas das substâncias** indicam igualmente o **número de moles dessa substância**.

Qual é relação que existe entre a quantidade da substância (n) e o número de partículas (N)

Segundo Avogadro:

1 mol de qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

1 mol $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Assim, com base nesta referência de Avogadro, podemos determinar o número de partículas correspondente a outras quantidades de substância (número de moles), usando a regra de **três simples**, que você já aprendeu na disciplina de Matemática.

Por exemplo:

Quantas partículas existem em duas moles de uma substância?

1 mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas, então, 2 mol terão X partículas Assim representamos: 1 mol $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ partículas 2 mol $\rightarrow X$	Resolvendo: $x = \frac{2 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23}}{1 \text{ mol}}$ $X = 12,04 \times 10^{23}$ partículas Resposta: Em duas moles existem $12,04 \times 10^{23}$ partículas dessa substância.
---	---

Usando mesmo raciocínio, teremos:

Nº de moles (n)	1 mol	2 mol	3 mol	4 mol
Nº de partículas (N)	$6,02 \times 10^{23}$	$12,04 \times 10^{23}$	$18,06 \times 10^{23}$	$24,08 \times 10^{23}$

Agora vamos ver como determinar a quantidade da substância, que é o número de moles, quando conhecemos o número de partículas.

Exemplo:

Quantas moles correspondem a $30,1 \times 10^{23}$ de partículas?

Sabemos que 1 mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas. E, dispomos de $3,01 \times 10^{23}$ partículas queremos saber a quantos moles isso corresponde. Então procedemos quanto foi na situação anterior.

1 mol $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ partículas

X $\rightarrow 3,01 \times 10^{23}$ partículas

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}}$$

X = 0,5 mol

Agora é a sua vez, caro(a) aluno(a). Faça os cálculos solicitados de modo a aferir o quanto você está entendendo esta matéria.



Atividade

- Assinale com X como se chama o valor $6,02 \times 10^{23}$:
 - Número de partículas.
 - Átomo padrão.
 - Número de átomos.
 - Constante ou número de Avogadro.

2. Das afirmações que se seguem, marque com X a única que está correcta:
- a) Uma mole de átomos de ferro contém menos átomos do que 1 mol de átomos de oxigénio.
 - b) Uma mole de átomos de ferro contém mais átomos do que 1 mol de átomos de oxigénio.
 - c) Uma mole de átomos de ferro contém tantos átomos quanto 1 mol de átomos de oxigénio.
3. Calcule o número de moles de água que existem em $36,2 \times 10^{23}$ moléculas de água. Faça os cálculos e depois marque com X a resposta certa:
- a) 3 mol
 - b) 6 mol
 - c) 0,5 mol
 - d) 7 mol

Compare as suas respostas com as apresentadas na Chave de correcção.



Chave de correcção

- 1. d)
- 2. c)
- 3. b)

Continuemos com a nossa lição tratando de outra grandeza que nos vai permitir realizar cálculos muito importantes para os químicos, a **massa molar**.

Massa molar de uma substância (M)

Acabamos de afirmar acima que a quantidade de uma substância (n) é dada em moles e que uma mole de qualquer substância (átomo, molécula, etc.) contém o Número de Avogadro de partículas, que corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ partículas dessa substância.

A massa correspondente a 1 mole de qualquer substância chama-se **massa molar**.

A massa molar representa-se pela letra **M**. Matematicamente, representa-se da seguinte maneira:

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

Onde: M – é a massa molar

m – a massa da substância

n – a quantidade da substância

Massa molar – é a massa de uma mole dessa substância expressa em gramas por mole.

A **massa** de uma substância tem **gramas** como unidade de medida no Sistema Internacional. Ainda no Sistema Internacional, a **quantidade da substância** tem como unidade de medida a **mole**. Então a **massa molar** tem como unidade de medida **gramas por mole** e representa-se: **g/mol**.

Massa molar de um átomo – é a massa de uma mole de átomos expressa em gramas/mole.

Numericamente, a massa molar de um átomo é igual à sua massa atómica relativa (Ar). Só que a massa molar é dada em g/mol. Então, ao consultar a tabela das massas atómicas relativas encontramos valores numéricos aos quais devemos atribuir a unidade g/mol.

Massa molar de uma molécula – é a massa de uma mole de moléculas, expressa em gramas por mole.

Numericamente, a massa molar de uma molécula é igual à massa molecular relativa dessa molécula (Mr). A massa molar de uma molécula é dada em gramas por mole. A massa molar de uma molécula obtém-se somando as massas molares dos átomos constituintes da molécula.

Exemplos:

Calcule a massa molar do alumínio, Al.

$$M(\text{Al}) = A_r(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$$

Calcule a massa molar do butano (C_4H_{10}).

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times A_r(\text{C}) + 10 \times A_r(\text{H})$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times 12 + 10 \times 1$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58 \text{ g/mol}$$

Agora é a sua vez, responda às questões que abaixo lhe apresentamos.



Actividade

1. A fórmula química do dióxido de enxofre é SO_2 . Calcule a sua massa molar no espaço dado e depois assinale com um X a resposta correcta:
a) 32 b) 32 g/mol c) 64 d) 64 g/mol
2. Sabendo que a fórmula química de amoníaco é NH_3 , qual será a sua massa molar? Faça os cálculos e depois assinale com um X a resposta certa.
a) 17 g/mol b) 1,7 g/mol c) 1,7 d) 17

Compare as suas respostas com as apresentadas na Chave de correcção.



Chave de correcção

1. d)
2. a)

Relação entre o número de partículas (N), quantidade da substância (n) e massa molar (M)

Para qualquer substância, vale:

1 mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas e corresponde à **massa molar** dessa substância.

Exemplo:

- 1 mol de átomos de sódio contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de sódio e corresponde a 23 g/mol;
- 1 mol de moléculas de oxigênio contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de oxigênio e corresponde a 32 g/mol;

Vejamos, a seguir a aplicação desta relação resolvendo alguns exercícios. Preste muita atenção ao procedimento, que por sinal não difere ao que já tem vindo a aplicar.



Atividade

1. Sabendo que a massa de uma mole de átomos de carbono é igual a 12g, calcule o número de moles que corresponde a 6g de carbono.

Caro(a) aluno(a), você deve prestar muita atenção à formulação das questões, pois, só assim, pode melhor extrair os dados, que servem de indicador do caminho a seguir. Então vamos isso.

Dados	Fórmula	Resolução
$M(C) = 12\text{g/mol}$ $m(C) = 6\text{g}$ $n(C) = ?$	$M = \frac{m}{n}$ $n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{6\text{ g}}{12\text{ g/mol}}$ $n = 0,5\text{mol}$

Ou

A representação $M(C) = 12\text{g/mol}$ (massa molar de átomos de carbono é igual a 12 gramas por mol), significa que cada 1 mol de átomos de carbono tem a massa de 12 gramas.

1 mol $\rightarrow$ tem massa igual a 12g

X mol $\rightarrow$ terão 6g

$$x = \frac{1\text{ mol} \times 6\text{g}}{12\text{ g}}$$

X = 0,5 mol

Resposta: 6 g de átomos de carbono correspondem a 0,5 mol de átomos de carbono.

2. Qual é o número de moles de água que corresponde a 54g de água?

Dados	Fórmula	Resolução
$n(\text{H}_2\text{O}) = ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 54 \text{ g}$ $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O})$ $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16$ $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$	$M = \frac{m}{n}$ $n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$ $n = 3 \text{ mol}$

Ou

1 mol (H_2O) $\rightarrow$ 18 g

X mol (H_2O) $\rightarrow$ 54 g

$$X = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \quad X = 3 \text{ mol}$$

3. Quantas moléculas de dióxido de enxofre existem em 16 gramas de dióxido de enxofre?

Dados	Fórmula	Resolução
$N(\text{SO}_2) = ?$ $m(\text{SO}_2) = 16 \text{ g}$ Pelos dados está em causa o nº de partículas (Nº de Avogadro) Vamos determinar a $M(\text{SO}_2)$ $M(\text{SO}_2) = \text{Ar}(\text{S}) + 2 \times \text{Ar}(\text{O})$ $M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \times 16$ $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol}$	1 mol $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ partículas $\rightarrow M$ Da relação acima podemos escrever: 1 mol $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ part $\rightarrow 64 \text{ g}$ Então: 64 g $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ moléculas 16 g $\rightarrow X$	$X = \frac{16 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23}}{64 \text{ g}}$ $X = 1,505 \times 10^{23}$ moléculas

Resposta: Em 16 gramas de dióxido de enxofre, existem $1,505 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de enxofre.

As grandezas que acabamos de aprender acima são usados para a determinação das quantidades tanto as que reagiram ou as que são formadas no decurso de uma reacção. Assim, vamos proceder à demonstração de algumas situações em que se use qualquer uma delas numa reacção química. Pelo que gostaríamos que prestasse muita atenção ao procedimento.

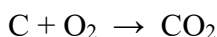


Actividade

1. Calcule o número de moles de dióxido de carbono (CO_2) que se formam na combustão de 0,5 mol de carbono.

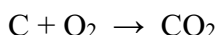
Neste tipo de situações você deve obedecer os passos que passamos a apresentar:

1º Passo – Escrever a equação da reacção:



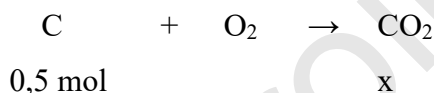
2º Passo – Acertar a equação da reacção:

Nos reagentes encontra-se 1 átomo de carbono e nos produtos da reacção existe também 1 átomo deste elemento. Nos produtos da reacção e nos reagentes encontram-se 2 átomos de oxigénio molecular. Conclui-se que a **equação está acertada**.



3º Passo – Indicar na equação, a incógnita e o número de moles das substâncias envolvidas:

Lendo o enunciado do problema tem de se calcular o número de moles de dióxido de carbono que se formarão se se utilizar 0,5mol de carbono.

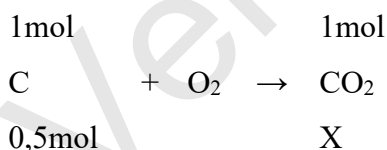


4º Passo – Com base na relação molar da equação acertada, tem-se a seguinte relação:

1 mol de carbono reage com 1 mol de oxigénio molecular formando 1 mol de dióxido de carbono.

5º Passo – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

Segundo a equação, a reacção de 1 mol de carbono produz 1 mol de dióxido de carbono. Então, 0,5mol de carbono formarão X mol de dióxido de carbono.



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{1\text{mol}}{0,5\text{mol}} = \frac{1\text{mol}}{x}$$

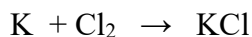
Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$1\text{mol} \cdot x = 0,5\text{mol} \cdot 1\text{mol}$$

$$x = 0,5\text{mol}$$

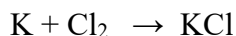
6º Passo – Dar a resposta: O número de moles de dióxido de carbono que se forma na combustão de 0,5mol de carbono é de 0,5mol.

2. Considere a equação seguinte:

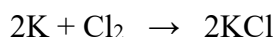


Qual é o número de partículas de cloreto de potássio (KCl) que se obtém a partir de 2 mol de cloro molecular.

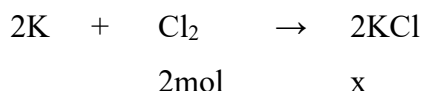
1º Passo – Escrever a equação da reacção:



2º Passo – Acertar a equação da reacção:

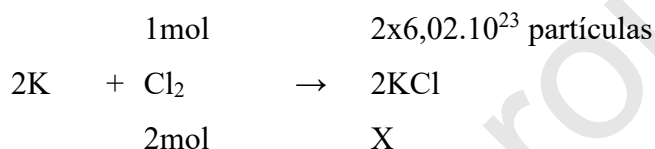


3º Passo – Indicar na equação, a incógnita e o número de moles das substâncias envolvidas:



4º passo – Com base na relação molar da equação acertada, tem-se a seguinte relação:

2 mol de átomos de potássio reagem com 1 mol de cloro molecular formando $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ ($12,04 \cdot 10^{23}$) partículas de cloreto de potássio.



5º Passo – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

Segundo a equação, 2mol de átomos de potássio reagem com 1mol de cloro molecular formando 2mol de moléculas de cloreto de potássio. Então, 2mol de cloro molecular (Cl_2) formarão X partículas de cloreto de potássio (KCl).

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{1\text{mol}}{2\text{mol}} = \frac{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$1\text{mol} \cdot x = 2\text{mol} \times 2 \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

$$x = \frac{2\text{mol} \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1\text{mol}}$$

$$x = 24,04 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

6º Passo – **Dar a resposta:**

A partir de 2 mol de Cloro molecular obtém-se $24,04 \cdot 10^{23}$ partículas de Cloreto de potássio.

Nota: Usando a forma de proporções pode-se igualmente calcular o número de partículas de reagentes.

Agora você vai praticar a resolver este tipo de exercícios que acabamos de resolver. Está pronto? Então vamos a isso.



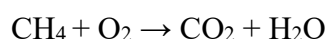
Exercícios

1. Quantas moles de moléculas de água se formam na reacção de hidrogénio e oxigénio moleculares, quando se utilizam 2mol de oxigénio molecular? (Faça os cálculos e depois assinale com um X a resposta certa).

O número de moles de moléculas de água que se forma a partir de 2mol de oxigénio molecular é:

- a) 4 mol b) 3 mol c) 2 mol d) 0,5 mol

2. Na reacção de combustão de metano (CH_4), quantas partículas de metano se precisa para formar 1 mol de água? Faça os cálculos e depois assinale com um X a resposta certa. A equação desta reacção química escreve-se da seguinte maneira:



O número de partículas do metano para formar 1 mol de água é:

- a) $12,04 \cdot 10^{23}$
b) $6,02 \cdot 10^{23}$
c) $3,01 \cdot 10^{23}$
d) $1,01 \cdot 10^{23}$

Você está de parabéns por ter resolvido. Leia a seguir o resumo que lhe apresentamos.



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que a quantidade de uma substância é medida pela grandeza mole cuja unidade é mol. Segundo Avogadro, 1 mol de qualquer substância contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas, que podem ser átomos, moléculas ou iões e, a massa de 1 mol dessa substância chama-se massa molar. Em sua homenagem o $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas chama-se de Constante ou Número de Avogadro.

A massa molar é numericamente igual à massa atómica relativa (para átomos) ou molecular relativa (para moléculas), diferindo no facto da massa molecular ser expressa em gramas por mole.

Para efectuar cálculos envolvendo estas grandezas recomenda-se: extrair os dados, proceder à resolução e no fim apresentar a resposta.



Chave de correcção

1. a)

Dados	Resolução
Equação da reacção acertada: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $n(\text{H}_2\text{O})=?$	$\begin{array}{ccccccc} & & & 1\text{mol} & & 2\text{mol} & \\ & & & & & & \\ 2\text{H}_2 & + & \text{O}_2 & \rightarrow & 2\text{H}_2\text{O} & & \\ & & & 2\text{mol} & & x & \end{array}$ $\frac{1\text{mol}}{2\text{mol}} = \frac{2\text{mol}}{x}$ $X \cdot 1\text{mol} = 2\text{mol} \cdot 2\text{mol}$ $X = \frac{2\text{mol} \cdot 2\text{mol}}{1\text{mol}}$ $X = 4\text{mol}$

2. c)

Dados	Resolução
Equação da reacção acertada: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $n(\text{CH}_4)=?$ Relação molar e número de partículas: na equação acertada, $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas CH_4 reagem com 2mol de moléculas de O_2 formando 1mol moléculas de CO_2 e 2mol de moléculas de H_2O .	$\begin{array}{ccccccc} 6,02 \cdot 10^{23} \text{moléc} & & & & & 2\text{mol} & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_4 & + & 2\text{O}_2 & \rightarrow & \text{CO}_2 & + & 2\text{H}_2\text{O} \\ x & & & & & & 1\text{mol} \end{array}$ $\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{moléculas}}{x} = \frac{2\text{mol}}{1\text{mol}}$ $X \cdot 2\text{mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot 1\text{mol}$ $X = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot 1\text{mol}}{2\text{mol}}$ $X = 3,01 \cdot 10^{23} \text{moléculas}$

LIÇÃO Nº 21: Cálculos estequiométricos

Introdução

A utilização de produtos da indústria química em todo o mundo aumenta em cada dia que passa. O ferro, o cimento, o plástico, medicamentos, etc., são exemplos de produtos de enorme importância na sociedade, cujos processos de obtenção baseiam-se nas reacções químicas.

Na indústria e em qualquer outro sector de produção interessa sempre ter bons rendimentos, minimizando os desperdícios.

Assim, nesta lição, vamos partilhar procedimentos que são usados na química para poupar as matérias-primas (reagentes), permitindo a obtenção de quantidades desejadas das substâncias. Com efeito, vamos estudar os cálculos químicos associados às reacções químicas (cálculos estequiométricos), especificamente do Número de Advogado, Massa molar, bem como o cálculo de massas dos reagentes e produtos de uma reacção química.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Efectuar cálculos químicos sobre a Lei da conservação da massa (mole e Nº de Avogadro)
- Calcular a massa dos reagentes e produtos que intervêm numa reacção química.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 90 minutos no mínimo.



Estequiometria

Caro(a) aluno(a), como sabe, as indústrias químicas têm trabalhado eficazmente para manter um nível de produção que satisfaça as necessidades de consumo a um preço relativamente baixo. Por exemplo, para produzir aspirina de maneira económica e em quantidades suficientes para abastecer o mercado, uma fábrica de medicamentos tem de usar quantidades exactas de reagentes. As indústrias químicas têm de evitar a perda de reagentes não só porque, em geral, custam muito dinheiro, como também porque o uso excessivo de reagentes na produção de produtos pode provocar reacções perturbantes. Por exemplo, para produzir um determinado número de barras de sabão, uma fábrica utiliza 50 toneladas de hidróxido de sódio. No entanto, se durante o processo de produção utilizar 70 toneladas, corre o risco de produzir um sabão que pode provocar danos à pele, para não falar do custo das 20 toneladas adicionais de reagente que se desperdiçam.

A parte da Química que estuda os cálculos de números de moles, de massa, de volume, etc., aplicados às reacções químicas chama-se **estequiometria** e os cálculos envolvidos neste estudo são chamados **cálculos estequiométricos**.

Estequiometria – é o ramo da Química que trata dos cálculos (dos reagentes e produtos) associados às reacções químicas.

Cálculos estequiométricos

Os cálculos estequiométricos envolvem sempre uma proporção, obtida a partir de uma equação química correctamente balanceada.

Cálculo da massa dos reagentes e dos produtos

Tanto num laboratório como numa indústria é necessário calcular a massa de reagentes envolvida numa reacção química, para formar a quantidade de produtos que se pretende. Mas como se fazem esses cálculos?

Muito bem! É isso mesmo que vai estudar em seguida. Vamos começar por resolver o seguinte problema em conjunto.



Actividade

1. Na combustão de fita de magnésio puro (Mg), obteve-se 5g de óxido de magnésio (MgO). Calcule a massa de fita de magnésio necessária para formar os 5g de óxido de magnésio. Dadas massas atómicas $Mg = 24$; $O = 16$.

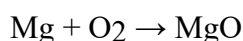
Resolução

1º Passo – Escrever a equação da reacção:

Durante a leitura do problema você pode facilmente identificar os reagentes:

Quando se faz referência a uma reacção de combustão sabe-se que o oxigénio molecular (O_2) é um dos reagentes. O outro reagente é o magnésio que é o elemento que reage com o oxigénio molecular. O único produto que se forma é o óxido de magnésio (MgO) como vem explícito no problema.

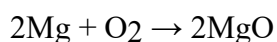
Então pode-se escrever a equação da seguinte maneira:



2º Passo – Acertar a equação da reacção:

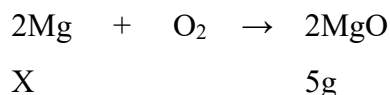
certamente ainda se recorda que para acertar uma equação é necessário:

Contar o número de átomos de cada elemento em cada um dos membros da equação química. E acertamos por meio de tentativas.



3º Passo – Indicar na equação, a incógnita e a massa das substâncias envolvidas:

Lendo o enunciado do problema, percebe-se que tem de calcular a massa de fita de magnésio necessária para formar 5g de óxido de.



4º passo – Com base na relação molar da equação, calcular a massa das substâncias que participam na reacção:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar magnésio (o número de moles de cada substância, que é indicado pelos coeficientes de acerto da equação):

2 mol de magnésio reagem com 1 mol de oxigénio molecular formando 2 mol de óxido de magnésio. Entretanto, como se pretende a massa, podemos converter o número de moles em massa, através do cálculo da massa molar.

A massa molar de Magnésio é **$M(\text{Mg}) = 24\text{g/mol}$**

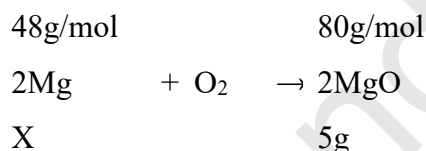
2 mol de Magnésio têm a massa de: **$M(\text{Mg}) = 2 \times \text{Ar}(\text{Mg}) = 2 \times 24 \text{ g/mol} = 2 \times 24 = 48\text{g/mol}$**

A massa molar de óxido de magnésio é: **$M(\text{MgO}) = \text{Ar}(\text{Mg}) + \text{Ar}(\text{O}) = 24 + 16 = 40\text{g/mol}$**

A massa de 2 mol de óxido de Magnésio é: **$2 \times [\text{Ar}(\text{Mg}) + \text{Ar}(\text{O})] = 2 \times (24 + 16) = 2 \times 40 = 80 \text{ g/mol}$**

5º Passo – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

Segundo a equação, 48g de magnésio produzem 80g de óxido de magnésio. Então, Xg de magnésio produzem 5g de óxido de magnésio.



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{48\text{g/mol}}{x} = \frac{80\text{g/mol}}{5\text{g}}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

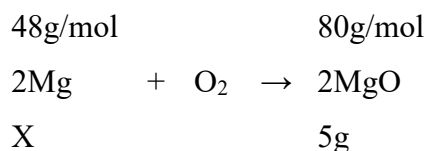
$$48\text{g/mol} \cdot 5\text{g} = 80\text{g/mol} \cdot x$$

$$x = \frac{48\text{g/mol} \cdot 5\text{g}}{80\text{g/mol}} \quad x = \frac{240\text{g}}{80} \quad x = 3\text{g}$$

6º Passo – Dar a resposta:

Para produzir 5g de óxido de magnésio, são necessários 3g de fita de magnésio.

Usando a forma de proporções, podemos igualmente calcular a massa dos produtos.



$$\begin{array}{lcl}
 48\text{g/mol} & \rightarrow & 80\text{g/mol} \\
 X & \rightarrow & 5\text{g}
 \end{array}
 \qquad
 \begin{array}{l}
 48\text{g/mol} \cdot 5\text{g} = 80\text{g/mol} \cdot x \\
 x = \frac{48\text{g/mol} \cdot 5\text{g}}{80\text{g/mol}} \\
 x = 3\text{g}
 \end{array}$$

Esperamos que tenha conseguido acompanhar o raciocínio que seguimos na resolução. Entretanto, vejamos já seguir outro exercício.

2. Calcule a massa de oxigênio consumida na combustão da fita de magnésio para formar os 5g de óxido de magnésio. Dadas massas atômicas $Mg = 24$; $O = 16$.

Dados:

$m(O_2) = ?$

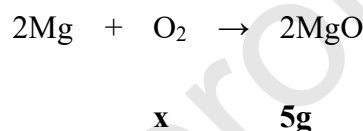
$m(MgO) = 5\text{ g}$

Resolução

1º: Escrever a equação química $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

2º: Acertar a equação química $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

3º: Indicar na equação, a incógnita e a massa das substâncias envolvidas:



4º: Cálculo de massa molar das substâncias envolvidas:

$M(O_2) = 2xAr(O)$

$M(O_2) = 2x16$

$M(O_2) = 32\text{ g/mol}$

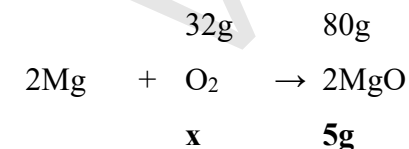
$M(MgO) = Ar(Mg) + Ar(O) = 24 + 16 = 40\text{g/mol}$

Para $2MgO$, será $2 \cdot M(MgO) =$

$2 \cdot 40\text{g/mol} = 80\text{g/mol}$

$2 \cdot M(MgO) = 80\text{g/mol}$

5º: Estabelecimento das proporções e resolução



32 g — 80 g

x — 5g

$$x = \frac{32g \cdot 5g}{80g} = \frac{256}{80} = 3,2\text{ g}$$

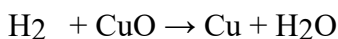
6º: Resposta

Para a formação de 5 g de óxido de magnésio, são necessários 3,2 gramas de oxigênio.

Certamente com mais este exercício você conseguiu assimilar o procedimento para este tipo de

cálculo. Como pode notar, tanto no primeiro exercício como no segundo, estivemos a calcular a massa de um reagente. Vamos prosseguir, desta feita calculando a massa de um produto.

3. Que massa de cobre (Cu) se obtém a partir de 995g de óxido de cobre (CuO) segundo a equação. (*dadas as massas atómicas: Cu = 83,5 e O = 16*)



Para resolver este exercício, como vimos antes, recomenda-se, primeiro, apresentar os dados.

Dados:

$$m(\text{Cu}) = ?$$

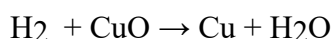
$$m(\text{CuO}) = 995 \text{ g}$$

$$\text{Ar}(\text{Cu}) = 83,5$$

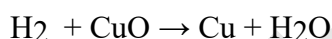
$$\text{Ar}(\text{O}) = 16$$

Resolução

1º passo – Escrever a equação da reacção:



2º passo – Acertar a equação da reacção:



Nesta equação temos:

Nos reagentes:

- 2 átomos de hidrogénio
- 1 átomo de cobre
- 1 átomo de oxigénio

Nos produtos:

- 2 átomos de hidrogénio
- 1 átomo de cobre
- 1 átomo de oxigénio

Pode-se concluir que a equação está acertada. Pois, temos em ambos membros o total de 4 átomos, consequentemente as massas serão iguais

3º passo – Indicar na equação, a incógnita e a massa das substâncias envolvidas:

Segundo o enunciado do problema temos de calcular a massa de cobre (Cu) que se produz a partir de 995g de óxido de cobre (CuO).



$$\text{995g} \quad \text{X}$$

4º passo – Com base na relação molar da equação, calcular a massa das substâncias que participam na reacção:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

1mol de H₂ reage com 1mol de CuO e forma mol de Cu e 1mol de H₂O

Como pode observar as substâncias implicadas no cálculo são o **óxido de cobre** e o **cobre**. Então vamos calcular as respectivas massas molares.

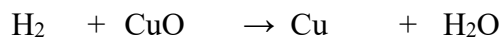
$$M(\text{CuO}) = \text{Ar}(\text{Cu}) + \text{Ar}(\text{O}) = 83,5 + 16 = 99,5 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Cu}) = \text{Ar}(\text{Cu}) = 83,5 \text{ g/mol}$$

5º passo – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

Segundo a equação, 99,5g de óxido de cobre produzem 83,5g de cobre. Então, 995g, produzirão x gramas de cobre.

$$99,5g \quad 83,5g$$



$$995g \quad X$$

Escrevendo sob forma de proporções, teremos:

$$99,5g \text{ — } 83,5g$$

$$995g \text{ — } X$$

$$x = \frac{995g \times 83,5g}{99,5g}$$

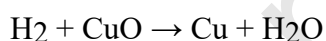
$$x = 835g$$

6º Passo - Resposta:

A massa de cobre que se obtém a partir de 995g de óxido de cobre é 835g.

Como pode notar, calculamos a massa de um produto. Vamos continuar resolvendo mais um exercício.

4. Calcule a massa de água, se obtém a partir de 995g de óxido de cobre (CuO) segundo a equação. (dadas as massas atômicas: Cu = 83,5; H=1 e O = 16)



Para resolver este exercício, como vimos antes, recomenda-se, primeiro, apresentar os dados.

Dados:

$$m(H_2O) = ?$$

$$m(CuO) = 995g$$

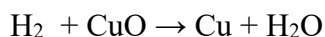
$$Ar(Cu) = 83,5$$

$$Ar(O) = 16$$

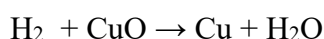
$$Ar(H) = 1$$

Resolução

1º passo – **Escrever a equação da reacção:**



2º passo – **Acertar a equação da reacção:**



Nesta equação temos:

Nos reagentes:

- 2 átomos de hidrogénio
- 1 átomo de cobre
- 1 átomo de oxigénio

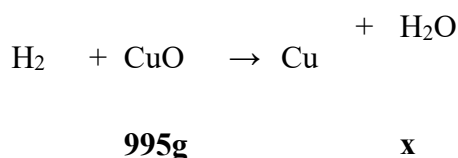
Nos produtos:

- 2 átomos de hidrogénio
- 1 átomo de cobre
- 1 átomo de oxigénio

Pode-se concluir que a equação está acertada. Pois, temos em ambos membros o total de 4 átomos, consequentemente as massas serão iguais

3º passo – **Indicar na equação, a incógnita e a massa das substâncias envolvidas:**

Segundo o enunciado do problema temos de calcular a massa de cobre (Cu) que se produz a partir de 995g de óxido de cobre (CuO).



4º passo – **Com base na relação molar da equação, calcular a massa das substâncias que participam na reacção:**

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

1mol de H₂ reage com 1mol de CuO e forma 1mol de Cu e 1mol de H₂O.

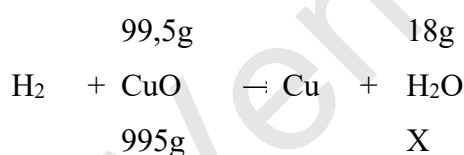
Como pode observar as substâncias implicadas no cálculo são o **óxido de cobre** e a **água**. Então vamos calcular as respectivas massas molares.

$$M(\text{CuO}) = \text{Ar}(\text{Cu}) + \text{Ar}(\text{O}) = 83,5 + 16 = 99,5 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

5º passo – **Estabelecer a proporção e resolver o problema:**

Segundo a equação, 99,5g de óxido de cobre produzem 18g de água. Então, 995g, produzirão x gramas de cobre.



Escrevendo sob forma de proporções, teremos:

$$\begin{array}{ccc} 99,5 \text{ g} & \text{—} & 18 \text{ g} \\ 995 \text{ g} & \text{—} & X \\ x = \frac{995\text{g} \times 18\text{g}}{99,5\text{g}} \\ x = 180\text{g} \end{array}$$

6º Passo - **Resposta:**

A massa de água que se obtém a partir de 995g de óxido de cobre é de 180 gramas.

5. Calcule o número de moles de dióxido de carbono (CO₂) que se formam na combustão de 0,5mol de carbono.

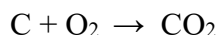
Dados:

$$n(\text{CO}_2) = ?$$

$$n(\text{C}) = 0,5 \text{ mol}$$

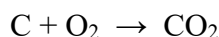
Resolução

1º Passo – **Escrever a equação da reacção:**



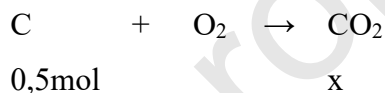
2º Passo – **Acertar a equação da reacção:**

Nos reagentes encontra-se 1 átomo de carbono e nos produtos da reacção existe também 1 átomo deste elemento. Nos produtos da reacção e nos reagentes encontram-se 2 átomos de oxigénio molecular. Conclui-se que a **equação está acertada**.



3º passo – **Indicar na equação, a incógnita e o número de moles das substâncias envolvidas:**

Lendo o enunciado do problema tem de se calcular o número de moles de dióxido de carbono que se formarão se se utilizar 0,5mol de carbono.

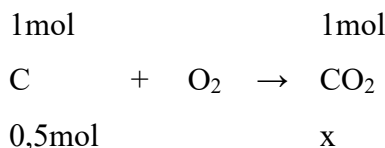


4º Passo – **Com base na relação molar da equação acertada, tem-se a seguinte relação:**

1 mol de Carbono reage com 1 mol de oxigénio molecular formando 1 mol de dióxido de carbono.

5º Passo – **Estabelecer a proporção e resolver o problema:**

Segundo a equação, 1mol de carbono reage com 1mol de oxigénio molecular formando 1mol de dióxido de carbono. Então, 0,5mol de carbono formarão xmol de dióxido de carbono.



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{1\text{mol}}{0,5\text{mol}} = \frac{1\text{mol}}{x} \quad \text{ou}$$

$$1\text{mol} \quad \text{—} \quad 1\text{mol}$$

$$0,5\text{mol} \quad \text{—} \quad X$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$1\text{mol} \cdot x = 0,5\text{mol} \cdot 1\text{mol}$$

$$X = 0,5\text{mol}$$

6º Passo – **Dar a resposta:**

Na combustão de 0,5mol de carbono forma-se 0,5mol de dióxido de carbono.

Agora você já está preparado para resolver os exercícios que se seguem. Já sabe, se tiver dificuldade, não desanime e, acima de tudo, não desista agora! Visite o CAA e estude com outros colegas ou peça ajuda ao Tutor.

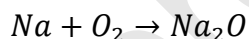


Exercícios

1. Que massa de nitrogénio é necessária para formar 15g de monóxido de nitrogénio, na reacção entre nitrogénio molecular e oxigénio? As massas atómicas de nitrogénio e oxigénio são respectivamente, 14 e 16. Faça os cálculos necessários e depois assinale com X a resposta certa.

g) 7g b) 32g c) 64g d) 0,7 g

2. Considere a equação da reacção entre sódio (Na) e oxigénio molecular (O_2) para formar óxido de sódio (Na_2O), que se escreve da seguinte maneira:



3. Sabendo que $Ar(Na) = 23$ e $Ar(O) = 16$, calcule a massa de óxido de sódio que se obtém a partir de 46g de sódio. Faça os cálculos, todos os cálculos e julgar necessário e depois assinale com um X a resposta certa.

h) 46g b) 124g c) 62g d) 4,6 g

4. Que massa de cal viva (CaO), pode ser produzida a partir da decomposição térmica de 500g de calcário, $CaCO_3$? As massas atómicas são: $Ca = 40$, $O = 16$. Assinale com X a alternativa certa.

a) 28g b) 0,28 g c) 2,8 g d) 280 g

5. Quantas moles de nitrogénio molecular (N_2) são necessárias para formar 6 mol de monóxido de nitrogénio (NO), na reacção entre nitrogénio e oxigénio molecular. (Faça os cálculos necessários e depois assinale com um X a resposta certa).

a) 6 mol b) 3 mol c) 4 mol d) 12 mol

Depois de ter resolvido os exercícios, leia o resumo que a seguir lhe apresentamos.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

É possível calcular quantidades de reagentes ou de produtos que são necessários para um determinado uso. Para que isso aconteça, deve-se observar a lei de conservação de massas, que se encontra estreitamente ligada com o acerto de equações químicas.

A parte da Química que estuda os cálculos de números de moles, de massa, de volume, etc., aplicados às reacções químicas chama-se estequiometria e os cálculos envolvidos neste estudo são chamados cálculos estequiométricos.

Para efectuar os cálculos estequiométricos recomenda-se: extrair os dados, escrever a equação da reacção, acertar os respectivos coeficientes, indicar na equação, a incógnita e a massa das substâncias envolvidas, calcular a massa das substâncias que participam na reacção, escrever as proporções e fazer o cálculo e, no fim, apresentar a resposta.

Agora compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. a)
2. c)
3. d)
4. b)

LIÇÃO Nº 22: Volume molar dos gases

Introdução

Nesta lição, vamos partilhar o tipo de cálculos químicos que envolve substâncias no estado gasoso, tendo em conta que seu manuseamento requer outro tipo de rigor, que envolve grandezas como o volume, diferentemente dos sólidos que são medidos mediante cálculo de suas massas. Assim, será apresentada a relação das outras grandezas já estudadas com o volume ocupado pelos gases.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Calcular o número de moles, a massa molar, o Número de Avogadro e volume molar.



Para a melhor compreensão desta lição, precisa de estudar durante 90 minutos, no mínimo. Lembre-se que deve fazer algumas pausas durante o estudo em cada 45 minutos.



Volume molar dos gases

Em lições anteriores aprendemos a Lei de Avogadro numa perspectiva, relacionando a quantidade de partículas que existem em cada mol de uma substância e que é igual ao Número de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$. Daí que afirmamos que 1 mol de qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas que podem ser átomos, moléculas ou iões.

Na altura, por conveniência, tratamo-la para substâncias sólidas e líquidas. Para substâncias no estado gasoso, a Lei de Avogadro diz:

“Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições de temperaturas e pressão contêm o mesmo número de partículas”.

Com efeito, à temperatura ambiente ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$) e pressão de 1 atmosfera, conhecido como Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), ***uma mole de qualquer gás ocupa o volume de 22,4 litros e, contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas desse gás.***

Exemplos:

Gás	n (moles)	N (partículas)	V (em CNTP)
Oxigénio (O_2)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 dm ³
Nitrogénio (N_2)			
Cloro (Cl_2)			
Dióxido de carbono (CO_2)			
Cloreto de hidrogénio (HCl)			

O que é o volume molar de um gás?

Volume molar – é o volume ocupado por uma mole de um gás.

A expressão matemática para a sua determinação é:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Onde:

V_m – volume molar

V – volume da substância

n – quantidade da substância (número de moles)

Tendo em conta que o volume tem como unidades, no Sistema Internacional, **litros** e a quantidade de substância **moles**, então o volume molar tem como unidades **litros por mol (l/mol)** ou simplesmente **molar (M)**.

Tal como procedemos em lições anteriores, vamos resolver alguns sobre o volume molar. Iniciaremos por variantes relativamente simples e gradualmente iremos aumentando o grau de complexidade. Preste atenção a estes procedimentos.



Actividades

1. Quantos litros de oxigénio existem em 8 gramas deste gás, em condições normais de temperatura e pressão? Dada $A_r(O)=16$.

Caro(a) aluno(a), para resolver este exercício, procedemos tal como em exercícios das lições anteriores, em que apresentamos os dados, a resolução e a resposta.

Com efeito, esta questão procura elucidar a relação entre as grandezas: $n \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow V_m$.

Queremos, desde já, referir que sempre que se fala de Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), deve-se ter em conta que o volume molar ocupado por essa substância é de 22,4 litros/mol.

Dados	Fórmulas	Resolução
$V(O_2) = ?$ $m(O_2) = 8g$ $A_r(O) = 16$ CNTP $\rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$ $M(O_2) = 2 \times A_r(O) = 2 \times 16$ $M(O_2) = 32 \text{ g/mol}$	$V_m = \frac{V}{n}$ $V = n \times V_m$ $n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{m}{M} = \frac{8g}{32g/mol} = 0,25$ $n = 0,25 \text{ mol}$ $V = n \times V_m$ $V = 0,25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l/mol}$ $V = 5,6 \text{ l}$
Resposta: Em 8 gramas de oxigénio existem 5,6 litros deste gás, em CNTP.		

Ou

Partindo da relação ($n \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow V_m$), para o oxigénio, teremos o seguinte:

$$1 \text{ mol} \rightarrow 32 \text{ g/mol} \rightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas} \rightarrow 22,4 \text{ l/mol}$$

Assim:

$$32 \text{ g} \rightarrow 22,4 \text{ l/mol}$$

$$8 \text{ g} \rightarrow X$$

$$X = \frac{8 \text{ g} \times 22,4 \text{ l/mol}}{32 \text{ g}} = 5,6 \quad ; \quad X = 5,6 \text{ l}$$

2. Determine a massa de cloro correspondente a 20 litros desse gás, em CNTP. $\text{Cl} = 35,5$

Dados	Fórmulas	Resolução
$m(\text{Cl}_2) = ?$ $V(\text{Cl}_2) = 20 \text{ l}$ $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,5$ CNTP $\rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$ $M(\text{Cl}_2) = 2 \times \text{Ar}(\text{Cl}) = 2 \times 35,5$ $M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ g/mol}$	$V_m = \frac{V}{n}$ $n = \frac{V}{V_m}$ $n = \frac{m}{M}$ $m = n \times M$	$n = \frac{V}{V_m} = \frac{20 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}}$ $n = 0,892 \text{ mol}$ $m = n \times M$ $m = 0,892 \text{ mol} \times 71 \text{ g/mol}$ $m = 63,4 \text{ g}$
Resposta: 20 litros de cloro correspondem a 63,4 gramas desse gás, em CNTP.		

Ou

$$71 \text{ g} \rightarrow 22,4 \text{ l/mol}$$

$$X \rightarrow 20 \text{ l}$$

$$X = \frac{71 \text{ g} \times 20 \text{ l}}{22,4 \text{ l}}; X = 63,4 \text{ g}$$

3. Quantas moléculas de hidrogénio existem em 5 litros deste, em CNTP. $\text{H} = 1$

Dados	Fórmulas	Resolução
$N(\text{H}_2) = ?$ $V(\text{H}_2) = 5 \text{ l}$ $\text{Ar}(\text{H}) = 1$ CNTP $\rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$ $M(\text{H}_2) = 2 \times \text{Ar}(\text{H}) = 2 \times 1$ $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$	$n \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow V_m$ $1 \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ g/mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} \rightarrow 22,4 \text{ l/mol}$	$22,4 \text{ l} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.}$ $5 \text{ l} \rightarrow X$ $X = \frac{5 \text{ l} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ molec}}{22,4 \text{ l}}$ $X = 1,34 \times 10^{23} \text{ moléculas.}$
Resposta: Em 5 litros de hidrogénio existem $1,34 \cdot 10^{23}$ moléculas desse gás, em CNTP.		

4. Dispõe-se de $36,12 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco (NH_3). Quantos litros desse gás existem, em CNTP? $N=14$; $H=1$

Dados	Fórmulas	Resolução
$V(\text{NH}_3) = ?$ $N(\text{NH}_3) = 36,12 \cdot 10^{23}$ moléc. $\text{Ar}(H) = 1$ $\text{Ar}(N) = 14$ $\text{CNTP} \rightarrow V_m = 22,4$ l/mol $M(\text{NH}_3) = \text{Ar}(N) + 3 \times \text{Ar}(H)$ $M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1$ $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$	$n \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow V_m$ $1 \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ g/mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}$ $\rightarrow 22,4 \text{ l/mol}$ $22,4 \text{ l} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléc.}$ $X \rightarrow 36,12 \times 10^{23} \text{ moléc.}$	$22,4 \text{ l} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}$ $X \rightarrow 36,12 \times 10^{23} \text{ moléculas.}$ X $= \frac{22,4 \text{ l} \times 36,12 \times 10^{23} \text{ molec}}{6,02 \times 10^{23} \text{ molec}}$ $X = 134,4 \text{ litros}$
Resposta: Em $36,12 \times 10^{23}$ moléculas de amoníaco existem 134,4 litros desse gás, em CNTP.		

Caro(a) aluno(a), estivemos a partilhar procedimento para a conversão das quantidades de uma grandeza para outra. Agora vamos aplicá-las nas reacções químicas. Preste a necessária atenção.

5. Calcule o volume de NO, produzido a partir oxidação de 44,8 litros de nitrogénio, em CNTP. Diferentemente dos cálculos anteriores que envolviam uma mesma substância, aqui pode-se notar que se pretende determinada quantidade de uma substância a partir da de uma outra. Portanto, estão envolvidas reacções químicas.

Dados:

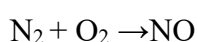
$$V(\text{NO}) = ?$$

$$V(\text{N}_2) = 44,8 \text{ l}$$

$$\text{CNTP} \rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

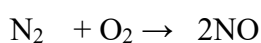
Resolução

1º Passo – Escreve-se a equação da reacção:

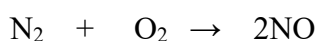


2º Passo – Acerta-se a equação da reacção:

A equação acertada é:



3º Passo – Indica-se na equação, a incógnita e o volume da substância envolvida:



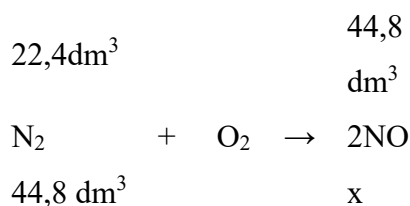
$$44,8 \text{ l} \dots\dots\dots X$$

4º Passo – Com base na relação molar da equação, calcula-se a o volume da substância envolvida no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de nitrogénio molecular, reage com 1 mol de oxigénio molecular forma-se 2 mol de moléculas de óxido de nitrogénio-II.
- 1 mol de nitrogénio ocupa o volume de 22,4 l
- 2 mol de óxido de nitrogénio ocupam um volume de 44,8 l

5º Passo – Estabelece-se a proporção e resolve-se o problema:



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22,4\text{dm}^3}{44,8\text{dm}^3} = \frac{44,8\text{dm}^3}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22,4\text{dm}^3 \cdot x = 44,8\text{dm}^3 \cdot 44,8\text{dm}^3$$

$$x = \frac{44,8\text{dm}^3 \cdot 44,8\text{dm}^3}{22,4\text{dm}^3}$$

$$x = 89,6\text{dm}^3$$

6º Passo – Dá-se a resposta:

A partir da oxidação de 44,8 dm³ de nitrogénio, em CNTP, obtém-se 89,6 litros de óxido de nitrogénio-II.

Resolvamos, em seguida, mais um problema para consolidação dos conteúdos aprendidos.

6. Calcule o volume de vapor de água que se forma a partir de 11,2 l de oxigénio, em CNTP.

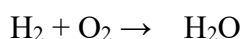
Dados:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

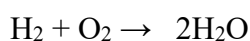
$$V(\text{O}_2) = 11,2 \text{ l}$$

$$\text{CNTP} \rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

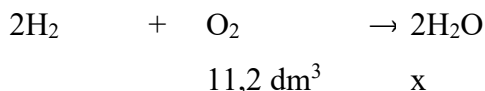
1º Passo



2º Passo



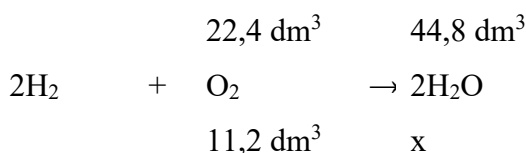
3º Passo



4º Passo: Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de moléculas de hidrogénio reagem com 1 mol de oxigénio molecular forma-se 2 mol de moléculas de água;
- 1 mol de moléculas de oxigénio ocupa o volume de 22,4 dm³ e 2 mol de moléculas de água ocupam o volume de 2x22,4 dm³.

5º Passo



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22,4 \text{ dm}^3}{11,2 \text{ dm}^3} = \frac{44,8 \text{ dm}^3}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22,4 \text{ dm}^3 \cdot x = 11,2 \text{ dm}^3 \cdot 44,8 \text{ dm}^3$$

$$x = \frac{11,2 \text{ dm}^3 \cdot 44,8 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3}$$

$$x = 22,4 \text{ dm}^3$$

6º Passo

O volume de vapor de água que se forma a partir de 11,2 dm³ de oxigénio é de 22,4 dm³.

3. Que volume de Hidrogénio é oxidado por 11,2dm³ de oxigénio em CNTP.

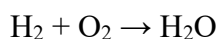
Dados:

$$V(\text{H}_2) = ?$$

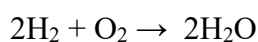
$$V(\text{O}_2) = 11,2 \text{ l}$$

$$\text{CNTP} \rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

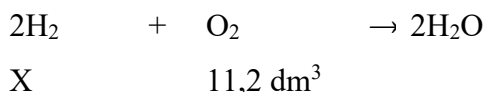
1º Passo



2º Passo



3º Passo

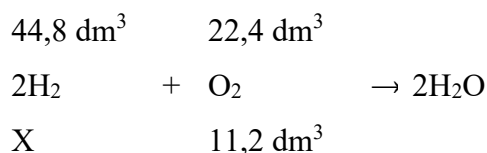


4º Passo

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de moléculas de hidrogénio reagem com 1 mol de oxigénio molecular;
- Partindo de que 1 mol de moléculas de um gás em CNTP ocupa o volume de $22,4 \text{ dm}^3$, então podemos referir que $44,8 \text{ dm}^3$ de hidrogénio reagem com de $22,4 \text{ dm}^3$ de oxigénio.

5º Passo



Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{44,8 \text{ dm}^3}{x} = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{11,2 \text{ dm}^3}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$44,8 \text{ dm}^3 \cdot 11,2 \text{ dm}^3 = x \cdot 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x \cdot 22,4 \text{ dm}^3 = 44,8 \text{ dm}^3 \cdot 11,2 \text{ dm}^3$$

$$x = \frac{44,8 \text{ dm}^3 \cdot 11,2 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3}$$

$$x = 22,4 \text{ dm}^3$$

6º Passo

O volume de hidrogénio que é oxidado por $11,2 \text{ dm}^3$ de oxigénio é de $22,4 \text{ dm}^3$.

Agora resolva você os exercícios que lhe sugerimos a seguir.



Exercícios

1. Que volume de cloro molecular reage com hidrogénio de modo a formar $11,2$ litros de cloreto de hidrogénio em CNTP? Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a afirmação correcta:
a) 56 litros b) 0,56 litros c) 560 litros d) 5,6 litros
2. Determine o volume de oxigénio que deve oxidar o carbono de modo a obter $67,2$ litros de dióxido de carbono, em CNTP. Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a afirmação correcta:
a) 0,67 litros b) 67,2 litros c) 6,67 litros d) 7 litros

3. Quantos litros de hidrogénio molecular devem reagir com 5,6 litros de nitrogénio molecular de modo a formar amoníaco em CNTP? Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a afirmação correcta:
- a) 16,8 litros b) 1,68 litros c) 0,168 litros d) 6,8 litros
4. Que volume de amoníaco se obtém a partir dos 5,6 litros de nitrogénio nas CNTP? Faça os cálculos que julgar necessários e assinale com X a afirmação correcta:
- a) 3 litros b) 12 litros c) 11,2 litros d) 22,4 litros

Parabéns por já ter resolvido os exercícios. Leia o resumo que se segue.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que a Lei de Avogadro no que respeita a substâncias gasosas diz: “*Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão contêm o mesmo número de partículas*”.

À temperatura ambiente (25 °C), em CNTP, 1 mole de qualquer gás ocupa o volume de 22,4 l e contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas desse gás. Uma mole de qualquer gás tem massa igual à sua massa molar, que contém o número de Avogadro de partículas e ocupa o volume de 22,4 litros.

Para efectuar cálculos relativos ao volume molar é necessário extrair os dados, identificar a fórmula correcta, proceder à resolução e apresentar a resposta. É importante fazer conversões necessárias de massa, número de partículas, número de moles e volume, conforme a necessidade do cálculo.

Compare as suas soluções com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. d) 2. b) 3. a) 4. c)



TESTE DE PREPARAÇÃO DO MÓDULO 1

Duração: 90 minutos

1. Faça corresponder as duas colunas estabelecendo correlações correctas entre as áreas e a aplicação:

Área	Aplicação
1. Borracha	a) Produção de medicamentos, vacinas.
2. Cinematografia	b) Produção de sacos e outros objectos como tubos, tigelas, bolas.
3. Plásticos	c) Produção de filmes
4. Têxtil	d) Produção de pneus, chinelos.
5. Saúde	e) Produção de tecidos

2. A água no estado líquido quando submetida ao aquecimento, atingida a temperatura de 100 °C, muda de estado passando para o de vapor (gasoso). À temperatura de 100 °C chama-se ponto de ebulição e esta característica designa-se:

- a) Propriedade química c) Propriedade física
b) Propriedade organoléptica d) Propriedade geral

3. Assinale com um X a resposta que melhor completa a frase de modo a ter significado certo.
A destilação consiste....:

- a) na vaporização do líquido, seguida de condensação.
b) ... na vaporização do líquido, seguida de cristalização.
c) ...condensação do líquido, seguida de fusão.
d) ... fusão do líquido, seguida de vaporização.

4. Assinale com um X a afirmação certa referente à constituição do átomo:

O átomo é constituído por:

- a) electrões e neutrões, apenas. c) neutrões e protões, apenas.
b) protões, electrões e neutrões. d) partículas nucleares.

5. Dada a representação ${}_{15}\text{P}^{31}$, faça todos os cálculos que julgar necessários e complete o quadro:

Representação	Z	P+	A	e-	N

6. Dada a notação ${}_{7}\text{Y}^{14}$, assinale com um X as afirmações correctas:

- a) 7 indica o número atómico do elemento Y.

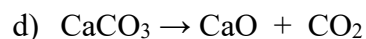
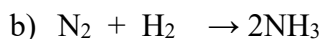
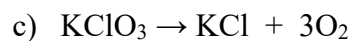
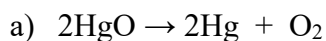
- b) 7 indica o número de massa do elemento Y.
- c) 14 representa o número de massa do elemento Y.
- d) 14 representa o número atómico do elemento Y.

7. São conhecidos dois isótopos do elemento químico B. Faça as determinações que achar necessárias, no espaço dado e, indique na tabela a constituição dos seus átomos:

Representação	Z	P ⁺	A	e ⁻	N
				12	8
	21	12			

8. Assinale com um X a forma correcta de representar os símbolos químicos:
- a) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em maiúscula e, por vezes, acrescenta-se uma outra letra também em maiúscula.
 - b) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula e, em caso de haver mais do que um elemento químico com mesma inicial, acrescenta-se uma outra letra do nome em letra minúscula.
 - c) Escreve-se a primeira letra do nome do elemento químico em letra maiúscula e acrescenta-se sempre uma segunda letra em minúscula.
9. Marque com um X a forma correcta de ler $Ar(S) = 32$:
- a) Massa atómica relativa de sódio é igual a trinta e duas unidades de massa atómica.
 - b) Massa atómica relativa de enxofre é igual a trinta e dois
 - c) Massa atómica relativa do enxofre é igual a trinta e dois gramas.
10. Assinale com um X a afirmação certa: A massa atómica relativa do carbono é ...
- a) ... numericamente diferente da sua massa atómica absoluta.
 - b) ... sempre maior do que a sua massa atómica absoluta.
 - c) ... numericamente igual à sua massa atómica absoluta, só que esta última é expressa em unidades de massa atómica.
11. Das equações das reacções químicas seguintes, assinale com um X as que não estão de acordo com a Lei de Lavoisier:
- a) $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$
 - b) $N_2 + H_2 \rightarrow 2NH_3$
 - c) $KClO_3 \rightarrow KCl + 3O_2$
 - d) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

12. Das equações que se seguem, assinale com um X todas as que correspondem a reacções de decomposição ou análise:



13. Dada a equação da reacção de formação de hidróxido de sódio: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

Calcule a massa de sódio (Na) necessária para reagir com 18g de H_2O . Faça os cálculos necessários e assinale com X a resposta certa. Massas atómicas: Na = 23, O = 16 e H = 1

A massa de Sódio (Na) necessária para reagir com 18g de H_2O é:

a) 23g

b) 30g

c) 92g

d) 28g



Chave de Correção

1. 1.-d), 2.-c), 3.-b), 4.-e), 5.-a)
2. c)
3. a)
4. b)
- 5.

Representação	Z	P ⁺	A	e ⁻	n
${}_{15}\text{P}^{31}$	15	15	31	15	16

6. a), c)

7.

Representação	Z	P ⁺	A	e ⁻	n
${}_{12}\text{Y}^{20}$	12	12	20	12	8
${}_{12}\text{Y}^{21}$	21	12	21	12	9

8. b)
9. b)
10. c)
11. b), c)
12. a), c), d)
13. a)

Bibliografia

- Afonso, A. e. (2002). *Conceitos iniciais, 8ª classe, Módulo 1 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2002). *Elementos Químicos. Compostos e Substâncias. 8ª classe, Módulo 2 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2002). *Equações e Reacções químicas. 8ª classe. Módulo 4 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2002). *Relações quantitativas. 8ª classe. Módulo 7 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2007). *Módulo 1 - 9ª classe. Estrutura atómica - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2011). *Q8. Química 8ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.
- Barros, J. A. (2014). *Química 10ª Classe - Livro do aluno*. Maputo: Plural Editores.
- Cocho, E. B. (2007). *Química da 8ª classe*. Maputo-Moçambique: Texto Editora.
- Feltre, R. (2004). *Blog - conhecimentoavaleouro.blogspot.com by @viniciusf666*, . Obtido de São Paulo, 6ª edição, Moderna: conhecimentoavaleouro.blogspot.com by @viniciusf666
- INDE. (s.d.). *Relatórios de Capacitação e Monitoria dos Programas Intermédios da 8ª e 9ª classes*. Maputo - Moçambique.
- INDE, M. . (2007). *Plano Curricular do Ensino Secundário Geral (PCESG)*, . Maputo, Maputo, Moçambique.
- Lembo, A. e. (1983). *Química, Volume 1*. São Paulo - Brasil: Ática.
- MEC – INDE, M. (2006). *Programas Intermédios de Química - da 8ª e 9ª classe*. Maputo, Maputo, Moçambique.
- Monjane, A. A., Cocho, E. B., & Ramos, L. J. (2002). *Química no contexto*. Maputo-Moçambique: DINAME DINAME.

TABELA PERÓDICA

1																		18																	
1 H hidrogênio 1,008		2																		2 He hélio 4,0026															
3 Li lítio 6,94		4 Be berílio 9,0122																		5 B boro 10,81		6 C carbono 12,011		7 N nitrogênio 14,007		8 O oxigênio 15,999		9 F flúor 18,998		10 Ne neônio 20,180					
11 Na sódio 22,990		12 Mg magnésio 24,305																		13 Al alumínio 26,982		14 Si silício 28,085		15 P fósforo 30,974		16 S enxofre 32,06		17 Cl cloro 35,45		18 Ar argônio 39,95					
19 K potássio 39,098		20 Ca cálcio 40,078(4)		21 Sc escândio 44,956		22 Ti titânio 47,867		23 V vanádio 50,942		24 Cr cromio 51,996		25 Mn manganês 54,938		26 Fe ferro 55,845(2)		27 Co cobalto 58,933		28 Ni níquel 58,693		29 Cu cobre 63,546(3)		30 Zn zinco 65,38(2)		31 Ga gálio 69,723		32 Ge germânio 72,630(6)		33 As arsênio 74,922		34 Se selênio 78,971(8)		35 Br bromo 79,904		36 Kr criptônio 83,798(2)	
37 Rb rubídio 85,468		38 Sr estrôncio 87,62		39 Y ítrio 88,906		40 Zr zircônio 91,224(2)		41 Nb nióbio 92,906		42 Mo molibdênio 95,95		43 Tc tecnécio		44 Ru rutenio 101,07(2)		45 Rh ródio 106,42		46 Pd paládio 106,42		47 Ag prata 107,87		48 Cd cádmio 112,41		49 In índio 114,82		50 Sn estanho 118,71		51 Sb antimônio 121,76		52 Te telúrio 127,60(3)		53 I iodo 126,90		54 Xe xenônio 131,29	
55 Cs césio 132,91		56 Ba bário 137,33		57 a 71		72 Hf hafnio 178,486(6)		73 Ta tântalo 180,95		74 W tungstênio 183,84		75 Re rênio 186,21		76 Os ósio 190,23(3)		77 Ir irídio 192,22		78 Pt platina 195,08		79 Au ouro 196,97		80 Hg mercúrio 200,59		81 Tl talho 204,38		82 Pb chumbo 207,2		83 Bi bismuto 208,98		84 Po polônio		85 At astato		86 Rn radônio	
87 Fr frâncio		88 Ra rádio		89 a 103		104 Rf rutherfordio		105 Db dubnio		106 Sg seabórgio		107 Bh bohrio		108 Hs hássio		109 Mt meitnério		110 Ds darmstadtio		111 Rg roentgênio		112 Cn copernício		113 Nh nihônio		114 Fl fleróvio		115 Mc moscóvio		116 Lv livermório		117 Ts tennesso		118 Og oganessônio	
						57 La lantânio 138,91		58 Ce cério 140,12		59 Pr praseodímio 140,91		60 Nd neodímio 144,24		61 Pm promécio		62 Sm samário 150,36(2)		63 Eu europio 151,96		64 Gd gadolínio 157,25(3)		65 Tb térbio 158,93		66 Dy disprósio 162,50		67 Ho hólmio 164,93		68 Er érbio 167,26		69 Tm tulio 168,93		70 Yb itérbio 173,05		71 Lu lutécio 174,97	
						89 Ac actínio		90 Th tório 232,04		91 Pa protactínio 231,04		92 U urânio 238,03		93 Np neptúnio		94 Pu plutônio		95 Am américio		96 Cm cúrio		97 Bk berquélio		98 Cf califórnio		99 Es einstênio		100 Fm fêrmio		101 Md mendelevio		102 No nobélio		103 Lr laurêncio	

3	número atômico
Li	símbolo químico
lítio	nome
6,94	peso atômico (massa atômica relativa)

