



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

QUÍMICA

A simplified periodic table of elements. The main body is a grid of 18 columns and 4 rows. The columns are labeled at the top: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18. Below these are the group labels: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 0. The rows are labeled on the right: 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 8B, 1B, 2B. Below the main grid are two additional rows of elements, with an arrow pointing from the first column of the main grid to the first column of the first additional row.

MÓDULO 2

Venda proibida

PESD I

Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo



Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo

PESD I

Módulo 2 de Química

Moçambique – 2023

Ficha Técnica

© Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano

Título:

Módulo 2 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: TABELA PERIÓDICA.....	9
LIÇÃO Nº 2: REGULARIDADES DA TABELA PERIÓDICA.....	16
LIÇÃO Nº 3: LIGAÇÃO QUÍMICA	22
LIÇÃO Nº 4: TIPOS DE LIGAÇÃO QUÍMICA.....	30
LIÇÃO Nº 5: LIGAÇÃO COVALENTE.....	40
LIÇÃO Nº 6: LIGAÇÃO METÁLICA	53
LIÇÃO Nº 7: ÁGUA	59
LIÇÃO Nº 8: MÉTODOS DE TRATAMENTO DA ÁGUA.....	65
LIÇÃO Nº 9: ÁGUA COMO SOLVENTE.....	69
LIÇÃO Nº 10 - CONCENTRAÇÃO MOLAR E PERCENTUAL DE UMA SOLUÇÃO	76
LIÇÃO Nº 11: HIDROGÉNIO	83
LIÇÃO Nº 12: REACÇÕES REDOX.....	92
LIÇÃO Nº 13: IMPORTÂNCIA DAS REACÇÕES REDOX.....	105
LIÇÃO Nº 14: OXIGÉNIO	111
LIÇÃO Nº 15: PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DO OXIGÉNIO	124
LIÇÃO Nº 16: CATALISADORES.....	130
LIÇÃO Nº 17: O AR	134
LIÇÃO Nº 18: OXIDAÇÃO	143
LIÇÃO Nº 19: COMBUSTÍVEIS	152
LIÇÃO Nº 20: CALOR DA REACÇÃO	161
TESTE DE PREPARAÇÃO	167
CHAVE DE CORRECÇÃO	170
BIBLIOGRAFIA.....	171

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.

Caro/a aluno/a, 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 **2** da disciplina de **Química** do Programa do ensino Secundário à Distância para o primeiro ciclo, PESD1.

Este módulo é constituído por **2 (duas)** unidades temáticas, subdivididas em lições, respectivamente:

Unidade 1: Tabela periódica e Ligação química. E, compreende as lições 1 a 6;

Unidade 2: Água. Que integra as lições 7 a 20.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 1: Tabela Periódica

Introdução

No seu dia-a-dia, sem se aperceber, você tem frequentemente classificado os objectos ou seres vivos que lhe rodeiam. Por exemplo, você deve ter organizado as suas roupas em função do gosto que tem por elas; os automóveis, em função das marcas; os alimentos, com base em critérios diversificados, e até mesmo as pessoas através de critérios que, na altura, lhe tenham ocorrido.

Em ciências, a classificação é um aspecto que é sempre presente, e é mais séria em relação ao que fazemos na nossa vida quotidiana. Os químicos, por exemplo, sempre se preocuparam em classificar os átomos e as substâncias segundo vários critérios.

Um dos critérios mais importantes de classificação é aquele que consiste em agrupar os elementos químicos em função das suas semelhanças, de tal forma que possamos prever as suas propriedades.

Caro (a) aluno (a), na presente lição vai conhecer a história da descoberta de elementos químicos e da tabela periódica, a lei periódica e, por fim, a estrutura e importância da tabela periódica.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever a história da Tabela Periódica;
- Descrever as características da Tabela Periódica moderna;
- Enunciar a Lei Periódica de Mendeleev;
- Explicar a importância da Tabela Periódica;



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



História da Tabela Periódica

Sobre a história da tabela periódica vai observar as contribuições de vários cientistas que, ao longo dos tempos, tentaram fazer o ordenamento dos elementos químicos. Então, vamos a isso?

No início do século XIX, **John Dalton** criou a primeira lista de elementos químicos com massas atómicas conhecidas.

Em 1829, **Johann Wolfgang Döbereiner** teve a ideia de agrupar os elementos em tríades (grupos de três elementos).

Nas **tríades**, os elementos estavam dispostos por ordem crescente relativa às suas massas atômicas; a massa do elemento central na tríade era supostamente a média das massas atômicas do primeiro e terceiro membros.

Os elementos químicos numa **tríade** caracterizam-se por ter propriedades semelhantes. Os elementos Cloro, Bromo e Iodo formavam uma **tríade**; Lítio, Sódio e Potássio formavam outra; e assim criou-se a **lei das tríades**.

Em 1862, **Alexandre-Emile Béguyer de Chaucourtois**, dispôs os elementos químicos por ordem crescente de massas atômicas, colocando-os sobre uma linha helicoidal que recobria uma superfície cilíndrica, formando um caracol.

Chaucourtois verificou que havia uma estreita semelhança entre os elementos situados sobre a mesma linha vertical. Este modelo foi chamado de "Parafuso Telúrico" de Chaucourtois.

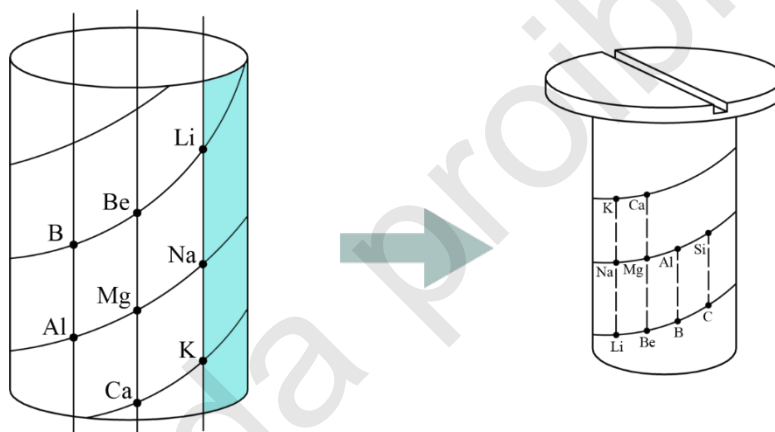


Fig. 1 – Parafuso Telúrico de Chaucourtois

Em 1864, **John A. R. Newlands**, ao colocar os elementos por ordem crescente das suas massas atômicas, observou as semelhanças entre o primeiro e o nono elementos, entre o segundo e o décimo e propôs a "**lei das oitavas**" inspirado nas notas de música. Descobriu a Lei da Periodicidade, iniciando, assim, a noção de período.

O alemão **Lothar Meyer** e o russo **Dimitri Ivanovich Mendeleev** descobriram, independentemente, que havia um padrão regular de repetição das propriedades quando os elementos químicos fossem colocados por ordem crescente das suas massas atômicas.

Em 1871, **Mendeleev** formula a **lei periódica**, que ficou conhecida como **Lei periódica de Mendeleev**, e diz: “Os elementos químicos na tabela periódica dispõem-se por ordem crescente das suas **massas atômicas**; as suas propriedades físicas e químicas variam periodicamente com o aumento da massa atômica”.

Em 1913, o cientista britânico **Henry Moseley** (1887-1915), discípulo de *Rutherford*, descobriu que o valor da carga eléctrica no núcleo era bem definido e diferente para cada elemento. A esta carga

positiva *Moseley* chamou de “**número atómico**” pois cada elemento apresentava o seu **número atómico** específico.

Devido ao trabalho de *Moseley*, a **tabela periódica moderna** está baseada nos números atómicos dos elementos.

Depois de ter visto a história da tabela periódica, vamos, agora, ver como é que ela é constituída, ou seja, você vai conhecer a estrutura da tabela periódica. Recomendamos que tenha consigo um modelo de tabela periódica, pois lhe irá ajudar a entender melhor o que irá aprender.

Estrutura da tabela periódica actual

A tabela periódica, também conhecida como sistema periódico ou quadro periódico, é constituída por elementos químicos que estão dispostos segundo a **ordem crescente dos seus números atómicos**. Portanto, a classificação actual é baseada na **Lei de Moseley** que diz o seguinte: “*as propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atómicos*”.

Ao dispor os elementos químicos na ordem crescente dos seus números atómicos observou-se que, em intervalos regulares, os elementos com características semelhantes foram-se dispondo uns debaixo dos outros. Assim, a organização da **tabela periódica** é feita em colunas e linhas:

- As **colunas verticais** são designadas por **grupo** ou **famílias**, e são numeradas de **1 a 18**, da esquerda para a direita. Esta forma de enumerar veio substituir a enumeração de IA, IIA, ..., IB, IIB, ..., que actualmente está em desuso.
- As **linhas horizontais** são designadas por **períodos** e são enumeradas de 1 a 7, de cima para baixo.

O **Grupo** é a ordenação vertical dos elementos químicos no sistema periódico. E o **Período** é a ordenação horizontal dos elementos químicos no sistema periódico.

Grupos ou Famílias																	
	↓ 1	↓ 2														↓ 18	
1º Período →																	
2º Período →																	
3º Período →			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12					
4º Período →																	
5º Período →																	
6º Período →																	
7º Período →																	
Continuação do 6º Período →																	
Continuação do 7º Período →																	

Fig. 2 – Estrutura da tabela periódica

Grupos

Distinguem-se oito **grupos principais** e oito **grupos secundários**.

Os grupos principais são chamados por **grupos A** e os secundários por **grupos B**, como mostra a tabela abaixo.

O diagrama mostra a Tabela Periódica com os grupos numerados de 1 a 18 no topo. Os grupos 1, 2 e 18 são rotulados como 1A, 2A e 0, respectivamente. Os grupos 13-17 são rotulados como 3A, 4A, 5A, 6A e 7A. Os grupos 3-12 são rotulados como 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 8B, 8B, 1B e 2B. Abaixo da tabela, há uma legenda com padrões de hachura para cada família:

Metais alcalinos	Família do Bromo	Halogênios
Metais alcalinos terrosos	Família do Carbono	Gases nobres
Metais de transição	Família do Nitrogênio	Lantanídeos
	Calcogênios	Actinídeos

Fig. 3 – Grupos ou famílias da Tabela Periódica

O oitavo grupo secundário é constituído por três sub-colunas, o que faz com que numa contagem do número de colunas (verticais) sejam encontradas 10 colunas, por isso na classificação dizemos que são 8 grupos secundários.

Os grupos são também designados por famílias e são enumeradas. Alguns grupos apresentam nomes especiais, por exemplo:

- O grupo IA é também chamado de grupo de metais alcalinos.
- O grupo IIA é igualmente designado de grupo dos metais alcalinos terrosos.
- O grupo IIIA recebe igualmente a designação de grupo ou família do Boro.
- O grupo IVA também é chamado de grupo ou família do Carbono.
- O grupo VA é o grupo ou família do Nitrogênio ou Azoto.
- O grupo VIA é de igual modo chamado de grupo dos calcogéneos.
- O grupo VIIA é o grupo dos halogéneos.
- O grupo VIIIA é também chamado de grupo dos gases nobres ou gases raros ou ainda gases inertes.

Na tabela periódica, as famílias são agrupadas formando conjuntos de metais, não metais e metais de transição como mostra a figura seguinte:

- Os grupos de IA a IIIA são formados por elementos designados de **metais**.
- Os grupos de IVA a VIIA são formados por elementos chamados de **não-metais ou ametais**.
- O grupo VIIIA é formado pelos **gases nobres**.
- Os grupos IA a VIIA são formados por **elementos representativos**, isto é, elementos de grupos principais.
- Os grupos IB a VIIIB são formados por **metais de transição**, ou seja, dos grupos secundários.

Períodos

Em geral, os períodos não apresentam designações especiais, mas como pode observar na figura acima, as duas últimas ordenações horizontais têm as designações de **Lantanídeos** e **Actinídeos**. Entretanto, essas duas últimas ordenações pertencem ao 6º e 7º períodos, respectivamente.

Na prática, ao contarmos o número de ordenações horizontais, encontramos nove. Entretanto, tal como se fez referência, os Lantanídeos e Actinídeos são extractos do 6º e 7º períodos. Portanto, pertencem a esses grupos.

Qual é a importância da tabela periódica?

A **tabela periódica** é fundamental para a química, pois nela você pode obter informações relativas aos elementos químicos (símbolos químicos, números atômicos, massas atômicas, propriedades dos elementos, entre outras) para poder utilizá-las na representação das fórmulas químicas, na elaboração de equações químicas e no uso correcto da linguagem química.

A **tabela periódica** possibilitou ainda o nascimento da física nuclear e a previsão de combinações, para além de muitos outros progressos.

Caro (a) aluno (a), você chegou ao fim desta lição. Vamos exercitar para consolidar?



Exercícios

1. Mencione os cientistas que trabalharam na descoberta da tabela periódica.
2. Indique os cientistas que desenvolveram os seguintes esquemas de classificação:
 - a) Tríades de elementos;
 - b) Parafuso telúrico;
3. Enumere três características da tabela periódica.

4. Enuncie a lei periódica de:
 - a) Mendeleev;
 - b) Moseley;
5. Qual é a importância da tabela periódica?

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

A "construção" da Tabela Periódica aconteceu nos anos 1700 a 1900 graças à contribuição de vários cientistas que investigaram sobre a ordenação dos elementos químicos.

Como consequência dessa ordenação, surgiu a Lei Periódica de Mendeleev que diz: *“as propriedades dos elementos variam de forma periódica, em função dos respectivos **números atómicos**”*.

A tabela periódica é constituída por 18 colunas verticais que são designadas por grupo ou famílias e 7 linhas horizontais que são designadas por períodos.

As colunas estão numeradas de 1 a 18, da esquerda para a direita. Esta forma de enumerar veio substituir a enumeração de *IA IIA, ..., e a enumeração IB, IIB,...* que hoje está em desuso. Os períodos são enumerados de 1 a 7, de cima para baixo.

Em 1871, Mendeleev formula a **lei periódica** que diz o seguinte: *“os elementos químicos na tabela periódica, dispõem-se por ordem crescente das suas massas atómicas; as suas propriedades físicas e químicas variam periodicamente com o aumento da massa atómica”*.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com chave de correcção.



Chave de Correcção

1. Os cientistas que trabalharam na descoberta da tabela periódica são: John Dalton, Johann Wolfgang Döbereiner, Alexandre-Emile Béguyer de Chaucourtois, John A. R. Newlands, Lothar Meyer e Dimitri Ivanovich Mendeleev.
2. Esquemas de classificação de elementos:
 - a) O cientista que desenvolveu o esquema de classificação de Tríades de elementos foi **Johann Wolfgang Döbereiner**.

b) O cientista que desenvolveu o esquema de classificação de **Parafuso telúrico** *Alexandre-Emile Béguyer de Chaucourtois*

3. As características da tabela periódica são:

- A tabela periódica é composta por elementos químicos organizados na ordem crescente dos números atômicos;
- Os elementos na tabela periódica estão distribuídos ao longo de 18 grupos (colunas verticais) e em 7 períodos (linhas horizontais);
- Os elementos pertencentes a cada grupo apresentam características semelhantes.

4. Enunciado da lei periódica segundo:

- a) Mendeleev: "Os elementos na tabela periódica dispõem-se por ordem crescente das suas massas atômicas; as suas propriedades físicas e químicas variam periodicamente com o aumento da massa atômica"
- b) Moseley: " *As propriedades dos elementos variam de forma periódica, em função dos respectivos **números atômicos***"

5. A importância da tabela periódica é de obter informações relativas a cada um dos elementos químicos tais como número atômico, massa atômica, capacidade de reacção, propriedades dos átomos, etc.

LIÇÃO Nº 2: Regularidades da Tabela Periódica

Introdução

Na lição anterior você aprendeu sobre a Tabela Periódica, onde viu que os elementos químicos estão ordenados segundo a ordem crescente dos seus números atômicos. Com base nessa arrumação, pode-se observar uma variação repetitiva das propriedades dos elementos químicos.

Nesta lição você vai poder estudar as propriedades dos elementos químicos em função da maneira como eles estão arrumados ao longo da tabela e poderá explicar a variação de cada uma das propriedades.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar as propriedades periódicas;
- Explicar a relação entre a posição do elemento na Tabela periódica e distribuição electrónica, relacionando-as com as propriedades químicas dos elementos;
- Explicar as regularidades das propriedades na Tabela periódica



Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 45 minutos, no mínimo.



Propriedades Periódicas

Observe a sua família. Como qualquer outra ela é constituída por pais, irmãos, avós, sobrinhos, tios, etc. Cada um dos membros tem a sua posição na família e tem a sua maneira de ser que o identifica ou caracteriza. Ademais, cada um tem suas afinidades com os restantes membros. De modo semelhante, na Tabela periódica cada elemento químico tem a sua posição e pode ser identificado através das suas características.

A arrumação dos elementos químicos segundo a ordem crescente dos seus números atômicos faz com que as propriedades semelhantes dos elementos ocorram após certos intervalos regulares.

Na tabela periódica cada elemento químico tem suas propriedades químicas. Em função da maneira como elas variam ao longo da tabela periódica, distinguem-se dois tipos: **propriedades não periódicas e propriedades periódicas**.

***Propriedades não periódicas** - são características cuja variação (aumento ou diminuição) depende do crescimento do número atômico. Exemplo: massa atômica.*

Propriedades periódicas - são características que variam de forma regular ou fixa ao longo de cada período ou grupo, assumindo valores máximos e mínimos.

A denominação de tabela “periódica” deve-se à variação regular que se observa nas características dos elementos ao longo dos grupos ou períodos.

Ao longo da tabela periódica, distinguem-se várias propriedades periódicas que obedecem à ordem crescente dos números atômicos. Entretanto, dada a complexidade de algumas delas, limitaremos o nosso estudo àquelas que julgamos serem de compreensão fácil para si a este nível, como por exemplo: raio atômico, eletronegatividade, ponto de fusão e carácter metálico.

Raio atômico

Lembre-se que em Matemática denomina-se raio à distância que parte de qualquer ponto da circunferência ao centro. Considerando o átomo como uma esfera, pode-se definir o **raio atômico** como a distância média do núcleo aos electrões da camada mais afastada.

- **No grupo**, o raio atômico aumenta de cima para baixo com o aumento do número de camadas electrónicas.
- Ao longo do período, o número de camadas electrónicas é constante; no entanto, a carga positiva do núcleo aumenta, atraindo com mais força os electrões da electrosfera contraindo, assim, o átomo. Isto leva à diminuição do raio atômico. Por isso, no **período**, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda.

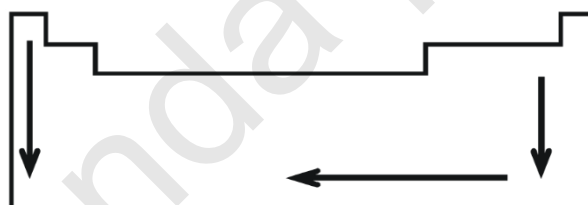


Fig. 4 – Variação do raio atômico na tabela

Electronegatividade

É a característica que indica a tendência ou capacidade que um átomo tem de **atrair electrões para si**. Esta tendência aumenta:

- **nos grupos** de baixo para cima e;
- **nos períodos** da esquerda para direita

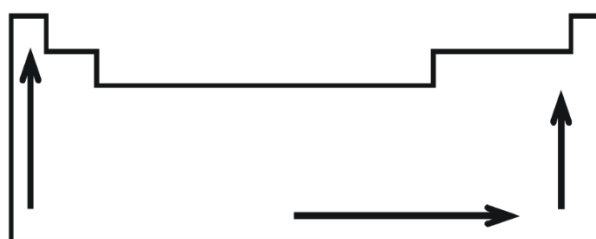


Fig. 5 – Variação da electronegatividade na tabela periódica

A electronegatividade está apresentada na tabela periódica sob forma de valores numéricos. Na tabela a seguir apresentamos apenas os valores de electronegatividade dos elementos dos grupos principais.

H 2.1	Electronegatividade dos elementos representativos					
Li 0.97	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.0
Na 1.0	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.7	P 2.1	S 2.4	Cl 2.8
K 0.90	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.7
Rb 0.89	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.0	I 2.2
Cs 0,86	Ba 0.97	Tl 1.4	Pb 1.5	Bi 1.7	Po 1.8	At 1.9

Tabela 1: Electronegatividade dos elementos representativos

A electronegatividade é mais acentuada nos ametais, sendo o Flúor, o elemento de maior electronegatividade (que é igual a 4) e que não está definida para os gases nobres.

Por exemplo:

Grupo VI A: **O** é mais electronegativo e **Po** é o menos electronegativo

Grupo V A: **N** é mais electronegativo e **Bi** é menos electronegativo

3º Período: **Cl** é mais electronegativo e **Na** é menos electronegativo

Ponto de fusão

Ponto de fusão - é a temperatura na qual uma substância, à determinada pressão, no estado sólido passa para o estado líquido e vice-versa.

No grupo: o ponto de fusão dos elementos aumenta de cima para baixo;

No período: aumenta das laterais para o centro.

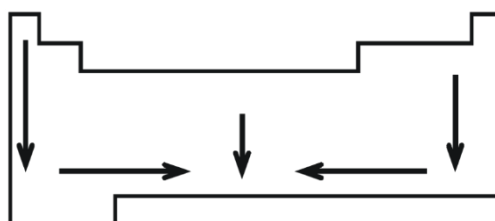


Fig. 6 – Variação do ponto de fusão na tabela

Carácter metálico

Cerca de 80% dos elementos da tabela periódica são metais. Estes estão localizados da esquerda até $\frac{3}{4}$ da tabela. Será que todos os elementos manifestam esse carácter na mesma intensidade? Claro que não.

Podemos verificar essa manifestação na tabela periódica da seguinte maneira.

No grupo: o carácter metálico aumenta de cima para baixo, com o aumento do número atómico.

No período: aumenta da direita para a esquerda.

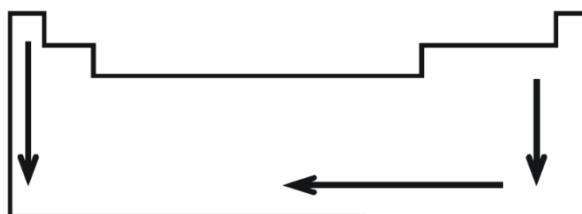


Fig. 7 – Variação do carácter metálico na

Os metais têm uma grande tendência de ceder electrões quando participam nas reacções químicas. Portanto, elementos de maior carácter metálico cedem mais facilmente seus electrões e, consequentemente, reagem mais facilmente do que os de menor carácter metálico.

Será que existe alguma relação entre o lugar que um elemento ocupa na tabela periódica e sua distribuição electrónica? Vamos descobrir a seguir.

Relação entre a posição de um elemento na tabela periódica e sua distribuição electrónica

Certamente que se lembra que o átomo apresenta um núcleo e uma electrosfera dividida em camadas, onde se localizam os electrões. Recorda-se, também, que o elemento químico está localizado em um grupo e período específicos. Este lugar que o elemento ocupa na tabela periódica se relaciona com o número de camadas e com o número de electrões da última camada.

Consultando uma tabela periódica é fácil indicar o grupo e período que um certo elemento X ocupa na tabela periódica. Entretanto, pode-se pretender localizar um certo elemento Y na tabela periódica e não se ter presente esta tabela para consulta.

Agora você vai aprender a descobrir a localização exacta de um elemento na tabela periódica, mesmo não tendo uma tabela periódica para consulta.

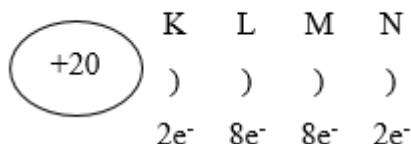
Antes de mais, sugerimos-lhe que faça uma revisão dos conhecimentos sobre a distribuição electrónica por níveis de energia que aprendeu nas lições passadas.

Conhecendo o número atómico, e efectuada a distribuição electrónica de um átomo pode-se concluir que:

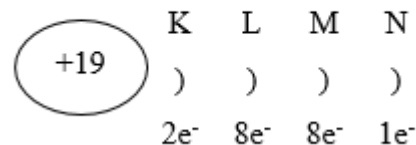
- O **número de electrões da última camada** corresponde ao **grupo** e o **número de camadas** corresponde ao **período**.

Exemplos:

1. $^{40}_{20}\text{Ca}$



2. $^{39}_{19}\text{K}$



A partir das distribuições electrónicas acima, pode-se determinar que:

- ✓ o Cálcio, por ter 4 camadas electrónicas, pertence ao 4º período; por ter 2 electrões na última camada, pertence ao 2º grupo.
- ✓ o Potássio, por ter 4 camadas electrónicas, pertence ao 4º período; por ter 1 electrão na última camada pertence ao 1º grupo.

Muito bem, Caro (a) aluno (a), chegamos ao fim de mais uma lição. Esperamos que esteja acompanhando devidamente os conteúdos apresentados. Se estiver a ter dificuldades, não hesite em combinar com um colega seu para estudarem em grupo, afinal de contas duas cabeças são melhores que uma. Se as dúvidas persistirem, dirija-se ao Centro de Apoio à Aprendizagem que, com prazer, o seu tutor irá esclarecer as suas dúvidas.

Para já, apresentamos-lhe, a seguir, alguns exercícios.



Exercícios

1. Assinale com X a alternativa certa: Os elementos que apresentam maior electronegatividade são da família dos:

a) metais alcalinos-terrosos	c) halogénios
b) gases nobres	d) calcogénios
2. Qual das opções abaixo apresenta a comparação errada relativa aos raios atómicos?

a) raio do Na < raio do K	c) raio do F < raio do I
b) raio do Mg < raio do S	d) raio do Li < raio do Br
3. Mencione as propriedades periódicas que estudou.
4. Dado um elemento químico "A" cujo número atómico é 16 ($Z=16$):
 - a) Faz a sua distribuição electrónica.
 - b) Indique, com base na distribuição electrónica, a sua localização na tabela periódica.

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 os elementos químicos que constituem o sistema periódico apresentam características que variam de forma regular ao longo dos grupos e dos períodos e que são chamadas de propriedades periódicas. Aprendeu, também, que há outras propriedades de variação irregular que são designadas propriedades não periódicas.

Na tabela periódica, as propriedades semelhantes dos elementos ocorrem após certos intervalos regulares com o aumento do número atómico.

São propriedades periódicas as seguintes: raio atómico, electronegatividade, energia de ionização.

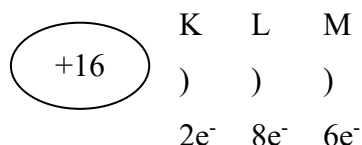
Feita a distribuição electrónica, percebe-se que existe uma relação entre a posição de um elemento na tabela periódica e sua distribuição electrónica que é a seguinte: o número de electrões da última camada corresponde ao grupo e o número de camadas corresponde ao período.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correcção

- c)
- b)
- As: propriedades periódicas que estudei são: tamanho do átomo, raio atómico, electronegatividade, electropositividade, ponto de fusão, condutibilidade eléctrica e carácter metálico.
- Distribuição electrónica:



- Localização na tabela periódica do elemento "A":

O elemento "A" localiza-se no 3º período e no 6º grupo principal da tabela periódica.

LIÇÃO Nº 3: Ligação Química

Introdução

Caro (a) aluno (a), é de seu conhecimento que nenhum ser humano vive sozinho na sociedade. Quando um ser humano junta-se aos seus semelhantes procura eliminar um certo vazio, ausência de algo ou uma instabilidade. Daí a necessidade de se juntar aos outros para ganhar estabilidade social, financeira, religiosa, etc.

A necessidade de estabilidade revelada pelo ser humano é igualmente encontrada em elementos químicos, pois, também, desejam estar estáveis.

Nesta lição vamos apresentar-lhe o processo através do qual os elementos tendem a adquirir estabilidade química. Como tal, terá a oportunidade de saber o que é uma ligação química e como é que se estabelece.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição, você deverá ser capaz de:

- Definir os conceitos de ligação química e ião;
- Representar a estrutura de Lewis dos átomos;
- Aplicar a regra de octeto;
- Classificar os iões.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 90 minutos, no mínimo. Aconselhamos que faça intervalo de pelo menos 5 minutos depois de 45 minutos de estudo.



Ligação química

Em lições anteriores, você aprendeu sobre a relação entre distribuição electrónica e a posição do elemento no sistema periódico. O número de electrões na última camada corresponde ao grupo em que o elemento se localiza na tabela periódica.

Existe um número de electrões da última camada que os elementos químicos devem apresentar para alcançarem a **estabilidade** desejada. Esse número é conseguido mediante o estabelecimento de **ligações químicas**.

O que é uma ligação química?

Ligação química - é uma associação que se estabelece entre átomos, através de ganho, perda ou partilha de electrões.

Ou

Ligação química - é o conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns aos outros de modo a adquirirem a estabilidade química.

O objectivo de estabelecimento de ligações químicas entre os átomos é de permitir que eles se tornem estáveis, mediante a apresentação de oito electrões na sua última camada ou **camada de valência**.

Regra do Octeto

Esta regra foi proposta de forma separada por Kossel (alemão) e Lewis (americano). Está associada ao princípio mais geral do Universo: “na Natureza tudo ocorre com tendência a adquirir maior estabilidade”.

A regra do octeto diz: **um átomo atinge a estabilidade quando possui, na sua última camada, 8 electrões**.

Assim, um átomo com um número de electrões inferior a 8, na sua última camada, tem tendência a receber, ceder ou partilhar electrões de modo a adquirir esse número. Deste modo:

- ✓ Os átomos que possuem de 1 a 3 electrões na última camada tendem a ceder esses electrões, tornando-se estáveis;
- ✓ Os átomos que possuem de 5 a 7 electrões na última camada têm tendência a receber mais electrões, tornando-se estáveis;
- ✓ Os átomos que possuem quatro 4 electrões na última camada tendem a compartilhar electrões, ficando, igualmente, estáveis.

Assim, os átomos de elementos químicos do primeiro ao sétimo grupo (com 1, 2, 3, ... ou 7 electrões na última camada, respectivamente), não são estáveis, ou seja, possuem menos de 8 electrões na sua última camada. Assim, estes átomos têm tendência de alcançar essa estabilidade química através de **ligações químicas**.

Ainda se lembra do conceito "valência"? Não se preocupe. Vamos ajudar!

Valência - é capacidade que um átomo apresenta para se ligar a outro(s).

Podemos identificar a valência de um elemento conhecendo a quantidade de electrões da última camada do elemento, daí que a última camada electrónica é também chamada de **camada de valência**. O estabelecimento de uma **ligação química** entre átomos depende do **número de electrões existentes na última camada**.

Sabe o que acontece quando um átomo ganha ou perde electrões na sua camada de valência? Formam-se iões. Então vejamos o que são iões.

Ião

Já aprendeu, nas aulas anteriores, que um átomo é um sistema electricamente neutro, pois o número de prótons existentes no núcleo é igual ao número de electrões que se encontram na electrosfera.

Portanto, para melhor entender o conceito de ião, vamos partir de uma realidade do nosso dia-a-dia:

Um senhor automobilista resolveu fazer "chapa-100" com o seu carro de 6 lugares. Na primeira paragem levou 5 passageiros sendo 3 mulheres e 2 homens. O carro ficou lotado com os 6 lugares ocupados (3 homens e 3 mulheres). Ao chegar à paragem seguinte desceu uma senhora e ficaram apenas 5 passageiros (3 homens e 2 mulheres); portanto, havia um assento vazio - **défice de um passageiro** (uma mulher). Chegado ao mercado, o motorista notou que a paragem estava cheia e deixou que duas meninas entrassem no carro. Assim, o número de passageiro passou para 7 (3 homens e 4 mulheres), ou seja, havia **excesso de um passageiro** (uma mulher).

O que aconteceu neste exemplo pode ser comparado com o que acontece num átomo quando há perda ou ganho de electrões. Senão vejamos:

Sabemos que os electrões são móveis, isto é, giram à volta do núcleo. Estes podem ser "removidos" do átomo ou podem ser "acrescentados". Ao se remover ou adicionar electrões num átomo, ele deixa de ser electricamente neutro.

Quando o átomo (neutro) **perde electrões**, fica com **défice de electrões** (*em número menor que o dos prótons*). No entanto, quando o átomo (neutro) **ganha electrões**, fica com **excesso de electrões** (*em número maior que o dos prótons*).

Às partículas formadas nestas condições (mediante perda ou ganho de electrões) dá-se o nome de **iões**.

***Ião** - é uma partícula com carga eléctrica que surge quando um átomo ganha ou perde electrões na sua última camada.*

Classificação de iões

Em função da carga eléctrica, os iões podem ser classificados em:

- **Catiões**: são iões com carga positiva, que é indicada pelo sinal (+).
- **Aniões**: são iões com carga negativa, que é indicada pelo sinal (-).

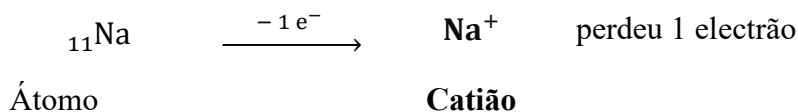
Formação de iões

a) Formação de catiões

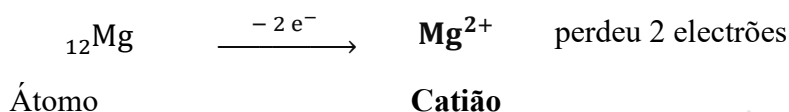
Os metais possuem poucos electrões na última camada. Geralmente contêm um, dois ou três. Portanto, os metais tendem a perder esses poucos electrões, atingindo a estabilidade com 8 electrões (da então penúltima camada) e transformando-se em iões positivos, **catiões**.

Vejamos os exemplos seguintes:

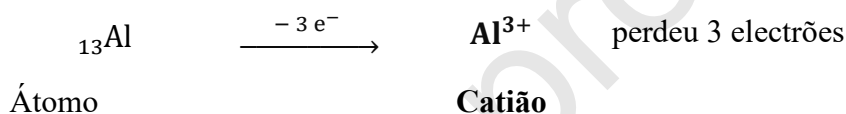
- ❖ Para o átomo de **sódio** - $_{11}\text{Na}$: cuja distribuição electrónica é 2:8:1 → tem 1 electrão na 3ª camada, que é a última. Para que atinja a estabilidade com 8 electrões na última camada, este átomo tem de perder 1 electrão.



- ❖ Para o átomo de **magnésio** - $_{12}\text{Mg}$: cuja distribuição electrónica é 2:8:2 → tem 2 electrões na última camada (na 3ª camada). Para que atinja a estabilidade com 8 electrões na última camada, este átomo tem de perder 2 electrões.



- ❖ Para o átomo de **alumínio** - $_{13}\text{Al}$: cuja distribuição electrónica é 2:8:3 → tem 3 electrões na última camada (na 3ª camada). Para que atinja a estabilidade com 8 electrões na última camada, este átomo tem de perder 3 electrões.



Conclusão: *O catião forma-se quando um átomo perde os seus electrões da última camada e fica com 8 electrões na nova última camada (a então penúltima).*

b) Formação de aniões

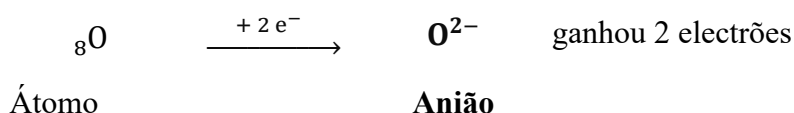
Os ametais possuem geralmente cinco, seis ou sete electrões na última camada. Portanto, têm tendência a receber três, dois ou um electrão, respectivamente, atingindo a estabilidade com 8 electrões na última camada e transformando-se em iões negativos, **aniões**.

Vejamos os seguintes exemplos:

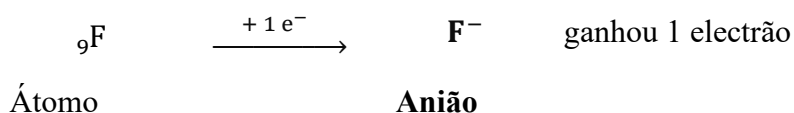
- ❖ Para o átomo de **nitrogénio** - $_{7}\text{N}$: cuja distribuição electrónica é 2:5 → tem 5 electrões na última camada (na 2ª camada) e faltam 3 electrões para chegar a 8 electrões, então:



- ❖ Para o átomo de **oxigénio** - $_{8}\text{O}$: cuja distribuição electrónica é 2:6 → tem 6 electrões na última camada (na 2ª camada) e falta 2 electrões para chegar 8 electrões, então:



❖ Para o átomo de **flúor** - ${}_9\text{F}$: cuja distribuição electrónica é 2:7 → tem 7 electrões na última camada (na 2ª camada) e falta 1 electrão para chegar a 8 electrões, então:



Conclusão: *O anião forma-se quando um átomo recebe electrões, passando a completar 8 electrões na última camada.*

Estrutura de Lewis

É a representação de electrões da última camada através de pontos ou asteriscos à volta do símbolo do elemento químico.

Na estrutura de Lewis, os electrões da última camada são representados por meio de **pontos** (.), **asteriscos** (*) ou **outro sinal** (x), à volta do símbolo do elemento em causa. Estes sinais, geralmente são agrupados aos pares (dois a dois).

A estrutura de Lewis representa apenas electrões de valência encontrados na última camada, como mostra a tabela a seguir.

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica						Estrutura de Lewis
			K	L	M	N	O	P	
C	Carbono	6	2	4					* C *
N	Nitrogénio	7	2	5					* N *
O	Oxigénio	8	2	6					* O *
F	Flúor	9	2	7					* F *
Ne	Néon	10	2	8					* Ne *
Na	Sódio	11	2	8	1				Na *
Mg	Magnésio	12	2	8	2				Mg *
Cl	Cloro	17	2	8	7				* Cl *

Tabela 2: Estrutura de Lewis

Chegados aqui, seguem-se alguns exercícios que lhe poderão ajudar a certificar-se do seu nível de assimilação desta matéria. Lembre-se que não deve consultar a chave de correcção antes de resolver todos exercícios.



Exercícios

1. Nas frases abaixo, assinale com X a alternativa correcta que define o conceito ligação química.
Ligação química é a:
 - a) união estabelecida entre átomos para formar a molécula ou cristal quimicamente estável.
 - b) união estabelecida entre substâncias para formar matéria quimicamente estável.
 - c) união estabelecida entre moléculas para formar substância quimicamente estável.
 - d) união estabelecida entre átomos para formar catiões quimicamente estáveis.
2. Dadas as afirmações, assinale com V ou F, conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas sobre o ião:
 - a) Ião é uma partícula com carga eléctrica que surge quando um átomo ganha ou perde electrões na sua última camada, tornando-se neutro.
 - b) Iões com carga positiva são aniões, iões com carga negativa são catiões.
 - c) Os iões classificam-se em catiões e aniões.
 - d) Os catiões formam-se quando um átomo perde os seus electrões da última camada.
3. Demonstre o processo de formação dos iões a partir dos átomos dos elementos abaixo indicados e com respectivos números atómicos.

a) ${}_3\text{Li}$	b) ${}_{20}\text{Ca}$	c) ${}_{15}\text{P}$	d) ${}_{17}\text{Cl}$
--------------------	-----------------------	----------------------	-----------------------
4. Represente a estrutura de Lewis dos seguintes átomos:

a) ${}_6\text{C}$	b) ${}_{12}\text{Mg}$	c) ${}_{13}\text{Al}$	d) ${}_{19}\text{K}$
-------------------	-----------------------	-----------------------	----------------------

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 a maior parte dos átomos dos elementos que constituem a tabela periódica não se encontra com uma estrutura quimicamente estável. Para adquirir a estabilidade química estabelece o que chamamos de ligação química.

Ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem moléculas que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

A Regra de Octeto estabelece que a estabilidade de um átomo é atingida quando a sua última camada possui 8 electrões.

Estrutura de Lewis é a representação dos electrões de valência de um átomo por meio de pontos, asteriscos ou outros sinais. Electrões de valência são os electrões da última camada.

Quando um átomo ganha ou perde electrões na sua última camada, ele transforma-se em uma partícula com carga eléctrica designada ião.

Os iões classificam-se em catiões, os que têm carga positiva, e em aniões, os que têm carga negativa.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção



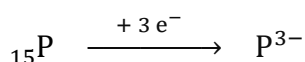
Chave de Correcção

- a)
- a)-F, b)-F, c)-V, d)-V
- Resolvendo cada caso teremos:

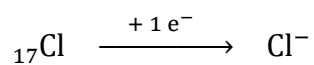
a) ${}_3\text{Li}$: tem a seguinte configuração electrónica 2:1 $\rightarrow$ tem 1 electrão na última camada (na 2ª camada). Para atingir a estabilidade electrónica, este átomo tem de perder 1 electrão transformando-se no ião Li^+ ($\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1\text{e}^-$).

b) ${}_{20}\text{Ca}$: tem a seguinte configuração electrónica 2:8:8:2 $\rightarrow$ tem 2 electrões na última camada (na 4ª camada). Para que atinja a estabilidade com 8 electrões na última camada, este átomo tem de perder 2 electrões transformando-se no ião Ca^{2+} ($\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$)

c) ${}_{15}\text{P}$: tem a seguinte configuração electrónica 2:8:5 $\rightarrow$ tem 5 electrões na última camada (na 3ª camada) e faltam 3 electrões para chegar 8 electrões; então ao ganha-los transforma-se no ião P^{3-} :



d) $_{17}\text{Cl}$: tem a seguinte configuração electrónica 2:8:7 → tem 7 electrões na última camada (na 3ª camada) e falta 1 electrão para chegar 8 electrões; então ao ganha-lo transforma-se no ião Cl^- :



4. Estrutura de Lewis das substâncias:

Elemento	Configuração electrónica	Estrutura de Lewis
$_6\text{C}$	2:4	$\begin{array}{c} * \text{C} * \\ * \quad * \end{array}$
$_{12}\text{Mg}$	2:8:2	$\text{Mg} \begin{array}{c} * \\ * \end{array}$
$_{13}\text{Al}$	2:8:3	$\begin{array}{c} * \text{Al} * \\ * \end{array}$
$_{19}\text{K}$	2:8:8:1	$\bullet \text{K}$

LIÇÃO Nº 4: Tipos de Ligação química

Introdução

Nas lições anteriores você aprendeu que a Tabela Periódica apresenta 115 elementos químicos. Maior parte dos quais não obedece a regra do octeto, pelo que não são estáveis. O mecanismo de aquisição da estabilidade varia de um elemento para outro, pelo que há alguns que têm de perder, outros de ganhar e outros ainda têm de compartilhar electrões, naquilo que chamamos de ligação química.

Nesta lição vamos consigo partilhar os tipos de ligação química e iremos demonstrar o mecanismo de estabelecimento de um dos tipos que é a ligação iónica, culminando com a apresentação das características das substâncias formadas pelo estabelecimento deste tipo de ligação.

Lembre-se, Caro(a) aluno(a), cada substância formada é única no que respeita às suas propriedades físicas e químicas, independentemente dos átomos que lhe deram origem. Basta pensar que a mesma espécie de átomos pode originar substâncias totalmente diferentes, por exemplo, uma substância venenosa (molécula de ozono) e outro essencial à vida (molécula de oxigénio), tudo dependendo do modo como os átomos ligam-se entre si.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Distinguir os tipos de ligação química;
- Explicar as propriedades das substâncias iónicas;
- Realizar experiências químicas sobre as propriedades das substâncias iónica.



Nesta lição vai precisar de 90 minutos, no mínimo. Aconselhamos que faça intervalos de 5 minutos em cada 45 minutos de estudo.



Tipos de ligação química

Já sabemos que os átomos se ligam uns aos outros, formando moléculas com a finalidade de adquirir maior estabilidade química. Assim sendo, os tipos de ligação mais frequentes que se estabelecem entre os átomos são os seguintes:

- Ligação iónica
- Ligação covalente
- Ligação metálica

Antes de apresentarmos detalhes de cada tipo, vamos, primeiro, lembrar o que é, afinal, uma ligação química. Lembre-se que na lição anterior vimos que:

Ligação química é uma associação que se estabelece entre átomos através de ganho, perda ou partilha de electrões. Posto isto, vamos aprender o que é uma ligação iónica?

Ligação iónica

A ligação iónica é aquela que ocorre com a transferência de electrões entre metais e não metais (ametais). *Este tipo de ligação ocorre com transferência de electrões do metal para o ametal, formando catiões (iões positivos) e aniões (iões negativos), respectivamente.*

Em lições anteriores aprendeu a formação de iões. Foi referido que, tendo em conta que o átomo é um sistema electricamente neutro, quando este perde electrões se transforma em um **ião positivo ou catião**, enquanto quando os ganha se transforma em um **ião negativo ou anião**.

Lembre-se, ainda, que a formação dos iões constitui uma forma de tornar estável o elemento em causa, pois ao perder ou ganhar electrões, o elemento fica com a camada de valência estável, com 8 electrões.

Como tendência natural, os iões positivos e iões negativos formados, por terem sinais contrários, tendem a atrair-se mutuamente. Essa atracção constitui a **ligação iónica**.

Vamos, então, aos exemplos que esclarecem o mecanismo da formação da ligação iónica.

Exemplo 1:

Identifique e demonstre o tipo de ligação química que ocorre na formação do cloreto de sódio (sal de cozinha) – NaCl.

Para responder a esta questão, vamos apresentar-lhe os passos a seguir.

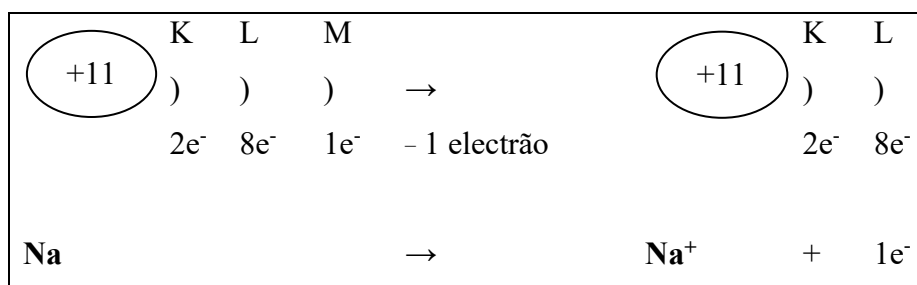
1. Identificar o tipo de átomos envolvidos na ligação (se metal ou ametal) e fazer a respectiva distribuição electrónica.
2. Demonstrar os processos de cedência de electrões pelo metal e de ganho de electrões pelo ametal, de tal maneira que cada um fique com uma estrutura electrónica estável de 8 electrões na última camada.
3. Indicar a atracção dos iões que, por sinal, constitui o fundamento da ocorrência da ligação iónica.

Então, vamos a isso.

NaCl

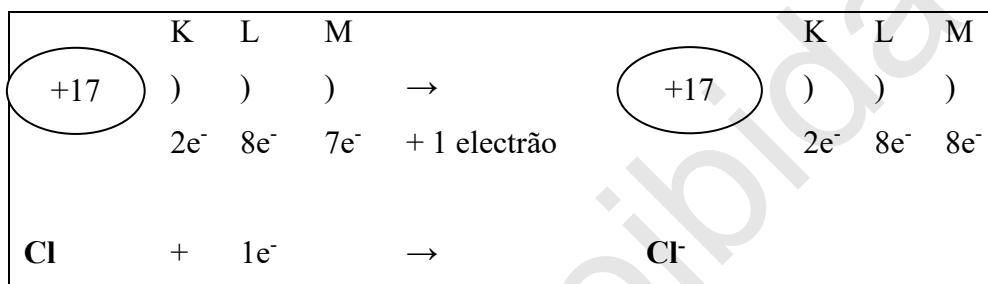
1. O sódio (Na) – é um metal (veja em lições anteriores a tabela em que aparece a relação de elementos quanto ao carácter químico, se metal ou ametal). O Cloro (Cl) – é um ametal.
2. Consultando os números atómicos, nota-se que o número atómico do sódio é 11 e o de cloro 17. Fazendo a distribuição electrónica, temos:

Para o sódio:



Portanto, o sódio perdeu 1 electrão na última camada, de modo a ficar com 8 electrões, cuja representação aparece abaixo da estrutura electrónica acima (**Na⁺**).

Para o cloro:

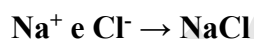


O cloro tem 7 electrões na última camada, ganha um electrão e passa a ter a última camada com 8 electrões, formando o ião negativo (**Cl⁻**).

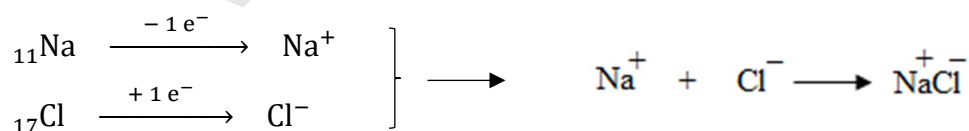
As partículas **Na⁺** e **Cl⁻** já não são átomos mas sim iões.

Estes dois iões formados (**Na⁺** e **Cl⁻**), devido às suas fortes cargas electrostáticas, vão-se atrair um ao outro.

A essa atracção electrostática entre iões electronicamente estáveis, chama-se **ligação iónica**.



Esquemáticamente, podemos representar da seguinte forma:



Exemplo 2:

Vejamos agora como se forma a substância iónica fluoreto de magnésio (MgF₂).

Vamos proceder do mesmo modo que no exemplo anterior.

MgF₂

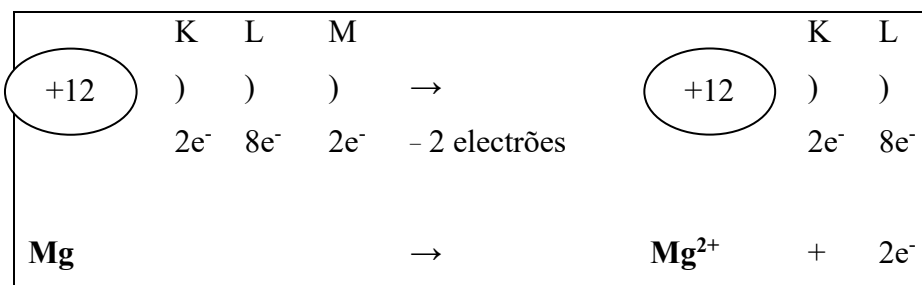
Mg – é um metal;

F – é um ametal.

O tipo de ligação química que ocorre entre metal e ametal é **iónica**.

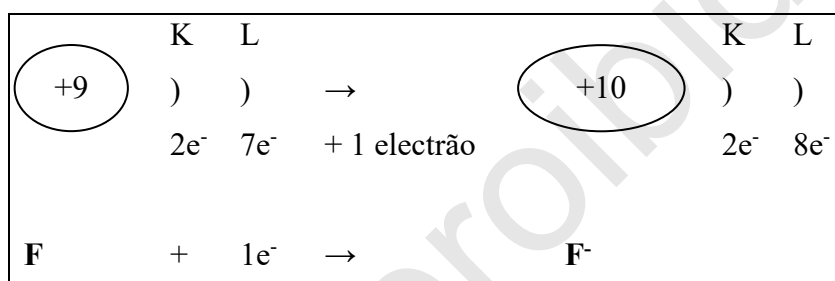
Vamos demonstrar a distribuição electrónica do magnésio (Mg = 12) e do cloro (F = 9):

Para o magnésio



O magnésio perde 2 electrões na última camada de modo a ficar com 8 electrões, cuja representação aparece abaixo da estrutura electrónica acima (**Mg²⁺**).

Para o flúor:

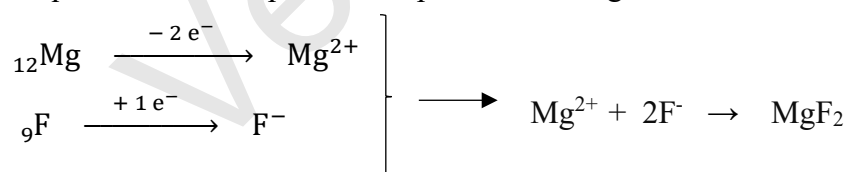


Com 7 electrões na última camada, o flúor ganha 1 electrão e transforma-se em **F⁻** que já não é um átomo, mas sim um ião negativo.

Estes dois iões formados (**Mg²⁺** e **F⁻**), devido às suas fortes cargas electrostáticas, vão-se atrair um ao outro.

A essa atracção electrostática entre iões electronicamente estáveis chamamos de **ligação iónica**.

Esquemáticamente, podemos representar da seguinte forma:



Lembre-se que na formação de uma substância há sempre troca de valências. Assim, a valência II do magnésio passa para o fluoreto e a I do fluoreto para o magnésio, daí **MgF₂**. O total de electrões perdidos deve ser igual ao total de electrões recebidos. Logicamente, o acerto da equação não pode faltar.

Repare, queremos acreditar que você assimilou o procedimento que os metais e ametais seguem para o alcance da estabilidade ao estabelecerem a ligação iónica. Então, vamos prosseguir partilhando consigo as características das substâncias com este tipo de ligação química.

Propriedades das Substâncias Iônicas

No seu dia-a-dia, você já reparou que cada conjunto de objectos, animais ou pessoas, apresenta determinadas características que lhes são comuns; também apresentam outras características que lhes distinguem uns dos outros. A estas características chamamos de propriedades. Por isso, quando falamos de propriedades das substâncias, estamos a nos referir às suas características.

As substâncias iônicas são formadas por um metal e ametal. Tipicamente, são tidas substâncias iônicas os haletos de metais alcalinos como por exemplo, NaCl, KCl, etc. Estas substâncias têm as seguintes propriedades:

- são sólidos;
- com uma estrutura cristalina (apresentam-se sob forma de cristais);

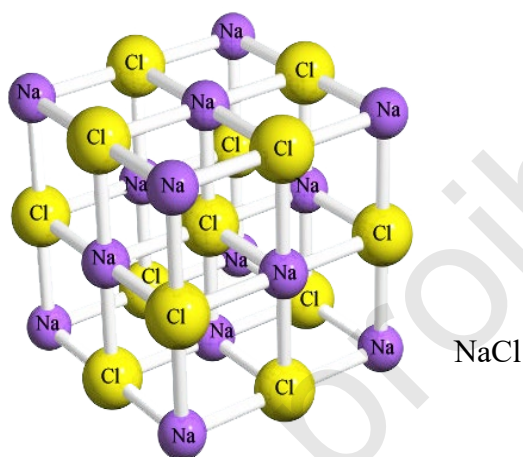


Fig. 8 – Estrutura cristalina de cloreto de sódio

- no estado sólido não conduzem corrente eléctrica;
- em solução aquosa ou quando fundidos conduzem a corrente eléctrica (porque os íons adquirem mobilidade);
- possuem elevados pontos de fusão e de ebulição.

Dissemos que as substâncias iônicas conduzem a corrente eléctrica no estado fundido ou quando em solução aquosa. Portanto, vamos descrever uma experiência que elucida esta nossa afirmação.



Realizando Experiência

Experiência sobre a condutibilidade eléctrica das substâncias iônicas em solução aquosa

Material	Reagentes
• Lâmpada • Pilha • Eléctrodos • Copo de Becker de 500 ml • Fios condutores e crocodilos	• Solução de cloreto de sódio 1M • Solução hidróxido de sódio 1M

Procedimento

- Adiciona-se 200 ml de cada uma das soluções ao copo de Becker de 500 ml bem identificados;
- Monta-se o aparelho como a figura;
- Mergulha-se os eléctrodos ao dentro do copo de Becker para cada uma das soluções;
- Observa-se o que acontece.

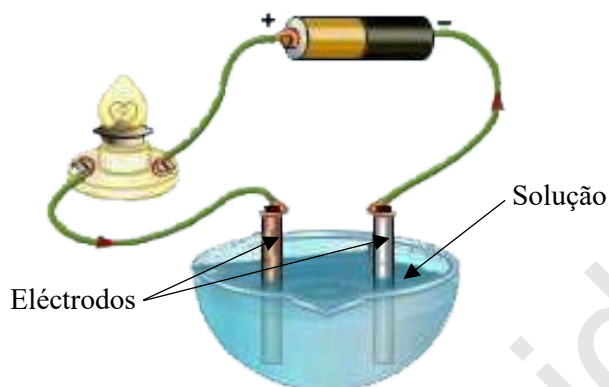


Fig. 9 – Experiência: Condutibilidade eléctrica das substâncias iónicas em solução aquosa

Nota: Antes de passar ao próximo copo de Becker, é preciso lavar os eléctrodos com água destilada e limpar com papel absorvente.

Observação

- Quando se mergulhar os eléctrodos dentro de duas soluções: solução de cloreto de sódio (1M) e solução hidróxido de sódio (1M), a lâmpada acende.

Explicação

O cloreto de sódio e o hidróxido de sódio são substâncias iónicas. As substâncias iónicas são constituídas por iões positivos e negativos. Quando em solução aquosa, os iões adquirem movimento, então as soluções aquosas de substâncias iónicas conduzem corrente eléctrica.

Igualmente, quando as substâncias iónicas são fundidas, os iões adquirem mobilidade e então estas substâncias passam a conduzir corrente eléctrica (no estado líquido ou gasoso). Mas quando estiverem no estado sólido não conduzem.

Por exemplo: O cloreto de sódio

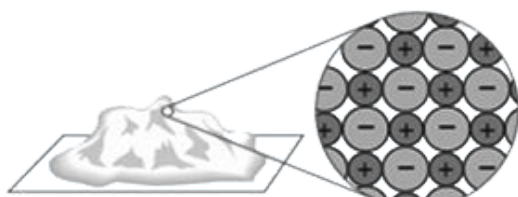


Fig. 10 – O cloreto de sódio no estado sólido

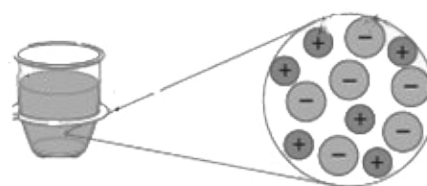


Fig. 11 – O cloreto de sódio em solução aquosa

Conclusão: As substâncias iónicas no estado sólido não conduzem a corrente eléctrica, mas em solução aquosa ou quando fundidas conduzem a corrente eléctrica.

Chegados aqui, Caro(a) aluno(a), seguem-se alguns exercícios que lhe poderão ajudar a certificar-se do seu nível de assimilação desta matéria. Lembre-se que não deve consultar a chave de correcção antes de resolver todos exercícios.



Exercícios

- Assinale com "X" a alínea que corresponde à definição de ligação química:
 - Ligação química é o conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns aos outros de modo a adquirirem a estabilidade química.
 - Ligação química é o acto com base no qual os átomos se encontram ordenados na tabela periódica.
 - Ligação química é reacção química que ocorre entre as substâncias químicas.
- Assinale com um "X" a alternativa que completa a frase de modo a corresponder ao objectivo do estabelecimento de uma ligação química:

Os átomos ligam-se porque

 - ...gostam de estar juntos pois pertencem aos elementos químicos.
 - ...precisam de se apresentar na forma instável que é o que mais lhes interessa, pois adquirem 8 electrões na primeira camada.
 - ...precisam de se apresentar na forma estável, que é conseguida apresentando 8 electrões na última camada.
 - ...está assim estabelecido.
- Complete a frase de modo que tenha um sentido quimicamente certo a respeito de ligação iónica:

Para o estabelecimento duma ligação iónica, os átomos de a) _____ perdem b) _____ da última camada e transformam-se em c) _____. Por seu turno, os átomos de d) _____ ganham e) _____ transformando-se em f) _____. Os g) _____ formados, atraem-se uns aos outros formando assim a substância (pelo mecanismo iónico), que é a forma estável dos átomos intervenientes.
- Demonstrar o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre o Cálcio e o Flúor para formar Fluoreto de Cálcio (CaF_2). Dado: $\text{Ca} = 12$, $\text{F} = 9$.

5. O lítio e o oxigénio formam um composto com a fórmula Li_2O .
- Identifique o tipo de ligação química que ocorre.
 - Demonstre o mecanismo de seu estabelecimento.
6. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
- Substâncias iónicas apresentam-se sob forma de cristais.
 - A estrutura das substâncias iónicas designa-se de rede cristalina iónica.
 - Substâncias iónicas não conduzem a corrente eléctrica tanto em solução aquosa como no estado fundido.
 - Substâncias iónicas conduzem a corrente eléctrica tanto no estado fundido como em solução aquosa.
 - Por ocorrerem forças de atracção fortes entre os iões, as substâncias iónicas apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados
7. Marque com "X" a alínea que apresenta o tipo de átomos que intervêm no estabelecimento da ligação iónica:
- Metal e metal
 - Ametal e ametal
 - Metal e ametal.
8. Demonstre o estabelecimento da ligação química entre o sódio e o oxigénio para formar o óxido de sódio (Na_2O).

Agora, compare as suas respostas com as soluções que lhe apresentamos na chave de correcção no final desta lição.

Acertou em todas? Parabéns! Você está, de facto, a assimilar bem esta matéria. Se é que teve dificuldades em responder mais de duas questões, volte a ler os conteúdos da lição em que teve dificuldades e resolva os exercícios. Coragem!

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 existem três tipos de ligações químicas: ligação covalente, ligação metálica e ligação iónica.

Dissemos que a ligação iónica é aquela em que iões se unem através de forças electrostáticas. Nesta ligação ocorre a transferência de electrões do metal para o ametal, resultando na transformação do metal em catiões e ametal em anião.

Dissemos ainda que as substâncias iónicas são sólidas quando formadas por um metal e um ametal, de estrutura cristalina (rede cristalina) quando sólidas e não conduzem corrente eléctrica, em solução aquosa quando conduzem a corrente eléctrica e possuem elevados pontos de fusão e de ebulição.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção



Chave de Correcção

1. a)

2. c)

3.

a) metais;

d) ametais;

b) electrões;

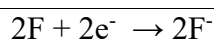
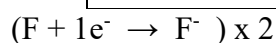
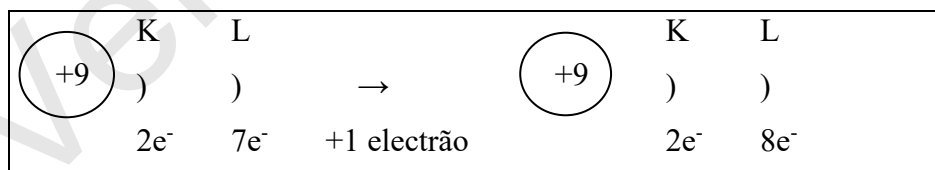
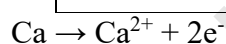
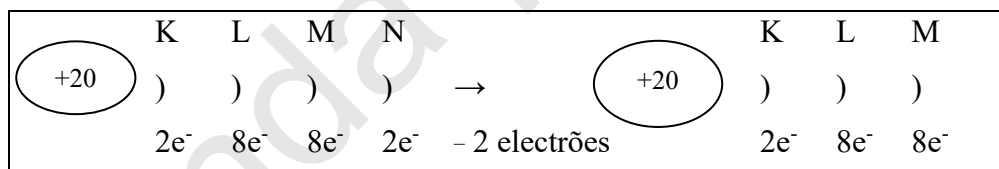
e) electrões;

c) catiões ou iões positivos;

f) aniões ou iões negativos.

4. Fluoreto de Cálcio (CaF_2)

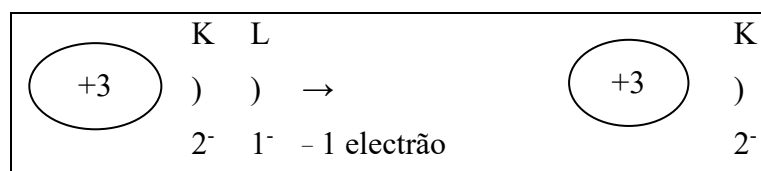
Ca – é metal e F – é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

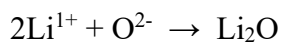
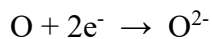
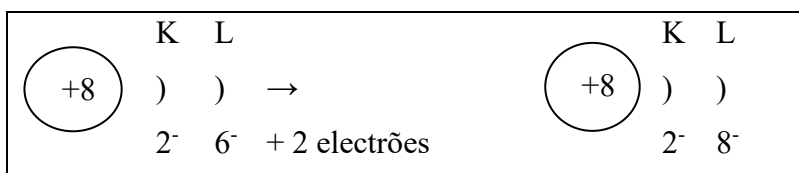
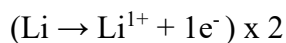


5. Óxido de Lítio (Li_2O)

a) Li – é metal e O – é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

b) Demonstração do estabelecimento da ligação:

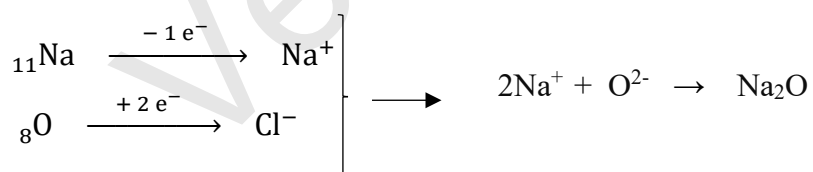
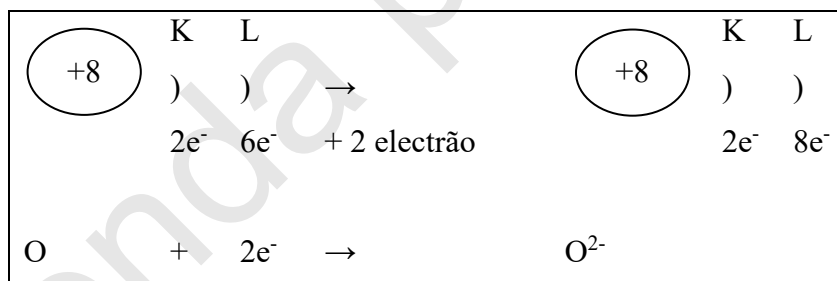
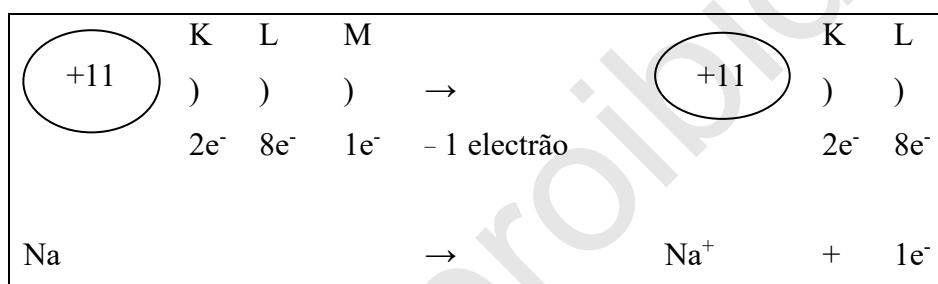




6. a) V; b) V; c) F; d) V; e) V

7. c)

8. Demonstração da formação do óxido de sódio (Na_2O):



LIÇÃO Nº 5: Ligação covalente

Introdução

Na lição anterior foram indicados três tipos principais de ligação química. Lembra-se? Humn... é isso mesmo. Falou-se de ligação iônica, covalente e metálica. Muito bem, depois de já termos falado da ligação iônica, vamos aprender um pouco mais sobre o que é uma ligação covalente e sobre como é que ela se estabelece.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Demonstrar o mecanismo de formação de uma substância por ligação covalente.
- Explicar as propriedades das substâncias covalentes;



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



Ligação covalente ou molecular

Como qualquer outra ligação, a covalente visa conferir estrutura estável aos átomos envolvidos na ligação, fazendo com que cada átomo adquira oito electrões na última camada. Com efeito, para facilitar a compreensão da essência deste tipo ligação, partimos duma situação da vida que, certamente, você ou alguém próximo a si já presenciou ou no mínimo já ouviu falar.

É comum dizer-se, por exemplo, que no próximo domingo haverá um convívio ao qual todos são convidados a participar e, cada um deverá levar a sua marmita. Esta será compartilhada com os outros que estiverem presentes. O que significa que “se o João tiver levado caracata (xima de farinha de mandioca) e a Isabel tiver levado frango assado, o João vai dar uma parte de sua refeição à Isabel e, esta fará o mesmo com a sua”. Portanto, o que era de um, passa a ser de benefício de ambos, deixando, assim, de haver comida do João e comida da Isabel.

A ligação química do tipo covalente estabelece-se obedecendo este tipo de raciocínio. Então, o que é uma ligação covalente?

Ligação covalente - é aquela que ocorre com a partilha de electrões entre elementos ametálicos, isto é, entre átomos que necessitam de ganhar electrões para atingir a estabilidade química.

A **covalência** constitui uma sociedade de electrões, onde cada átomo envolvido deve disponibilizar electrões para a partilha.

Na ligação covalente participam átomos de elementos **ametálicos**, isto é, a ligação covalente ocorre entre **ametal** e **ametal**. A ligação pode ocorrer entre **átomos ametálicos do mesmo elemento**

químico ou entre **átomos ametálicos de elementos químicos diferentes**. Dependendo de cada uma destas situações, a ligação covalente pode ser **apolar** ou **polar**.

Vamos então estudar cada um destes tipos de ligação covalente.

Ligação covalente apolar

*A **Ligação covalente apolar** - é aquela que ocorre entre átomos ametálicos do mesmo elemento químico.*

Formação de substâncias com ligação covalente apolar

Para a formação de uma substância com ligação covalente apolar, devemos obedecer os seguintes passos:

- 1) Identificar o tipo de átomos intervenientes e fazer a respectiva distribuição electrónica;
- 2) Apresentar a estrutura de Lewis de cada átomo;
- 3) Dependendo da quantidade de electrões na última camada, mostrar o processo de partilha de electrões, tendo em consideração que o par de electrões partilhado passa a pertencer aos dois átomos envolvidos;
- 4) Substitui-se cada par de electrões por traço de ligação (estrutura de Kekulé), onde o traço representa 2 electrões.

O número de traços que partem de um átomo para o outro indica a quantidade de electrões partilhada.

Portanto:

- Se fizer a distribuição electrónica de certo elemento químico e houver 7 electrões na última camada, significa que falta 1 electrão para 8 (electrões de estabilização). Então, o elemento em causa precisará de partilhar apenas 1 electrão.
- Se a última camada de certo elemento apresentar 6 electrões significa que para 8 faltam 2 electrões. Então esse elemento deverá partilhar 2 electrões.
- Se a última camada dum certo elemento apresentar 5 electrões, para 8 faltam 3. Então ele precisa de partilhar 3 electrões.

Esta é a regra. Vamos então aplicar esta regra para demonstrar o estabelecimento de ligações covalentes apolares. Para fazer as distribuições electrónicas, certamente que se recorda que precisamos de ter o número atómico. Este encontrámo-nos na tabela periódica.

Lembre-se que o número de electrões que faltam para se alcançar a estabilidade indica-nos a quantidade de electrões que deverão ser partilhados por esse elemento.

Exemplo 1

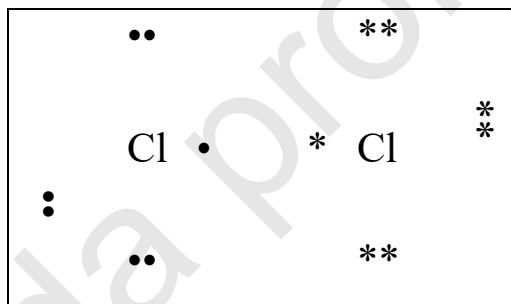
Demonstre o estabelecimento da ligação química entre os átomos de cloro para formar a molécula de cloro (Cl_2).

Resolução

1. O Cloro é um elemento químico ametálico. Portanto, entre dois átomos ametálicos de mesmo elemento químico espera-se uma **ligação covalente apolar**.
2. Fazer a distribuição electrónica dos elementos:

	K	L	M
+17	)	)	)
	$2e^-$	$8e^-$	$7e^-$

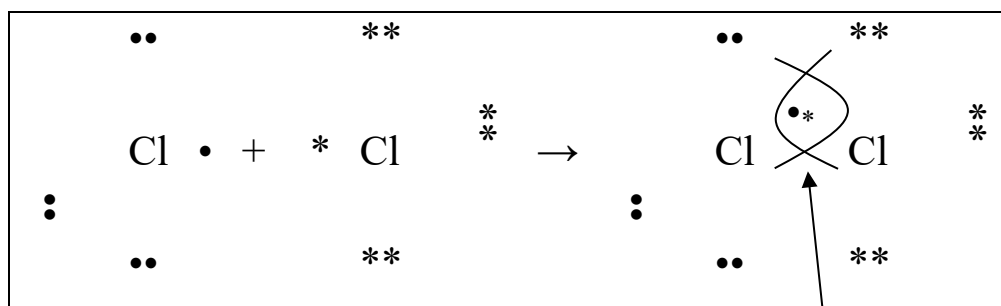
3. Em seguida, faz-se a estrutura de Lewis de cada átomo. Lembre-se que a estrutura de Lewis é a representação do átomo rodeado pelos electrões da última camada sob forma de pontos. Então teremos:



Como pode notar, Caro(a) aluno(a), cada um dos átomos de cloro apresenta 7 electrões na última camada. Portanto não é estável, precisando assim de ganhar 1 electrão para se estabilizar. Já que os dois precisam ganhar, quem é que cederá os electrões pretendidos? Lembre-se que “nada vem do nada”

Como os dois átomos precisam de receber 1 electrão e, no entanto, nenhum deles está disposto a ceder, então, a única saída é “fazer uma sociedade”. Entram em consenso em compartilhar um electrão, onde cada um põe à disposição 1 electrão para a partilha.

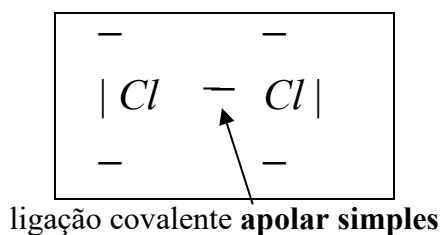
Então a “sociedade” ou compartilhamento de electrões por átomos de cloro será assim representada:



Par electrónico compartilhado

Os dois electrões compartilhados formam um **par electrónico** que passa a pertencer aos dois átomos. Portanto, para cada átomo de Cloro, além dos 6 electrões que não participaram na partilha (electrões livres) passa a ter mais dois que provêm da partilhada, completando os 8 electrões que correspondem à estrutura estável.

4. Substituindo os pontos e asteríscos por traços (estrutura de Kekulé), onde cada traço corresponde a união de 2 electrões teremos:



Repare que há um **único traço** que resulta da união dos electrões compartilhados de ambos átomos. Este traço liga o primeiro átomo ao segundo. Por ser um único traço, chama-se de **ligação covalente apolar simples**.

Em ligações covalentes apolares, nenhum dos átomos puxa o par de electrões para si. Portanto, os dois átomos irão se beneficiar dos dois electrões compartilhados de forma igual. Daí a razão de se dizer que “**ligações covalentes apolares, pois o par electrónico é compartilhado de forma igual**”. Então, lembre-se sempre que na ligação covalente apolar há uma partilha justíssima, “ninguém” se beneficia mais do par de electrões compartilhado do que o outro átomo. Interessante, não é? Bom seria se todos fizéssemos esse tipo de sociedade que é bem justa.

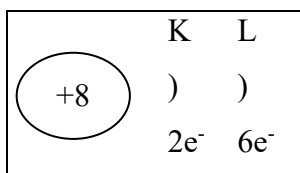
O termo **covalente apolar** refere-se a não existência de pólos (pólo positivo ou negativo), que apareceria se um dos átomos puxasse os electrões mais do que o outro. Apolar está a negar a existência de pólos.

Exemplo 2

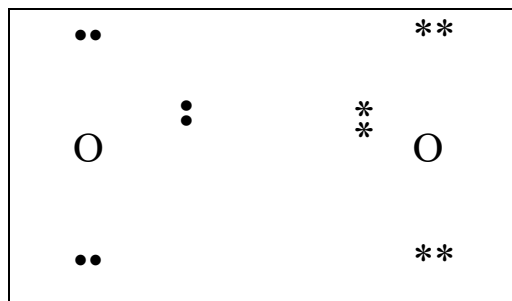
Demonstre o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre os átomos de oxigénio para formar a molécula de oxigénio (O₂).

Resolução

1. O oxigénio é um elemento químico ametálico. Portanto, entre dois átomos ametálicos de mesmo elemento químico espera-se uma ligação covalente apolar.
2. Fazendo a distribuição electrónica dos elementos temos:

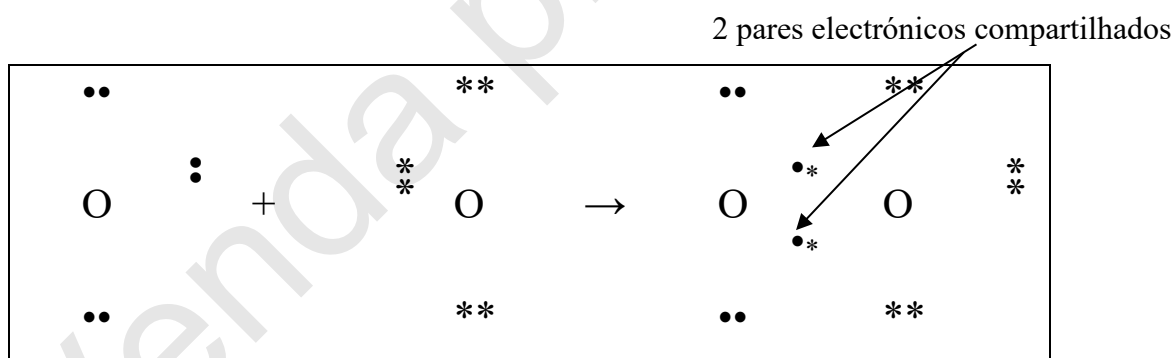


Cada átomo de oxigénio tem na sua última camada 6 electrões. Então teremos:



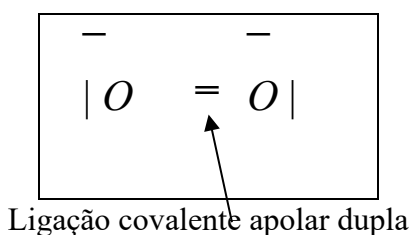
Como pode notar, Caro(a) aluno(a), cada um dos átomos de oxigénio apresenta 6 electrões na última camada, o que revela que não é estável e, portanto, cada um precisa de **ganhar 2 electrões** para se estabilizar. Como nenhum deles está disposto a ceder electrões, então a única forma que eles encontram para se estabilizar é “fazendo uma sociedade”.

Então a “sociedade” ou compartilhamento de electrões por átomos de oxigénio será assim representada:



Os electrões compartilhados formam dois pares electrónicos em que os quatro electrões passam a pertencer aos dois átomos. Portanto, para cada átomo de oxigénio além dos 4 electrões não participaram na sociedade (electrões livres), passa a ter mais quatro, que provém do compartilhamento, completando assim 8, que corresponde à estrutura estável.

- Fazendo a substituição dos pontos e asteriscos por **traços**, onde cada traço corresponde a **união de 2 electrões** teremos:



Repare que há dois traços que resultam da união de dois electrões do primeiro átomo de oxigénio e outros dois electrões do segundo átomo. Esses traços correspondem à união dos electrões compartilhados e, são eles que criam a ligação química entre os átomos.

Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais do mesmo elemento e que são compartilhados 2 pares de electrões, chama-se de **ligação covalente apolar dupla**.

Ligação covalente polar

Como é já do seu conhecimento, a ligação covalente ocorre entre átomos ametálicos. E a covalente apolar é estabelecida entre átomos ametálicos de mesmo elemento. Em lições anteriores referimo-nos ao facto da existência de dois tipos de ligação covalente: **a covalente apolar e covalente polar** que estão em função do tipo de átomos ametálicos que estabelecem a ligação.

O que será uma ligação covalente polar?

*A **Ligação covalente polar** – é aquela que ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes.*

Formação de substâncias por ligação covalente polar

Para demonstrar a formação de uma substância por ligação covalente polar, o procedimento é exactamente o mesmo que das ligações covalentes apolares.

É importante manter sempre presente a ideia de que o estabelecimento de uma ligação química tem em vista permitir que os átomos envolvidos adquiram a estabilidade química de 8 electrões na última camada.

Assim:

1. Identifica-se o tipo de átomos intervenientes (se metal ou ametal) e faz-se as respectivas distribuições electrónicas.
2. Apresenta-se as estruturas de Lewis de cada átomo.
3. Dependendo da quantidade de electrões na última camada, mostra-se o compartilhamento de electrões tendo em consideração que o par de electrões compartilhado passa a pertencer aos dois átomos envolvidos.
4. Substitui-se cada par de electrões por traços de ligação.

Vamos agora aplicar as regras acima indicadas e demonstrar o estabelecimento de ligações covalentes polares. Lembre-se que o número de electrões que faltam para alcançar a estabilidade indica-nos a quantidade de electrões que deverão ser compartilhados por esse elemento. E o hidrogénio é um caso específico em que a sua estabilização é conseguida alcançando a estrutura do hélio (2 electrões na última camada).

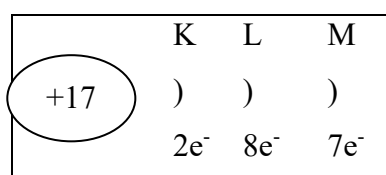
Exemplo 1:

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de hidrogénio e cloro para formar o cloreto de hidrogénio (HCl).

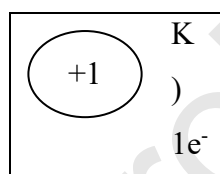
Resolução

1. O cloro é um elemento químico ametal e o hidrogénio é considerado ametal. Portanto estabelece-se uma ligação química entre ametal e ametal. Quando os intervenientes são ametal e ametal, a ligação que se espera é **covalente**.
2. Fazendo a distribuição electrónica dos elementos temos:

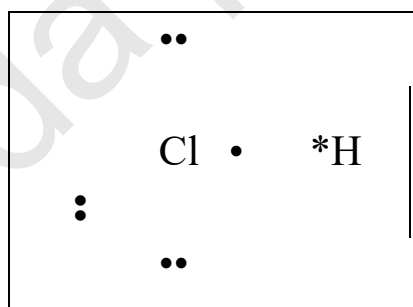
Cloro:



Hidrogénio:

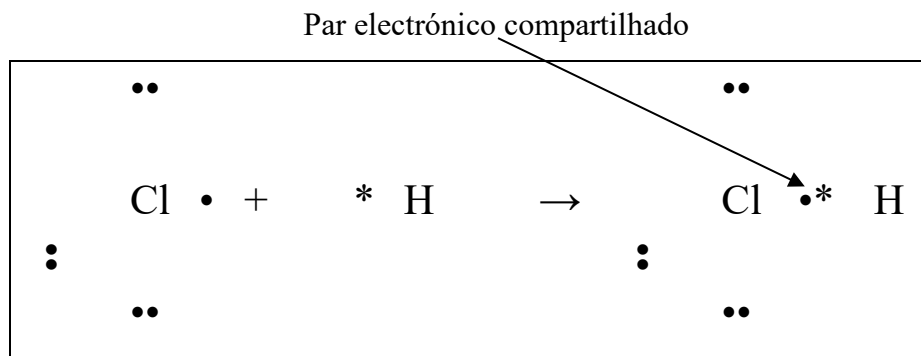


O átomo de cloro tem na sua última camada 7 electrões e o de hidrogénio, apenas um electrão. Então as estruturas de Lewis de cada átomo serão:



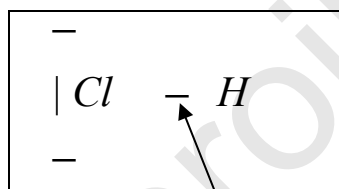
O cloro apresenta 7 electrões na última camada, não é estável e, portanto, precisa de **ganhar 1 electrão** para se estabilizar. O hidrogénio com apenas 1 electrão na sua última camada, precisa de pelo menos alcançar a estrutura do hélio (2 electrões). Portanto, ambos precisam de ganhar, pelo que entram em consenso de compartilharem um electrão, onde cada um põe à disposição 1 electrão para a partilha.

Então a “sociedade” ou compartilhamento de electrões entre o cloro e o hidrogénio será assim representada:



Os dois electrões compartilhados formam o par electrónico que passa a pertencer aos dois átomos. Portanto, para o átomo de cloro além dos 6 electrões que não participaram na partilha (electrões livres) passa a ter mais dois que provém do compartilhamento alcançando a estrutura estável. Para o hidrogénio, passa a ter 2 electrões, que correspondem à estrutura estável, tal como o gás nobre hélio.

3. Fazendo a substituição dos pontos e asteriscos por traços teremos:



Ligação covalente polar simples

Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais de elementos diferentes, e que na compartilha de electrões, cada átomo participa com apenas 1 electrão formando um único traço de união do primeiro ao segundo átomo, chama-se de **ligação covalente polar simples**.

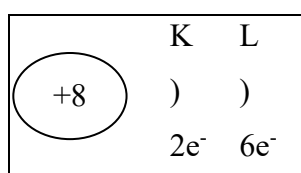
Exemplo 2

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de carbono e de oxigénio para formar o dióxido de carbono (CO_2).

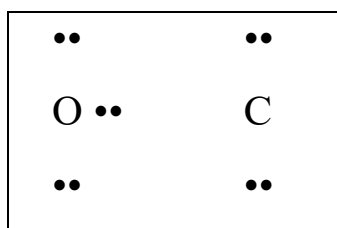
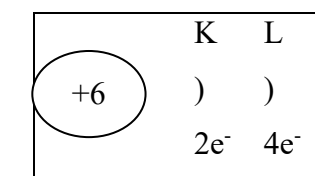
Resolução

1. Ligação carbono e oxigénio corresponde a ligação ametal-ametal.
2. Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

Oxigénio



Carbono:



Como pode notar, cada átomo de oxigénio precisa partilhar 2 electrões para chegar a 8 (repare que na molécula de dióxido de carbono há dois átomos de oxigénio). Entretanto, o átomo de carbono precisa de compartilhar 4 electrões, pois, com 4 electrões na última camada, para chegar a 8 faltam ainda 4.

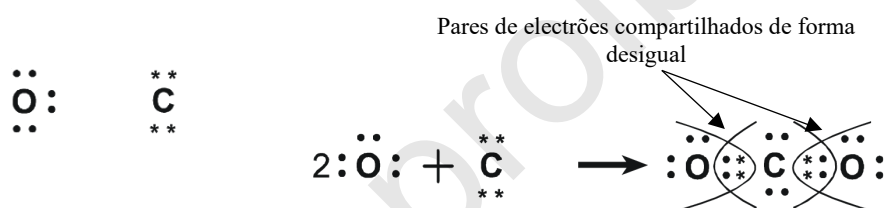


Fig. 12 – Estrutura de Lewis na formação da molécula de CO₂

No compartilhamento, sempre fica no meio o átomo que está em menor quantidade. Neste caso o **Carbono** é que fica no meio.

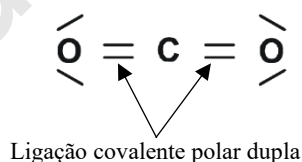


Fig. 13 – Estrutura de Kekulé na formação da molécula de CO₂

3. Como pode notar, a ligação química que ocorreu entre átomos de oxigénio e de carbono, foi por partilha de dois pares de electrões entre ametais. Assim, temos uma **ligação covalente polar dupla**.

Caro(a) aluno(a)! Acabamos de estudar a ligação covalente (apolar e polar), onde falamos também do processo da sua formação. A seguir vai conhecer as propriedades das substâncias covalentes.

Propriedades das substâncias covalentes

- São constituídas por átomos ou moléculas. Por exemplo o *Iodo* apresenta uma rede cristalina covalente constituída por moléculas, enquanto o diamante apresenta uma rede cristalina covalente formada por átomos;
- Não apresentam um estado físico uniforme – por exemplo, em condições normais, o hidrogénio é um gás, a água é um líquido e o diamante é um sólido;
- São relativamente moles;
- As forças de atracção entre os átomos ou as moléculas são relativamente fracas. Daí que maior parte das substâncias covalentes apresentam temperaturas de fusão e de ebulição relativamente baixas. Algumas, quando no estado sólido volatilizam-se facilmente (iodo e naftalina). O diamante constitui uma das excepções, pois apresenta pontos de fusão e de ebulição elevados.
- Não conduzem a corrente eléctrica, tanto no estado fundido como em solução aquosa, excepto a grafite.

Chegados aqui, Caro(a) aluno(a), seguem-se alguns exercícios que lhe poderão ajudar a certificar-se do seu nível de assimilação desta matéria. Lembre-se que não deve consultar a chave de correcção antes de resolver todos exercícios.



Exercícios

1. Relacione, com setas, o tipo de ligação covalente às características correspondentes.

Coluna A
i. Ligação covalente polar
ii. Ligação covalente apolar

Coluna B
a) Ocorre entre átomos ametálicos.
b) Ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes.
c) Ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos iguais.

2. Considere a molécula de flúor (F_2):
- a) Identifique o tipo de ligação química que ocorre.
 - b) Demonstre o estabelecimento da ligação química entre os átomos de flúor.
3. Considere a molécula de (CO_2).
- a) Faça a distribuição electrónica.
 - b) Demonstre a estrutura de Lewis.

4. Assinale com um X as alíneas que correspondem às propriedades físicas das substâncias covalentes:

Substâncias covalentes são...

- a) ...todas elas sólidas
- b) ...más condutoras de corrente eléctrica, excepto a grafite.
- c) ...de baixas temperaturas de fusão.
- d)de estados físicos variados, desde sólidos, líquidos e gases.

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 referimo-nos ao facto de a ligação covalente ser aquela que se estabelece entre átomos de elementos ametálicos por compartilhamento de electrões. A ligação covalente pode ser polar e apolar. Se a ligação ocorre entre átomos ametálicos do mesmo elemento químico, dizemos tratar-se de uma ligação covalente apolar. Se a ligação ocorrer entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes, dizemos tratar-se de uma ligação covalente polar.

Dependendo do número de pares de electrões que seja compartilhado e que corresponda ao número de traços de ligação entre um e outro átomo (na estrutura de Kekulé), podemos distinguir: ligação covalente simples; ligação covalente dupla e ligação covalente tripla, para o compartilhamento de um par (1 traço de ligação), dois pares (2 traços de ligação) e três pares (3 traços de ligação), respectivamente.

A formação de substâncias por ligação covalente (apolar ou polar) obedece os seguintes passos:

1. Identifica-se o tipo de átomos intervenientes e faz-se as respectivas distribuições electrónicas.
2. Se houver uma tabela das electronegatividades, consulta-se os valores e determina-se a diferença de electronegatividades dos átomos envolvidos na ligação, pois se o resultado for igual a zero dá-nos a certeza de ser uma ligação covalente apolar; mas se for diferente de zero, então teremos a certeza de se tratar de ligação covalente polar.
3. Apresenta-se a estrutura de Lewis de cada átomo.
4. Dependendo da quantidade de electrões na última camada, mostra-se o processo de compartilhamento de electrões, tendo em consideração que o par de electrões compartilhado passa a pertencer aos dois átomos envolvidos.
5. Substitui-se cada par de electrões por traço de ligação (estrutura de Kekulé), onde o traço representa 2 electrões.

O número de traços que partem de um átomo para o outro indica a quantidade de electrões compartilhada.

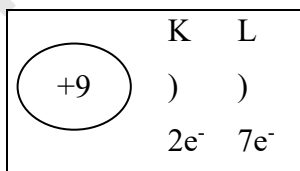
Tipo de ligação	Tipo de Átomos	Forma de ocorrência	Diferença de Electronegatividade	Localização do par electrónico	Exemplo
Covalente apolar	Ametal e Ametal	Compartilhamento de electrões	Igual a zero	Uniformemente distribuído	Cl ₂
Covalente polar	Ametal e Ametal	Compartilhamento de electrões	Diferente de zero (menor que 1,7)	Lado do elemento mais electronegativo	HCl

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção

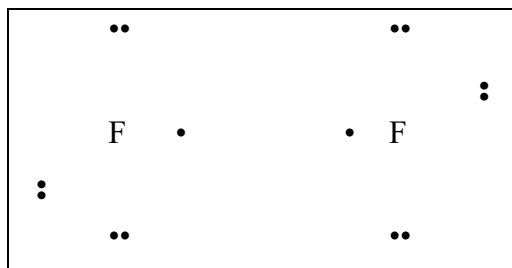


Chave de Correcção

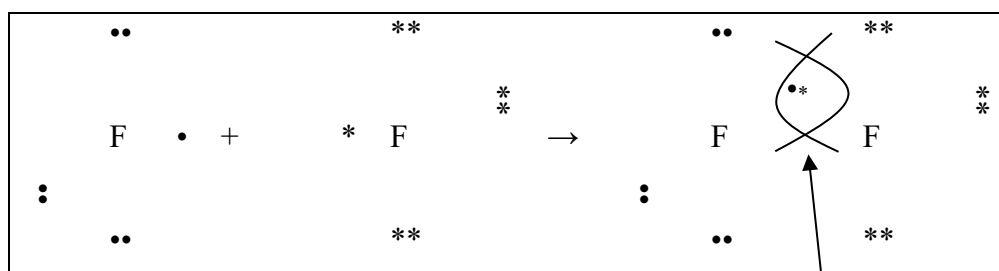
- b)
 - a) e c)
- Molécula de flúor - F₂
 - Tipo de ligação química que ocorre no flúor:
 -



Cada átomo de flúor tem na sua última camada 7 electrões. Então teremos a seguinte estrutura de Lewis:

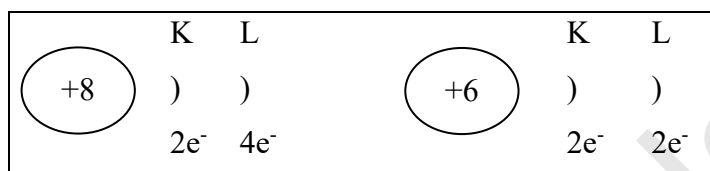


A “sociedade” ou compartilhamento de electrões por átomos de flúor fica assim representada:

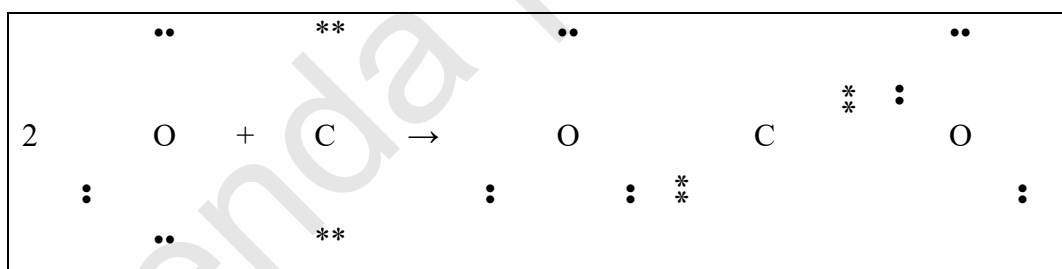


Par electrónico compartilhado

3. a)



b) Estrutura de Lewis



4. b), c), d)

LIÇÃO Nº 6: Ligação metálica

Introdução

Em lições anteriores, você teve a oportunidade de estudar o mecanismo de estabelecimento de ligação química para a formação de substâncias tanto por ligação iónica como por ligação covalente.

É do seu conhecimento que para a formação de substância iónicas, os átomos intervenientes têm de ser um metal e um ametal que formam iões. Estes se atraem mutuamente e daí resulta um cristal iónico. Na formação de substâncias covalentes, os átomos participantes são de elementos ametálicos que compartilham electrões formando uma estrutura covalente.

Muito bem, agora você vai aprender sobre o mecanismo de formação de substâncias metálicas, isto é, como é que os átomos de metais estabelecem ligações entre si sobre e a razão que os torna bons condutores de calor e da corrente eléctrica. Vai aprender também sobre a localização de metais importantes existentes em Moçambique.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar as propriedades das substâncias metálicas;
- Mencionar os metais mais importantes da indústria moçambicana;
- Realizar experiências químicas sobre as propriedades das substâncias metálicas.



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



Ligação Metálica

Certamente que já ouviu falar de metais. Aliás, você tem usado metais no seu dia-a-dia para diferentes finalidades e conhece algumas características específicas dos metais. Antes de nos referirmos a essas características, vejamos, primeiro, como é que os átomos se ligam para formar as substâncias metálicas.

O que será então ligação metálica?

A **Ligação metálica** é aquela que se estabelece entre átomos de elementos metálicos, constituindo uma substância metálica.

A formação de uma substância metálica ocorre da seguinte maneira:

- Os átomos (neutros) de metais perdem electrões da última camada, formando catiões;
- Por sua vez, os catiões ganham electrões transformando-se em átomos neutros;

- Há sempre electrões livres que se movem de átomo para catião e vice-versa, constituindo-se assim o cristal metálico (substância metálica).

Pensa-se que num cristal metálico tem-se sempre um aglomerado de átomos neutros, catiões e electrões livres. Os electrões livres têm grande mobilidade e interactuam não só com os núcleos do ião a que pertencem, como também com os núcleos dos iões positivos que ficam à sua volta. Esta interacção constitui essência da **ligação metálica**.

Portanto, em uma barra ou pedaço de metal, temos sempre uma estruturação caracterizada pela interacção entre electrões livres, catiões e átomos neutros, num processo contínuo e permanente.

Como deve saber, as propriedades físicas constituem a forma básica de identificação de substâncias.

Vejamos então algumas propriedades dos metais, ou seja, das substâncias metálicas:

- ✓ **Estado físico:** em condições normais, todos os metais são sólidos, com excepção do mercúrio, que é líquido;
- ✓ **Densidade elevada;**
- ✓ **Pontos elevados de fusão e ebulição;**
- ✓ **Cor:** em geral, os metais são branco-acinzentados, variando a tonalidade de uns para outros. Algumas excepções incluem o ouro que é amarelo e o cobre que é vermelho.
- ✓ **Brilho:** os metais apresentam um brilho característico, chamado brilho metálico.
- ✓ **Condutibilidade calorífica:** de um modo geral, os metais são bons condutores de calor. O grau de condutibilidade varia para os diversos metais. Os melhores condutores de calor são a prata, o cobre e o alumínio.
- ✓ **Condutibilidade eléctrica:** os metais são bons condutores de electricidade, embora esta varie de metal para metal. Os melhores condutores de electricidade são: a prata, o cobre, o ouro e o alumínio. Veja a figura que se segue.

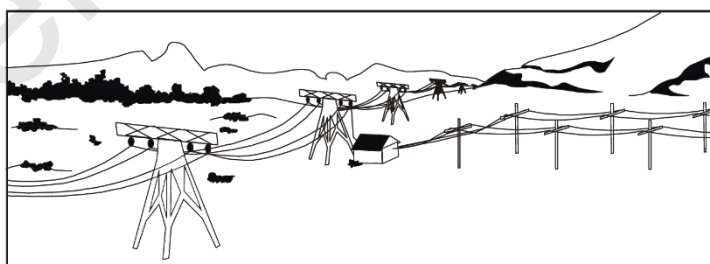


Fig. 14 – Condução de corrente eléctrica

- ✓ **Maleabilidade e ductibilidade:** A maleabilidade é uma propriedade que junto com a ductibilidade apresentam os corpos ao serem moldados por deformação. A diferença é que a ductibilidade se refere à formação de filamentos e a maleabilidade permite a formação de lâminas do material sem que se rompa.

Sabe como é que os átomos metálicos se unem entre si? Se não sabe, explicamos. Através de um modelo você irá perceber a estrutura dos metais.

Caro(a) aluno(a), vamos descrever algumas experiências sobre as propriedades dos metais ou substâncias metálicas. São experiências simples que você as pode realizar em casa. Trate de organizar o material requerido e torne-se num químico, experimentando.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Condutibilidade eléctrica dos metais

Material
• Colher ou garfo • Fogueira, vela ou lamparina

Procedimento

- Segura-se uma das extremidades da colher ou garfo;
- Aproxima-se a extremidade oposta da que se segurou à chama da vela, conforme ilustra a figura 1.
- Mantém-se a colher sob aquecimento durante 3 a 5 minutos, continuando a segurá-la. Observe o que acontece!.

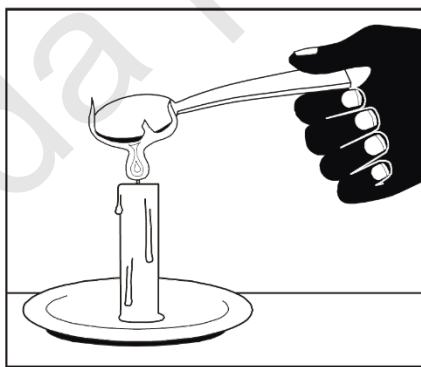


Fig. 15 – Condução de calor

Observação/Explicação

Para si que já realizou a experiência, certamente que sentiu o que aconteceu. Melhor que nós pode explicar. Então, o que aconteceu?

Com certeza sentiu que gradualmente a colher foi ficando cada vez mais quente em toda sua extensão. Isso deve-se ao facto de o metal apresentar boa capacidade de condução do calor.

Conclusão

Os metais são bons condutores de calor.

Modelo da rede metálica

- As nuvens electrónicas na rede metálica estão sobrepostas, permitindo que os electrões de um átomo se movimentem nas nuvens electrónicas dos átomos adjacentes;

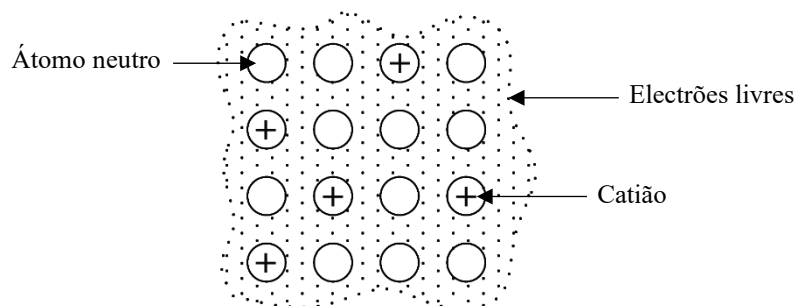


Fig. 16 – Esquema de rede metálica

- Ocorre a transformação de cada átomo do metal num ião positivo, rodeado por outros iões idênticos, onde os electrões periféricos se movimentam livremente;
- Uma força une os átomos entre si na rede metálica, em resultado da atracção entre os electrões periféricos e os catiões entre os quais se movem;
- Não ocorre alteração da neutralidade eléctrica no metal.

Num cristal metálico tem-se sempre um aglomerado de átomos neutros, catiões e electrões livres. Os electrões livres estão dotados de grande mobilidade e interactivam não só com os núcleos do ião a que pertencem, como também com os núcleos dos iões positivos que ficam à sua volta. Esta interacção constitui a **ligação metálica**.

Portanto, em uma barra ou pedaço de metal, temos sempre uma estrutura caracterizada pela interacção entre electrões livres, catiões e átomos neutros, num processo contínuo e permanente.

Vejamos, em seguida, a importância e aplicação dos metais existentes no nosso país.

Metais mais importantes da indústria moçambicana

Moçambique possui uma grande variedade de minerais, nomeadamente, carvão mineral e metais (ouro, urânio, titânio e bauxite). Actualmente, a indústria metalúrgica em Moçambique resume-se à indústria de fundição de alumínio e ferro. Este sector produz essencialmente chapa galvanizada, alumínio, eléctrodos para soldadura, arame e varão de ferro.

O quadro seguinte apresenta os metais mais importantes da indústria moçambicana, sua ocorrência, obtenção e aplicação.

Metal	Ocorrência e obtenção	Aplicação
Alumínio	Obtém-se à partir de um minério, a bauxite.	É usado nos meios de transporte, construção civil (janelas, portas, divisórias, grandes, etc), embalagens (papel de alumínio, latas, etc), utensílios de cozinha, ferramentas, etc.
Cobre	Ocorre na natureza sob a forma de minérios chamados: ▪ pirites (sulfetos) primário-calcosina, covelina; ▪ pirites secundários - calcopirites; ▪ minerais como a bornite.	É usado como metal condutor (fios e cabos), em motores eléctricos, cunhagem de moedas (com níquel), e tubos de condensadores.
Ferro	Faz parte de diversos minerais, em geral óxidos de ferro.	É usado na produção de aço, liga metálica para fabrico de ferramentas, máquinas, automóveis, navios, etc. É também usado na construção civil
Ouro	Por ser inerte ocorre, geralmente, como metal (não combinado)	Objectos de adorno.
Prata	Metal não combinado.	Objectos de adorno.
Zinco	Ocorre na natureza sob forma de carbonato de zinco (smithsonite) e sulfureto de enxofre (blenda).	É usado na galvanização de aço ou ferro (protecção contra a corrosão)

Chegados a este ponto, nada melhor que consolidar tudo que lhe foi apresentado nesta lição. Então, resolva os exercícios abaixo.



Exercícios

- O cobre, a prata, o alumínio, etc., são metais. Marque com "X" as alternativas que correspondem às suas características:
 - São bons condutores de calor e de electricidade;
 - Apresentam um brilho característico, chamado brilho metálico;
 - São bem solúveis em água e a sua solubilidade vai diminuindo com o aumento do seu peso;
 - São gases, com excepção do alumínio, que é líquido.

Introdução

Seja bem-vindo a esta lição que está relacionada com o nosso dia-a-dia. Estamos a falar da água. Como é do seu conhecimento, a água costuma ser definida por aquilo que não tem. Segundo a definição, ela é um líquido **incolor** (não tem cor), **inodoro** (sem cheiro) e **insípido** (sem sabor). Na verdade, essa definição refere-se à água pura. Contudo, é difícil encontrar água pura. Um dos exemplos é a água destilada que é usada em baterias de automóveis. Portanto, para esse fim, é pura. Por seu turno, a água dos rios, dos mares ou da torneira é uma mistura de diversas substâncias. Assim, nesta lição iremos abordar a sua constituição e a de várias formas de existência da água na face da terra.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a composição química da água;
- Distinguir os tipos de água;
- Explicar as diferentes formas de contaminação da água;
- Distinguir os agentes poluentes de água;
- Mencionar as doenças causadas pela água contaminada;



Para uma boa aprendizagem desta lição precisa de fazer a leitura durante 60 minutos.



Ocorrência da água na natureza

No módulo anterior aprendeu que a matéria tem a característica de poder mudar de seu estado físico inicial passando para outro. Certamente, apercebeu-se que quando colocamos uma panela com água em estado líquido no fogão aceso, volvido algum tempo, ela ferve, passando, desta forma, para o estado gasoso e quando esta é colocada em uma geleira, passa para o estado sólido. Essas mudanças são resultado da acção de um factor externo: o calor.

Entretanto, na Natureza a água é encontrada em três (3) estados físicos: sólido, líquido e gasoso. No estado **líquido**, ocorre nos mares, rios, lagos, poços, etc. Veja a figura que se segue.



Fig. 17 – Água no estado líquido



No estado **sólido**, ocorre nas regiões polares do globo terrestre, nos glaciais, em forma de neve ou granizo, etc. Veja a figura 18.



Fig. 18 – Água no estado sólido

No estado **gasoso**, ocorre na forma de vapor resultante da evaporação da água líquida. Veja a figura 19.



Fig. 19 – Água no estado gasoso

Como é que ela é constituída?

Composição química da água

Do estudo feito, concluiu-se que a molécula da água pura é quimicamente constituída por dois (2) átomos de **hidrogénio** e um (1) átomo de **oxigénio**, quimicamente ligados entre si, cuja **fórmula química** é H_2O . Veja a figura 20.



Fig. 20 – Composição química da água

A escrita dessa fórmula obedece ao que já aprendeu: a apresentação dos símbolos dos elementos (H, O); a colocação das valências I e II, respectivamente; a troca das valências e, por fim, a fórmula final.

Na atmosfera, pode igualmente ser encontrada em pequenas quantidades sob forma de chuvas ácidas, que resultam da sua reacção com determinados gases, como *dióxido de enxofre* (SO_2), *óxidos de nitrogénio* (NO ; NO_2 ; N_2O_5) e *dióxido de carbono* (CO_2) – formando o que chamamos de **chuvas ácidas**.

Quais são as principais características da água?

Fique atento ao que a seguir vamos apresentar.

Propriedades físicas da água

A água é um líquido incolor, inodoro, insípido, com ponto de fusão (PF) igual a 0° C e ponto de ebulição (PE) igual 100° C.

Importância da água

Caro(a) aluno(a), você conhece a grande importância da água para a vida de todos os seres vivos, daí o slogan “*sem água não há vida*”. Ela pode ser usada para beber, para a higiene, para a agricultura na irrigação, para a indústria e para diversos fins.

Nos **rios, mares e lagos** pode ser usada como via de comunicação.

Nos **serviços ambientais**, que são a ligação entre os ecossistemas, o bem-estar humano e a economia.

São vários serviços que a água presta, tais como:

- Regulação do clima;
- Regulação do fluxo hidrológico;
- Reciclagem de nutrientes;
- Desporto e Recreação, etc.

Alguns serviços ambientais prestados pela água e que são substituíveis pelo capital humano.

Serviços ambientais prestados pela água	Serviços ambientais prestados pelo Capital humano
Infiltração, escoamento, reciclagem de nutrientes	Sistemas de abastecimento de água e de saneamento
Infiltração	Sistemas de drenagem
Reciclagem de nutrientes	Sistemas de tratamento de águas residuais
Reciclagem de nutrientes, precipitação	Sistemas de rega

Tipos de água

Sob ponto de vista de qualidade podemos ter 3 tipos da água:

- ✓ Potável;
- ✓ Salobre;
- ✓ Mineral (frias e termais).

Água potável

É aquela que é própria para beber.

Ela deve ser incolor, inodora, fresca, agradável para matar a sede e deve fazer bastante espuma quando agitada com sabão.

Água salobre

É imprópria para o consumo humano e mesmo industrial.

Geralmente apresenta cor, cheiro desagradável, microrganismos causadores de doenças ou substâncias químicas prejudiciais ao organismo humano.

Água mineral

É rica em minerais benéficos para o funcionamento do organismo e sem microrganismos causadores de doenças.

Nela existem pequenas quantidades de sais minerais que fazem bem ao organismo.

As águas minerais podem ser:

Frias - quando sai da nascente, com temperatura abaixo de 25° C-.

Termais - quando sai da nascente com temperatura acima de 25° C.

Poluição e agentes poluentes da água

É do seu domínio que água no estado líquido ocorre nos mares, rios, lagos, poços entre outras formas. Então, quando se fala da **poluição da água**, está em referência o processo de contaminação ou deposição de objectos indesejáveis (lixo) na água dos rios, lagos, nascentes, além de mares e oceanos. Trata-se de um problema sócio ambiental de elevada gravidade, pois, embora a água seja um recurso natural renovável, ela pode tornar-se cada vez mais escassa.

A principal causa da poluição das águas é o desenvolvimento desenfreado das actividades económicas, sobretudo nas cidades, com o aumento da deposição indevida de lixo advindo do sistema de esgoto e saneamento. Outra causa também apontada é o destino incorrecto do lixo por parte da população, que atira objectos nos cursos da água por pura falta de conscientização ambiental.

Qual é a origem da poluição da água?

Do ponto de vista científico, podemos mencionar quatro principais origens de poluição da água:

- **Poluição sedimentar:** que ocorre quando existem partículas em suspensão. Essas partículas vêm do solo, em função da erosão, do desmatamento ou mesmo da extracção de minérios. Os sedimentos bloqueiam os raios solares e interferem na capacidade dos animais em encontrar alimentos;
- **Poluição biológica:** causada por detritos domésticos e industriais, lançados nos esgotos, sem tratamento prévio;
Além de resíduos de materiais tóxicos utilizados na indústria, os efluentes não tratados podem conter microrganismos patogénicos, como vírus, bactérias, protozoários e vermes;

- **Poluição térmica:** que ocorre quando a temperatura de um ecossistema é elevada ou reduzida. Com isso, vários organismos não conseguem resistir, afectando directamente a biodiversidade;
- **Poluição por agentes químicos:** que pode ser intencional ou accidental, decorrente do descarte inadequado de resíduos contaminantes em cursos da água, rios e mares. Essa contaminação causa grandes danos à vida marinha e prejudica todo o ecossistema.

Doenças causadas pela água contaminada

Como é do seu conhecimento, a água pode causar sérios problemas para o Homem.

As principais consequências da poluição da água, além do comprometimento do ambiente para gerações futuras, são as **doenças** causadas pelo consumo ou exposição ao recurso contaminado. As principais doenças são:

- **Diarreia:** é definida como mais de duas evacuações aquosas (bastante líquidas) diárias ou mais do que é o habitual para aquela pessoa. Pode ocorrer ainda a perda da consistência das fezes com ou sem a presença de muco ou sangue.
- **Cólera:** é uma doença que afecta o intestino delgado e é causada pela bactéria vibrião colérico, que entra no organismo de um indivíduo por meio do consumo de água e de alimentos que foram previamente contaminados pelo bacilo. Essa é uma doença relacionada maioritariamente à higiene e ao saneamento básico sendo que em regiões onde há uma falta de infra-estrutura básica, como redes de esgoto, é comum ter vários casos de cólera assolando a população local. A cólera é uma condição relativamente grave, que pode levar o paciente a óbito.
- **Malária:** é muito frequente em regiões com águas sujas e estagnadas. É causada pela picada do mosquito fêmea. A malária é responsável pela morte de muitas pessoas no mundo.
- **Filarioses:** também conhecidas como elefantíase, são transmitidas por parasitas que se instalam na pele através da picada de mosquito. Causam um inchasso das pernas, daí o nome elefantíase.
- **Hepatite:** a hepatite é a inflamação do fígado, que na maioria dos casos é causada por vírus, porém pode também acontecer como consequência do uso excessivo e indiscriminado de medicamentos, do consumo excessivo de bebidas alcoólicas ou ser devido a uma alteração auto-imune. Os sintomas podem surgir poucos dias após o contacto com o vírus, podendo ser observada coloração amarelada da pele e da parte branca do olho, dor de cabeça e mal-estar geral.

Muito bem, agora que terminou com a leitura vamos responder às seguintes questões para ver se compreendeu ou não.



Exercícios

1. Em que estados físicos podemos encontrar a água na natureza?
2. Quais são as propriedades físicas da água?
3. Descreva alguns aspectos que fazem com que a água seja importante.
4. Fala da qualidade da água?
5. Aponte pelo menos três doenças causadas pela água contaminada.

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:

Na natureza a água ocorre em estado líquido, sólido e gasoso, podendo ser classificada em água potável, salobre e mineral.

A molécula de água é formada por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio.

Por acção externa, a água pode sofrer poluição. As mais comuns formas de poluição da água são: poluição sedimentar, poluição biológica, poluição térmica e poluição por agentes químicos.

Quando contaminada a água pode causar doenças tais como leptospirose, amebíase, febre tifóide, diarreia, cólera e hepatite.

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. Sólido, Líquido e Gasoso.
2. É um líquido incolor, inodoro, insípido, com ponto de fusão (P.F.) igual a 0° C e ponto de ebulição (P.E.) igual 100° C.
3. A água é importante na vida das plantas, dos animais e do próprio homem. É usada para beber, tomar banho, regar os campos de cultivo, para as indústrias, etc.
4. Nos rios, mares e lagos serve como via de comunicação.
5. Água Potável, Água Salobre e Água Mineral.
6. Diarreia, leptospirose e hepatite.

LIÇÃO Nº 8: Métodos de tratamento da água

Introdução

Por natureza, a água é conhecida por ser pura, pois é composta por átomos de hidrogénio e oxigénio fortemente ligados. No entanto, o abastecimento de água em todo o mundo precisa de compartilhar espaço com outras coisas, como materiais orgânicos, minerais, produtos químicos e poluentes produzidos pelo homem. Isso traz uma solução intolerável, pois pode conter bactérias e vírus mortais, entre outros agentes causadores de doenças.

A seguir, estão alinhadas as diferentes técnicas para tratamento da água para o consumo humano.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever os métodos de tratamento da água;



Para uma boa aprendizagem desta lição precisa de fazer a leitura durante 45 minutos.



Métodos de tratamento da água

Caro estudante, não é novidade para si que a água que consumimos geralmente vem de duas fontes naturais. Quais são então essas fontes?

Lembre-se que quando se viaja pelo país adentro, é frequente recorrermos a água do rio para o consumo humano e as regiões que se encontram distantes dos rios recorrem a água dos poços.

As águas que consumimos podem ser **águas superficiais** e **águas subterrâneas**.

Águas superficiais

Falamos de **fontes superficiais** quando a água é captada em rios ou lagos, onde é transportada por tubos até uma estação de tratamento e só depois serve para o consumo.

Vejam os então, como é que se faz o tratamento da água.

Quando sai do rio ou do lago, a água captada é depositada em reservatório para o qual foi bombeada e passa por um *tanque*, que contém **carvão activado**, o qual retém, na sua superfície por **adsorção**, substâncias responsáveis por cheiros e gostos desagradáveis.

Em seguida, já em outro tanque, a água recebe adição de *sulfato de alumínio*, $Al_2(SO_4)_3$, o *carbonato de sódio*,  também chamado de barrilha ou *óxido de cálcio*, também conhecido como cal viva

que formam flocos. As impurezas que passaram pelo primeiros tanques aderem nesses flocos, resultando em estruturas maiores e de maior massa, as quais se **decantam** ao passarem pelo próximo tanque, o de **sedimentação**.

Antes de ser enviada às residências ou fontenárias, a água passa por um outro tanque, no qual é **filtrada**.

Em seguida, recebe **cloro** (que elimina *microrganismos*, como as bactérias) e **flúor** (que é importante na prevenção de *cárie*), que garantem a sua **purificação**. Veja a figura a seguir.

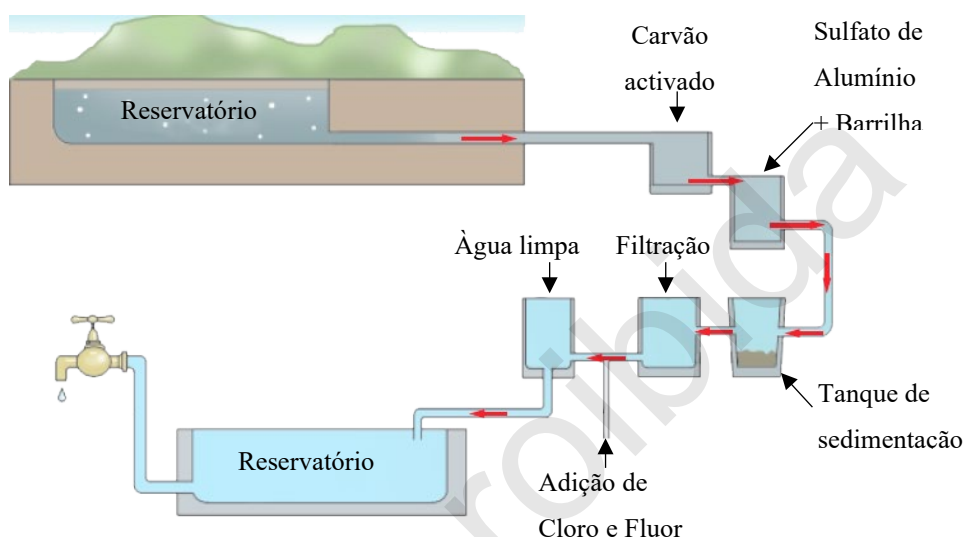


Fig. 21 – Esquema do processo de captação, tratamento e distribuição da água

Fontes subterrâneas

Nas **fontes subterrâneas**, a água é tirada de baixo da terra por meio de furos e poços e geralmente não passa das estações de tratamento, por isso pode conter **coliformes fecais**, daí a necessidade de ferver antes de ser consumida.

Como pode ver, o tratamento da água depende do tipo de poluente existente.

Quando a água está contaminada por *microrganismos* deve ser fervida para matá-los.

Quando está contaminada por *substâncias químicas* deve-se adicionar produtos químicos para a sua purificação.

Sempre, antes de beber ou utilizar a água é preciso ter a certeza que ela está em condições de ser utilizada.

Para que fins é usada a água?

Não há dúvida que usamos a água para vários fins, dentre eles: cozinhar, beber, tomar banho e lavar a roupa. Este tipo de uso em residências corresponde a somente cerca de 10% do uso da água.

Os restantes cerca de 90% são utilizados em actividades agrárias e industriais.

Nos centros urbanos, a água utilizada retorna ao meio ambiente contendo uma grande quantidade de resíduos líquidos e sólidos, são as chamadas **águas negras**, as quais são recolhidas por um sistema de esgotos. Por conter tais resíduos e, em grande quantidade, o retorno da água aos rios, lagos e reservatórios deve ser precedido de processo de tratamentos a que já nos referimos acima, caso não, esta vai contaminar as fontes.

Como pode notar, é importante garantir o tratamento e conservação da água. Uma das formas de conservação é manter a água em recipientes limpos.



Exercícios

1. Quais as fontes de abastecimento da água que conhece?
2. O entende por água potável?
3. O que são águas negras e como é que parecem?
4. Como deve ser conservada a água que se consome nas casas?

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 existem duas fontes principais de água para o uso para diferentes fins: as fontes de águas superficiais e águas subterrâneas. Para ambas, antes da água chegar o local de consumo ele é susceptível de ficar contaminada tanto por resíduos líquidos como sólidos, além dos microrganismos que alteram a sua qualidade para o necessário uso.

Como tal, independentemente da fonte, a água deve ser submetida a um processo de tratamento prévio ao consumo, garantindo a reposição das características desejáveis. Assim, para as águas superficiais, existe o sistema de tratamento de água que consiste na decantação, filtração, purificação com recurso a materiais e substâncias adequadas para o efeito.

Para as águas subterrâneas, geralmente recorre-se a fervura e ou adição de produtos químicos com poder de eliminar microrganismos ou purificá-la.

Mesmo assim, para qualquer tipo de água para o consumo humano, recomenda-se a sua boa conservação em locais limpos.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção



Chave de Correção

1. As fontes de abastecimento da água do consumo são superficiais e subterrâneas.
2. Água potável é aquela própria para beber. Ela deve ser incolor, inodora, fresca e agradável para matar a sede.
3. As águas negras são as que provêm dos esgotos, produzidas após a utilização nos centros urbanos. Contém resíduos provenientes das casas de banho, latrinas, cozinhas, etc.
4. A água que se consome nas casas deve ser conservada em recipientes limpos e bem tapados de modo a evitar a contaminação.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 9: Água como solvente

Introdução

Quando se pretende tomar chá, geralmente deita-se água quente na chávena e acrescenta-se algumas colheres de açúcar e mexe-se o conteúdo com recurso a uma colherinha. O que acontece com o açúcar depois de mexer? E por quê? Será que deitando areia na mesma chávena com água quente acontece o mesmo? E por quê?

Nesta lição você vai aprender conceitos como solução, soluto, solvente, solubilidade, entre outros, que irão ajudar a responder aos questionamentos acima e mais.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir os seguintes conceitos: solubilidade, dissolução, diluição, solução, substâncias solúveis e não solúveis, soluto e solvente;
- Classificar as soluções quanto à concentração;
- Identificar e dar exemplos de diferentes tipos de soluções.



Para uma boa aprendizagem desta lição precisa de fazer a leitura durante 60 minutos.



Solução, soluto e solvente

Aquando do estudo das misturas no módulo anterior, classificamo-las em misturas heterogéneas e homogéneas. Estas últimas dissemos que também se chamavam de soluções. Por exemplo, quando colocamos uma colherinha de açúcar em uma chávena, ele dissolve-se formando uma mistura homogénea que é a que não conseguimos identificar todos os seus componentes a olho nu.

Entretanto, sabemos que para a constituição da solução, há uma substância que se dissolve na outra. É daí que surgem os conceitos de soluto e solvente.

Soluto: *é a substância que se dissolve ou que é dissolvida na outra.*

É o componente que adquire o estado físico do solvente e geralmente entra em menor quantidade. É o meio disperso.

Solvente: *é a substância que dissolve a outra (o soluto).*

É o componente que na solução mantém o seu estado físico original e, geralmente, é mais abundante na solução. Desta forma, a água, por exemplo, é considerada solvente universal. Veja a figura que segue.

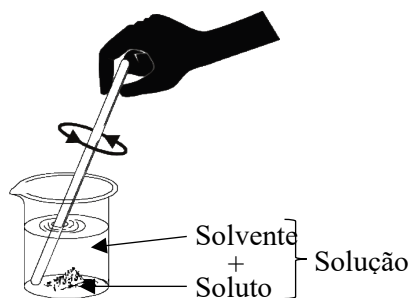


Fig. 22 – Obtenção de uma solução

Então podemos afirmar que uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias, o solvente e o soluto, que adquirem aspecto homogêneo. Veja a estrutura a seguir.

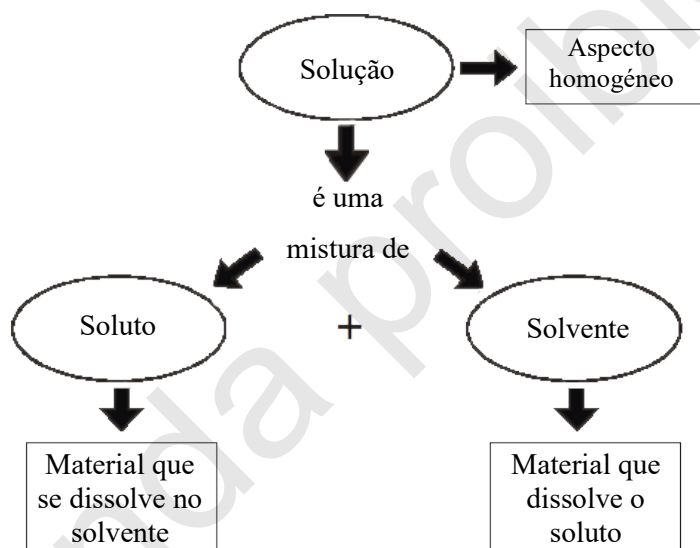


Fig. 23 – Esquema da composição de uma solução

Exemplo:

Solução (Mistura homogênea)	Soluto	Solvente
Mistura de sal da cozinha e água	Sal da cozinha	Água

As soluções são constituídas por moléculas ou iões e podem ser *sólidas*, *líquidas* ou *gasosas*.

Caro(a) aluno(a), para a formação das soluções, como já referimos, o soluto é dissolvido pelo solvente. Será que todas as substâncias (solutos) dissolvem-se com mesma facilidade no solvente? A resposta encontramos-la já a seguir.

Sustâncias solúveis e não solúveis

Conforme acabamos de referir, para se formar uma solução, alguma substância tem de se dissolver na outra. A esse acto, chamamos de solubilidade. Dito de outro modo, a solubilidade é a capacidade

do solvente dissolver o soluto. Esta a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida num certo volume de solvente, a uma dada temperatura.

Exemplo:

A água quente dissolve maior quantidade de açúcar em relação a água fria.

Existe, também, o conceito de *Dissolução*. Este é o acto de o soluto se dissolver num solvente.

Neste processo, as partículas do soluto distribuem-se por toda extensão do solvente.

Certamente que você sabe que nem todas substâncias se dissolvem noutras. Como tal, encontramos substâncias **solúveis e insolúveis**.

Substâncias solúveis: são as que se dissolvem em outra.

Considerando que a água é o solvente universal, podemos afirmar que as substâncias solúveis são aquelas que se dissolvem na água.

Exemplo:

Sal da cozinha, açúcar, álcool, etc., em água.

Substâncias pouco solúveis: são aqueles que se dissolvem com pouca facilidade.

Exemplo: Hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2

Substâncias insolúveis: são aquelas que não se dissolvem em água, em nenhuma proporção.

Exemplos:

Pedra, giz, areia, madeira, plástico, vidro, etc.

Dependendo da composição de cada solução, encontramos uma variabilidade de tipos de soluções.

Então veja, quais são esses tipos.

Tipos de soluções

As soluções podem ser líquidas, sólidas ou gasosas.

Soluções líquidas

As soluções líquidas formam-se pela mistura de:

1. Um líquido + um sólido – por exemplo: a água salgada.
2. Um líquido + um líquido – por exemplo: água e álcool.
3. Um líquido + um gás – por exemplo: um refresco



Fig. 24 —O refresco é uma Solução líquida

Soluções sólidas

Nas **soluções sólidas**, o **solvente**, que é o material que dissolve outro material e está sempre em maior quantidade, é **sempre sólido**. O **soluto**, que é o material que se dissolve no solvente e

está sempre em menor quantidade, pode ser **sólido, líquido ou gasoso**. As **soluções sólidas** formam-se pela mistura de:

1. **Um sólido + um sólido** Exemplo: cimento onde se mistura areia com calcário e gesso
2. **Um sólido + um líquido** Exemplo: as amálgamas, que são soluções em que um dos participantes: o mercúrio (único metal líquido à temperatura ambiente) mistura-se com outro metal.
3. **Um sólido + um gás** Exemplos deste tipo de soluções são raros e acontecem em processos industriais. Observe a figura que se segue.



Fig. 25 – O cimento é uma solução sólida

Soluções gasosas

Nas **soluções gasosas** o **solvente** é **gasoso** e o **soluto** é **gasoso**. As soluções gasosas formam-se pela mistura de:

Um gás + um gás – por exemplo: ar sem poeira.

Como sabe, o ar é uma mistura de oxigénio, nitrogénio, hidrogénio, e vapor de água.

Seja como for, caro(a) aluno(a), sempre que se aplicar o termo solução e não se especificar o tipo (líquida, sólida ou gasosa) é porque se trata de uma **solução líquida**. Veja a figura que se segue.



Fig. 26 – A água da torneira é uma solução de sais minerais em água

Será que todas as soluções líquidas têm o mesmo aspecto? Se, por exemplo, deitar duas colherinhas de açúcar em uma chávena de água e, um outro indivíduo, deitar 7 colherinhas de açúcar em igual quantidade de água, as soluções formadas terão mesma qualidade?

Himm..., claro que não, não é? Então, vamos abordar uma grandeza que nos permite qualificar as soluções: a **concentração**. A **concentração de uma solução** é a quantidade de soluto contida numa determinada quantidade de solução ou de solvente.

A concentração das soluções relaciona as quantidades de soluto e de solvente que constituem uma determinada solução.

Por exemplo, você já deve ter ouvido falar de leite condensado. Este claramente mostra que há uma grande quantidade de soluto em pequena quantidade de solvente, daí que se apresenta muito denso, ou seja, bastante concentrado. Entretanto, se retirar da lata de leite condensado umas três colherinhas deste e deitar numa chávena com água, o leite ficará menos concentrado, pois terá pouco soluto em grande quantidade de solvente.

Existem sumos concentrados que geralmente são comercializados em pacotinhos, que apresentam a indicação da quantidade de água recomendável para dissolver aquele conteúdo. Ora, se o ideal é um pacote em 5 litros de água, se se deitar um pacote em 1 litro, está claro que este último ficará muito concentrado.

Com base nesses exemplos, podemos ter bases para classificar as soluções.

Classificação de soluções quanto a quantidade de soluto e do solvente

Tendo como base a relação de quantidade de soluto e do solvente que constituem a solução, encontramos soluções: ***concentradas, diluídas e supersaturadas.***

Soluções concentradas: que são as que apresentam máxima quantidade de soluto que possa ser dissolvido naquela quantidade de solvente.

Soluções diluídas: que são as que apresentam menor quantidade de soluto para a quantidade de solvente dada.

Acreditamos que você possa encontrar exemplos mais apropriados que elucidem cada tipo de solução. Lembre-se, por exemplo, da quantidade de açúcar no seu chá, quando é que será uma solução diluída, concentrada e supersaturada.

Diluição de uma solução: é o acto de tornar uma solução menos concentrada, isto é o processo de redução da concentração de uma solução.

A redução da concentração de uma solução pode ser feita de duas (2) maneiras:

- ✓ Aumentando o solvente (*o que é mais prático*);
- ✓ Diminuindo o soluto (*o que é muito difícil*).

Dependendo das unidades em que se faça a medição da quantidade de soluto, encontramos **contracção molar e concentração percentual**, no entanto, destas falaremos na próxima lição.

A auto-avaliação constitui o momento de se certificar se, de facto, você assimilou devidamente o que acabou de aprender. Para tal, responda às questões que lhe apresentamos a seguir, que lhe ajudarão a ter a certeza do quanto conseguiu entender nesta matéria.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) A água do mar é uma solução.
 - b) A água destilada é uma solução.
 - c) O sumo de limão é uma solução.
 - d) A mistura de areia e óleo gera uma solução.
2. Assinale com um X a alternativa que é referente a uma solução:
 - a) É uma substância.
 - b) É uma mistura heterogénea.
 - c) É uma mistura homogénea.
 - d) É um composto.
3. Assinale com um X apenas os exemplos de soluções sólidas:
 - a) Pregos
 - b) Tinta de escrever
 - c) Sumo de caju
 - d) Cimento
4. Marque com um X a afirmação correcta:
 - a) Nas soluções líquidas os componentes só podem ser líquidos.
 - b) Nas soluções líquidas um dos componentes tem de ser líquido e o outro tem que ser sólido.
 - c) Nas soluções líquidas um dos componentes tem de ser líquido e o outro tem que ser gasoso.
 - d) Nas soluções líquidas um dos componentes tem de ser líquido (em maior quantidade) e os outros podem ser líquidos, sólidos ou gasosos.
5. Quando se mistura uma pequena porção de açúcar em água, o que se obtém é: (assinale com um X a resposta correcta.)
 - a) Uma solução diluída.
 - b) Uma solução concentrada.
 - c) Uma solução superconcentrada.
 - d) Uma solução molar.

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:

Uma solução é uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias, em que não se consegue distinguir os seus componentes.

O soluto: é a substância dissolvida e o solvente, a substância que dissolve.

Quando o solvente é a água dizemos que se trata de uma solução aquosa.

Existem soluções sólidas, líquidas e gasosas. O critério para a sua classificação é baseado no estado físico dos componentes da solução. Dependendo da relação entre a quantidade do soluto e o solvente que constituem uma solução, encontramos soluções concentradas e diluídas, respectivamente, para a existência de máxima quantidade de soluto que se pode dissolver e pouca quantidade.

Quanto maior for a quantidade de soluto dissolvido por unidade de volume de solução, mais concentrada é a solução obtida.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na Chave de Correção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. Continue assim. Se não, procure reler a sua lição e resolva novamente as questões apresentadas.



Chave de Correção

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

LIÇÃO Nº 10 - Concentração molar e percentual de uma solução

Introdução

No nosso dia-a-dia, as soluções líquidas têm sido as mais faladas e de relativa facilidade de medição da quantidade de soluto e do respectivo solvente. Consoante as quantidades envolvidas, vimos que podemos ter soluções concentradas e outras diluídas.

Nesta lição vai aprender a determinar a concentração de uma solução, tendo como base os dois tipos de concentração a que nos referimos na lição anterior, nomeadamente: concentração molar e concentração percentual.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Resolver problemas de cálculos de concentração molar e percentual;
- Realizar experiências químicas sobre a preparação de soluções.



Para a melhor compreensão da lição precisa de estudar durante 90 minutos.



Concentração molar e percentual de uma solução

Como pode ser expressa a concentração de uma solução?

Caro(a) aluno(a), existem vários critérios para expressar a concentração de uma solução, sendo que, em todos os casos, as formas são baseadas na relação soluto/solução.

A concentração de uma solução é tanto maior quanto mais soluto estiver dissolvido em uma mesma quantidade de solvente e pode ser expressa de diversas formas.

Concentração molar

Concentração molar - é a relação entre a quantidade de soluto dissolvido (em moles) e a quantidade da solução (em litros).

A **concentração molar** “ C_M ” é também considerada como o quociente entre a quantidade de soluto “ n ” em moles e o volume da solução “ V ” em litros.

$$C_M = \frac{n}{V}$$

Onde:
$C_M \rightarrow$ Concentração molar
$n \rightarrow$ n° de moles do soluto
$V \rightarrow$ volume da solução

C_M –Representa a concentração molar da solução (vem expressa em mole por litro, cujo símbolo é mol/l ou mol/dm³).

n – Indica o número de moles do soluto (mol).

V – Representa o volume total da solução (vem expresso em decímetros cúbicos ou litros (dm³ ou l)).

Concentração percentual

Concentração percentual - é a quantidade de soluto expressa em gramas dissolvidos em 100 gramas de solução.

$$C\% = \frac{m_1 (\text{massa do soluto})}{m_2 (\text{massa da solução})} \times 100\%$$

Onde:

C% – Concentração percentual

m₁ – Massa do soluto em gramas (g)

m₂ – Massa da solução (g)

Esta outra fórmula matemática também nos pode levar ao mesmo resultado.

$$C_p = \frac{mA}{mA + mB} \times 100\%$$

Onde:

C_p = Concentração percentual

mA = Massa do soluto

mB = Massa do solvente

mA + mB = Massa da solução

Como já temos as expressões matemáticas que nos permitem determinar tanto a concentração molar como a concentração percentual, vamos, a seguir, proceder a exemplificação de como é que se faz os cálculos destas concentrações.

Cálculos das concentrações

Cálculo da concentração molar

1. Qual é a concentração molar de 500 ml de uma solução aquosa que contém 2,8 gramas de hidróxido de sódio (NaOH).

Resolução

Caro(a) aluno(a), para resolver este exercício procede-se da seguinte maneira:

- ✓ Extraí-se, primeiro, os dados face a interpretação do enunciado.
- ✓ Apresenta-se a fórmula de cálculo.
- ✓ Procede-se aos cálculos aplicando as regras matemáticas.

Dados	Fórmulas	Cálculo / Resolução
$C_M = ?$ $m(\text{NaOH}) = 2,8\text{g}$ $M(\text{NaOH}) = 40\text{g/mol}$ $V = 500\text{ ml} = 0,5\text{ l}$	$C_M = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ $C_M = \frac{m}{MV}$	$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{2,8\text{g}}{40\text{g/mol} \times 0,5\text{L}} = \frac{2,8\text{g/mol}}{20\text{g/L}}$ $C_M = 0,14\text{M}$
R: A concentração molar da solução é de 0,14 molar.		

2. Foram dissolvidos 3,0 gramas de cloreto de sódio (NaCl) em água até completar 250 ml da solução. Determina a concentração molar do sal.

Dados	Fórmulas	Cálculo / Resolução
$C_M = ?$ $m(\text{NaCl}) = 3,0\text{g}$ $M(\text{NaCl}) = 58,5\text{g/mol}$ $V = 250\text{ mL} = 0,25\text{ l}$	$C_M = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ $C_M = \frac{m}{MV}$	$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{3,0\text{g}}{\frac{58,5\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25\text{L}} = \frac{3,0\text{g}}{14,6\text{g/L}}$ $C_M = 0,2\text{ M}$
R: A concentração molar da solução é de 0,2 molar.		

Cálculo da concentração percentual

1. Qual é a concentração percentual de uma solução aquosa que contém 20,0 gramas de hidróxido de sódio (NaOH) dissolvido em 80,0 gramas de água (H₂O).

Dados	Fórmulas	Cálculo / Resolução
$m_A(\text{NaOH}) = 20\text{g}$ $m_B(\text{H}_2\text{O}) = 80\text{g}$ $m_A + m_B = 100\text{g}$	$C_P = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100\%$	$C_P = \frac{20\text{g}}{100\text{g}} \times 100\% = 20\%$
R: A concentração percentual da solução é de 20%		

2. Foram dissolvidos 30,0 gramas de cloreto de sódio (NaCl) em 300,0 gramas de água. Determina a concentração percentual da solução.

Dados	Fórmulas	Cálculo / Resolução
$m_A (\text{NaCl}) = 30\text{g}$ $m_B (\text{H}_2\text{O}) = 300\text{g}$ $m_A + m_B = 330\text{g}$	$C_p = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100\%$	$C_p = \frac{30\text{g}}{330\text{g}} \times 100\% = 9,0\%$
R: A concentração percentual da solução é de 9,0%		



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência 1: Preparação de uma solução de cloreto de sódio (Sal da cozinha)

Materiais	Substâncias
✓ Três copos de vidro ✓ Garrafa de 1 litro água (ou balão volumétrico) ✓ Colher de chá	✓ Sal de cozinha (Cloreto de Sódio) ✓ Açúcar castanho ✓ Água da torneira

Procedimento

- Colocar uma colherinha de sal num copo;
- Adicionar água até à metade do copo e agitar até a sua completa dissolução;
- Transferir a solução para uma garrafa de 500 ml e acrescentar a água até enche-la;
- Fechar a garrafa e guardar.

Procedendo deste modo, tem-se preparada a **solução de cloreto de sódio**.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência 2: Preparação de soluções diluída e concentrada de açúcar

Procedimento

- Colocar uma colherinha de açúcar num copo;
- Adicionar água até à metade do copo e agitar até a sua completa dissolução ;
- Noutro copo, adicione água até à metade;
- Vai adicionando açúcar no segundo copo, enquanto agita;
- Quando o açúcar não mais se dissolver interrompa a adição do açúcar.

Observação/Explicação

- Observe as tonalidades das duas soluções e compare-as;

- Compare as viscosidades das soluções dos dois copos colocando uma gota na mão e massagear com um dedo;
- Ao observar as duas soluções nos copos, notará que a solução do primeiro copo é mais clara que a do segundo copo;
- Ao massagear a primeira solução nota-se que não é viscosa enquanto que a segunda solução é muito viscosa.

Conclusão

- A segunda solução é a mais escura e mais viscosa porque contém mais soluto (açúcar) e, portanto, é a mais concentrada.

Muito bem, você chegou ao fim desta lição. Agora lhe propomos que resolva as questões que se seguem. Certifica-se se de facto você assimilou devidamente o que acabou de aprender, resolvendo as questões que se seguem.



Exercícios

1. Determine a concentração molar de uma solução com 50 gramas de sacarose (açúcar) $C_{12}H_{22}O_{11}$ em 100 ml de água. Assinale com X a resposta correcta (Dados: C = 12; H = 1 e O = 16.):
 a) 0,15 M b) 1,5 M c) 15 M d) 0,5M
2. Calcule a concentração molar de *cloreto de potássio* (KCl) numa solução com 5,0 moles deste sal em 500 ml de água. Assinale com X a resposta correcta:
 a) 0,01 M b) 0,10 M c) 1,00 M d) 10,0 M
3. Calcule a concentração percentual de uma solução preparada a partir da dissolução de 368 gramas de Glicerina ($C_3H_8O_3$), em 1600 gramas de água (H_2O). Assinale com X a resposta correcta:
 a) 0,187 % b) 1,87 % c) 18,7 % d) 187 %
4. A água do mar tem, em média, 2,5 % de cloreto de sódio (NaCl). Qual massa de água do mar contém 300 gramas desse sal? Assinale com X a resposta correcta:
 a) 0,012 Kg b) 0,12 Kg c) 1,2 Kg d) 12 Kg

5. Qual é a massa de solvente necessária para o preparo de uma solução 10% quando se usa 15 gramas de soluto? Assinale com X a resposta correcta:

- a) 135 g b) 13,5 g c) 1,35 g d) 0,135 g

Muito bem, 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:

Existe uma relação entre a quantidade de soluto, n , em moles, e o volume de solução, V . A essa relação designa-se por concentração molar.

Uma outra relação pode ser encontrada entre a massa ou (volume) de um dos componentes, soluto ou solvente, em 100 unidades da solução, expressa em massa/massa (ou volume/volume) a que chamamos de concentração percentual ou percentagem.

As duas relações permitem exprimir a quantidade de soluto existente numa solução, o que mostra se a solução é diluída ou então concentrada.

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)

Dados	Fórmulas	Cálculo
$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 50,0\text{g}$ $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 322 \text{ g/mol}$ $V = 100 \text{ mL} = 0,1\text{L}$	$C_M = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ $C_M = \frac{m}{MV}$	$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{50\text{g}}{\frac{322\text{g}}{\text{mol}} \times 0,1\text{L}} = \frac{50\text{g}}{32,26\text{g/L}}$ $C_M = 1,5\text{M}$

Resposta: A concentração molar da solução é de 1,5 Molar.

2. d)

Dados	Fórmulas	Cálculo
-------	----------	---------

$n(\text{KCl}) = 5,0 \text{ mol}$ $V = 500 \text{ mL} = 0,5\text{L}$ $C_M = ?$	$C_M = \frac{n}{V}$	$C_M = \frac{5 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 10 \text{ mol/L}$ $C_M = 10 \text{ M}$
Resposta: A concentração molar da solução é de 10,0 Molar.		

3. c)

Dados:	Fórmula: $C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \times 100$
$m_1 = (\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 368\text{g}$	A massa da solução é o resultado do somatório das massas do soluto e do solvente: $m = m_1 + m_2 = 368 + 1600 = 1968\text{g}$
$m_2 = (\text{H}_2\text{O}) = 1600\text{g}$	A concentração percentual será:
$m = m_1 + m_2 = 1968\text{g}$	$C\% = \frac{m_1}{m} \times 100 \Rightarrow \frac{368}{1968} \times 100 = 18,70\%$
$C\% = ?$	

Resposta: A concentração percentual da solução é 18,70%.

4. d)

4. Dados:	
$C\% = 2,5\%$	Fórmula: $C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \times 100 \Rightarrow$ Teremos: $C\% = \frac{m_1}{m} \times 100$
$m_1 = (\text{NaCl}) = 300\text{g}$	
$m = m_1 + m_2 \dots$	$\rightarrow m = \frac{m_1 \times 100}{C\%} = \frac{300 \times 100}{2,5} = 12000\text{g} = 12,0 \text{ kg}$
$m = ?$	

Resposta: A massa de água do mar que contém 300 g de NaCl é 12,0 kg

5. a)

Dados:	Fórmula: $C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \times 100 \Rightarrow$ Teremos: $C\% = \frac{m_1}{m} \times 100$
$C\% = 10\%$	Então, a massa da solução será: $m = \frac{m_1 \times 100}{C\%} = \frac{15 \times 100}{10} = 150\text{g}$
$m_1 = 15\text{g}$	Mas a massa da solução é resultado do somatório das massas do soluto e do solvente: $m = m_1 + m_2$
$m = m_1 + m_2$	$\rightarrow m_2 = m - m_1 = 150 - 15 = 135 \text{ g}$
$m_2 = ?$	

Resposta: A massa de solvente necessária é 135 gramas.

Introdução

Em lições anteriores abordamos conteúdos referentes à tabela periódica, onde afirmamos que esta é uma ordenação dos elementos químicos segundo a sequência crescente dos seus números atômicos (Lei periódica de Moseley). Essa ordenação tem o hidrogénio como primeiro elemento químico.

Dado o lugar especial que ele ocupa no sistema periódico, vamos, nesta lição, dedicar a nossa atenção ao conhecimento deste elemento, com destaque à história da sua descoberta, às suas características, aos métodos de sua obtenção, bem como às suas aplicações.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever a história da descoberta do Hidrogénio;
- Descrever experiências químicas sobre obtenção e identificação do hidrogénio;
- Explicar as propriedades físicas e químicas do hidrogénio;
- Mencionar as aplicações do hidrogénio.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 90 minutos, no mínimo. Lembre-se que depois de 45 minutos precisa de fazer um intervalo.



História da descoberta do Hidrogénio

Na história da descoberta do hidrogénio estão por de trás nomes de 2 cientistas que se tornam incontornáveis - **Henry Cavendish** (inglês) e **Antoine Lavoisier** (francês). Desde que foram descobertos os ácidos (grupo de compostos que você vai estudar ainda neste módulo), os químicos observaram que, frequentemente, quando se deitava soluções ácidas sobre metais, se formava “*ar combustível*”. Aproximando uma chama ao “*ar combustível*” este inflamava-se ou, por vezes, explodia com um ruído ensurdecedor.

Em 1776, **Henry Cavendish**(fig.27), ao estudar este “*ar*”, constatou que era uma substância nova e estabeleceu as suas propriedades, que vamos estudar neste módulo.



Fig. 27-Henry Cavendish



Fig. 28-Antoine Lavoisier

Em 1783, **Antoine Lavoisier**(fig.28), o cientista que enunciou a Lei da Conservação da Massa, foi o primeiro a obter hidrogénio a partir da água.

Lavoisier deu o nome “**Hidrogénio**”, que significa “**gerador de água**”, a esta substância baseando-se no significado das duas palavras que a compõem: hidro = água, génio = gerador.

De facto, da reacção entre o hidrogénio e o oxigénio, forma-se água como vai estudar em próximas lições.

O símbolo químico do hidrogénio (Hydrogenium, em latim) é **H** e a sua massa atómica relativa é 1. A fórmula química da substância hidrogénio é **H₂**.

Ocorrência do Hidrogénio na Natureza

Caro(a) aluno(a), sabia que o hidrogénio é um dos elementos mais abundantes na Natureza? Pois é, ele pode ocorrer tanto no **estado livre** como no **estado combinado**.

No **estado livre** ocorre à temperatura ambiente, no estado gasoso, formado por moléculas diatómicas, **H₂** (daí o termo hidrogénio molecular). É encontrado na Terra apenas em quantidades insignificantes, onde se desprende juntamente com outros gases durante as explosões vulcânicas, bem como dos poços durante a exploração do petróleo.

No **estado combinado**, o hidrogénio é muito abundante, formando muitos compostos: entra na composição da água, das bases e ácidos, do petróleo, do gás natural e dos carvões. A argila e muitos minerais contêm quantidades apreciáveis de hidrogénio que é geralmente combinado com oxigénio. Encontra-se na composição de todos os organismos vegetais e animais, combinado com outros elementos como o oxigénio, carbono, nitrogénio, enxofre, etc. O hidrogénio constitui cerca de metade da massa do sol e entra na composição da maioria das estrelas.

Entretanto, além da ocorrência natural, podemos obtê-lo no laboratório e na indústria. Vejamos a seguir como é que isso se processa.

Obtenção do hidrogénio no laboratório

A obtenção duma substância no laboratório visa permitir ter pequenas quantidades da substância que sirvam como prova ou evidência da existência daquela substância.

Para obter o hidrogénio no laboratório, a experiência requer material específico, que em casa não poderá ter, pelo que faremos uma descrição que lhe permitirá ter uma ideia de como é que ocorre.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: obtenção de hidrogénio por meio da reacção do zinco com ácido sulfúrico diluído

Precaução: *O ácido sulfúrico é corrosivo e nunca deve ser posto em contacto com nenhuma parte do corpo. Ao misturar-se ácido sulfúrico com água deve deitar-se o ácido sobre a água, agitando sempre a mistura. Nunca se deve deitar água sobre o ácido.*

Materiais	Substâncias
• 1 pipeta ou seringa graduada • 1 tubo abdutor • 1 rolha furada • 2 tinas • 4 tubos de ensaio	• Solução aquosa de Ácido sulfúrico • Zinco (em grãos) • Água

Procedimento

Parte I

- Coloca-se alguns grãos de zinco num dos tubos de ensaio;
- Fixa-se o tubo de ensaio no suporte com o auxílio das garras;
- Enche-se uma tina com água;
- Deita-se no tubo de ensaio uma pequena porção de solução de ácido sulfúrico diluído;
- Adapta-se o tubo abdutor ao tubo de ensaio com o auxílio de uma rolha, de forma a que a outra extremidade do tubo abdutor fique submersa na água da tina, como mostra a figura;
- Observa-se o que acontece.

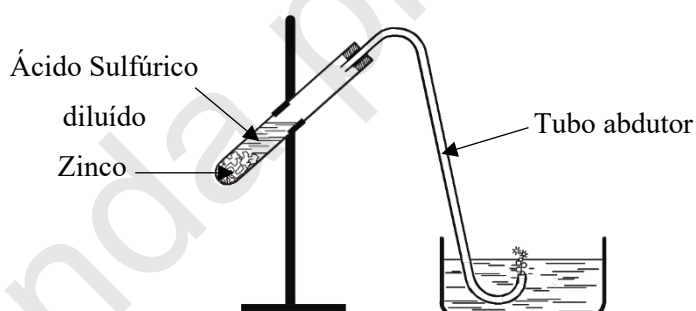


Fig. 29 – Experiência: obtenção de hidrogênio por meio da reação do zinco com ácido sulfúrico diluído

Observação

Quando se deita o ácido sulfúrico no tubo de ensaio, se tocar as paredes do tubo de ensaio sente-se que elas ficam quentes e liberta-se um gás que, depois de passar pelo tubo abdutor, borbulha na tina com água. No tubo de ensaio fica uma solução incolor, dando a impressão de que o zinco desapareceu por completo.

Parte II

Procedimento

- Enche-se de água o segundo tubo de ensaio. Tapa-se a boca do tubo de ensaio cheio de água com o polegar até o introduzir, de boca virada para baixo, na tina com água. Posiciona-se de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor. (veja a figura).

- Repete-se este procedimento com outros dois tubos.
- Observa-se.

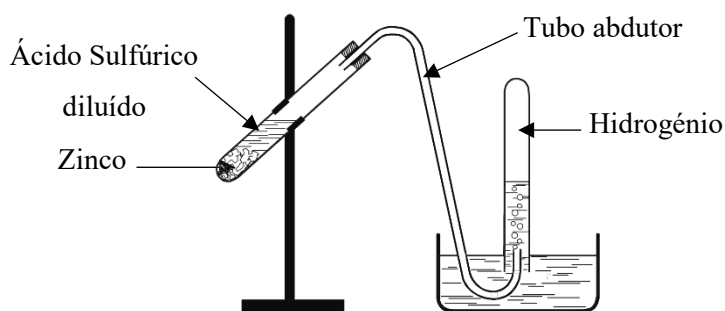


Fig. 30 – Experiência: obtenção de hidrogénio por meio da reacção do zinco com ácido sulfúrico diluído

Observação

As bolhas de gás libertas do tubo abdutor introduzem-se no tubo de ensaio e a água começa a descer. Isso acontece porque as bolhas do gás empurram a água para fora do tubo de ensaio, ocupando o seu espaço.

Assim que toda a água que se encontrava no tubo de ensaio for substituída pelo gás, retira-se cuidadosamente o tubo de ensaio da tina, sempre com a boca virada para baixo, mantendo coberta a boca do tubo com o dedo polegar e depois fecha-se com uma rolha. Assim, o gás fica recolhido dentro do tubo de ensaio. E no tubo da reacção fica uma solução incolor.

Avaliação/Conclusão

Na experiência foi possível obter o hidrogénio (H_2) através da reacção química entre o ácido sulfúrico diluído e o zinco. A equação química que traduz o processo é:



Como pode constatar, para além do produto hidrogénio liberto na forma de gás, também se formou o sulfato de zinco ($ZnSO_4$), dissolvido em solução aquosa. E, por procedimento simples como a evaporação da parte líquida, pode-se comprovar que este é um sal pois, no recipiente deposita-se uma camada de cristais brancos. Pelo que basta deitar a solução numa tina e deixar exposta ao sol, evaporado o líquido temos os referidos cristais. Observe as figuras que se seguem.

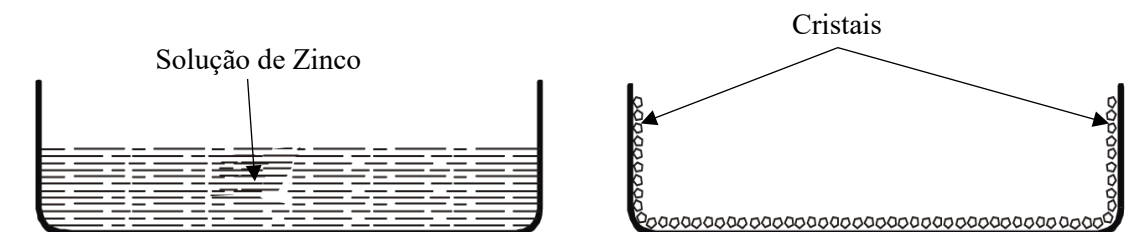


Fig. 31 – Formação de cristais de sulfato de zinco

Muito bem, Caro(a) aluno(a)! Como pode ter notado, **no laboratório obtém-se o hidrogénio** através da **reacção química entre o ácido sulfúrico diluído e o zinco**.

Regra geral, pode-se obter o hidrogénio no laboratório através de **reacções químicas entre ácidos diluídos e metais**.

Queremos acreditar que você ficou com a ideia do procedimento que se obedece para obter o hidrogénio no laboratório. É importante que retenha a equação química que elucida esta obtenção. Vejamos de seguida as propriedades físicas do hidrogénio.

Propriedades físicas do hidrogénio

O que são propriedades físicas? Lembra-se?

Pois é, aprendeu em módulos anteriores que são características através das quais se pode reconhecer as substâncias, muitas vezes relacionadas com as grandezas físicas. Por exemplo, a cor, o cheiro, densidade, ponto de ebulição, etc., são chamadas propriedades físicas.

Com relação ao hidrogénio, destacam-se as seguintes:

- ✓ É um gás **incolor**, ou seja, não tem cor.
- ✓ É um gás **inodoro**, ou seja, não tem cheiro.
- ✓ É um gás **insípido**, isto é não tem sabor.
- ✓ É um gás **menos denso que o ar**, ou seja, “mais leve”.
- ✓ É um gás **insolúvel em água**, isto é, não se dissolve na água.
- ✓ É um gás **combustível**, isto é, arde.
- ✓ É um gás **incomburente**, isto é, não alimenta as combustões.

Afirmamos que o hidrogénio é um gás que não alimenta as combustões. Vamos, através da descrição de uma experiência fazer a demonstração dessa característica.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência 1 – Prova da incomburencia do Hidrogénio

Material/Substância

- 1 Pinça ou arame
- 1 Vela
- 1 Caixa de fósforos
- Tubo de ensaio contendo hidrogénio

Procedimento

- Prende-se a vela num arame ou pinça e acende-se.
- Tira-se a rolha e introduz-se a vela acesa dentro do tubo (mantendo o tubo de ensaio cheio de hidrogénio com a boca virada para baixo).
- Retira-se a vela, passado algum tempo (2-3 minutos).
- Observa-se.

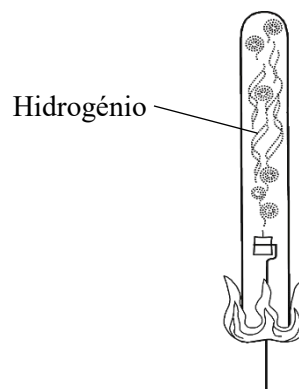


Fig. 32 – Incomburencia do Hidrogénio

Observação

O que acontece quando se introduz a vela acesa no tubo de ensaio com hidrogénio?

A vela se apaga depois de estar dentro do tubo de ensaio durante alguns minutos.

Avaliação/Conclusão

Verifica-se essa ocorrência, pois a combustão da vela não é alimentada no seio do hidrogénio. Ao retirar-se a vela do interior do tubo de ensaio, esta volta a inflamar-se.

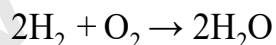
Podemos concluir então que o hidrogénio **não alimenta as combustões**. Diz-se que é **incomburente**.

Propriedades químicas do hidrogénio

Propriedades químicas são as características relacionadas com a transformação de uma substância em outra. Isto é, está em causa saber, neste caso, com quem o hidrogénio reage e o que se forma.

❖ Reacção com o oxigénio

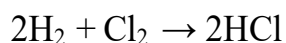
Uma das mais importantes reacções do hidrogénio é a reacção com o oxigénio que dá origem à formação da água. A equação química que traduz a reacção é:



❖ Reacção com o cloro

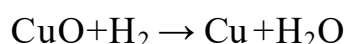
Quando o hidrogénio reage com o cloro forma-se como produto da reacção o cloreto de hidrogénio.

A equação química que traduz a reacção é:



❖ Reacção com o óxido de cobre-II

Quando o hidrogénio reage com alguns óxidos de metais, tudo ocorre como se o hidrogénio retirasse ou arrancasse o oxigénio do metal do óxido, transformando-se em água e o metal fica livre.



Identificação do hidrogénio

Para identificar e distinguir o hidrogénio, recorremos a única propriedade que lhe é exclusiva: **arde de uma maneira violenta na presença do ar (ou oxigénio), acompanhado de um assobio característico**. Veja a figura ao lado.

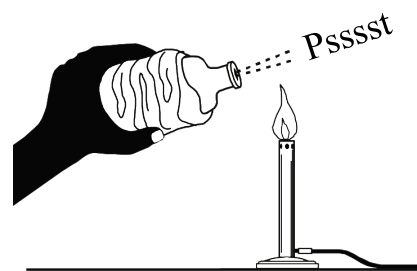


Fig. 33 – Mistura de Oxigénio e Hidrogénio

O hidrogénio identifica-se através da sua combustibilidade violenta na presença do ar acompanhada de um assobio característico.

Aplicações do hidrogénio

Já sabemos como se procede para identificar o hidrogénio. Quais são as suas aplicações?

O hidrogénio é uma substância muito utilizada na indústria. Tem várias aplicações como pode ver a seguir:

- ✓ Emprega-se no maçarico para soldadura de metais.
- ✓ Utiliza-se na produção de amoníaco (um importante fertilizante).
- ✓ Usa-se na purificação de produtos, nas refinarias de petróleo.
- ✓ Emprega-se na produção de álcool.
- ✓ Usa-se no fabrico de margarina.
- ✓ Como combustível para foguetes.

Em virtude da sua baixa densidade, o hidrogénio foi utilizado inicialmente no abastecimento de aeronaves. Mas, como se inflama facilmente originou muitas tragédias. Uma das grandes tragédias que ocorreu, foi a destruição da aeronave Hindenburg. A aeronave encontrava-se cheia de hidrogénio quando chocou contra uma estrutura metálica do porto de Lakeside, em Nova Jersey, em 1937, desfazendo-se em chamas. Hoje em dia, o enchimento de aeronaves é feito com Hélio, em virtude de não ser inflamável.

Estamos prestes para a terminar a nossa lição. Antes disso, como hábito, sugerimos que resolva as questões abaixo que lhe ajudarão a certificar-se do grau de compreensão do que aprendeu.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) O hidrogénio foi descoberto por Amedeo Avogadro.

- b) Foi Cavendish quem estudou as propriedades do hidrogénio.
- c) Lavoisier foi o cientista que deu nome ao elemento químico hidrogénio.
- d) O hidrogénio combinado encontra-se na água, organismos animais e vegetais.
2. Assinale com um X a resposta certa sobre a ocorrência do hidrogénio na natureza:
- a) O hidrogénio no estado livre é encontrado sob forma de moléculas diatómicas.
- a) O hidrogénio ocorre na natureza apenas na forma livre.
- b) O hidrogénio ocorre na natureza nas formas livre e combinada.
- c) O hidrogénio ocorre na natureza apenas na forma combinada.
3. Assinale com um X a alínea que corresponde à equação química da reacção de obtenção de hidrogénio molecular no laboratório:
- b) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
- b) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$
- a) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
4. Assinale com um X a afirmação que corresponde aos reagentes que geralmente são usados para a obtenção do hidrogénio molecular nos laboratórios:
- a) Um ácido e um hidróxido.
- c) Um ácido diluído e um metal.
- b) Oxigénio e hidrogénio.
- d) Água.
5. Marque com um X as afirmações verdadeiras sobre as aplicações do hidrogénio:
- a) Na obtenção de medicamentos.
- c) Na produção de margarinas e álcool.
- b) Na produção de tintas.
- d) Nas refinarias de petróleo e como combustível.
6. Marque com um X a afirmação certa sobre a única maneira de se identificar o Hidrogénio:
- a) Através da libertação de cheiro agradável característico.
- b) Através da sua combustibilidade violenta na presença do ar ou oxigénio.
- c) Através da alteração da sua cor na reacção com o oxigénio.
- d) Através da sua grande solubilidade em água.
7. Assinale com um X as afirmações que correspondem às propriedades físicas do Hidrogénio:
- a) É um gás incolor, inodoro, insípido e menos denso que o ar.
- b) É um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar.
- c) É um gás incolor, inodoro, menos denso que o ar.
- d) É um gás insolúvel em água, combustível e incomburente.

Acreditamos que 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 na descoberta do hidrogénio os nomes de Cavendish e Lavoisier notabilizaram-se. Sendo que, Lavoisier foi o primeiro que obteve hidrogénio a partir da água e que lhe atribuiu esse nome, que significa “gerador da água”. Na natureza, o hidrogénio é encontrado na forma livre, sob forma de moléculas diatómicas e, na forma combinada entra na composição de animais e plantas, além de também ser encontrado em petróleo, gás e carvões.

No laboratório, o hidrogénio é obtido através da reacção de ácidos diluídos com metais e é reconhecido ou identificado graças à sua combustibilidade violenta na presença do ar, acompanhada de um assobio característico.

O hidrogénio é o gás menos denso de todos, é incolor, inodoro, insípido, não alimenta as combustões, arde e reage com o oxigénio e com o cloro formando água e cloreto de hidrogénio, respectivamente.

Constitui um dos gases usados como combustível para foguetes, usado na soldadura a elevadas temperaturas, na obtenção de álcool, amoníaco e na obtenção da margarina.

Depois de ler o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção



Chave de Correção

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

LIÇÃO Nº 12: Reacções REDOX

Introdução

Nos critérios de classificação das reacções químicas, referimos que um dos tipos era chamado de reacção redox. Na altura não podemos esclarecer a essência deste tipo de reacção, pelo que é um assunto tipicamente novo para si e muito interessante.

Assim, nesta lição vamos definir e demonstrar o que é um processo redox. Teremos a particularidade de apresentar este tipo de reacção sob duas perspectivas – uma simples, tipicamente para um começo, depois iremos trazer uma outra mais ajustada ao contexto abrangente.

Caro(a) aluno(a), gostaríamos que dispensasse a necessária atenção, pois só assim é que poderá facilmente entender. Embarquemos nessa.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir as reacções redox como um processo que ocorre com ganho ou perda do oxigénio e variação do nox;
- Determinar o nox;
- Determinar o número de oxidação de um elemento químico na fórmula de um composto;
- Indicar nas reacções redox as semi-equações de oxidação e redução, o agente oxidante e agente redutor, substância oxidada e substância reduzida.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 120 minutos no mínimo. Recomendamos que depois de cada 45 minutos de estudo, faça um intervalo de, pelo menos, 10 minutos.



Reacções Redox

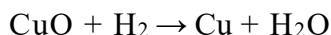
Caro(a) aluno(a), para facilitar a compreensão sobre reacções redox, iniciaremos pela explicação do termo “redox”.

Existe um tipo de reacção que durante o seu decurso ocorre simultaneamente um processo de **redução** e o de **oxidação**. Das iniciais **red** e **oxi** desses processos resulta o termo **redox**, que significa **redução** e **oxidação**. Para abreviar, ao invés de usar a forma longa – reacção de redução e oxidação, usamos a curta: **reacção redox**.

Conforme referimos na introdução, vamos fazer a abordagem do processo redox de duas maneiras: como perda e ganho simultâneo de oxigénio e, como variação do número de oxidação (nox).

1. Reacção redox como ganho e perda de oxigénio de forma simultânea

Na lição anterior, em propriedades químicas do hidrogénio vimos que, a quente, este reage com óxidos de metais. Por exemplo, na reacção com o óxido de cobre-II, tivemos a seguinte equação química:



Analisando esta equação química notamos o seguinte:

Nos reagentes:

- O cobre (Cu) está ligado ao oxigénio, constituindo o óxido de cobre-II, **CuO**;
- O hidrogénio (H) está sob forma de molécula diatómica, **H₂**.

Nos produtos:

- O cobre (Cu) está sozinho, sem oxigénio, constituindo substância elementar, **Cu**;
- O hidrogénio (H) está ligado ao oxigénio (O), formando a molécula de água, **H₂O**.

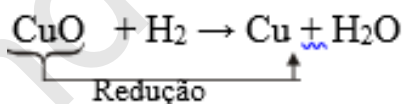
Podemo-nos questionar o que aconteceu no decurso desta reacção?

Podemos notar que o cobre dos reagentes no composto CuO perdeu oxigénio e transformou-se em cobre elementar, Cu;

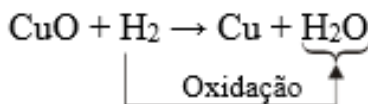
O hidrogénio molecular H₂ dos reagentes ganhou o oxigénio e transformou-se em água, H₂O.

Então, podemos concluir que no decurso da reacção, houve **perda e ganho** de oxigénio (CuO perdeu e o H₂, ganhou-o).

Ao processo de perda de oxigénio chama-se **redução**. Portanto, de CuO para Cu, houve **redução**.



Ao processo de ganho de oxigénio chama-se **oxidação**. Portanto, de H₂ para H₂O, houve **oxidação**.

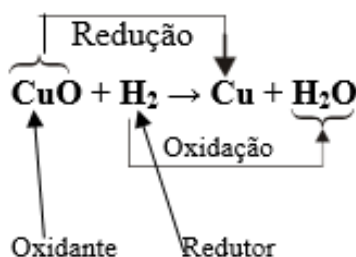


Como ocorreu simultaneamente a **redução** e a **oxidação**, dizemos que teve lugar uma **reacção redox**.

À substância que **perde oxigénio** (CuO) chama-se **oxidante**.

À substância que **ganha oxigénio**, chama-se **redutor**.

Generalizando, temos:



CuO – é oxidante porque perdeu oxigénio;

H_2 - é redutor porque ganhou o oxigénio;

$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ – é redução, que é perda de oxigénio;

$\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ – é oxidação, que é ganho de oxigénio

A reacção química entre o óxido de cobre-II e o hidrogénio é uma **reacção redox**, pois, houve

A

transformação $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ dizemos que é uma **semi-equação de oxidação**;

A transformação $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ dizemos que é uma **semi-equação de redução**;

Somando as duas semi-equações $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$, resulta a **equação da reacção redox**.

Semi-equação de oxidação: $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Semi-equação de redução: $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$

Equação da reacção redox: $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

Muito bem caro(a) aluno(a), esperamos que tenha ficado claro em relação ao que define uma reacção redox em função da perda e ganho de oxigénio. Lembre-se que só há ganho quando houver perda e vice-versa.

Agora vamos abordar o processo redox em função da variação do número de oxidação (nox).

2. Reacção redox como variação simultânea do número de oxidação (nox)

Para você entender a questão de variação do nox, consideremos uma situação do nosso dia-a-dia como esta:

Quando alguém é picado por um mosquito que lhe transmita o agente causador da malária, quando vai ao centro de saúde, o resultado do teste indicará o nível de infecção através da quantidade de cruzeiros: uma cruz (+), duas cruzeiros (++) , três cruzeiros (+++) ou mais. É como se tivesse “ganho” cruzeiros após a picadela do mosquito.

Após a medicação, quando for ao controle da malária, o teste poderá indicar, através do número de cruzeiros, que diminuiu ou até eliminou o agente causador da doença. É como se tivesse “perdido” cruzeiros. Parece um jogo de ganhar ou perder cruzeiros. Na realidade nós não temos cruzeiros no nosso sangue. É apenas um critério que permite aos agentes da saúde avaliar o nosso grau de infecção.

Muito bem, os átomos dos elementos ao ligarem-se uns aos outros (ligação química), também se assume que “ganham” ou “perdem” electrões e ficam com uma carga, como no caso das cruzeiros, de modo a adquirir a estabilidade química desejada. Assim, cada átomo apresenta uma tendência em ganhar ou perder electrões, o que vai ditar o número de oxidação ou nox que ele vai apresentar naquela substância.

Número de oxidação ou nox – é a carga (positiva, negativa ou mesmo nula) que um átomo de um elemento teria ao perder ou ganhar electrões.

Ou

é a carga (positiva, nula ou negativa) que um elemento teria se os electrões (dos átomos que formam a ligação) pertencessem ao elemento mais electronegativo.

Caro(a) aluno(a), tenha um pouco de paciência, assim que ainda estamos a iniciar parece algo complicado. Entretanto, vamos prosseguir apresentando-lhe os “ingredientes” e, na prática, ficará algo bem fácil. Faça um pouco mais de esforço para entender. Posto isto, vamos apresentar-lhe, a seguir, as regras que permitem conhecer o nox do elemento.

Regras para o cálculo do nox

1. *Cada átomo de oxigénio num composto sempre apresenta nox igual -2. Excepção vale para casos em que o oxigénio está em peróxidos, onde apresenta nox igual a -1.*
2. *Um átomo de hidrogénio num composto sempre apresenta nox igual a +1. Excepção vale para casos em que o hidrogénio está em hidretos, onde apresenta nox igual a -1.*
3. *Em uma substância elementar (simples ou composta), os átomos que as constituem apresentam nox igual a zero.*
4. *Iões simples apresentam nox igual à carga desse ião.*
5. *Num composto, o somatório dos nox dos átomos que constituem a substância é igual a zero.*
6. *Em iões compostos, o somatório dos nox dos átomos que constituem o ião é igual à carga do ião.*
7. *Átomos de metais alcalinos em compostos apresentam sempre nox igual a +1.*
8. *Átomos de metais alcalinos terrosos em compostos apresentam sempre nox igual a +2.*
9. *Átomos de halogéneos em compostos não oxigenados apresentam nox igual a -1.*
10. *Átomos de enxofre em compostos não oxigenados apresentam nox igual a -2.*
11. *Em compostos, átomos de alumínio apresentam nox igual a +3.*
12. *Átomos de prata apresentam nox igual a +1.*
13. *Átomos de zinco apresentam nox igual a +2.*
14. *Átomos de ferro em compostos de ferro-II apresentam nox +2 e, nos de ferro-III, nox igual a +3.*

Atenção, as regras de cálculo de nox constituem uma espécie de “tabuada” para você conhecer os nox, pelo que as deve dominar. E isso acontecerá mediante a exercitação.

Exemplos:

1. *Determine os nox de todos os elementos no cloreto de sódio (NaCl).*

Resolução:

Pelas regras acima, *metais alcalinos em composto têm nox = +1 e, halogenetos em compostos têm nox = -1*. Assim nox de sódio (metal alcalino) é +1 e de cloro (halogénio) é -1 e, representa-se assim: nox (Na) = +1 e nox (Cl) = -1. Geralmente o nox representa-se por cima do símbolo do referido elemento.

+1 -1

Na Cl

2. Determinar o nox dos elementos cálcio, ferro, nitrogénio e oxigénio em: N_2 , Ca, Fe e O_3 .

Para determinarmos os nox precisamos saber em que tipo de substâncias aparecem os elementos referidos, de modo a aplicarmos a regra correspondente. Todos os elementos referidos aparecem em substâncias elementares (simples, para Ca e Fe e, compostas N_2 e O_3). A regra estabelece que a “*substância elementar (simples ou composta) apresenta nox igual a zero*”. Então:

0 0 0 0

Ca; Fe; N_2 , O_3

Nox (Ca) = 0; nox (Fe) = 0; nox (N) = 0; nox (O) = 0;

3. Determinar o nox dos elementos hidrogénio e oxigénio na substância H_2O .

Os elementos hidrogénio e oxigénio aparecem num composto, a água (H_2O). Das regras, consta “*em compostos, cada átomo de hidrogénio apresenta nox +1 e, cada átomo de oxigénio apresenta nox -2*”. Então:

+1 -2

H_2O ; nox (H) = +1 e nox (O) = -2

4. Determinar o nox do cloro no ácido clórico ($HClO_3$).

$HClO_3$ é um composto. Das regras estabelecidas, temos “*a soma dos nox de todos os átomos que compõe a molécula é igual a zero*”. Valendo-nos então do facto de alguns dos átomos terem nox constante, poderemos determinar o nox desconhecido. Assim:

+1 x -2

H Cl O_3

$$\text{Nox}(H) + \text{nox}(Cl) + 3.\text{nox}(O) = 0$$

$$+1 + x + 3.(-2) = 0$$

$$+1 + x - 6 = 0$$

$$x - 5 = 0$$

$$x = +5$$

$$\text{Nox}(Cl) = +5$$

De facto, se substituirmos x pelo valor +5 obtido, veremos que a soma dos nox é realmente igual a zero.

$$\text{Nox}(H) + \text{nox}(Cl) + 3.\text{nox}(O) = 0$$

$$(+1) + 5 + 3.(-2) = 0$$

$$+6 - 6 = 0$$

$$0 = 0$$

Como pode notar, estivemos a demonstrar como é que se procede para determinar o nox de um elemento. Acreditamos que com estas dicas, você poderá calcular nox de qualquer elemento, bastando aplicar as regras acima. Então, é a sua vez de seguir as regras e determinar os nox solicitados. Vamos a isso.



Actividade

1. O nox do carbono em CO_2 é: marque com X a afirmação correcta:
a) 0 b) +4 c) -2 d) +2
2. O nox do enxofre em H_2S é: marque com X a afirmação correcta:
a) +1 b) 0 c) -2 d) +2
3. Faça todos os cálculos que julgar necessários e assinale com X a resposta correcta que corresponde ao nox de enxofre em SO_4^{2-} .
a) +3 b) 0 c) -2 d) +6
4. Os nox do nitrogénio nas substâncias: N^{3-} , N_2 , NO_2^- e HNO_3 , são respectivamente: marque com X a afirmação correcta:
a) -3, 0, +3 e +5 b) 0, -3, +3 e +5 c) 0, 0, -1 e +3 d) +3, 0, -3 e -5

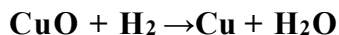


Chave de correcção

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

Então, conseguiu resolver pelo menos 3 exercícios acertadamente? Excelente trabalho! Está a aprender bem esta matéria. Pode continuar com o seu estudo.

Lembre-se que nosso propósito é de demonstrar que uma reacção é redox com base na variação do nox. Para tal, voltemos ao exemplo que nos permitiu demonstrar processo redox em função da perda e ganho de oxigénio.



Vamos proceder da seguinte maneira:

1. *Determinar nox de cada elemento presente em cada membro da equação (reagentes e produtos).*

Para **CuO**:

x -2

Cu O, Sendo CuO uma substância composta, teremos “*somatório de nox de todos os átomos deve ser igual a zero*”. $x - 2 = 0$, $x = +2$, $\text{Nox (Cu)} = +2$

Para **H₂**:

Sendo H₂ uma substância elementar composta, $\text{nox (H)} = 0$

Para **Cu**:

Sendo Cu uma substância elementar simples, $\text{nox (Cu)} = 0$

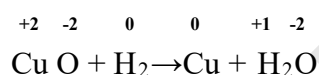
Para **H₂O**:

Sendo H₂O uma substância composta, “*somatório de nox de todos os átomos deve ser igual a zero*”.

+1 -2

H₂ O $\text{Nox (O)} = -2$, $\text{Nox (H)} = +1$

2. *Colocar os nox por cima de cada elemento na equação química*



3. *Analisar em que consistiu a variação do valor do nox em cada elemento ao transitar de reagentes para produtos*

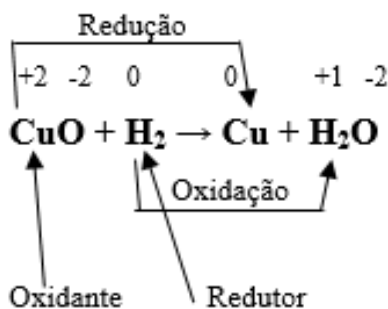
+2 0

Cu $\rightarrow$ Cu: o valor do nox do cobre diminuiu de +2 para 0. Quando na semi-equação o nox diminui, dizemos que ocorreu uma **redução**. E a partícula cujo nox diminui chamamos de **oxidante**.

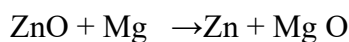
0 +1

H₂ $\rightarrow$ H: o valor do nox do hidrogénio aumentou de 0 para +1. Quando na semi-equação o nox aumenta, dizemos que ocorreu uma **oxidação**. E a partícula cujo nox aumentou chamamos de **reduztor**.

Como na nossa equação química ocorreu simultaneamente a redução e oxidação, a reação é **redox**.



Tomemos, agora, a equação química abaixo e vamos demonstrar se é redox ou não, pela variação do nox.



1. Determinar nox de cada elemento.

ZnO:

X -2

Zn O: $x - 2 = 0$ $x = +2$ Nox(Zn) = +2, (ZnO é um composto, a soma do nox=0)

Mg: é substância elementar. Então, nox(Mg) = 0

Zn: é substância elementar. Então, nox(Zn) = 0

MgO:

X -2

Mg O: $x - 2 = 0$, $x = +2$, Nox (Mg) = +2, (MgO é um composto, a soma do nox = 0)

2. Colocar os nox por cima de cada elemento na equação química

+2 -2 0 0 +2 -2



3. Analise da variação do valor do nox

+2 0

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}$: o nox diminuiu de +2 para 0. Então houve uma redução. O Zn, cujo nox diminuiu é oxidante.

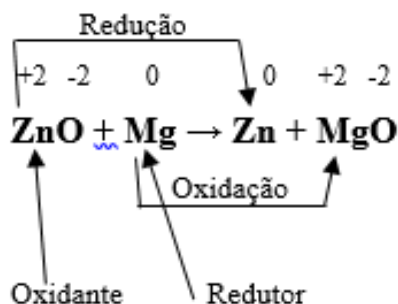
0 +2

$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}$: o nox aumentou de 0 para +2. Então houve uma oxidação. O Mg cujo nox aumentou é redutor.

Como ocorreu simultaneamente a redução e a oxidação, então estamos perante uma reação redox.



Exercícios

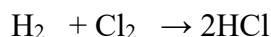


- Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - O primeiro tratamento de reacções redox teve sua base na ocorrência simultânea do ganho e perda de oxigénio durante uma reacção química;
 - O processo de ganho de oxigénio por uma substância, chama-se oxidação e, o de perda, redução;
 - Existem processos redox em que apenas ocorre a redução sem oxidação;
 - Redutor é o nome que se dá à partícula que ganha oxigénio e oxidante é a partícula que o perde num processo redox.
- Dada a equação química: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$, demonstre tratar-se de um processo redox em função da perda e ganho de oxigénio (indique os processos de oxidação e de redução, o redutor e o oxidante).
- Faça corresponder com uma linha a coluna A, de conceitos ligados a reacções redox com a coluna B, referente a significação dos conceitos de modo a obter correlações certas:

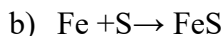
Coluna A
a) Redução
b) Oxidação
c) Reacção redox.
d) Oxidante
e) Redutor

Coluna A
1. reacção que ocorre com aumento de nox.
2. partícula cujo nox aumenta.
3. reacção que ocorre com variação de nox.
4. partícula cujo nox diminui.
5. reacção que ocorre com diminuição de nox.

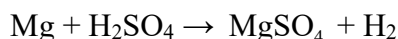
4. Dada a equação da reacção química abaixo, demonstre que é uma reacção redox (indicar os processos de oxidação e redução, o oxidante e o redutor).



5. Dadas as equações abaixo, identifique a única que é redox e demonstre que é redox.



6. Dada a equação da reacção:



- 6.1. O nox de Mg nos dois membros da equação é respectivamente:

a) 0 e +1

b) +2 e 0

c) +6 e -2

d) 0 e +2

- 6.2. Na equação, o redutor é:

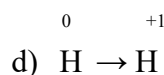
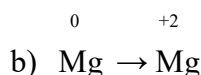
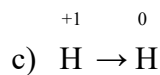
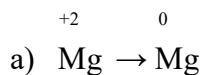
a) Mg

b) H_2

c) S

d) SO_4

- 6.3. A semi-equação de oxidação é:



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:

Podemos definir reacção redox sob duas perspectivas:

Primeira: reacção redox é aquela que ocorre acompanhada pela perda e ganho de oxigénio. Sendo que o processo em que há ganho de oxigénio é a oxidação e o que nele ocorre a perda do oxigénio é a redução. À substância que perde o oxigénio designa-se de oxidante e a que o ganha é o redutor.

Segunda: reacção redox é aquela que ocorre acompanhada de variação do número de oxidação (nox). Sendo o nox, a carga (positiva, negativa ou mesmo nula) que um átomo de um elemento teria ao perder ou ganhar electrões. Com efeito vimos um conjunto de regras, em forma de uma tabuada que, você caro(a) aluno(a), deve saber usar de modo a conseguir determinar o nox quando requerido.

À partícula cujo valor de nox aumenta na transição de reagentes para produtos, chamamos de redutor; à partícula cujo nox diminui na transição de reagentes para produtos, chamamos de oxidante. Ao processo acompanhado pelo aumento do nox designa-se oxidação e, ao que se observa a diminuição de nox é a redução.

As regras para a determinação do nox sistematizamo-las na tabela abaixo.

Partículas	Nox	Exemplos
Átomos nas substâncias Elementares	0	0 0 0 H ₂ , S ; Na
Metais alcalinos e Ag em compostos	+1	+1 +1 +1 Na Cl , K Br, AgBr
Metais alcalino-terrosos) e Zn em compostos	+2	+2 +2 Zn O , Mg Cl ₂
Alumínio em compostos	+3	+3 +3 Al Cl ₃ , Al ₂ O ₃
Hidrogénio em compostos	+1 (Excepto nos hidretos que é igual a -1) Ex. NaH	+1 +1 -1 H Cl , H ₂ O; Na H
Oxigénio em compostos	-2 (Excepto nos peróxidos que é igual a -1) Ex. H ₂ O ₂	-2 -2 -1 Mg O , H ₂ O; H ₂ O ₂
Halogéneos em compostos não oxigenados	-1	-1 -1 H F , H Cl
Enxofre em compostos não Oxigenados	-2	-2 -2 Fe S , Na ₂ S
Iões simples	Carga do ião	+1 -2 Na ⁺ ; S ²⁻
Iões compostos	A soma algébrica do nox de todos os átomos é igual a carga do ião.	x -2 SO ₄ ²⁻ (+x) + 4.(-2) = -2 X=+6
Moléculas	A soma algébrica do nox de todos os átomos na moléculas é igual a zero.	+1 -2 H ₂ O 2.(+1) + (-2) = 0

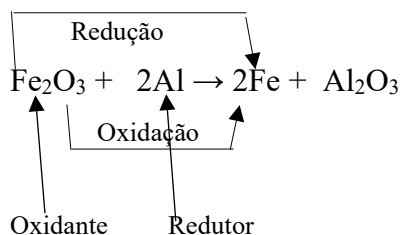
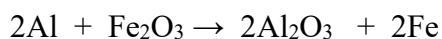
Assim que já leu o resumo da sua lição, já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

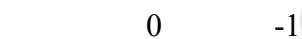
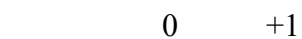
1. a)-V, b)-V, c)-F, d)-V

2. d)



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

4.



É uma reacção redox.

5. b)

6.

6.1. d)

6.2. a)

6.3. b)



Glossário

Oxidação: é o processo que ocorre acompanhado de aumento de nox durante uma reacção química.

Redução: é o processo que ocorre acompanhado de diminuição do nox durante uma reacção química.

Redutor: é a substância cujo número de oxidação aumenta numa reacção redox. O redutor sofre o processo de oxidação.

Oxidante: é a substância cujo número de oxidação diminui numa reacção redox. O oxidante sofre o processo de redução.

Reacção de oxidação-redução ou redox: é aquela que ocorre acompanhada de variação do número de oxidação.

Reacção de oxidação-redução ou reacção redox: é aquela que ocorre acompanhada de aumento e diminuição simultâneo do número de oxidação.

Reconhecemos que é uma lição que exigiu muita concentração. Estudar é isso mesmo, em algum tempo a exigência é maior. Esperamos que você tenha conseguido assimilar. No entanto, nada melhor que aferir isso através da resolução das questões abaixo.

Lição Nº 13: Importância das reacções redox

Introdução

Na lição anterior, falamos de reacções redox sob ponto de vista de ganho e perda de oxigénio enquanto processo que ocorre com variação de nox. Acreditamos que você, caro(a) aluno(a), tenha assimilado devidamente estes conteúdos.

Nesta lição, vamos partilhar situações que mostram o quanto são importantes as reacções redox em vários âmbitos da nossa vida, com maior destaque na indústria. Para tal, chamamos à sua especial atenção, que vai gostar de saber que, afinal, muito do que fazemos está associado aos processos redox.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a importância das reacções redox na sociedade.
- Explicar a importância das reacções redox na técnica para obtenção e purificação de metais.



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



Importância das reacções redox

Muitos processos que nos trazem benefícios no nosso quotidiano estão ligados às reacções redox. Já imaginou que sem reacções redox não teríamos baterias para automóveis e nem pilhas para lanternas e rádios? Não teríamos linhas férreas por onde os comboios circulam transportando pessoas e bens?

Muito bem, vamos então partilhar algumas de entre tantas aplicações deste tipo de reacções.

Em Ciências Naturais ou Biologia você certamente aprendeu que os alimentos que consumimos, sobretudo os açúcares são transformados em energia para o funcionamento do organismo, num processo chamado de **respiração**. É um processo complexo que não precisamos de entrar em detalhes, mas o importante é que a respiração que é importantíssima para a vida dos seres vivos é um processo redox.

Muitos de nós usamos pilhas em relógios, rádios, lanternas, telemóveis, etc., por outro lado também usamos baterias em automóveis para tocar música. A **produção de energia através das pilhas e baterias** constitui uma das grandes aplicações de reacções redox. Observe a figura ao lado



Fig. 34 – Bateria de automóvel

Muito frequentemente encontramos a proliferação de muitos artigos como relógios, brincos, pulseiras, fechaduras, etc., que dão impressão de serem feitos de ouro. Entretanto, quando os usamos, passados alguns instantes a beleza extrema que apresentavam começa a desaparecer e ficamos com o artigo com o real metal barato com que foi feito. Também existem metais que facilmente sofrem corrosão quando expostos ao ar ou na água e outros que não sofrem a corrosão.

A **protecção ou revestimento de metais** constitui uma das grandes aplicações ou importância das reacções redox, através do processo conhecido como galvanoplastia, que permite obter banhados de estanho, ouro, etc. Veja as figuras que se seguem.



Fig. 35 – Chaves enferrujadas



Fig. 36 – Relógio enferrujado

As reacções redox são de extrema importância na técnica de **obtenção e purificação dos metais**, como a produção industrial do ferro bruto. O ferro é um dos metais mais abundantes na terra. Contudo, ele não existe na forma livre, mas sim na forma combinada em minérios, como, por exemplo, os óxidos de ferro: hematite (Fe_2O_3) e magnetite (Fe_3O_4).

Se é que já teve oportunidade de presenciar o processo de montagem de carris (linha férrea), poderá ter notado que para juntar as peças metálicas efectuem a soldadura. E, esse processo é redox, conhecido como **processo aluminotérmico**. Veja a figura 37.



Fig. 37 – Processo

A purificação de metais, geralmente é feita através do processo de **electrólise** (processo redox), que irá aprender no segundo ciclo.

Muito bem, vamos, com mais detalhe, apresentar a importância das reacções redox através do processo de produção do ferro e aço na indústria.

Produção industrial do ferro

Conforme referimos acima, o ferro ocorre fundamentalmente sob forma de minérios, sobretudo, os óxidos, ao que destacamos hematite (Fe_2O_3) e magnetite (Fe_3O_4).

Como é que se consegue obter o ferro a partir desses minérios?



Fig. 38 – Hematite

É um processo complexo que vamos demonstrar a partir do minério hematite. Para o efeito, a indústria dispõe de equipamentos específicos. Dentre eles, podemos encontrar os **fornos** que permitem aquecer as matérias-primas até alcançar elevadas temperaturas. Assim, deita-se no forno (alto-forno) o minério juntamente com o carvão e aquece-se intensamente. Veja as figuras a seguir.

O que acontece no forno?

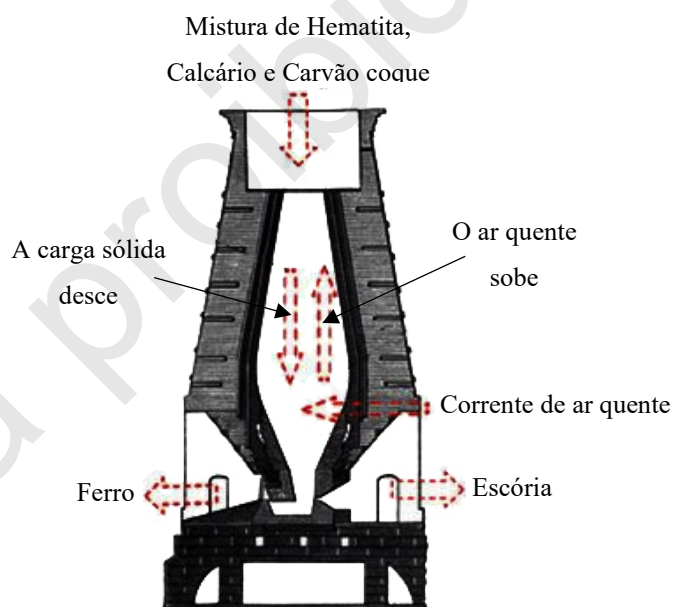
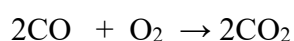
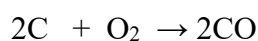


Fig. 39 – Alto-forno (produção de ferro bruto)

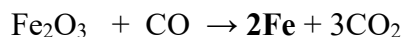
- ✓ O carvão sofre combustão incompleta cujo produto é o monóxido de carbono (CO). Entretanto, o monóxido de carbono pode reagir com o oxigénio formando o dióxido de carbono (CO₂).
- ✓ O minério hematite (Fe₂O₃) reage com o monóxido de carbono num processo redox que permite a formação do ferro.

Estes dois processos podemos traduzi-los através de equações químicas abaixo:

Combustão do carvão



Redução do hematite



O ferro obtido é chamado **gusa** e contém elevada percentagem de carbono embora seja de pouca aplicação. Assim, é submetido à purificação (remoção do carbono por aquecimento intenso), de onde se obtém o **ferro fundido**. Observe as figuras que se seguem.



Fig. 40 – Ferro fundido



Fig. 41 – Gusa

É importante salientar que o dióxido de carbono libertado durante a produção do ferro é responsável pela poluição atmosférica, razão que faz com que seja obrigatório que as indústrias tenham sistema de chaminés providos de colectores para reduzir a poluição.

Chegados a este ponto, sugerimos-lhe que resolva as questões que se seguem como forma de aferir o seu nível de assimilação.



Exercícios

- As reacções redox são muito importantes na nossa vida. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
As reacções redox são importantes:
 - No processo de protecção de metais menos valiosos por camadas de outros mais valiosos.
 - Na produção de energia a partir das pilhas.
 - No processo de purificação de água.
 - Na produção de metais como o ferro.
- Assinale com X a afirmação correcta. Na produção do ferro fundido usa-se como matéria-prima:
 - O alumínio.
 - Hematite
 - Gusa
 - Magnetite
- A produção do ferro na indústria representa uma das importâncias de reacções redox. Marque com X as equações químicas que traduzem o processo de produção do ferro a partir de hematite.
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 - $2\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

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:

As reacções redox são muito importantes na nossa vida. No processo de respiração celular, onde se transforma gorduras em energia, ocorre um processo redox. A produção de energia a partir de pilhas e baterias mostra-se, igualmente, a importância deste tipo de reacção. A protecção ou revestimento de metais menos valiosos através de outros, bem como a obtenção e purificação (electrólise) dos metais, constituem algumas situações que evidenciam a importância de reacções redox.

Na indústria, o ferro é obtido a partir de seus minérios (hematite e magnetite), que após extracção são, juntamente com o carvão, submetidos a aquecimento intenso em aparelhos chamados fornos, onde os minérios são reduzidos a ferro, ocorrendo simultaneamente a oxidação (processo redox).

Agora sim! caro (a) aluno (a), leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção



Chave de Correcção

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



Glossário

Gusa – variedade de ferro produzido em altos-fornos que apresenta elevada percentagem de impurezas, incluindo o carvão.

Respiração celular: processo pelo qual os organismos vivos obtêm energia, resultante da oxidação de uma molécula orgânica, para realizar as mais diversas actividades.

Galvanoplastia: processo químico em que uma fina camada de metal é empregue sobre a superfície de um objecto metálico, ou não, com vista a conferir protecção contra o desgaste devido à corrosão ou outros factores.

Hematite (Fe_2O_3): é um óxido de ferro que ocorre em rochas, seu nome deriva da cor semelhante à do sangue (do grego “haima”, referente ao sangue).

Magnetite: é um de óxido de ferro, de brilho metálico, fórmula Fe_3O_4 , que ocorre em rochas e apresenta propriedades magnéticas.

Ferro fundido: liga metálica de ferro-carbono-silício que apresenta elevada resistência mecânica ao desgaste e boa capacidade de amortecimento.

Electrólise: reacção redox provocada pela passagem da corrente eléctrica.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 14: Oxigénio

Introdução

Falar de oxigénio não constitui novidade para si, caro(a) aluno(a). Em Ciências Naturais aprendeu que no processo de respiração ocorre a absorção de oxigénio do ar, que é muito importante para a produção de energia necessária ao funcionamento do organismo, como: andar, falar, trabalhar, etc. Igualmente, você sabe que o oxigénio entra na composição da água e na soldadura de metais. Nesta lição vamos apresentar-lhe mais informações sobre este elemento químico, com particular destaque ao historial de sua descoberta, as formas de obtenção bem como as suas aplicações.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever a história da descoberta do oxigénio;
- Realizar experiências químicas sobre a obtenção do oxigénio;
- Explicar a obtenção laboratorial e industrial do oxigénio.



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



História da descoberta do oxigénio

A história de descoberta de oxigénio envolve vários nomes que, de forma singular, cada um alcançou resultados similares aos do outro, no entanto, sem poder encontrar uma explicação lógica a respeito.



São destacados os nomes de Leonardo da Vinci, Joseph Priestley, Carl W. Scheel e de Antoine Lavoisier como estando por de trás da descoberta. Pensa-se que foi Leonardo da Vinci quem, pela primeira vez, deu conta da existência de oxigénio no ar atmosférico, embora não soubesse de que se tratava.

Fig. 42 – Leonardo Da Vinci

Entretanto, quem primeiro conseguiu isolar uma amostra do gás que hoje chamamos de oxigénio foi o farmacêutico sueco **Carl Wilhelm Scheele**, em 1772, embora essa descoberta tenha sido publicada apenas em 1777.



Fig. 43 – Carl Wilhelm Scheele

A experiência de Scheele consistiu em aquecer, através de raios solares concentrados numa lupa, uma amostra de um pó avermelhado, hoje conhecido como óxido de mercúrio (HgO). Fazendo isso notou que se dava libertação de uma grande quantidade de gás que na sua presença a chama de uma vela ficava bem mais intensa que o normal. Por essa razão, Scheele chamou esse gás de “ar de fogo”.



Fig. 44 – Joseph Priestley

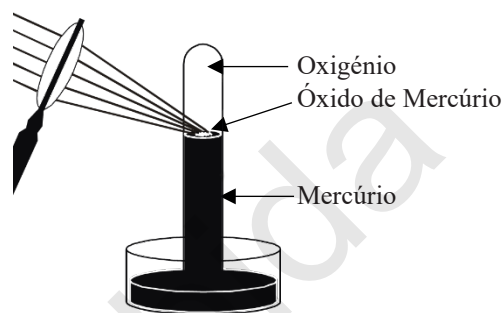


Fig. 45 – Descoberta do Oxigênio por Priestley

Sabe-se, no entanto, que no mesmo ano de 1772, de forma independente, usando mesmo procedimento de Scheele, o químico inglês **Priestley**, também obteve gás com mesmas características do anterior.

No início, Priestley pensou que o gás em causa fosse o ar, mas quando colocou uma vela acesa em contacto com esse gás notou que a mesma ardia com uma chama extremamente brilhante.

Para concluir exactamente que tipo de gás se libertava nesta experiência, Priestley introduziu alguns ratinhos num vaso com este gás e outros tantos ratinhos num outro vaso cheio de ar. Ao fim de algum tempo, Priestley constatou que os ratinhos dentro do vaso com o gás libertado não só respiravam tranquilamente, como também mostravam uma vitalidade (actividade) extraordinária, superior à dos ratinhos que se encontravam dentro do vaso com ar.

Para verificar esta constatação, ele próprio experimentou respirar o gás obtido. Verificou então que respirava com grande facilidade e satisfação, em comparação com a sua respiração em pleno ar atmosférico.

Foi **Lavoisier**, químico francês (veja a figura ao lado), quem deu o nome de oxigênio a este gás. Em grego este nome significa “**gerador ou formador de ácido**”. Embora nem todo o ácido tem oxigênio, como vai aprender em lições seguintes.



Fig. 46 – Antoine Lavoisier

Ocorrência do oxigênio na natureza

O oxigênio existe na Natureza sob duas formas importantes: a **forma livre** e a **forma combinada**.

Na forma livre, o oxigénio está presente na atmosfera (no ar atmosférico) sob a forma de moléculas diatómicas (O_2). Este é o oxigénio que respiramos e que resulta, principalmente, do processo de fotossíntese, realizado pelas plantas.

Na forma combinada, o oxigénio ocorre em muitos compostos, sendo um dos mais comuns, a **água**. Existe, também, em muitos minerais, tais como rochas. Encontra-se em todos os organismos vegetais e animais (incluindo o próprio Homem), sob forma de diferentes substâncias, como por exemplo: proteínas, gorduras, hormonas, etc. Como você pode notar, o oxigénio está presente em quase tudo. O oxigénio é o elemento químico mais abundante na Natureza. O peso do oxigénio representa **cerca de 49%** do peso total de todos os elementos químicos existentes na Natureza. E ele constitui **cerca de 21% dos componentes do ar**.

Vejamos então como é que se pode obter o oxigénio tanto no laboratório bem como na indústria.

Métodos de obtenção laboratorial do oxigénio

Caro(a) aluno(a), fizemos referência, nas primeiras lições, que no laboratório tem-se em vista a obtenção de pequenas quantidades de substâncias (que comprovam ser aquela substância), ao contrário da indústria cujo objectivo é ter grandes quantidades.

O oxigénio é obtido no laboratório a partir de substâncias que o contêm na sua composição. Assim, quando aquecidas, ou sujeitas a outros factores, estas substâncias se decompõem e o libertam.

Dentre vários métodos para obter oxigénio em laboratórios químicos, destacam-se os seguintes:

1. Decomposição térmica (através de aquecimento) do óxido de mercúrio (processo histórico que conduziu à descoberta de oxigénio por Priestley);
2. Decomposição do clorato de potássio por acção de aquecimento, em presença de catalisador (dióxido de manganês);
3. Decomposição de peróxido de hidrogénio, em presença de catalisador (dióxido de manganês).

A propósito de catalisadores, falaremos mais adiante. Entretanto, fique a ideia de que são substâncias que facilitam e aceleram a transformação das outras substâncias com que interagem, mas, elas não são transformadas e nem gastas durante o processo. Como dissemos, mais adiante, falaremos disto com mais detalhe.

O método de decomposição do óxido de mercúrio por acção de aquecimento não é muito usual e não é aconselhável utilizá-lo, pois os vapores de mercúrio são tóxicos e, portanto, perigosos para a saúde. Assim, vamos descrever o procedimento para a realização de experiências que permitem a obtenção de oxigénio no laboratório.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: obtenção do oxigénio a partir do peróxido de hidrogénio

Material

- Funil de decantação;
- Espátula;
- Tina hidropneumática;
- Tubo de ensaio;
- Kitasato (Balão de Erlenmeyer com tubuladura lateral);
- Tubo abdutor, rolha;
- Fósforo;

Substâncias

- Peróxido de hidrogénio (Água oxigenada);
- Dióxido de manganês;
- Água;

Procedimento

1. Introduz-se cerca de 2 espátulas de dióxido de manganês no kitasato;
2. Fixa-se o funil na boca superior do kitasato com auxílio de uma rolha e, depois, adapta-se o tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática, como pode ver na figura A, abaixo;
3. Deita-se peróxido de hidrogénio no funil de decantação;
4. Abre-se, com cuidado, a torneira do funil e deixa-se cair algumas gotas do peróxido de hidrogénio sobre o dióxido de manganês dentro do kitasato, agitando-o cuidadosamente de vez em quando;
5. Pega-se no tubo de ensaio e enche-se com água, tapa-se a boca do tubo de ensaio pelo dedo polegar e introduz-se na tina, de boca para baixo, conforme a figura B. Observa-se;
6. Retira-se o tubo de ensaio da tina e posiciona-se verticalmente de boca para cima;
7. Acende-se o palito de fósforo e apaga-se com um sopro. Logo de seguida, aproxima-se o palito de fósforo (ainda em brasa), à boca do tubo de ensaio. Observa-se as figuras que se seguem;

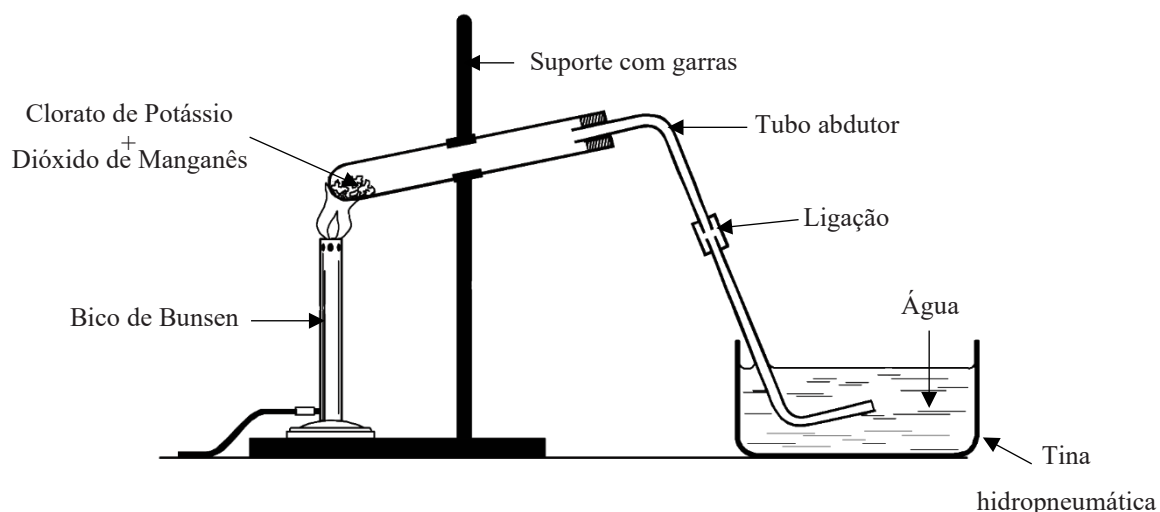


Fig. 47 – Obtenção de Oxigénio em laboratório

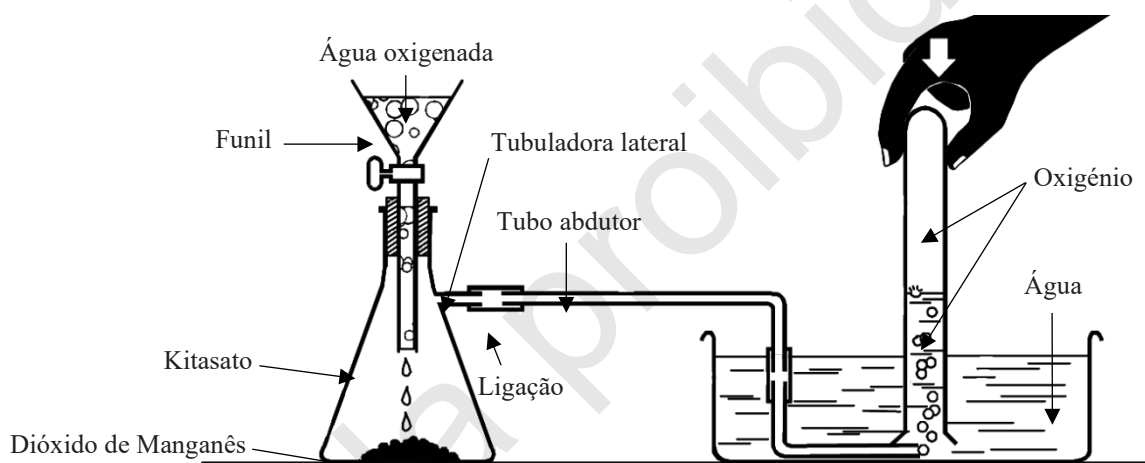


Fig. 48 – Obtenção de Oxigénio em laboratório

Observação

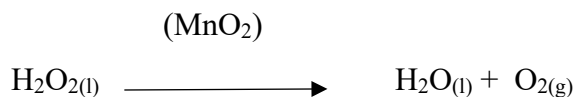
O que é que se observa:

- ao deixar cair algumas gotas de peróxido de hidrogénio no kitasato?
 - Liberta-se um gás que borbulha na tina hidropneumática.
 - As bolhas de gás sobem pelo tubo de ensaio cheio de água, substituindo-a.
- quando se aproxima o palito de fósforo (ainda em brasa), à boca do tubo de ensaio?
 - O palito de fósforo em brasa adquire uma chama clara bastante viva ao entrar em contacto com o gás recolhido.

Conclusão

Desta experiência, pode-se concluir que a libertação de gás é sinal de ter ocorrido uma reacção química em que o peróxido de hidrogénio se decompôs e houve a libertação do oxigénio. Confirma-se, desta forma, ser o oxigénio por este avivar a chama do palito de fósforo em brasa.

A equação química que traduz esta reacção química é a seguinte:



Muito bem, procedendo tal como descrevemos, consegue-se obter o oxigénio no laboratório. Era nosso desejo que você pudesse realizar esta experiência. É bastante simples e interessante. Esperamos que a escola que tutela o seu Centro de Apoio e Aprendizagem (CAA) tenha condições para que você possa realizar.

Note que na equação química da reacção, a fórmula química do dióxido de manganês (MnO_2) está colocada por cima da seta porque este não é um reagente no verdadeiro sentido e também não é um produto da reacção, apesar de participar na reacção química. O Dióxido de manganês (MnO_2) tem um papel especial, que será discutido mais adiante.

Conforme dissemos, também se pode obter o oxigénio no laboratório a partir da decomposição do clorato de potássio por acção de aquecimento, em presença de catalisador (dióxido de manganês).



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: obtenção do oxigénio a partir da decomposição do clorato de potássio através de aquecimento

Material

- Bico de Busen ou lamparina;
- Espátula;
- Suporte com garras;
- Tina hidropneumática;
- Tubo de ensaio (2);
- Fósforo;
- Tubo abdutor, rolha;

Substâncias

- Clorato de potássio (KClO_3);
- Dióxido de manganês;
- Água;

Procedimento

1. Deita-se no tubo de ensaio cerca de metade de uma espátula de clorato de potássio;
2. Adiciona-se cerca de um quarto da espátula de dióxido de manganês. Agita-se o tubo de modo a misturar-se bem o conteúdo;

3. Faz-se a montagem conforme a figura abaixo;

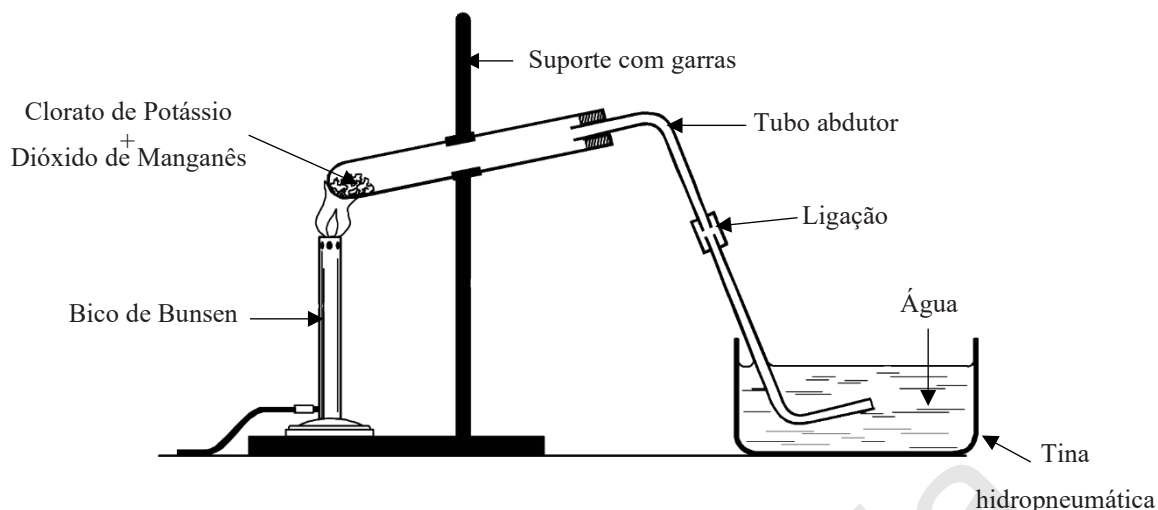


Fig. 49 – Obtenção de Oxigénio em laboratório

4. Aquece-se o tubo contendo a mistura. Observa-se;
5. Recolhe-se o gás com outro tubo de ensaio, posicionando-o na vertical, de boca para cima, como mostra a figura;
6. Introdz-se palito em brasa no tubo de ensaio com gás. Observa-se as figuras que se seguem;

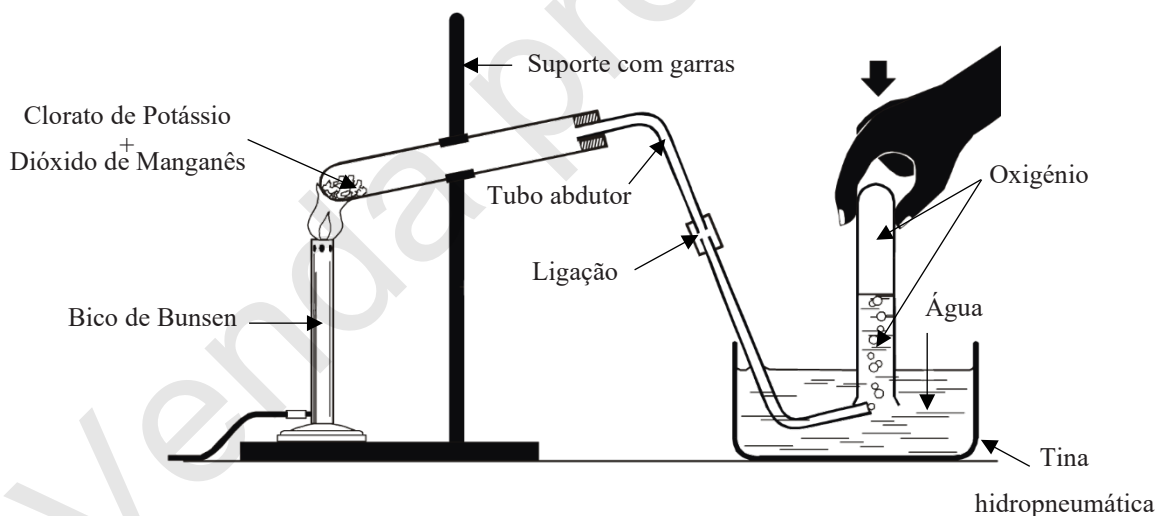


Fig. 50 – Obtenção do oxigénio no laboratório

Observação

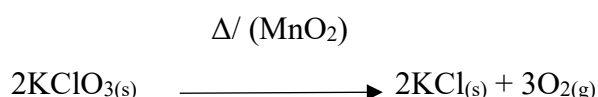
O que é que se observa quando:

- a) aquecemos o conteúdo do tubo de ensaio?
 - Liberta-se um gás que borbulha na tina hidropneumática.
 - As bolhas de gás sobem pelo tubo de ensaio cheio de água, substituindo-a.
- b) aproximamos o palito de fósforo (ainda em brasa), à boca do tubo de ensaio?
 - O palito de fósforo em brasa adquire uma chama clara bastante viva ao entrar em contacto com o gás recolhido.

Conclusão

À semelhança da primeira experiência, pode-se concluir que a libertação de gás que borbulha na tina hidropneumática é sinal de **ter ocorrido uma reacção química, fruto do aquecimento**, em que o **clorato de potássio se decompôs havendo, assim, a libertação do oxigénio**. Conclui-se ser o oxigénio graças ao avivar da chama da brasa, quando se introduz o palito de fósforo em brasa no tubo de ensaio.

A equação química que traduz esta reacção química é a seguinte:



Δ - aquecimento

Como pode notar, o procedimento é quase similar, diferindo no facto de na segunda experiência de obtenção do oxigénio a partir do clorato de potássio, além de também se usar um catalisador, a decomposição ocorre por acção do aquecimento.

Caro(a) aluno(a), ao longo das duas experiências tivemos necessidade de nos certificarmos do facto de que o gás ora obtido é mesmo o oxigénio. Lembra-se, como é que fizemos? Muito bem, a esse procedimento de nos certificarmos chamamos de **identificação do oxigénio**. Vamos então sistematizar o nosso saber.

Identificação do oxigénio

Na natureza existem vários gases, entretanto, nas experiências anteriores dissemos que o gás obtido era o oxigénio. Como é que se tem certeza de ser oxigénio e não o hidrogénio, por exemplo?

Como você já aprendeu em propriedades da matéria, existem características específicas para cada uma que a distinguem das outras. Portanto, é com base nas **características específicas** do oxigénio que o conseguimos reconhecer.

Dentre todos os gases, o oxigénio é o único que apresenta esta característica de tornar a chama de ardor de outras substâncias intensa e mais brilhante.

O oxigénio identifica-se pela característica que tem de **avivar a chama de substâncias**, isto é, por ser um **gás comburente: alimenta as combustões**.

É por isso que nas experiências anteriores tivemos o procedimento em que se introduziu o palito em brasa no tubo de ensaio com gás. Se se tratasse de outro gás, não observaríamos o avivar da chama. Veja a figura que se segue.



Fig. 51 – Avivamento da chama de palito em brasa no seio do oxigénio

Vejamos, de seguida, os métodos que são usados para a obtenção do oxigénio na indústria. Lembre-se que a finalidade de uma produção na indústria é de obter grandes quantidades do produto desejado.

Métodos de obtenção industrial do oxigénio

Na indústria utiliza-se diferentes métodos para a obtenção do oxigénio. Preferencialmente, usa-se matéria-prima barata como a água e o ar. Assim, os métodos mais usados são: a **electrólise da água** e a **destilação fraccionada do ar atmosférico**.

Electrólise da água

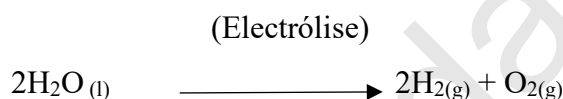
Já é de seu conhecimento que a água é o produto da reacção de combinação entre o hidrogénio e o oxigénio. Contrária à reacção de combinação, existe a reacção de decomposição, que, pela lógica, quando ocorre com a água nos leva à formação do hidrogénio e o oxigénio.

Em geral, a decomposição das substâncias ocorre sob acção de um factor externo, pois as substâncias ou compostos constituem a forma estável de existência dos elementos químicos (fruto da ligação química). Assim, para decompor a água usa-se o factor corrente eléctrica.

A decomposição da água por acção da corrente eléctrica chama-se **electrólise da água**.

A palavra “electrólise” provém do grego *élktron*, que significa corrente eléctrica e, *lysis*, que é quebra ou decomposição. Por isso, electrólise é igual a decomposição por acção da corrente eléctrica.

Na indústria, obtém-se o oxigénio através da electrólise da água, cuja equação química é:



Para mostrar o que acontece na indústria, pode-se realizar, no laboratório, a electrólise, da qual se obtém pequenas quantidades de oxigénio e hidrogénio.

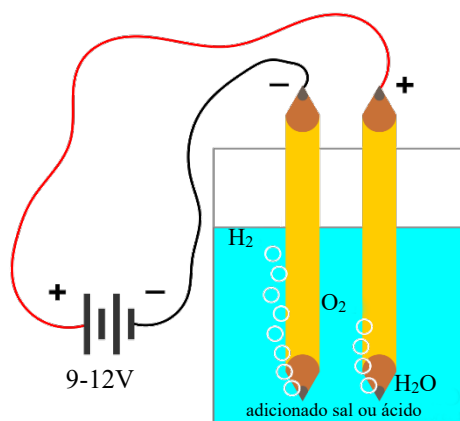


Fig. 52 – Electrólise da água

Destilação fraccionada do ar

Você já aprendeu e sabe que o ar é uma mistura de diferentes gases, sendo o nitrogénio e o oxigénio os que aparecem em maior percentagem. A partir dessa mistura chamada ar, a indústria usa a **destilação fraccionada** para separar os componentes, da qual se obtém o oxigénio.

A **destilação fraccionada** é um método separação de componentes de misturas que se baseia na diferença do ponto de ebulição dos componentes presentes em uma mistura homogénea.

Quais são as etapas para obtenção o oxigénio na indústria?

- ✓ Captação do ar atmosférico introduzindo-o em reservatórios.
- ✓ Compressão e resfriamento a $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$, transformando o ar seco em ar líquido.
- ✓ Introdução do ar líquido para a coluna fraccionadora.
- ✓ Destilação fraccionada.

Dependendo do alcance da temperatura de ebulição de cada componente, vão sucessivamente sendo recolhidos os vários componentes. Por exemplo, o nitrogénio (N_2) é recolhido a $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ e o oxigénio (O_2), a $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$. Observe a figura que se segue.

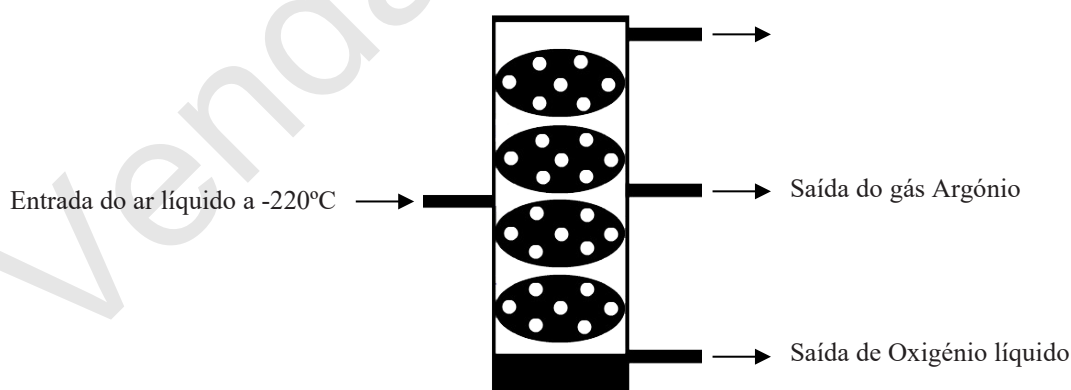


Fig. 54 – Destilação fraccionada do ar

Estamos no fim da nossa lição, vamos, no entanto, exercitar um pouco para nos certificarmos do quanto conseguiu assimilar este conteúdo.

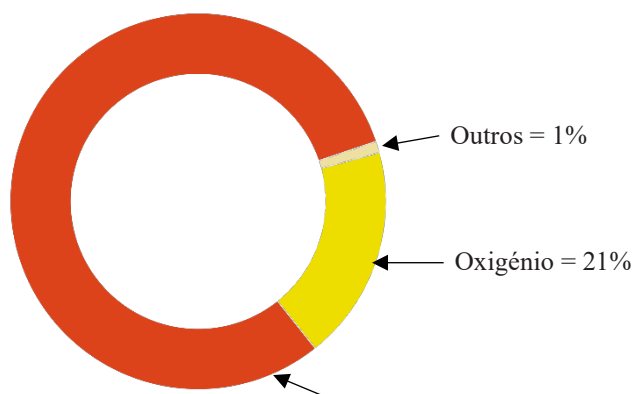


Fig. 53 – Destilação fraccionada do ar



Exercícios

1. O oxigénio ocorre na natureza tanto na forma livre como na forma combinada. Marque com um X a resposta que corresponde à forma como o oxigénio se apresenta na forma livre:
 - a) Apresenta-se sob forma de átomos isolados.
 - b) Apresenta-se sob forma de compostos formados por dois átomos livres.
 - c) Apresenta-se sob forma de moléculas diatómicas.
 - d) Apresenta-se sob forma de moléculas de água.

2. Assinale com um X a afirmação que completa a frase seguinte dando-lhe um significado verdadeiro:
Na forma combinada o oxigénio ocorre...
 - a) ...sob forma de água, minerais, rochas.
 - b) ... sob forma de moléculas diatómicas.
 - c) ... sob forma de átomos isolados.
 - d) ...sob forma de compostos formados por dois átomos livres.

3. Assinale com um X a alínea que corresponde aos reagentes na reacção química para a obtenção de oxigénio por decomposição de peróxido de hidrogénio:
 - a) Água e o oxigénio.
 - b) Peróxido de hidrogénio.
 - c) Apenas o oxigénio.
 - d) Apenas a água.

4. Marque com um X a equação química certa que traduz o processo de decomposição de peróxido de hidrogénio:
 - a) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$
 - b) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
 - c) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 - d) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2$

5. Marque com um V/F conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas sobre a descrição certa para a identificação do oxigénio:
- a) Para se identificar se um determinado gás é oxigénio, faz-se passar um palito de fósforo em brasa pela boca de um frasco com esse gás. Se o palito adquirir uma chama viva, estamos perante oxigénio, pois sabemos que o oxigénio alimenta as combustões.
 - b) Para se identificar se um determinado gás é oxigénio, introduz-se um palito de fósforo em chama no interior de um frasco com esse gás. Se for oxigénio, o palito de fósforo apaga-se imediatamente.
 - c) Para se identificar se um determinado gás é oxigénio, introduz-se um palito de fósforo em chama no interior de um frasco com esse gás. Se for oxigénio, o palito de fósforo arde com chama esbranquiçada libertando pequenas explosões.
6. Marque com um X os métodos usados para a obtenção do oxigénio na indústria:
- a) Decomposição do clorato de potássio através de aquecimento.
 - b) Destilação fraccionada do ar atmosférico.
 - c) Destilação fraccionada da água.
 - d) Electrólise da água.
7. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
- a) Por acção da corrente eléctrica a água é decomposta em hidrogénio e oxigénio moleculares, num processo conhecido como electrólise da água.
 - b) Usa-se matérias-primas como o ar e água e são submetidos a processos físicos e químicos, respectivamente, que culminam com a obtenção do oxigénio.
 - c) Através da destilação simples separa-se o oxigénio do nitrogénio do ar e deposita-se em reservatórios apropriados para a conservação.
 - d) Através da destilação fraccionada separa-se o oxigénio dos outros componentes do ar, num processo que compreende a captação do ar, compressão, resfriamento e fraccionamento numa coluna fraccionadora.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. É 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. Força!

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 aprendeu que vários cientistas se envolveram na descoberta do oxigénio, sendo o Leonardo de Vinci o primeiro que deu conta da existência do oxigénio. E, individualmente, Scheele e Priestley chegaram à mesma descoberta, sendo Lavoisier o cientista que deu nome de oxigénio ao gás descoberto pelos outros.

Na natureza, o oxigénio ocorre na forma livre, sob forma de moléculas diatómicas (O_2) e na forma combinada sob forma de compostos como a água, proteínas, hormonas e constitui 21% da composição do ar.

No laboratório, o oxigénio é obtido a partir da decomposição do peróxido de hidrogénio, da decomposição térmica do clorato de potássio. E, na indústria, é obtido através da destilação fraccionada do ar atmosférico, bem como da electrólise da água.

Podemos identificar o oxigénio graças à propriedade que ele tem de alimentar as combustões ou seja por ser gás comburente.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correcção

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

LIÇÃO Nº 15: Propriedades físicas e químicas do oxigénio

Introdução

Existem, na natureza, diferentes gases que nem sequer os conseguimos os ver e, no caso vertente da lição anterior, dissemos tratar-se do gás oxigénio. Além do procedimento de identificação que vimos, existem outras características pelas quais o conseguimos distinguir.

Assim, nesta lição vamo-nos dedicar ao estudo das propriedades físicas e químicas do oxigénio e das suas aplicações.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar as propriedades físicas do oxigénio;
- Descrever as propriedades químicas do oxigénio;
- Mencionar as aplicações do oxigénio;



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



Propriedades físicas do oxigénio

À semelhança do que fizemos no estudo do hidrogénio em que lhe apresentamos as suas características específicas, vamos agora ver como é que é o oxigénio.

Caro(a) aluno(a), você já sabe que à temperatura ambiente (25°C), o oxigénio é um gás;

- É um gás incolor, ou seja, não tem cor;
- É um gás inodoro, isto é, não tem cheiro;
- É um gás insípido, ou seja, não tem sabor.
- É ligeiramente mais denso do que o ar. É por isso que quando o recolhemos num recipiente como, por exemplo, num tubo de ensaio, mesmo que se tenha o tubo aberto e com a boca virada para cima, mantém-se no tubo, já que tende a depositar-se no fundo do tubo. Se ele fosse menos pesado do que o ar, escaparia do tubo na sua totalidade.
- É pouco solúvel em água. A sua dissolução ocorre em proporções muito pequenas. Graças a isso se obtém o peróxido de hidrogénio (H_2O_2), a água oxigenada.

Muito bem, agora que já conhecemos as propriedades físicas do oxigénio é igualmente importante sabermos com quem ele reage e que produtos se forma. Quando falamos disso dizemos estar a abordar as propriedades químicas. Então, vamos isso.

Propriedades químicas do oxigénio

Propriedades químicas do oxigénio: são as reacções químicas do oxigénio, isto é, reacções químicas em que participa o oxigénio.

O oxigénio reage com muitas substâncias. Vamos abordar as reacções com metais e com não metais. Vamos apresentar-lhe a descrição da realização de algumas experiências químicas.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: reacção de oxigénio com o enxofre

Material	Substâncias
• Uma espátula; • Uma colher de combustão; • Frascos de vidro; • Bico de Bunsen/fogo; • Palitos de fósforo;	• Oxigénio; • Enxofre;

Procedimento

1. Coloca-se uma pequena quantidade de enxofre (sólido amarelo) na colher de combustão;
 2. Aquece-se o enxofre contido na espátula, através do bico de Bunsen, até arder;
 3. Introduz-se, rapidamente, a colher de combustão no interior do frasco que contém oxigénio;
- Observa-se o que acontece.

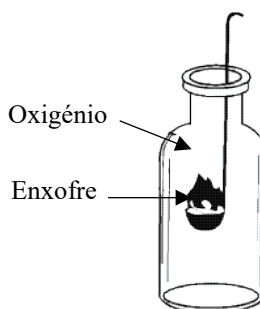


Fig. 55 – Reacção de oxigénio com o enxofre

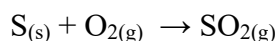
Observação

Ao introduzir o enxofre ardente no frasco com oxigénio a chama inicial de ardor torna-se mais viva ou intensa com uma coloração azul bonita.

Passa a libertar-se um gás de cheiro irritante que provoca tosse.

Conclusão

O oxigénio reage com o enxofre formando o dióxido de enxofre. A equação química desta reacção é:



Vamos prosseguir com a descrição da realização de experiências que evidenciam as propriedades químicas do oxigénio.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: reacção de oxigénio com o magnésio

Material

- Uma espátula;
- Uma colher de combustão;
- Frascos de vidro;
- Bico de Bunsen/fogo;
- Suporte de fita de Magnésio;
- Lixa;
- Tesoura;
- Palitos de fósforo;

Substâncias

- Oxigénio;
- Magnésio;

Procedimento

1. Corta-se um pedaço de fita de magnésio com a tesoura e limpa-se com auxílio da lixa;
2. Suspende-se o pedaço de magnésio no suporte;
3. Aquece-se a extremidade livre na chama do bico de Bunsen ou na lamparina;
4. Introduz-se a fita a arder, rapidamente, no frasco com oxigénio. Observa-se;



Dica

Não se deve olhar directa e insistentemente para a luz da chama do magnésio porque é muito forte e pode causar danos nos olhos.

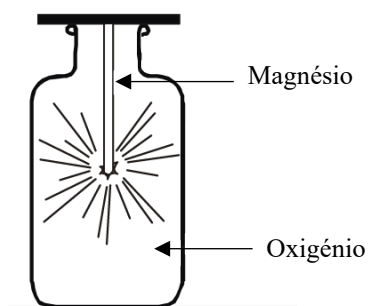


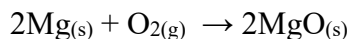
Fig. 56 – Reacção de oxigénio com Magnésio

Observação

Aquecendo o magnésio, ele arde com uma chama branca. Quando se introduz o magnésio a arder no frasco com o oxigénio, a chama torna-se ainda mais intensa, adquirindo uma luz branca forte e deposita-se uma substância em forma de pó cinzento no frasco.

Conclusão

Conclui-se que ocorreu uma reacção química entre o oxigénio e o magnésio, tendo-se formado uma nova substância: o óxido de magnésio. A equação da reacção é:

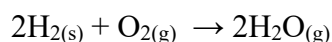
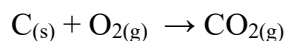
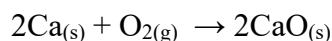
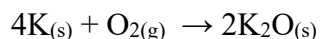


Quando falamos das propriedades químicas do oxigénio podemos afirmar que o oxigénio reage com quase todos os metais e não metais. A maior parte dessas reacções precisa de fornecimento de pequena quantidade de calor para se iniciar. Depois decorrem acompanhadas de libertação de grande quantidade de energia sob forma de calor e luz ou apenas de calor. São reacções de **combustão**.

Os reagentes são sempre o oxigénio e o metal e/ou não-metal.

Os produtos que se formam são constituídos por dois elementos (oxigénio e metal ou não-metal). A maior parte dos produtos que se forma são sólidos, embora uma pequena quantidade sejam gases.

Exemplos de reacções do oxigénio:



Depois das propriedades físicas e químicas do oxigénio, falta-nos partilhar a sua importância. Passamos, desde já, a apresentar-lhe, embora acreditemos que parte desta já seja do seu conhecimento.

Importância do oxigénio

- O oxigénio é responsável pelo nosso processo de respiração e fotossíntese das plantas.

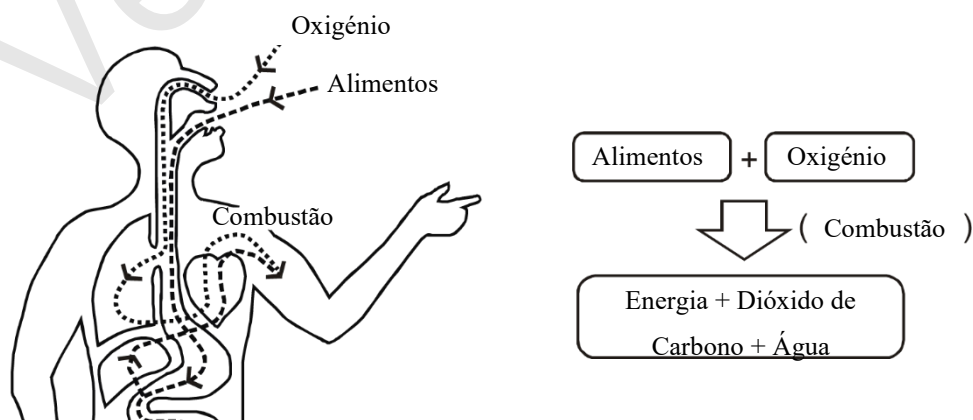
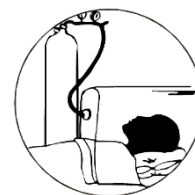
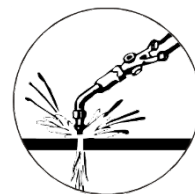


Fig. 57 – Processo respiratório e fotossíntese

- Em indústrias químicas e petroquímicas é usado como reagente para melhorar a produtividade de inúmeros processos como, por exemplo, na produção do ácido acético (essência do vinagre);

- Na metalurgia e siderúrgica é utilizado no processo de soldadura;
- Na indústria cervejeira é usado para estimular a fermentação do mosto;
- É usado para o branqueamento ecológico do papel, o que evita o recurso a substâncias que contêm cloro;
- Na saúde é usado para melhorar a respiração em pessoas com problemas respiratórios que impedem que os pulmões desempenhem o seu papel com eficiência (oxigenoterapia);
- Usado nos submarinos e naves espaciais, também para permitir e facilitar a respiração.



Sugerimos-lhe que responda às questões que a seguir lhe apresentamos para aferir o seu nível de compreensão do que acabamos de apresentar.



Exercícios

- Assinale com um X as afirmações que correspondem às propriedades físicas do oxigénio:
 - É um gás incolor, insípido de cheiro semelhante ao do álcool.
 - É um gás insípido, inodoro e incolor.
 - É ligeiramente mais denso que o ar.
 - É pouco solúvel em água.
- O oxigénio reage com quase todos os metais, e não metais, e forma-se compostos designados óxidos. A equação química que traduz a reacção entre o oxigénio com o sódio é: Marque com um X a resposta certa:

a) $2\text{Na}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NaO}_{(s)}$	c) $2\text{S}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{SO}_{3(s)}$
b) $\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$	d) $4\text{Na}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}_{(s)}$
- Quando se aquece o fósforo vermelho e se faz passar por um frasco com oxigénio, a sua chama torna-se tão viva e brilhante, nas paredes do frasco deposita-se um pó branco de óxido de fósforo de valência (V). A equação química que traduz o processo descrito é: marque com X a resposta certa:

a) $4\text{P}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_{5(s)}$	c) $5\text{P}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{P}_5\text{O}_{2(s)}$
b) $4\text{P}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_{5(s)}$	d) $10\text{P}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 5\text{P}_2\text{O}_{(s)}$

4. Decida se as seguintes afirmações sobre as aplicações do oxigénio são falsas, marcando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas. O oxigénio é útil:
- a) Na cozinha para a preparação de alimentos sob forma de gás de cozinha.
 - b) Na metalurgia e siderúrgica no processo de soldadura.
 - c) Na saúde para melhorar a respiração em pessoas com problemas respiratórios.
 - d) No processo de respiração e fotossíntese das plantas.

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 à temperatura ambiente o oxigénio é um gás incolor, inodoro, insípido, mais denso que o ar, pouco solúvel na água. Ele reage com quase todos os elementos (metais e não-metais) formando compostos chamados óxidos e, em suas reacções, há libertação de energia sob forma de calor e luz, daí dizer-se que são reacções de combustão. O oxigénio apresenta diversas aplicações, sendo de destacar no processo de soldadura de metais, na respiração das plantas e mesmo para homens.

Já leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correcção

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

Introdução

Para a obtenção do oxigénio no laboratório referimo-nos à necessidade de uso de substâncias designadas catalisadores, tendo, na circunstância, sido usado o dióxido de manganês (MnO_2). Embora lhe tenhamos apresentado a ideia do que é o catalisador, vamos, nesta lição, aprofundar o assunto, onde além da definição, também vamos aprender sobre a classificação e importância dos catalisadores no decurso das reacções químicas.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir catalisador
- Classificar catalisadores
- Explicar a função de catalisadores



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 45 minutos.



Catalisadores

Certamente que você já ouviu falar ou já deve ter presenciado as situações seguintes:

- Na preparação de “Maheu”, uma bebida à base de farinha e água e que é muito consumida em cerimónias tradicionais, deixa-se a mistura por alguns dias de modo que ocorra a fermentação. Neste processo, se for adicionado o *açúcar ou bata-doce*, em menos dias tem-se o maheu pronto.
- Quando se corta um cacho de bananas ainda não bem maduras e deita-se *cinza* sobre as bananas, embrulha-se num saco de sizal, elas amadurecem rapidamente do que se as deixasse sem cinza.
- No acto da cozedura do feijão, se se adicionar um pouco de fermento da marca “royal”, por exemplo, o feijão coze depressa.
- Depois da pesca, os pescadores geralmente mergulham o seu pescado em *água com bastante sal*, depois deixam-no secar, para se conservar por longo tempo. Caso ponham o peixe a secar sem passar pelo sal, decompõe-se ou se estraga facilmente.

Nas situações acima descritas, o açúcar ou batata-doce, o fermento e a cinza, facilitaram a fermentação do maheu, a cozedura do feijão e a maturação da banana, respectivamente. Mas o sal retardou a decomposição ou apodrecimento do peixe. Note, caro(a) aluno(a) que, por exemplo, a cinza que se deita por cima da banana, não se gasta, continua lá.

Desses exemplos, podemos afirmar que houve uns que facilitaram a ocorrência do processo e o outro que retardou.

Na obtenção laboratorial do oxigénio, nas duas experiências que lhe apresentamos fizemos referência ao uso do dióxido de manganês para facilitar a obtenção do oxigénio. Destacamos o facto de que, no final da reacção, o dióxido de manganês não era gasto.

É uma situação semelhante das que descrevemos acima, não é? Como é que chamamos as substâncias que têm este papel de facilitar as reacções químicas?

As substâncias que manifestam este tipo de características chamamos de **catalisadores**.

***Catalisadores:** são substâncias que facilitam o decorrer de uma reacção química, diminuem (ou aumentam) o tempo de formação de produtos da reacção e não são gastas ou consumidas durante a reacção.*

É por isso que na experiência de obtenção do oxigénio por decomposição do peróxido de hidrogénio, usando o dióxido de manganês como catalisador, imediatamente observa-se as bolhas de gás, o que prova a ocorrência da reacção. Entretanto, sem o dióxido de manganês a transformação é lenta, quase não observável. Portanto o catalisador facilita.

Uma substância pode catalisar uma certa reacção e não catalisar a outra. Então, não é em toda a reacção que o dióxido de manganês participa que ele é catalisador. Para evidenciar que no decurso da reacção o catalisador não é gasto, na apresentação da equação química ele é colocado por cima da seta, o que revela que não é nem reagente e nem produto da reacção.

Esperamos que tenha entendido a relação dos exemplos que lhe apresentamos no início desta lição com o uso do dióxido de manganês na obtenção do oxigénio no laboratório.

Então, vejamos a seguir os tipos de catalisadores.

Tipos de Catalisadores

São conhecidos dois tipos de catalisadores:

- ❖ **Catalisadores positivos;**
- ❖ **Catalisadores negativos** ou inibidores (estabilizadores).

***Catalisadores positivos:** são substâncias que facilitam o decorrer de uma reacção química, aceleram a formação dos produtos duma reacção e não são consumidas durante a reacção.*

Os catalisadores positivos permitem a formação dos produtos de uma reacção química em menos tempo do que seria necessário em condições normais. Lembra-se do facto da cinza ter permitido uma rápida maturação das bananas? E da experiência de obtenção do oxigénio a partir do peróxido de hidrogénio em presença do dióxido de manganês em que imediatamente se obteve o gás? É isso mesmo que fazem os catalisadores positivos.

O fermento geralmente usado no fabrico do pão, bolos e outros, além de permitir o aumento do volume da massa de trigo, também facilita a sua rápida cozedura.

Catalisadores negativos ou inibidores: são substâncias que retardam o tempo de formação de produtos de uma reacção e não são gastas durante a reacção.

Os catalisadores negativos fazem com que, numa reacção química, os produtos da reacção não sejam formados dentro de um período normal de tempo, ou seja, retardam ou fazem demorar a formação de produtos de uma reacção química.

Como se deve lembrar, o sal de cozinha retarda o apodrecimento do peixe, permitindo a sua conservação por mais tempo. Entretanto, como o sal de cozinha é gasto durante esse processo, não podemos considerá-lo como catalisador negativo. Mas o mecanismo de ocorrência do processo é semelhante ao de um catalisador negativo. Lembre-se que um catalisador não é gasto durante o processo.

Muito bem, vamos a seguir apresentar-lhe algumas perguntas que lhe vão ajudar a aferir o seu nível de assimilação desta matéria. Responda-as sem consultar a chave de correcção, de modo que esta exercitação seja efectivamente benéfica para si.



Exercícios

1. Assinale com um X a alternativa que corresponde à definição de catalisadores:
 - a) Substâncias que alteram a rapidez de uma reacção química. Diminuem ou aumentam o tempo de formação dos produtos da reacção e não são gastas durante a reacção.
 - b) Substâncias que podem alterar a rapidez com que ocorre qualquer reacção química. Podem aumentar ou reduzir o tempo de sua ocorrência.
 - c) Substâncias que em condições normais de temperatura não são gastas durante o decurso de uma reacção.
2. Marque com um X a afirmação certa:

Nas experiências de obtenção laboratorial de oxigénio, o dióxido de manganês serviu de:

a) Reagente.	c) Catalisador.
b) Produto da reacção.	d) Inibidor.
3. Marque com um V as alíneas que correspondem aos tipos de catalisadores:

a) Catalisador reagente.	c) Catalisador produto.
b) Catalisador positivo.	d) Catalisador negativo ou inibidor.

4. Assinale com um X a alínea que descreve o que são catalisadores negativos ou inibidores:
- a) Catalisadores negativos ou inibidores aumentam a quantidade dos reagentes.
 - b) Catalisadores negativos ou inibidores diminuem o grau de aquecimento dos reagentes.
 - c) Catalisadores negativos ou inibidores retardam o tempo de formação de produtos e não são gastos durante a reacção.
5. Assinale com um X a alínea que descreve a função dos catalisadores:
- a) Aumentar a quantidade de produtos da reacção.
 - b) Diminuir a quantidade de produtos da reacção.
 - c) Aumentar a quantidade de reagentes da reacção.
 - d) Diminuir ou aumentar o tempo necessário para a formação de produtos de uma reacção, sem que sejam gastos.

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 existem substâncias que têm a característica de poderem aumentar ou diminuir o tempo necessário para a formação de produtos de uma reacção química, sem que sejam gastas. A essas, chama-se de catalisadores.

Àquelas que facilitam o decorrer da reacção, aceleram a formação de produtos e não são gastas durante a reacção, chamamos de catalisadores positivos ou, simplesmente, catalisadores; àquelas que retardam o tempo de formação de produtos da reacção e não são gastas, designa-se de catalisadores negativos ou inibidores.

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



Chave de Correcção

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

Introdução

Embora não visível, o ar é um tipo de matéria formado por uma mistura de gases, vapor de água e partículas suspensas. Ao lado da água e do solo, trata-se de uma mistura extremamente importante para a manutenção das nossas vidas na terra.

Nesta lição faz-se abordagem mais profunda sobre a composição do ar e a sua importância. Faz-se igualmente a abordagem do ozono, suas propriedades e importância.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Identificar, na base das fórmulas moleculares, o oxigénio e o ozono;
- Explicar a importância da camada de ozono na protecção do ambiente e do ar no dia-a-dia.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 60 minutos.



O Ar e a sua composição

Embora o ar seja uma mistura e se saiba que em mistura a proporção dos componentes é variável, isto é, não existe uma quantidade fixa com que cada um dos componentes comparticipa na mistura, existe sempre a curiosidade sobre a composição do *ar atmosférico*?

Caro(a) aluno(a), para responder a esta questão convidámo-lo a ler os conteúdos que a seguir lhe apresentamos.

O ar atmosférico é uma camada gasosa que envolve a Terra. Esta camada gasosa chama-se **atmosfera** e é constituída por vários componentes, dos quais existem uns que aparecem em maior percentagem em relação aos outros, conforme pode ver na tabela que se segue:

Substância	Fórmula	% em volume
Nitrogénio	N ₂	78
Oxigénio	O ₂	21
Árgon	Ar	0,93
Dióxido de carbono	CO ₂	0,03
Hidrogénio	H ₂	0,01
Néon	Ne	0,0018

Hélio	He	0,0005
Cripton	Kr	0,0001
Xénon	Xe	0,00001
Outras partículas (poeiras, partículas sólidas, vapor de água, etc)	-----	0,00000000001

O gráfico que se segue representa as percentagens dadas na tabela 1:

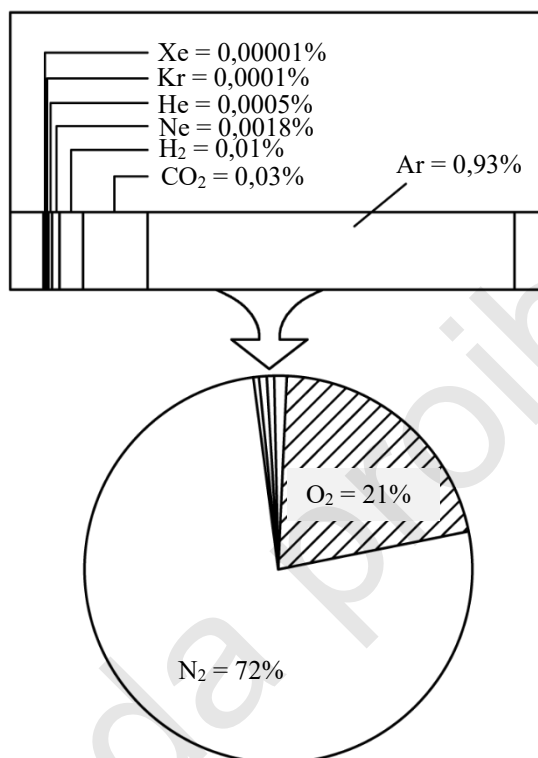


Fig. 58 – Composição do ar

Conforme pode observar, um dos componentes do ar é o oxigénio. Repare também que o componente de maior abundância no ar é o nitrogénio seguido do oxigénio.

Segundo mostra a tabela, em cada 100 litros de ar, 78 são de nitrogénio e 21 litros são de oxigénio.

Os outros componentes aparecem numa percentagem muitíssimo pequena.

Importância do ar como matéria-prima

A grande importância do ar resulta do facto de ser uma mistura cujos componentes, de forma isolada, revestem-se de grande importância e aplicações em diferentes áreas da vida. No geral, pode-se afirmar que o ar constitui fonte de várias substâncias que constituem a base para se realizarem várias transformações e para se obter outros compostos que têm aplicações diversas na nossa vida.

Do ar podem-se extrair as substâncias que adiante descrevemos as respectivas aplicações:

❖ **Gases nobres (Árgon, Néon, Xénon).**

No geral, são usados na produção de lâmpadas e em letreiros luminosos que normalmente aparecem em estabelecimentos comerciais para fins de publicidade. De forma específica, temos:

- **Árgon (gás nobre)**

Como o próprio nome sugere, nas condições ambientais apresentam-se no estado gasoso e a sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possui pequena capacidade de se combinar com outros elementos. O *Árgon* (Ar) é um gás nobre e está presente nas lâmpadas de filamento. Veja a figura ao lado.



Fig. 59 – Árgon protegendo os filamentos de uma lâmpada

- **Néon (gás nobre)**

Os *letreiros luminosos*, muito usados em publicidade, utilizam principalmente gás *Néon* (Ne) e, por isso, são conhecidos por luminosos de Néon.

O funcionamento desses luminosos é semelhante ao de uma lâmpada fluorescente. Observe a figura ao lado.

As diferentes cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

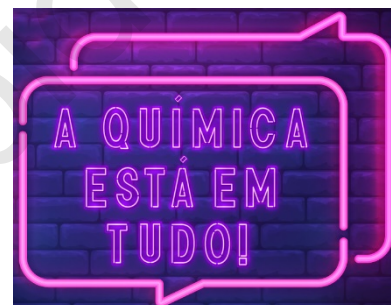
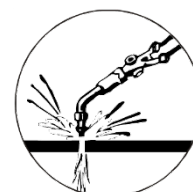


Fig. 60 – Aplicação do Néon em letreiros luminosos

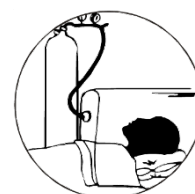
- ❖ **Oxigénio (O₂)**

O oxigénio tem várias aplicações práticas:

- ✓ Usado nos maçaricos oxiacetilenos (corte e soldadura de metais). Com certeza, caro(a) aluno(a), já teve a oportunidade de ver pessoas a soldarem objectos metálicos usando, para o efeito, duas botijas ligadas por mangueiras em cuja extremidade, quando em uso, se observa uma chama luminosa. É isso mesmo: é o maçarico.



- ✓ Usado nos hospitais (para ajudar os doentes a respirar), o oxigénio ajuda pessoas com insuficiência respiratória. Para tal, os doentes são ligados a botijas de oxigénio de modo a auxiliá-los durante o acto respiratório. Veja a figura.



- ✓ Usado nos submarinos e naves espaciais, também para permitir e facilitar a respiração. À altas profundidades do mar bem como a grandes altitudes, a quantidade de oxigénio existente no ar é menor ou mesmo inexistente. Assim, os mergulhadores e os pilotos têm de levar consigo botijas de oxigénio, geralmente posicionadas nas costas, que depois usam para respirar.



❖ Dióxido de carbono (CO_2)

Usado no fabrico de bebidas espumantes como cervejas, de bebidas refrigerantes e de extintores de incêndio, o dióxido de carbono também se pode empregar em misturas frigoríficas que constituem o gás que é introduzido em geleiras e congeladores.

❖ Nitrogénio (N_2)

Sabe-se que as aplicações das substâncias estão relacionadas com as suas propriedades. O nitrogénio é uma substância pouco activa quimicamente, o nitrogénio emprega-se no preenchimento de lâmpadas e para criação do meio inerte na realização industrial de algumas reacções químicas.

O nitrogénio a altas temperaturas, pressão e na presença de um catalisador reage com o hidrogénio para formar o amoníaco, NH_3 , uma substância de grande importância na produção de adubos.

Acreditamos ser de seu conhecimento que a composição do ar que acabamos de descrever tem sido severamente alterada como resultado da acção do homem, que tem culminado com o que se chama de **poluição**.

Poluição do ar

O oxigénio (O_2), o nitrogénio (N_2) e os gases nobres são considerados **componentes fundamentais do ar**, já que se encontram em maior quantidade na composição do ar e as suas quantidades são praticamente constantes na atmosfera.

O dióxido de carbono (CO_2) e vapor de água (H_2O) não são considerados componentes fundamentais pois a sua presença na composição do ar varia em função das condições naturais.

A variação destas outras substâncias, principalmente o seu aumento na composição do ar, cria uma perturbação do estado normal da composição da atmosfera e pode causar consequências indesejadas.

A esta alteração prejudicial como resultado da variação das quantidades dos seus componentes, dá-se o nome de **poluição do ar**.

São várias as substâncias que, ao alterar a sua quantidade na atmosfera, causam a poluição do ar. Assim, vamos apresentar a influência da alteração da quantidade de cada uma das substâncias na composição do ar.

❖ Poluição atmosférica pelo dióxido de carbono, CO_2

O aumento da quantidade do dióxido de carbono (CO_2) na atmosfera é muito prejudicial pois as suas moléculas têm a capacidade de absorver e conservar os raios solares de maior aquecimento.

A conservação destes raios causa o chamado **efeito de estufa**, que é uma manifestação climática caracterizada por elevar o grau de aquecimento da atmosfera (aquecimento global). Veja a figura a seguir.



Fig. 61 – Fábricas libertando gases poluentes do ar atmosférico

No entanto, da mesma forma que a actividade do Homem provoca esta poluição, é também o Homem que pode ser um agente importantíssimo na redução da poluição do ar por acção do dióxido de carbono (CO_2).

Algumas das acções que o Homem pode tomar neste sentido incluem:

- Reduzir a utilização de combustíveis que contêm o carbono, como por exemplo, o *Diesel*, a *Gasolina*, o *Petróleo de iluminação e queimadas descontroladas*.
- Desenvolver e utilizar outras fontes de energia (*eléctrica, solar, eólica, nuclear, etc.*).

❖ **Poluição atmosférica pelo monóxido de carbono, CO**

O aumento da concentração de monóxido de carbono (CO) no ar atmosférico é prejudicial. Perturba o processo de respiração.

O *monóxido de carbono* (CO) dificulta e impede a captação normal de oxigénio para a respiração. Veja a figura ao lado.



Fig. 62 – Carros libertando gases

Em caso de permanência prolongada numa atmosfera com grande quantidade de monóxido de carbono (CO), corre-se o risco de morte, visto que o CO tem maior tendência de penetrar no sistema respiratório, impedindo a captação de oxigénio necessário para manter a vitalidade do organismo.

Por um lado, a actividade do Homem aparece como grande responsável pela libertação de grandes quantidades deste gás, devido, por exemplo, à combustão incompleta de combustíveis líquidos (*diesel, a gasolina, o petróleo de iluminação*) nos motores, que o libertam pelos tubos de escape.

Por outro lado, a poluição atmosférica por monóxido de carbono (CO) acontece devido à acção da Natureza, pois são libertadas grandes quantidades deste gás, por exemplo, quando se dá a erupção de um vulcão.

Ozono e suas propriedades físicas

O ozono é um gás fortemente oxidante e muito reactivo, composto por três átomos de oxigénio (O₃). É um gás à temperatura ambiente, instável e possui coloração esverdeada.

Formação da camada de ozono

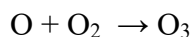
Como é formada a camada de ozono?

A formação da camada de ozono ou ozonosfera acontece quando algum tipo de radiação ou energia eléctrica incide em moléculas de oxigénio (O₂), separando os átomos. Um átomo de oxigénio livre torna-se muito reactivo, tendendo a combinar-se com outras moléculas próximas. No caso da nossa atmosfera, a formação do ozono acontece justamente por essa combinação de um átomo livre de oxigénio com uma molécula diatómica de oxigénio. As outras moléculas, como nitrogénio, que também são abundantes na atmosfera, agem como catalisadores da reacção de formação do ozono.

As reacções que ocorrem na formação de ozono são as seguintes:



(destruição do oxigénio molecular por acção da radiação ultravioleta com formação de dois átomos de oxigénio)



(formação do ozono a partir da reacção entre oxigénio atómico e oxigénio molecular).

Destruição da camada de ozono

Os clorofluorcarbonetos (CFC- composto de cloro, flúor carbono) são os gases mais citados quando se fala em destruição da camada de ozono. Essas substâncias, a princípio, pareciam ideais para se usar em aerossóis e sistemas de refrigeração, visto que são estáveis e não tóxicos. No entanto, tempos depois descobriu-se que os clorofluorcarbonetos sofrem fotólise (quebra da molécula por incidência de luz), liberando um radical livre e reactivo na camada de ozono, com a consequente criação de buraco na camada de ozono.

O buraco na camada de ozono é uma baixa na concentração de ozono em um ponto localizado. Ele está presente na região da Antártida devido à baixa circulação de ar durante o Inverno, fazendo com que os poluentes que ali estacionaram sejam lançados na estratosfera.

Quais são as consequências da destruição camada de ozono?

Com a destruição da camada de ozono, há uma maior incidência de raios solares. O excesso dessa exposição é prejudicial à saúde humana, afecta algumas espécies de microorganismos, intensifica o

efeito estufa e há também a hipótese da possível inundação de áreas hoje habitadas em decorrência do descongelamento das geleiras e aumento do volume de água nos oceanos.

No entanto, a principal preocupação das autoridades quando se fala em destruição da camada de ozono é o aumento da ocorrência de cancro de pele, causado pelo efeito dos raios solares.

Importância da camada de ozono

Como dito anteriormente, a camada de ozono garante que os raios ultravioleta (UV) não danifiquem a superfície terrestre. O ozono é o único gás capaz de filtrar a radiação ultravioleta, a mais prejudicial aos seres humanos e nociva à biosfera. De facto, os raios ultravioleta podem causar uma série de danos aos seres vivos, a saber:

- aquecimento global, ou aumento da temperatura do planeta, uma vez que os raios UV aumentam a retenção de calor;
- desenvolvimento do cancro de pele;
- baixo desempenho do sistema imunológico, que intensifica a replicação do vírus herpes, desenvolvendo lesões nos indivíduos que o tenham contraído;
- danos à visão, como a cegueira provocada pelo aumento das cataratas nos indivíduos.

Muito bem, estamos quase a terminar a nossa lição. Para verificar se assimilou bem os conteúdos que aqui partilhamos, convidamo-lo a responder as questões que se seguem.



Exercícios

1. Como é que se forma a camada de ozono?
2. Qual é a importância da camada de ozono?
3. Marque com um X na resposta que julgar certa. Como se chama a perturbação da composição normal do ar atmosférico, devido ao aumento da quantidade de um dos seus componentes:

a) Poluição do ar.	c) Destilação do ar.
b) Composição do ar.	d) Destruição da camada de ozono.
4. Assinale com um X as afirmações referentes às consequências da poluição do ar pelo dióxido de carbono:

a) Dificuldades respiratórias.
b) Elevação da temperatura do globo terrestre e alteração do clima.
c) Derretimento do gelo das zonas polares.
d) Aumento da quantidade de oxigénio na atmosfera.

5. Assinale com um X as principais actividades do Homem que são responsáveis pela libertação de dióxido de carbono na atmosfera:

- a) A queima de combustíveis líquidos em automóveis.
- b) A libertação de gases pelas fábricas e indústrias.
- c) As tempestades.
- d) As queimadas realizadas em florestas e campos agrícolas.

6. A camada de ozono garante que os raios ultravioleta não danifiquem a superfície terrestre. O ozono é o único gás capaz de filtrar a radiação ultravioleta, a mais prejudicial aos seres humanos e nocivos à biosfera.

Decida se as afirmações que se seguem são verdadeiras ou falsas, assinalando V nas verdadeiras e com F nas falsas, de acordo que as consequências da destruição da camada de ozono.

- a) propagação de doenças das mãos sujas, como a cólera, diarreias, etc.
- b) aquecimento global, ou aumento da temperatura do planeta, uma vez que os raios ultravioletas aumentam a retenção de calor.
- c) desenvolvimento do cancro de pele.
- d) danos à visão, como a cegueira provocada pelo aumento das cataratas nos indivíduos.

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:

O ar não é uma mistura gasosa e é constituído fundamentalmente por nitrogénio (78,8%) e oxigénio (20,94%).

O ozono é uma outra substância importante, pois forma, na estratosfera, um filtro (camada de ozono) que nos protege das radiações ultravioletas do sol.

A camada de ozono é susceptível de ser destruída pela reacção com CFC (fluorocarbonetos) na presença raios ultravioletas.

A acção do homem concorre para a elevação da quantidade de dióxido de carbono na atmosfera, o que causa o conhecido fenómeno designado por efeito de estufa. Acções como reduzir a utilização de combustíveis que contêm o carbono, as queimadas descontroladas, bem como o uso de outras fontes de energias renováveis pode contribuir para a redução deste efeito.

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. A camada de ozono forma-se quando um tipo de radiação incide em moléculas de oxigénio.
2. A camada de ozono garante que os raios ultravioleta não danifiquem a superfície terrestre.
3. a)
4. b), c)
5. a), b), d)
6. b), c), d)

Venda proibida

Introdução

Você aprendeu durante o estudo de reacções redox que eram assim chamadas porque no seu decurso ocorre, simultaneamente, a redução e a oxidação. Igualmente aprendeu que o carácter redox pode ser analisado sob ponto de vista de perda e ganho de oxigénio ou de variação de nox.

Nesta lição faremos o aprofundamento do conceito de oxidação, mais orientado no que ocorre nos metais visto que tem efeitos negativos nos metais e que se reflecte na nossa vida. Chamamos, desde já, a sua especial atenção a este tema pois, pode ser muito útil para o seu dia-a-dia, evitando prejuízos enormes resultantes deste fenómeno.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar o processo da oxidação dos metais;
- Mencionar os factores que favorecem a oxidação dos metais;
- Explicar as medidas prevenção contra a corrosão dos metais.
- Realizar experiência química de oxidação de metais;
- Explicar a importância das reacções de combustão no quotidiano;



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



Oxidação

Quando cortamos um caju, uma maçã ou uma pera-abacate e deixamos separadas durante algum tempo as partes cortadas, é comum observar que se forma uma camada escura na parte cortada. Qual é razão do escurecimento?

Determinadas vezes quando deixamos ao ar livre um objecto metálico, de ferro por exemplo, durante uma noite ou alguns dias, por vez observa-se a formação de uma camada acastanhada comumente designada de ferrugem. De onde vem a ferrugem ou essa camada?

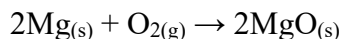
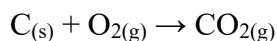
Muito bem, caro(a) aluno(a), no estudo das propriedades químicas do oxigénio, afirmamos que ele reage com quase todos elementos químicos formando compostos que chamamos de óxidos. Então, seja nas frutas, como no metal, o que se observa não é nada mais que o produto da reacção desses (frutas e metais) com o oxigénio formando essa camada que é um **óxido**. Entretanto, já afirmamos

em lições anteriores que ao processo que ocorre acompanhado pelo **ganho do oxigénio** por um elemento, chamamos de **oxidação**.

***Oxidação:** é o processo acompanhado pelo ganho de oxigénio.*

***Oxidação:** é a reacção química que ocorre entre o oxigénio e qualquer outra substância.*

Exemplos:



Nestas duas equações químicas, podemos notar que praticamente o carbono e o magnésio puxam (ganham) o oxigénio para si e transformam-se em produtos da reacção. Portanto, como há ganho de oxigénio, estamos perante **reacções de oxidação do carbono e do magnésio**.

Aos produtos de uma reacção química de oxidação (entre oxigénio e uma substância qualquer), dá-se o nome de **óxidos**.

***Óxidos:** são substâncias constituídas por átomos de dois elementos químicos, sendo um dos elementos, o oxigénio.*

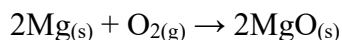
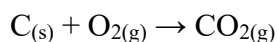
Exemplos: CO₂, MgO

No estudo das propriedades químicas do oxigénio, verificou que dentre as experiências realizadas, uma das manifestações observada e comum em quase todas as reacções, foi a libertação de energia (em forma de calor ou luz).

À reacção de oxidação acompanhada de **libertação de energia** (em forma de calor ou luz), chama-se **reacção de combustão** ou apenas **combustão**. Portanto, a combustão é um tipo especial de reacção de oxidação.

***Combustão:** é uma reacção química entre o oxigénio e uma substância qualquer, acompanhada de libertação de energia.*

Exemplos:



As duas equações químicas são de oxidação, porque no seu decurso há libertação de energia. Por isso chamamo-las igualmente de **reacções de combustão**.

Tipos de oxidação

Existem dois tipos de oxidação ou de reacção de oxidação:

- oxidação lenta ou combustão lenta;
- oxidação rápida ou combustão viva.

Oxidação ou combustão lenta: é a reacção de oxigénio com uma substância qualquer, acompanhada por **libertação de energia**, sob forma **de calor** e, sem luz.

Geralmente a oxidação lenta leva muito tempo para a formação do produto e consequente libertação da energia sob forma de calor.

Exemplo:

- ✓ O enferrujamento de objectos de ferro: quando estes objectos são deixados ao ar livre, o aparecimento da ferrugem é resultado da ocorrência lenta da reacção de Ferro com o Oxigénio do ar, processo que é acompanhado por libertação de pequenas quantidades de calor;
- ✓ A oxidação do estrume (exposição de estrume de bois ou de porcos ao ar ou em jardins e estufas, cria aquecimento na terra);
- ✓ O processo de assimilação dos alimentos no organismo humano: trata-se igualmente duma oxidação ou combustão lenta pois o oxigénio que inspiramos reage com os alimentos, libertando energia sob forma de calor e formando dióxido de carbono e água. É esta energia que nos permite realizar todas as actividades vitais: andar, trabalhar, pensar, etc.

Oxidação ou combustão viva: é a reacção de oxigénio com uma substância qualquer, acompanhada pela **libertação de energia**, sob forma **de calor e luz** (chama ou incandescência).

Exemplos:

Ao acender um palito de fósforo, uma vela ou um candeeiro, decerto já reparou que, para além de se libertar calor, também ocorre uma chama clara e brilhante. Como já sabe, valemo-nos dessa chama para iluminar locais escuros.

- ✓ Reacção química entre oxigénio e carvão (combustão de carvão). Já sabe que quando acendemos o carvão, cria-se um aquecimento intenso e também se liberta uma chama que acompanha a queima do carvão.
- ✓ Reacção química entre oxigénio e enxofre (combustão de enxofre). Na experiência de combustão de enxofre que realizou em lições anteriores, observou-se a libertação de uma chama azul bonita, acompanhada de libertação de calor.
- ✓ Reacção química entre oxigénio e magnésio (combustão de magnésio). Na experiência da reacção química entre oxigénio e magnésio realizada em lições anteriores, observou-se a libertação de uma chama branca bem incandescente, igualmente acompanhada por calor.

Existe também a **combustão explosiva** que é uma oxidação acompanhada de **libertação de grande quantidade de calor, luz e som**, provocando explosões.

Vejamos algumas características das oxidações ou combustão lenta e viva

Combustão lenta	Combustão viva
Participa pequena quantidade de oxigénio.	Envolve grandes quantidades de oxigénio
Ocorre lentamente, geralmente de forma não visível.	Ocorre com maior vigor e violentamente, geralmente de forma visível
Liberta energia apenas sob forma de calor.	Liberta energia sob forma de calor e luz.
Os produtos são geralmente sólidos, como, por exemplo, o carvão e a ferrugem.	Os produtos aparecem sob forma de um pó fino ou gases (cinza, na combustão do carvão, pó de óxido de magnésio, dióxido de carbono e vapor de água na combustão da gasolina, gasóleo)

Para provocar uma combustão é necessário:

- Aquecer a substância até à sua temperatura de inflamação (que é a temperatura a partir da qual a substância pode começar a arder).
- Garantir que a substância esteja em contacto permanente com o oxigénio.

Com o conhecimento dos tipos de oxidação (combustão) e das condições para a sua ocorrência pode-se:

- ✓ Evitar ou diminuir situações de sua ocorrência, que muitas vezes causa incêndios misteriosos que, geralmente ocorrem em muitas fábricas e nas florestas, principalmente no Verão;
- ✓ Reduzir ou evitar a ocorrência da corrosão (desgaste) dos metais que causa prejuízos enormes à indústria;
- ✓ Garantir o aproveitamento planificado e direccionado do tipo de energia. Por exemplo, quando se dá a combustão de uma vela (combustão viva), sabe-se que se liberta luz, então, esta energia é usada para fins de iluminação das casas. Da combustão viva do acetileno sabe-se que se liberta calor em forma de altas temperaturas, cerca de 3.000°C, então, usa-se esse calor para cortar e soldar metais. Da combustão viva do carvão sabe-se que se liberta uma grande quantidade de calor, assim aproveita-se o calor libertado para a confecção de alimentos.

Os diferentes tipos de oxidação ou combustão constituem reacções químicas das quais muito depende o progresso da humanidade. Por exemplo:

- A combustão da gasolina e do gasóleo permite o funcionamento de motores de automóveis, aviões, motobombas para irrigação, etc.
- A combustão do carvão permite o funcionamento das centrais térmicas que produzem a energia eléctrica que utilizamos. Permite também o andamento de locomotivas, confeccionar os alimentos, fundir os metais, etc.

- A combustão do butano permite a confeição de alimentos usando fogões a gás.
- A combustão do acetileno permite o corte e soldadura dos metais.

A corrosão dos metais representa um dos grandes problemas de que a indústria se ressente, pois ele promove a modificação física e química dos metais, causando perda do equipamento, aumento de gastos que chegam a paralisar as fábricas.

Dissemos que para a ocorrência da oxidação, uma das condições consiste em “*garantir que a substância esteja em contacto permanente com o oxigénio*”. Como é que podemos prevenir a corrosão dos metais? Com efeito, vamos realizar uma experiência química que nos vai ajudar a melhor responder à questão colocada.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: oxidação do metal ferro. Factores que intervêm

Material

- Tubos de ensaio (9);
- Algodão;
- Espátula ou uma colher;

Substâncias

- Cloreto de cálcio (CaCl_2);
- Óleo de cozinha;
- Cloreto de sódio (Sal de cozinha);
- Pedacos de alguns metais (Mg, Zn, Sn, Cu);
- Água quente;
- Pregos de ferro (9);

Procedimento

1. Numera-se os tubos de ensaio de 1 a 9;
2. Coloca-se um prego em cada tubo de ensaio, tendo o cuidado de posicioná-lo pela base para evitar quebrar o tubo de ensaio.
3. Ao tubo de ensaio nº 1, mantém-se apenas com o prego (tubo padrão);
4. Adiciona-se a cada um dos outros tubos de ensaio, respectivamente:

Tubo 2: uma espátula de cloreto de cálcio e tapa-se com algodão;

Tubo 3: água da torneira, de modo que todo o prego fique mergulhado na água;

Tubo 4: água quente e uma camada de óleo de cozinha;

Tubo 5: água da torneira (que cubra todo o prego) e espátula de cloreto de sódio;

Tubo 6: fita de zinco enrolada ao prego e adiciona-se água da torneira até cobrir todo o prego;

Tubo 7: fita de estanho enrolada ao prego e adiciona-se água da torneira até cobrir todo o prego;

Tubo 8: fita de cobre enrolada ao prego e adiciona-se água da torneira até cobrir todo o prego;

Tubo 9: fita de magnésio enrolada ao prego e adiciona-se água da torneira até cobrir todo o prego.

5. Deixa-se os tubos em um local seguro, durante 7 dias e observa-se.

Observações

- ✓ Os pregos dos tubos 2 e 4 sofrem pouca oxidação ou mesmo nenhuma;
 - ✓ Os pregos dos tubos 3 e 5 sofrem muita oxidação ou enferrujamento;
 - ✓ Os pregos dos tubos 6 e 9 sofrem menos oxidação.
 - ✓ Os pregos dos tubos 7 e 8 sofrem oxidação intensa.
- Observe a figura ao lado.



Fig. 63 – Suporte com tubos de ensaio

Avaliação

- ❖ Os pregos dos tubos 2 e 4 não sofrem oxidação porque o cloreto de cálcio absorve a humidade e camada de óleo de cozinha bloqueia a possibilidade do oxigénio entrar em contacto com o prego;
- ❖ Os pregos dos tubos 3 e 5 sofrem muita oxidação, pois estão expostos à humidade e ao oxigénio do ar. O cloreto de sódio activa ainda mais a oxidação;
- ❖ Os pregos dos tubos 6 e 9 sofrem menos oxidação uma vez que os metais zinco e magnésio são mais activos que o ferro e assim protegem-no;
- ❖ Os pregos dos tubos 7 e 8 sofrem oxidação intensa pois, o estanho e o cobre são menos activos que o ferro, deixando-o exposto à oxidação.

Conclusão

O ferro oxida-se facilmente quando se encontra em contacto com o oxigénio do ar e com a humidade. Para evitar ou reduzir a oxidação, todos os procedimentos que concorrem para evitar o contacto do ferro com o oxigénio bem como com a humidade do ar são válidos.

Como é que podemos prevenir a corrosão dos metais?

Adoptando procedimentos e medidas que evitam ou reduzem o contacto do metal com o oxigénio. São de destacar:

- ✓ Pintura dos metais;
- ✓ Uso de inibidores de corrosão;
- ✓ Uso de ligas metálicas especiais. Algumas ligas metálicas com o aço inoxidável, não enferrujam;
- ✓ Uso de metais de sacrifício, que consiste em adicionar um metal que preferencialmente sofre danos no lugar daquele que se pretende proteger. O magnésio e o zinco são usados para proteger cascos de navio;

- ✓ Galvanização dos metais, que é a colocação de películas finas de metais resistentes à corrosão para proteger o metal desejado.

Estamos a caminho do fim da nossa lição, esperamos que tenha tirado muito proveito da informação aqui apresentada. Como tal sugerimos que responda às questões que a seguir lhe apresentamos para poder aferir o nível de assimilação da matéria.



Exercícios

1. A oxidação lenta ou combustão lenta é caracterizada, de entre outras, pela participação de reduzida quantidade de oxigénio, libertação de energia sob forma de calor e os produtos são geralmente sólidos.

Assinale com um X a alínea que melhor descreve a forma como você acha que se produz carvão vegetal:

- a) Corta-se troncos de árvores, amontoa-se num local, tapa-se todos os troncos com areia deixando ficar uma pequena abertura para entrada do ar. Acende-se os troncos e deixa-se arder gradualmente durante três a cinco dias. Durante o processo de queima não se liberta nenhuma chama. Apaga-se o fogo e recolhe-se grande quantidade de carvão.
- b) Corta-se troncos de árvores, amontoa-se num local ao ar livre e acende-se. Deixa-se arder durante algumas horas. Durante o processo de queima, liberta-se uma grande chama. Depois de algumas horas, apaga-se a chama com água e tem-se carvão em grande quantidade.

2. Assinale com um X a afirmação correcta

A produção do carvão vegetal corresponde a um exemplo de:

- | | |
|-------------------|---------------------------------|
| a) Combustão viva | c) Combustão ou oxidação lenta. |
| b) Galvanoplastia | d) Corrosão de metais. |

3. Decida se as seguintes afirmações sobre as condições necessárias para que ocorra uma combustão são verdadeiras ou falsas, marcando com V, as verdades, e F, as falsas.

- a) Para que ocorra uma combustão é necessário aquecer a substância até que esta alcance a sua temperatura de inflamação.
- b) Para que ocorra uma combustão é necessário que a substância seja líquida.
- c) Para que ocorra uma combustão é necessário que a substância seja um óxido metálico.
- d) Para que ocorra uma combustão é necessário manter a substância em contacto permanente com o oxigénio.

4. Marque com um X a definição correcta de combustão lenta:
- a) Reacção de oxigénio com uma substância qualquer, que ocorre lentamente, formando produtos que explodem.
 - b) Qualquer tipo de reacção química em que um dos reagentes é o oxigénio.
 - c) Reacção em que a quantidade de oxigénio que participa é intensa.
 - d) Reacção de oxigénio com uma substância qualquer, acompanhada por libertação de energia, sob forma de calor.
5. Decida se as seguintes afirmações sobre os factores que favorecem a oxidação dos metais são verdadeiras ou falsas, marcando com V, as verdades, e F, as falsas.
- a) Contacto directo entre o metal com o oxigénio do ar;
 - b) Contacto directo entre o metal e a humidade;
 - c) Contacto entre o metal e o hidrogénio;
 - d) A presença de catalisadores.
6. Marque com um X as afirmações correctas. Para a prevenção contra a corrosão dos metais recomenda-se a tomada das seguintes medidas:
- a) Aquecer a substância até à sua temperatura de inflamação;
 - b) Pintura dos metais e uso de inibidores de corrosão;
 - c) Uso de ligas metálicas especiais;
 - d) Galvanização dos metais.

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 uma reacção de oxidação é aquela que ocorre entre o oxigénio e qualquer outra substância, sendo que, tipicamente, nela ocorre o ganho do oxigénio por outro elemento. E o produto dessa reacção chama-se óxido, que é constituído por dois elementos, dos quais um é o oxigénio.

À reacção de oxidação acompanhada de libertação de energia (em forma de calor ou luz), chama-se reacção de combustão ou apenas combustão. Quando na reacção de oxidação se liberta energia sob forma de calor diz-se tratar de uma oxidação ou combustão lenta, enquanto quando se liberta calor e luz, a oxidação é rápida ou combustão viva.

Para provocar uma combustão é necessário aquecer a substância até à sua temperatura de inflamação e garantir que a substância esteja em contacto permanente com o oxigénio.

Como é que podemos prevenir a corrosão dos metais?

Para evitar ou reduzir a corrosão dos metais deve-se evitar o contacto do metal com o oxigénio e a humidade, através da pintura dos metais, uso de inibidores de corrosão e de ligas metálicas especiais, uso de metais de sacrifício, a galvanização dos metais, entre outros.

Agora sim! Caro(a) aluno(a), leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correção

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



Glossário

Galvanoplastia: é uma técnica industrial que usa a electrólise para cobrir uma peça metálica com outro metal, geralmente para adquirir resistência à corrosão, aumentar a resistência da peça, apresentar maior durabilidade, adquirir protecção contra a oxidação, etc.

Electrólese: é um processo ou reacção química de decomposição provocada por acção da corrente eléctrica.

Introdução

No seu dia-a-dia, por força do hábito, quando se fala de combustível a ideia que se tem é de que está em causa o gasóleo, a gasolina, o gás e petróleo de iluminação. Não é isso? Muito bem, embora também sejam combustíveis, não se deve restringir o conceito a eles apenas. Então, nesta lição vamos conhecer o significado de combustível quando quimicamente falamos dos diferentes tipos de combustíveis, bem como as vantagens do uso dos chamados combustíveis renováveis.

Porque os combustíveis ardem libertando uma chama, dedicaremos atenção à estrutura da chama e às formas de prevenção e combate de incêndios. Esperamos que a informação venha a ser de seu interesse, devido à sua aplicação no dia-a-dia. Veja a figura ao lado.

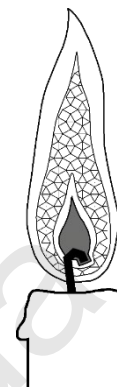


Fig. 64 – Chama da vela



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Distinguir o combustível do comburente;
- Mencionar as vantagens e desvantagens do uso de combustíveis renováveis no quotidiano;
- Identificar a estrutura da chama;
- Explicar as formas de prevenção e combate de incêndios.



Para a melhor compreensão desta lição necessita de estudar durante 120 minutos, no mínimo.



Estrutura da Chama

Nas experiências sobre as propriedades químicas do oxigénio, uma das observações comuns em algumas delas foi de haver ardor das substâncias. Por exemplo, na combustão do enxofre houve ardor emitindo uma chama azul; na reacção do magnésio com o oxigénio referenciou-se a libertação de uma chama branca, etc.

Então, o que é uma chama?

Chama: é a parte ardente e luminosa libertada pelas substâncias em combustão viva.

Por exemplo, a combustão da vela liberta uma chama que utilizamos na iluminação.

Quais são as características de uma chama? Para responder a esta pergunta, vamos realizar experiências que nos ajudarão a identificá-las. Trata-se de experiências simples, que você pode realizar em sua casa, então, procure o material indicado e realize.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: características da chama

Material

- Fósforo;
- Copo de vidro;

Substâncias

- Vela;

Procedimento

1. Acenda a vela com o fósforo;
2. Coloque um copo de vidro de boca virada para baixo sobre a vela, de forma a tapar a vela, mas a não tocar na chama;
3. Observe com atenção o que acontece;
4. Agora acenda a vela novamente;
5. Faça passar, rapidamente, o seu dedo indicador através da chama;
6. Coloque a palma da sua mão ligeiramente próximo da chama.

Observação

- a) O que é que você observou quando tapou a vela com o copo?
 - Com certeza passado pouco tempo a vela apagou-se.
- b) Qual é a sensação que teve ao passar o dedo pela chama? É sólida, líquida ou gasosa?
 - Sem dúvida que sentiu que ela se apresenta no estado gasoso.
- c) Que sensação teve ao colocar a palma da mão ligeiramente próximo da chama?
 - Sem dúvida que sentiu um aquecimento que aumenta sucessivamente, à medida que a mão se aproxima da chama.

Avaliação/Conclusão

Da realização desta experiência concluímos que a combustão das substâncias ocorre na presença de oxigénio. Dai que quando se tapou a vela com copo, quando o oxigénio acaba, leva à extinção da chama. Igualmente, devido à libertação dióxido de carbono, que é um não comburente (não alimenta a combustão), também contribuiu na extinção da chama.

A **chama** representa **gases ou vapores que ardem** e que se encontram a **temperaturas muito elevadas**.

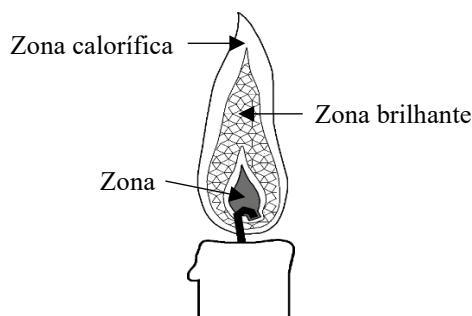


Fig. 65 – Partes principais da chama

Todas as substâncias que ardem diante do ar, designam-se **substâncias combustíveis**.

Combustível: *é a substância que arde, sofre queima em presença do oxigénio do ar.*

Exemplo: carvão, gasolina, óleo.

Às substâncias que não ardem, dá-se o nome de substâncias **incombustíveis**.

Exemplo: areia, pedra, água.

Às substâncias que permitem a ocorrência de combustões dá-se o nome de **comburentes**.

Exemplo: Oxigénio.

O oxigénio constitui o comburente mais usado. E é pelo facto dele existir no ar, que as substâncias ardem no ar.

Como está estruturada a chama?

A chama apresenta 3 partes distintas:

1. Uma parte interna, que é escura e que está junto ao fio. Esta parte chama-se **zona escura**.
2. Uma parte central, que apresenta bastante brilho. Esta designa-se **zona brilhante**.
3. Uma parte externa, quase que invisível, designada **zona calorífica**.

Queremos acreditar que você saiba que a zona calorífica é a mais quente da chama e, por isso, é a que serve para o aquecimento, pelo que os serralheiros procuram regular a chama do maçarico para que esta zona esteja em maior evidência.

Não é raro acompanharmos que em determinada casa, região, etc., ocorreu um incêndio tendo destruído muitos bens e, por vezes, vidas humanas. Então, como é que podemos combater incêndios? A seguir vamos partilhar conhecimento à volta do assunto. Veja ao lado.

Formas de combate a incêndios

Já sabe, caro(a) aluno(a), que para uma substância arder ou entrar em combustão, é necessário:

- Aquecê-la até alcançar a sua temperatura de inflamação.
- Garantir que ela esteja em contacto permanente com o oxigénio.

E agora, o que será necessário fazer para extinguir (apagar) uma chama?

Da sua experiência de vida, certamente que já se viu envolvido em situações onde presenciou um pequeno incêndio ou mesmo um incêndio de grandes proporções. Por exemplo, durante uma queimada de capim; para apagar a lenha depois de cozinhar; para apagar o carvão depois de cozinhar, etc.

Que medidas poderia se tomar para extinguir a chama nessas situações?

- ✓ Para apagar o capim em chama, poderia pegar em ramos de árvores e bater na chama, para a abafá-la.
- ✓ Para apagar a lenha depois de cozinhar, poderia deitar água na parte ardente da lenha ou envolveria a parte ardente da lenha com areia.
- ✓ Para apagar carvão procuraria cobrir todo o carvão com areia, entre outras alternativas.

Repare que os vários procedimentos que se tomam resumem-se em contrariar as condições que favorecem a ocorrência da combustão. Portanto, procura-se:

- ❖ Arrefecer a substância a arder (pelo menos abaixo da sua temperatura de inflamação).
- ❖ Evitar ou diminuir o contacto do oxigénio com a substância em causa.

Todo e qualquer outro procedimento que permita a satisfação duma destas condições pode ser considerado um método válido para o combate de incêndios.

Por exemplo:

Quando por casualidade o vestido de alguém “pega” fogo e começa a arder, tapa-se a parte em chama com um cobertor ou uma toalha húmida, para extinguir a chama. É preciso agir com rapidez e decisão. Esta acção permite a diminuição do contacto da substância ardente, neste caso o vestido, com o oxigénio que é comburente, ou seja, alimenta a combustão.

Observe a figura ao lado.

Quando um carro começa a arder, recorre-se a extintores de incêndios, que geralmente contêm substâncias químicas adequadas à extinção de incêndios, por exemplo, o dióxido de carbono, o tetracloreto de carbono. Estas substâncias têm a característica de diminuir a possibilidade de contacto entre o oxigénio e a substância ardente, extinguindo, assim, a chama. Atente a figura a seguir.



Fig. 65 – Homem tapando com cobertor uma mulher em chamas



Fig. 66 - Extintor



Fig. 67 - Homem apagando um carro em chamas usando extintor

Combustíveis

Definimos **combustível** como a substância que arde, sofre queima em presença do oxigênio do ar.

Os combustíveis são classificados, de acordo com a sua capacidade de reposição em: **combustíveis** ou **recursos renováveis** e **combustíveis** ou **recursos não renováveis**.

Combustíveis não renováveis

***Recursos ou combustíveis não renováveis:** são as fontes de energia que possuem reserva limitada, podendo chegar ao seu esgotamento, visto que seu processo de formação é lento comparado ao consumo.*

Os combustíveis não renováveis são considerados de fontes de energia “sujas”, pois a sua utilização provoca danos ao meio ambiente. Durante a sua combustão são libertos gases como o dióxido de carbono (responsável pelo efeito de estufa), os óxidos de enxofre e de nitrogênio (responsáveis pelas chuvas ácidas), o monóxido de carbono que interfere no processo respiratório, podendo causar a morte.

A produção do carvão vegetal, por exemplo, requer o abate de árvores causando o desflorestamento, o que causa a diminuição de árvores que reduziriam o teor de dióxido de carbono pela realização da fotossíntese.

São exemplos combustíveis não renováveis: o petróleo bruto, o gás natural e o carvão mineral e a energia nuclear.

Combustíveis renováveis

***Recursos ou combustíveis renováveis:** são as fontes de energia que possuem reserva ilimitada, podendo ser repostas na natureza em um menor espaço de tempo.*

São consideradas fontes de energia alternativas e uma possibilidade de mudar o modelo energético tradicional, pois sua disponibilidade é maior e causam menos impactos negativos no meio ambiente. O uso dessas fontes requer desenvolvimento tecnológico para que possam ser mais acessíveis à população. Observe que se segue.

Constituem energia renováveis: a **energia eólica** (proveniente do vento); a **energia solar** (proveniente do sol), **biomassa ou biocombustível** (proveniente da matéria orgânica). Veja a figura que se segue.



Fig. 68 – Energia eólica



Fig. 69 – Energia de biomassa

Energia hidroelétrica (proveniente da corrente dos rios e água doce); **energia maremotriz** (proveniente dos mares e oceanos), **energia azul** (proveniente da água salobra), **energia geotérmica** (proveniente do calor da terra). Veja a figura que se segue.



Fig. 70 – Energia hidráulica (Barragem de Cahora Bassa na província de Tete)

Vantagens de uso de combustíveis renováveis

- São renováveis e suas reservas podem ser repostas em um curto espaço de tempo;
- Provocam poucos impactos ambientais negativos quando comparadas às fontes não renováveis de energia. Sendo assim, são aliadas da sustentabilidade;
- Oferecem menos riscos de acidentes quando comparadas, por exemplo, à energia nuclear;
- Possibilitam a geração de empregos em zonas mais afastadas;
- Diminuem a dependência da sociedade em relação ao uso dos combustíveis fósseis.

Desvantagens de uso de combustíveis renováveis

- O uso de fontes renováveis ainda não é feito em larga escala, pois depende de avanços tecnológicos;

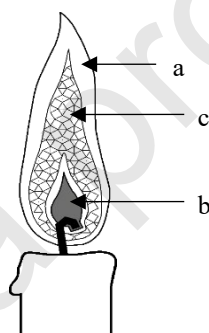
- O uso de biomassa gera impactos ambientais, visto que é necessário que haja desflorestamento de áreas, além de necessitar de um elevado uso de água;
- O uso da hidroelectricidade provoca danos ao solo.

Com certeza a informação aqui partilhada é de grande valia na sua vida e de toda a sociedade. Como tal, procure, através dos exercícios abaixo, aferir o seu grau de assimilação.



Exercícios

1. Assinale com um X a opção que apresenta o nome que se dá à parte ardente e luminosa que é liberta pelas substâncias durante o processo de combustão:
 - a) Lume.
 - b) Combustível.
 - c) Chama.
 - d) Comburente.
2. Faça a legenda da figura seguinte, escrevendo nos espaços dados as partes principais que constituem uma chama:



3. Das três partes que constituem a chama, assinale com um X aquela que é eficaz para o aquecimento ou queima:
 - a) A zona escura.
 - b) A zona calorífica.
 - c) A zona brilhante.
4. Assinale com um X as alternativas que correspondem aos procedimentos eficazes para a extinção da chama:
 - a) Procurar arrefecer a substância a arder.
 - b) Evitar ou diminuir o contacto do oxigénio com a substância a arder.
 - c) Aumentar a quantidade de combustível.
 - d) Adicionar um comburente.
5. Assinale com um X as medidas mais comuns a tomar para extinguir chamas:
 - a) Deitar água na substância ardente;
 - b) Tapar com determinação e rapidez a substância a arder com um cobertor molhado, oleado, etc.

- c) Deitar óleo de cozinha na substância a arder;
 - d) Bater com ramos de árvores na chama da substância ardente;
 - e) Cobrir com areia a substância ardente;
 - f) Usar extintores de incêndios.
6. Decida se as seguintes afirmações sobre as vantagens do uso de combustíveis renováveis são verdadeiras ou falsas, marcando com V, as verdadeiras e com F, as falsas.
- a) Seu uso depende de avanços tecnológicos;
 - b) Suas reservas podem ser repostas em um curto espaço de tempo;
 - c) Provocam poucos impactos ambientais negativos, são aliadas da natureza;
 - d) Possibilitam geração de empregos em zonas mais rurais;

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 aprendeu que as substâncias que ardem em presença do oxigénio do ar designam-se substâncias combustíveis. E as que não ardem são incombustíveis. Durante o ardor do combustível liberta-se uma chama, que é a parte ardente e luminosa. Na sua estrutura, a chama apresenta três regiões, a escura, a brilhante e a calorífica, sendo esta última a que provê calor para a confecção dos alimentos, corte de metais em maçaricos, entre outros.

Para o combate de incêndios é necessário agir no sentido de contrariar as condições que favorecem a ocorrência da combustão, como tal basta arrefecer a substância em ardor e evitar ou diminuir o contacto do oxigénio com a substância em causa.

Existem combustíveis não renováveis que são aqueles que se esgotam devido ao facto do processo de sua formação levar muitos anos. Estes são inimigos do ambiente, porque poluem-no. Em contrapartida, existem combustíveis renováveis, que sua reposição é rápida, são amigos do ambiente, sendo de destacar a energia eólica, solar, hidroelétrica, entre outros. Nos dias de hoje, a tendência da sociedade é de passar a usar combustíveis renováveis, embora a sua produção seja desafiadora uma vez que requer desenvolvimento tecnológico que muitos ainda não têm.

Agora sim já leu o resumo da sua lição e, já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correção

1. a)
2. a) – zona calorífica; b) – zona brilhante; c) - zona escura
3. b)
4. a), b)
5. a), b), d), d), f)
6. a)-F, b)-V, c)-V, d)-V

Venda proibida

LIÇÃO Nº 20: Calor da reacção

Introdução

Em lições anteriores aprendeu que a ocorrência de uma reacção química pode ser comprovada mediante diferentes manifestações: a mudança da cor das substâncias, a libertação ou absorção de calor, entre outras. Quanto à energia envolvida nas reacções químicas vimos que existem exotérmicas e endotérmicas.

Nesta lição vamos aprofundar um pouco mais sobre a manifestação das reacções exo e endotérmicas, em particular na determinação da quantidade de calor liberto ou absorvido durante o decurso da reacção.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Identificar tipos de reacções quanto ao efeito energético;
- Resolver cálculos químicos que envolvem calor de reacção.



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



Calor da reacção

Conforme é já de seu conhecimento, as reacções de oxidação viva, isto é, as de combustão rápida como, por exemplo, a combustão do carvão, a combustão do enxofre, a combustão do magnésio, combustão do gás de cozinha, da lenha, etc., quando iniciam, são caracterizados por libertação de grandes quantidades de energia (calor e luz). Diferentemente, as reacções de decomposição do clorato de potássio para obtenção do oxigénio, a decomposição do carbonato de cálcio para a obtenção do óxido de cálcio e dióxido de carbono, no processo de obtenção do cimento, de tijolos, na produção do pão, estas exigem o fornecimento contínuo de calor.

Nesta base, encontramos **reacções exotérmicas** que são aquelas que no seu decurso libertam o calor e **reacções endotérmicas** que são aquelas que no seu decurso absorvem o calor.

Quimicamente é possível determinar a quantidade de calor absorvida ou liberta no decurso de uma determinada reacção química. Para o efeito, usa-se aparelhos específicos designados **calorímetros**.

O princípio do funcionamento é traduzido pela expressão:

$$Q = E_p - E_r$$

Onde:

Q – calor da reacção;

E_p – energia dos produtos;

E_r – energia dos reagentes;

O calor da reacção tem como unidades joule por mole (J/mol) ou através de seu múltiplo, quilojoule por mol (KJ/mol).

No processo de determinação do **calor da reacção, Q**:

- Quando a energia dos reagentes é menor que a dos produtos (**E_r < E_p**), o calor da reacção torna-se maior que zero (**Q > 0; Q = +x J/mol**). Assim, ocorre a **absorção do calor** e, a reacção é **endotérmica**.
- Quando a energia dos reagentes é maior que a dos produtos (**E_r > E_p**), o calor da reacção torna-se menor que zero (**Q < 0; Q = - x J/mol**). Assim, ocorre a **libertação do calor** e, a reacção é **exotérmica**.

Para facilitar a determinação do calor da reacção, quando se escreve as equações químicas indica-se a quantidade de calor envolvida na respectiva reacção. Por isso, a uma equação química em que se especifica o calor da reacção chama-se equação termoquímica. Nestas, além do calor, apresenta-se igualmente o estado físico dos reagentes e dos produtos.

Cálculos químicos que envolvem calor de reacção

Para resolver exercícios que envolvem o cálculo de energia ou calor da reacção basta:

- Proceder a leitura correcta da equação termoquímica dada;
- Estabelecer as proporções das substâncias envolvidas;
- Formular a regra de três simples das quantidades envolvidas;
- Fazer os cálculos desejados.

Exemplo:

1. Dada a equação química: $2\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$; $Q = +68,5 \text{ KJ/mol}$
 - a) Faça a leitura da equação química.
 - b) De que tipo de reacção se trata? Justifique.

Resolução

a) Para fazer a leitura da equação é necessário referir-se ao número de moles de cada substância envolvida e que aparece como coeficiente de acerto na equação química. Portanto, temos: Duas moles de moléculas de água, no estado gasoso decompõe-se em duas moles de moléculas de hidrogénio, no estado gasoso e uma mole de moléculas de oxigénio no estado gasoso, quando se fornece ou se absorve 68.5 Kj de energia. Portanto, o sinal “+” indica absorção. Se fosse “-”, significaria libertação.

b) Como já vimos antes, reacções em que há absorção de energia são chamadas de reacções endotérmicas. Isso identificamos graças ao sinal positivo, que representa absorção.

2. Dada a equação química: $2\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$; $Q = +68,5 \text{ Kj/mol}$

- a) Determine a energia dos produtos, sabendo que a energia dos reagentes é de 125 Kj.
b) Que quantidade de calor é necessária para formar 5 moles oxigénio?

Resolução

a) Pela formulação do exercício podemos extrair os dados que nos facilitarão o melhor entendimento do que se pretende. Da leitura da equação, temos: duas moles de moléculas de água absorvem 68,5 Kj de energia e decompõe-se em duas moles de moléculas de hidrogénio e uma molécula de oxigénio. Como já deve saber o sinal + antes do valor indica absorção.

Dados	Resolução
$E_r = 125 \text{ Kj}$ $E_p = ?$ $Q = +68,5 \text{ Kj}$	$Q = E_p - E_r$ $E_p = Q + E_r$ $E_p = 68,5 + 125$ $E_p = 193,5 \text{ Kj}$ $Q > 0$ R: A energia dos produtos é de 193,5 Kj

b)

A leitura da equação química dada: $2\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$; $Q = +68,5 \text{ Kj/mol}$ permite-nos afirmar que quando são absorvidos os 68,5 Kj/mol, forma-se 1 mol de moléculas de oxigénio. Agora pretendemos saber a quantidade de calor que seria necessária para se formar 5 mol. Para tal vamos recorrer à regra de três simples.

Dados	Resolução
Pela equação dada, temos que quando se forma 1 mol usa-se 68,5 kJ $n(\text{O}_2) = 1 \text{ mol}$ $Q = +68,5 \text{ KJ}$ Para formar 5 mol, que quantidade de energia? $n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$ $Q = ?$	$1 \text{ mol} \rightarrow 68,5 \text{ kJ}$ $5 \text{ mol} \rightarrow X$ $x = \frac{5 \text{ mol} \times 68,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$ $X = 342,5 \text{ KJ}$ R: Para se formar 5 mol de oxigénio é necessário fornecer ou serem absorvidos 342,5 KJ de energia.

3. Na produção do cimento, um calorímetro registou como energia dos reagentes 40,7 KJ e como energia dos produtos, 1.230 KJ.

- Qual é a quantidade de calor envolvida no processo?
- De que tipo de reacção química se trata, de acordo com o calor envolvido? Justifique.

Resolução

a)

Dados	Resolução
$E_r = 40,7 \text{ KJ}$ $E_p = 1.230 \text{ KJ}$ $Q = ?$	$Q = E_p - E_r$ $Q = 1.230 - 40,7$ $Q = 1.189,3 \text{ KJ}$ $Q = +1.189,3 \text{ KJ}$ $Q > 0$ R: No processo são absorvidos 1.189, KJ de energia

- Trata-se de uma reacção endotérmica pois, o calor da reacção é maior que zero ($Q = +1.189,3 \text{ KJ}$), resultante do facto da energia dos reagentes ser menor que a dos produtos.

Estamos no fim da nossa lição, vamos, no entanto, exercitar um pouco para nos certificarmos do quanto conseguiu assimilar este conteúdo.



Exercícios

1. Marque com um X a resposta que melhor completa a frase:

Calor de uma reacção química é...:

- a) ... a diferença entre a energia dos produtos e dos reagentes;
- b) ... a energia liberta durante a reacção química;
- c) ... a energia absorvida durante a reacção química;
- d) ... a energia com sinal positivo numa reacção química.

2. Marque com um V/F conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas:

- a) Quando a $E_r > E_p$, o calor da reacção é positivo e a reacção é endotérmica;
- b) Quando a $E_r > E_p$, o calor da reacção é negativo e a reacção é exotérmica; V
- c) Quando a $E_r < E_p$, o calor da reacção é positivo e a reacção é endotérmica; V
- d) Quando a $E_r < E_p$, o calor da reacção é positivo e a reacção é exotérmica;

3. Dada a equação química: $2\text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$; $Q = +22 \text{ KJ/mol}$

A quantidade de calor necessária para formar 3 mol de nitrogénio é:

- a) 0,066 KJ
- b) 0,66 KJ
- c) 66 KJ
- d) 6,60 KJ

4. O ácido sulfúrico é obtido segundo a equação química:



Esta reacção quanto ao efeito calorífico classifica-se como: Assinale com X a resposta certa.

- a) Endotérmica
- b) Redox
- c) Termoquímica
- d) Exotérmica

5. Quantas moles de ácido sulfúrico são formadas quando são libertos 93,6 KJ de energia, na reacção:



- a) 2 mol
- b) 3 molx
- c) 4 mol
- d) 5 mol

6. Que quantidade de massa de ácido sulfúrico é obtida quando são libertos 93,6 kJ de energia na reacção: $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ $Q = -31,2 \text{ KJ/mol}$

- a) 298 g
- b) 2,98 g
- c) 29,8g
- d) 0,298 g

Parabéns por ter resolvido 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 no decurso de reacções químicas pode haver absorção ou libertação de energia sob forma de calor. A essa energia chamamos de calor da reacção.

Quando ocorre a libertação da energia, o calor da reacção é negativo ($Q < 0$) e a reacção chama-se exotérmica. Quando há absorção da energia, o calor da reacção é positivo e a reacção é endotérmica $Q > 0$.

Determina-se o calor da reacção com base na expressão: $Q = E_p - E_r$.

Para resolver exercícios que envolvem o calor da reacção deve-se saber fazer a leitura da equação química, estabelecer as necessárias proporções e através da regra de três simples proceder-se com os cálculos requeridos.

Agora sim, leu o resumo da sua lição já pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de Correção

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



- a) Metais e ametais, que são a base de sua formação.
- b) Grupos, que são a ordenação horizontal e vertical dos elementos.
- c) Períodos, que descrevem a periodicidade ou regularidade das propriedades dos elementos químicos.
- d) Grupos e períodos, que constituem a ordenação vertical e horizontal dos elementos, respectivamente.

- A disposição dos elementos químicos na tabela periódica obedece a sequência a) __ dos b) __, que dá lugar ao surgimento de ordenações horizontal e vertical de elementos, chamadas de c) __ e d) __. Distinguem-se dois tipos de grupos: grupos e) __ e f) __. Os elementos do primeiro grupo (mais à esquerda) chamam-se de g) __ e, os do último grupo, mais à direita chamam-se h) __.

- [illegible]

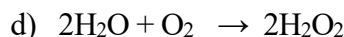
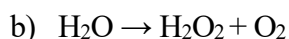
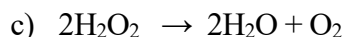
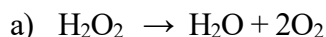
- d) Ni*

5. O elemento químico Magnésio ($Z=12$) perde 2 electrões formando o respectivo ião. Demonstre o processo de formação do ião de Magnésio.

6. Assinale com um V ou F, conforme a afirmação seja verdadeira ou falsa:
- a) A representação Y^{2+} significa que o elemento químico Y ganhou dois electrões formando um anião.
 - b) A representação Y^{2+} significa que o elemento químico Y perdeu dois electrões formando um catião.
 - c) A representação X^{2-} significa que o elemento químico X perdeu dois electrões formando um catião.
 - d) A representação X^{2-} significa que o elemento químico X ganhou dois electrões formando um anião.
7. Complete a frase de modo que tenha um sentido quimicamente certo a respeito de ligação iónica:
- Para o estabelecimento duma ligação iónica, os átomos de a) ___ perdem b) ___ da última camada e transformam-se em c) ___. Por seu turno, os átomos de d) ___ ganham e) ___ transformando-se em f) ___. Os g) ___ formados, atraem-se uns com outros formando assim a substância (pelo mecanismo iónico), que é a forma estável dos átomos intervenientes.
8. Sabendo que o flúor combina-se entre dois átomos seus, formando a molécula de flúor (F_2). Assinale com X a resposta que indica o tipo de ligação que ocorre.
- a) Iónica b) Covalente apolar c) Covalente polar d) Metálica
9. Qual das alternativas seguintes apresenta os metais mais importantes de Moçambique? Assinale com X a resposta certa.
- a) mármore, ferro, cobre, ouro, prata, zinco;
 - b) ferro, alumínio, diamante, ouro, prata, zinco;
 - c) alumínio, ferro, cobre, ouro, prata, zinco;
 - d) cobre, ouro, alumínio, ferro, platina, zinco.
10. Qual das opções abaixo constitui a concentração molar de uma solução contendo 5,0 moles de cloreto de potássio (KCl) em 500 ml de água?
- a) 0,01 M b) 0,10 M c) 1,00 M d) 10,0 M
11. Marque com um "X" a afirmação certa sobre como se pode identificar o hidrogénio:
- a) Através da libertação de cheiro agradável característico.

- b) Através da sua combustibilidade violenta na presença do ar ou oxigénio.
- c) Através da alteração da sua cor na reacção com o oxigénio.
- d) Através da sua grande solubilidade em água.

12. Marque com um "X" a equação química, acertada, que traduz o processo de decomposição de peróxido de hidrogénio:



13. Assinale com um X as principais actividades do Homem que são responsáveis pela libertação de dióxido de carbono na atmosfera:

- a) A queima de combustíveis líquidos em automóveis.
- b) A libertação de gases pelas fábricas e indústrias.
- c) As tempestades.
- d) As queimadas realizadas em florestas e campos agrícolas.

14. Marque com um X a resposta que melhor completa a frase:

Calor de uma reacção química é...:

- a) ... a diferença entre a energia dos produtos e dos reagentes;
- b) ... a energia liberta durante a reacção química;
- c) ... a energia absorvida durante a reacção química;
- d) ... a energia com sinal positivo numa reacção química.



Chave de correcção

1. d)
2. a) - crescente; b) - números atómicos; c) - períodos / grupos; d) - grupos / períodos; e) – principais; f) secundários; g) - metais alcalinas; h) - gases nobres
3. Elemento A: grupo - VI A; período - 3º; Elemento B: grupo - I A; período - 4º
4. c)
5. $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$
6. a)-F, b)-V, c)-F, d)-V
7. a) - metais; b) - electrões, c) - catiões ou iões positivos; d) - ametais; e) - electrões; f) - aniões ou iões negativos.
8. b)
9. c)
10. d)
11. b)
12. c)
13. a), b), d)
14. a)

Bibliografia

- Afonso, A. e. (2002). *Hidrogénio, ácidos e sais. 8ª classe. Módulo 6 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2002). *Oxigénio, óxidos e bases. 8ª classe. Módulo 5 - Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2002). *Soluções e Solubilidade. 8ª classe. Módulo 3 - 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. (2007). *Módulo 2 - 9ª classe. Ligação química - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2011). *Q8. Química 8ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.
- 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.
- Silva, F. N. (2009). *Q.9 - Química 9ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.

Outras fontes

- <https://www.coppermetal.com.br/blog/corrosao-de-metais/>
- https://www.cimm.com.br/portal/noticia/exibir_noticia/7902-principios-e-prevencao-para-corrosao-em-metais
- <https://pt.wikipedia.org/wiki/Eletr%C3%B3lise>

TABELA PERÓDICA

TABELA PERIÓDICA																		
1 H hidrogênio 1,008																		2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											13 B boro 10,81	14 C carbono 12,011	15 N nitrogênio 14,007	16 O oxigênio 15,999	17 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 crômio 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(8)	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 rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	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 háfnio 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 tálio 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 dúbnio	106 Sg seabórgio	107 Bh bóhrio	108 Hs hássio	109 Mt meitnério	110 Ds darmstádio	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 túlio 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 berquílio	98 Cf califórnio	99 Es einstênio	100 Fm férmio	101 Md mendelévio	102 No nobélio	103 Lr laurêncio

3

Li

lítio

6,94

número atômico

símbolo químico

nome

peso atômico (massa atômica relativa)

