



REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

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

Módulo 3

Química

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

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

**Módulo 3 de:
Química**

Moçambique

FICHA TÉCNICA

Consultoria

CEMOQE MOÇAMBIQUE

Direcção

Manuel José Simbine (Director do IEDA)

Coordenação

Nelson Casimiro Zavale

Belmiro Bento Novele

Elaborador

Pedro Nhone

Revisão Instrucional

Nilsa Cherindza

Lina do Rosário

Constância Alda Madime

Décio Langa

Revisão Científica

Raimundo Miambo

Revisão linguística

Alberto Mabui

Maquetização e Ilustração

ElísioBajone

Osvaldo Companhia

Rufus Maculuve

Impressão

CEMOQE, Moçambique

ÍNDICE

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DO MÓDULO-3 DE QUÍMICA	6
UNIDADE TEMÁTICA - I: CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS	9
LIÇÃO Nº 1: ÓXIDOS. - COMPOSIÇÃO, CLASSIFICAÇÃO E NOMENCLATURA.....	11
LIÇÃO Nº 2: ÓXIDOS - PROPRIEDADES QUÍMICAS	16
LIÇÃO Nº 3 ÁCIDOS: - DEFINIÇÃO, COMPOSIÇÃO E CLASSIFICAÇÃO	19
LIÇÃO Nº 4: NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS.....	23
LIÇÃO Nº 5: PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS ÁCIDOS	26
LIÇÃO Nº 6: BASES – CONCEITO, COMPOSIÇÃO, NOMENCLATURA E CLASSIFICAÇÃO ..	28
LIÇÃO Nº 7: PROPRIEDADES DAS BASES	32
LIÇÃO Nº 8 - OBTENÇÃO E APLICAÇÕES DAS PRINCIPAIS BASES	36
LIÇÃO Nº 9: INDICADORES ÁCIDO-BASE	39
LIÇÃO Nº 10: SAIS. – CONCEITO, COMPOSIÇÃO, NOMENCLATURA E CLASSIFICAÇÃO ..	43
LIÇÃO Nº 11: PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS SAIS	47
UNIDADE TEMÁTICA – II: ESTRUTURA ATÓMICA E TABELA PERIÓDICA	52
LIÇÃO Nº 1 - HISTÓRIA DA TEORIA ATÓMICA E ESTRUTURA DO ÁTOMO.	54
LIÇÃO Nº 2: CONCEITOS DE “MASSA ATÓMICA”, “NÚMERO ATÓMICO” E “ISÓTOPO”	58
LIÇÃO Nº 3 -HISTÓRIA E IMPORTÂNCIA DA TABELA PERIÓDICA	61
LIÇÃO Nº 4 - CONSTITUIÇÃO DA TABELA PERIÓDICA E DISTRIBUIÇÃO ELECTRÓNICA. .	64
LIÇÃO Nº 5: REGULARIDADES NA TABELA PERIÓDICA E AS VARIAÇÕES DAS PROPRIEDADES	71

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 sozinho. 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

Av. 24 de Julho 167-Telefone nº21 49 09 98-Fax nº21 49 09 79-Caixa Postal 34-EMAIL: L_ABMINEDH@minedh.gov.mz ou L_mined@mined.gov.mz

mjm

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DO MÓDULO-3 DE QUÍMICA

Bem-vindo ao módulo - 3 de Química

Neste terceiro módulo de Química, estão inclusas duas (2) unidades temáticas, nomeadamente, classes principais dos compostos inorgânicos e a tabela periódica.

No estudo da Química, as substâncias são divididas em dois grupos: a Química Inorgânica e a Química Orgânica.

A Química Inorgânica por sua vez engloba quatro grupos principais de compostos que possuem propriedades semelhantes: **Óxidos**, **Ácidos**, **Bases** e **Sais**. Estes compostos são formados por átomos, moléculas ou iões.

Os **Óxidos** são compostos binários que apresentam o elemento oxigénio ligado a outro elemento químico qualquer;

Os **Ácidos** são substâncias que se ionizam em meio aquoso (água) formando protões de Hidrogénio (H^+).

As **Bases** são substâncias que em solução aquosa (água) dissociam-se formando aniões (OH^-).

Os **Sais** são substâncias inorgânicas que em solução aquosa (água) liberam catiões (iões positivos) e aniões (iões negativos).

O tratamento destas classes de compostos será aprofundado neste módulo.

A tabela Periódica, por sua vez, usada no mundo inteiro pelos químicos, será também o objecto do nosso estudo.

Como pode perceber caro estudante, a proposta que apresentamos neste módulo é importante para todo o conhecimento da Química que estudaremos posteriormente.

Sucessos!



OBJECTIVOS DE APRENDIZAGEM

Esperamos que no fim deste módulo, seja capaz de:

- Nomear as substâncias inorgânicas;
- Classificar os diferentes tipos de substâncias inorgânicas;
- Identificar os elementos segundo a sua localização na Tabela Periódica;
- Caracterizar os diferentes tipos de adubos;
- Identificar os diferentes tipos de ligações químicas;
- Caracterizar as diferentes substâncias de acordo com o tipo de ligação química.

RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

- Nomear as substâncias inorgânicas;
- Indicar os diferentes tipos de substâncias inorgânicas;
- Indicar os elementos segundo a sua localização na Tabela Periódica;
- Caracterizar os diferentes tipos de adubos;
- Identificar os diferentes tipos de ligações químicas;
- Caracterizar as diferentes substâncias de acordo com o tipo de ligação química.

ORIENTAÇÕES DO ESTUDO DO MÓDULO

Para o sucesso do seu estudo precisa de seguir alguns conselhos que a seguir apresentamos:

1º - Reservar pelo menos quatro (4) horas do estudo por semana e, para cada lição terá que resolver alguns exercícios de consolidação que lhes serão propostos;

2º - Procurar um lugar tranquilo que disponha de espaço e iluminação apropriados para o seu estudo;

3º - Durante o estudo deve, fazer anotações de conceitos, fórmulas e outros aspectos importantes dos temas em estudo no seu caderno. Aponte também as dúvidas a serem apresentadas aos seus colegas, professor ou tutor de forma a serem esclarecidas;

4º - Fazer também o resumo das matérias estudadas no seu caderno;

5º - Resolver os exercícios e só depois poderá consultar a **correção** para confirmar as suas respostas e caso tenha respostas erradas, volte a estudar a lição e resolver os exercícios novamente por forma a aperfeiçoar o seu conhecimento.

Nota: Só depois de resolver os exercícios com sucesso poderá passar para o estudo da lição seguinte.

Repetir esse exercício em todas as lições.

No fim de cada unidade temática e no fim dos módulos também vai encontrar actividades de preparação para as provas. Resolva também e caso você acerte acima de 70% das perguntas, considera-se estar apto para fazer a prova com sucesso.

Bons estudos!

ESTRUTURA DO MÓDULO – 3 DE QUÍMICA

O presente módulo é composto por duas unidades temáticas que abordam o seguinte:

Primeira unidade - “Classes principais dos compostos inorgânicos” e a segunda unidade fala da “estrutura atômica e tabela periódica”

De referir que cada unidade encontra-se distribuída por lições. Porém dependendo da complexidade dos conteúdos teremos lições relativamente mais longas que as outras.

Como foi referido anteriormente no final de cada lição terá algumas actividades com as respectivas correções e no fim de cada unidade terá que prestar uma prova.

UNIDADE TEMÁTICA - I: CLASSES PRINCIPAIS DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS



INTRODUÇÃO DA UNIDADE

Caro estudante!

Os compostos inorgânicos - são aqueles formados por átomos, moléculas ou iões.

A água é um dos compostos inorgânicos mais importantes que se conhece; tanto pela parte biológica ou química. Pois ela é capaz de dissolver com facilidade uma grande quantidade de substâncias, além de servir como meio de contacto para diversas reacções.

Nesta unidade temática teremos doze (12) lições, a saber:

- ✓ Lição nº 1: Óxidos. - Composição, nomenclatura e classificação.
- ✓ Lição nº 2: Propriedades dos óxidos.
- ✓ Lição nº 3: Ácidos. - Definição, composição e classificação.
- ✓ Lição nº 4: Nomenclatura dos ácidos.
- ✓ Lição nº 5: Propriedades dos ácidos.
- ✓ Lição nº 6 Bases: - Definição, composição, nomenclatura e classificação.
- ✓ Lição nº 7: Propriedades químicas das bases.
- ✓ Lição nº 8: Obtenção e aplicações das principais bases dos elementos do Grupo I e II principal da Tabela Periódica e NH_4^+ .
- ✓ Lição nº 9: Indicadores ácido-base: - Conceito e classificação.
- ✓ Lição nº 10: Sais. - Definição, composição, nomenclatura e classificação.
- ✓ Lição nº 11: Sais- Propriedades químicas.
- ✓ Lição nº 12: Esquema de transformação duma função química noutra.
- ✓ Experiência química: Acção das soluções ácidas e básicas sobre os indicadores naturais.





OBJECTIVOS DE APRENDIZAGEM DA UNIDADE

- Definir ácidos segundo Arrhenius;
- Definir bases segundo Arrhenius;
- Identificar as principais classes dos compostos inorgânicos;
- Nomear os principais compostos inorgânicos;
- Preparar indicadores naturais;
- Identificar as soluções ácidas usando indicadores naturais;
- Identificar as soluções básicas usando indicadores naturais.



RESULTADO DA APRENDIZAGEM

Assim Caro estudante, espera-se como resultado da aprendizagem:

- Definir os ácidos;
- Definir as bases;
- Identificar as principais classes dos compostos inorgânicos;
- Nomear os principais compostos inorgânicos;
- Preparar indicadores naturais;
- Identificar as soluções ácidas usando indicadores naturais;
- Identificar as soluções básicas usando indicadores naturais.



DURAÇÃO DA UNIDADE

Caro estudante, para estudar e perceber esta unidade, devido a natureza e a complexidade dos conteúdos nela tratados, vai precisar de pelo menos 14 (catorze) horas.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como material complementares vai precisar de um caderno para o resumo da sua aprendizagem, outro caderno para realização de exercícios e colocação de dúvidas para apresentar ao seu tutor de disciplina e discutir com seus colegas. Vai ainda precisar de esferográfica, lápis, borracha e máquina calculadora.

Vamos agora entrar no estudo das lições.

LIÇÃO Nº 1: ÓXIDOS. - COMPOSIÇÃO, CLASSIFICAÇÃO E NOMENCLATURA.



INTRODUÇÃO:

Nesta lição, vamos estudar os óxidos.

Lembrar que os óxidos foram objecto do estudo da última parte do módulo anterior. Porém nesta lição, vamos ver a composição, classificação, e a nomenclatura.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Classificar os óxidos;
- Nomear os óxidos;
- Escrever as fórmulas dos óxidos;
- Escrever as equações de reacção de diferentes tipos de óxidos com água.



TEMPO DE ESTUDO:

O tempo necessário para perceber esta lição e resolver os exercícios propostos é de cerca de duas (2) horas.

1. 1. 1 - Óxidos

Observa as figuras que se seguem:



Material de ferro com ferrugem



Material de ferro com ferrugem



Fumo misturado com gases expelidos pelas fábricas durante a queima de combustíveis

Na nossa comunidade é normal usar lenha, carvão ou outro combustível para fazer uma pequena lareira ou para cozinarmos os alimentos.

A queima destes combustíveis acontece graças á presença de Oxigénio, e um dos resultados deste fenómeno é a formação de cinza.

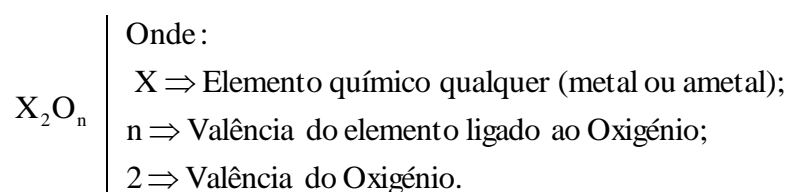
A cinza é uma mistura de óxidos. Ela forma-se quando o Oxigénio combina com os elementos químicos presentes nas substâncias que é queimada.

Na figura acima, está ilustrado o resultado da combinação do oxigénio com o ferro e a produção de gases resultantes da queima de combustíveis numa indústria.

Assim sendo, podemos definir os óxidos.

Óxidos - são compostos binários formados por dois elementos, sendo um deles o Oxigénio.

Fórmula geral



Escrita das fórmulas dos óxidos

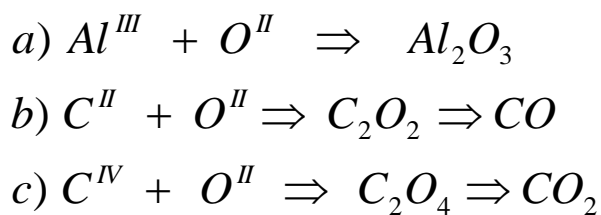
Para escrever correctamente a fórmula química de um óxido, é necessário conhecer a valência do elemento químico que combinou com o oxigénio.

Primeiro escreve-se o símbolo do elemento seguido da valência do oxigénio como índice. Depois escreve-se o símbolo do oxigénio seguido da valência do elemento como índice do oxigénio. Caso os índices tenham um divisor comum, simplificam-se.

Exemplo:

Elementos	Valências	Simplificação	Fórmula química
$Na \quad O$	$\overset{I}{Na} \quad \overset{II}{O}$	Na_2O_1	Na_2O
$Li \quad O$	$\overset{I}{Li} \quad \overset{II}{O}$	Li_2O_1	Li_2O
$K \quad O$	$\overset{I}{K} \quad \overset{II}{O}$	K_2O_1	K_2O
$Ca \quad O$	$\overset{II}{Ca} \quad \overset{II}{O}$	Ca_2O_2	CaO
$Mg \quad O$	$\overset{II}{Mg} \quad \overset{II}{O}$	Mg_2O_2	MgO
$Fe \quad O$	$\overset{III}{Fe} \quad \overset{II}{O}$	Fe_2O_3	Fe_2O_3
$Al \quad O$	$\overset{III}{Al} \quad \overset{II}{O}$	Al_2O_3	Al_2O_3

Mais exemplos de escrita das fórmulas dos óxidos.



1. 1. 2 - Classificação dos Óxidos

Dependendo do tipo de elemento químico com o qual o oxigénio encontra-se ligado, distinguem-se dois (2) tipos de óxidos:

I - Óxidos metálicos

II - Óxidos ametálicos

I - Óxidos metálicos (Óxidos básicos) - são óxidos formados por um **metal** e **Oxigénio**.

Os **Óxidos metálicos** também designam-se (**óxidos básicos**) porque ao reagirem com a água forma soluções chamadas básicas.

Exemplo de metais: (*Ca, Na, Li, Mg,...*)

Exemplo de óxidos metálicos: (*Na₂O, K₂O, BaO, Fe₂O₃, MgO,...*)

Os óxidos metálicos também são chamados de **óxidos básicos**, pois ao reagirem com água originam **bases**.

II - Óxidos ametálicos (Óxidos ácidos) - são óxidos formados por um **ametal** e **oxigénio**.

Exemplo de ametais: (*C, P, N, ...*)

Exemplo de óxidos ametálicos: (*CO, P₂O₅, NO₂, CO₂ ...*)

Os **Óxidos ametálicos** também designam-se (**óxidos ácidos**) porque ao reagirem com água forma soluções chamadas ácidas.

1. 1. 3 - Nomenclatura dos óxidos

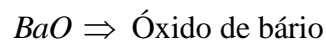
Agora vamos dar nome aos nossos óxidos, este processo é chamado de nomenclatura dos óxidos e vamos proceder da seguinte maneira:

I - Nomenclatura dos Óxidos metálicos

Para nomear um óxido, primeiro escreve-se a palavra “**óxido**”, seguido da preposição “**de**” e adicionando-se o “**nome do metal**”

Regra: **Óxido + de + nome do elemento metálico**

Exemplo:



Nota: Para elementos com mais de uma valência, no final do nome, escreve-se a valência desse elemento em numeração romana.

Exemplo:



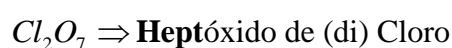
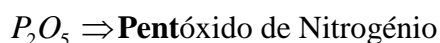
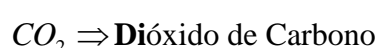
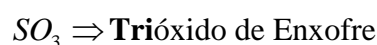
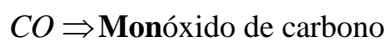
O número três (III) e o número dois (II) são as valências de ferro, respectivamente.

II - Nomenclatura de óxidos ametálicos

Para nomear um óxido ametálico, primeiro escreve-se a palavra “**óxido**”, com o prefixo *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *pent*, *etc*, para indicar, os números **1, 2, 3, 4, 5**, átomos de oxigénio **ligado ao ametal**, seguido da preposição “**de**” e adicionando-se o “**nome do ametal**”

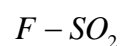
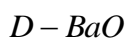
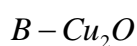
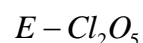
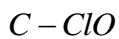
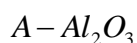
Regra: **Prefixo + óxido + de + nome do elemento ametálico**

Exemplo:

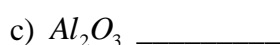
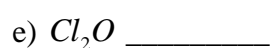
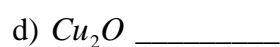


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Classifica os seguintes óxidos em metálicos e não metálicos.



2 - Dê nomes aos seguintes compostos



3 - Escreva as fórmulas químicas dos seguintes compostos:

a) Pentóxido de fósforo

d) Óxido de enxofre (VI)

b) Óxido de cobre (II)

e) Monóxido de nitrogénio

c) Óxido de magnésio

f) Óxido de lítio



CORREÇÃO

1 – A. Metálico

1 – D. metálico

1 – B. metálico

1 – E. não metálico

1 – C. não metálico

1 – F. não metálico

2. a) Dióxido de enxofre ou óxido de enxofre – IV

2. b) Óxido de bário

2. c) Óxido de alumínio

2. d) Óxido de cobre (I)

2. e) Monóxido de cloro ou Óxido de cloro (I)

2. f) Pentóxido de cloro ou Óxido de cloro (V)

3. a) P_2O_5

3. c) MgO

3. e) NO

3. b) CuO

3. d) SO_3

3. f) Li_2O

LIÇÃO Nº 2: ÓXIDOS - PROPRIEDADES QUÍMICAS



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Nos módulos anteriores, estudamos que as propriedades químicas são as reacções que os compostos apresentam.

Nesta lição vamos estudar as propriedades químicas dos óxidos.



OBJECTIVOS

No final desta lição o estudante deve ser capaz de:

Escrever as reacções que traduzem as propriedades químicas dos óxidos.



TEMPO DE ESTUDO

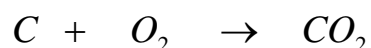
O tempo necessário para estudo desta lição e resolver exercícios é de uma (1) hora.

1. 2. 1.-Propriedades químicas dos óxidos

I - Óxidos ametálicos

Caro estudante, já estudou que os **óxidos ametálicos** resultam da reacção química de um elemento ametálico com o oxigénio.

Vejamos:



Os óxidos destes elementos, quando reagem com água, formam ácidos.

Exemplo



↑

↑

↑

Água

Dióxido de carbono

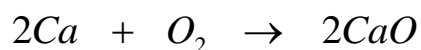
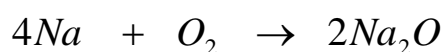
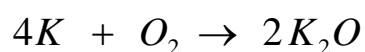
Ácido

Óxido ametálico + Água → Ácido

- a) $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
- b) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
- c) $2NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$
- d) $2P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

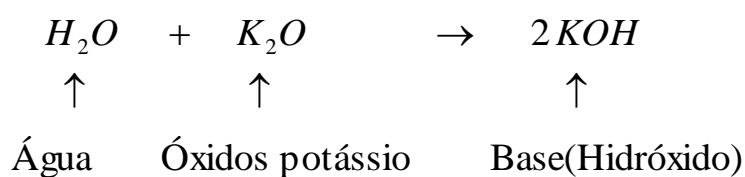
II - Óxidos metálicos

Os **Óxidos metálicos** resultam da reacção química de um elemento metálico com o oxigénio.



Nota que os óxidos destes elementos, quando reagem com água, formam bases.

Exemplo:



Óxido metálico + Água \rightarrow Ácido

- a) $K_2O + H_2O \rightarrow 2KHO$
- b) $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$
- c) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
- d) $ZnO + 3H_2O \rightarrow Zn(OH)_2$

Conclusão

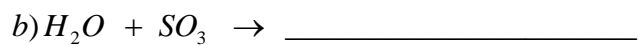
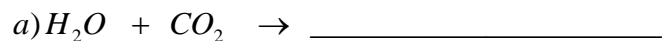
Os óxidos ametálicos, quando reagem com água, formam ácidos. Por isso, os óxidos ametálicos são também chamados óxidos acídicos.

Os óxidos metálicos, quando reagem com água, formam bases. Por isso, os óxidos ametálicos são também chamados óxidos básicos.

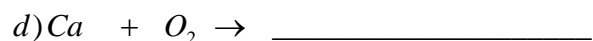
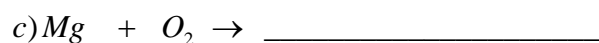
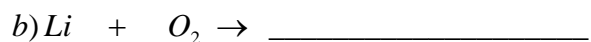
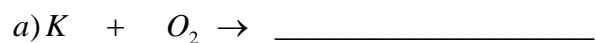


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

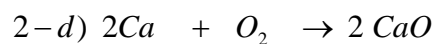
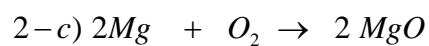
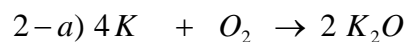
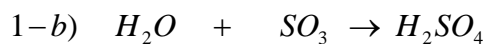
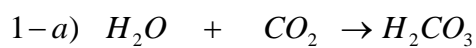
1.- Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com a água:



2.- Escreve os produtos das seguintes equações de obtenção de óxidos



CORREÇÃO



LIÇÃO Nº 3 ÁCIDOS: - DEFINIÇÃO, COMPOSIÇÃO E CLASSIFICAÇÃO



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Substâncias azedas são aquelas que têm o sabor do sumo de limão devido à presença de compostos com propriedades ácidas.

Nesta lição vamos definir os ácidos e estudar a sua nomenclatura.



OBJECTIVOS

No final desta lição o estudante deve ser capaz de:

Classificar os ácidos;

Escrever as fórmulas dos ácidos;

Nomear os ácidos.



TEMPO DE ESTUDO:

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver os exercícios será de uma (1) hora.

Caro estudante!

Observa a figura que se segue.



Alguma vez já provou uma fruta meia madura (laranja, tangerina, manga, maçã, caju, etc.)? Que sabor sentiu?

É isso mesmo, dissemos que o sabor é azedo. Este sabor azedo provém do ácido que faz parte da composição dos sucos das frutas. As substâncias que fazem com que estas frutas tenham esse sabor são chamadas ácidos.

Alguns ácidos são usados como condimentos para os alimentos, como é o caso do vinagre, mas outros são extremamente corrosivos, como o “ácido sulfúrico”, que se usa como electrólito nas baterias de automóveis que vulgarmente é chamado de “água da bateria” pois, ao pingar na roupa, queima-a devido ao seu elevado poder corrosivo.

A definição dos ácidos como uma função química foi dada nos finais do séc. XIX por Svante August Arrhenius (1859-1927)



Svante August Arrhenius

Arrhenius, nasceu a 19 de Fevereiro de 1859 tendo falecido em 2 de Outubro de 1927.

Foi um químico sueco que recebeu o premio Nobel de Química em 1903, "em reconhecimento dos serviços extraordinários concedidos ao avanço da Química pela sua teoria electrolítica da dissociação.

Segundo Arrhenius, todos os ácidos provêm dum composto molecular que, na presença de água, sofre uma ionização, libertando o ião do hidrogénio (H^+) e formando ainda um radical negativo de carga igual ao número de (H^+) libertados.

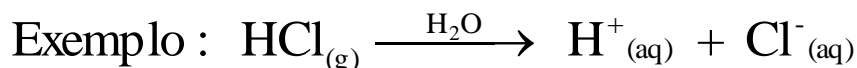
Exemplo dos ácidos:



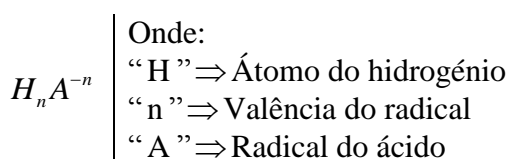
São constituídos por hidrogénio ionizável (H^+) e radical ácido (negativo).

1. 3. 1 - Conceito do ácido segundo *Arrhenius*.

Ácidos - São todas as substâncias que, quando em solução aquosa, dão origem a iões de hidrogénio (H^+).



I - Fórmula geral dos ácidos



O “H” é o hidrogénio, “n” é a valência do radical, que indica o número de átomos de hidrogénio no composto (ácido) e o “A” é o radical do ácido, proveniente de um óxido ametálico.

As características típicas dos ácidos devem-se à presença do ião (H^+), daí que se diz que o (H^+) é o “grupo funcional” dos ácidos.

II - Principais ácidos

Radical	Valência	Ácido	Radical	Valência	Ácido
Cl^-	I	HCl	S^{2-}	II	H_2S
NO_3^-	I	HNO_3	CN^-	I	HCN
CO_3^{2-}	II	H_2CO_3	ClO_3^-	I	$HClO_3$
SO_4^{2-}	II	H_2SO_4	PO_4^{3-}	III	H_3PO_4

III - Classificação dos ácidos

Para a classificação de qualquer substância usa-se sempre como base a sua natureza. Neste nível, os ácidos classificam-se de acordo com a presença ou não de certos elementos, o número de elementos presentes nas moléculas e o número de hidrogénios que conferem o carácter ácido (hidrogénios ionizável).

Critérios de classificação dos ácidos.

I - Quanto à presença de oxigénio.

As moléculas dos ácidos podem conter ou não o elemento oxigénio. Assim teremos:

Oxácidos – São ácidos oxigenados. Contêm átomos de oxigénio nas suas moléculas.

Exemplo : HNO_3 ; H_2CO_3 ; H_2SO_4

Hidrácidos - são ácidos não oxigenados. Não contêm átomos de oxigénio nas suas moléculas.

Exemplo : HCl ; H_2S ; HCN

II - Quanto ao número de elementos químicos diferentes na molécula

A molécula de um ácido pode apresentar dois (2) ou mais átomos de elementos químicos diferentes. Assim teremos:

a) **Ácidos binários** - São ácidos que contêm dois elementos diferentes nas suas moléculas.

Exemplo : HCl ; H_2S ; HCN

b) **Ácidos terciários** - São ácidos que contêm três elementos diferentes nas suas moléculas.

Exemplo : H_2SO_4 ; H_2CO_3 ; HNO_3 ; HCN

c) **Ácidos quaternários** - São ácidos que contêm quatro elementos diferentes nas suas moléculas.

Exemplo : HCNS - Ácido cianossulfídrico.

III - Quanto ao número de hidrogénios ionizáveis, os ácidos podem ser:

a) **Monoácidos** - Contêm um átomo de hidrogénio ionizável nas suas moléculas.

Ex : HCl ; HNO_3 ; $\text{CH}_3\text{-OH}$

b) **Diácidos** - Contêm dois átomos de hidrogénio ionizável nas suas moléculas.

Ex : H_2S ; H_2SO_4 ; H_2CO_3

c) **Triácidos** - Contêm três átomos de hidrogénio ionizável nas suas moléculas.

Ex : H_3PO_4 ; H_3PO_3



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Classifique os ácidos quanto ao número de elementos químicos presentes na molécula

Ácido	Quanto ao número de elementos
HNO_2	
H_2CO_3	
HNO_3	
H_2SO_4	
H_2S	
HCl	
H_3PO_4	
HF	
H_3PO_3	



CORREÇÃO

Ácido	Quanto ao número de elementos
HNO_2	Ácido ternário
H_2CO_3	Ácido ternário
HNO_3	Ácido ternário
H_2SO_4	Ácido ternário
H_2S	Ácido binário
HCl	Ácido binário
H_3PO_4	Ácido ternário
HF	Ácido binário
H_3PO_3	Ácido ternário

LIÇÃO Nº 4: NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS



INTRODUÇÃO

Na nomenclatura dos ácidos devemos respeitar certas regras, tais como: presença ou não de oxigênio, número de átomos de carbono, etc.



OBJECTIVOS

No final desta lição o estudante deve ser capaz de:

Nomear os ácidos.



TEMPO DE ESTUDO

Tempo necessário para perceber esta lição e resolver os exercícios é de uma (1) hora.

1.4. 1 - Nomenclatura dos ácidos

Caro estudante!

Existe um organismo internacional com a missão de identificar as substâncias com base na sua natureza chamado IUPAC, ou seja, União Internacional de Química Pura e Aplicada.

A nomenclatura dos ácidos depende da sua natureza. Deste modo temos:

Nomenclatura dos hidrácidos

Aqueles que não contêm átomos de oxigênio nas suas moléculas.

Regra: ácido + nome do radical + terminação “Ídrico”

Exemplo:	HCl Ácidos clorídricos	H_2S Ácido sulfídrico	HCN Ácido cianídrico
----------	------------------------------------	--	----------------------------------

Nomenclatura dos oxácidos

Aqueles que contêm átomos de oxigênio nas suas moléculas.

Regra: ácido + prefixo + nome do radical + terminação “ico” ou “oso”

Quando o elemento central forma mais do que um ácido, é empregue a terminação “ico” para o ácido em que o elemento central apresenta *maior valência* e a terminação “oso” para o ácido em que o elemento central apresenta *menor valência*.

Exemplo:

Ácido	Valência	Nome do ácido	Elemento central
-------	----------	---------------	------------------

HNO ₃	V	Ácido nítrico	Nitrogénio (N)
HNO ₂	III	Ácido nitroso	
H ₂ SO ₄	VI	Ácido sulfúrico	Enxofre (S)
H ₂ SO ₃	IV	Ácido sulfuroso	
H ₃ PO ₄	V	Ácido fosfórico	Fósforo (P)
H ₃ PO ₃	III	Ácido fosforoso	



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. - Assinale com um (X) a alínea que melhor completa a frase, de modo a corresponder com a definição de ácido.

Segundo Arrhenius, ácidos são substâncias que ...

- a) ... alteram as cores de indicadores para cores definidas.
- b) ... quando caem no nosso organismo criam sensação de queimadura.
- c) ... em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões H⁺.

2. Nomeia os seguintes compostos e classifique-os quanto á presença de oxigénio.

Ácido	Nome	Classificação
HNO ₂		
H ₂ CO ₃		
HNO ₃		
H ₂ SO ₄		
H ₂ S		
HCl		
H ₃ PO ₄		
HF		
H ₃ PO ₃		



CHAVE DE CORREÇÃO

1.- c) (X)

Ácido	Nome	Classificação
HNO ₂	Ácido Nitroso	Ácido Oxácido

H_2CO_3	Ácido carbónico	Ácido Oxácido
HNO_3	Ácido Nítrico	Ácido Oxácido
H_2SO_4	Ácido Sulfúrico	Ácido Oxácido
H_2S	Ácido Sulfídrico	Ácido hidrácido
HCl	Ácido Clorídrico	Ácido hidrácido
H_3PO_4	Ácido Fosfórico	Ácido Oxácido
HF	Ácido Fluorídrico	Ácido hidrácido
H_3PO_3	Ácido Fosforoso	Ácido Oxácido

LIÇÃO Nº 5: PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS ÁCIDOS



INTRODUÇÃO

Designam-se propriedades químicas de uma substância, as reacções químicas que levam a sua transformação em outras.

Nesta lição vamos nos debruçar sobre as propriedades químicas dos ácidos.



OBJECTIVOS

No final desta lição o estudante deve ser capaz de:

Escrever as equações de reacção dos ácidos com óxidos básicos;

Descrever as propriedades das soluções ácidas.

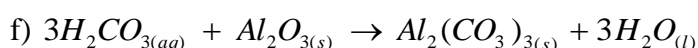
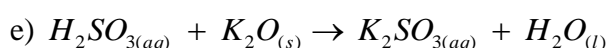
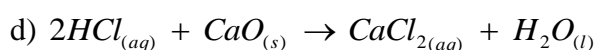
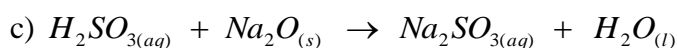
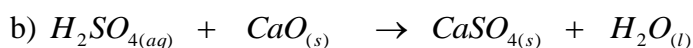
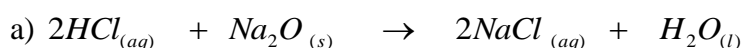
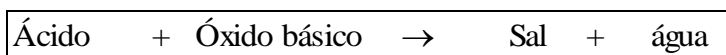


TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver os exercícios propostos é de duas (2) Horas.

1.5.1. I - Reacção com Óxidos metálicos (Óxidos básicos)

Quando um ácido reage com um óxido metálico (óxido básico), forma-se um **sal** e **água**



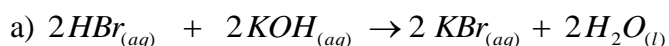
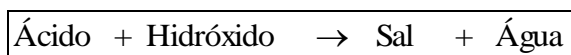
1.5.2. II - Reacção de ácidos com as bases (Hidróxidos)

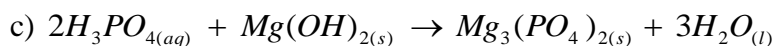
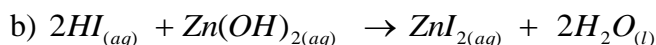
Os ácidos reagem com as soluções básicas também chamadas de reacções de “**dupla troca**”.

Os ácidos e as bases anulam-se e como produto, temos **sal** e **água**.

Assim, os produtos finais não manifestam o carácter ácido ou carácter básico. São neutros. É por isso que estas reacções são genericamente chamada de “**reacções de neutralização**”.

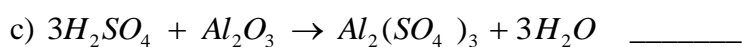
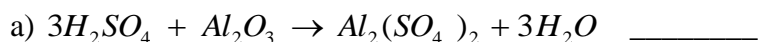
Quando um ácido reage com um hidróxido, forma-se um **sal** e **água**.



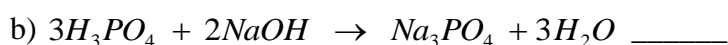
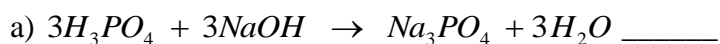


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Assinale com um (X) a equação química certa que traduz a reacção entre Ácido sulfúrico (H_2SO_4) e Óxido de alumínio (Al_2O_3):



2 - O Ácido fosfórico (H_3PO_4) reage com o Hidróxido de sódio ($NaOH$) e obtém-se como produto sal e água. A equação química certa que traduz essa reacção é: Marque com um (X) a alternativa correcta.



CHAVE DE CORREÇÃO

1. c) (X)

2. a) (X)

LIÇÃO Nº 6: BASES – CONCEITO, COMPOSIÇÃO, NOMENCLATURA E CLASSIFICAÇÃO



INTRODUÇÃO

Nesta lição, vamos fazer referência às bases, conceito, composição, nomenclatura e classificação.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Classificar as bases (Hidróxidos);
- Definir as bases (Hidróxidos) segundo Arrhenius;
- Escrever as fórmulas químicas das bases (Hidróxidos);
- Escrever nomes das bases (Hidróxidos).



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para perceber esta lição e resolver os exercícios propostos é de uma (1) hora.

1. 6. 1 - Conceito de Bases

De certeza que já lavou uma peça de roupa com sabão ou outro tipo de detergente. Nota a diferença quando lava uma peça de roupa só com água e quando usa um detergente.

É isso mesmo, a pele fica lisa, macia e escorregadia. Mesmo quando a roupa tiver nódoas desaparecem. As substâncias desta natureza são classificadas como bases ou hidróxidos e pertencem à **função base**.

Bases ou **Hidróxidos** Segundo *Arrhenius* - São substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando iões hidroxila (OH^-).

Exemplo : NaOH ; KOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$

Bases ou **hidróxidos** - são todas as substâncias que, em solução aquosa, dão origem a iões

hidroxilo (OH^-)

Composição das bases

Fórmula geral: $\text{Me}(\text{OH})_n$

$\text{Me}(\text{OH})_n$	Onde:
	$\text{Me} \Rightarrow$ é átomo de um metal qualquer.
	$n \Rightarrow$ é a valência do metal.
	$\text{OH} \Rightarrow$ é o grupo hidroxilo

Em água o OH separa-se do metal (M) sob forma de OH^- .

A fórmula geral das bases ou hidróxidos $\text{Me}(\text{OH})_n$, encontramos um **metal** ligado à **hidroxila**.

O grupo **hidroxila** tem **valência I** e basta conhecer a **valência do metal** a ele ligado

Exemplos:

Metal	Valência	Base	Metal	Valência	Base
<i>Na</i>	I	<i>NaOH</i>	<i>Cu</i>	II	<i>Cu(OH)₂</i>
<i>K</i>	I	<i>KOH</i>	<i>Al</i>	III	<i>Al(OH)₃</i>
<i>Li</i>	I	<i>LiOH</i>	<i>Pb</i>	II	<i>Pb(OH)₂</i>
<i>Ba</i>	II	<i>Ba(OH)₂</i>	<i>Pb</i>	IV	<i>Pb(OH)₄</i>

1. 6. 2 - Nomenclatura das Bases (Hidróxidos)

Regra: **hidróxido + de + nome do metal**

Começa-se pela palavra **hidróxido**, seguida da preposição “**de**” e, por fim a referência do **nome do metal**.

Para casos de metais com mais do que uma valência, especifica-se a valência, no fim do nome dentro de parênteses e em numeração romana.

$\text{NaOH} \Rightarrow$ Hidróxido de Sódio

$\text{Al}(\text{OH})_3 \Rightarrow$ Hidróxido de Alumínio

$\text{Ba}(\text{OH})_2 \Rightarrow$ Hidróxido de Bário

$\text{Pb}(\text{OH})_2 \Rightarrow$ Hidróxido de Chumbo (II)

$\text{Cu}(\text{OH})_2 \Rightarrow$ Hidróxido de Cobre (II)

$\text{Pb}(\text{OH})_4 \Rightarrow$ Hidróxido de Chumbo (IV)

$\text{CuOH} \Rightarrow$ Hidróxido de Cobre (I)

$\text{NH}_4\text{OH} \Rightarrow$ Hidróxido de amónio

Nota: O (NH_4OH) Hidróxido de amónio ==> constitui uma excepção de hidróxidos em que o grupo hidroxila não está ligado a um metal.

1. 6. 3 - Classificação das bases

I – Quanto ao número de grupos (OH)

a) Monobases - São bases (hidróxidos) que apresentam na sua composição apenas **um ião hidroxilo**.

Exemplo : NaOH ; KOH ; LiOH ; CuOH ; NH_4OH ; etc.

b) Dibases - São bases (hidróxidos) que apresentam na sua composição **dois iões hidroxilo**.

Exemplo : Ba(OH)_2 ; Cu(OH)_2 ; Ca(OH)_2 ; Mg(OH)_2 ; etc.

c) Tribases - São bases (hidróxidos) que apresentam na sua composição **três iões hidroxilo**.

Exemplo Al(OH)_3 ; Fe(OH)_3 ; Ni(OH)_3 ; etc.

d) Tetrabases - São bases (hidróxidos) que apresentam na sua composição **quatro iões hidroxilo**.

Exemplo : Pb(OH)_4



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1.- Nomear e classificar as seguintes bases

Base	Nome da base	Classificação
Ba(OH)_2		
Pb(OH)_2		
KOH		
CuOH		
NH_4OH		
Cu(OH)_2		

LiOH		
NaOH		
$Al(OH)_3$		



CHAVE DE CORRECÇÃO

Base	Nome da base	Classificação
$Ba(OH)_2$	Hidróxido de bário	Dibase
$Pb(OH)_2$	Hidróxido de chumbo	Dibase
KOH	Hidróxido de potássio	Monobase
CuOH	Hidróxido de cobre (I)	Monobase
NH_4OH	Hidróxido de amónio	Monobase
$Cu(OH)_2$	Hidróxido de cobre (II)	Dibase
LiOH	Hidróxido de lítio	Monobase
NaOH	Hidróxido de sódio	Monobase
$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio	Tribase

LIÇÃO Nº 7: PROPRIEDADES DAS BASES



INTRODUÇÃO

Nesta lição vai ter a oportunidade de estudar as propriedades físicas e químicas das bases.

As propriedades físicas são as características físicas das substâncias, enquanto que, as propriedades químicas, são as reacções químicas de transformação das bases.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as propriedades das soluções básicas;
- Escrever as equações químicas de reacção das bases com óxidos ácidos.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver todos os exercícios será de duas (2) horas.

1. 7. 1 - Propriedades Físicas

As bases ou hidróxidos apresentam sabor amargo;

São escorregadias ao tacto;

Conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa.

Alteram as cores de indicadores para cores definidas, por exemplo, sob acção das bases, a solução incolor da *fenolftaleína* torna-se *vermelha* e, a solução azul de *tornasol*, acentua a sua coloração *azul*.

As características como a alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor amargo típico das bases, designadas de **propriedades básicas**, são concedidas pelos iões hidroxila.

É por isso que se diz que o OH^- é responsável pelas **características básicas**.

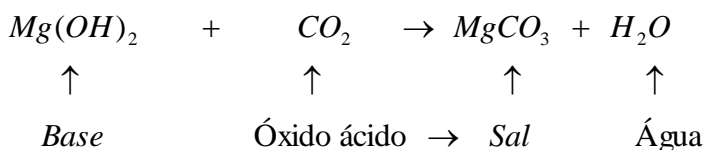
O OH^- é o **grupo funcional das bases** ou hidróxidos

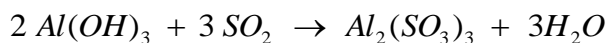
1. 7. 2 - Propriedades químicas das bases

a) Reacções de Bases com Óxidos Ácidos

A reacção química que ocorre entre as bases e óxidos ácidos formam um **sal** e **água**.

Base (Hidróxido) + Óxido ácido \rightarrow Sal + Água





Devido à diferença de valências entre o metal e o radical, coloca-se o radical dentro de parênteses.

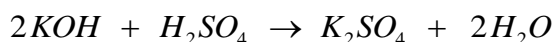
b) Reacções de Bases com Ácidos

A reacção entre bases e ácidos é chamada de **reacção de neutralização**.

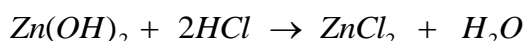
Quando uma base ou hidróxido reage com um ácido, forma-se um **sal** e **água**.



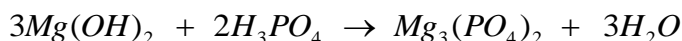
I - Reacção de hidróxido (KOH) de Potássio com Ácido Sulfúrico (H_2SO_4).



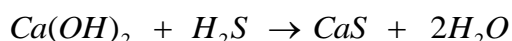
II - Reacção de Hidróxido de Zinco [$\text{Zn}(\text{OH})_2$] com Ácido clorídrico (HCl)



III - Reacção de Hidróxido de Magnésio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] com o Ácido fosfórico (H_3PO_4).

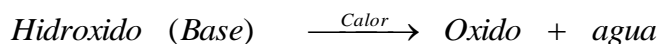


IV - Reacção do Hidróxido de Cálcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] com o Ácido sulfídrico (H_2S).

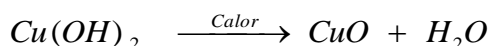


c) Reacções de decomposição das Bases

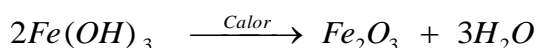
Sob acção de calor, as bases decompõe-se formando **óxidos básicos (óxidos metálicos)** e **Água**.



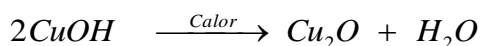
I - Reacção de decomposição térmica do Hidróxido cobre (II) [$\text{Cu}(\text{OH})_2$]



II - Reacção de decomposição térmica do Hidróxido de Ferro (III) [$\text{Fe}(\text{OH})_3$]

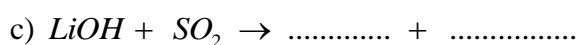
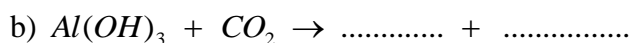
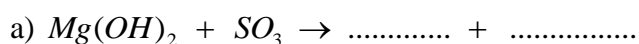


III - Reacção de decomposição térmica do Hidróxido de cobre (I) [$CuOH$]

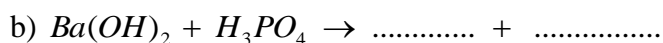
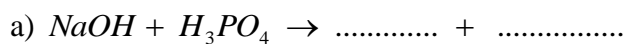


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Complete e acerte as equações químicas das reacções abaixo:



2. Complete e acerte as equações químicas de reacções dos abaixo:



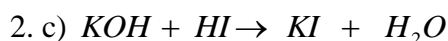
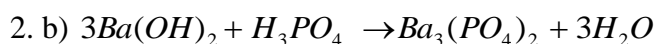
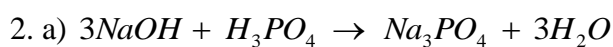
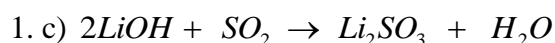
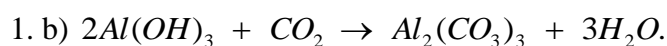
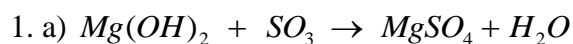
3. Escreve as equações químicas de:

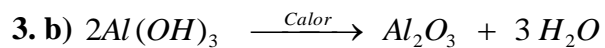
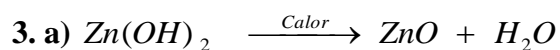
a) Decomposição térmica de hidróxido de zinco

b) Decomposição térmica de hidróxido de alumínio.



CHAVE DE CORRECÇÃO





LIÇÃO Nº 8 - OBTENÇÃO E APLICAÇÕES DAS PRINCIPAIS BASES



INTRODUÇÃO

A química é uma ciência que estuda as substâncias e as suas transformações, que inclui a obtenção das mesmas e as suas aplicações.

Nesta lição, vai ter a ocasião de aprender como é que as bases são obtidas e quais as suas aplicações.



OBJECTIVOS

No fim desta lição deve ser capaz de:

- Escrever as equações químicas de obtenção das bases;
- Mencionar as aplicações de algumas bases.

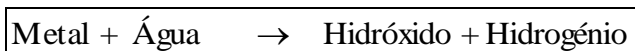


TEMPO DE ESTUDO

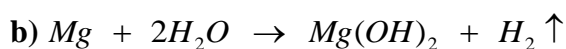
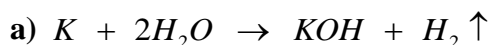
O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver os exercícios propostos é de uma (1) hora.

1. 8. 1 - Reacções de metais com Água

As bases podem ser formadas a partir da reacção entre os metais e a água.

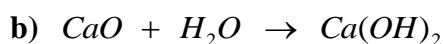
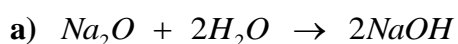
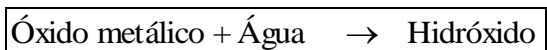


Exemplo

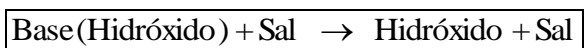


1. 8. 2 - Reacções de Óxidos metálicos (óxidos básicos) com Água

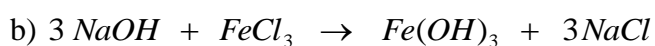
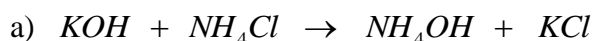
Outra via de obtenção das bases, é a reacção entre os “óxidos metálicos” também chamados de “óxidos básicos” com a água. E é por causa deste tipo de reacções que os óxidos metálicos são chamados de óxidos básico.



1. 8. 3 - Reacções de Óxidos metálico - óxidos básicos) com sais

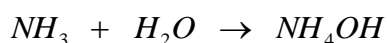


São também chamadas reacções de dupla troca.



1. 8. 4 – Reacção de Amoníaco com Água

O Hidróxido de amónio (NH_4OH) é obtido por reacção do Amoníaco (NH_3) com a Água.



1. 8. 5 - Aplicações de algumas bases

As bases, são largamente usadas na sociedade, para diferentes fins.

a) Hidróxido de Sódio ($NaOH$)

O Hidróxido de Sódio, também conhecido com o nome de **soda cáustica** é um sólido branco, bem solúvel em água e altamente venenoso.

É usado:

- Na produção de sabões;
- Na refinação do petróleo;
- Na fabricação de papel e de seda;
- Para pintar paredes, etc.

b).Hidróxido de Cálcio [$Ca(OH)_2$]

O Hidróxido de Cálcio, também conhecido como **cal apagada** ou **cal hidratada**, é um sólido branco pouco solúvel em água.

É usado:

- Na purificação de açúcar;
- Em laboratórios;
- Na preparação de argamassa, usada em construções;
- No branqueamento de tecidos, etc.

c).Hidróxido de Amónio (NH_4OH)

O Hidróxido de amónio é uma solução aquosa de Amoníaco.

É usado:

Em fertilizantes;

Na produção de Ácido nítrico;

Na produção de amoníaco (NH_3).

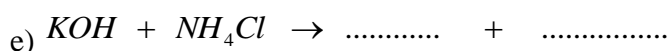
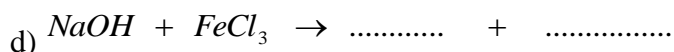
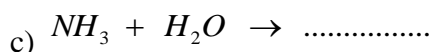
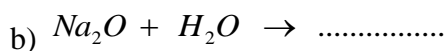
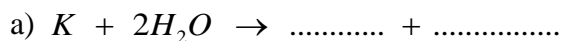
d) Hidróxido de Alumínio [$Al(OH)_3$]

É um sólido branco, usado na produção de medicamentos.

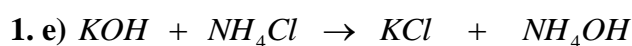
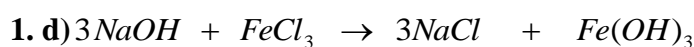
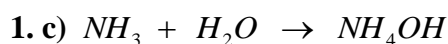
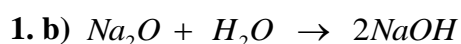


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Escreve os produtos das reacções químicas que se seguem:



CHAVE DE CORRECÇÃO



LIÇÃO Nº 9: INDICADORES ÁCIDO-BASE



INTRODUÇÃO

A química estuda as substâncias e as suas transformações. Nestas transformações há uma necessidade de se saber que tipo de substâncias se forma ou com que substâncias estamos a lidar com elas. Assim, à primeira vista não é fácil classificar.

Para a resolução destes problemas, existem outras substâncias que funcionam para a identificação das outras desconhecidas, essas substâncias são chamadas de indicadores. Nesta lição, temos a ocasião de saber o que são indicadores e como é que funcionam.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar os diferentes tipos de indicadores;

- Caracterizar diferentes indicadores perante ácidos;
- Caracterizar diferentes indicadores perante as bases.



TEMPO DE ESTUDO

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

Os indicadores ácido-base – São substâncias que apresentam a capacidade de mudar de cor na presença de um ácido ou de uma base.

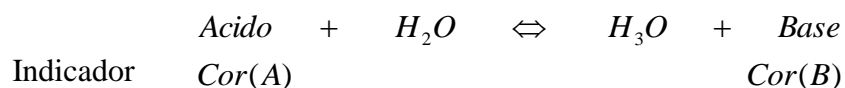
Estas substâncias podem ser naturais ou sintéticas. A mudança da cor é em função do pH do meio.



Exemplo:

O indicador **fenolftaleína** é indicador **ácido-base** sintético que fica rosa em meio básico e incolor em meio ácido.

Os indicadores, geralmente, são ácidos fracos ou bases fracas que entram em equilíbrio com a sua base ou ácido conjugado, respectivamente, que por sua vez apresenta coloração diferente.
exemplo:



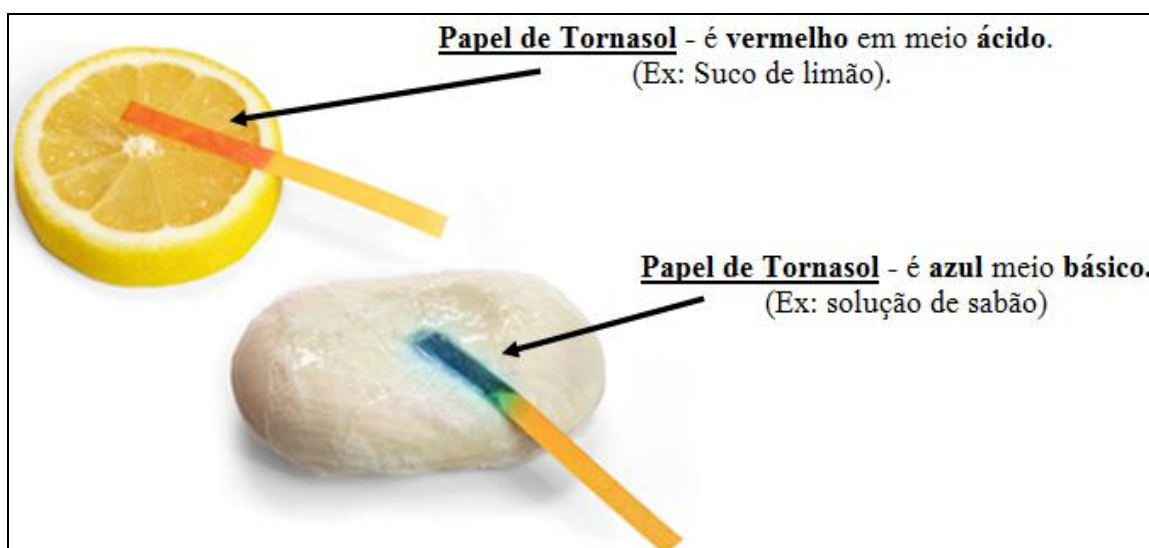
Quando esse indicador entra em contacto com um **meio ácido**, transforma-se em um “ácido fraco”, ficando com a “cor A”.

Por outro lado, se o indicador entra em contacto com um **meio básico**, os iões OH^- da solução básica irão transformar-se numa “base fraca” ficando a “cor B”.

- **A solução de Fenolftaleína** - é um indicador líquido que fica “incolor” em meio “ácido” e “rosa intenso em meio básico”.



- **Papel de Tornasol** é um indicador que fica com cor “azul” na presença de “bases” e “vermelha” na presença de “ácidos”.



O **Indicador universal** - apresenta cores diferentes para cada valor de pH , sendo mais preciso do que os anteriores.

Assim, no laboratório, quando se quer determinar o pH de alguma solução, basta introduzir este indicador na solução a estudar e comparar a cor obtida com a escala



Existem muitos outros indicadores, tais como os mostrados na tabela abaixo com os seus respectivos valores de pH nos pontos de viragem.

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado do pH de mudança da cor	Cor em pH acima da viragem
Violeta-de-metila	Amarelo	0,0 – 1,6	Azul - púrpura
Azul-de-bromofenol	Amarelo	3,0 – 4,6	Violeta
Alaranjado-de-metila	Vermelho	3,1 – 4,4	Amarelo
Vermelho-de-metila	Vermelho	4,4 – 6,2	Amarelo
Vermelho-de-fenol	Amarelo	6,6 – 8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2 – 10	Rosa - carmim
Timolftaleína	Incolor	9,4 – 10,6	Azul
Amarelo-de-alizarina	Amarelo	10,1 – 12,0	Vermelho
Carmim-de-indigo	Azul	11,4 – 13,0	Amarelo



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

- 1 - Define o conceito indicadores ácido - base
- 2 - Quando é que se diz que o indicador é universal?
- 3 - Como se manifestam os seguintes indicadores nos meios básicos e ácidos.

Indicador	Meio básico (cor)	Meio ácido (cor)
Fenolftaleína		
Alaranjado-de-metila		
Tornasol		

Violeta-de-metila		
-------------------	--	--



CORRECÇÃO

1 - Os indicadores ácido-base são substâncias que, por suas propriedades físico-químicas, apresentam a capacidade de mudar de cor na presença de um ácido ou de uma base.

2 - **Indicador universal:** apresenta cores diferentes para cada valor de pH .

2. Como se manifesta os seguintes indicadores nos meios básicos e ácidos.

Indicador	Meio básico pH alto (cor)	Meio ácido pH baixo (cor)
Fenolftaleína	Rosa	Incolor
Alaranjado-de-metila	Amarelo	Vermelho
Tornasol	Azul	Vermelha
Violeta-de-metila	Azul	Amarelo

LIÇÃO Nº 10: SAIS. – CONCEITO, COMPOSIÇÃO, NOMENCLATURA E CLASSIFICAÇÃO



INTRODUÇÃO

Caro estudante, nesta lição vai estudar os sais.

O conceito de sal já foi visto nas funções inorgânicas anteriormente como produtos das reacções de neutralização ou de dupla troca.

Preste atenção para perceber melhor as particularidades dos sais.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Descrever as características dos sais;
- Escrever as equações de obtenção dos sais;
- Representar as equações químicas de dissociação dos sais.

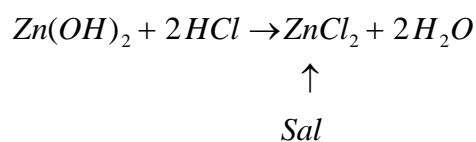
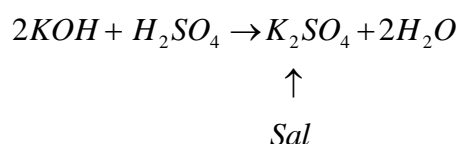


TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolução de exercícios propostos é de duas (2) horas.

As reacções dos ácidos com as bases (hidróxidos) formam sais e água.

Vejamos:



1. 10. 1 - O Sal como função química

Sal – é uma substância que resulta de uma reacção de neutralização.

A Reacção entre um ácido e uma base resulta na formação de sal e água.

Assim, o sal e a água são substâncias neutras.

1. 10. 2 - Composição do sal

Metal	Valencia do metal	Radical	Valencia do radical	Sal
<i>Zn</i>	I	Cl^-	I	<i>ZnCl</i>
<i>K</i>	I	SO_4^{2-}	II	<i>K₂SO₄</i>
<i>Na</i>	I	F^-	I	<i>NaF</i>
<i>Ca</i>	II	PO_4^{3-}	III	<i>Ca₃(PO₄)₂</i>
<i>Mg</i>	II	CN^-	I	<i>Mg(CN)₂</i>
<i>Al</i>	III	NO_3^-	I	<i>Al(NO₃)₃</i>
<i>Pb</i>	IV	CO_3^{2-}	II	<i>PbCO₃</i>

Depois de analisarmos este quadro, podemos concluir que um sal é um composto constituído

por um “metal” e um “radical”.

- Os metais que constituem os sais provêm das bases;
- Os radicais dos sais provêm dos ácidos.

O sal mais comum é o cloreto de sódio ($NaCl$) que também é chamado “sal da cozinha”.

No nosso país é extraído nas salinas encontradas ao longo de toda a faixa costeira de Moçambique.



1. 10. 3 - Classificação dos sais

I - Quanto ao número de elementos.

a) **Sais Diatômicos** - quando os sais são constituídos por dois elementos.

Exemplo : $NaCl$, $ZnCl_2$, NaI , CaF_2 , $CaCl_2$,...

b) **Sais Triatômicos** - quando os sais são constituídos por três elementos.

Exemplo : Na_2SO_4 , K_3PO_4 , NH_4Cl ,...

1. 10. 3 - Nomenclatura dos sais

I – Sais oxigenados e não oxigenados

Sais oxigenados - são aqueles que apresentam oxigénio na sua composição.

Sais não oxigenados - não apresentam oxigénio na sua composição.

Regra: nome do radical + de + nome do metal

Sais não oxigenados Terminação dos radicais (eto)		Sais oxigenados Terminação dos radicais (“ato” ou “ito”)	
Sal	Nome	Sal	Nome
$NaCl$	Cloreto de sódio	Na_2SO_4	Sulfato de sódio
NaI	Iodeto de sódio	Na_2SO_3	Sulfito de sódio
$CaCl_2$	Cloreto de cálcio	Na_2PO_3	Fosfito de sódio
MgS	Sulfureto de magnésio	K_3PO_4	Fosfato de potássio
KCN	Cianeto de potássio	$CaCO_2$	Carbonato de cálcio

Na nomenclatura de sais sem oxigénio, os radicais apresentam a terminação (**eto**).

Para o caso de sais oxigenados, os radicais de um elemento podem apresentar maior ou menor número de átomos de oxigénios.

Para o caso do sal com o radical de “**maior** número” de átomos do **oxigénio** tem a terminação (**ato**).

E para o caso do sal com o radical de “**menor** número” de átomos do **oxigénio** tem a terminação (**ito**).



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Nomeia os seguintes sais

Sal	Nome	Classificação quanto ao número de átomos	Classificação quanto á presença de oxigénio
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$			
KI			
K_2SO_4			
ZnCl_2			
ZnSO_3			



CHAVE DE CORRECÇÃO

Sal	Nome	Classificação quanto ao número de átomos	Classificação quanto á presença de oxigénio
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfato de cálcio	Sal triatómico	Sal oxigenado
KI	Iodeto de potássio	Sal diatómico	Sal não oxigenado
K_2SO_4	Sulfato de potássio	Sal triatómico	Sal oxigenado
ZnCl_2	Cloreto de zinco	Sal diatómico	Sal não oxigenado
ZnSO_3	Sulfito de zinco	Sal triatómico	Sal oxigenado

LIÇÃO Nº 11: PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS SAIS



INTRODUÇÃO

Nesta lição, os conteúdos a serem tratados reflectem as propriedades químicas dos sais. Reacções dos sais com outros compostos químicos.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as propriedades químicas dos sais;
- Escrever as equações das reacções de sais com bases;
- Escrever as equações das reacções de sais com ácidos.



TEMPO DE ESTUDO

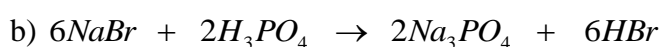
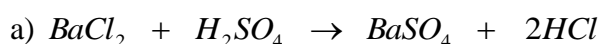
Para estudar esta lição e resolver os respectivos exercícios vai precisar de duas (2) horas

1. 11. 1 - Reacção de Sais com Ácidos

Estas reacções são chamadas de reacção de **dupla troca**.

O metal do sal e o hidrogénio do ácido trocam de posições, cada um substituindo o outro no seu composto inicial.

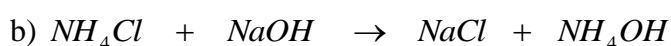
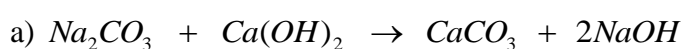
O produto da reacção é um novo sal e novo ácido.



1. 11. 2 - Reacção de Sais com Bases

Este tipo de reacção também é uma **dupla troca**.

Os metais do sal e de base trocam-se mutuamente de suas posições, dando lugar à formação de novo sal e nova base.





ACTIVIDADE DA LIÇÃO

1. Complete e acerte as equações químicas de reacção que se seguem:

- a) $ZnCl_2 + NaOH \rightarrow \dots + \dots$
- b) $ZnCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow \dots + \dots$
- c) $NaI + Cl_2 \rightarrow \dots + \dots$
- d) $BaSO_4 + H_2CO_3 \rightarrow \dots + \dots$
- e) $PbSO_3 + Zn \rightarrow \dots + \dots$



CORRECÇÃO

- a) $ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaCl + Zn(OH)_2$
- b) $ZnCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2HCl$
- c) $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$
- d) $BaSO_4 + H_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 + H_2SO_4$
- e) $PbSO_3 + Zn \rightarrow ZnSO_3 + Pb$



ACTIVIDADES DO FIM DA UNIDADE / PREPARAÇÃO DA PROVA DO FIM DA UNIDADE

1 - Classifica os seguintes óxidos em metálicos e não metálicos.

- | | | |
|--------------|----------|--------------|
| A. Al_2O_3 | C. ClO | E. Cl_2O_5 |
| B. Cu_2O | D. BaO | F. SO_2 |

2 - Dê nomes aos seguintes compostos:

- | | |
|-----------|--------------|
| a) SO_2 | c) Al_2O_3 |
| b) BaO | d) Cu_2O |

3 - Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com a água:

- a) $CO_2 + H_2O \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
- b) $SO_3 + H_2O \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$

4 - Nomeia os seguintes compostos e classifique os quanto á presença ou não de oxigénio.

Ácido	Nome	Classificação quanto á presença de oxigénio
HNO ₂		
H ₂ CO ₃		
HNO ₃		

5 - Complete e acerte as equações químicas de reacções de bases e óxidos.

- a) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \dots + \dots$
b) $\text{Al(OH)}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots + \dots$
c) $\text{LiOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \dots + \dots$

6 - Complete e acerte as equações químicas de reacções de bases e ácidos.

- a) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \dots + \dots$
b) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
c) $\text{KOH} + \text{HI} \rightarrow \dots + \dots$

7- Complete e acerte as equações químicas de reacção dos sais:

- a) $\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots + \dots$
b) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
c) $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots + \dots$
d) $\text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots + \dots$
e) $\text{PbSO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \dots + \dots$



CHAVE DE CORRECÇÃO

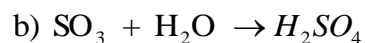
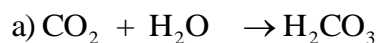
1 - Classifica os seguintes óxidos em metálicos e não metálicos.

- | | |
|--|--|
| A. Al ₂ O ₃ (metálico) | D. BaO (metálico) |
| B. Cu ₂ O (metálico) | E. Cl ₂ O ₅ (não metálico) |
| C. ClO (não metálico) | F. SO ₂ (não metálico) |

2 - Dê nomes aos seguintes compostos:

- | | |
|---------------------------------------|---|
| a) SO ₂ Dióxido de enxofre | c) Al ₂ O ₃ Óxido de alumínio |
| b) BaO Óxido de bário | d) Cu ₂ O Óxido de cobre (I) |

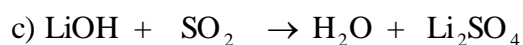
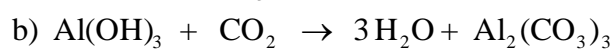
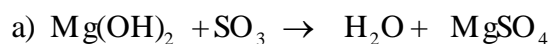
3 - Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com a água:



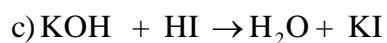
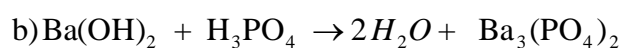
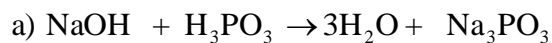
4 - Nomeia os seguintes compostos e classifique os quanto á presença ou não de oxigénio.

Ácido	Nome	Classificação quanto á presença do oxigénio
HNO_2	Ácido nitroso	Oxigenado
H_2CO_3	Ácido carbónico	Oxigenado
HNO_3	Ácido nítrico	Oxigenado

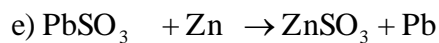
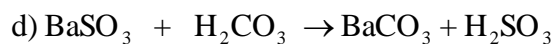
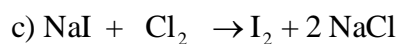
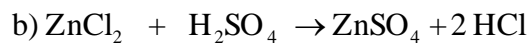
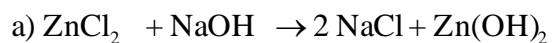
5 - Complete e acerte as equações químicas de reacções de bases e óxidos.



6 - Complete e acerte as equações químicas de reacções de bases e ácidos



7 - Complete e acerte as equações químicas de reacção dos sais:



GLOSSÁRIO

Anião - Partícula carregada negativamente

Apolar - partícula sem carga parcial ou aparente.

Catião- partícula carregada positivamente

Grupos- em química, conjunto de elementos que fazem parte da mesma coluna vertical

Halogéneo- termo usado para se referir aos elementos do VII-A da Tabela Periódica, pelo facto de serem geradores de sais.

Hidrácidos- ácidos que não apresentam oxigénio.

Hidróxidos- substâncias que apresentam o grupo OH^-

Iões- partículas químicas que apresentam carga eléctrica.

Isótopos - átomos do mesmo elemento químico com massas diferentes.

Neutralização- reacção entre ácido e base e que resulta na formação de água e sal.

Nomenclatura- acto ou efeito de dar nome.

Nox- número de oxidação.

Oxácidos- ácidos oxigenados.

Períodos – em química, designa-se ao conjunto de elementos, que fazem parte da mesma linha horizontal

Polar- partículas que ligadas entre si, apresentam cargas parciais ou aparentes.

Rômbico - é um quadrilátero equilátero. É um polígono formado por quatro lados com o mesmo comprimento.

UNIDADE TEMÁTICA – II: ESTRUTURA ATÓMICA E TABELA PERIÓDICA



INTRODUÇÃO

O Homem, desde os tempos remotos, ao observar a natureza deparou-se com vários elementos que constituem fenómenos que ocorrem. Desde então procurou explicar e interpretar a constituição e a essência da matéria envolvida.

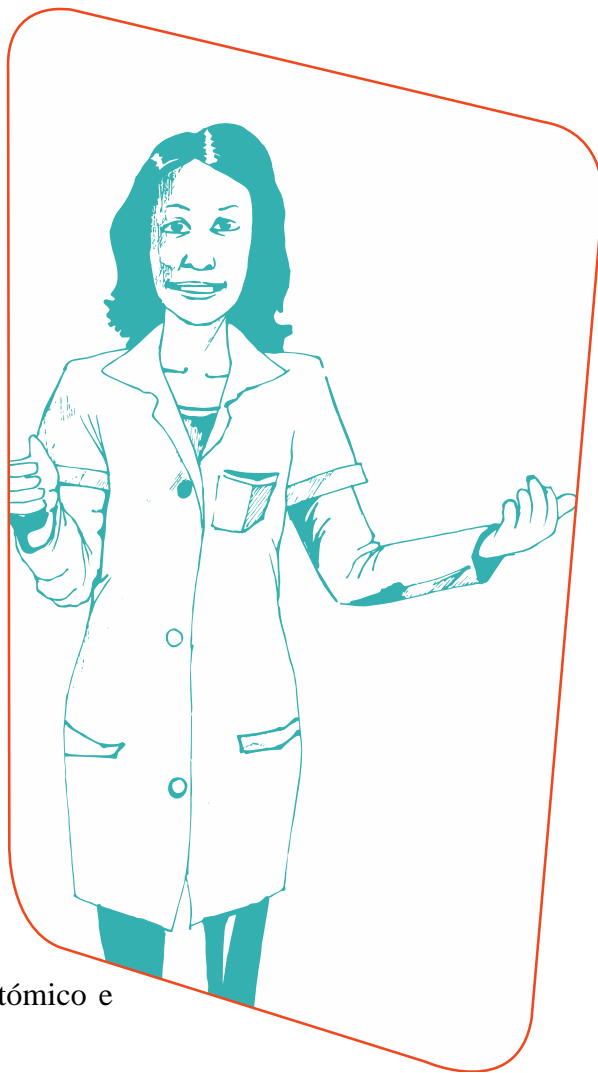
A Tabela Periódica surgiu para ajudar e facilitar na classificação dos elementos.

É através dela que podemos prever as propriedades e sua estrutura.

A estrutura atómica foi objecto do estudo da terceira unidade do Módulo – 1 e nesta unidade, vamos alargar o nosso conhecimento sobre esta matéria.

A unidade em estudo está subdividida em cinco lições, a saber:

- ✓ Lição nº 1: História da teoria atómica e estrutura do átomo;
- ✓ Lição nº 2: Conceito de massa atómica, número atómico e isótopo;
- ✓ Lição nº 3: História e importância da Tabela Periódica;
- ✓ Lição nº 4: Constituição da Tabela Periódica e Distribuição electrónica;
- ✓ Lição nº 5: Regularidades na Tabela Periódica e variações das propriedades ao longo do grupo e período.



OBJECTIVO

Até ao final da unidade o estudante deve ser capaz de:

Explicar a história da tabela periódica;

Definir os conceitos de massa atómica, número atómico e isótopo;

Explicar a história e a importância da tabela periódica;
Distribuir os electrões por níveis de energia;
Explicar a variação das propriedades dos elementos ao longo da tabela periódica.



RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

Explicar a história da tabela periódica;
Definir o conceito de massa atómica, número atómico e isótopo;
Explicar a história e a importância da tabela periódica;
Distribuir os electrões por níveis de energia;
Explicar a variação das propriedades dos elementos ao longo da tabela periódica.



DURAÇÃO DA UNIDADE

Para o estudo desta unidade, vai precisar de nove (9) horas devido a natureza e a complexidade dos conteúdos tratados na mesma.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como material complementar para o seu estudo, vai precisar de um caderno de resumo da sua aprendizagem e para a realização de exercícios bem como a colocação de dúvidas de modo a apresentar ao seu tutor de disciplina e reflexão com os seus colegas.

Vai ainda precisar de esferográfica, lápis, borracha e máquina de calculador e se possível, uma Tabela Periódica para acompanhar as suas lições.

LIÇÃO Nº 1 - HISTÓRIA DA TEORIA ATÓMICA E ESTRUTURA DO ÁTOMO.



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Nesta lição vai aprofundar o estudo do átomo e a sua complexidade.



OBJECTIVOS

No final desta lição o estudante deve ser capaz de:

- Definir o conceito de átomo;
- Mencionar a constituição de um átomo;
- Identificar as partículas constituintes do átomo.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver todos os exercícios proposto é de duas (2) horas.

2. 1. 1 - História da teoria atômica

Em 1808, **John Dalton** propôs a primeira “Teoria atômica”.

De acordo com *Dalton*, a Matéria é constituída por partículas minúsculas chamadas átomos.

O átomo é a menor partícula de um elemento químico que participa numa reacção química.

O átomo é indivisível e não pode ser criado ou destruído.

Os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.

Em 1904, **Joseph John Thompson** descobriu os electrões.

Para *Thompson*, o átomo é divisível.

O átomo contém minúsculas partículas com carga negativa chamadas electrão.

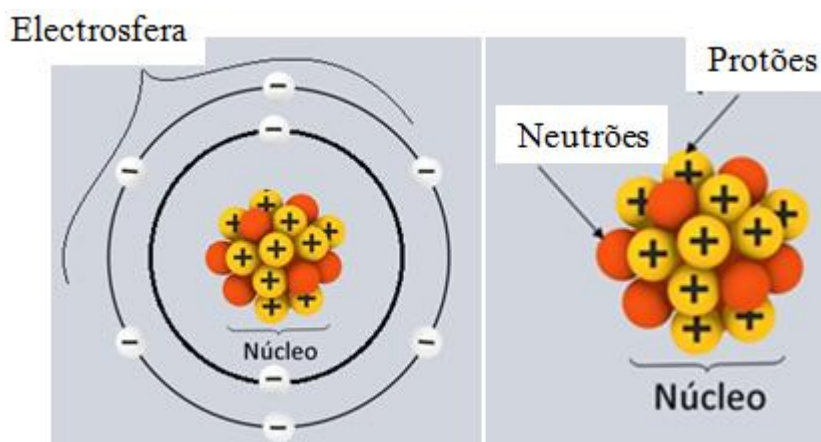
Em 1911, **Ernest Rutherford** descobriu o núcleo e propôs a base para a “estrutura atômica moderna”.

O átomo é constituído por duas partes: o **núcleo** e a parte periférica, chamada **electrosfera**.

As suas experiências provaram que o átomo tem um núcleo central, carregado positivamente, e os electrões, com carga negativa, que giram em torno do núcleo.

Em 1940, **Niels Bohr** propôs o conceito moderno do modelo atómico.

Para **Bohr**, o átomo é composto de um núcleo central contendo protões (com carga positiva) e neutrões (sem carga). Os electrões (com carga negativa) giram em torno do núcleo em diferentes trajetórias imaginárias chamadas órbitas.



No **núcleo** localizam-se **protões** e **neutrões**.

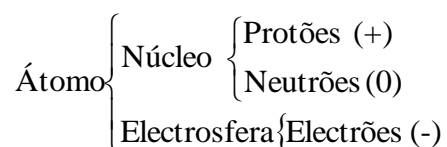
Os protões – são partículas com carga positiva (+).

Os Neutrões – são partículas sem carga eléctrica (0).

Ao conjunto de (**protões, neutrões e electrões**), são chamadas partículas subatómicas.

Na **electrosfera** do átomo (parte periférica à volta do núcleo), encontram-se **electrões** – partículas de **carga negativa (-)**, que giram à volta do núcleo.

Esquematizando:

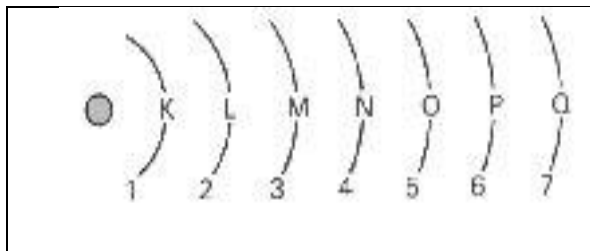


Também podemos representar o esquema em forma de uma tabela.

Região	Partícula	Carga
Núcleo	Protão	(+)
	Neutrão	(0)
Electrosfera	Electrão	(-)

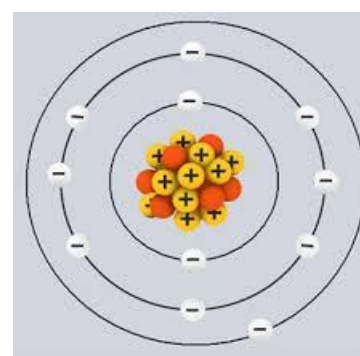
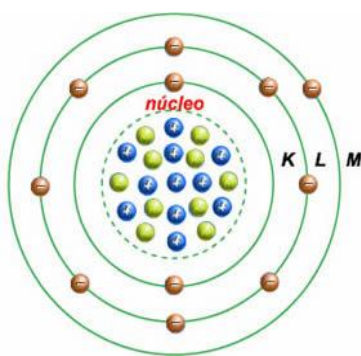
Com base em observações experimentais, **Bohr** elaborou um novo modelo atômico cujos postulados são os seguintes:

Na **electrosfera**, os **electrões** não se encontram numa **posição qualquer**. Eles giram em torno do núcleo, em órbitas fixas e com energia definida. As órbitas são chamadas *camadas electrónicas*, representadas pelas letras: K, L, M, N, O, P e Q, a partir do núcleo, ou *níveis de energia* representados pelos números: 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7.



Camadas electrónicas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis de energia	1	2	3	4	5	6	7

- Os **electrões**, no seu movimento numa camada electrónica, não absorvem nem emitem energia;
- Os **electrões** de um átomo tendem a ocupar as camadas electrónicas mais próximas do núcleo, isto é, as que apresentam menor quantidade de energia;
- Um átomo está no seu **estado fundamental** quando os seus electrões ocupam as camadas menos energéticas;
- Quando um átomo recebe energia (térmica ou eléctrica), os **electrões** podem saltar para uma camada mais externa (mais energética). Nessas condições, o átomo torna-se instável. Diz-se que o átomo se encontra num estado excitado.



Modelo atômico de Bohr (núcleo e electrosfera)



ACTIVIDADE DA LIÇÃO

1 - Qual das seguintes afirmações é verdadeira?

Assinale com um (X) a correcta:

- a) Átomo é toda a substância estudada em Química. (____)
- b) Átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria (____)
- c) Átomo é tudo aquilo que podemos ver nas substâncias (____)

2 - Preencha os espaços em brancos (a, b, c, d, e, f, g) por palavras ou expressões de modo que a frase tenha significado certo a propósito da constituição do átomo.

O átomo é constituído por:

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



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b) X

2. a) – duas

2. b) – núcleo

2. c) – Electrosfera

2. d) – positiva

2. e) – neutrões

2. f) – electrões

2. g) – negativa

LIÇÃO Nº 2: CONCEITOS DE “MASSA ATÓMICA”, “NÚMERO ATÓMICO” E “ISÓTOPO”



INTRODUÇÃO

Caro estudante, no Módulo – 1 de Química foi discutido o conceito de massa atómica e número atómico. Nesta lição vamos aprofundar e discutir um outro conceito novo, - o conceito de isótopo.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir o conceito massa atómica;
- Definir o conceito número atómico;
- Definir o conceito isótopo;
- Efectuar cálculos que envolvem partículas subatómicas.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver os respectivos exercícios é de duas (2) horas.

2. 2. 1 - Massa atómica

Massa atómica de um elemento é o número de vezes que um átomo desse elemento é mais pesado que um átomo de hidrogénio.

O peso atómico do hidrogénio é considerado como a unidade.

2. 2. 2 - Número atómico

Número atómico de um elemento é o número correspondente à carga nuclear, ou seja, o número de protões (**p**) e representa-se pela letra (**Z**), portanto «**Z = p**».

Como os átomos são electricamente neutros, o número de protões é igual ao número de electrões, portanto «**p = e⁻**».

Assim, temos: **Z = p = e⁻**

2.2.3. Número de massa

O **número de massa** de um elemento é a soma do número de prótons (**p**) e neutrões (**n**) existentes no núcleo de um átomo e é representado pela letra (**A**).

Assim, temos: $A = Z + n$

Por exemplo o elemento Sódio (Na) tem: $Z=11$ e o $n=12$, Qual será o valor de A?

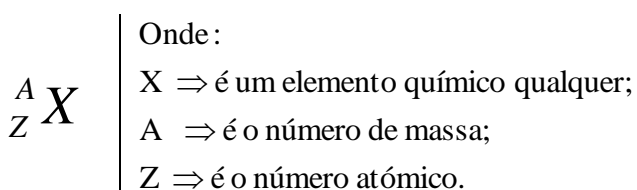
Usando a fórmula: $A = Z + n$

$$A = Z + n \Rightarrow A = 11 + 12 \Rightarrow A = 23$$

Um **elemento químico** é constituído por uma espécie de átomos, ou seja, átomos com o mesmo **número atómico (Z)**.

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Número de massa (A)	Número de prótons (p)	Número de neutrões (n)
H	Hidrogénio	1	1	1	0
He	Hélio	2	4	2	2
C	Carbono	6	12	6	6
O	Oxigénio	8	16	8	8
Na	Sódio	11	23	11	12

O **número atómico (Z)** e o **número de massa (A)** devem ser representados junto ao símbolo do **elemento químico**, segundo o exemplo.



Exemplo: ${}_{19}^{40}\text{K}$ Representa o átomo de Potássio que tem $Z = 19$ e $A = 40$

2. 2. 4 - Isótopo

Quando átomos do mesmo elemento apresentam o mesmo número atómico mas que se diferem nos seus números de massa, tendo por conseguinte um número diferente de neutrões são designados de *isótopos*:

Exemplo $\left| \begin{array}{l} {}^{35}_{17}\text{Cl} \rightarrow \text{Cloro-35} \\ {}^{37}_{17}\text{Cl} \rightarrow \text{Cloro-37} \end{array} \right|$

O cloro – 35 e o Cloro- 37 são isótopos porque apresentam o mesmo número atómico e massas atómicas diferentes.

Os isótopos do elemento químico hidrogénio:

${}^1_1\text{H} \Rightarrow \text{Hidrogénio} - 1$ ${}^2_1\text{H} \Rightarrow \text{Hidrogénio} - 2$ ${}^3_1\text{H} \Rightarrow \text{Hidrogénio} - 3$

O isótopo de massa **2** é chamado **Deutério** e o de massa 3, é chamado **Trítio** ou **Trício**.



ACTIVIDADE DA LIÇÃO

1 - Determine o número de protões, neutrões e electrões dos átomos dos seguintes elementos:

a) **Cloro**, com $A = 35$ e $Z = 17$

b) **Carbono**, com $A = 13$ e $Z = 6$

2 – Observa as representações que se seguem:

a) ${}^{56}_{25}\text{A}$

b) ${}^{55}_{25}\text{B}$

c) ${}^{56}_{26}\text{C}$

I - Assinale com um X os que representam isótopos.

II – Justifique a resposta dada.

3 - Estabeleça a notação convencional ${}^A_Z\text{X}$ para os seguintes átomos:

a) Ferro

b) Cálcio

c) Carbono

(Fe) $Z = 26$ e $A = 56$

(Ca) $Z = 20$ e $A = 41$

(C) $Z = 6$ e $A = 12$

4 - Complete a tabela abaixo.

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Número de massa (A)	Número de protões (p)	Número de neutrões (n)
Fe			56	26	
Na	Sódio			11	12
Cl		17	35		



CHAVE DE CORRECÇÃO

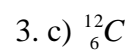
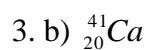
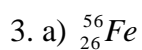
1. a) $n = 35 - 17 = 18$

1. b) $n = 13 - 6 = 7$

2. a) X

2. c) X

2. b) São isótopos porque apresentam o mesmo número atômico ($Z = 25$) mas com massas diferentes (56 e 55).



4 -

Símbolo químico	Elemento químico	Número atômico (Z)	Número de massa (A)	Número de prótons (p)	Número de nêutrons (n)
Fe	Ferro	26	56	26	30
Na	Sódio	11	23	11	12
Cl	Cloro	17	35	17	18

LIÇÃO Nº 3 - HISTÓRIA E IMPORTÂNCIA DA TABELA PERIÓDICA



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Após os primeiros trabalhos realizados pelos cientistas, o estudo dos elementos químicos desenvolveu-se de tal modo que se tornou necessário classificá-los de acordo com as suas propriedades (características). Assim, foram criadas várias leis que pudessem ajudar nessa classificação.

Neste contexto e para esta lição vai estudar resumidamente a História e importância da Tabela Periódica.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Descrever o historial da tabela periódica;
- Mencionar cientistas que se notabilizaram na descoberta da tabela periódica;
- Descrever a importância da tabela periódica.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver exercícios propostos será de uma (1) hora.

2. 3. 1 - História da Tabela Periódica

No início do séc. XIX. **John Dalton** cria a primeira lista de elementos químicos com massas atómicas conhecidas.

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

Essas **tríades** estavam separadas pelas massas atómicas mas tinham propriedades químicas muito semelhantes.

As **tríades** de elementos, dispostos por ordem crescente das suas massas atómicas, mostravam que a massa do elemento central era supostamente a média das massas atómicas do primeiro e terceiro membros.

Os elementos Cloro, Bromo e Iodo eram uma **tríade**. Lítio, Sódio e Potássio formavam outra. Assim se criou a lei das tríades.

Em 1862, **Alexandre Begneyer de Chaucourtois**, dispôs os elementos químicos até então conhecidos sobre a superfície de um cilindro com a directriz dividida em 16 partes iguais, tomando como base a massa atômica do oxigénio - 16.

Chaucourtois verificou que havia uma estreita semelhança entre os elementos situados sobre a mesma linha vertical.

Em 1864, **John A. R. Newlands** descobriu a "**lei das oitavas**", quer dizer, colocando os elementos, por ordem crescente das suas massas atômicas, em linhas de sete elementos, o oitavo elemento assemelha-se ao primeiro. Este modelo colocou os elementos **Lítio, Sódio e Potássio** juntos.

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

Em 1871, **Mendeleiev** formula, **a lei periódica**.

“Os elementos dispõem por ordem crescente das suas massas atômicas, as suas propriedades físicas e químicas variam periodicamente com o aumento da massa atômica”

Em 1913, o cientista britânico **Henry Moseley** (1887-1915), discípulo de Rutherford, descobriu que o valor da carga eléctrica no núcleo era bem definido e diferente de elemento para elemento. A esta carga positiva **Moseley** chamou de “**número atômico**” pois cada elemento apresentava o seu **número atômico** específico.

Desta forma, os elementos foram ordenados por ordem crescente dos seus **números atômicos**.

Os problemas existentes na tabela de Mendeleiev desapareceram e assim, **a lei periódica** foi redefinida da seguinte forma: “*As propriedades dos elementos variam de forma periódica, em função dos respectivos **números atômicos***”

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

2. 3. 2 - Importância da Tabela

A **tabela periódica** é fundamental para a química pois nela podem ser obtidas informações relativas aos elementos químicos (símbolos químicos, números atómicos, massas atómicas, propriedades dos elementos, entre outras) para poderem ser utilizadas de forma adequada na representação das fórmulas químicas, na elaboração de equações químicas e no uso correcto da linguagem química.

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



ACTIVIDADE DA LIÇÃO

- 1 - Mencione os cientistas que trabalharam na descoberta da tabela periódica.
- 2 - Enuncie a lei periódica de:
 - a) Mendeleiev.
 - b) Moseley ou actual.



CHAVE DE CORRECÇÃO

- 1 - John Dalton, Johann Wolfgang Döbereiner, Alexandre Begneyer de Chaucourtois, John A. R. Newlands, Lothar Meyer , Dimitri Ivanovich Mendeleieve e Henry Moseley.
2. a) Os elementos químicos se dispõem por ordem crescente das suas massas atómicas, as suas propriedades físicas e químicas variam periodicamente com o aumento das massas atómicas
2. b) As propriedades dos elementos variam de forma periódica, em função dos respectivos números atómicos.

LIÇÃO Nº 4 - CONSTITUIÇÃO DA TABELA PERIÓDICA E DISTRIBUIÇÃO ELECTRÓNICA.



INTRODUÇÃO

Nesta lição, vamos dar continuidade ao estudo da tabela periódica. De uma forma geral vamos analisar a sua constituição em grupos e períodos. Vamos também estudar a distribuição electrónica por níveis de energia.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Caracterizar a tabela periódica;
- Caracterizar o grupo na tabela periódica;
- Caracterizar o período na tabela periódica;
- Fazer a distribuição electrónica dos elementos por níveis de energia.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver os exercícios correspondentes é de duas (2) horas.

2. 4. 1 - Constituição da Tabela Periódica: Grupos e Períodos.

Na classificação periódica actual, os elementos químicos estão dispostos por ordem crescente dos seus números atómicos.

Tabela Periódica

Grupo	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Período																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe

	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
*Lantanídeos				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
**Actinídeos				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Legenda

Metais alcalinos	Metais alcalinos terrosos	Lantanídeos	Actinídeos	Metais de transição
Metais representativos	Semi - metais	Não - metais	Halogéneos	Gases nobres

Dos elementos químicos actualmente conhecidos, como mostra a tabela acima, 95 ocorrem na natureza ($Z = 1$ a $Z = 95$) e constituem a matéria do nosso mundo físico. Os restantes são artificiais ($Z = 96$ a $Z = 118$). São obtidos em laboratórios de pesquisas nucleares.

I - Grupo ou Família

A Tabela Periódica contém dezoito (18) colunas verticais denominadas **grupos** ou **famílias**. Os elementos do mesmo **grupo** ou **família** apresentam propriedades químicas semelhantes pois têm a mesma quantidade de electrões na última camada (camada de valência), o que define as propriedades para cada grupo de elementos.

Os elementos dos grupos I-A até VIII-A são chamados **grupos principais ou representativos** e encontram-se à esquerda (I-A e II-A) e à direita (III-A até VIII-A) na Tabela Periódica.

Nota: O número de electrões da última camada define o grupo a que o elemento pertence.

Electrões da última camada	1	2	3	4	5	6	7	8
Grupo principal	I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A

Na tabela periódica, os grupos têm nomes próprios, que são:

I-A → Grupo dos metais alcalinos.

II-A → Grupo dos metais alcalinos terrosos

III-A → Grupo do boro / alumínio

IV-A → Grupo do carbono

V-A → Grupo do azoto ou nitrogénio

VI-A → Grupo dos Calcogéneos

VII-A → Grupo dos halogéneos

VIII -A → Grupo dos gases nobres

II - Período ou série

Todos os elementos do mesmo período têm o mesmo número de camadas electrónicas.

Os elementos do 1º período têm uma camada, os elementos do 7º período têm sete camadas (o máximo número).

A tabela periódica tem sete (7) linhas horizontais denominadas **Períodos** ou **séries**. E estas linhas também podem ser designas por letras de (K, L, M, N, O, P, Q).

Cada uma das linhas horizontais da Tabela Periódica é designada por **Período**.

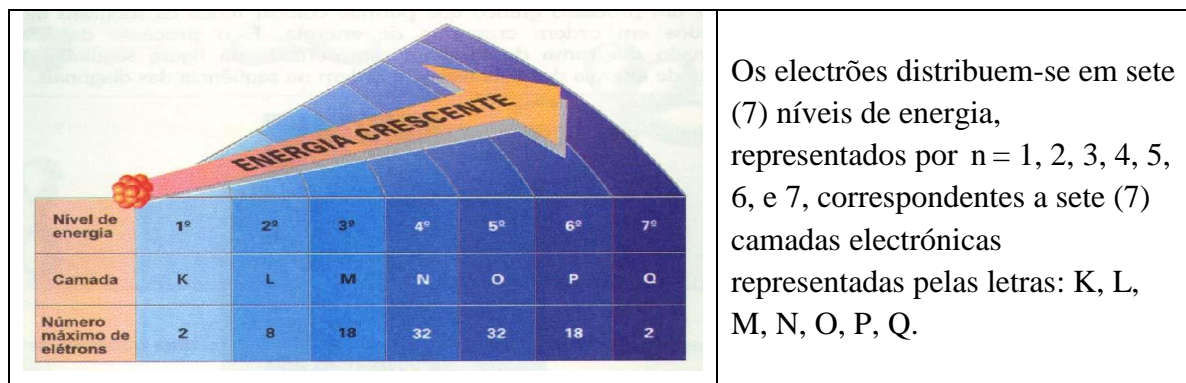
O número de camadas electrónicas define o período.

Número de camadas	1	2	3	4	5	6	7
Letra da camada	K	L	M	N	O	P	Q
Período	1º	2º	2º	4º	5º	6º	7º

2. 4. 2 - Níveis de energia

De acordo com o modelo atómico de Rutherford-Bohr, as *órbitas estacionárias* foram chamadas **camadas electrónicas** ou **níveis de energia**.

Nível de energia - é a região na electrosfera de um átomo onde a possibilidade de encontrar o electrão é maior.



O número máximo de electrões por nível de energia é dado pela fórmula:

$2n^2 \Rightarrow$ onde "n" é o nível de energia.

De acordo com a fórmula $2n^2$, no primeiro nível de energia o número máximo de electrões é 2.

No último nível só podem existir, no máximo, 8 electrões (electrões de valência), excepto se o último nível coincide com o primeiro, e aí, o número máximo de electrões é 2.

Camadas electrónicas e níveis de energia

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

Atenção: Como $2n^2$ é o número máximo de electrões teoricamente possível em cada nível, entre os átomos conhecidos em seus estados fundamentais, a partir do 5º nível ($n \geq 5$), esta regra não se observa na prática.

Assim, o número máximo de electrões nesses níveis é mostrado na tabela abaixo.

Camada electrónica	Nível de energia	Número máximo de electrões (teórico)	Número máximo de electrões (conhecido)
O	5º nível ($n = 5$)	$2 \times 5^2 = 50$	32
P	6º nível ($n = 6$)	$2 \times 6^2 = 72$	18
Q	7º nível ($n = 7$)	$2 \times 7^2 = 98$	2

2. 4. 3 - Distribuição electrónica por níveis de energia

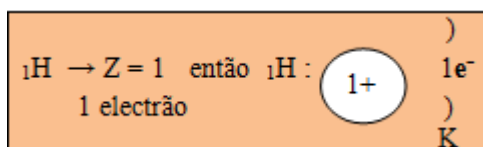
A **distribuição electrónica** ou **estrutura atómica** é a distribuição dos electrões na electrosfera de um átomo pelos níveis de energia.

A distribuição dos electrões de um átomo pelos níveis de energia obedece à fórmula $2n^2$. Onde "n" é o nível de energia.

No entanto, o último nível de energia em qualquer átomo não pode ter mais do que oito (8) electrões.

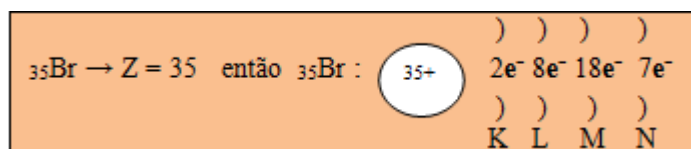
Lembrando que para os átomos electricamente neutros, $Z = p = e^-$

a) Distribuição electrónica para o Hidrogénio



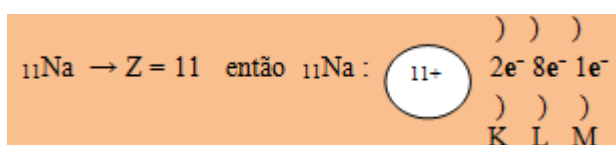
O único electrão encontra-se no $n=1$ ou camada K.

b) Bromo



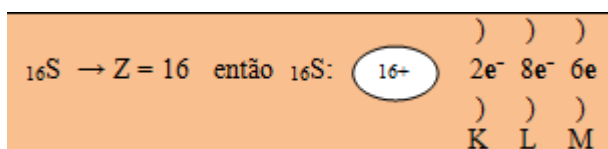
Os 35 electrões encontram-se distribuídos em: $n=1$; $n=2$, $n=3$ e $n=4$ ou camadas K, L, M, e N.

c) Sódio



Os 11 electrões ocupam as camadas K, L e M.

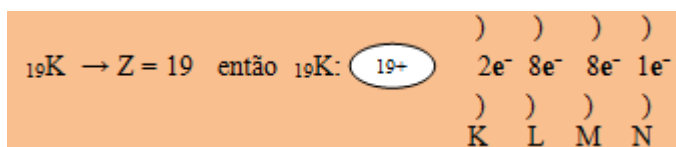
d) Enxofre



Os 16 electrões ocupam as camadas K, L e M

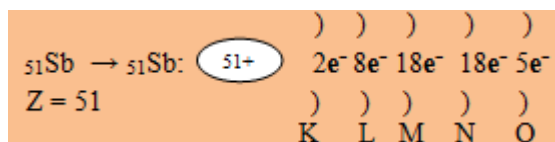
Nota: A última camada não pode ter mais do que oito (8) electrões, daí que, ao aplicar-se a regra $2n^2$ e se o resultado for acima de oito (8) electrões nesta camada, recorre-se ao número dos electrões permitido mais próximo que se tem por distribuir.

a) Potássio



Para o potássio ($_{19}\text{K}$) que serviu de exemplo, depois do preenchimento do 2º nível, restam 9 electrões por distribuir – no entanto, segundo a regra $2n^2$, o 3º nível admite até 18 electrões. Incluem-se 8 electrões nesse nível e o que resta passa a ocupar o 4º nível.

b) Antimónio

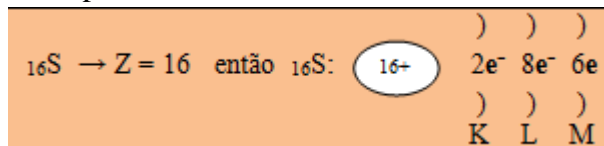


Para o Antimónio ($_{51}\text{Sb}$), depois do 3º nível, restam 23 electrões por distribuir – no entanto, pela regra $2n^2$, o 4º nível admite até 32 electrões. Incluem-se 18 electrões nesse nível e os que restam passam a ocupar o 5º nível.

2. 4. 4 - Relação de configuração electrónica e tabela periódica

Na configuração electrónica, o número de electrões da última camada corresponde ao grupo e o número de camadas corresponde ao período.

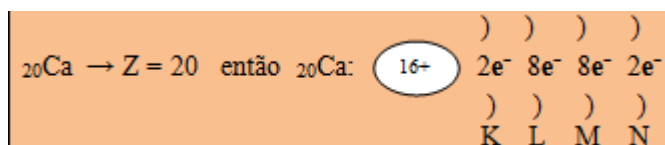
Exemplo 1: Enxofre com $Z = 16$



==> Tem 6 electrões na última camada, então pertence ao Grupo VI- A.

==> Tem 3 camadas, então pertence ao 3º Período.

Exemplo 2: Cálcio com $Z = 20$



==> Tem 2 electrões na última camada, então pertence ao Grupo II-A.

==> Tem 4 camadas, então pertence ao 4º Período.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Faça a distribuição electrónica dos seguintes elementos:

a) $_{14}\text{Si}$

b) $_{17}\text{Cl}$

c) $_{35}\text{Br}$

d) $_{20}\text{Ca}$

2. A última camada de um elemento químico tem 6 electrões e o mesmo elemento apresenta três camadas electrónicas.

a) Determine o número atómico (Z) desse elemento.

b) Determine a sua localização na Tabela Periódica (grupo e período).

3. Quantos electrões, no máximo, podem apresentar os níveis:

a) $n = 1$

b) $n = 3$

c) $n = 5$



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) $2e^-; 8e^-; 4e^-$

1. c) $2e^-; 8e^-; 18e^-; 7e^-$

1. b) $2e^-; 8e^-; 7e^-$

1. d) $2e^-; 8e^-; 8e^-; 2e^-$

2. a) 16

2. b). 3º período, Grupo VI-A

3. a) 2 electrões

3.b) 18 electrões

3.c) 50 electrões

LIÇÃO Nº 5: REGULARIDADES NA TABELA PERIÓDICA E AS VARIAÇÕES DAS PROPRIEDADES



INTRODUÇÃO

Se prestar atenção, de certeza que viu que entre as pessoas da mesma família são todas elas diferentes apesar de apresentar em algum momento, algumas semelhanças, estas pessoas não chegam a ser iguais. O mesmo acontece com as famílias formadas da Tabela Periódica, elas diferem entre si em vários aspectos.

Nesta lição, vamos ver algumas regularidades na variação das propriedades dos elementos ao longo dos grupos e dos períodos.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as regularidades da tabela periódica;
- Caracterizar a electronegatividade;
- Descrever o comportamento dos elementos com o carácter metálico.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver os exercícios propostos é de duas (2) horas.

2. 5. 1 - Regularidade na Tabela Periódica e variações das propriedades ao longo do grupo e período

A variação das propriedades dos elementos químicos ao longo do grupo está em conformidade com a natureza da própria tabela periódica dado que esta obedece à ordem crescente dos números atómicos.

I - Electronegatividade

A **electronegatividade** é a propriedade segundo a qual um átomo apresenta maior ou menor tendência de atrair (ganhar) electrões.

Nos **grupos** principais, a electronegatividade dos elementos aumenta de **baixo para cima**.

Nos **períodos**, a electronegatividade dos elementos aumenta **da esquerda para direita**.

II - Raio atómico

Tomando em consideração que o número de camadas corresponde ao período e, o número de electrões da última camada corresponde ao grupo, podemos concluir que:

Ao longo do **grupo**, o número de camadas aumenta de cima para baixo, o que significa que o tamanho dos átomos no grupo vai **crescendo** com o aumento do número atómico, isto é, de **cima para baixo**.

Ao longo do **período**, o número de camadas é constante. No entanto, aumenta a carga nuclear e o número de electrões na electrosfera. O aumento da carga nuclear faz aumentar a força de

atração entre o núcleo e a electrosfera fazendo, assim, diminuir o tamanho do átomo o que leva à diminuição do raio atómico **da esquerda para direita**.

III - Carácter metálico e ametálico

Os elementos químicos são classificados de acordo com as suas propriedades (características) em **metais** e **não-metais**.

Na tabela periódica, os elementos de carácter metálico situam-se à esquerda e os de carácter ametálico situam-se à direita. Assim, ao longo do **período**, o **carácter metálico aumenta da direita para a esquerda**.

Ao longo do **grupo** nota-se que as propriedades metálicas **aumentam de cima para baixo**.

Na tabela periódica, entre os **metais** e **não-metais** existe uma diagonal que engloba os semi-metais, como mostra a tabela

Li	Be	B	C	N	O	F	Não-metais
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Semi-metal
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Metais



ACTIVIDADE DA LIÇÃO

1 - Dos conceitos abaixo referidos, selecione o que constitui a base do modelo atómico do Niels Bohr.

- a) Número de massa b) Número atómico c) Níveis de energia

2 - Selecione a alternativa correcta. “O que caracteriza um grupo da tabela periódica é:”

- a) Todos os elementos apresentam o mesmo número de neutrões. _____
b) Todos os elementos têm o mesmo carácter metálico ou ametálico. _____
c) Todos os elementos têm o mesmo número de protões. _____

d) Todos os elementos têm o mesmo número de electrões na última camada. _____

3 – Dos elementos indicados na tabela periódica, coloque a letra da tabela que completa correctamente cada uma das afirmações abaixo.

	F						H		
					G				
	D			A			C		
						E			
B									

- a) O elemento mais electronegativo é _____
- b) O elemento com maior carácter metálico é _____
- c) O elemento com maior carácter ametálico é _____
- d) O elemento com menor electronegatividade é _____



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c) (X)

2. d) (X)

3. a) H

3. b) B

3. c) C

3. d) B

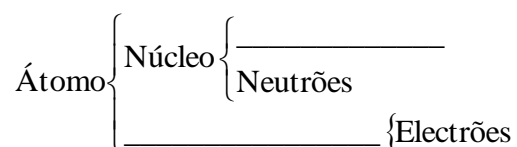


ACTIVIDADES DO FIM DA UNIDADE / PREPARAÇÃO DA PROVA DO FIM DA UNIDADE

1 - Qual das seguintes afirmações é verdadeira? Assinale com um (X) a correcta:

- a) Átomo é toda a substância estudada em Química. (_____)
- b) Átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria (_____)
- c) Átomo é tudo aquilo que podemos ver nas substâncias (_____)

2 – Completa o esquema da constituição do átomo.



3. Determine o número de protões, neutrões e electrões dos átomos dos seguintes elementos:

a) **Oxigénio**, que apresenta $\Rightarrow A = 18$ e $Z = 8$

b) **Alumínio**, que apresenta $\Rightarrow A = 27$ e $Z = 13$

4 - Faça a distribuição electrónica dos seguintes átomos

a) ${}_{14}\text{Si}$

c) ${}_8\text{O}$

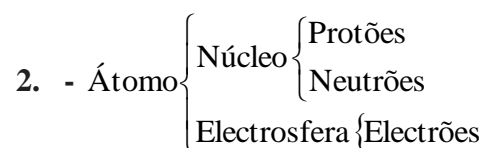
b) ${}_6\text{C}$

d) ${}_{13}\text{Al}$



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b) (X)



3.a) Protões (8), Neutrões (10) e electrões (8)

3.b) Protões (13), Neutrões (14) e electrões (13)

4.a) 2e, 8e, 4e

4.c) 2e, 6e

4.b) 2e, 4e

d) 2e, 8, 3e



ACTIVIDADES DO FIM DO MÓDULO

1. Defina os seguintes conceitos: óxido metálico e óxido não metálico.

2. Dê dois exemplos de hidrácidos e dois de oxácidos.

3. Escreva as fórmulas químicas das bases dos seguintes metais: sódio, alumínio e magnésio.

a) Escreva os respectivos nomes.

4. Escreva os nomes das substâncias abaixo indicadas:

a) CuSO_4

b) SO_3

c) H_2SO_3

d) H_2SO_4

e) KBr

5. Escreva as fórmulas químicas das seguintes substâncias:

a) Carbonato de cálcio

c) Hidróxido de amónio

b) Nitrato de ferro (III)

d) Hidróxido de prata

6. O que é uma reacção de neutralização?

7. Escreva as reacções químicas resultantes de:

a) Sódio metálico e ácido nítrico.

b) Óxido de cobre (II) e ácido sulfúrico.

c) Ferro e ácido clorídrico.

d) Termólise do hidróxido de bário.

8. Selecione a alternativa correcta. “O que caracteriza um grupo da tabela periódica é:”

a) Todos os elementos apresentam o mesmo número de neutrões. _____

b) Todos os elementos têm o mesmo carácter metálico ou ametálico. _____

c) Todos os elementos têm o mesmo número de protões. _____

d) Todos os elementos têm o mesmo número de electrões na última camada. _____

9. Indique com X a alternativa correcta para concluir a afirmação: “Os gases nobres localizam-se todos no oitavo grupo da tabela periódica porque:”

a) Têm $Z = 8$. _____

b) Têm 8 protões. _____

c) Têm 8 electrões. _____

d) Têm 8 camadas. _____

e) Têm 8 electrões e 8 neutrões. _____

f) Apresentam 8 electrões na última camada. _____

10. Da notação: $^{56}_{26}\text{Fe} \rightarrow$ assinale com X a alternativa correcta.

a) 26 Átomos de ferro de número de massa 56.

- b) Um átomo de ferro de número atómico 56.
- c) Um átomo de ferro de número de massa 26.
- d) Isótopo de ferro de número de massa 56.

11. Coloque V (verdadeiro) ou F (falso), conforme o caso, nas alíneas abaixo: “Um átomo de número atómico (Z) e número de massa (A):”

- | | |
|--------------------|--------------------|
| a) Tem A neutrões | c) Tem Z protões |
| b) Tem A electrões | d) Tem Z electrões |

12. Um átomo constituído por 7 protões, 8 neutrões e 7 electrões, possui um número atómico e um número de massa igual:

- a) 7 e 7
- b) 7 e 8
- c) 8 e 7
- d) 7 e 15
- e) 15 e 7

13. Indique a alternativa correcta “A seguinte representação 3_2X ; 4_2X ; 5_2X (X = símbolo do elemento químico), refere-se a átomos que tem”:

- a
- | | |
|---------------------------------|---------------------------------------|
|) Igual número de neutrões.____ | c) Diferente número de electrões.____ |
| b) Igual número de protões.____ | d) Números atómicos diferentes.____ |

14. Indique a alternativa que completa correctamente os espaços em branco na seguinte frase: “Um elemento químico é representado pelo seu _____, é identificado pelo número de _____ e pode apresentar diferente número de _____.”

- | | |
|---------------------------------|------------------------------------|
| a) Nome – protões – neutrões. | c) Símbolo – electrões – neutrões. |
| b) Nome – electrões – neutrões. | d) Símbolo – protões – neutrões. |



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. I – Óxido metálico é aquele formado pela combinação de oxigénio e um elemento com caracter metálico.

1. II - Óxido não metálico resulta combinação de oxigénio e um elemento com caracter ametálico.

2. I \Rightarrow HCN e HCl

2. II \Rightarrow H₂SO₄ e HNO₃

3. I – Base de sódio \Rightarrow NaOH

NaOH \Rightarrow Hidróxido de sódio

3. II – Base de Alumínio \Rightarrow Al(OH)₃

Al(OH)₃ \Rightarrow Hidróxido de alumínio

3. III – Base de Magnésio \Rightarrow Mg(OH)₂

Mg(OH)₂ \Rightarrow Hidróxido de magnésio

4. a) CuSO₄ \Rightarrow Sulfato de cobre (II)

4. b) SO₃ \Rightarrow Trióxido de enxofre

4. c) H₂SO₃ \Rightarrow Ácido sulfuroso

4. d) H₂SO₄ \Rightarrow Ácido sulfúrico

4. e) KBr \Rightarrow Brometo de potássio

5. a) Carbonato de cálcio \Rightarrow CaCO₃

5. c) Hidróxido de amónio \Rightarrow NH₄OH

5. b) Nitrato de ferro (III) \Rightarrow Fe(NO₃)₃

5. d) Hidróxido de prata (I) \Rightarrow AgOH

6. Reacção de neutralização é aquela que ocorre entre substâncias com caracter Ácido e substância com carácter básico e geralmente o resultado é um sal e água como substâncias neutras.

7. a) Sódio metálico e ácido nítrico: $Na + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + \frac{1}{2}H_2$

7. b) Óxido de cobre (II) e ácido sulfúrico: $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

7. c) Ferro (III) e ácido clorídrico: $2Fe + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2$

7. d) Termólise do Hidróxido de bário: $Ba(OH)_2 \rightarrow BaO + H_2O$

8. d) X

9. f) X

10. d) X

11. a) F

11. c) V

11. b) F

11. d) V

12. d) X

13. b) X

14. a) X

14. d) X

BIBLIOGRAFIA

1. MONJANE, António A. R., COCHO Estêvão B., RAMOS Luís J. M. e MATOS Elias Narciso. Química no contexto, Maputo-Moçambique, Diname 2002.
2. SILVA, Filomena Neves. Química pela pratica 9ª Classe. Maputo. Moçambique editora, 2002
3. TOCOLI Felismino. Química 9ª classe, Editora Escolar. Maputo- Moçambique 1999
4. COCHO Estêvão B. Q8-Química da 8ª classe Texto Editora, Maputo-Moçambique 2007
5. Programa Definitivo de Química da 9ª classe, MINED – INDE, Maputo, Moçambique, 2007

BIBLIOGRAFIA ELECTRÓNICA

1. allchemy.iq.usp.br/metabolizando/beta/01/atomista.htm.
2. pt.wikipedia.org/wiki/Teoria_at%C3%B4mica
3. pt.wikipedia.org/wiki/Teoria_at%C3%B3mica.
4. www.unb.br/iq/kleber/CursosVirtuais/QQ/lição-1/lição-1.htm .
5. br.syvum.com/cgi/online/serve.cgi/materia/quimica/atomic1.html.
6. es.wikipedia.org/wiki/Tabla_periódica_de_los_elementos.