



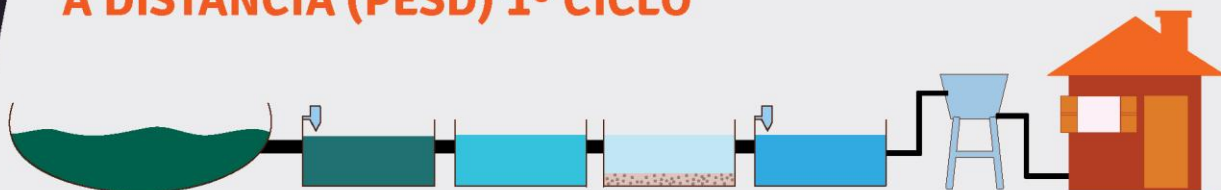
REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

Módulo 2

Química

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO
À DISTÂNCIA (PESD) 1º CICLO



PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD) 1º CICLO

Módulo 2 de: Química

Moçambique

FICHA TÉCNICA

Consultoria

CEMOQE MOÇAMBIQUE

Direcção

Manuel José Simbine (Director do IEDA)

Coordenação

Nelson Casimiro Zavale

Belmiro Bento Novele

Elaborador

Hermínio Macaringue

Revisão Instrucional

Nilsa Cherindza

Lina do Rosário

Constância Alda Madime

Dércio Langa

Revisão Científica

Raimundo Miambo

Revisão linguística

Marcos Domingos

Maquetização e Ilustração

ElísioBajone

Osvaldo Companhia

Rufus Maculuve

Impressão

CEMOQE, Moçambique

ÍNDICE

INTRODUÇÃO AO MÓDULO – 2 DE QUÍMICA.....	6
CARO ESTUDANTE, PARA O SUCESSO NO ESTUDO VAI PRECISAR DE APLICAR AS ORIENTAÇÕES E CONSELHOS DADOS NO ANTERIOR MÓDULO.	8

UNIDADE TEMÁTICA 4 - : ÁGUA 10

PARTE - 3: HIDROGÉNIO E REACÇÕES REDOX.....	10
PARTE - 4: OXIGÉNIO, ÓXIDOS E COMBUSTÃO.	10
LIÇÃO Nº 1 - ÁGUA - OCORRÊNCIA, PROPRIEDADES E IMPORTÂNCIA.	11
LIÇÃO Nº 2 – FONTES E FORMAS DE ABASTECIMENTO DA ÁGUA.....	16
LIÇÃO Nº 3 – POLUIÇÃO DA ÁGUA E AGENTES POLUENTE.	19

PARTE - 2: ÁGUA COMO SOLVENTE. 27

LIÇÃO Nº 4 - SOLUBILIDADE.....	27
LIÇÃO Nº 5: CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES.	30
LIÇÃO Nº 6: CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES.....	33
LIÇÃO Nº 7: EXPERIÊNCIAS QUÍMICAS SOBRE A PREPARAÇÃO DAS SOLUÇÕES.	38

PARTE - 3: HIDROGÉNIO E REACÇÕES REDOX 41

LIÇÃO Nº 8: O HIDROGÉNIO.	41
LIÇÃO Nº 9: REACÇÕES REDOX.....	46
LIÇÃO Nº 10: O OXIGÉNIO	58
LIÇÃO Nº 11: COMPOSIÇÃO DO AR E SUA IMPORTÂNCIA.....	73
LIÇÃO Nº 12: ÓXIDOS	81
LIÇÃO Nº 13: COMBUSTÃO, CONDIÇÕES DA OCORRÊNCIA E IMPORTÂNCIA	89

MENSAGEM DA SUA EXCELÊNCIA MINISTRA DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

CARO ALUNO!

Bem-vindo ao Programa do Ensino Secundário à Distância (PESD).

É com grata satisfação que o Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você e muitos outros jovens e adultos, com ou sem ocupação profissional, possam prosseguir com os estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com este e outros módulos, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe vão permitir concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes, para que possa melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da vida da sua família, da sua comunidade e do País. Tendo em conta a abordagem do nosso sistema educativo, orientado para o desenvolvimento de competências, estes módulos visam, no seu todo, o alcance das competências do 1º ciclo, sem distinção da classe.

Ao longo dos módulos, você irá encontrar a descrição do conteúdo de aprendizagem, algumas experiências a realizar tanto em casa como no Centro de Apoio e Aprendizagem (CAA), bem como actividades e exercícios com vista a poder medir o grau de assimilação dos mesmos.

ESTIMADO ALUNO!

A aprendizagem no Ensino à Distância é realizada individualmente e a ritmo próprio. Pelo que os materiais foram concebidos de modo a que possa estudar e aprender sózinho. Entretanto, o Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano criou Centros de Apoio e Aprendizagem (CAA) onde, juntamente com seus colegas se deverão encontrar com vários professores do ensino secundário (tutores), para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências laboratoriais, bem como da avaliação formal do teu desempenho, designada de Teste de Fim do Módulo (TFM). Portanto, não precisa de ir à escola todos dias, haverá dias e horário a serem indicados para a sua presença no CAA.

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, é nossa esperança de que se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

BOM TRABALHO!

Maputo, aos 13 de Dezembro de 2017



CONCEITA ERNESTO XAVIER SORTANE
MINISTRA DA EDUCAÇÃO E
DESENVOLVIMENTO HUMANO

INTRODUÇÃO AO MÓDULO – 2 DE QUÍMICA

Bem-vindo ao Módulo – 2 de Química!

Estimado estudante, vamos começar a desenvolver o segundo Módulo da disciplina de Química do Ensino Secundário à Distância.

No primeiro Módulo podemos compreender que a Química é muito fascinante pois dá-nos uma visão mais ampla do mundo que nos rodeia.

Conseguimos perceber a natureza da Química, o objecto do estudo, a importância, a interação com outras disciplinas e sua contextualização no que concerne aos conceitos básicos e fundamentais para o seu estudo.

Na segunda unidade entramos nas linhas gerais da matéria e por fim entramos na estrutura da matéria e reacções químicas. As três partes da terceira unidade têm praticamente todas as bases para a nossa evolução em termos da aprendizagem desta ciência.

No presente Módulo, vamos continuar a evoluir e evoluir progressivamente.

Todo este Módulo vai girar em torno da temática água e esta, será utilizada para a abordagem de vários conteúdos fundamentais.

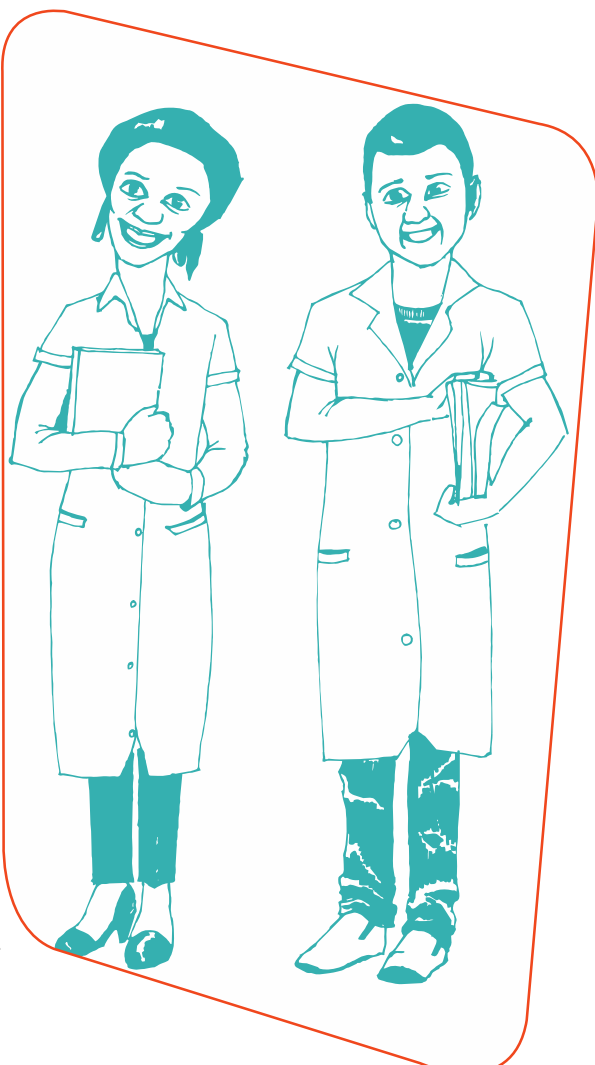
Esperamos que encontre boa motivação pelo facto de trazer conteúdos relacionados com o nosso dia-a-dia.

Bom proveito e sucessos!

ESTRUTURA DO MÓDULO

O Módulo – 2 de Química está estruturado em quatro (4) partes.

Por sua vez, cada parte é constituída por lições.



Assim, a primeira parte aborda conteúdos que falam da água na natureza, a segunda parte está em volta da água como solvente, a terceira parte gira em volta do Hidrogénio e Reacções Redox e por fim o estudo do Oxigénio, Óxidos e Combustão.

OBJECTIVOS DE APRENDIZAGEM DO MÓDULO

Espera-se que no final deste Módulo seja capaz de:

- Descrever os estados de ocorrência da água na natureza;
- Descrever as propriedades físicas e a importância da água;
- Mencionar as doenças causadas pela água contaminada;
- Aplicar os métodos de purificação da água;
- Definir os conceitos: solução, substâncias solúveis e não solúveis, soluto e solvente, diluição e dissolução;
- Classificar as soluções quanto à concentração;
- Realizar experiências químicas sobre a preparação de soluções;
- Descrever a história da descoberta do Hidrogénio;
- Definir as reacções redox como um processo que ocorre com ganho ou perda do Oxigénio;
- Descrever a história da descoberta do Oxigénio;
- Descrever a importância da camada de Ozono na protecção do ambiente;
- Descrever a importância do ar no quotidiano;
- Classificar os óxidos em metálicos e ametálicos;
- Explicar o processo da oxidação dos metais;
- Mencionar os factores que favorecem a oxidação dos metais;
- Conhecer a importância das reacções de combustão no quotidiano;
- Conhecer as formas de combate e prevenção dos incêndios.

RESULTADOS DA APRENDIZAGEM DO MÓDULO

Como competências básicas:

- Descreve os estados de ocorrência da água na natureza;
- Descreve as propriedades da água;
- Menciona as doenças causadas pela água contaminada;
- Aplica os métodos de purificação da água;
- Define os conceitos: solução, substâncias solúveis e não solúveis, soluto e solvente, diluição e dissolução;

- Classifica as soluções;
- Realiza experiências químicas sobre a preparação de soluções;
- Descreve a história da descoberta do Hidrogénio;
- Define as reacções redox;
- Identifica nas reacções redox processos de oxidação e redução, o agente oxidante e o agente redutor;
- Descreve a história da descoberta do Oxigénio;
- Descreve a importância da camada de Ozono;
- Descreve a importância do ar no quotidiano;
- Classifica os óxidos em metálicos e ametálicos;
- Menciona os factores que favorecem a oxidação dos metais;
- Descreve a importância das reacções de combustão no quotidiano;
- Descreve as formas de combate e prevenção dos incêndios.

ORIENTAÇÃO PARA O ESTUDO DO MÓDULO

Caro estudante, para o sucesso no estudo vai precisar de aplicar as orientações e conselhos dados no anterior módulo.

1º - É preciso reservar pelo menos quatro horas por semana para estudar as lições e resolver exercícios.

2º - No final de cada lição, vai realizar actividades de auto avaliação e no final do teste, temos as respostas que vão ajudar na avaliação do seu conhecimento e o nível de assimilação.

3º - Assim deve procurar um lugar tranquilo e cómodo para o estudo.

4º - Durante a leitura, deve-se fazer anotações no caderno sobre conceitos, fórmulas e outros aspectos importantes. Vai apontar também as dúvidas a serem apresentadas aos colegas, ou ao tutor para serem esclarecidas.

5º - Resumir todas as matérias estudadas no caderno.

6º - Resolver primeiro os exercícios e só depois consultará a correcção para confirmar as suas respostas. Caso haja respostas erradas volta-se a estudar a lição e resolver novamente os exercícios.

Depois de resolve-los com sucesso poderá passar para outra lição.

Repete-se esse exercício em todas as lições. Sucessos!



CRITÉRIOS DE AVALIAÇÃO

A estrutura é semelhante a do primeiro módulo.

Apresentamos actividades de preparação para o teste do fim da subunidade, com a respectiva correcção no final de cada subunidade. O mesmo se repete no fim do módulo com o objectivo de preparar para a realização da prova do final de módulo.



Querido estudante, este módulo apresenta apenas conteúdos da unidade temática que fala da água e no entanto, encontra-se subdividida em quatro partes: a primeira parte fala da Água na natureza, a segunda parte fala da Água como solvente, a terceira parte fala do Hidrogénio e Reacções Redox e por fim demos Oxigénio, óxidos e combustão.

De salientar que cada parte está subdividida em lições e algumas delas, dependendo dos conteúdos podem ser mais longas em relação a outras.

PARTE -1: ÁGUA NA NATUREZA

Lição nº 1: Água - Ocorrência, Propriedades, Importância, Composição e Qualidade.

Lição nº 2: Fontes e Formas de abastecimento da água.

Lição nº 3: Poluição da água, Tratamento e Conservação.

Parte – 2: Água como solvente

Lição nº 4: Solubilidade.

Lição nº 5: Classificação das soluções quanto.

Lição nº 6: Concentração de uma solução.

Lição nº 7: Experiência química sobre a preparação de soluções.

Parte - 3: Hidrogénio e Reacções Redox

Lição nº 8: O Hidrogénio.

Lição nº 9: Reacções redox.

Parte - 4: Oxigénio, óxidos e combustão.

Lição nº 10: O Oxigénio – Descoberta, ocorrência, obtenção, propriedades e aplicações.



Lição nº 11: Composição do ar, importância e poluição.

Lição nº 12: Óxidos – Conceito, classificação e nomenclatura.

Lição nº 13: Reações de combustão.



DURAÇÃO DA UNIDADE

Estimado estudante! Para o estudo desta unidade temática você vai precisar de mais ou menos trinta (30) horas.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como vimos no módulo – 1, vai precisar também de um caderno para o resumo das lições e para a realização dos exercícios. No mesmo caderno deve também colocar dúvidas a fim de apresentar ao tutor de disciplina e discutir com os colegas. Por isso deve ter também uma esferográfica, lápis, borracha e máquina de calcular.

PARTE -1: ÁGUA NA NATUREZA

Vamos agora entrar no estudo das lições.

LIÇÃO Nº 1 - ÁGUA - OCORRÊNCIA, PROPRIEDADES E IMPORTÂNCIA.



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Vamos começar o estudo da lição sobre a água, sua ocorrência, propriedades e importância.



OBJECTIVOS

- Descrever os estados de ocorrência da água na natureza.
- Indicar a composição química;
- Descrever as propriedades da água;
- Descrever a importância da água.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de no mínimo duas (2) horas.

4.1. 1. Ocorrência da água na natureza

Na natureza, a água pode ser encontrada em três (3) estados físicos: **sólido, líquido e gasoso**.

No estado **líquido**, ocorre nos mares, rios, lagos, poços, etc.

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

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

4.1. 2 - Composição química da água

Quimicamente, a molécula da água pura é constituída por dois (2) átomos de **hidrogénio** e um (1) átomo de **oxigénio** ligados entre si, cuja fórmula química é H_2O .

Na atmosfera, pode reagir 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.

4.1. 3 - Propriedades físicas da água

A água é um líquido incolor, inodora, insípida, com ponto de fusão (PF) igual a $0^\circ C$ e ponto de ebulição (PE) igual $100^\circ C$.

4.1. 4 - Importância da água

A água tem uma grande importância para a vida de todos os seres vivos. Ela pode ser usada para beber, para a higiene, para a agricultura na irrigação, para a indústria e em vários diversos fins.

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

Serviços ambientais prestados pela água

Os **serviços ambientais** 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 dos fluxos hidrológico;
- § Reciclagem de nutrientes;
- § Desporto e Recreação, etc.

Correspondência entre alguns serviços ambientais prestados pela água substituíveis por 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

4.1. 5 - Qualidade da água

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

Potável

Salobre

Mineral (frias e termais)

I - 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.

II - 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.

III - 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 a temperatura abaixo de 25° C

Termais – quando sai da nascente a temperatura acima de 25° C



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

- 1 - Em que estados físicos podemos encontrar a água na natureza?
- 2 - Quais são as propriedades físicas da água?
- 3 - Descre algumas importâncias da água?
- 4 - Fala da qualidade da Água?



CORRECÇÃO

- 1 - Sólido, Líquido e Gasoso.
- 2 - É um líquido incolor, inodora, insípida, 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 as machambas, para as indústrias. Nos rios, mares e lagos serve como via de comunicação.
- 4 - Água Potável, Água Salobre e Água Mineral.

LIÇÃO Nº 2 – FONTES E FORMAS DE ABASTECIMENTO DA ÁGUA.



INTRODUÇÃO

Estimado estudante, nesta lição vamos tratar de fontes e formas de abastecimento da água.



OBJECTIVOS

- Indicar as fontes abastecimento da água;
- Descrever as formas de abastecimento da água.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de aproximadamente duas (2) horas

4.2. 1. Fontes e formas de abastecimento da água

A água que nós consumimos geralmente vem de duas fontes naturais (**águas superficiais e águas subterrâneas**).

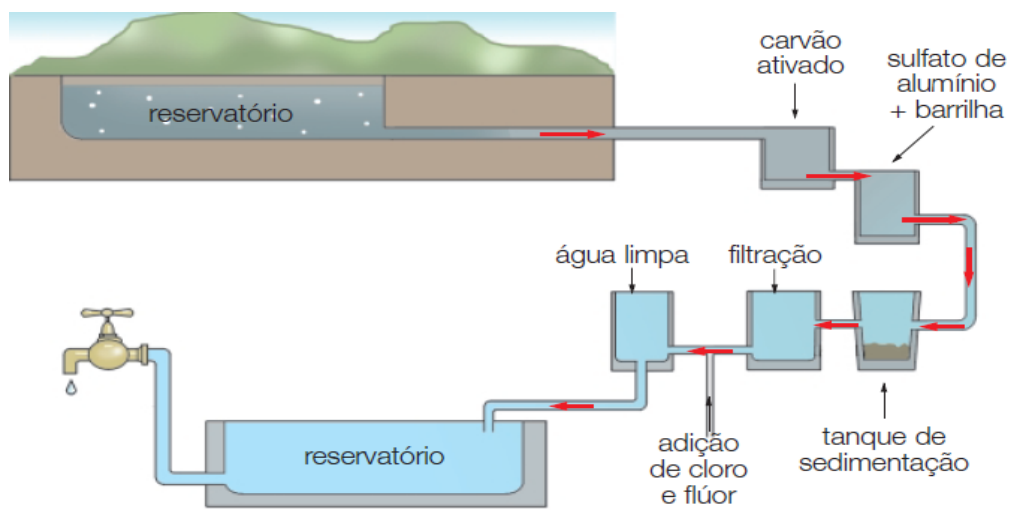
Nas **fontes superficiais**, a água é captada em rios ou lagos, onde é transportada por tubos até uma estação de tratamento e só depois serve para o consumo.

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**, havendo necessidade de ferver antes de ser consumida.

4.2. 2. Como a água chega nas casas

Quando as cidades eram pequenas vilas, não havia preocupação com a água, pois, geralmente, os povoados localizavam-se às margens de rios e lagos com água potável em abundância. Contudo, ao longo dos anos, o crescimento das cidades aumentou consideravelmente, assim a quantidade de dejetos lançados em rios e lagos, começou a criar série de problemas, tanto de ordem ambiental

como de saúde humana. Diante desse quadro, surgiu a necessidade de se desenvolver processos de tratamento da água.



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

Ao sair do reservatório, a água passa por um *tanque*, que contém *carvão ativado*, o qual retém, na sua superfície por *adsorção*, substâncias responsáveis por odores 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 (Na_2CO_3) ou *óxido de cálcio* “cal viva” (CaO), que formam flocos. As impurezas que passaram pelo primeiro tanque aderem-se a esses 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* “*doença dos dentes*”).

4.2. 3. Como a água é usada

Da água que sai das estações de tratamento, somente cerca de 10% é usada em residências; os 90% restantes são utilizados em outras actividades, como na indústria e na agricultura.

Nos centros urbanos, a água utilizada retorna ao meio ambiente contendo uma grande quantidade de resíduos líquidos e sólidos — **as águas negras**, a qual é recolhido 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 tratamento, caso não esta vai contaminar as fontes.

É importante o tratamento e conservar da água. Para a conservação, deve ser em recipientes limpos.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

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



CORRECÇÃO

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 águas 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 tampados de modo a evitar a contaminação.

LIÇÃO Nº 3 – POLUIÇÃO DA ÁGUA E AGENTES POLUENTE.



INTRODUÇÃO

Caro Estudante, nesta lição vai estudar poluição da água.



OBJECTIVOS

- Explicar as diferentes formas de poluição da água;
- Identificar os agentes poluentes de água;
- Aplicar os métodos de purificação da água.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de duas (2) horas

4.3. 1. Poluição da água e agentes poluentes

A poluição da água é geralmente definida como a contaminação da água.

De acordo com o tipo do agente que contaminante, a poluição pode ser:

Poluição por substâncias químicas (poluentes *químicos*);

Poluição por microrganismos (poluentes *biológicos*).

A poluição dá-se quando os poluentes (químicos ou biológicos) são lançados para as fontes de água (rios, lagoas, lagos ou mar).

As causas da poluição da água são as indústrias, a agricultura e os esgotos.

4.3. 2. Tratamento e conservação da água

O tratamento da água depende do tipo de poluente existente.

Quando a água está contaminada por *microrganismos* deve ser fervida para matar os microrganismos.

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.

4.3. 3. Doenças causadas pela água contaminada

As doenças mais frequentes causadas pela água contaminada e não tratada são: *Cólera, Filaríase, Febre Tifoide, Hepatite-A, Febre-amarela, etc*

As águas de esgotos não tratadas, constituem um problema sério para a saúde pública.

A contaminação pode acontecer com o contacto direto com o esgoto, enchentes ou devido à ingestão accidental de água contaminada. Também pode ser através do consumo de alimentos cozidos com águas poluídas ou lavados com esta.



Águas negras dos esgotos

Nem todas as doenças são causadas diretamente pelo consumo da água. A *malária* por exemplo surge devido ao aumento de multiplicação dos mosquitos transmissores em águas estagnadas.

As principais doenças que podem ser causadas por águas paradas ou água de esgoto não tratado incluem:

I - Hepatite-A

Hepatite-A é uma doença do fígado altamente contagiosa que pode ser fatal quando não tratada.

É transmitida através do contacto com fezes contaminadas, e neste caso a sua transmissão é feita pelo contacto com água contendo microrganismos de origem entérica.

- **Manifestação:** urina escura, fezes claras, amarelecimento da pele e da parte branca dos olhos, febre, calafrios, sensação de fraqueza, náuseas, perda de apetite e fadiga.

II. Giardíase

Giardíase - é uma infecção do aparelho digestivo.

A sua transmissão ocorre pelo consumo de alimentos ou água contaminada por fezes contendo o parasita.

- **Manifestação:** dor abdominal, diarreia, febre, náuseas, fraqueza ou perda de peso.

III. Amebíase

Amebíase - é causada por um parasita que se instala no intestino e que impede a absorção de nutrientes importantes para o organismo.

Transmite-se pelo consumo de alimentos, água ou fezes contaminadas.

- **Manifestação:** dor abdominal, diarreia, febre e calafrios.

IV. Febre Tifoide

Febre Tifoide - é uma doença causada pelo parasita que se instala no organismo.

A sua transmissão é feita através do consumo de água ou alimentos contaminados com o parasita.

- **Manifestação:** febre alta, vômitos, dor de estômago, prisão de ventre, diarreia, dor de cabeça, perda de apetite, perda de peso ou pintinhas vermelhas na pele.

V. Cólera

Cólera - é uma infecção que ocorre no intestino, causada por uma bactéria que pode estar presente em água ou alimentos contaminados. Esta bactéria produz *toxinas* que desencadeiam os sintomas da doença.

- **Manifestação:** diarreia intensa e vômitos, que podem levar à desidratação intensa.

VI. Lombriga

Lombriga - é uma doença infecciosa causada pela *lombriga*, que habita e multiplica-se nos intestinos.

É transmitida através da ingestão da água ou alimentos contaminados com ovos da lombriga.

- **Manifestação:** dor abdominal, enjoo ou dificuldade em evacuar.

VII. Leptospirose

Leptospirose - é uma doença causada por uma *bactéria* presente em urina dos ratos de esgotos e de outros animais como pombos e também nas baratas.

A bactéria penetra no corpo através do contacto com a pele feridas ou mucosas, também pelos olhos ou narinas.

- **Manifestação:** Febre alta, dor de cabeça, dor no corpo, perda de apetite, vômito, diarreia ou calafrios.

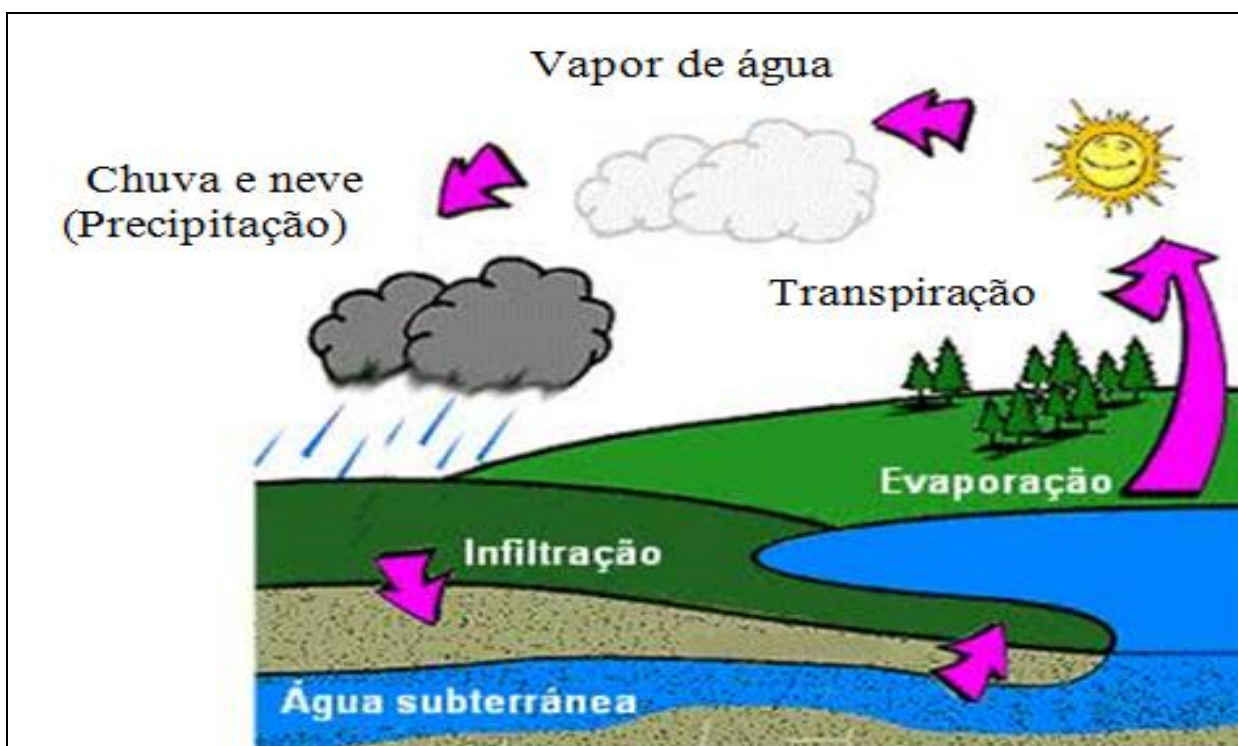
A falta de tratamento das águas dos esgotos, apesar de afetar toda a população, afeta mais as crianças entre 1 a 6 anos de idade, que são mais sensíveis, aumentando assim o índice de morte do feto em mulheres grávidas.

4.3. 4. Ciclo da água e sua importância

O **Ciclo da água** (conhecido cientificamente como “**Ciclo hidrológico**”) refere-se ao permanente processo de transformação da água na natureza, passando de um estado para outro (líquido, sólido ou gasoso).

O ciclo da água na natureza é fundamental para a manutenção da vida no planeta Terra, visto que vai determinar a variação climática e interferir no nível dos rios, lagos, mares, oceanos.

O ciclo da água



O ciclo da água é composto de cinco etapas:

A água é a única substância que existe, em circunstâncias normais, em todos os três estados físicos da matéria (sólido, líquido e gasoso) na Natureza.

I - O calor irradiado pelo sol aquece a água dos rios, lagos, mares e oceanos ocorrendo o fenômeno da **Evaporação**.

- Nesse momento, ocorre a transformação do estado líquido da água para o seu estado gasoso, à medida que se desloca da superfície da Terra para a atmosfera.

II - O vapor da água esfria, se acumula na atmosfera e se condensa na forma de gotículas, que formarão as nuvens ou nevoeiros. Processo de **Condensação**.

- Nesse momento, ocorre a transformação do estado gasoso da água para seu estado líquido, sendo as nuvens, as gotículas de água líquida suspensas no ar.

III - Com muita água condensada na atmosfera, as gotículas suspensas no ar se tornam pesadas e caem no solo na forma de chuva. Processo de **Precipitação**.

- Em regiões muito frias a água condensada passa do estado gasoso para o líquido e rapidamente para o estado sólido, formando a neve ou o **granizo**.

IV - Quando o vapor de água condensado cai sobre a superfície terrestre, ocorre a **Infiltração** de uma parte dessa água que vai alimentar os lençóis subterrâneos.

V - Parte da água que se infiltra no solo pode ser absorvida pelas plantas que, depois de utilizá-la a devolvem à atmosfera por meio do processo de **Transpiração**.

A água também pode evaporar ou **escoar** sobre o solo e abastecer os rios, que desaguam em mares e oceanos, reiniciando todo o processo do **ciclo da água**.

Processos que acompanham o Ciclo de água

Precipitação - consiste primeiro em condensação do vapor de água que depois cai sobre a superfície terrestre em forma de chuva.

Infiltração - consiste no fluxo de água da superfície que se infiltra no solo.

Escoamento - é o movimento das águas na superfície terrestre, do solo para os mares, rios ou lagos.

Evaporação - é a transformação da água do seu estado líquido para o estado gasoso deslocando da superfície para a atmosfera.

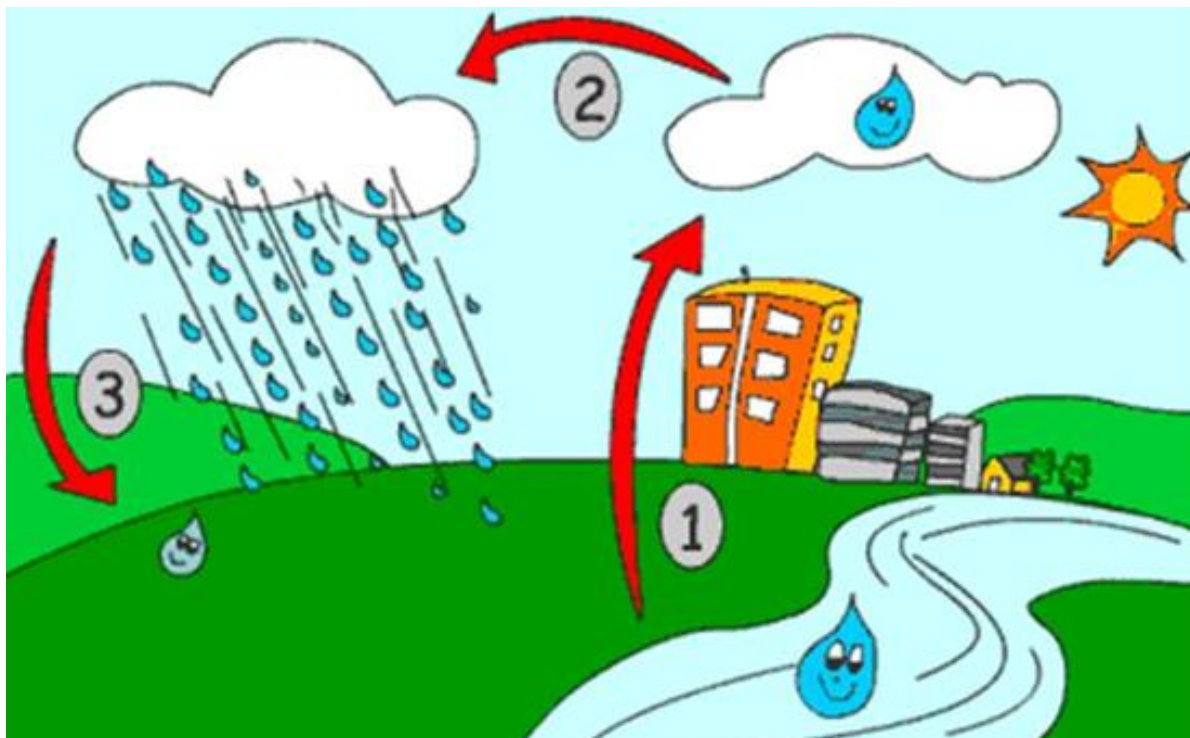
Transpiração - é a forma como a água existente nos organismos vivos passa para a atmosfera.

Condensação - é a transformação do vapor de água em água líquida, com a criação de nuvens e ou nevoeiro.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. O que é poluição da água?
2. Quais são os agentes poluentes da água que conhece?
3. Que precaução deve-se ter em conta com a água de consumo, de modo a ter uma vida saudável?
4. Menciona duas doenças causadas pela água contaminada e não tratada?
5. Observa a figura abaixo:



- a) Identifique-a.
- b) Faça a legenda.



CORRECÇÃO

1 - Contaminação da água que acontece quando os poluentes, químicos ou biológicos são lançados para as fontes de abastecimento da água.

2 - Os agentes poluentes são substâncias químicas prejudiciais (poluentes químicos) a saúde e ou microrganismos causadores de doenças (poluentes biológicos).

3 - É preciso ferver ou adicionar substâncias que matam os micróbios ou adicionar produtos químicos para a sua purificação.

4 - Podemos citar a lombriga e Hepatite –A

5 – a) A figura representa o ciclo hidrológico da água.

5 – b 1. Evaporação

5 – b 2. Condensação

5 – b 3. Precipitação

GLOSSÁRIO

Adsorção – adesão de moléculas a uma superfície sólida.

Água estagnada – água que fica acumulada numa depressão de terreno ou recipientes abandonados.

Cárie dentária – destruição dos dentes causada pelas bactérias.

Chuvas ácidas – chuvas que caem com excesso dos gases resultantes das actividades humanas ou emissões vulcânicas.

Coliformes fecais – são bactérias encontrados em abundancia no intestino de ser humano e de animais de sangue quente. Saem com as fezes em causam problemas de saúde.

Dejectos humanos – resíduos como fezes e urina. Substâncias que saem do corpo humano, inúteis e prejudiciais ao organismo e riscos à saúde humana.

Ecossistemas – é uma comunidade de organismos que interagem entre si e com o meio ambiente no qual vivem.

Esgoto – é um sistema de escoar os dejectos provenientes do banho, limpeza de roupa, louças ou descarga de vasos sanitários.

Glaciais – camadas de gelo que cobrem vastas regiões.

Granizo – forma de precipitação que consiste na queda de pedaços de gelo. É a chuva de gelo.

Microrganismos – são pequenas formas de vida que não pode ser visualizada sem auxílio de microscópio.

Origem entérica – produzido nos intestinos.

Parasita – ser que vive e se alimenta a custa do outro ou que vive dentro outro. Depende do outro para viver.

Toxina – substância tóxica da origem biológica que provoca danos na saúde.

PARTE - 2: ÁGUA COMO SOLVENTE.

LIÇÃO Nº 4 - SOLUBILIDADE



INTRODUÇÃO

Estimado estudante!

Nesta lição vamos tratar de mais alguns conceitos fundamentais desta unidade.

É importante a percepção profunda desta lição de modo a podermos entender os conteúdos que serão tratados posteriormente.



OBJECTIVOS

- Definir os conceitos: solução, substâncias solúveis e não solúveis, soluto e solvente, diluição e dissolução.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de pelo menos uma (1) hora.

4.4. 1. Solução, soluto e solvente

Solução - é uma Mistura homogénea de duas ou mais substâncias.

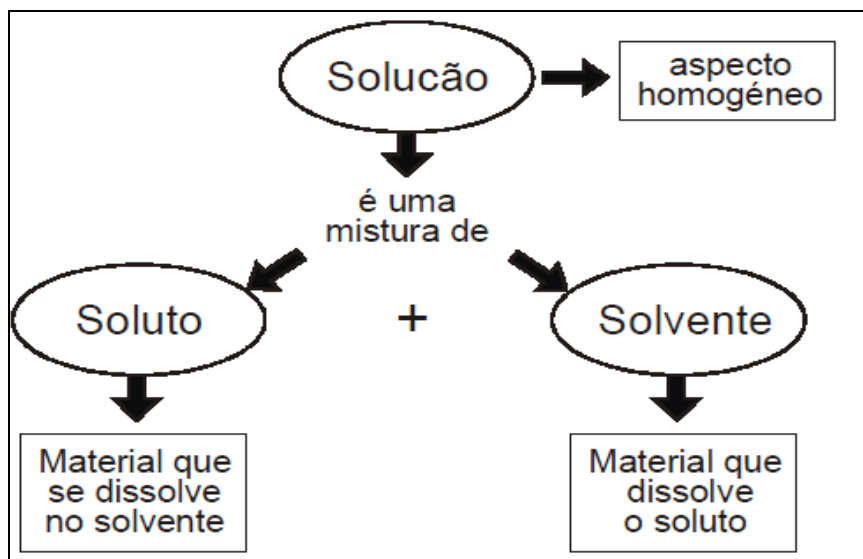
Uma solução contém *soluto* e *solvente*.

Soluto - é o meio disperso, ou seja, 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.

Solvente - é o meio dispersante, ou seja, substância que dissolve o soluto.

É o componente que na solução mantém o seu estado físico original e, geralmente é mais abundante na solução.



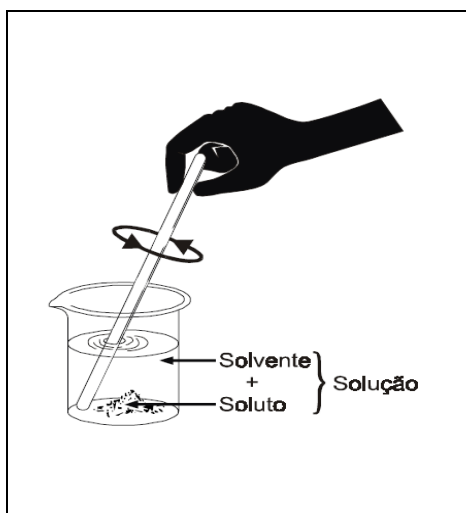
Esquema da composição de uma solução

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*.

Resumindo



- Uma **solução** é uma **mistura homogênea** de duas ou mais substâncias.
- O **soluto** - substância dissolvida, e o **solvente**, substância que dissolve.
- Quando o solvente é a água dizemos que se trata de uma **solução aquosa**.
- Quanto maior for a quantidade (**ou massa**) de soluto dissolvido por unidade de volume de solução, **mais concentrada** é a solução obtida.

4.4. 2. Substâncias solúveis e não solúveis

Substâncias solúveis: São Substâncias que se dissolvem em água.

→Exemplo: *sal da cozinha, açúcar, álcool, etc.*

Substâncias pouco solúveis: São aqueles materiais que se dissolvem em pequena quantidade na água.

Substâncias insolúvel: São aqueles que não se dissolvem em água, em nenhuma proporção.

→Exemplos: pedra, giz, madeira, plástico, vidro, etc.

4.4. 3. Solubilidade, dissolução e diluição

Solubilidade – É a capacidade de o solvente, dissolver o soluto.

É definida como sendo 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.

Dissolução – Acto de misturar um soluto e um solvente.

As partículas do soluto distribuem-se por toda extensão do solvente.

Exemplo: *Quando misturamos água (solvente) e açúcar (soluto).*

Diluição – Acto de tornar uma solução menos concentrada através de aumento da quantidade de solvente, quer dizer, processo de redução da concentração de uma solução.

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

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



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Marque com **V** todas as afirmações verdadeiras e **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) Areia e óleo é uma solução. ____

2. Considere as soluções que se seguem e escreva no espaço dado qual é o soluto em cada caso:

- a) 2 Litros de água e uma colherinha de açúcar.

Soluto: _____

b) Uma chávena de água e 8 gotas de sumo de limão.

Soluto: _____

c) Uma chávena de água e 6 gotas de álcool comum.

Soluto: _____

3. Num recipiente juntou-se óleo e água e no outro álcool comum e água.

Em qual dos recipientes se formou uma solução?

a) No primeiro.____

c) Em ambos.____

b) No segundo.____

d) Em nenhum.____

4. Assinale com um X a definição correcta de solução:

a) É uma substância.____

c) É uma mistura homogénea.____

b) É uma mistura heterogénea.____

d) É um composto.____

5. Marque com um X qual dos exemplos seguintes **não** se refere a uma solução:

a) Água da torneira.____

b) Sal de cozinha.____

c) Água do mar.____



CORRECÇÃO

1 - a) V

1 - c) V

1 - b) F

1 - d) F

2 - a) Açúcar.

2 - b) Sumo de limão.

2 - c) Álcool.

3. b) No segundo.

4 - c) X

5 - b) X

LIÇÃO Nº 5: CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES.



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Nesta lição vamos nos debruçar sobre os tipos de soluções de acordo com a concentração da solução.

As soluções são classificadas de acordo com a quantidade do soluto dissolvido num dado solvente.



OBJECTIVOS

- Classificar as soluções quanto à concentração.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de uma (1) hora.

4.5. 1. Classificação das soluções

A - Solução insaturada (não-saturada)

Solução insaturada – É aquela que contém menos soluto do que aquele que o solvente é capaz de dissolver.

Por sua vez pode ser:

I - **Solução diluída** – Quando a proporção entre o soluto e solvente é **menor** (menos soluto dissolvido num determinado volume do solvente).

A quantidade de soluto usado não atingiu o limite de solubilidade.

Nota: As soluções diluídas ainda têm a capacidade de diluir mais soluto.

II - **Solução concentrada** - Quando a proporção entre o soluto e solvente é **maior** (maior quantidade de soluto dissolvido num determinado volume do solvente).

Solução saturada

Solução saturada – É aquela que contém o soluto na quantidade máxima que o solvente pode dissolver.

Quando o solvente (ou dispersante) já dissolveu toda a quantidade possível de soluto (ou disperso), e toda a quantidade a adicionar não será dissolvida e ficará precipitado no fundo do recipiente.

Nota: Numa solução saturada, o soluto está em quantidade máxima, isto é, já não pode dissolver mais soluto a essa temperatura.

Solução super-saturada (sobressaturada)

Solução super-saturada - Aquela que contém mais soluto do que aquele que consegue dissolver.

Nota: Qualquer soluto adicionado não é dissolvido.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Relaciona a coluna – I (Tipos de solução) com a Coluna - II (Classificação das soluções) de modo a ter relações correctas.

Tipos de solução	Classificação das soluções
A. Sobressaturada	1. Quando a proporção entre o soluto e solvente é maior.
B. Saturada	2. Quando a proporção entre o soluto e solvente é menor.
C. Concentrada	3. Aquela que contém menos soluto do que aquela que o solvente é capaz de dissolver.
D. Insaturada	4. Aquela que contém mais soluto do que aquele que consegue dissolver.
E. Diluída	5. Aquela que contém o soluto na quantidade máxima que o solvente pode dissolver.



CORRECÇÃO

A. - 4

B. - 5

C. - 1

D. - 3

E. - 2

LIÇÃO Nº 6: CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Nesta lição vamos falar da concentração de uma solução.

O termo **concentração** é aplicado quando se quer relacionar algo com o espaço ou quando se pretende relacionar uma substância com outra.

Nas soluções químicas, as **quantidades de soluto** e de **solvente** relacionam-se por meio de uma grandeza que se chama **concentração**.



OBJECTIVOS

- Definir a concentração;
- Distinguir os tipos de concentração;
- Resolver problemas de cálculos de concentração.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de no mínimo duas (2) horas.

4.6. 1. Concentração de uma solução

A quantidade de soluto dissolvida em uma quantidade de solvente chama-se **concentração da 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.

I - Concentração molar

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

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

Onde:
 $C_M \rightarrow$ Concentração molar
 $n \rightarrow n^\circ$ de moles do soluto em mol (mol)
 $V \rightarrow$ volume da solução em litro (L)

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.

A unidade da concentração molar é, então, mole por litro, ou seja, (mol/L).

II - Concentração percentual

É a quantidade de soluto expressa em gramas dissolvidos em 100 gramas de solução.

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

Onde:
 $C\%$ – Concentração percentual
 m_1 – Massa do soluto em gramas (g)
 m_2 – Massa da solução (g)

Esta outra fórmula matemática também pode-nos leva 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

4.6. 2. Cálculos das concentrações

I – 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).

Dados	Fórmulas	Cálculo / Resolução
-------	----------	---------------------

$m(\text{NaOH}) = 2,8\text{g}$ $M(\text{NaOH}) = 40\text{g/mol}$ $V = 500\text{ mL} = 0,5\text{L}$	$C_M = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ $C_M = \frac{m}{MV}$	$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{2,8\text{g}}{\frac{40\text{g}}{\text{mol}} \times 0,5\text{L}} = \frac{2,8\text{g/mol}}{14\text{g/L}}$ $C_M = 0,2\text{M}$
R: A concentração molar da solução é de 0,2 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
$m(\text{NaCl}) = 3,0\text{g}$ $M(\text{NaCl}) = 58,5\text{g/mol}$ $V = 250\text{ mL} = 0,25\text{L}$	$C_M = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ $C_M = \frac{m}{MV}$	$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{3,0\text{g}}{\frac{58,5\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25\text{L}} = \frac{3,0\text{g}}{14,6\text{g/L}}$ $C_M = 0,2\text{M}$
R: A concentração molar da solução é de 0,2 molar.		

II – 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
-------	----------	---------------------

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



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

- Determina a concentração molar de uma solução de com 50 gramas de sacarose (açúcar) – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em 100 mL de água.
(Dados: $C = 12$; $H = 1$ e $O = 16$.)
- Calcula a concentração molar de *cloreto de potássio* ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) numa solução com 5,0 moles deste sal em 500 mL de água.
- Calcula a concentração percentual de uma solução preparada a partir da dissolução de 368 gramas de Glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$), em 1600 gramas de água (H_2O).
- 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?
- Qual é a massa de solvente necessária para o preparo de uma solução 10% quando se usa 15 gramas de soluto?



CORRECÇÃO

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

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

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

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

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

Resposta: A massa de solvente necessária é 135 gramas.

LIÇÃO Nº 7: EXPERIÊNCIAS QUÍMICAS SOBRE A PREPARAÇÃO DAS SOLUÇÕES.



OBJECTIVOS

- Realizar experiências químicas sobre a preparação de soluções.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar no mínimo de duas (2) horas

Experiência - 1

Título da Experiência: Preparação de uma solução de Cloreto de Sódio (Sal da cozinha).

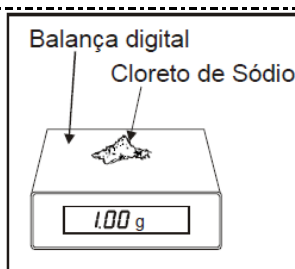
Vamos preparar soluções aquosas de cloreto de sódio.

I – Primeiro prepare as seguintes substâncias e o material necessário para realizar a experiência:

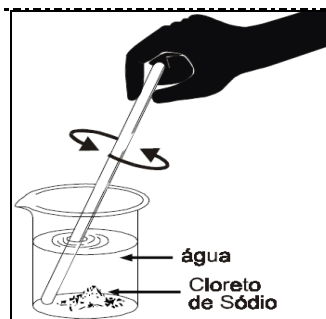
Material	Substâncias
Balança electrónica Um copo Garrafa de 1 litro Água (ou balão volumétrico)	Sal de cozinha (Cloreto de Sódio) Água da torneira

II - Montagem e Realização

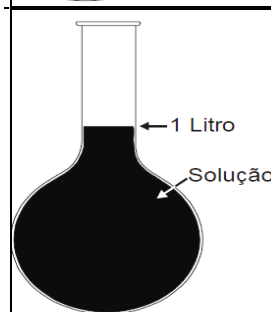
1º - Na balança electrónica, pese 1 grama de Cloreto de Sódio sólido (sal de cozinha).



2º - Dissolva esta quantidade de soluto num copo com água.



3º - Deite a solução obtida no copo para uma garrafa de 1 litro (ou para um balão volumétrico).



4º - Adicione água à garrafa até encher e obter um litro de solução, ou ao balão volumétrico até atingir a marca de um litro.

Bom trabalho!

E assim acabou de preparar **uma solução de Cloreto de Sódio**. Como viu e fez, é difícil!

Nota: Ao preparar a solução, decerto se interrogou sobre qual seria a concentração da solução de Cloreto de Sódio que obteve?

Vamos responder a essa pergunta resolvendo as actividades que se seguem:



ACTIVIDADE - I

1º - Recorde-se da fórmula para calcular a concentração molar:

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

2º - Para podermos aplicar esta fórmula precisamos de saber primeiro o número de moles do soluto. Vamos então começar por aí...

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

Partir da fórmula para o cálculo da massa molar, que aprendeu no Módulo 1:

3º - Pode-se calcular o valor de “n”. Utilizando as regras da Matemática pode obter a fórmula que vamos utilizar a seguir. Veja com atenção...

4º - Considerando que a massa atómica do Cloro é Cl = 35,5 gramas e a do Sódio é Na = 23,0 gramas; e sabendo que a massa de uma mole de Cloreto de Sódio é de NaCl = 58,5 gramas podemos facilmente calcular o número de moles do soluto:

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



ACTIVIDADE – II

Dados	Fórmula	Resolução
Massas Cl = 35,5 g; Na = 23,0 g NaCl = 58,5 g	$m(\text{NaCl})=1\text{g}$ $n=?$	$n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{1\text{g}}{58,5\text{g/mol}}$ $n = 0,015\text{mol}$

R: → Na solução de Cloreto de Sódio existem 0,015 moles de soluto.

Dados	Fórmulas	Resolução
$n = 0,015\text{ mol}$ $V = 1\text{ litro}$ $C_M = ?$	$C_M = \frac{n}{V}$	$C_M = \frac{0,015\text{mol}}{1\text{l}} = 0,015\text{ M}$

R: Sendo o volume correspondente a um litro, teremos também 0,015 Molar (M).

Experiência – 2

Título da Experiência: Preparação de soluções diluídas, concentradas e saturadas

A. Soluções diluídas e concentradas

- 1º Em dois copos plásticos ou de vidro, coloque até um quarto da medida do copo uma solução de chá ou sumo de frutas concentrados.
- 2º Adicione no segundo copo água até encher e agite;
- 3º Compare as cores das soluções dos dois copos;
- 4º Anote as observações e tire conclusões.

B. Soluções saturadas

- 1º Num copo plástico ou de vidro coloque um quarto de água.
- 2º Adicione uma colher de chá de sal de cozinha ($\text{Solute} \rightarrow \text{NaCl} = 360\text{g/l} = 36\text{g}/100\text{ml} = 7,2\text{g}/20\text{ml}$ de água) ou açúcar.
- 3º Agite até a dissolução completa do sal.
- 4º Vá adicionando o soluto e agitando até que o solvente não dissolva mais o soluto.
- 5º Anote as observações e tire conclusões.

PARTE - 3: HIDROGÉNIO E REACÇÕES REDOX

LIÇÃO Nº 8: O HIDROGÉNIO.



INTRODUÇÃO

Caro estudante, nesta lição vai se falar do elemento químico *Hidrogénio*, sua descoberta, ocorrência na natureza e métodos obtenção.



OBJECTIVOS

- Descrever a história da descoberta do Hidrogénio;
- Identificar as Propriedades do Hidrogénio;
- Indicar as aplicações do Hidrogénio.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar no mínimo de duas (2) horas

4.8. 1. História da descoberta do Hidrogénio

O *Hidrogénio* é o elemento mais abundante dos elementos químicos, constituindo aproximadamente 75% da massa do Universo.

Na forma elementar é relativamente raro na Terra. Contudo, várias *estrelas* são compostas primariamente de *Hidrogénio*.

O Hidrogénio foi descoberto pelo físico e químico britânico Henry Cavendish em 23 de Fevereiro de 1766. Cavendish reconheceu o gás Hidrogénio como uma discreta substância, ao identifica-lo numa reacção entre “*Ácido e Metal*” e considerou como “ar inflamável”.

Em 1781, descobriu mais profundamente ao observar que este gás produzia água quando queimado. A ele, geralmente é dado o crédito pela sua descoberta como um elemento químico.

Em 1783, Antoine Lavoisier deu ao elemento o nome de Hidrogénio que em grego significa produtor de água.

4.8. 2. Ocorrência na natureza

Em C.N.T.P. na Terra, o Hidrogénio existe como um gás diatômico, H_2 . Entretanto, o gás de Hidrogénio é muito raro na atmosfera da Terra devido à sua pequena densidade, o que o possibilita escapar mais facilmente que gases mais pesados.

O Hidrogénio (na forma combinada) é o terceiro elemento mais abundante na superfície da Terra. Como já se disse antes, o Hidrogénio pode ser encontrado no estado livre sob forma de moléculas diatômicas (H_2) e no estado combinado, por exemplo na molécula de água.

A maior parte do Hidrogénio da Terra está na forma de compostos tais como nos *petróleos*, *gás natural* e *água*. Este elemento é encontrado em grande abundância em *estrelas* e *planetas gigantes de gás*.

Nuvens moleculares do Hidrogénio são associadas a formação de *estrelas*, *produção de energia* e *luz solar*.



Grande região de hidrogénio na Galáxia

4.8. 3. Obtenção do Hidrogénio

O Hidrogénio é obtido por dois processos: Laboratorial e Industrial

No Laboratório

O gás H_2 é normalmente preparado pela reacção de *ácidos* com *metais* tais, como o Zinco.

O Zinco reage com o ácido clorídrico, formando Cloreto de Zinco e o Hidrogénio.

Veja a equação: $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Na Indústria

O Hidrogénio pode ser preparado por meio de vários processos mas, economicamente, o mais importante envolve a remoção de hidrogénio de hidrocarbonetos (Compostos formados por hidrogénio e carbono) e a Electrólise da água.

*A **Electrólise** consiste na decomposição de substancia através da electricidade.*

Electrólise da água - é o método simples de produzir Hidrogénio.

Na *Electrólise*, uma corrente eléctrica passa através da água, e forma-se o Oxigénio gasoso e gás Hidrogénio. De acordo com a equação: $2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{Electrólise}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

4.8. 4. Propriedades do Hidrogénio

I - Estado natural do Hidrogénio

O *Hidrogénio* é uma substância simples, presente em abundância na superfície terrestre em combinação com outros elementos e, em especial, na água.

Em seu estado molecular, H_2 , como se encontra na natureza, constitui-se de dois átomos de Hidrogénio, quimicamente ligados entre si.

II - Propriedades físicas do Hidrogénio

O *Hidrogénio molecular* (H_2) é o gás mais leve que se conhece no universo, incolor, inodoro, insípido e insolúvel em água. Sua densidade é 14 vezes menor que a do ar.

Ao esfriá-lo com ar liquefeito e comprimi-lo fortemente, obtém-se Hidrogénio líquido, que entra em ebulição a $-252,8^\circ C$.

III - Propriedades químicas do Hidrogénio

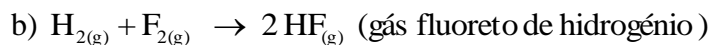
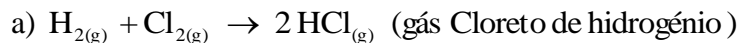
O *gás Hidrogénio* é altamente inflamável e queima em concentrações de 4% ou mais de no ar.

O calor de combustão que se liberta na reacção é de 572 kJ/mol (calor da reacção), queimando de acordo com a seguinte equação acertada.



O Hidrogénio (H_2) reage diretamente com outros elementos oxidantes.

Uma reacção violenta e espontânea pode ocorrer em temperatura ambiente com o *cloro* e *flúor* formando *Cloreto de hidrogénio* e *fluoreto de hidrogénio* respectivamente.



IV - Aplicações do Hidrogénio

Entre 1783 e a *segunda guerra mundial*, o *Hidrogénio* foi usado para encher balões, ainda que, no caso de dirigíveis para passageiros, o Hélio tenha a vantagem de não ser inflamável. Atualmente, sua principal aplicação é na *síntese do amoníaco* (NH_3) e do *metanol* (CH_3-OH) e na *dessulfurização de derivados de petróleo*.

Outra aplicação importante é na hidrogenação de substâncias orgânicas para produção de solventes, produtos químicos industriais e alimentos como margarina e gordura vegetal.

Em outros campos da indústria química e metalúrgica, emprega-se também o hidrogénio na fase de redução dos metais.

O Hidrogénio é um elemento atípico, pois possui a propriedade de se combinar com metais, ametais e semimetais.

Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável.

O Hidrogénio liquefeito é utilizado como combustível de foguetes.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Assinala com X o nome do cientista que descobriu o Hidrogénio em 1766.

A. Cavendish ____

C. Dalton ____

B. Lavoisier ____

D. Berzilius ____

2. O nome **Hidrogénio** foi dado a este elemento químico em 1783, que significa em grego produtor de água.

Assinala com X o nome do cientista que deu o nome.

A. Cavendish ____

C. Dalton ____

B. Lavoisier ____

D. Berzilius ____

3. O Hidrogénio existe como um gás _____.

Completa com uma das expressões abaixo.

A. monoatómico ____

C. diatómico ____

B. poliatómico ____

D. triatómico ____

4. Escreve a equação de obtenção do hidrogénio no laboratório a partir do Zinco (Zn) e ácido clorídrico (HCl).

5. Indica algumas propriedades físicas do Hidrogénio.

6. Escreve a equação química da combustão do Hidrogénio.

7. Indica pelo menos três (3) aplicações do Hidrogénio.

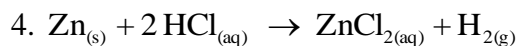


CORRECÇÃO

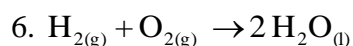
1. A) X

2. B) X

3. C) Diatómico



5. O Hidrogénio é um gás incolor, inodoro, insípido e insolúvel em água.



7. O Hidrogénio é aplicado:

Na síntese do amoníaco e do metanol;

Na dessulfurização de derivados de petróleo;

Na produção de solventes, produtos químicos e alimentos como margarina e gordura vegetal.

LIÇÃO Nº 9: REACÇÕES REDOX



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Nesta lição vamos estudar Reacções redox, processo de oxidação e de redução, agente oxidante e agente redutor.



OBJECTIVOS

- Definir as reacções redox como um processo que ocorre com ganho ou perda do Oxigénio;
- Identificar nas reacções redox, os processos de oxidação e redução;
- Identificar nas reacções redox o agente oxidante e o agente redutor.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar de duas (2) horas no mínimo.

4.9. 1. Reacções Redox

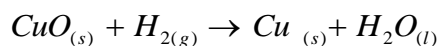
Reacções Redox – é aquela que ocorre com a transferência do Oxigénio entre duas espécies químicas.

A reacção redox ocorre através de duas *semi-reacções*:

Uma de *redução* e outra de *oxidação*, que se complementam e ocorrem simultaneamente.

Os processos de oxidação e redução ocorrem em simultâneo, e o seu conjunto, denomina-se reacção redox.

Como exemplo, temos a reacção entre o **Óxido de cobre (II)** com o **Hidrogénio**:



Como pode ver, o Oxigénio é transferido de CuO para H₂ formando Cu e H₂O.

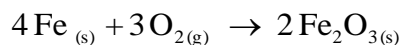
4.9. 2. Processo de oxidação e de redução

Numa reacção redox os processos de *redução* e de *oxidação*, ocorrem simultaneamente.

Oxidação como ganho de oxigénio.

Exemplo:

Oxidação do ferro

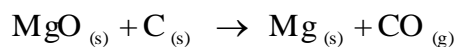


Ao processo inverso, isto é, à diminuição do teor de Oxigénio de uma substância, os químicos chamaram redução.

Nota: O termo **redução** vem do latim que significa “*voltar para trás*”.

Redução como perda de oxigénio

Exemplo: Obtenção do magnésio a partir do seu óxido, por reacção com o carbono.

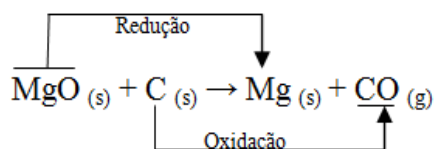


Nota: A **redução** do *Óxido de magnésio* (MgO) implica a **oxidação** do carbono, ou seja, a *oxidação e a redução são processos simultâneos*.

Utiliza-se o termo **Redox** como abreviatura de **Oxidação e Redução**.

Red – Redução

Ox – Oxidação



Concluindo:

Oxidação - Processo em que há ganho de oxigénio.

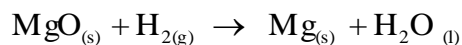
Redução - Processo em que há perda de oxigénio.

4.9. 3. Agente oxidante e agente redutor

Uma reacção de oxi-redução é caracterizada pela perda e ganho simultâneos de Oxigénio.

Por exemplo, consideremos a reacção que ocorre quando colocamos o **Óxido de magnésio** (MgO) com o **Hidrogénio** (H₂).

Visto que o Óxido de magnésio (MgO) contém o elemento Oxigénio, ele irá transferir o Oxigénio, conforme a reacção a seguir:

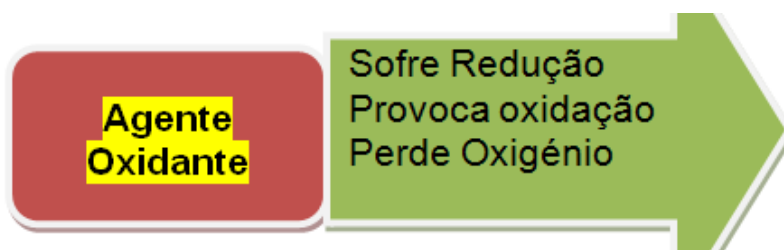


Vejamos o que aconteceu com cada espécie química:

O **Óxido de magnésio** (MgO) perdeu o átomo de Oxigénio, isto é, reduziu-se.

Sofreu redução e transformou-se em **magnésio** (Mg).

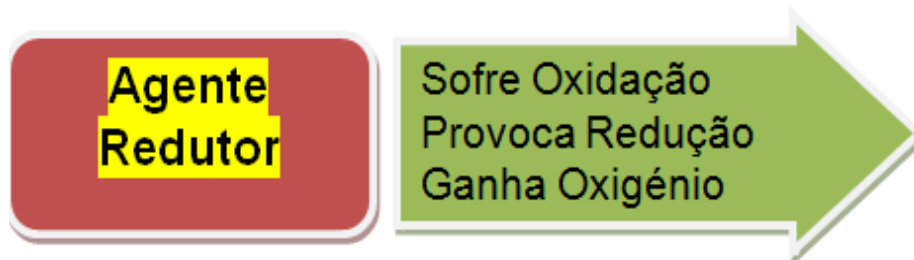
Desse modo, **Óxido de magnésio** (MgO) **causará a oxidação** de outro elemento (O Hidrogénio – H₂), por isso ele é considerado Agente Oxidante.



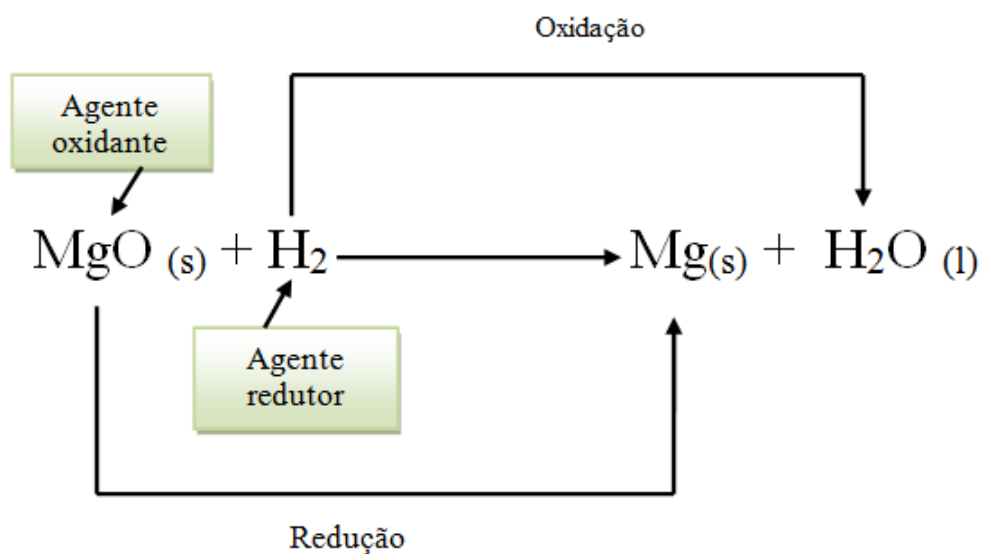
O **Hidrogénio** (H₂) ganhou o átomo de Oxigénio, isto é, oxidou-se.

Sofreu oxidação e transformou-se em **água** (H₂O).

Desse modo, O **Hidrogénio** (H₂) **causará a Redução** da Substância **Óxido de magnésio** (MgO), por isso ele é considerado Agente Redutor.



Assim, temos neste exemplo:



4.9. 4. Importância das Reacções Redox

Uma das *importâncias das reacções redox na técnica* é a produção e a purificação dos metais, tomando como exemplo a produção do Ferro-bruto que falaremos mais adiante.

Alguns exemplos das reacções de oxirredução no quotidiano são as que ocorrem nas pilhas.

Aqui temos dois exemplos de reacções de oxi-redução: tanto a de formação da ferrugem quanto ao funcionamento da bateria de automóvel (quando fornece energia para a ignição do automóvel ou na iluminação da estrada).



Bateria de automóvel

Algumas reacções de oxirredução no cotidiano:

I - Fotossíntese

A fotossíntese realizada pelas plantas, algas e algumas espécies de bactérias, na fotossíntese, a **água** (H_2O) e o **dióxido de carbono** (CO_2) reagem na presença de luz para a produção de moléculas orgânicas (estruturas que contém o carbono como elemento principal).

Um exemplo de molécula orgânica produzida na fotossíntese é a **glicose** ($C_6H_{12}O_6$):

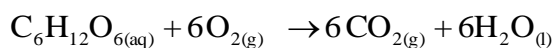


A fotossíntese realizada pelas plantas é um exemplo de reacção de oxi-redução.

II - Metabolismo da glicose ($C_6H_{12}O_6$)

Trata-se, basicamente, do processo inverso da fotossíntese, pois a glicose que ingerimos reage com o oxigénio para formar **dióxido de carbono** (CO_2) e **água** (H_2O).

O **carbono** sofre oxidação e o **oxigénio** sofre redução:



III - Produção do Ferro-bruto

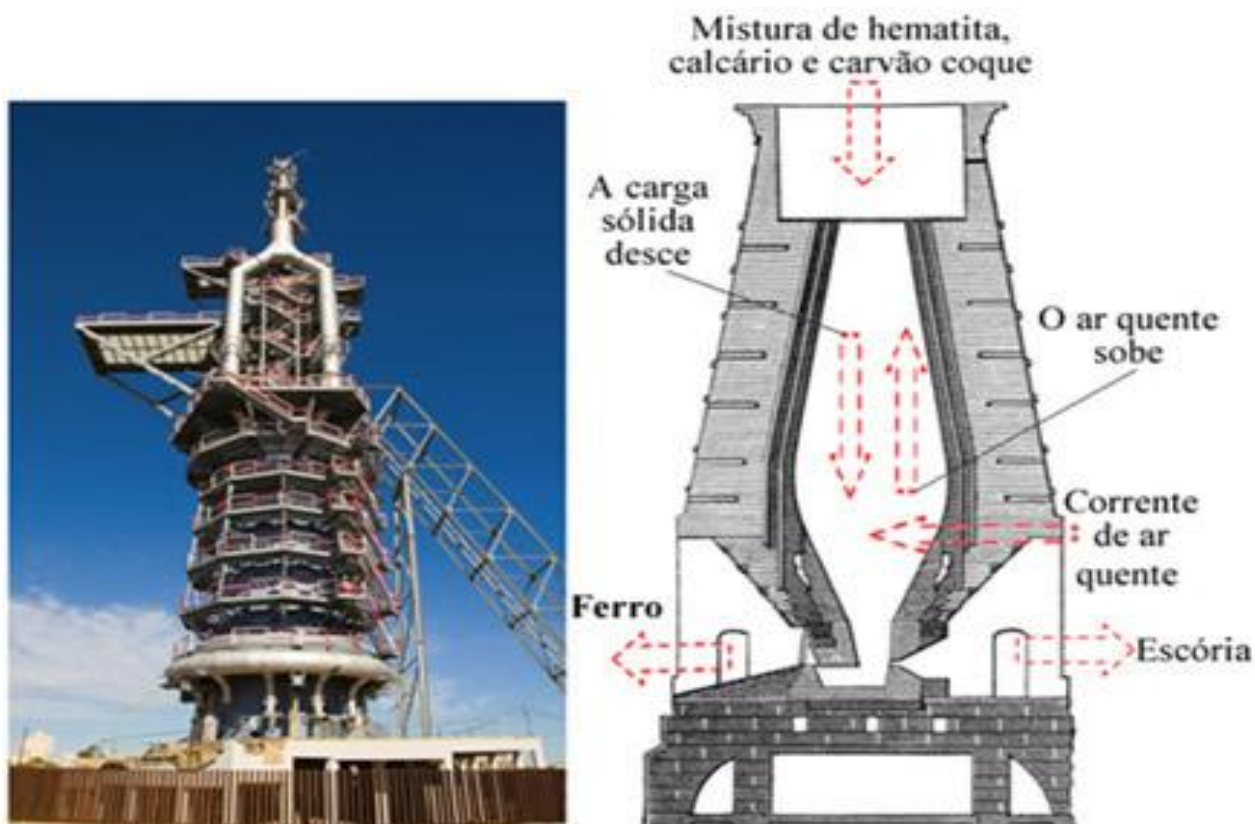
O principal método de obtenção do ferro-bruto é a partir da hematita (**óxido de ferro** – Fe_2O_3), que reage em altos-fornos com o **monóxido de carbono** (CO) e origina **óxido de ferro II** (FeO) e **dióxido de carbono** (CO_2):

1º Passo	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2 \text{FeO} + \text{CO}_2$
2º Passo	$\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

O **Óxido de ferro - II** (FeO) formado reage com o **monóxido de carbono** (CO), originando ferro metálico (**Fe**) e **dióxido de carbono** (CO_2).

Veja que o ferro sofreu **redução** e o **carbono** sofreu oxidação: $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

Na produção do ferro em siderúrgicas, ele sai do alto-forno em elevadas temperaturas e na forma de um líquido bem denso, que é levado para ser moldado.



Alto forno para a produção de ferro



Saída do ferro fundido (líquido) bem denso no alto-forno



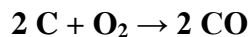
Saída do ferro fundido (líquido) bem denso no alto-forno

Como isso ocorre?

Obtenção do ferro é o processo mais utilizado na produção do ferro é o alto-forno.

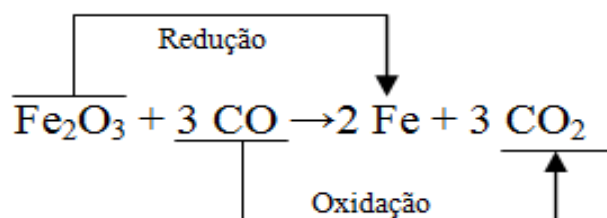
Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque (C), que, através da combustão, irá aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

O material que irá sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita (Fe_2O_3), carvão-coque (C) e calcário (CaCO_3), que serve como fundente, ou seja, uma substância que diminui o ponto de fusão do minério. Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:



À medida que o monóxido de carbono (CO) se forma, ele reage com a hematita (Fe_2O_3), reduzindo-a.

Dizemos, então, que o **CO é o agente redutor** do minério de ferro, e essa reação global pode ser representada pela equação abaixo:



Nota que na parte inferior do alto-forno obtém-se a **escória** — constituída de várias impurezas, que pode ser utilizada para produzir **cimento** e pra a **fabricação do aço**, que é uma liga contendo de 0,1 % a 1,7% de carbono.

IV - Formação da ferrugem

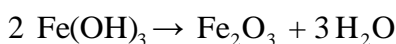
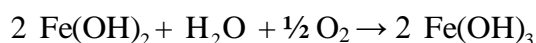
A **Formação da ferrugem** ou **enferrujamento** - ocorre por meio de várias reacções de oxirredução. Basicamente, tudo começa com a oxidação do ferro metálico quando exposto ao ar húmido [oxigénio (O_2) e água (H_2O)].

Podem ocorrer vários processos de redução, mas o mais significativo é o da água:

Em meio neutro, a oxidação do ferro resulta na formação do **hidróxido de ferro (II)** - $[Fe(OH)_2]$:

Reacção Redox: $2 Fe + O_2 + 2 H_2O \rightarrow 2 Fe(OH)_2$

Na presença de **Oxigénio**, esse composto é oxidado a **Hidróxido de ferro (III)** - $[Fe(OH)_3]$, que depois perde água e transforma-se no **Óxido de ferro (III)** - $[Fe_2O_3]$, que é um composto que possui a coloração castanho-avermelhada, isto é a ferrugem que conhecemos:



Base de um navio enferrujada



Peça de ferro enferrujado

V - Antioxidantes

Os **agentes redutores** são as espécies químicas que possuem uma tendência muito grande de sofrer oxidação, por isso, causam a redução de outra espécie. Assim, essas substâncias podem ser usadas para sofrer oxidação no lugar de outras, sendo chamadas de **antioxidantes** por essa razão.

Além do seu uso pela medicina e pela indústria farmacêutica, os **antioxidantes** são muito usados pela indústria alimentícia para conservação.

A **vitamina C** (*ácido ascórbico*), por exemplo, é um poderoso agente oxidante, tanto que se adicionarmos um suco de laranja sobre uma maçã, esta não se oxida, o que aconteceria se a maçã estivesse sozinha exposta ao ar.

Veja a figura que se segue:



Maçã escurecida por causa de oxidação

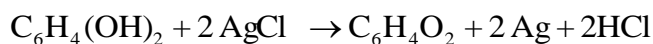
Quando se corta uma maçã, em pouco tempo a parte que não tem a casca, logo fica escura, resultado da oxidação.

A maçã contém ferro que exposto ao ar oxida-se formando essa coloração escura.

VI - Revelação fotográfica

Nas antigas revelações fotográficas em **preto e branco**, costumava-se utilizar um filme que era constituído de uma lâmina plástica recoberta por **cloreto de prata** (AgCl) ou **brometo de prata** (AgBr).

A prata exposta à luz reage com um agente redutor que forma a **prata metálica** (Ag):



A revelação fotográfica é resultado da redução da prata (Ag^+) por alguma substância orgânica que atua como agente redutor.



VIII – Alvejantes

Os alvejantes mais usados são constituídos de **cloro** (Cl_2), **hipoclorito de potássio** (KClO) e **peróxido de hidrogénio** (água oxigenada - H_2O_2).

Todas essas substâncias atuam como agentes oxidantes. Assim, os alvejantes, por meio da oxidação, retiram a cor do tecido (a cor desaparece).

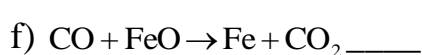
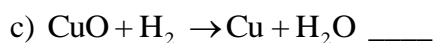
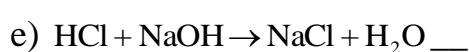
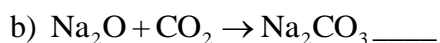
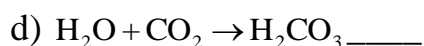
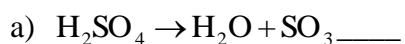


Todos os alvejantes são agentes oxidantes



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Das equações químicas que se seguem, assinala com X as que representam reacções redox.



2. Observa a equação: $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{CO}_2$

Indica

a) O processo de redução

c) O agente oxidante

b) O processo de oxidação

d) O agente redutor

3. Faz a correspondência entre a *Coluna-A* com a *Coluna-B*

Coluna - A	Coluna - B
1. Sofre Redução	I - Agente Oxidante
2. Sofre Oxidação	
3. Provoca Redução	
4. Provoca Oxidação	II - Agente Redutor
5. Ganha o Oxigénio	
6. Perde o Oxigénio	

4. Descreve algumas importâncias das Reacções Redox.

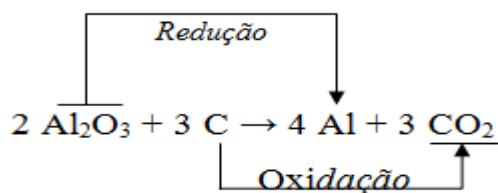


CORRECÇÃO

1. c) X

1. f) X

2.



c) O agente oxidante é Al_2O_3

d) O agente redutor é C

3. I – 1, 3, 6.

3. II – 2, 4, 5.

4. Os Processos Redox são fundamentais em diferentes áreas: no meio biológico, na metalurgia, na química, em catálise, etc.

São as Reacções Redox que fornecem energia para os aparelhos funcionarem, as pilhas em geral como bateria de automóveis, pilhas de celulares, etc.

Em resumo as Reacções Redox estão presentes em nossa vida e muitas vezes não percebemos isso.

GLOSSÁRIO

Alvejante – é um agente oxidante. Humedecem e retiram a sujeira. Retiram gorduras e descoram tecidos.

Antioxidantes – são substâncias que impedem a oxidação das outras. Na alimentação, ajudam a proteger o corpo.

Corrosão – é a destruição ou deterioração de um material devido a reacção química (reacção redox).

Fotossíntese – é um processo realizado pelas plantas para a produção de seu próprio alimento. Durante este fenómeno as plantas produzem o oxigénio.

Liga / liga metálica – materiais com propriedades metálicas que contem dois ou mais elementos químicos.

Metabolismo – é o conjunto de reacções químicas que ocorrem dentro do organismo e que permitem mante-lo vivo.

LIÇÃO Nº 10: O OXIGÉNIO



INTRODUÇÃO

Caro estudante, agora vai estudar o Oxigénio (descoberta, ocorrência, obtenção, propriedades e aplicações).

Certamente tem conhecimentos sobre o Oxigénio e o seu papel essencial na vida de todos os seres vivos.



OBJECTIVOS

- Descreve a história da descoberta do Oxigénio;
- Conhecer a importância da camada de Ozono na protecção do ambiente;
- Explicar a acção de catalisadores em reacções químicas.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição vai precisar no mínimo de duas (2) horas

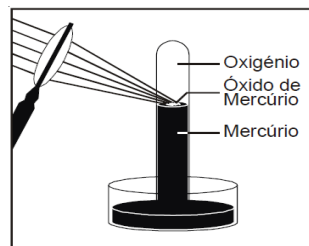
4.10 1. História da descoberta do oxigénio.

Acredita-se ter sido Leonardo da Vinci quem, pela primeira vez, deu conta da existência de Oxigénio no ar atmosférico. Entretanto, outros cientistas também marcaram a história da descoberta de Oxigénio.

Vejamos...

Em 1772, o químico sueco *Scheele*, descobriu o Oxigénio. No entanto, esta descoberta só foi conhecida em 1777 e ainda em 1772, o químico inglês *Joseph Priestley*, também descobriu o Oxigénio. Durante as suas investigações, *Joseph Priestley* aqueceu várias substâncias através de raios solares concentrados numa lupa (tipo de lente que amplia objectos).

Numa das suas experiências, ao aquecer *Óxido de Mercúrio (II)* – $[HgO]$, *Joseph Priestley* notou que se dava libertação de uma grande quantidade de gás (que mais tarde o *Antonie Lavoisier* deu o nome de Oxigénio).



Descoberta do Oxigénio por Priestley

No início, *Joseph Priestley* pensou que o gás em causa fosse o ar mas, quando colocou uma vela acesa em contacto com esse gás, notou que a vela ardia com uma chama extremamente brilhante. Para concluir exactamente que tipo de gás se libertava nesta experiência, *Joseph Priestley* introduziu alguns ratinhos num vaso com este gás e outros tantos ratinhos num outro vaso cheio de ar. Ao fim de algum tempo, *Joseph 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 *Antoine Lavoisier*, químico francês, quem deu o nome de Oxigénio a este gás.

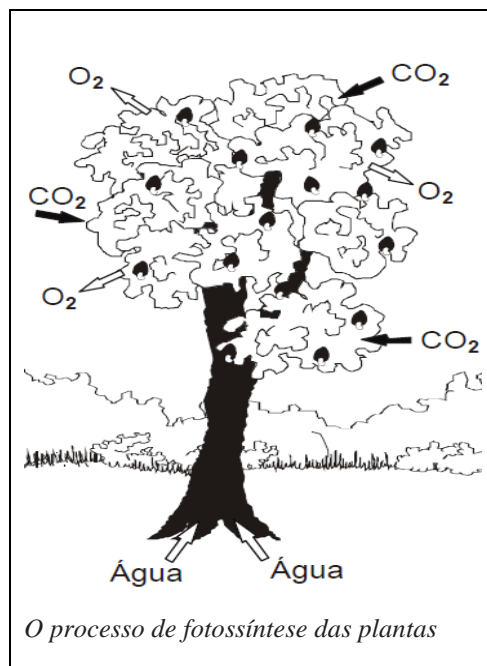
Em grego este nome significa “*gerador ou formador de ácido*”. Mas nem todo o ácido tem Oxigénio, como vai aprender posteriormente.

4.10. 2. Ocorrência do oxigénio na natureza.

O Oxigénio 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.

O Oxigénio, na **forma combinada** (forma de compostos), **encontra-se em muitos compostos**, sendo um dos mais comuns, a **Água**. Existe também em muitos minerais, como nas **rochas**. Também 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.

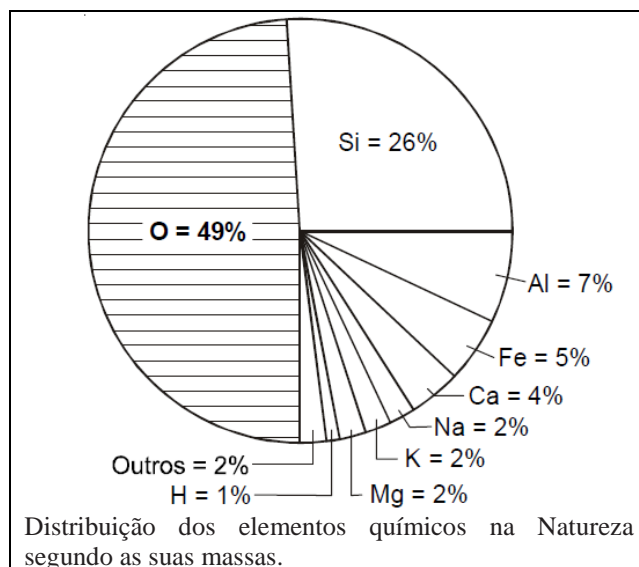


O Oxigénio é o **elemento químico mais abundante na Natureza**. Como já se sabe, todos os elementos químicos existentes na Natureza têm massa. O peso do Oxigénio representa **cerca de 49%** do **peso total** de todos os elementos químicos existentes na Natureza.

O ar, tal como nos apercebemos da sua existência, dá-nos a impressão de ser uma única substância, tal como a água.

Na realidade o ar é uma mistura de várias substâncias, entre elas, o Oxigénio.

O Oxigénio representa **cerca de 21%** dos componentes do ar (irá aprender na próxima lição sobre a composição do ar).



O **oxigénio** é um elemento químico que tem como símbolo químico “O” (cada molécula contém dois átomos de oxigénio “ O_2 ”), número atómico (Z) = 8 (8 prótons no núcleo) e 8 electrões na electrosfera, tem como massa atómica (A) = 16 u.m.a.

Na sua *forma molecular*, O_2 , é um gás a temperatura ambiente, *incolor* (azul em estado líquido e sólido), *insípido*, *inodoro*, comburente, não combustível e *pouco solúvel em água*.

Representa aproximadamente 20% da composição da atmosfera terrestre. É um dos elementos mais importantes da química, participando de maneira relevante no ciclo energético dos seres vivos, sendo essencial na respiração celular dos organismos aeróbicos.

Uma outra molécula também formada por átomos de oxigênio é o **ozono** (O_3), cuja presença na atmosfera protege a Terra contra radiações ultravioletas provenientes do Sol.

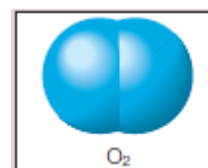
4.10.3. Alotropia do oxigênio

Alotropia – É a existência de um elemento químico na natureza em forma de substâncias simples diferentes.

O **elemento oxigênio** (O) - forma duas variedades alotrópicas; uma delas, mais abundante, é o Oxigênio comum (O_2) e a outra, o Ozono (O_3).

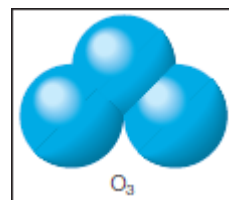
No oxigênio comum (O_2), os átomos unem-se dois a dois, formando moléculas diatômicas (O_2).

O O_2 encontra-se, à temperatura ambiente (25°C), no estado gasoso e está presente na atmosfera terrestre como componente do ar, tendo importância vital para a vida animal e vegetal. Uma propriedade extremamente importante desse gás é que ele alimenta todas as reações de combustão e, por isso, é denominado *comburente*. Sem oxigênio não há combustão.



Já no Ozono (O_3), os átomos unem-se três a três, formando moléculas triatômicas (O_3).

À temperatura ambiente, o Ozono (O_3), é um gás azul-claro e apresenta odor intenso e característico, que pode ser sentido após tempestades com descargas elétricas e, também, perto de equipamentos de alta voltagem.



O ozono (O_3) é usado como alvejante e também no tratamento de água, substituindo compostos do cloro, pelo seu poder bactericida. Ele é produzido nos aparelhos chamados ozonizadores, em que o Oxigénio comum (O_2) é submetido a descargas elétricas.

A camada de Ozono (O_3) e sua importância

O gás ozono (O_3) forma-se nas altas camadas da atmosfera (estratosfera) pela acção dos raios solares sobre o gás oxigénio (O_2).

Tem a importante função de filtrar os raios ultravioleta (UV) provenientes do Sol, permitindo a passagem de cerca 7% desses raios.



Teoricamente, não havendo interferência de factores externos, a tendência é que prevaleça o equilíbrio entre o consumo e a produção de ozono (O_3), ou seja, que a concentração desse gás não se altere.

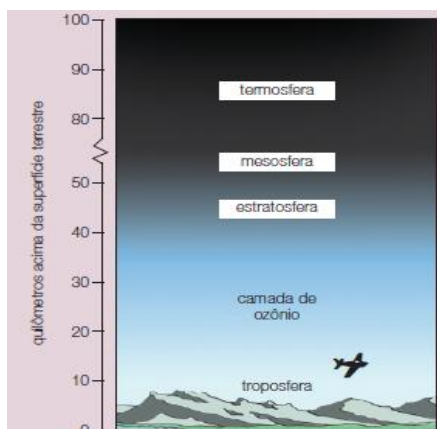
Sem a camada de ozono (O_3), não existiria vida na Terra, pelo menos como nós a conhecemos actualmente.

Alguns produtos, denominados genericamente CFC (clorofluorcarbono), são utilizados em equipamentos de refrigeração, como geleiras e ar-condicionado, e nos aerossóis domésticos.

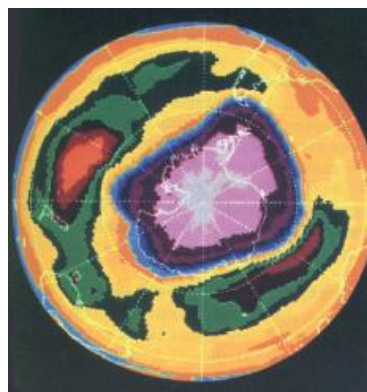
Quando lançado na atmosfera, o CFC destrói gradativamente a camada protetora de ozono.

Dessa maneira, a quantidade de radiação UV (ultra violeta) que atinge a superfície da Terra é cada vez maior, acarretando a destruição de vegetais e o aumento da incidência de câncer de pele e de problemas visuais.

Atualmente, existe uma tendência mundial no sentido de restringir a utilização do CFC, a fim de evitar uma *catástrofe*. No entanto, a interrupção imediata do uso do CFC permitirá que a camada de ozono se regenere apenas num período de tempo estimado em 150 anos!



A figura mostra as alturas aproximadas das camadas da atmosfera. Observe a altitude em que se encontra a camada de ozono (O_3).



As áreas em cinza, rosa e roxo mostram o buraco na camada de ozono (O_3) sobre a Antártica, em Outubro de 1994.

4.10. 4. Obtenção do oxigénio.

I - Obtenção do oxigénio no laboratório

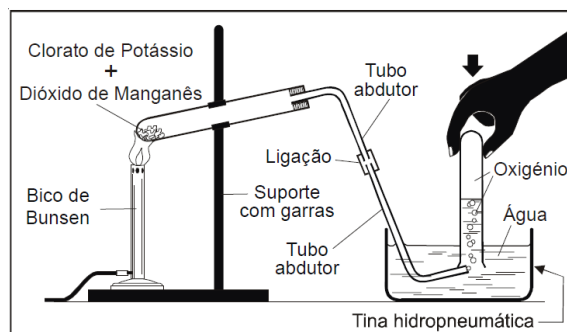
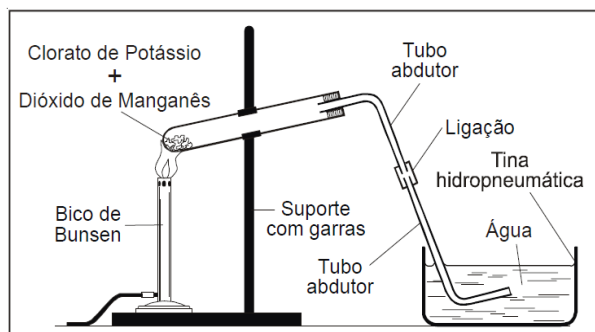
O Oxigénio é obtido no laboratório a partir de substâncias que o contêm na sua composição. Assim, quando aquecidas, ou sujeitas a outros factores, estas substâncias decompõem-se e libertam o Oxigénio.

De entre vários métodos para obter Oxigénio em laboratórios químicos, destacam-se os seguintes:

1 - A decomposição térmica (através de aquecimento) do **Óxido de Mercúrio** (processo histórico que conduziu à descoberta de Oxigénio por *Priestley*).

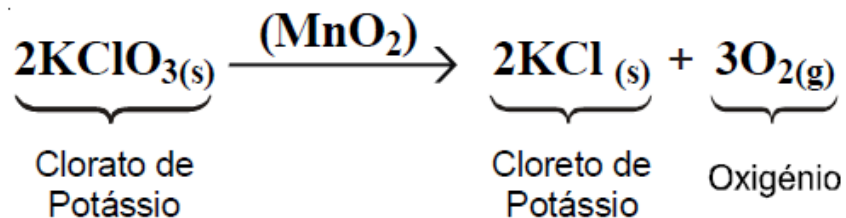
O método da decomposição do *Óxido de Mercúrio* por acção de aquecimento **não é muito usual** e **não é aconselhável utilizá-lo** pois, os vapores de Mercúrio são **tóxicos**, e portanto **perigosos para a saúde**.

2 - A decomposição do **Clorato de Potássio** ($KClO_3$) por acção de aquecimento, em presença de **Dióxido de Manganês (IV)** – $[MnO_2]$.

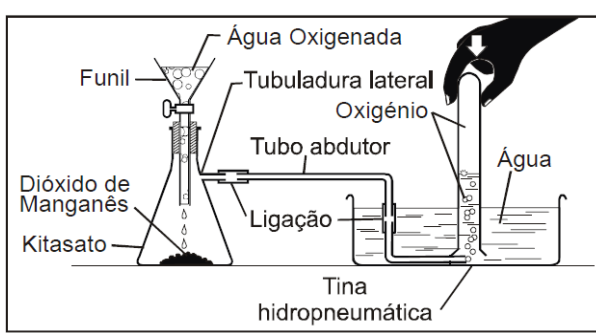
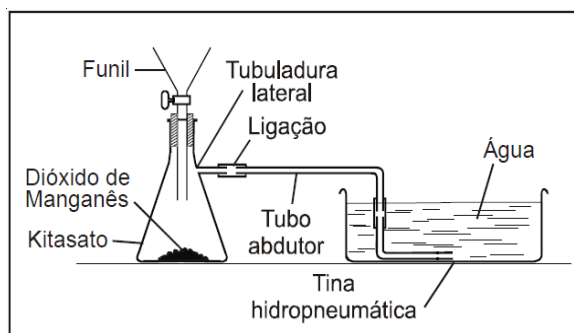


As modificações ocorridas levam-nos a concluir que se dá uma **reacção química**, na qual o Clorato de Potássio se decompõe em presença de **Dióxido de Manganês** (MnO_2) por acção de calor.

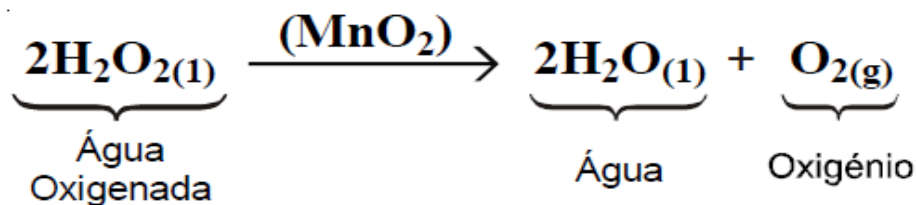
A equação química desta reacção química é a seguinte:



3. A decomposição de Peróxido de Hidrogénio (água oxigenada- H_2O_2), em presença de **Dióxido de Manganês (IV)** – [MnO_2].



A equação química que traduz esta reacção é



A libertação de gás é sinal de ter ocorrido uma reacção química em que o Peróxido de Hidrogénio (H_2O_2) se decompôs libertando o Oxigénio.

A fórmula química do **Dióxido de Manganês (IV)** – $[\text{MnO}_2]$ está colocada por cima das setas porque este não é um reagente e também não é produto da reacção, apesar de participar na reacção química.

Dióxido de Manganês (IV) – $[\text{MnO}_2]$ define-se como um Catalisador.

I - Conceito de catalisador

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.

Assim, o **Dióxido de Manganês (IV)** – $[\text{MnO}_2]$ teve as seguintes funções na obtenção de Oxigénio por decomposição térmica de *Clorato de Potássio* (KClO_3) e a partir do *Peróxido de Hidrogénio* (H_2O_2):

A - *Facilitou o decorrer da reacção;*

B - *Diminuiu o tempo que seria gasto para a formação de produtos* (os produtos formaram-se em menos tempo);

C - *Não foi gasto no decorrer da reacção.*

Portanto, **funcionou como catalisador**.

Uma substância pode catalisar uma determinada reacção e não catalisar a outra.

O **Dióxido de Manganês (IV)** – $[\text{MnO}_2]$ não é catalisador de todas reacções, e neste caso, serviu de catalisador para a obtenção de Oxigénio.

II - Identificação do oxigénio

Tem como base as propriedades específicas do oxigénio em facilitar o processo de combustão ao entrar em contacto com substâncias combustíveis (substâncias que ardem).

De entre todos os gases, o Oxigénio é o único que apresenta a característica de **alimentar as combustões**.

O Oxigénio identifica-se por ser um **gás comburente** – (*que alimenta as combustões*).

III - Obtenção industrial do oxigénio

É por isso que, quando se fala de **produção industrial** queremos dizer que a produção é em grandes quantidades.

Para obter o Oxigénio em grandes quantidades toma-se como **matérias-primas a água e o ar**.

Os **métodos usados na indústria** para a obtenção do Oxigénio são:

I. *A electrólise da Água.*

II. *A destilação fraccionada do ar.*

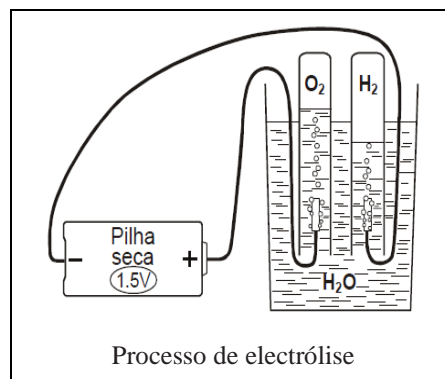
I - Electrólise da Água

A palavra “ <i>electrólise</i> ” provém de:	<i>electro</i> = corrente eléctrica	<i>lise</i> = quebra
---	-------------------------------------	----------------------

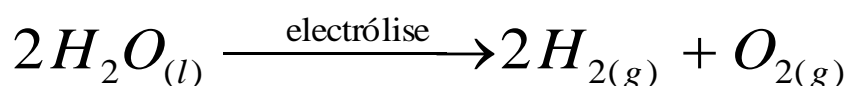
Portanto, *electrólise* significa uma **quebra** ou separação de substâncias por **acção da corrente eléctrica**.

A electrólise da Água é o processo de decomposição da água por acção da corrente eléctrica.

Assim, usando materiais adequados, chamados *eléctrodos*, feitos de metálicos, ligando-os a corrente eléctrica, ou até mesmo a uma bateria ou a uma pilha seca, e introduzindo-os na água contida num recipiente adequado, provoca-se a **decomposição (quebra)** das moléculas da água e obtém-se **duas substâncias elementares** – o *Oxigénio* e o *Hidrogénio*.



A equação química que traduz o processo da electrólise da água é:



O Oxigénio obtido por via da electrólise da água é muito puro, pois não contém impurezas.

Entretanto o gasto da energia eléctrica torna o processo muito caro. Isto obriga a que as indústrias procurem processos mais baratos para obter Oxigénio.

II - Destilação fraccionada do ar liquefeito

Em lições anteriores estudou a *destilação fraccionada* como um dos métodos de separação de componentes de uma mistura.

O ar atmosférico é uma camada gasosa que envolve a Terra. Esta camada gasosa chama-se atmosfera e é constituída por vários componentes, sendo um deles o Oxigénio

Então, como ocorre o processo da destilação fraccionada do ar?

1º Com auxílio de maquinaria especializada, **capta-se o ar atmosférico**, introduzindo-o em recipientes adequados.

2º Elimina-se o Dióxido de Carbono e vapor de água através de procedimentos específicos.

3º O **ar que resta é comprimido e resfriado** (à temperatura de cerca de -200°C) até se transformar em líquido (liquefacção).

4º Por **destilação fraccionada** os componentes de baixo ponto de ebulição como o Nitrogénio (N_2), Árgon (Ar) e outros, separam-se e fica um resíduo rico em Oxigénio.

A **destilação fraccionada do ar** resume-se na **captação (recolha)** do ar e na **separação** dos seus componentes, até se obter o Oxigénio, que é o produto pretendido.

O Oxigénio obtido é armazenado sob pressão, em garrafas ou botijas metálicas e depois é distribuído pelos vários sectores industriais que o necessitam, como por exemplo, nas oficinas de soldadura (*onde se usa o maçarico*), nos hospitais, nos fornos, etc.

4.10. 5. Propriedades e aplicações do oxigénio

I - Propriedades físicas do oxigénio

À temperatura ambiente (25°C), o Oxigénio é **um gás incolor, inodoro, insípido, ligeiramente mais denso** (“*pesado*”) e **pouco solúvel em água**.

Apresenta o **ponto de fusão (PF)** igual a $-218,8^\circ\text{C}$ e o **ponto de ebulição (PE)** igual a -183°C .

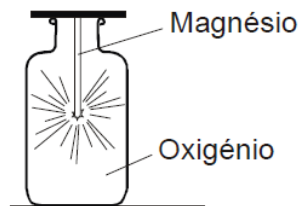
II - Propriedades químicas do Oxigénio

Propriedades químicas - são transformações químicas ligadas aos fenómenos químicos, em que substâncias iniciais (reagentes), se transformam em novas substâncias (produtos da reacção), que por sua vez apresentam novas características.

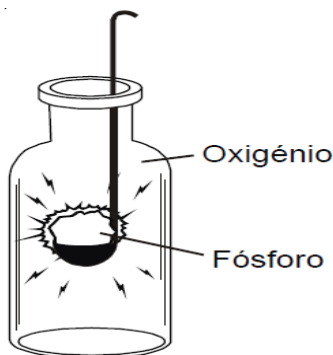
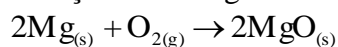
Quando se estudamos as propriedades químicas das substâncias, estão em causa as *reacções químicas*.

Saber com que substância é que ela reage e que produtos se formam durante essas reacções químicas.

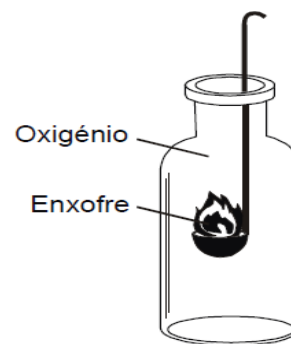
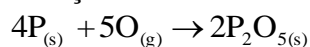
Exemplo:



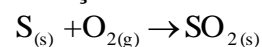
Reacção com magnésio



Reacção com fósforo



Reacção com enxofre



A - Reacção com os metais

a) Reacção com o Sódio: $4\text{Na}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}_{(s)}$

b) Reacção com o Magnésio: $2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)}$

c) Reacção com o Ferro: $4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

d) Reacção com o Alumínio: $4\text{Al}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$

B - Reacção de Oxigénio com ametais

a) Reacção com o Carbono: $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$

b) Reacção com o Fósforo: $4\text{P}_{(s)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_{5(s)}$

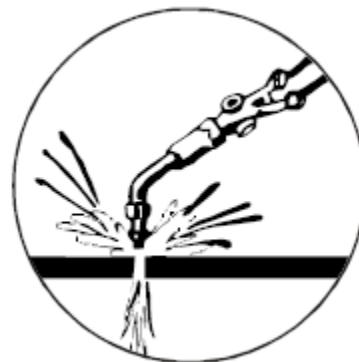
c) Reacção com o Hidrogénio: $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

4.10. 6. Aplicações do oxigénio

O Oxigénio tem várias aplicações práticas tais como:

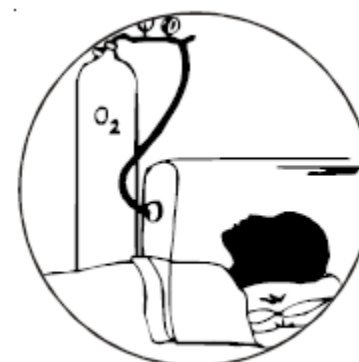
Usado nos **maçaricos oxiacetilénicos** (corte e soldadura de metais). Com certeza, caro estudante, já teve a oportunidade de ver senhores a soldarem objectos metálicos usando para o efeito, duas botijas ligadas por mangueiras em cuja extremidade, quando em uso, se observa uma chama luminosa.

→É isso mesmo é o maçarico.



É **usado nos hospitais** para *os doentes* com insuficiência respiratória.

Para tal, os doentes são ligados a botijas de Oxigénio de modo a auxiliá-los durante o acto respiratório.



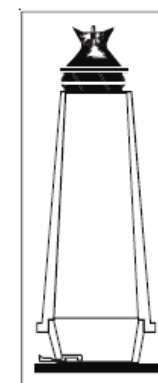
É **usado nos submarinos e naves espaciais**, também para permitir e facilitar a respiração.

Em altas profundidades do mar bem como a grandes altitudes, a quantidade de Oxigénio existente no ar é menor ou mesmo inexistente. Assim, os mergulhadores, alpinistas e os pilotos têm de levar consigo botijas de Oxigénio.



É também usado na **fundição de metais** - Para produzir artigos metálicos, os metais devem primeiro passar do estado sólido ao estado líquido (**fundição**).

Nesse processo deve-se insuflar (introduzir) o Oxigénio no forno para permitir a produção de calor necessário à fusão do metal.



Forno

É ainda usado o oxigénio na **obtenção de Ácido Nítrico** (HNO_3) que é muito importante na produção de adubos ou fertilizantes do solo e na produção de explosivos.

Ainda se aplica na **produção de Ácido Acético** ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$)

O Ácido Acético constitui a principal essência do vinagre. Certamente que você conhece o vinagre e sabe que serve para temperar as saladas, peixe, carnes, etc.

Também se usado **no fabrico de explosivos**.

Infelizmente, a Química tem também um lado negativo, ao permitir a produção de substâncias que matam. Caso típico é o de permitir o fabrico de explosivos, como dinamite que matam muitas pessoas (crianças, jovens, adultos, velhos) no mundo inteiro.

Outras aplicações industriais são para além de soldadura e na fabricação de aço e metanol (CH_3OH).

Também é engarrafado para ser respirado em diversas práticas desportivas ou em actividades profissionais para localizar sítios de pouca ou nenhuma ventilação ou em atmosferas contaminadas.

O oxigénio provoca uma resposta de euforia quando inalado.

No século XIX era utilizado misturado com o **óxido nítrico como analgésico**. Actualmente, esta mistura ressurgiu para evitar a dor em tratamentos dentários.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Assinale com um **X** a alternativa de resposta que indica correctamente as formas em que o Oxigénio se pode encontrar na Natureza:

- a) O Oxigénio encontra-se na Natureza apenas na forma livre. _____
- b) O Oxigénio encontra-se na Natureza na forma livre e na forma combinada. _____
- c) O Oxigénio encontra-se na Natureza apenas na forma combinada. _____

2. Marque com um **X** todas as afirmações certas:

- a) *Lavoisier, Scheele e Priestley* descobriram o Oxigénio conjuntamente. _____

b) *Scheele e Priestley* descobriram o Oxigénio individualmente. ____

c) Lavoisier foi o cientista que deu o nome de Oxigénio ao gás descoberto por *Scheele e Priestley*. _

d) Pensa-se que o primeiro cientista que descobriu o Oxigénio foi *Leonardo da Vinci*. ____

3. Assinale com um **X** as afirmações verdadeiras relativas às propriedades físicas do Oxigénio:

a) Não arde quando aquecido. ____

b) Não tem sabor. ____

c) Apresenta-se no estado líquido. ____

d) Não tem cheiro. ____

e) Tem cheiro irritante. ____

4. Marque com um X a equação química certa que traduz o processo de decomposição de Peróxido de Oxigénio (H_2O_2):

a) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ ____

b) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ ____

c) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ____

5. Assinale com um X a alternativa que corresponde a um exemplo de um catalisador (lembre-se de **todas as características** que um catalisador deve apresentar):

a) Fermento - na cozedura do feijão. ____

b) Sal - na conservação de peixe. ____

c) Cinza - no amadurecimento das bananas. ____

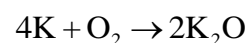
6. Assinala com X a alternativa correcta. Nas experiências de obtenção laboratorial de Oxigénio, o Dióxido de Manganês (MnO_2) serviu de:

a) Reagente. ____

b) Catalisador. ____

c) Produto da reacção. ____

7. Na reacção química de Oxigénio e Potássio, traduzida pela equação:



Indique com um X quais são os reagentes:

a) Apenas Oxigénio. ____

b) Potássio e Oxigénio. ____

c) Potássio. ____

8. Assinala com **V** (verdadeiro) ou **F** (falso) as afirmação conforme os casos.

São métodos de obtenção industrial do oxigénio os seguintes:

- a) Decomposição térmica de carbonato de cálcio (CaCO_3) ____
- b) Decomposição catalítica de Clorato de potássio (KClO_3) ____
- c) Síntese de amoníaco (NH_3) ____
- d) Decomposição catalítica de peróxido de hidrogénio (H_2O_2) ____
- e) Queima do gás da cozinha ao preparar alimentos. ____
- f) Destilação fraccionada do ar liquefeito ____

9. Indica pelo menos três (3) aplicações do oxigénio.



CORRECÇÃO

1. b) X

2. b) X

2. c) X

2. d) X

3. b) X

3. d) X

4. c) X

5. c) X

6. b) X

7. b) X

8. a) F

8. c) F

8. e) F

8. b) V

8. d) V

8. f) V

9 - O Oxigénio é usado em maçaricos oxídricos, nos hospitais para a respiração de doentes com problemas respiratórios e em trabalhos nos ambientes com pouco oxigénio ou falta de oxigénio com é o caso de em atmosferas contaminadas por gases tóxicos.

LIÇÃO Nº 11: COMPOSIÇÃO DO AR E SUA IMPORTÂNCIA



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Vamos estudar a composição do ar e sua importância como matéria-prima.



OBJECTIVOS

Conhecer a importância do ar no quotidiano.



TEMPO DE ESTUDO

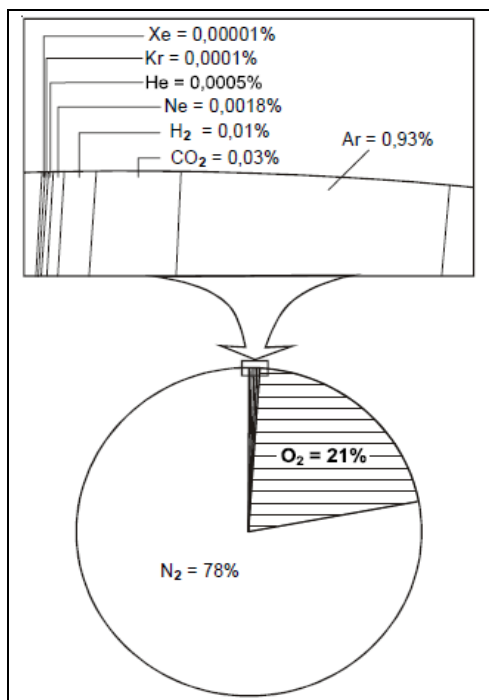
Para o estudo desta lição vai precisar de uma (1) uma hora

4.11. 1. Composição do ar atmosférico

O ar atmosférico é uma camada gasosa que envolve a Terra. Esta camada gasosa chama-se atmosfera e é constituída por vários componentes, conforme pode ver na tabela que se segue:

Substancia	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 abaixo representa as percentagens dadas na tabela 1:



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 litros são de Nitrogénio e 21 litros são de Oxigénio.

Os outros componentes aparecem numa percentagem muitíssimo menor.

4.11. 2. Importância do ar atmosférico como matéria-prima

Já sabemos que o ar não é um composto. É uma mistura da qual fazem parte várias substâncias, como é o caso do Oxigénio.

A grande importância do ar resulta do facto de este constituir matéria-prima ou seja, ser a fonte de diferentes substâncias que constituem a base para se realizarem várias transformações e para obter outros compostos que têm aplicações diversas na nossa vida.

Do ar podem-se extrair as seguintes substâncias:

I - Gases nobres (Árgon, Néon, Xénon).

Usados na produção de lâmpadas e em letreiros luminosos que normalmente aparecem em estabelecimentos comerciais para fins de publicidade.

- **Árgon (gás nobre)**

Como o próprio nome sugere, nas condições ambientes apresentam-se no estado gasoso e sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinar com outros elementos.

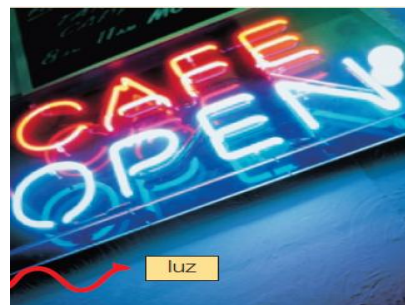
O *Árgon* (Ar) é um gás nobre e está presente nas lâmpadas de filamento.



- **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.



As diferentes cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

II - Oxigénio (O₂)

O Oxigénio tem várias aplicações práticas como vimos anteriormente.

III - Nitrogénio (N₂)

Usado na indústria no fabrico de adubos, como por exemplo da *Ureia* ($NH_2 - CO - NH_2$).

É usado também na indústria petrolífera para escoar ou forçar a saída do petróleo bruto.

IV - Dióxido de Carbono (CO₂)

Usado no fabrico de bebidas espumantes como cervejas; refrigerantes; extintores de incêndio; etc.

O Dióxido de Carbono também se pode empregar em misturas frigoríficas que constituem o gás que é introduzido em geleiras e congeladores.

4.11. 3. Poluição do ar atmosférico

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), 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.

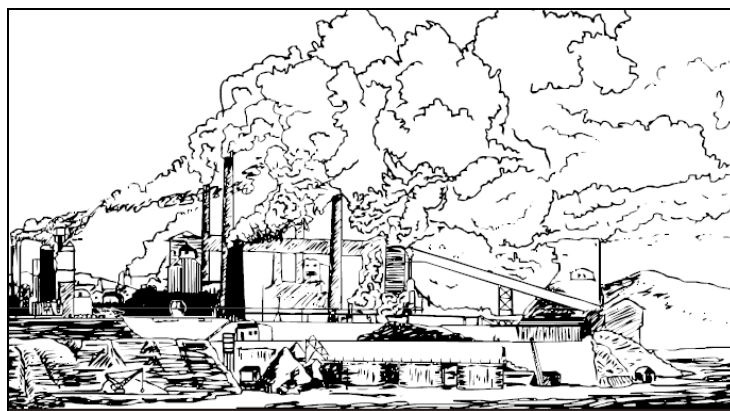
À alteração prejudicial, ou perturbação criada no ar atmosférico, como resultado da variação das quantidades dos seus componentes, dá-se o nome de **poluição do ar**.

São várias as substâncias que, ao alterar a sua quantidade na atmosfera, causam a poluição do ar.

4.11.4. Poluição atmosférica pelo 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 **eleva o grau de aquecimento da atmosfera (aquecimento global)**.



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 a 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*).

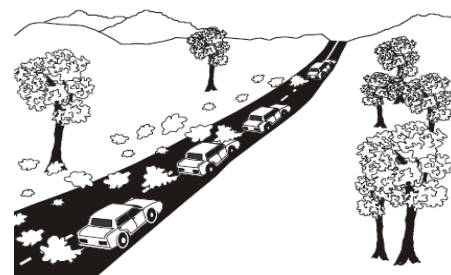
4.11.5. Poluição atmosférica pelo CO

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.

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.



Carros libertando gases

Por outro lado, a poluição atmosférica por Monóxido de Carbono (CO) acontece devido à acção da Natureza. Na Natureza, libertam-se grandes quantidades deste gás, por exemplo, quando se dá a erupção de um vulcão.

.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Marque com um X o nome da alteração ou perturbação da composição normal do ar atmosférico, devido ao aumento da quantidade dos seus componentes:

- a) Poluição do ar. _____ b) Composição do ar. _____ c) Destilação do ar. _____

2. Assinale com um X as afirmações referentes às consequências da poluição do ar pelo Dióxido de Carbono (CO_2):

- a) Facilidades nos processos respiratórios. _____
b) Elevação da temperatura do globo terrestre e alteração do clima. _____
c) Derretimento do gelo das zonas polares. _____
d) Diminuição da temperatura média da Terra. _____

3. Assinale com um X as principais actividades do Homem que são responsáveis pela libertação de Dióxido de Carbono (CO_2) na atmosfera:

- a) A queima de combustíveis líquidos em automóveis. _____
b) A libertação dos gases pelas fábricas e indústrias. _____
c) A realização da fotossíntese pelas plantas. _____
d) As queimadas descontroladas. _____

4. Assinale com um X as consequências da poluição atmosférica devido à alteração da quantidade de Monóxido de Carbono (CO)

- a) Perturba o processo de respiração. _____
b) Dificulta e impede a captação normal de Oxigénio para a respiração. _____
c) Grande quantidade de Monóxido de Carbono (CO) promove o risco de morte. _____
d) Permite a realização eficaz dos processos da respiração. _____



CORRECÇÃO

1. a) X

2. b) X

2. c) X

3. a) X

3. b) X

3. d) X

4. a) X

4. b) X

4. c) X

LIÇÃO Nº 12: ÓXIDOS



INTRODUÇÃO

Caro estudante, nesta lição o assunto a tratar é Óxidos e sua classificação,



OBJECTIVOS

- Definir óxidos;
- Classificar os óxidos;
- Nomear os Óxidos;
- Explicar o processo da oxidação dos metais.



TEMPO DE ESTUDO

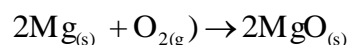
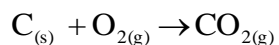
Para o estudo desta lição vai precisar de pelo menos de uma (1) hora

4.12. 1. Formação dos óxidos

À reacção química que ocorre entre o Oxigénio e qualquer outra substância, dá-se o nome de **reacção de oxidação** ou apenas **oxidação**.

Os óxidos são formados durante os processos de oxidação.

Vejamos agora alguns exemplos:



O Oxigénio liga-se sempre ao elemento químico participante na reacção química, formando uma substância composta (formada por oxigénio e um outro elemento.)

Ao escrevermos a fórmula química destes produtos, o Oxigénio fica sempre do lado direito.

Aos produtos de uma reacção de oxidação (entre Oxigénio e um outro elemento químico qualquer), dá-se o nome de **óxidos**.

Óxidos – são substâncias constituídas por átomos de dois elementos químicos, sendo um dos elementos, o Oxigénio.

Exemplos:

$\text{CO}_2 \rightarrow$ Óxido formado por átomos de Carbono e Oxigénio.

$\text{SO}_2 \rightarrow$ Óxido formado por átomos de Enxofre e Oxigénio.

$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Óxido formado por átomos de Alumínio e Oxigénio.

$\text{BaO} \rightarrow$ Óxido formado por átomos de Bário e Oxigénio.

4.12. 2. Classificação dos óxidos

Dependendo do carácter químico do elemento ligado ao Oxigénio, os óxidos são classificados em **óxidos metálicos** e **óxidos ametálicos**.

Óxidos metálicos – são compostos formados por **Oxigénio** e um **elemento químico com carácter metálico** (metal).

Exemplos:



Nestes exemplos, o Sódio (Na), o Magnésio (Mg) e o Ferro (Fe) são elementos metálicos.

Óxidos ametálicos – são compostos formados por **Oxigénio** e um **elemento químico com carácter ametálico** (ametal ou não-metal).

Exemplos:



4.12. 3. Fórmulas químicas dos óxidos

Exemplos

1 – Óxido formado por sódio (Na)

Símbolos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
Na; O	^I Na; ^{II} O	Na_2O_1	Não é necessário	Na_2O

2 – Óxido formado por **Carbono de Valência IV**

Símbolos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
C; O	^{IV} C; ^{II} O	C_2O_4	$C_{2/2}O_{4/2}$	CO_2

3 – Óxido formado por **Ferro de Valência III**

Símbolos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
Fe; O	^{III} Fe; ^{II} O	Fe_2O_3	Não necessária	Fe_2O_3

4 – Óxido formado por **Enxofre de Valência VI**

Símbolos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
S; O	^{VI} S; ^{II} O	S_2O_4	$S_{2/2}O_{6/2}$	SO_3

Tabela de valências de alguns elementos químicos mais usados

Valências	Metais	Ametais
I	Na; K; Li; Ag; Cu	H; Cl; Br; I
II	Ca; Mg; Be; Fe; Cu; Pb; Zn	O; C; N; S
III	Al; Fe	N; P
IV	Pb; Sn	C; N; S; Si
V	-----	N; P
VI	-----	S; O
VII	-----	Cl; Br; I

Nota que existem elementos com uma única valência e elementos com mais do que uma valência...

Como pode observar na tabela, alguns elementos químicos apresentam mais do que uma valência.

Exemplos:

Metais: Cu, Pb, Fe.

Ametais: O, Cl, N, P, S.

4.12. 4. Nomenclatura dos óxidos

A **nomenclatura** é o conjunto de regras usadas para dar nomes ou, por outras palavras, é o **acto de dar nomes**.

Tal como os animais, as plantas, os objectos, etc. têm nomes pelos quais são chamados, cada substância ou composto químico, também tem o seu nome respectivo pelo qual é conhecido.

Esta nomenclatura é feita de acordo com a classificação dos óxidos em metálicos e ametálicos.

Para dar nomes aos óxidos procede-se da seguinte maneira:

A. Óxidos metálicos

Para **dar nome** a um **óxido metálico**

Basta utilizar a palavra **óxido**, seguida da preposição **de** e, finalmente, o **nome do metal** ligado ao Oxigénio.

Vejamos: Palavra “Óxido” + de + nome do ametal

Exemplos:

1. $\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow \text{Óxido de Sódio}$.

2. $\text{MgO} \Rightarrow \text{Óxido de Magnésio}$

Para **elementos metálicos com mais de uma valência**, tem de se especificar a **valência do elemento metálico usada** em numeração romana, no fim do nome do composto e dentro de parenteses.

Vejamos os exemplos:

3. $\text{CuO} \Rightarrow$ Óxido de Cobre (II)

4. $\text{Cu}_2\text{O} \Rightarrow$ Óxido de Cobre (I)

5. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Óxido de Ferro (III)

6. $\text{FeO} \Rightarrow$ Óxido de Ferro (II)

B. Nomenclatura dos óxidos ametálicos

Existem **duas possibilidades** para **dar nomes** aos óxidos ametálicos, que são os óxidos formados por Oxigénio e um elemento ametálico.

A **primeira possibilidade** para dar nome aos óxidos ametálicos, baseia-se no uso dos **prefixos** (pre = antes): *mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hept...*, que indicam *1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...*, átomos de Oxigénio, respectivamente, presentes no composto.

Assim, utiliza-se o **prefixo** correspondente ao número de átomos de Oxigénio presente no composto, junta-se-lhe a palavra **óxido**, em seguida a preposição **de** e, por fim, o **nome do ametal** ligado ao Oxigénio.

Regra para **dar nome** a óxidos ametálicos: Prefixo + Óxido + de + nome do ametal

Os prefixos indicam o **número de átomos de Oxigénio** presentes no óxido.

Exemplo:

1. $\text{CO} \Rightarrow$ Monóxido de carbono

4. $\text{P}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Trióxido de fósforo

2. $\text{CO}_2 \Rightarrow$ Dióxido de carbono

5. $\text{P}_2\text{O}_5 \Rightarrow$ Pentóxido de fósforo

3. $\text{SO}_3 \Rightarrow$ Trióxido de enxofre

6. $\text{Cl}_2\text{O}_7 \Rightarrow$ Heptóxido de cloro

A **segunda possibilidade** para **dar nome** aos óxidos ametálicos, consiste no uso da regra que estudou anteriormente para nomear os óxidos metálicos.

Portanto, utiliza-se: Palavra “Óxido” + de + nome do ametal

Nota: Utilizando alguns dos exemplos que foram usados para explicar a primeira possibilidade, teremos os seguintes nomes:

Usando o mesmo raciocínio para os exemplos seguintes, teremos, respectivamente:

1. $\text{CO} \Rightarrow$ Óxido de Carbono (II)
2. $\text{CO}_2 \Rightarrow$ Óxido de Carbono (IV)
3. $\text{SO}_3 \Rightarrow$ Óxido de enxofre (VI)
4. $\text{P}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Óxido de Fósforo (III)
5. $\text{P}_2\text{O}_5 \Rightarrow$ Óxido de Fósforo (V)
6. $\text{Cl}_2\text{O}_7 \Rightarrow$ Óxido de Cloro (VII)

Observe o quadro seguinte, que representa as duas possibilidades para nomear óxidos ametálicos:

Fórmula química	Possibilidade - 1	Possibilidade - 2
CO	Monóxido de Carbono	Óxido de Carbono (II)
CO ₂	Dióxido de Carbono	Óxido de Carbono (IV)
P ₂ O ₃	Trióxido de Fósforo	Óxido de Fósforo (III)
P ₂ O ₅	Pentóxido de Fósforo	Óxido de Fósforo (V)
Cl ₂ O ₇	Heptóxido de Cloro	Óxido de Cloro (VII)

Muito bem! Agora propomos-lhe alguns exercícios.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Define o conceito Óxidos.

2. Dados os compostos seguintes:

I: CO

III: HNO₃

II: Cu₂O

IV: Fe₂O₃

Assinale com um X a única alternativa correcta, referente a exemplos de óxidos:

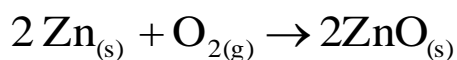
a) Apenas III é um óxido. ____

c) Todos são óxidos. ____

b) I, II e IV são óxidos. ____

d) Nenhum. ____

3. Considere a equação química da reacção:



Marque com um X todas as afirmações verdadeiras:

- a) A equação química dada representa uma reacção de oxidação. _____
- b) A equação química dada não é uma reacção de oxidação. _____
- c) O Zinco ganha o Oxigénio durante o processo. _____
- d) O Zinco é óxido. _____

4. Das alternativas seguintes marque com um X aquela que corresponde ao critério usado na classificação de óxidos:

- a) O tipo de elemento químico (metal ou ametal) a que o Oxigénio se encontra ligado. _____
- b) A quantidade de átomos do Oxigénio presente no composto. _____
- c) O número de átomos presentes no óxido. _____

5. Considere os compostos seguintes:



5.1 - Assinale com um X a alínea com exemplos de óxidos metálicos:

- a) Apenas NO_2 . _____
- b) Al_2O_3 ; Cu_2O ; P_2O_5 . _____
- c) Cu_2O ; Al_2O_3 ; ZnO . _____
- d) NO_2 , SO_3 , P_2O_5 . _____

5.2 - Assinale com um X a alínea com exemplos de óxidos ametálicos:

- a) Nenhum. _____
- b) Cu_2O , P_2O_5 . _____
- c) ZnO , SO_3 , Al_2O_3 . _____
- d) NO_2 , SO_3 , P_2O_5 . _____

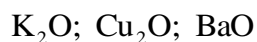
6. São óxidos metálicos aqueles que são constituídos por: (marque com um X a alínea certa).

- a) Oxigénio e elemento não-metálico. _____
- b) Oxigénio e Água. _____
- c) Oxigénio e elemento metálico. _____

7. Assinale com um X para que são usados os prefixos **mono**, **di**, **tri**...:

- a) São usados para dar nomes aos óxidos ametálicos. _____
- b) São usados na nomenclatura de óxidos metálicos. _____
- c) São usados para indicar a quantidade de átomos de Oxigénio no óxido. _____
- d) São usados para indicar o número total de átomos no óxido. _____

8. Considere os compostos:



Marque com um X quais são os seus nomes:

- a) Óxido de Potássio, Óxido de Cobre, Óxido de Bário. _____
- b) Óxido de Potássio, Óxido de Cálcio, Óxido de Cobre (II). _____
- c) Óxido de Potássio, Óxido de Cobre (I), Óxido de Bário. _____

9. Assinale com um X quais os nomes dos compostos CO e Al_2O_3 :

- a) Óxido de Carbono (I) e Óxido de Alumínio. _____
- b) Óxido de Carbono-II ou Monóxido de Carbono e Óxido de Alumínio. _____
- c) Monóxido de Carbono e Trióxido de Alumínio. _____



CORRECÇÃO

1. Óxidos – São compostos constituídas por átomos de dois elementos químicos, sendo um dos elementos, o Oxigénio.

2. a) X

3. a) X

3. c) X

3. d) X

4. a) X

5. 1. c) X

5.2 d) X

6. c) X

7. c) X

7. a) X

8. c) X

9. b) X

LIÇÃO Nº 13: COMBUSTÃO, CONDIÇÕES DA OCORRÊNCIA E IMPORTÂNCIA



INTRODUÇÃO

Nesta lição são analisados os conceitos de oxidação lenta e oxidação rápida (combustão) os quais se diferenciam na velocidade em que ocorrem.



OBJECTIVOS

- Explicar o processo da oxidação dos metais;
- Mencionar os factores que favorecem a oxidação dos metais;
- Conhecer a importância das reacções de combustão no quotidiano;
- Distinguir a diferença entre combustível e comburente;
- Indicar a importância das Reacções de combustão.



TEMPO DE ESTUDO

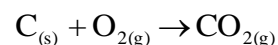
Para o estudo desta lição vai precisar cerca de três (3) horas

4.13. 1. Combustão

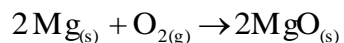
À reacção de oxidação acompanhada de libertação de energia (em forma de calor ou luz), chama-se **reacção de combustão** ou apenas **combustão**.

Exemplo:

a) A queima do carvão



b) A queima de magnésio



As reacções de combustão são muito importantes na vida do Homem pois, através delas resultam produtos de transformação indispensáveis ao nosso dia-a-dia.

4.13. 2. Condições de ocorrência da combustão

Para que haja a combustão é necessário:

Aquecer a substância até à sua temperatura de ignição (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.

4.13. 3. Tipos de oxidação / combustão

Existem dois tipos principais de oxidação ou combustão:

A - Oxidação lenta ou combustão lenta.

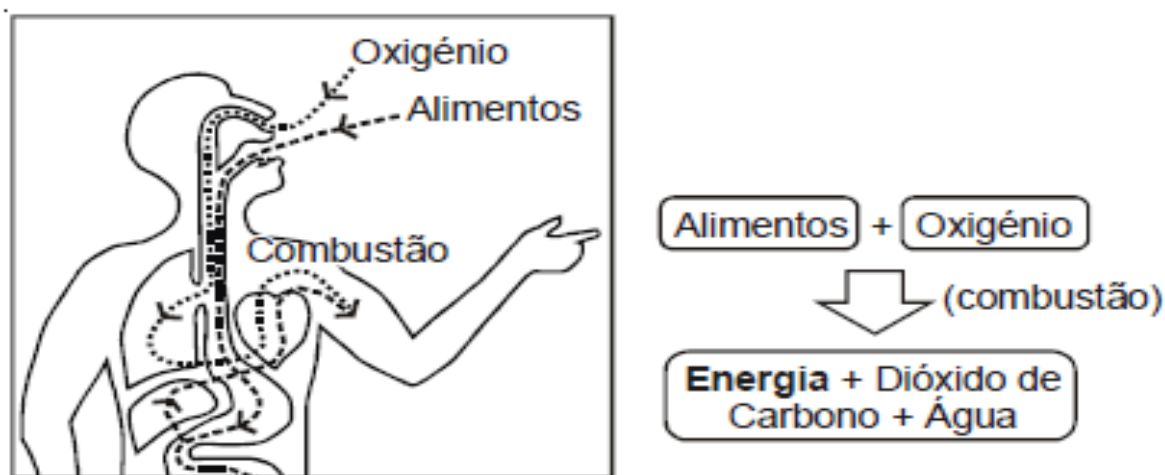
B - Oxidação viva ou combustão viva.

A - Oxidação ou combustão lenta

Quando a reacção de uma substância qualquer com Oxigénio é acompanhada de libertação de calor sem luz.

Exemplo:

- a) O processo de assimilação dos alimentos no organismo humano;



- b) O enferrujamento de objectos de ferro;

c) A oxidação do estrume, etc.

B - Oxidação ou combustão viva

Oxidação rápida 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).

Exemplo:

- a) Queima de um palito de fósforo;
- b) A combustão do gás da cozinha;
- c) A combustão do Acetileno;
- d) Combustão de carvão;
- e) Reacção de explosivos, etc.

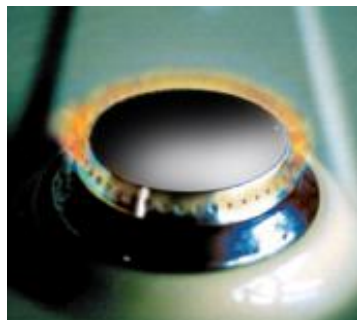
4.13. 4. Importância das Reacções de combustão

I - Oxigénio como comburente

Na combustão, o Oxigénio é tratado como comburente (*substância que alimenta a combustão*), o qual reage com o combustível libertando óxidos.

Pode-se referir ao aspecto da chama do gás de cozinha que geralmente é azul e o aspecto da chama de uma vela que é de um modo geral amarela.

Mostra a diferença entre elas que está relacionada com a quantidade do oxigénio em contacto com o combustível.



A chama amarela - indica a predominância da combustão incompleta.

Pouca quantidade de Oxigénio entra na combustão.

→Liberta-se menor calor que no exemplo a seguir.



A chama azul - indica a predominância da combustão completa.

Maior quantidade de Oxigénio entra na combustão.

→Liberta-se mais calor que no exemplo anterior.

II - Os combustíveis

Combustíveis – são todas as substâncias capazes de arder

Estes podem ser **sólidos**, **líquidos** ou **gasosos**.

Exemplo:

- a) **Sólidos** – Lenha, carvão, madeira, papel, etc.
- b) **Líquidos** - Gasolina, Diesel, Querosene, etc.
- c) **Gasosos** – Gás da cozinha, gás natural, acetileno, etc.

Aplicando o princípio da interdisciplinaridade com a Geografia e a Biologia é discutido o tema sobre os combustíveis e sua selecção, sublinhando-se que para a selecção de um combustível devem ser tomados em consideração:

- Factor ambiental e suas consequências (nível de poluição, desmatamento ou desertificação);
- Recurso renovável ou não renovável;
- Factor económico e valor energético.

III - Importância das Reacções de combustão

As reacções de combustão produzem energia dependendo do tipo de combustível em causa.

Varias maneiras de produzir energia e calor - são dependentes das reacções de combustão.

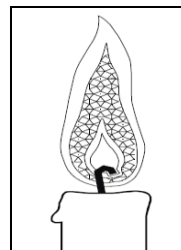
Deste modo, *na cozinha, nas indústrias, nos automóveis e em vários motores de combustão interna* há produção de energia e calor.

VI - A 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.

A experiência que vamos realizar a seguir irá ajudar-nos a identificar o que é a chama.



Chama da vela

Realização da Experiência - Parte I

Material	Montagem e Realização
Vela Fósforo Copo de vidro	Acenda uma vela. 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. Observe com atenção o que vai acontecer em seguida.

Avaliação

1. Assinale com um X a resposta que corresponde à sua observação:

=> Quando se tapa a vela com o copo...

- a)... A chama da vela aumenta. ____
- b)... A chama da vela mantém-se exactamente como antes. ____
- c)... Passados alguns momentos a chama da vela apaga-se. ____

⇒ Com certeza assinalou a **alínea c)**.

De facto, passado pouco tempo a vela apagou-se. Consegue dizer porquê?

Recorde-se das propriedades químicas do Oxigénio que aprendeu em lições anteriores e assinale com um X as alíneas que você acha que melhor respondem a esta questão.

2. A vela apaga-se porque...

- a)... o copo impede o contacto da vela com o Oxigénio. ____
- b)... ao arder, liberta-se Dióxido de Carbono que tem a propriedade de extinguir a chama. ____
- c)... o copo apaga a chama. ____

⇒ Assinalou as alíneas **a)** e **b)**?

É isso mesmo. Ainda se deve lembrar que para haver combustão tem que se garantir o contacto da substância combustível com o Oxigénio. A falta de oxigénio leva à extinção da chama. Por outro lado, o **Dióxido de Carbono** (CO_2) tem a propriedade de **extinguir** a chama.

Montagem e Realização - Parte II

Agora acenda a vela novamente.

Faça passar, rapidamente o seu dedo indicador através da chama.

Coloque a palma da sua mão ligeiramente próximo da chama.



AVALIAÇÃO

3. Marque com um X a alínea que melhor descreve a sensação que se tem ao passar o dedo através da chama:

a) A chama é um sólido. ____ **b)** A chama é um líquido. ____ **c)** A chama é um gás. ____

4. Assinale com um X a alínea que melhor descreve a sensação que se tem ao colocar a palma da mão ligeiramente por cima da chama:

a) Sente-se um esfriamento da mão. ____

b) Sente-se um aquecimento que aumenta sucessivamente à medida que a mão se aproxima da chama. ____

c) Não se sente nada de diferente. ____

⇒ As alíneas **3. c)** e **4. b)** são as que correspondem à sua observação, não é?

Muito bem... A chama representa gases ou vapores que ardem e que se encontram a temperaturas muito elevadas. Daí a sensação de aquecimento da palma da mão.

→ Da realização desta experiência concluímos que:

- A combustão das substâncias ocorre na *presença de Oxigénio*.
- A chama representa gases ou vapores que ardem e que se encontram a temperaturas muito elevadas.
- Todas as substâncias que ardem no ar designam-se substâncias **combustíveis**.

Exemplo: carvão, gasolina, óleo, etc.

Às substâncias que não ardem, dá-se o nome de substâncias **incombustíveis**.

Exemplo: areia, pedra, água, etc.

- As substâncias que permitem a ocorrência de combustões (alimentam as combustões) chamam-se **comburentes**.

Exemplo: Oxigénio.

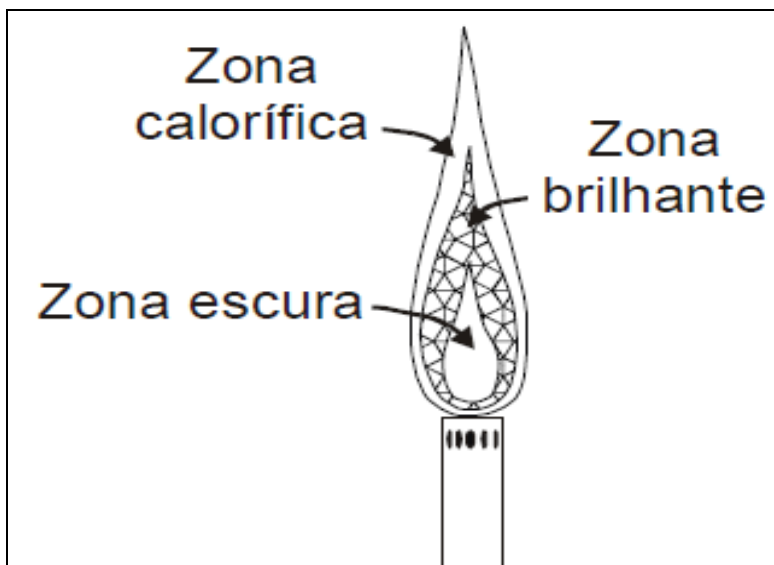
O Oxigénio constitui o comburente mais usado: é pelo facto de existir no ar e que as substâncias ardem no ar.

IV - Estrutura da chama

Observando uma chama é possível identificar pelo menos **duas partes distintas** da chama a olho nu e no entanto, a chama tem **três partes principais**.

Vejamos a seguir...

As partes principais duma chama são:



1. **Zona escura** - parte interna, que é escura e que está junto ao fio.
2. **Zona brilhante** - parte central, que apresenta bastante brilho.
3. **Zona calorífica** - parte externa, quase invisível.

Será que estas três zonas aquecem ou queimam da mesma maneira ou com igual intensidade?

Vamos realizar uma outra experiência bastante simples para nos ajudar a comprovar o que acontece em relação às três zonas da chama.

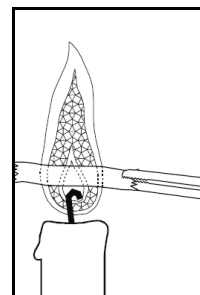
Material

- Vela
- Fósforo ou pauzito

Montagem e Realização

Acenda a vela. Coloque um palito de fósforo apagado ou o pauzito transversalmente à chama, conforme ilustra a figura.

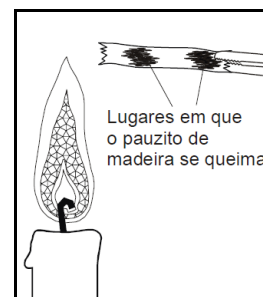
Mantenha-o algum tempo nessa posição e observe o que ocorre.



Resultado

Certamente que a sua observação o surpreendeu.

É isso mesmo → nem todas as partes do pauzito em contacto com a chama da vela se incendiaram (queimaram) com mesma facilidade. Apenas as partes do pauzito em contacto com a parte exterior da chama (a zona calorífica) é que arderam (se queimaram) com facilidade.



Podemos então concluir que:

Numa chama, a zona calorífica é a que apresenta temperaturas mais elevadas e é a ideal para a queima ou aquecimento. Daí que, durante a nossa experiência, só revelaram sinal de queima as partes do pauzito em contacto com a zona calorífica.

4.13. 5. Combate aos incêndios

Das suas experiências da vida, certamente que já se viu envolvido em situações onde presenciou um pequeno incêndio ou mesmo um incêndio de grandes proporções.

Por exemplos, que medida poderia tomar para extinguir as seguintes situações:

- Durante a queimada de capim.
- Para apagar a lenha depois de cozinhar.
- Para apagar um fogão a carvão depois de cozinhar.

I - Para apagar o capim em chama, poderia pegar em ramos de árvores e bater na chama, para a abafar.

II - Para apagar a lenha depois de cozinhar, poderia deitar água na parte ardente da lenha ou envolveria a parte ardente da lenha com areia.

III - 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 como sendo um método eficaz 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.



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.

Agora resolva alguns exercícios para ver se está a compreender a matéria.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Marque com um X as afirmações que correspondem às condições necessárias para que ocorra uma combustão:

- 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. _____

2. Assinale com um X os dois tipos de oxidação:

- a) Combustão ou oxidação metálica. _____ c) Combustão lenta ou oxidação lenta. _____
b) Combustão viva ou oxidação viva. _____ d) Combustão ou oxidação ametálica. _____

3. Marque com um X a definição correcta de combustão lenta:

- a) Reacção de Oxigénio com uma substância qualquer, acompanhada por libertação de energia, sob forma de calor. _____
b) Reacção de Oxigénio com uma substância qualquer, que ocorre lentamente, formando produtos que explodem. _____
c) Qualquer tipo de reacção química em que um dos reagentes é o Oxigénio. _____

4. Assinale com um X a alternativa que completa a frase abaixo dando-lhe um significado correcto:

A combustão viva é caracterizada pelo facto de na reacção do Oxigénio com outra substância se libertar energia sob a forma de:

- a) ... vento. _____ c) ... calor. _____
b) ... calor e chama. _____ d) ... corrente eléctrica. _____

5. Assinale com um X a alternativa que completa a frase seguinte dando-lhe um significado correcto:

A preparação de alimentos usando a lenha, é um exemplo de...

- a) ... combustão lenta. _____ b) ... combustão viva. _____

6. Os carros estão providos de um canal que permite a penetração de ar no motor, até contactar com o combustível (gasolina, gasóleo).

Assinale com um X a descrição certa do papel do ar no funcionamento do carro:

- a) O ar ao contactar com o combustível, permite o arrefecimento do motor do carro evitando assim maior aquecimento deste. _____
b) O ar ao contactar com o combustível, faz com que o interior do carro esteja fresco. _____
c) O ar ao contactar com o combustível, permite a ocorrência da oxidação da gasolina ou gasóleo, produzindo energia que faz com que o carro se movimente.

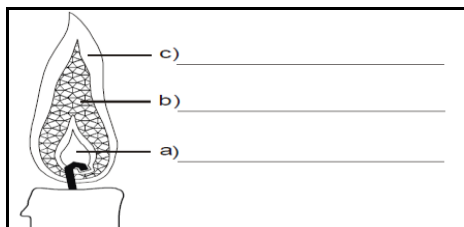
7. Assinale com um X como se chama a parte ardente e luminosa que é liberta pelas substâncias durante o processo de combustão:

a) Lume. ____

b) Chama. ____

c) Combustível. ____

8. Observa a figura:



Faça a legenda, escrevendo nos espaços dados as partes principais que constituem uma chama.

9. 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 brilhante. ____

c) A zona calorífica. ____

10. Assinale com um X as alternativas que correspondem aos procedimentos eficazes para a extinção da chama:

a) Aumentar a quantidade de combustível. ____

b) Procurar arrefecer a substância a arder. ____

c) Evitar ou diminuir o contacto do Oxigénio com a substância a arder. ____

d) Adicionar um comburente. ____

11. Assinale com um X quais são 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) Usar extintores de incêndios. ____

f) Cobrir com areia a substância ardente. ____

Bom trabalho! Esperamos que não tenha tido muita dificuldade em resolver estes exercícios. Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correção.

Então... em quantas respostas acertou?

Se acertou em todas, está de parabéns!

Avance para a lição seguinte.

Se não acertou em duas ou mais, não desanime... Estude de novo esta lição e volte a resolver os exercícios onde teve dificuldade.



CORRECÇÃO

1. a) X

1. d) X

2. b) X

2. c) X

3. a) X

4. b) X

5. b) X

6. c) X

7. b) X

8. a) Zona escura

8. b) Zona brilhante

8. c) Zona calorífica

9. c) X

10. b) X

10. c) X

11. a) X

11. b) X

11. d) X

11. e) X

11. f) X



TEMPO DE ESTUDO

Para a realização deste teste vai precisar cerca de três (3) horas

Teste de preparação do final do módulo

1. O entendes por água potável?
2. Que precaução deve-se ter em conta com a água de consumo antes de beber?
3. O que entendes por Ciclo da água?
4. Define o conceito solução e indica os componentes de uma solução.
5. Calcula a concentração de uma solução preparada a partir de 1,5 moles de Cloreto de potássio (KCl) dissolvidos em água num volume correspondente a 500 mL da solução.
6. Calcula a concentração percentual correspondente a 20,0 gramas de hidróxido de amónio ($\text{NH}_3 - \text{OH}$) dissolvido em 90,0 gramas de água (H_2O).
7. Das equações químicas que se seguem identifica a redox e faça o estudo completo da mesma.
 - a) $2\text{NaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ ____
 - b) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ ____
 - c) $\text{H}_2 + \text{MgO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Mg}$ ____
- a) Numa reacção Redox que nome se dá as espécie química que recebem o oxigénio?
9. Qual é a diferença básica entre o Ozono e Oxigénio molecular?
 - a) Que importância tem o ozono para a vida na terra?

10. Na reacção da decomposição de Peróxido de Hidrogénio (água oxigenada- H_2O_2), qual é a função do Dióxido de Manganês (IV) – $[\text{MnO}_2]$.

a) Que nome se dá este tipo de substâncias em química?

11. Descreve os passos de obtenção do oxigénio a partir do ar atmosférico.

12. Qual é a percentagem do oxigénio no ar atmosférico?

a) Qual é o gás mais abundante no ar atmosférico e em que percentagem?

13. Quais são as medidas que podemos propor para reduzir o impacto de emissão do CO_2 para a atmosfera?

14. Dê nomes aos compostos abaixo:

a) $\text{CO}_2 \rightarrow$

c) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$

b) $\text{SO}_3 \rightarrow$

d) $\text{BaO} \rightarrow$

15. Como se classifica cada um dos compostos da questão anterior (14).

16. Define os conceitos:

a) Combustível

b) Comburente

c) Combustão

17. Marque com um X as alternativas que correspondem às aplicações do Oxigénio:

a) Soldadura e corte de metais. _____

b) Apagar ou extinguir chamas. _____

c) Respiração de doentes em hospitais. _____

d) Em naves e submarinos para a respiração. _____

e) Como gás de cozinha. _____

f) Fabrico de explosivos. _____

18. De entre as alíneas seguintes, assinale com um X a definição correcta de óxido:

- a) É qualquer composto que apresenta Oxigénio. _____
- b) É a reacção de Oxigénio com qualquer substância. _____
- c) É um composto formado por dois elementos químicos, sendo um deles o Oxigénio. _____

19. Marque com um X a designação que se dá às substâncias como o Oxigénio, que alimentam as combustões:

- a) Substâncias catalisadoras. _____
- b) Combustões. _____
- c) Substâncias comburentes. _____



CORRECÇÃO

1. Água potável é aquela que é própria para beber. Ela deve ser incolor, inodora, fresca e agradável para matar a sede.

2. Se a água não for potável é preciso ser tratada. Quando a água esta contaminada por microorganismos e preciso ferver ou adicionar substancias que matam os micróbios e quando o poluente é químico, devemos adicionar produtos químicos para a sua purificação.

3. Ciclo de água refere-se à troca contínua de água na hidrosfera, entre a atmosfera, a água do solo, águas superficiais, subterrâneas e das plantas.

4. Solução é uma mistura homogénea formada por soluto e solvente.

Os componentes de uma solução são o soluto (substancia que se dissolve) e solvente (substancia que dissolve o soluto).

5.

Dados:	Fórmula	Resolução
--------	---------	-----------

$n(\text{KCl}) = 1,5 \text{ moles}$ $V = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ litros}$ $C_M = ?$	$C_M = \frac{n}{V}$	$C_M = \frac{n}{V} = \frac{1,5 \text{ mol}}{0,5 \text{ l}} = 3,0 \text{ mol/l}$ $C_M = 3,0 \text{ M}$
---	---------------------	--

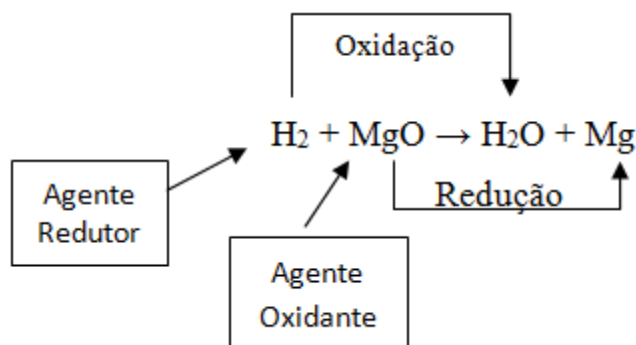
R: A concentração molar da solução é de 3,0 moles por litro (3,0 molar)

6.

Dados:	Fórmula	Resolução
Massa do soluto = 20 gr. Massa do solvente = 90 gr. Massa da solução = 110 gr. Cp = ?	$C_p = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100\%$	$C_p = \frac{20 \text{ gr}}{110 \text{ gr}} \times 100 \%$ $C_p = 18,18\%$

R: A concentração percentual do hidróxido de amónio (NH_3OH) é de 18,18%

7.c) É Reacção Redox, na qual temos:



a) Numa reacção Redox a espécie química que recebe o oxigénio dá-se o nome de redutor.

9:

- O Ozono é uma substância formada por moléculas de oxigénio numa combinação de três a três (O_3) – molécula triatómica.
- Oxigénio molecular forma-se pela combinação de átomos de oxigénio dois a dois (O_2) - molécula diatómica.

a) A importante de Ozono é de filtrar os raios ultravioletas (UV) provenientes do Sol, permitindo a vida na Terra.

Sem a camada de ozono (O_3), não existiria vida na Terra, pelo menos como nós a conhecemos actualmente. Porque os raios ultravioletas (UV) podiam provocar mutações das espécies viventes na Terra e destruí-las.

10. A função do Dióxido de Manganês (IV) – $[MnO_2]$ é de permitir a rapidez da decomposição do Peróxido de hidrogénio.

a) Dá-se o nome de Catalisador.

11.1º Captação do ar atmosférico, introduzindo-o em recipientes adequados;

11.2º Elimina-se o Dióxido de Carbono e vapor de água;

11.3º Comprimir e resfriar o ar atmosférico até se transformar em líquido (liquefacção);

11.4º Submeter a destilação fraccionada para retirar os componentes de baixo ponto de ebulição como o Nitrogénio (N_2), Árgon (Ar) e outros, ficando o Oxigénio.

→ Repete-se o procedimento várias vezes eliminando sucessivamente os outros componentes do ar e por fim é obtido finalmente Oxigénio com cerca de 99,5% de pureza.

12. No ar atmosférico percentagem do oxigénio é cerca de 21%.

a) O gás mais abundante no ar atmosférico é o Nitrogénio (N_2) com cerca de 78%.

13. Para reduzir o impacto de emissão do CO_2 para a atmosfera podemos:

- Reduzir a utilização de combustíveis que contêm Carbono, como por exemplo, o Diesel, a Gasolina, o Petróleo de iluminação e queimadas descontroladas.
- Desenvolver e utilizar outras fontes de energia como eléctrica, solar, eólica, nuclear, etc).

14.

$CO_2 \rightarrow$ Dióxido de carbono

$Al_2O_3 \rightarrow$ Óxido de alumínio

$SO_3 \rightarrow$ Trióxido de enxofre

$BaO \rightarrow$ Óxido de bário

15.

$\text{CO}_2 \rightarrow$ Óxido ametálico

$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Óxido metálico

$\text{SO}_3 \rightarrow$ Óxido ametálico

$\text{BaO} \rightarrow$ Óxido metálico

16.

a) Combustível – é qualquer substância que é capaz de arder.

b) Comburente – é qualquer substância que alimenta as combustões (permitindo que os combustíveis possam arder). Exemplo, o oxigênio.

c) Combustão – É a queima de qualquer substância.

17. a) X

17. d) X

17. c) X

17. f) X

18. c) X

19. c) X

GLOSSÁRIO

Alpinistas – são praticantes de uma actividade desportiva de alta montanha, acima dos 2500 metros.

Analgésicos – são medicamentos ou drogas que reduzem ou impedem a transmissão da dor.

Combustíveis não-renováveis – são fontes de energia não renováveis como carvão mineral, petróleo bruto e gás natural. Os que não podem ser produzidos novamente.

Estratosfera – é a segunda maior camada da atmosfera terrestre situada entre 15 a 50 km da superfície da terra.

Maçarico – é uma ferramenta utilizada para aplicar uma chada ou calor capaz de aquecer, fundir ou cortar diversos tipos de metais.

Matéria-prima – são substâncias brutas necessárias para o fabrico ou produção de vários tipos de mercadoria.

Naves espaciais – é um veículo feito para viagens interplanetárias com capacidade de viajar pelo espaço exterior.

Prefixos – elemento que se acrescenta à palavra no início para a formação de palavras pelo processo de derivação.

Submarinos – são embarcações especializadas para operarem submersas.

BIBLIOGRAFIA

CAMUENDO, Ana Paula et. all. *Módulo de experiências químicas da 8ª classe – Material para professor*. Universidade Pedagógica, Maputo, 2006.

GIL, Victor M. S *Química 11º ano-1ª edição*-Plátano: Lisboa, 1995.

GIL, Victor M. S. *Química 11º ano - caderno de laboratório, 1ª ed.* Plátano Editora: Lisboa, 1995.

NOVAIS, Vera Lúcia D. *Química, vol. 1, 2 e 3*. São Paulo: Atual, 2000.

PERUZZO, Francisco M. e CANTO, Eduardo Leite. *Química na abordagem do cotidiano Vol. 1-* Moderna: São Paulo, Brasil, 1998.

Plano Curricular do Ensino Secundário Geral (PCESG), MEC – INDE, Maputo, Moçambique, 2007.

Programas Intermédios de Química da 8ª e 9ª classe, MEC – INDE, Maputo, Moçambique, 2006

Programas Intermédios de Química da 8ª e 9ª classe, MINED/DINESG, Maputo, Moçambique, 2007.

Relatórios de Capacitação e Monitoria dos Programas Intermédios da 8ª e 9ª classes.

SARDELLA, A., LEMBO A., *Química Vol. 1*. Ática: São Paulo, Brasil, 1983.

SARDELLA, A., LEMBO A., *Química Vol. II*. Ática. São Paulo, Brasil, 1983.