



REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

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



Módulo 4

Química

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

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

**Módulo 4 de:
Química**

Moçambique

Baixar Livros & Exames em PDF

Somos o portal MozEstuda.com, um espaço dedicado à educação e ao conhecimento. Fornecemos links para o **download gratuito** de materiais de acesso livre, incluindo [exames anteriores](#), [livros e diversos PDFs](#) educacionais. Nosso objetivo é facilitar o aprendizado e a pesquisa, sempre respeitando os direitos autorais e promovendo o acesso legítimo ao conhecimento. Se você apreciou este conteúdo, considere apoiar os autores e editoras adquirindo versões oficiais sempre que possível. Todos os direitos autorais pertencem aos respectivos criadores e detentores de direitos. **Não vendemos nem lucramos com as obras disponibilizadas.** Aproveite e compartilhe com outros estudantes!

Para baixar livros em PDF, acesse biblioteca.mozestuda.com e pesquise o título desejado na barra de pesquisa. Ou, se preferir, siga/ Clique os links abaixo:

BAIXAR TODOS LIVROS ESCOLARES — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Classe** para Baixar todos livros em PDF

12ª CLASSE

11ª CLASSE

10ª CLASSE

9ª CLASSE

8ª CLASSE

7ª CLASSE

6ª CLASSE

5ª CLASSE

4ª CLASSE

3ª CLASSE

2ª CLASSE

1ª CLASSE

BAIXAR TODOS MÓDULOS ESCOLARES —

MÓDULOS DO I CICLO

MÓDULOS DO II CICLO

LIVROS POR DISCIPLINAS - TODAS

BAIXAR EXAMES DA **6ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

C. NATURAIS

C. SOCIAIS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

BAIXAR EXAMES DA **10ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

FÍSICA

GEOGRAFIA

HISTORIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

BAIXAR EXAMES DA **12ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

DGD

FILOSOFIA

FÍSICA

FRANCÊS

GEOGRAFIA

HISTÓRIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

TODOS EXAMES

TODOS EDITAIS

TODOS LIVROS

BAIXAR EXAMES DE **ADMISSÃO** — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Instituição** para Baixar todos exames em PDF

IFP / Formação de Professores

UEM

UJC/ ISRI

ISPG

ISPSONGO

AC. MILITAR

PRM

ISCAM

ICS — SAÚDE — ENSINO MÉDIO

ETP / Ensino técnico Profissional

UP / UniRios: Save, Rovuma, Licungo, ...

UNIZAMBEZE

ISPT

ISCISA

ACIPOL

CFJJ

IFAPA

EDITAIS

ENEM

VESTIBULARES

ENCCEJA

TODOS EXAMES

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

Dércio Langa

Revisão Científica

Raimundo Miambo

Revisão linguística

Marcos Domingos

Maquetização e Ilustração

ElísioBajone

Osvaldo Companhia

Rufus Maculuve

Impressão

CEMOQE, Moçambique

ÍNDICE

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DO MÓDULO – 4 DE QUÍMICA	7
UNIDADE TEMÁTICA - III: LIGAÇÃO QUÍMICA.....	10
LIÇÃO Nº 1: LIGAÇÃO QUÍMICA	12
LIÇÃO Nº 2: LIGAÇÃO IÓNICA.....	19
LIÇÃO Nº 3 - LIGAÇÃO COVALENTE.....	23
LIÇÃO Nº 4: LIGAÇÃO METÁLICA	29
UNIDADE TEMÁTICA - IV: O CLORO E OS ELEMENTOS DO GRUPO VII-A.....	34
LIÇÃO Nº 1 VISÃO GERAL DOS ELEMENTOS DO GRUPO-VII PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA.	36
LIÇÃO Nº 2: O CLORO. OBTENÇÃO, PROPRIEDADES, APLICAÇÕES E IMPORTÂNCIA	40
LIÇÃO Nº 3 - CLORETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO CLORÍDRICO. PRINCIPAIS CLORETOS	44
LIÇÃO Nº 4 - PROPRIEDADES FÍSICAS E APLICAÇÕES DO FLÚOR, BROMO E IODO	50
LIÇÃO Nº 5 -REACÇÃO REDOX: - NÚMERO DE OXIDAÇÃO E DETERMINAÇÃO DO NOX.....	54
LIÇÃO Nº 6: EQUAÇÕES DE OXIDAÇÃO E DE REDUÇÃO	58
LIÇÃO Nº 7- VOLUME MOLAR, LEI DE AVOGADRO E CÁLCULOS QUÍMICOS.	62
UNIDADE - V: ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO GRUPO VI - A.....	69
LIÇÃO Nº 1: VISÃO GERAL DOS ELEMENTOS DO GRUPO - VI PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA	71
LIÇÃO Nº 2: O ENXOFRE. ESTADO NATURAL, OCORRÊNCIA E VARIEDADES ALOTRÓPICAS.....	74
LIÇÃO Nº 3: MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE ENXOFRE	76
LIÇÃO Nº 4: COMPOSTOS DE ENXOFRE.....	78
LIÇÃO Nº 5- ÁCIDO SULFÚRICO (H_2SO_4)	81
LIÇÃO Nº 6 - SULFURETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO SULFÍDRICO	84
LIÇÃO Nº 7: PRINCIPAIS SAIS DO ENXOFRE E SUA IMPORTÂNCIA	87
LIÇÃO Nº 8 - CINÉTICA QUÍMICA.....	89
LIÇÃO Nº 9: FACTORES QUE A INFLUENCIAM NA VELOCIDADE DA REACÇÃO QUÍMICA.....	92
UNIDADE VI: NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO V GRUPO V-A	98
LIÇÃO Nº 1: VISÃO GERAL ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL	100
LIÇÃO Nº 2: O NITROGÉNIO	102
LIÇÃO Nº 3: COMPOSTOS DE NITROGÉNIO (O AMONÍACO)	105
LIÇÃO Nº 4 - OBTENÇÃO INDUSTRIAL DO AMONÍACO. ÓXIDOS DE NITROGÉNIO	108
LIÇÃO Nº 5: ÁCIDO NÍTRICO. PROPRIEDADES, OBTENÇÃO E APLICAÇÕES.....	111

6. 5. 1 - <i>Propriedades físicas do ácido nítrico (HNO_3)</i>	111
LIÇÃO Nº 6 - EQUILÍBRIO QUÍMICO	114
LIÇÃO Nº7: FÓSFORO E SEUS COMPOSTOS.....	121
LIÇÃO Nº 8 - ADUBOS OU FERTILIZANTES	125
LIÇÃO Nº 9 - POLUIÇÃO DO SOLO: PREVENÇÃO, CAUSAS E EFEITOS	129

MENSAGEM DA SUA EXCELÊNCIA MINISTRA DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

CARO ALUNO!

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

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

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

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

ESTIMADO ALUNO!

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

Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de aprendizagem, estimulando em si a necessidade de muita dedicação, boa organização, muita disciplina, criatividade e sobretudo determinação nos estudos.

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

BOM TRABALHO!

Maputo, aos 13 de Dezembro de 2017



CONCEITA ERNESTO XAVIER SORTANE
MINISTRA DA EDUCAÇÃO E
DESENVOLVIMENTO HUMANO

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

mjfm

INTRODUÇÃO AO ESTUDO DO MÓDULO – 4 DE QUÍMICA

Bem-vindo ao módulo – 4 de química

No presente módulo, estão inclusas quatro (4) unidades temáticas, que dão continuidade ao módulo -3.

Assim, vamos destacar a *ligação química* como sendo qualquer interação que leve à associação de átomos e iões, em moléculas, cristais e outras espécies estáveis que compõem as substâncias do nosso dia-a-dia.

Quando os átomos aproximam-se uns dos outros, seus núcleos e electrões interagem e tendem a se distribuir no espaço, essas ideias são expressos por modelos.

O tipo de ligações que ocorrem preferencialmente entre dois átomos pode ser previsto tomando-se como base a localização dos elementos na Tabela Periódica, e de algum modo também as propriedades das substâncias a serem formadas podem ser relacionadas ao tipo de ligação e a localização dos elementos na Tabela Periódica.

Vamos ainda aprofundar o estudo da Tabela Periódica ao falarmos dos elementos dos Grupos VII, VI e V principais da Tabela Periódica.



OBJECTIVOS DE APRENDIZAGEM

Esperamos que no fim deste módulo, seja capaz de:

- Identificar as ligações químicas;
- Indicar os diferentes tipos de substâncias;
- Identificar os elementos segundo a sua localização na tabela periódica;
- Mencionar diferentes tipos de ligações químicas: covalente, iónica e metálica;
- Identificar as substâncias mediante tipo de ligação química.
- Localizar os elementos na Tabela Periódica com base na estrutura electrónica;

- Explicar a variação das propriedades dos elementos ao longo do período e do grupo na Tabela Periódica;
- Explicar a relação entre a estrutura, propriedades das substâncias e suas aplicações;
- Descrever as propriedades físicas e químicas dos elementos representantes dos grupos VA, VIA e VIIA da Tabela Periódica e seus principais compostos;
- Mencionar a importância dos adubos no desenvolvimento agrícola;
- Interpretar as reacções reversíveis e o princípio de Le Chatelier no deslocamento do equilíbrio químico;
- Mencionar os factores que influenciam a velocidade da reacção;
- Realizar cálculos químicos sobre o volume molar;
- Escrever, acertar e interpretar equações químicas.

RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

- Identifica as ligações químicas;
- Menciona os diferentes tipos de ligações químicas;
- Indica os diferentes tipos de substâncias;
- Menciona diferentes tipos de ligações químicas: covalente, iónica e metálica;
- Identifica as substâncias mediante tipo de ligação química.
- Localiza os elementos na Tabela Periódica com base na estrutura electrónica;
- Explica a variação das propriedades dos elementos ao longo do período e do grupo na Tabela Periódica;
- Explica a relação entre a estrutura, propriedades das substâncias e suas aplicações;
- Descreve as propriedades físicas e químicas dos elementos representantes dos grupos VA, VIA e VIIA da Tabela Periódica e seus principais compostos;
- Explica a importância dos adubos no desenvolvimento agrícola;
- Identifica as reacções reversíveis e o princípio de Le Chatelier no deslocamento do equilíbrio químico;
- Menciona os factores que influenciam a velocidade da reacção;
- Realiza cálculos químicos sobre o volume molar;
- Escreve equações químicas. Escreve, acertar e interpretar equações químicas.
- Acerta equações químicas.
- Interpreta equações químicas.

ORIENTAÇÕES NO ESTUDO DO MÓDULO

Caro estudante! Para o sucesso no estudo do presente módulo vai precisar de alguns conselhos que irão orientá-lo no estudo autodidático.

A seguir apresentamos alguns conselhos:

1º Reserve algum tempo por semana para o estudo de cada lição e resolução dos exercícios propostos.

2º Procure um lugar tranquilo que disponha de espaço e iluminação apropriado, pode ser em sua casa, no Centro de Apoio e Aprendizagem (CAA) ou em qualquer lugar.

3º Durante a leitura, faça anotações no seu caderno sobre conceitos, fórmulas e outros aspectos importantes sobre do tema em estudo. Aponte também as dúvidas a serem apresentadas aos seus colegas, professor ou tutor de forma a ser esclarecidas.

4º Faça resumo das matérias estudadas no seu caderno de apontamento.

5º Resolva os exercícios e só consulte a **correção** para confirmar as respostas. Caso tenha respostas erradas volte a estudar a lição e resolver novamente os exercícios de forma a aperfeiçoar o seu conhecimento.

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

Repita esse exercício em todas as lições.

Ao longo das lições você vai encontrar figuras que o orientarão na aprendizagem:

Ao longo das lições e no fim de cada unidade temática, são apresentadas actividades de, de reflexão e de experiências que o ajudarão a avaliar o seu desempenho e melhorar a sua aprendizagem.

Sucessos!

ESTRUTURA DO MÓDULO

O Módulo - 4 de Química está estruturado em quatro (IV) Unidades Temáticas que vão abordar os seguintes conteúdos: Ligação química; Cloro e os elementos do Grupo VII principal; Enxofre e os elementos do Grupo VI principal e por último o estudo do Nitrogénio e os elementos do Grupo V principal da Tabela Periódica.

É de salientar que cada unidade temática esta subdividida em lições e que de acordo com a natureza e a complexidade dos conteúdos abordados, alguns lições levaram mais tempo e mais conteúdos bem como exercícios em relação a outras.



INTRODUÇÃO

Seja bem-vindo a mais uma unidade do estudo de Química.

Nesta unidade vai ter a oportunidade de saber como é que os átomos se ligam e porquê devem se ligar. Terá ainda que conhecer os diferentes tipos de ligação química que os átomos podem estabelecer dependendo do “parceiro” com que se ligam.

Outro aspecto que terá como objecto do estudo é a relação entre as características das substâncias e o tipo de ligação química que levou à sua formação.

Para já fazemos votos de que entenda e goste desta matéria.

Bom trabalho!

Esta unidade temática apresenta quatro (4) lições, a saber:

Lição nº 1: Ligação química.

Lição nº 2: Ligação iónica;

Lição nº 3: Ligação covalente.

Lição nº 4: Ligação metálica.



DURAÇÃO DA UNIDADE

Caro estudante, devido a natureza e a complexidade dos conteúdos tratados nesta unidade vai precisar de mais ou menos dezasseis (16) horas.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como material complementar, vai precisar de um caderno para o resumo da sua aprendizagem, 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 de calcular, se possível, uma Tabela Periódica para o acompanhamento das suas lições.

LIÇÃO Nº 1: LIGAÇÃO QUÍMICA



INTRODUÇÃO

Estimado estudante, na Natureza existe aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos destes elementos químicos, ao se unirem, formam um grande número de substâncias químicas que fazem parte do nosso dia-a-dia.

Convido-lhe a estudarmos a ligação química.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir o conceito ligação química;
- Classificar as ligações químicas;
- Representar a estrutura de Lewis dos compostos;
- Definir o conceito ião.



TEMPO DE ESTUDO

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

3. 1. 1 - Ligação Química

Ligação química - é a união estabelecida entre os átomos para formar moléculas que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

Numa ligação química ocorre um conjunto de forças que mantém os átomos unidos.

Os átomos ligam-se uns aos outros usando os electrões da última camada. Este facto baseia-se numa regra própria chamada - **Regra de Octeto** ou regra de oito electrões.

3. 1. 2 - Regra do octeto

Esta regra diz que “um átomo é estável quando possui na sua última camada (camada de valência) 8 electrões”, estrutura semelhante a dos gases nobres.

Um átomo com um número de electrões inferior a oito (8) na sua última camada tem tendência de ganhar, perder ou compartilhar electrões de modo a alcançar a estabilidade.

Os átomos que possuem de um (1) a três (3) electrões sua última camada, têm tendência de ceder esses electrões para ter a última camada com (8 electrões).

Os átomos que possuem entre cinco (5) a sete (7) electrões na sua última camada, têm tendência de ganhar mais electrões para ter a última camada com (8 electrões).

Num átomo, o número de prótons (cargas positivas) é igual ao número de electrões (cargas negativas). *Este átomo é considerado electricamente neutro.*

Quando um átomo, em busca de estabilidade reage com outro, cedendo ou ganhando electrões, a sua *carga passa para positiva ou negativa*, respectivamente.

Exemplo:

O átomo de Sódio (Na) que possui um (1) electrão na sua última camada, quando reage com o Oxigénio (O), para atingir a estabilidade (8 electrões) cede esse electrão da última camada ao Oxigénio que possui seis (6) electrões.

O Oxigénio passa a ter sete (7) electrões na última camada e, por isso, é necessário um outro átomo de Sódio (Na) para lhe ceder o outro electrão em falta para que possa atingir a estabilidade (8 electrões).

Para o Sódio	Para o Oxigénio
$\begin{array}{ccc} \text{Na} \begin{cases} 11+ \\ 11- \end{cases} & \xrightarrow{\quad} & \text{Na} \begin{cases} 11+ \\ 10- \end{cases} \\ \hline \text{Total } 0 & \text{perde } 1e^- & \text{Total } +1 \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{O} \begin{cases} 8+ \\ 8- \end{cases} & \xrightarrow{\quad} & \text{O} \begin{cases} 8+ \\ 10- \end{cases} \\ \hline \text{Total } 0 & \text{ganha } 2e^- & \text{Total } 2- \end{array}$

A esta tendência que os átomos têm de ganhar, perder ou compartilhar electrões de modo a ficar com (8) oito electrões na última camada, chama-se **Regra de octeto**.

3. 1. 3 - Estrutura de Lewis

Os esquemas de *Lewis* são constituídos pelo símbolo do elemento a que o átomo pertence ladeado pelo número de electrões da última camada, os quais podem ser representados por bolinhas, cruzes, asteriscos, etc.

No esquema de *Lewis* representa-se apenas electrões de valência. Os da última camada.

O quadro abaixo apresenta as *Estrutura de Lewis*

(onde estão destacados os electrões da última camada)

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica						Estrutura de Lewis
			K	L	M	N	O	P	
Na	Sódio	11	2	8	1				Na _•
C	Carbono	6	2	4					* C *
O	Oxigénio	8	2	6					* O *
Xe	Xénon	54	2	8	18	18	8		* Xe *
Mg	Magnésio	12	2	8	2				* Mg *

3. 1. 4 - Noção de ião

Os átomos dos elementos químicos têm tendência para atingirem a configuração electrónica dos gases nobres, possuir oito (8) electrões na última camada (camada de valência), **ganhando ou perdendo electrões**. Este processo dá origem a **íões**.

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

I - Classificação de íões

Os íões classificam-se em **catiões** e **aniões**:

a) **Catiões** - são íões com carga positiva que é indicada pelo sinal (+).

Esta carga tem a ver com o número de electrões perdidos, podendo ser (+) quando é um electrão perdido, (2+) quando são dois e (3+) quando são três (3) electrões que o elemento químico perdeu.

b) Aniões - são iões com carga negativa que é indicada pelo sinal (-).

Esta carga tem a ver com o número de electrões ganhos, podendo ser (-) quando é um (1) electrão ganho, (2-) quando são dois e (3-) quando são três (3) electrões ganhos.

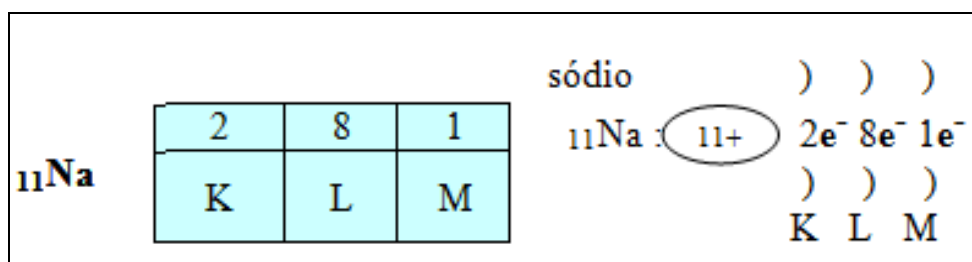
As cargas indicam a valência iónica.

Valência iónica – É o número de electrões que um determinado átomo perdeu ou recebeu para se tornar **ião**.

II - Formação de iões

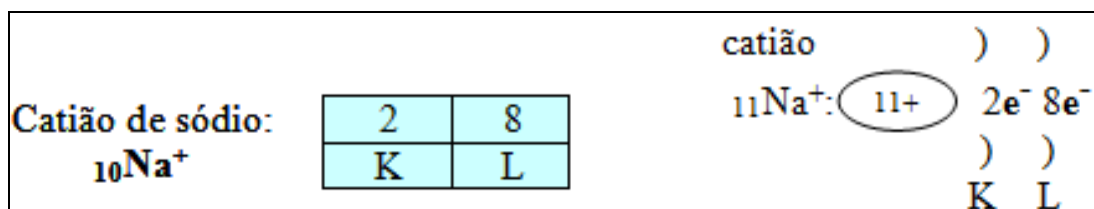
A - Formação do catião

Observa:



O átomo do Sódio (Na) possui $1e^-$ na última camada (M). No entanto. Se ele perder esse electrão, a última camada passará a ser (L), com oito electrões, ficando com uma estrutura semelhante à de um gás nobre – Néon ($_{10}\text{Ne}$).

Assim, o átomo de Sódio, ao perder esse electrão transforma-se num **ião positivo (Catião)**.



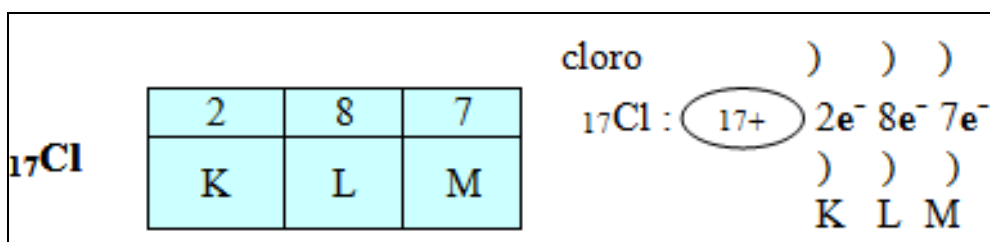
Outros exemplos: Os metais de uma forma geral possuem poucos electrões na última camada; um (1), dois (2) ou três (3) electrões. Perdendo esses electrões, transformando-se em **Catiões**.

${}_{11}\text{Na} \xrightarrow{-1e^-} {}_{11}\text{Na}^+$ Perdeu um(1) Electrão ↑ ↑ Ião de sódio Átomo de sódio	Catião de sódio $\Rightarrow \text{Na}^+$
${}_{20}\text{Ca} \xrightarrow{-2e^-} {}_{20}\text{Ca}^+$ Perdeu dois (2) Electrões ↑ ↑ Ião de Cálcio Átomo de Cálcio	Catião de cálcio $\Rightarrow \text{Ca}^{2+}$
${}_{20}\text{Al} \xrightarrow{-3e^-} {}_{20}\text{Al}^+$ Perdeu Três (3) Electrões ↑ ↑ Ião de Alumínio Átomo de Alumínio Ião de Alumínio	Catião de alumínio $\Rightarrow \text{Al}^{3+}$

Os catiões formam-se quando um elemento perde os seus electrões da última camada.

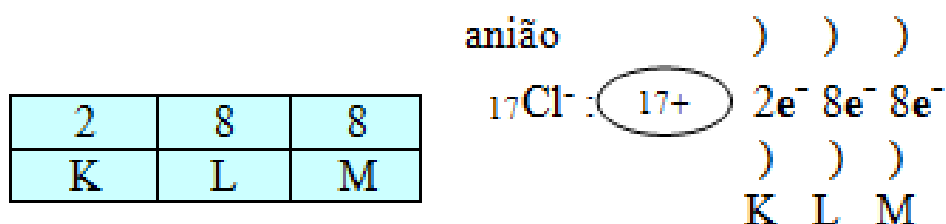
B - Formação do anião

Observa:



O átomo do cloro possui sete (7) na última camada (M). Ao receber mais um electrão ficará com 8 electrões nessa camada, adquirindo uma estrutura semelhante à de um gás nobre – Árgon (${}_{18}\text{Ar}$).

O átomo do cloro, ao receber um electrão transforma-se num **ião negativo (Anião)**.



Outros exemplos: Os ametais com cinco (5), seis (6) ou sete (7) electrões na última camada têm tendência de receber três (3), dois (2) ou um (1) electrão, transformando-se em **aniões**.

Os ametais - são os elementos com maior electronegatividade. Por isso eles têm maior força para atrair electrões.

${}_9\text{F} \xrightarrow{+1e^-} \text{F}^{1-}$ ganhou um (1) electrões $\uparrow$ $\uparrow$ Anião Átomo neutro	Anião de flúor $\Rightarrow \text{F}^-$
${}_8\text{O} \xrightarrow{+2e^-} \text{O}^{2-}$ ganhou dois (2) electrões $\uparrow$ $\uparrow$ Anião Átomo	Anião de oxigénio $\Rightarrow \text{O}^{2-}$
${}_7\text{N} \xrightarrow{+3e^-} \text{N}^{3-}$ ganhou três (3) electrões $\uparrow$ $\uparrow$ Anião Átomo	Anião de nitrogénio $\Rightarrow \text{N}^{3-}$

Os aniões formam-se quando um elemento adquire electrões.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1- Observe a tabela seguinte:

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica							Estrutura de Lewis
				L	M			P	Q	
P	Fósforo		2	8	5					
S	Enxofre	16								
Cl	Cloro		2	8	7					
Si	Silício	14								

I – Complete-a.

2 - Defina os conceitos:

a) Ião

b) Cátion

c) Anião

3 - Quando é que se diz que um átomo é estável?

4 - Colocar V (verdadeiro) ou F (falso) conforme os casos:

a) - Os não-metais possuem poucos electrões na última camada. Portanto, têm tendência para adquirir mais electrões, transformando-se em cátions. (____)

b) - Os ametais possuem geralmente cinco, seis ou sete electrões na última camada. Portanto, têm tendência para receber três, dois ou um electrão, transformando-se em aniões. (____)

c) - Os ametais são elementos com maior electronegatividade, por isso têm maior força para atrair electrões. (____)

d) - Os aniões formam-se quando um elemento perde os seus electrões da última camada. (____)



CHAVE DE CORREÇÃO

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica							Estrutura de Lewis
			K	L	M	L	M	P	Q	
P	Fósforo	15	2	8	5					$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot P \cdot \\ \cdot \end{array}$
S	Enxofre	16	2	8	6					$\begin{array}{c} \circ \\ \circ S \circ \\ \circ \end{array}$
Cl	Cloro	17	2	8	7					$\begin{array}{c} \circ \\ \circ Cl \circ \\ \circ \end{array}$
Si	Silício	14	2	8	4					$\begin{array}{c} * \\ * Si * \\ * \end{array}$

2 - a) Partícula com uma certa carga.

2 - b) Partícula carregada positivamente.

2 - c) Partícula carregada negativamente.

3 - Quando não pode ganhar nem perder electrões.

4. Colocar V (verdadeiro) ou F (falso) conforme os casos:

4. a) (F)

4. b) (F)

4. c) (F)

4. d) (V)

LIÇÃO Nº 2: LIGAÇÃO IÓNICA.



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos estudar os tipos de ligação Química.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar os tipos de ligação Química



TEMPO DE ESTUDO

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

3. 2. 1 - Tipos de ligação química

Ligação química – é a união entre os átomos para formar compostos químicos.

A ligação química pode ocorrer de três formas, a saber:

Ligação iónica

Ligação covalente

Ligação metálica

a) *Ligação iónica* – ocorre através da doação e recepção de electrões entre os átomos.

b) *Ligação covalente* – ocorre através do compartilhamento de pares de electrões.

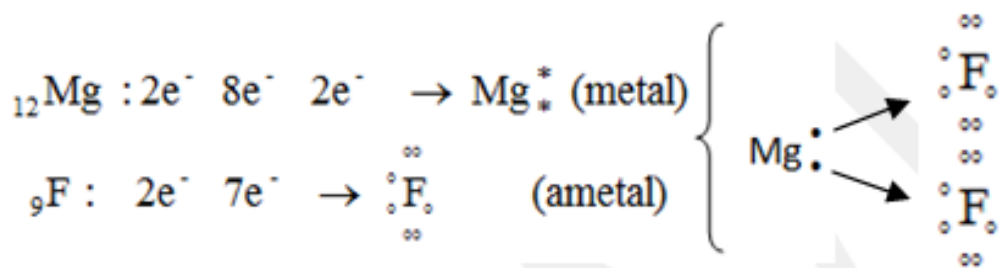
c) *Ligação metálica* – ocorre quando os electrões de valência de metais passam a movimentar-se livremente entre os núcleos dos átomos, criando assim uma força de atracção entre estes.

3. 2. 2 - Ligação iónica

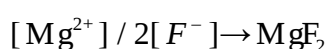
A **ligação iónica** - consiste na transferência de electrões de um átomo para outro com grande diferença da electronegatividade.

A ligação iónica é feita pela atracção electrónica entre iões de cargas contrárias (negativa e positiva), geralmente entre um metal e um ametal.

Exemplo - 1

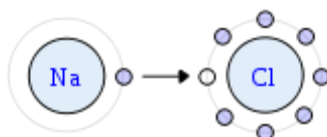


O Magnésio (Mg) transforma-se em ião (Mg^{2+}) ao ceder os electrões aos átomos do Flúor (F) passando, assim, os dois átomos de Flúor a ser iões (F^-). Deste modo, o catião (Mg^{2+}) e os dois aniões (F^-) atraem-se mutuamente pela força electrónica, resultando a formação do composto fluoreto de magnésio (MgF_2).



Exemplo - 2

Observa a figura
 $\Rightarrow$



O sódio (Na) tem um electrão na sua camada de valência. O cloro (Cl) possui sete (7) electrões de valência.

Quando um electrão se move do sódio (Na) para o cloro (Cl) formam-se dois iões: um positivo (Na^+) e outro negativo (Cl^-).

Cada ião adquire a configuração electrónica de um gás nobre. A energia de ligação é proveniente da atracção electrónica entre os dois iões com cargas contrárias, tem valor suficiente para que a ligação se torne estável.

Conhecendo as valências dos elementos cujos seus átomos vão se ligar para formar um composto iónico, pode-se indicar o **ião-fórmula**.

Veja o exemplo a seguir:

Para o cálcio : ${}_{20}\text{Ca} \quad 2e^- \quad 8e^- \quad 8e^- \quad 2e^-$	$\Rightarrow$ Perde dois electrões $\rightarrow$	Valência - 2
Para o fósforo: ${}_{15}\text{P} : 2e^- \quad 8e^- \quad 5e^-$	$\Rightarrow$ Ganha três electrões $\rightarrow$	Valência - 3

A carga eléctrica de um ião significa o número de ligações que ele tem de fazer com outros e esta carga corresponde à valência.

O total das cargas eléctricas deve ser neutro. Confira sempre o total das cargas eléctricas para saber se os índices dos elementos estão correctos.

Na fórmula escrevem-se os símbolos na ordem crescente da electronegatividade e o índice de um corresponde à valência do outro.

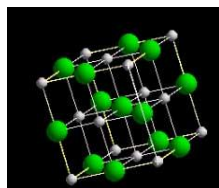
Elementos	Valências	Fórmula
Ca	II	Ca_3P_2
P	III	

Quando os índices tiverem um divisor comum simplificam-se. Veja o exemplo abaixo.

Elementos	Estrutura electrónica	Valências dos elementos	Fórmula do composto
$_{12}\text{Mg}$	$2e^-$ $8e^-$ $2e^-$ vai ceder $2e^-$	II	$\text{Mg}_{2/2}\text{O}_{2/2} \rightarrow \text{MgO}$
$_8\text{O}$	$2e^-$ $6e^-$ vai receber $2e^-$	II	

3. 2. 3 - Rede Iónica

O tipo de força que une os catiões e aniões é de **natureza eléctrica** e de grande intensidade. Por isso, todos os compostos iónicos, em condições normais de temperatura e pressão (C.N.T.P.), são sólidos e com elevados pontos de fusão.



Modelo cristalino

A figura representa o modelo da estrutura cristalina do *Cloreto de sódio* (NaCl).

Os pontos cinzentos representam *íões de sódio* (Na^+) e os pontos verdes representam *íões de Cloro* (Cl^-).

O composto *Cloreto de sódio* tem a fórmula (NaCl).

3. 2. 4 - Propriedades das substâncias com ligação iónica

- São sólidos com elevados pontos de fusão e ebulição;
- São geralmente sais solúveis em água;
- Em solução aquosa ou quando fundidos conduzem a corrente eléctrica;
- Os seus pontos de fusão diminuem com o aumento do comprimento da ligação (aumento do raio iónico).



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Sabendo que o alumínio (Al) tem o *número atómico* ($Z = 13$) e o Oxigénio (O) tem o *número atómico* ($Z = 8$) estabeleça a ligação entre alumínio (Al) e oxigénio (O) e classifique.

2 - Desenhe o esquema de *Lewis* para:

Potássio $\rightarrow$ K ($Z = 19$)

Carbono $\rightarrow$ C ($Z = 6$)

Enxofre $\rightarrow$ S ($Z = 16$)

3 - Usando as valências, escreva as fórmulas dos compostos formados por:

a) Na ($Z = 11$) e N ($Z = 7$)

c) Ca ($Z = 20$) e Cl ($Z = 17$)

b) K ($Z = 19$) e S ($Z = 16$)

d) Mg ($Z = 12$) e N ($Z = 7$)



CHAVE DE CORREÇÃO

1 - $2Al^{3+} e 3O^{2-} \rightarrow Al_2O_3$ ligação iónica

2 -



3. a) Na_5N

3. b) K_6S

3. c) $CaCl_2$

3. d) Mg_5N_2

LIÇÃO Nº 3 - LIGAÇÃO COVALENTE



INTRODUÇÃO

Caro estudante, nesta lição vai estudar ligação covalente. Vai poder perceber como ocorrem as diferentes formas se manifestar.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir ligação covalente;
- Mencionar as diferentes formas de ligação covalente;
- Mencionar as propriedades das substâncias com ligações covalentes.



TEMPO DE ESTUDO

Para o estudo desta lição e resolver exercícios propostos vai ser necessário cerca de duas (2) Horas.

Querido estudante, mais uma vez, lhe convidamos para uma viagem de estudo, desta vez será com as ligações covalentes.

3.3.1 - Ligação covalente

A ligação covalente é também chamada ligação molecular. E este tipo de ligação ocorre entre ametais.

A ligação covalente ocorre através do compartilhamento de pares de electrões entre os átomos, de tal modo que estes adquiram configuração de **gás nobre** (*Regra do Octeto*).

Aqui não ocorre o ganho nem perda de electrões e ao compartilhar seus electrões, os átomos formam **compostos moleculares**.

Cada átomo envolvido no compartilhamento, entra com um electrão e assim, cada par de electrões compartilhados é considerado como pertencente a ambos.

Existem dois tipos de ligação covalente, que são:

I - Ligação covalente apolar

II - Ligação covalente polar

Quando se ligam ametais do mesmo elemento químico a ligação é chamada **ligação covalente apolar**

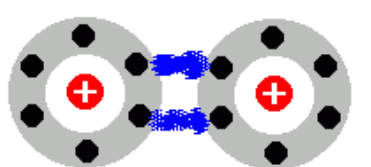
Quando se ligam ametais de elementos diferentes a ligação é **ligação covalente polar**.

3.3.2 - Ligação covalente apolar

Considera a configuração electrónica dos átomos de oxigénio:

Átomo	Estrutura electrónica	Esquema de Lewis
${}_8\text{O}: Z = 8$	$2e^- \quad 6e^-$	$\begin{array}{c} * \\ * \text{O} * \\ * \end{array}$
${}_8\text{O}: Z = 8$	$2e^- \quad 6e^-$	$\begin{array}{c} * \\ * \text{O} * \\ * \end{array}$

Pode se representar a ligação covalente da seguinte forma.



Ligação covalente apolar entre os átomos do oxigénio

Os dois átomos associam-se formando a substância O_2 .

O Oxigénio tem seis (6) electrões na última camada, assim precisa de receber mais dois electrões para se estabilizar. Nesta situação, a estabilidade é conseguida pelo compartilhamento de dois pares de electrões.

É importante entender que substâncias simples como: Cl_2 , H_2 , Br_2 , I_2 , F_2 , O_2 , N_2 , apresentam ligações covalentes **apolares** porque se ligam átomos do mesmo elemento com a mesma electronegatividade

Cl_2	H_2	Br_2	I_2	F_2	O_2	N_2
$\text{Cl} - \text{Cl}$	$\text{H} - \text{H}$	$\text{Br} - \text{Br}$	$\text{I} - \text{I}$	$\text{F} - \text{F}$	$\text{O} = \text{O}$	$\text{N} \equiv \text{N}$

3.3.3 - Ligação covalente polar

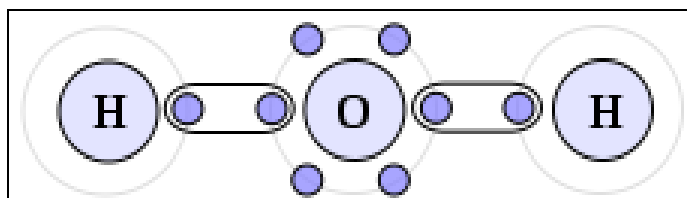
Vamos Considerar a configuração electrónica dos átomos do Hidrogénio e do Oxigénio:

Átomo	Estrutura electrónica	Estrutura de Lewis
${}_1\text{H}$	$1e^-$	$\text{H} \bullet$
${}_8\text{O}$	$2e^- \quad 6e^-$	$\begin{array}{c} * \\ * \text{O} * \\ * \end{array}$

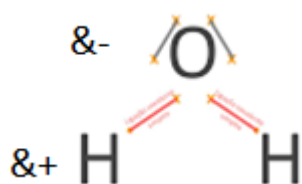
O **Hidrogénio** tem apenas uma única camada com um electrão. Por ser a primeira camada, admite dois electrões. Portanto falta-lhe um electrão para se estabilizar.

O **Oxigénio** tem seis electrões na última camada e para se estabilizar necessita de dois (2) electrões.

Desta forma, para a formação da molécula de água (H_2O) dois átomos do hidrogénio compartilham seus electrões com um átomo de oxigénio que por sua vez participa com dois electrões, como mostra a figura que se segue.



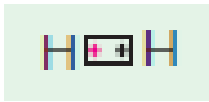
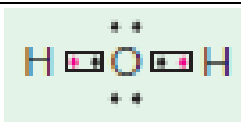
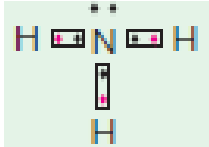
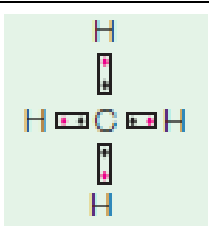
A **ligação covalente polar** forma-se quando se ligam átomos com diferença de electronegatividade.



Os pares de electrões compartilhados ficam mais próximo do elemento mais **electronegativo** (o oxigénio). Como os electrões estão carregados negativamente, cria-se uma espécie de **carga parcial negativa** para o elemento mais electronegativo e **carga parcial positiva** para o elemento menos electronegativo (o hidrogénio), formando assim uma ligação **covalente polar**.

Ligação covalente	Característica	Exemplo	
1. Simples	Quando se compartilha um par de electrões.	Molécula do cloro (Cl_2)	$Cl - Cl$
		Molécula do cloreto de hidrogénio (HCl)	$H - Cl$
2. Duplas	Quando se compartilha dois pares de electrões.	Molécula do oxigénio (O_2)	$O = O$
		Molécula do dióxido de carbono (CO_2)	$O = C = O$
3. Triplas	Quando são compartilhados três pares de electrões.	Molécula do nitrogénio (N_2)	$N \equiv N$
		Cianeto (HCN)	$H - C \equiv N$

Veja as ligações covalentes de algumas moléculas simples

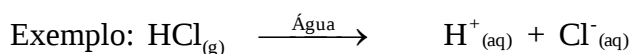
Nome	Constituição	Fórmula molecular	Fórmula eletrónica	Fórmula estrutural	Tipo de ligação
Hidrogénio	2 Átomos do hidrogénio	H_2		$H - H$	1 Simples
Oxigénio	2 Átomos do Oxigénio	O_2		$O = O$	1 Dupla
Nitrogénio	2 Átomos do Nitrogénio	N_2		$N \equiv N$	1 Tripla
Água	2 Átomos do hidrogénio e 1 do Oxigénio	H_2O		$H - O - H$	2 Simples
Amoníaco	3 Átomos do hidrogénio e 1 do Nitrogénio	NH_3		$H - N - H$ $ $ H	3 Simples
Metano	4 Átomos do hidrogénio e 1 do carbono	CH_4		H $ $ $H - C - H$ $ $ H	4 Simples

3. 3. 4 - Propriedades das substâncias com ligação covalente (rede molecular)

Os compostos com ligação covalente formam moléculas.

No estado sólido existem sob a forma de cristais moleculares chamados de rede molecular.

- Os compostos moleculares apresentam pontos de fusão e ebulição relativamente baixos.
- Em C.N.T.P. são líquidos ou gases.
- Em geral, as moléculas polares são solúveis em água e as apolares são insolúveis.
- São maus condutores da corrente eléctrica.
- Os compostos que contêm hidrogénio ionizável como é o caso de Cloreto de hidrogénio (HCl) tem o carácter ácido porque em contacto com a água sofre dissociação formando iões de hidrogénio (H^+). Assim em solução aquosa conduzem a corrente eléctrica.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1- Partindo do esquema de Lewis, mostre as ligações entre:

- | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| a) N ($Z = 7$) e N ($Z = 7$) | c) P ($Z = 15$) e H ($Z = 1$) |
| b) C ($Z = 6$) e S ($Z = 8$) | d) N ($Z = 7$) e H ($Z = 1$) |

2- Indique resumidamente as principais diferenças entre:

- a) Ligação covalente apolar e ligação covalente polar.
- b) Ligação covalente polar e ligação iónica.
- c) Ligação iónica e ligação covalente.

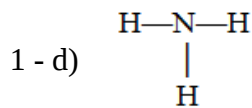
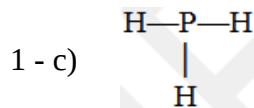
3 - Defina o conceito de electronegatividade.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1- a) $\text{N} \equiv \text{N}$

1 - b) $\text{S} = \text{C} = \text{S}$



2 - a) Ligação covalente apolar é aquela que estabelecida por dois ametais com a mesma electronegatividade e ligação covalente polar dois ametais com diferença de electronegatividade.

b) Ligação covalente polar há formação de pólos e ligação iónica há formação de iões.

c) Ligação iónica há formação de iões e ligação covalente há formação de polos.

3- Electronegatividade é a tendência que os elementos químicos têm de ganhar electrões e equiparar se a um gás nobre mais próximo.

LIÇÃO Nº 4: LIGAÇÃO METÁLICA



INTRODUÇÃO

Na presente lição, vai aprender a explicar o mecanismo de formação de substâncias com ligação metálica, a razão para a sua boa condução de calor e de corrente eléctrica.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir ligação metálica;
- Mencionar as propriedades das substâncias metálicas.



TEMPO DE ESTUDO

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

3. 4. 1 - Ligação metálica

Ligação metálica – é o tipo de ligação química que se estabelece entre átomos de um elemento metálico, constituindo uma substância com o carácter metálico.

Formação de uma substância metálica

Primeiro, Os átomos (neutros) do metal perdem electrões da última camada, formando catiões e por sua vez, estes catiões ganham electrões vindos dos outros átomos transformando-se em átomos neutros.

Há sempre electrões livres que se movem de átomos neutros para catiões e vice-versa, constituindo-se assim o cristal metálico (rede metálica).

3. 4. 2 - A rede metálica

As figuras que se seguem mostram estruturas formadas por catiões fixos cercados por “*mar de electrões*” provenientes das **camadas de valência** (últimas camadas) dos átomos envolvidos.

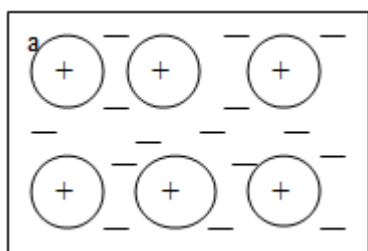


Fig. A

Cátions de carga +1 cercados por electrões

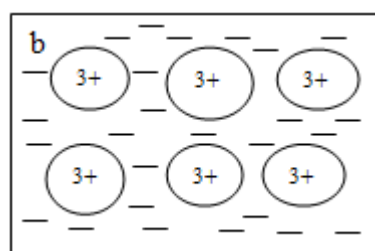
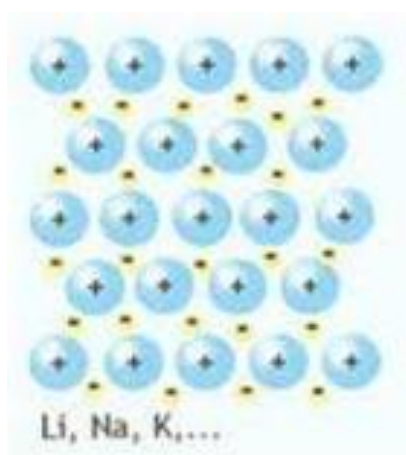


Fig. B

Cátions de carga +3 cercados por electrões

Os metais do mesmo grupo apresentam uma rede semelhante. Olha para os exemplos a baixo:



Li, Na, K,...

Metais do 1º grupo.
Valência (I)



Mg, Ca, Sr,...

Metais do 2º grupo.
Valência (II)

3.4.3 - Propriedades das substâncias com ligação metálica

Os **metais**, em forma de substâncias, apresentam as seguintes propriedades:

- São sólidos, com a excepção do mercúrio que é um metal líquido;
- Apresentam um brilho metálico;
- Têm uma densidade relativamente elevada;
- Têm pontos de fusão e de ebulição relativamente elevados;
- São bons condutores do calor e da electricidade (devido a movimentos de electrões livres);
- São resistentes à força de atracção;
- São dúcteis (podem ser transformados em fios);
- São maleáveis (podem se transformar em lâminas);
- Formam ligas metálicas.

Nota:

- Condutibilidade — são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor;
- Maleabilidade — capacidade de produzir lâminas, chapas muito finas;
- Ductibilidade — capacidade de produzir fios.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Quais das seguintes substâncias apresentam ligação metálica? (assinalar com X)

- | | | |
|-----------------|--------------------|--------------------|
| a) C | d) CuCl_2 | g) Zn |
| b) P_4 | e) S_8 | h) ZnCl_2 |
| c) Fe | f) Mg | i) PbS |

2 - Assinalar com X a alternativa correcta “As substâncias: KBr, Br_2 e HBr são respectivamente”

- a) Composto iónico, composto molecular polar e composto molecular apolar. _____
- b) Composto molecular polar, composto iónico e composto molecular apolar. _____
- c) Composto iónico, composto molecular apolar e composto molecular polar. _____
- d) Composto molecular apolar, composto molecular polar e composto iónico. _____

3. Mencione três propriedades das substâncias com ligação metálica.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1 – c) X

1 – g) X

2 – c) X

3 – Geralmente apresentam brilho metálico; são maleáveis e são bons condutores do calor e da electricidade.



a) Ião b) Catião c) Anião

3. Colocar V (verdadeiro) ou F (falso) conforme os casos:

d) Os aniões formam-se quando um elemento perde os seus electrões da última camada.
()

a) Cl_2 b) N_2 c) O_2 d) CO

e) CH_4 ; f) H_2S ; g) KCl ; h) Na_2O .

c) Alumínio ($_{13}Al$) f) Cloro ($_{17}Cl$) i) Enxofre ($_{16}S$)

7- Complete com V (verdadeiro) ou F (falso), conforme os casos.

a) O composto NaCl tem cargas ou ligações iguais, temos portanto um átomo de cada elemento. _____

b) $\text{Na}^+ / \text{P}^{3-}$ Formam o composto NaP_3 . _____

c) $\text{Ca}^{2+} / \text{Cl}^-$ Formam o composto CaCl_2 , com cargas ou ligações iguais: $(2+)$ e $2(1-)$ _____

d) $\text{Ca}^{2+} / \text{O}^{2-}$ O composto que foram tem a fórmula química: CaO _____



CHAVE DE CORREÇÃO

1. a) Partícula com uma certa carga.

1. b) Partícula carregada positivamente.

1. c) Partícula carregada negativamente.

2 - Quando não pode ganhar nem perder electrões e assim apresentar a configuração electrónica de um gás nobre.

3. a) (F)

3. b) (F)

3. c) (F)

3. d) (V)

4. a) $\text{Cl} = \text{Cl}$

4. b) $\text{N} \equiv \text{N}$

4. c) $\text{O} = \text{O}$

4. d) $\text{C} = \text{O}$

5. a) $\text{CaO} \Rightarrow$ Iónica

5. e) $\text{CH}_4 \Rightarrow$ Covalente

5. b) $\text{HCl} \Rightarrow$ Covalente

5. f) $\text{H}_2\text{S} \Rightarrow$ Covalente

5. c) $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ Covalente

5. h) $\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow$ Iónica

5. d) $\text{MgCl}_2 \Rightarrow$ Iónica

5. g) $\text{KCl} \Rightarrow$ Iónica

6. a) Cálcio ($_{20}\text{Ca}$) $\Rightarrow$ Catião Ca^{2+}

6. e) Potássio ($_{19}\text{K}$) $\Rightarrow$ Catião K^+

6. b) Oxigénio ($_{8}\text{O}$) $\Rightarrow$ Anião O^{2-}

6. f) Cloro ($_{17}\text{Cl}$) $\Rightarrow$ Anião Cl^-

6. c) Alumínio ($_{13}\text{Al}$) $\Rightarrow$ Catião Al^{3+}

6. g) Nitrogénio ($_{7}\text{N}$) $\Rightarrow$ Anião N^{3-}

6. d) Fósforo ($_{15}\text{P}$) $\Rightarrow$ Anião P^{3-}

6. h) Enxofre ($_{16}\text{S}$) $\Rightarrow$ Anião S^{2-}

7. a) F

7. b) V

7. c) V

7. d) V

UNIDADE TEMÁTICA - IV: O CLORO E OS ELEMENTOS DO GRUPO VII-A



INTRODUÇÃO DA UNIDADE

Bem-vindo a mais uma unidade e nesta unidade, vai estudar especialmente o Cloro e os elementos do seu grupo na Tabela Periódica.

Também voltaremos a falar das Reacções redox mas num contexto mais amplo.

É importante que siga os nossos conselhos pois, é fundamental para o sucesso do seu estudo. Resta-nos desejar que continue na nossa companhia e seja aquele estudante a que já estamos habituados. Bons estudos.

Salientar que esta unidade é composta por sete (7) lições, a saber:

Lição nº1: Visão geral Elementos do VII grupo principal

Lição nº 2: O Cloro. -Obtenção, propriedades, aplicações e importância.

Lição nº 3: Cloreto de hidrogénio e Ácido clorídrico. Principais cloretos.

Lição nº 4: Propriedades e aplicações do Flúor, Bromo e Iodo.

Lição nº 5: Reacção redox e determinação do Nox.

Lição nº 6: Equações de oxidação e de redução. Agente oxidante e agente redutor.

Lição nº 7: Volume molar, Lei de Avogadro e cálculos químicos.



OBJECTIVOS DA UNIDADE

Mencionar os elementos do VII grupo A da tabela periódica

Explicar a forma de obtenção do cloro no laboratório, suas propriedades, aplicações e importância

Identificar uma reacção redox

Determinar o Nox

Indicar os agentes oxidante e redutor

Determinar volume molar

Explicar a lei de Avogadro

Resolver problemas envolvendo numero de Avogadro



RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

Menciona os elementos do VII grupo A da tabela periódica

Explica a forma de obtenção do cloro no laboratório, suas propriedades, aplicações e importância

Identifica uma reacção redox

Determina o Nox

Indica os agentes oxidante e redutor

Determina volume molar

Explica a lei de Avogadro

Resolve problemas envolvendo numero de Avogadro

LIÇÃO Nº 1 VISÃO GERAL DOS ELEMENTOS DO GRUPO-VII PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA



INTRODUÇÃO

O comportamento químico dos diferentes elementos é determinado pela sua estrutura atômica, mais especificamente pelos electrões da última camada também chamados electrões de valência.

Já foi discutido que o número de electrões da última camada determina o grupo ocupado por esse elemento na tabela periódica.

Nesta lição vamo-nos dedicar ao estudo dos elementos do sétimo grupo principal da Tabela Periódica.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Identificar as características dos elementos do Grupo-VII principal;
- Identificar a ocorrência dos halogéneos na Natureza.



TEMPO DE ESTUDO

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

Estimado estudante, vamos fazer uma viagem bem rápida na Tabela Periódica e vamos viajar ao longo do grupo destes elementos.

Elementos do Grupo VII-A					
Nome do elemento	Flúor	Cloro	Bromo	Iodo	Astató
Símbolo químico	<i>F</i>	<i>Cl</i>	<i>Br</i>	<i>I</i>	<i>At</i>
Número atómico (Z)	9	17	35	53	85

4. 1. 1 - Visão geral dos halogéneos

Halogéneos – são elementos pertencentes ao Grupo-VII principal da Tabela Periódica.

O termo **halogéneo** é da origem grega: (*has* = sal e *gen* = gerar/formar) - significa no entanto “formador de sal”

Estes elementos combinam directamente com os metais activos dando origem a sais, como o caso do Cloreto de sódio ($NaCl$) conhecido vulgarmente no mercado com o nome “sal de cozinha”.

Fazem parte deste grupo os elementos: Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Iodo (I) e *Astato* (At)- Este último é pouco comum e é radioactivo.

4. 1. 2 – Ocorrência dos elementos na natureza

- a) O **Flúor** ocorre em minérios como fluorite, criolite e fluora patite;
- b) O **Cloro** ocorre em Cloreto de Sódio (sal da cozinha) que se encontra nas minas de sal-gema, água do mar e em minérios;
- c) O **Bromo** também se encontra na água do mar e nas salinas;
- d) O **Iodo** ocorre nas salinas em estado idêntico ao do Bromo;
- d)O **Astato** é muito raro na Natureza por ser um elemento radioativo.

No estado livre os halogéneos na natureza ocorrem sob forma moléculas diatómicas

Ligações covalentes apolares	$F - F$	$Cl - Cl$	$Br - Br$	$I - I$
Moléculas diatómicas	F_2	Cl_2	Br_2	I_2

4. 1. 3 - Estados físicos

Em Condições Normais da Temperatura e de Pressão (C.N.T.P.) temos:

- O **Flúor** e o **Cloro** encontram-se no estado gasoso;
- O **Bromo** é um líquido muito volátil;
- O **Iodo** é um sólido que sublima facilmente.

4.1.4 Distribuição electrónica segundo *Borh*

Observa o quadro que se segue:

Símbolo químico	Elemento químico	Número atômico (Z)	Estrutura electrónica					
			K	L	M	N	O	P
${}_9F$	Flúor	9	2	7				
${}_{17}Cl$	Cloro	17	2	8	7			
${}_{35}Br$	Bromo	35	2	8	18	7		
${}_{53}I$	Iodo	53	2	8	18	18	7	
${}_{85}At$	Astato	85	2	8	18	32	18	7

4. 1. 5 - Posição dos elementos na Tabela Periódica

Como pode ver no quadro acima, os elementos do Grupo VII-A da tabela periódica apresentam todos eles sete (7) electrões na última camada e isto lhes confere a sua localização no sétimo grupo.

Ainda no quadro acima, notamos que o Carbono (C) tem duas camadas, o Bromo (Br) tem três camadas, o Iodo (I) tem quatro camadas e o Astato (At) tem cinco camadas. Isto faz com que estejam o Carbono (C) 2º período, o Bromo (Br) 3º período, o Iodo (I) 4º período camadas e o Astato (At) no 5º período.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. - Os elementos do Grupo VII-A apresentam sete (7) electrões na última camada.

a) Escreva as fórmulas dos iões do Flúor, Cloro, Bromo e Iodo.

b) Represente a estrutura de Lewis em: F_2 , Cl_2 e HCl .

2 - Os elementos do grupo VII-A formam compostos estáveis com os metais do primeiro grupo.

a) Escreva as fórmulas dos compostos formados por:

I - Cloro e Potássio

III - Iodo e Potássio

II - Bromo e Sódio

IV - Flúor e Sódio

b) Que tipo de ligação ocorre nos compostos:

I- KCl

III - Cl_2

II - $NaBr$

IV - HBr



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) Iões do Flúor (F^-), iões do Cloro (Cl^-), iões do Bromo (Br^-) e iões do Iodo (I^-).

1. b. 1) $F_2(F-F)$

1. b. 2) $Cl_2(Cl-Cl)$

1. b. 3) $I_2(I-I)$.

2. a) I - Cloro e Potássio (KCl)

2. a) III - Iodo e Potássio (KI)

2. a) II - Bromo e Sódio ($NaBr$)

2. a) IV - Flúor e Sódio (NaF)

2. b) I. $KCl \Rightarrow$ Ligação Iónica

2. b) III. $Cl_2 \Rightarrow$ Ligação covalente apolar

2. b) II. $NaBr \Rightarrow$ Ligação iónica

2. b) IV. $HBr \Rightarrow$ Ligação covalente polar

LIÇÃO Nº 2: O CLORO. OBTENÇÃO, PROPRIEDADES, APLICAÇÕES E IMPORTÂNCIA



INTRODUÇÃO

O Cloro como representante dos halogéneos.

Caro estudante, nesta lição vai estudar o Cloro, sua ocorrência na natureza, métodos de obtenção, propriedades, aplicações e sua importância.

Importa salientar que o Cloro não é o primeiro no grupo, pois como primeiro tem-se o flúor. Porém, este flúor apresenta desvios do comportamento em relação a outros membros do grupo e por isso, o Cloro é o mais adequado como representante do Grupo VII-A.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as propriedades do Cloro.
- Escrever as equações das reacções de obtenção do Cloro.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver todos os exercícios propostos recomenda-se que reserve no mínimo uma (1) hora.

4. 2. 1 – Ocorrência do Cloro na natureza



O Cloro na natureza não é encontrado livre, mas sim na forma combinada.

Ocorre basicamente como Cloreto de sódio ($NaCl$), dissolvido nas águas do mar ou em minas de sal-gema (depósitos minerais de $NaCl$) formadas provavelmente pelos mares ancestrais que evaporaram ou ficaram soterrados (cobertos de terra).

O Cloro também ocorre combinado em a *silvina* (KCl) ou na *carnalita* ($KMgCl_3 \cdot 6H_2O \rightarrow$ Cloreto de magnésio e potássio hexahidratado).

Na crosta terrestre está presente em menor quantidade e é praticamente impossível encontrá-lo sem estar combinado com outros elementos, devido à sua elevada reactividade.

4. 2. 2 - Obtenção laboratorial

Por ser uma substancia muito tóxico, apenas vamos fazer uma descrição da sua obtenção.

O Cloro é obtido no laboratório a partir das seguintes reacções:

a) Reacção entre o Ácido clorídrico concentrado e o Óxido de Manganês (IV), a quente.



b) Reacção entre o Ácido clorídrico concentrado e o Clorato de potássio, a frio.



c) Reacção entre o Ácido clorídrico diluído e o Hipoclorito de sódio.

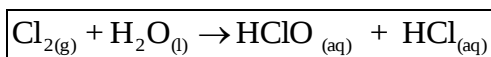


Nota: Nas reacções a cima, tem-se em todos os produtos uma seta depois do cloro (Cl). Esta seta orientada para cima, significa que o produto formado está no estado gasoso.

4. 2. 3 - Propriedades Físicas do Cloro

O Cloro é um gás de cor amarela – esverdeada e com cheiro muito forte.

É ligeiramente solúvel em água (6,5 g de cloro por litro de água a $25^\circ C$) formando, em parte, o Ácido hipocloroso ($HClO$) e o Ácido clorídrico (HCl), produtos solúveis (*A solução que se forma é chamada de **água de cloro***) segundo a equação:



A aspiração, do Cloro (Cl_2) mesmo em pequenas quantidades, leva a inflamação das vias respiratórias e, em quantidades considerável leva à morte (A dose letal é de 2,5 mg em cada litro de ar.).

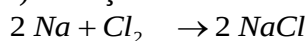
4. 2. 4 - Propriedades Químicas do Cloro (Reacções do Cloro)

I - Reacção com os metais

O cloro, sendo um elemento com uma electronegatividade elevada, tem tendência de reagir com os elementos que têm facilidade de ceder electrões. Assim sendo, reage com os metais formando cloretos.

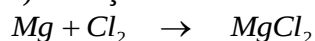
Exemplo:

a) Reacção do Cloro com o Sódio.



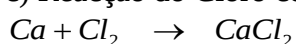
Cloreto de sódio

b) Reacção do Cloro com o Magnésio.



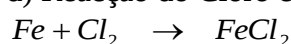
Cloreto de magnésio

c) Reacção do Cloro com o Cálcio



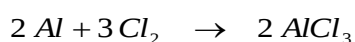
Cloreto de cálcio

d) Reacção do Cloro com o Ferro (II)



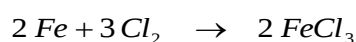
Cloreto de ferro(II)

e) Reacção do Cloro com o Alumínio



Cloreto de alumínio

f) Reacção do Cloro com o Ferro (III)

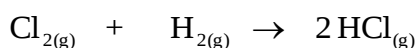


Cloreto de ferro(III)

II - Reacção com ametais (não metais)

O exemplo clássico da reacção do cloro com os ametais, é quando este, reage com o hidrogénio.

Sendo o hidrogénio um elemento com baixa electronegatividade, à semelhança dos metais, ao reagir com o Cloro tem também tendência de ceder o seu electrão da última camada formando o Cloreto de hidrogénio (HCl), segundo a equação:



4.2. 5 Aplicações do Cloro e sua importância

I - Aplicações do Cloro

- Purificação de água de consumo e desinfeção da água das piscinas;
- Branqueamento de tecidos;
- Produção de *lixívia* ou *Javel* (NaOCl = hipoclorito de sódio), para higiene;
- Em estações para tratamento de esgotos;
- Também se usa na preparação de Cloreto de hidrogénio puro, através da reacção: $\boxed{\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(g)}}$

II - Importância do Cloro

- Uma grande parte do Cloro é empregue na produção de *Cloreto de vinilo* ($HC \equiv C - Cl$), composto orgânico usado como matéria-prima para a obtenção de Policloreto de vinilo (PVC) que é um plástico usado como isolador e na produção de vários utensílios como baldes, frascos, garrafas plásticas, etc.

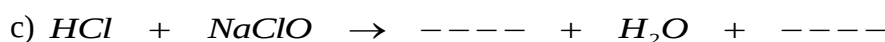
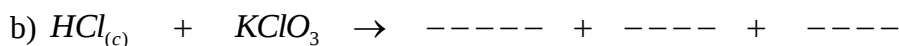
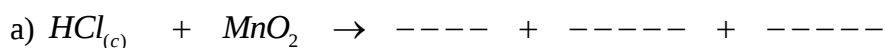
- O Cloro sob a forma de *lixívia ou Javel* é utilizado no tratamento da água dos poços, rios e outras fontes, desinfecção da água das piscinas, feridas recentes, etc, evitando assim as doenças microbianas potencialmente transmissíveis pela água, dentre elas a febre tifóide e para-tifóides, a hepatite infecciosa, a cólera, disenteria e outras doenças diarreicas.

Nota: A água não tratada pode permitir a proliferação de algas, bactérias, vírus e outros microorganismos patogénicos (que causam doenças). A desinfecção da água tem como objectivo o combate às doenças de veiculação hídrica, pois o cloro mata os microorganismos evitando a sua proliferação.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Escreve os produtos das reacções que caracterizam a obtenção do cloro no laboratório.

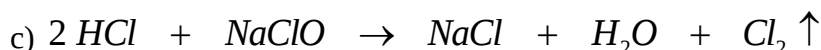
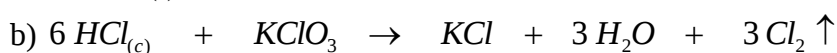
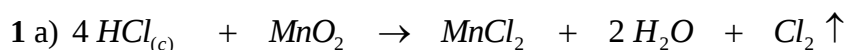


2 - Mencione duas propriedades Físicas do Cloro

3 - Indique duas (2) aplicações do Cloro.



CHAVE DE CORRECÇÃO



2 – O Cloro é um gás amarelo – esverdeado; pouco solúvel em água e possui um cheiro muito forte.

3 - O cloro é utilizado na purificação de água; no branqueamento de tecidos; como desinfectante e também em estações do tratamento de esgotos.

LIÇÃO Nº 3 - CLORETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO CLORÍDRICO. PRINCIPAIS CLORETOS



INTRODUÇÃO

Nesta lição vai estudar o Cloreto de Hidrogénio e o Ácido clorídrico.

Importa dizer que o Cloreto de Hidrogénio (HCl) é um produto gasoso da reacção do Cloro com o Hidrogénio e quando este gás é dissolvido em água apresenta o carácter ácido. Esta solução aquosa toma o nome de o Ácido clorídrico.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Escrever a equação de obtenção de Cloreto de Hidrogénio;
- Identificar as propriedades físicas do Cloreto de Hidrogénio;
- Descrever as químicas do Ácido clorídrico.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para estudar esta lição e resolver todos os exercícios propostos é de uma (1) Hora.

4. 3. 1 - Cloreto de Hidrogénio

O Cloreto de Hidrogénio tem como fórmula química HCl

I - Propriedades Físicas Cloreto de Hidrogénio é $HCl_{(g)}$

O Cloreto de Hidrogénio é um gás incolor, de cheiro forte e tóxico.

É bem solúvel em Água e a solução aquosa denomina-se Ácido clorídrico [$HCl_{(g)}$]

II – Obtenção do Cloreto de Hidrogénio

A - Na indústria

O Cloreto de Hidrogénio obtém-se pela reacção directa do Hidrogénio com Cloro.

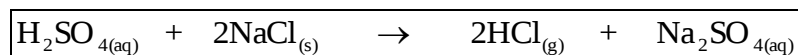
A equação da reacção é:
$$\boxed{\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}}$$

Esta reacção é exotérmica (liberta calor).

B - No laboratório

Reacção entre Cloreto de Sódio com Ácido sulfúrico.

A equação da reacção é:



4. 3. 2 - Ácido clorídrico

O Ácido clorídrico é a solução aquosa de Cloreto de Hidrogénio [$\text{HCl}_{(\text{g})}$] e esta solução é representada sob forma [$\text{HCl}_{(\text{aq})}$]

I - Propriedades Físicas do Ácido clorídrico

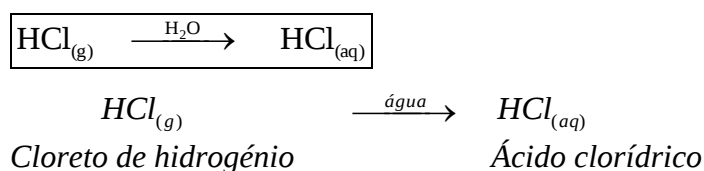
O Ácido clorídrico é uma solução aquosa do Cloreto de Hidrogénio.

O Ácido clorídrico é um líquido incolor com cheiro forte semelhante ao do Cloreto de Hidrogénio.

O Ácido clorídrico é corrosivo. Derramado sobre a pele, deve ser imediatamente lavada com muita água e qualquer queimadura deve receber assistência médica.

II - Obtenção do Ácido clorídrico

O Ácido clorídrico obtém-se dissolvendo o Cloreto de Hidrogénio em Água:



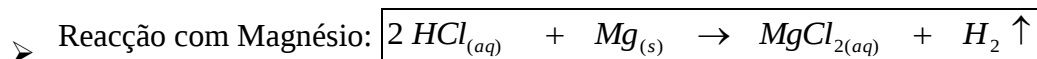
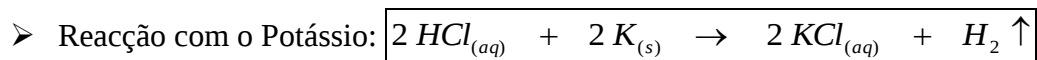
III - Propriedades químicas do Ácido clorídrico

O Ácido clorídrico é um dos ácidos fortes, ioniza-se completamente na água libertando iões (H^+). Reage formando cloretos.

a) Reacção com os metais

Forma sais chamados Cloretos e liberta o Hidrogénio

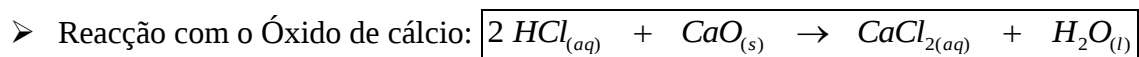
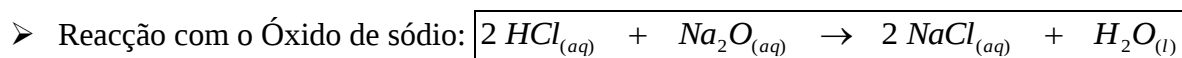
Exemplo



b) Reacção com óxidos metálicos (Óxidos básicos)

Forma cloretos e água.

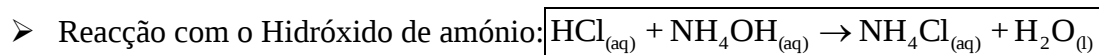
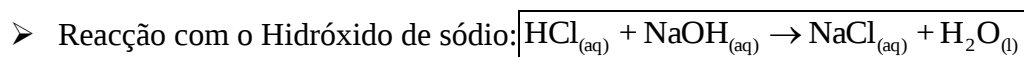
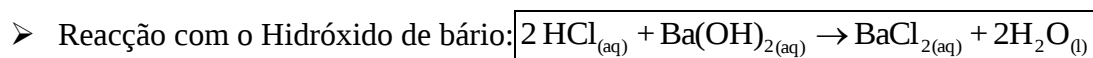
Exemplo



c) Reacção com bases

Forma cloretos e água.

Exemplo



KCl - Cloreto de potássio

CaCl_2 - Cloreto de cálcio

MgCl_2 - Cloreto de magnésio

BaCl_2 - Cloreto de bário

NaCl - Cloreto de sódio

NH_4Cl - Cloreto de amónio

IV – Aplicações do HCl

a) O Cloreto de hidrogénio

É usado para limpar e tratar metais, no tratamento de couros e na produção e refinação de uma grande variedade de produtos. e é também usado na preparação do Ácido clorídrico.

b) O Ácido clorídrico

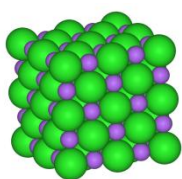
É utilizado como reagente químico;

O Ácido clorídrico faz parte do suco gástrico. O suco gástrico consiste numa mistura de várias enzimas (catalisadores) que ajudam na digestão das proteínas e na eliminação de micróbios.

4. 3. 3 - Principais cloretos

Os **Cloretos** - são sais do Ácido clorídrico

I - O Cloreto de sódio NaCl



Modelo do cristal NaCl



Fotografia de um cristal NaCl

O Cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar. É o principal componente do sal de cozinha, usado na nossa alimentação.

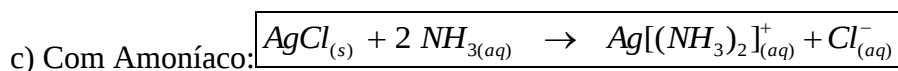
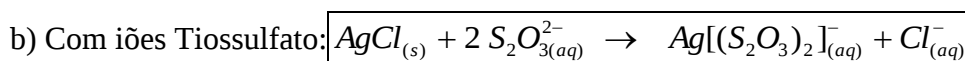
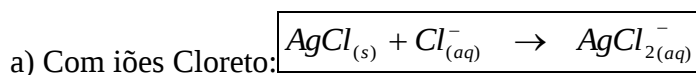
O Cloreto de sódio é a principal matéria-prima utilizada na produção de Soda cáustica.

Embora a maioria das pessoas esteja familiarizada com os vários usos do sal na culinária, desconhece que esta substância é utilizada noutras áreas como na produção de papel, de sabão e detergentes.

II - Cloreto de prata - AgCl

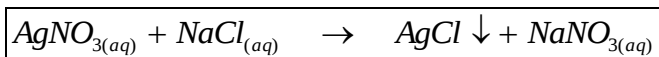
É um sólido cristalino branco, com pouca solubilidade em água. Por aquecimento ou na presença de luz, decompõe-se (como todos os sais de Prata) em Prata e Cloro, segundo a equação: $2 \text{AgCl} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cl}_2$

Dissolve-se em soluções contendo íões Cloreto e Tiosulfato, com Amoníaco, etc. de acordo com as equações:



Obtenção do Cloreto de prata - $AgCl$

Obtém-se adicionando Nitrato de Prata ($AgNO_3$) – Incolor, a uma igual quantidade de Cloreto de Sódio ($NaCl$) o que resulta na formação do Cloreto de prata ($AgCl$).



III - O Cloreto de potássio – KCl

O **Cloreto de potássio** (KCl) é amplamente usado em medicina como repositor desse eletrólito no organismo. É usado em infusão venosa a 10% (KCl a 10%), diluído em solução fisiológica (SF-0,9%) ou em solução glicosada (SG-5%). Pode também ser encontrado na forma de comprimidos (Slow-K) para o mesmo fim.

O Cloreto de potássio também é usado na culinária junto com o Cloreto de sódio e é vendido comercialmente como **sal light**, com baixo teor de sódio.

Mundialmente, mais de 95% do Cloreto de potássio é usado como adubo químico.

O Cloreto de amónio – NH_4Cl



Fumos brancos NH_4Cl

O **Cloreto de amónio** (NH_4Cl) é preparado comercialmente pela reacção do amoníaco (NH_3) com o Cloreto de hidrogénio (HCl), segundo a equação: $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

No laboratório pode ser obtido facilmente em solução pela reacção do Hidróxido de amónio (NH_4OH) com o Ácido clorídrico (HCl). Equação: $NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$

Aplicação do Cloreto de amónio (NH_4Cl)

O **Cloreto de amónio** é vendido em blocos nas lojas de ferragens para uso em limpeza da soldadura em ferro e pode ser incluído nos processos de soldagem como um fundente. É ainda usado no processo de galvanização e na indústria da pilha seca.

Usa-se também como suplemento alimentar para o gado, em xampu para o cabelo, em estamparia de tecidos, em produtos de limpeza e como medicamento contra a tosse. A sua

acção é devida à irritação causada na mucosa dos brônquios. Isto dá origem à produção excessiva de fluído no trato respiratório o qual, presumivelmente, é mais fácil de ser expelido.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Diferencie Cloreto de hidrogénio e Ácido clorídrico.

2 - Escreva as reacções entre o Ácido clorídrico e:

- | | |
|-------------------------|--------------|
| a) Potássio; | d) Amoníaco; |
| b) Hidróxido de cálcio; | e) Magnésio; |
| c) Óxido de cálcio; | f) Sódio. |

3 - Escreva os nomes dos seguintes compostos:

- | | |
|-------------|-----------|
| a) NH_4Cl | c) $NaBr$ |
| b) $PbCl_2$ | d) KCl |



CHAVE DE CORRECÇÃO

1 - Cloreto de hidrogénio é uma substancia no estado gasoso, enquanto que, o Ácido clorídrico é uma solução aquosa. Do Cloreto de hidrogénio.

2. a) $2HCl_{(aq)} + 2K \rightarrow 2KCl + Cl_{2(g)}$
2. b) $2HCl_{(aq)} + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_{2(s)} + 2H_2O$
2. c) $2HCl_{(aq)} + CaO \rightarrow CaCl_{2(s)} + H_2O$
2. d) $HCl_{(aq)} + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$
2. e) $2HCl_{(aq)} + Mg \rightarrow MgCl_{2(s)} + H_{2(g)}$
2. f) $HCl_{(aq)} + Na \rightarrow NaCl_{(s)} + H_{2(g)}$

3. Escreva os nomes dos seguintes compostos:

- | | |
|---|--|
| 3. a) $NH_4Cl \Rightarrow$ Cloreto de amónio | 3. c) $NaBr \Rightarrow$ Brometo de sódio) |
| 3. b) $PbCl_2 \Rightarrow$ Cloreto de Chumbo (II) | 3. d) $\Rightarrow$ Cloreto de potássio) |

LIÇÃO Nº 4 - PROPRIEDADES FÍSICAS E APLICAÇÕES DO FLÚOR, BROMO E IODO



INTRODUÇÃO

Caro estudante, nesta lição vai estudar as propriedades físicas e aplicações do Flúor, Bromo e Iodo.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as propriedades físicas do Flúor, Bromo e Iodo;
- Mencionar as aplicações do Flúor, Bromo e Iodo.



TEMPO DE ESTUDO

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

4. 4. 1 - Propriedades físicas e aplicações do Flúor, Bromo e Iodo

I – O Flúor (F_2)

a) Propriedades do Flúor

Em condições normais de pressão e temperatura (C.N.P.T.), o Flúor é um gás de coloração amarelo-clara, é corrosivo, e com cheiro intenso e fortemente oxidante;

É o elemento mais electronegativo que se conhece;

É o mais reactivo dos ametais e formando compostos com praticamente todos os demais elementos, incluindo os gases nobres;

Reage explosivamente com o Hidrogénio na ausência de luz e a baixas temperaturas;

Os vapores do flúor atacam o vidro, metais, água e outras substâncias. Nessas reacções forma uma chama brilhante. Não podendo ser guardado em recipientes de vidro.

Encontra-se sempre combinado na Natureza e tem afinidade com muitos elementos, especialmente o Silício.

Em solução aquosa de seus sais, o Flúor apresenta-se normalmente na forma de iões Fluoreto (F^-).

b) Aplicações do Flúor

“é usado na preparação do Fluoreto de hidrogénio (HF) que, por sua vez, é usado na impressão em vidro.

Aplica-se como aditivo em pastas dentífricas e na fluorização (adição de pequenas quantidades de sais de Flúor em água) para evitar o aparecimento da cárie dentária



II – O Bromo (Br_2)

a) Propriedades do Bromo

O Bromo é o único elemento não metálico que se encontra no estado líquido nas C.N.T.P.;

Tem uma cor avermelhada, é instável e volátil. Evapora-se facilmente, formando vapores avermelhados que apresentam um cheiro forte e desagradável;

É menos reactivo que o Cloro (mas mais que o Iodo);

É pouco solúvel em água, dissolvendo-se melhor em solventes não polares como o caso do Dissulfureto de carbono (CS_2) e o Tetracloreto de carbono (CCl_4);

Tem um forte efeito branqueador e reage facilmente com muitos elementos.

c) Aplicações do Bromo

O bromo molecular é empregue na produção de vários compostos usados por exemplo na indústria e na agricultura;

Utiliza-se ainda em emulsões fotográficas em forma de *Brometo de prata* ($AgBr$); como solvente orgânico; como aditivo da gasolina para melhorar a sua qualidade.

Alguns dos seus compostos são empregues no tratamento contra a epilepsia e como calmante.

II – O Iodo (I_2)

a) Propriedades do Iodo

O Iodo, em condições normais de temperatura e pressão (C.N.T.P.), é um sólido de cor negra, e apresente um leve brilho metálico;

Sublima-se com a formação de um gás de coloração violeta e cheiro irritante;

É pouco solúvel em água mas dissolve-se facilmente em Clorofórmio ($CHCl_3$), Tetracloreto de carbono (CCl_4) e em Dissulfureto de carbono (CS_2) produzindo soluções de coloração violeta;

Forma um grande número de compostos com outros elementos, embora seja o menos reactivo do grupo;

Apresenta algumas características metálicas.

b) Aplicações do Iodo

É usado como aditivo no Sal de cozinha (Cloroeto de sódio - $NaCl$) - mistura conhecida por sal iodado para prevenir o surgimento do bócio endêmico (*também conhecido por papo*) que é uma doença causada pela presença insuficiente de Iodo na dieta alimentar na forma de Iodeto de sódio e potássio (NaI e KI).

A tintura de Iodo é uma solução de Iodo (I_2) e Iodeto de potássio (KI) em álcool ($CH_3 - CH_2 - OH$), em água ou numa mistura de ambos, com propriedades anti-sépticas, que é empregue como desinfectante da pele ou para a limpeza de feridas;

Também se usa na desinfecção da água para consumo, piscinas, etc., pois destrói micróbios como as bactérias.

Nota: A glândula tiróide produz as hormonas tiroxina e tri-iodotironina que contêm Iodo. A insuficiência de Iodo conduz ao hipotiroidismo de que resulta o bócio.

A ocorrência de insuficiência de iodo na infância pode originar o cretinismo, ocasionando um retardo mental e físico.



Mulher com bócio



ACTIVIDADES DE LIÇÃO

1 - O que significa o termo halogéneo?

2 - Complete a tabela abaixo:

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica					
			K	L		N		P
F	Flúor	9	2	7				
	Bromo		2	8	18	18	7	
Cl			2	8	7			
I		35						

- Em que grupo se encontram os elementos da tabela acima? Justifique.
- Quais são os problemas que podem resultar do consumo de água não tratada?
- Como é que as pessoas da sua comunidade tratam a água para consumo?
- O que deve fazer para evitar a cárie dentária?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1 – O termo halogéneo significa geradores ou formadores de sais.

2.

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico(Z)	Estrutura electrónica					
			K	L	M	N	O	P
F	Flúor	9	2	7				
Br	Bromo	53	2	8	18	18	7	
Cl	Cloro	17	2	8	7			
I	Iodo	35	2	8	18	7		

- Pertencem ao Grupo VII-A, porque todos apresentam 7 electrões na última camada que é também chamada camada de valência.
 - Doenças diarreicas, Cólera, febre tifóide, etc.
 - Água de cloro, certeza e água de Javel.
 - Escovar os dentes sempre que comer algo, depois das refeições, evitar doces e também escovar os dentes antes de dormir e ao acordar. Usa sempre a pasta dentífrica com o flúor.

LIÇÃO Nº 5 -REACÇÃO REDOX: - NÚMERO DE OXIDAÇÃO E DETERMINAÇÃO DO NOX.



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos estudar as Reacções Redox, O número de Oxidação e determinação do Nox de um elemento químico em composto.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir Reacções Redox;
- Definir o conceito número de oxidação;
- Determinar o número de oxidação (Nox) de um elemento em composto químico.



TEMPO DE ESTUDO

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

4. 5. 1 - Reacções Redox

No módulo – 1 e 2 definimos **Reacção Redox** como sendo aquela que ocorre com a transferência de oxigénio. Porém, uma Reacção Redox é aquela que ocorre com alteração do número de oxidação.

Redox – significa Redução e Oxidação. (**Red** de -Redução e **Ox** de Oxidação).

Numa **Reacção Redox** – Ocorrem os processos de Redução e Oxidação em simultâneo.

Modernamente, o termo **Oxidação** significa perder electrões, não necessariamente em presença de Oxigénio e o termo **Redução** significa ganhar electrões.

4. 5. 2 - Número de oxidação (Nox)

O Número de Oxidação (Nox) ou Estado de Oxidação indica o número de electrões que um átomo ou ião perde ou ganha para adquirir estabilidade química.

Quando um átomo ou ião perde electrões o seu Nox aumenta e quando ganha electrões. O seu Nox diminui.

Pela definição, o **Número de Oxidação (Nox)** corresponde à carga eléctrica que um certo elemento químico teria se os electrões da ligação pertencessem apenas ao elemento mais electronegativo.

Nota bem: Não confundir (Nox) com valência que é a quantidade de electrões que um átomo necessita ganhar ou perder para alcançar a estabilidade, segundo a "**Regra do octeto**".

Por vezes o Nox é numericamente igual à valência do elemento.

4.5. 3. - Regras para a determinação do Nox

- ✓ A soma dos Nox de todos os átomos numa molécula é sempre igual a zero;
- ✓ Substâncias simples ou elementares apresentam Nox igual a zero;
- ✓ Iões simples apresentam Nox igual à sua carga;
- ✓ A soma dos Nox de um ião composto ou complexo é igual à sua carga.
- ✓ Alguns elementos possuem um Nox fixo, tais como:
 - Metais alcalinos (Grupo I-A) e Prata. - Os seus compostos têm o Nox igual a (+1).
 - Metais alcalinos-terrosos (Grupo II-A) e Zinco. - Os seus compostos têm o Nox igual a (+2).
 - O Alumínio em compostos tem o Nox igual a (+3)
 - O Oxigénio em compostos tem o Nox igual a
 - O Hidrogénio em ligações covalentes o Nox é (+1) (nos hidretos metálicos o estado de oxidação do Hidrogénio é (-1).
 - Os Halogéneos (Grupo VII-A) do lado direito da fórmula e em ligações não covalentes (em compostos binários) o Nox é igual a (-1)
 - Nos Calcogénios do lado direito da fórmula o Nox é (-2).
 - Grupos II-B a VII-B. O Nox máximo nos compostos é igual ao nº do grupo.

Exemplo

Partícula	Nox	Exemplos
Átomos de substâncias elementares ou simples.	Zero (0)	H ₂ ; Cl ₂ ; O ₂ ; Br ₂ ; Al; Ca; C; Na; N ₂ ; etc.
Hidrogénio combinado.	+1	⁺¹ H ₂ O; ⁺¹ HI; ⁺¹ NH ₃ ; ⁺¹ HNO ₃ ; etc

Oxigénio combinado.	-2	$H_2\overset{-2}{O}; HN\overset{-2}{O}_3; H_2S\overset{-2}{O}_4; H_3P\overset{-2}{O}_4$; etc
Iões simples.	Corresponde à carga do ião.	$Cu^{+2}; Na^{+1}; Al^{+3}; Br^{-1}; S^{-2}$; etc
Iões compostos.	A soma dos NOX corresponde à carga do ião.	$Cr_2\overset{+3}{O}_4; S\overset{-2}{O}_3; S\overset{-2}{O}_4; N\overset{+5}{O}_3$; etc
Compostos moleculares.	A soma dos NOX é igual a Zero (0)	$H_2\overset{+1}{O}; H_2S\overset{+6}{O}_4; C\overset{+4}{O}_2; C\overset{+2}{O}; CaC\overset{+2}{O}_3$; etc

a) $H_2\overset{+1}{O}\overset{-2}{O}$
 $+1 \times 2 - 1 = 0$

d) $C\overset{+2}{O}\overset{-2}{O}$
 $+3 - 2 = 0$

b) $H_2\overset{+1}{O}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O}_4$
 $+1 \times 2 + 6 - 2 \times 4$
 $+2 + 6 - 8 + 0$

e) $CaC\overset{+2}{O}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_3$
 $+2 + 4 - 2 \times 3$
 $+2 + 4 - 6 + 0$

c) $C\overset{+4}{O}\overset{-2}{O}_2$
 $+4 - 2 \times 2$
 $+4 - 4 = 0$

f) $H_2\overset{+1}{O}\overset{-1}{O}_2$
 $+1 \times 2 - 1 \times 2$
 $+2 - 2 = 0$

4.5.4 - Cálculo do Nox nos compostos

Exemplo

1 - Cálculo de NOX de fósforo nos compostos

a) Em $H_3PO_4 \rightarrow H_3^xP\overset{-2}{O}_4$ Tratando-se de um composto molecular, o somatório dos NOX deve ser igual a zero (0). Assim, tem-se: $3(+1) + (x) + 4(-2) = 0$

A seguir resolver a equação em função do X $\Rightarrow f(x)$.

$$f(x) = +3 + x - 8 \Leftrightarrow x = +8 - 3 \Leftrightarrow x = +5$$

Resposta: O NOX do Fósforo no composto (H_3PO_4) é (+5)

b) Em $P_2O_3 \rightarrow P_2^x\overset{-2}{O}_3$ tem-se a expressão: $2x + 3(-2) = 0$

$$f(x) = 2x + 3(-2)$$

$$f(x) = 2x - 6 \Leftrightarrow x = \frac{+6}{2} \Leftrightarrow x = +3$$

Resposta: O Nox do Fósforo no composto (P_2O_3) é (+3)

c) $AlPO_4 \rightarrow \overset{+3}{Al} \overset{x}{P} \overset{-2}{O}_4$. Então, tem-se: $(+3) + (x) + 4(-2) = 0$

$$f(x) = +3 + x - 8 \Leftrightarrow x = +8 - 3 \Leftrightarrow x = +5$$

Resposta: O Nox do Fósforo no composto ($AlPO_4$) é (+5)

2 - Cálculo do Nox do Enxofre nos iões

a) Pra o ião: SO_3^{2-}

Tratando-se de um ião composto, o somatório dos Nox deve ser igual à carga do ião, neste caso (-2).

$$\begin{aligned} \text{Então, tem-se: } f(x) &= -2 \\ x + 3(-2) &= -2 \Leftrightarrow x + (-6) = -2 \Leftrightarrow x - 6 = -2 \Leftrightarrow x = +6 - 2 = +4 \end{aligned}$$

Resposta: O Nox do Enxofre no ião (SO_3^{2-}) é (+4)

b) Pra o ião: $S_2O_7^{2-}$

Tratando-se de um ião composto, o somatório dos Nox deve ser igual à carga do ião, neste caso (-2).

b) $S_2O_7^{2-} \rightarrow \overset{x}{S}_2 \overset{-2}{O}_7$

$$\begin{aligned} f(x) &= -2 \\ 2x + 7(-2) &= -2 \Leftrightarrow 2x + (-14) = -2 \Leftrightarrow 2x - 14 = -2 \Leftrightarrow 2x = +14 - 2 \Leftrightarrow \\ 2x &= +12 \Leftrightarrow x = \frac{+12}{2} \Leftrightarrow x = +6 \end{aligned}$$

Resposta: O Nox do Enxofre no ião composto ($S_2O_7^{2-}$) é (+6)



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 – Define:

a) Número de oxidação.

b) Estado de oxidação.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) Número de oxidação - indica o número de electrões que um átomo ou ião perde ou ganha para adquirir estabilidade química.

1. b) Estado de oxidação é o mesmo que Número de oxidação.

LIÇÃO Nº 6: EQUAÇÕES DE OXIDAÇÃO E DE REDUÇÃO



INTRODUÇÃO

Nesta lição vai estudar os conceitos de redução, oxidação, redutor e oxidante.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir redução,
- Definir oxidação,
- Identificar redutor;
- Identificar oxidante.

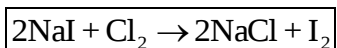


TEMPO DE ESTUDO

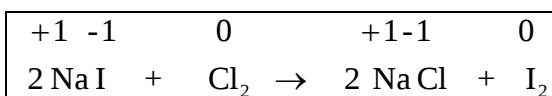
O tempo necessário para o estudo desta lição e resolver exercícios propostos é de uma (1) hora.

4. 6. 1 - Oxidação e Redução

Para definirmos os conceitos oxidação e redução começamos por uma questão prática.



1º Determinemos o **Nox** de todos os elementos.

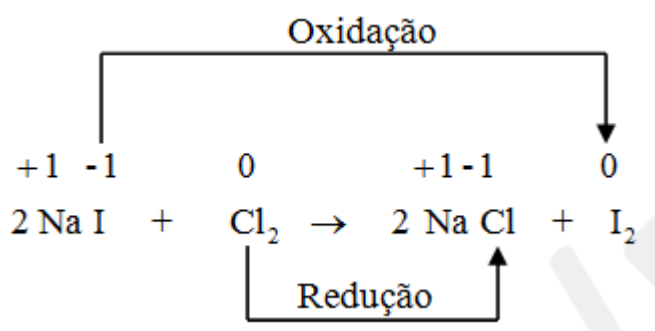


O Iodo (I) passa do Nox **(-1)** a **(0)**,

O Cloro (Cl) passa do Nox **(0)** a **(-1)**.

O Iodo (I) ao passar do Nox **(-1)** para o Nox **(0)**, Ocorreu o aumento, pois foi do negativo para Zero (0). quer dizer Oxidação.

O Cloro (Cl) ao passar do Nox **(0)** para o Nox **(-1)** ocorreu a diminuição, pois foi de Zero para negativo, quer dizer, Redução.

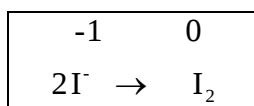


I - Oxidação – é o processo que ocorre com o **aumento de Nox**.

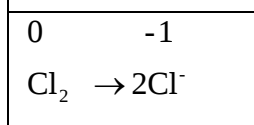
II - Redução – é o processo que ocorre com a **diminuição do Nox**.

4. 6. 2 – Semi – Reacções de Oxidação e Redução

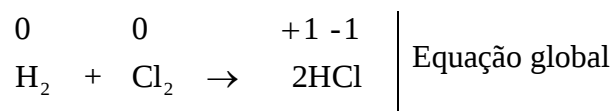
I - Semi – Reacções de Oxidação:



II - Semi – Reacções de Redução:

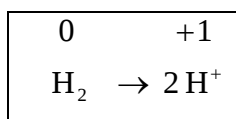


Observa outro exemplo



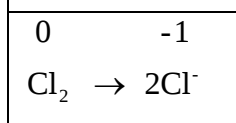
I - Semi – Reacções de Oxidação:

O Hidrogénio aumenta de Nox.



II - Semi – Reacções de Redução:

O Cloro diminui do Nox.



Nota que o Nox do Cloro alterou.

Passou de **zero (0)** a **(-1)**. Houve, portanto uma **diminuição** do seu número de oxidação.

Nota que o Nox do Hidrogénio também alterou.

Passou de **zero (0)** a **(+1)**. Houve, portanto um **aumento** do seu número de oxidação.

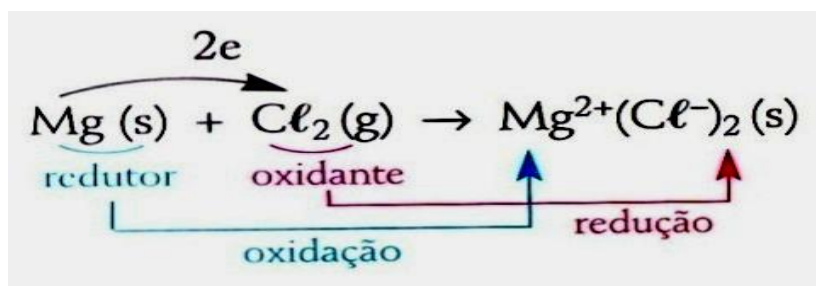
4. 6. 2 - Agente oxidante e agente redutor

Numa reacção redox há sempre uma espécie que sofre oxidação e outra que sofre redução.

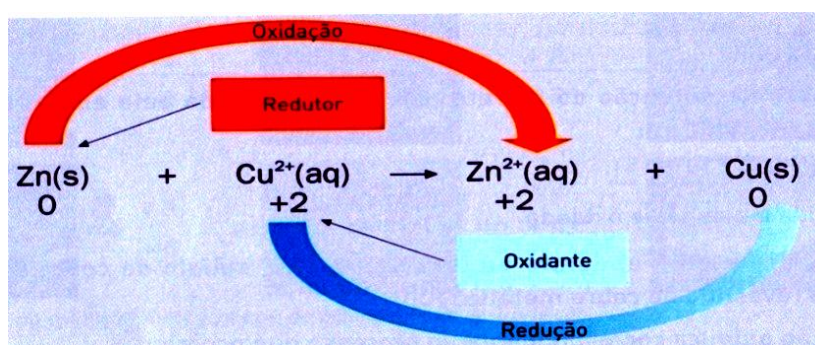
Uma espécie que se oxida - cede electrões à outra espécie, reduzindo-a. Por isso, à espécie que se oxida chama-se redutor ou agente redutor.

Uma espécie que se reduz - capta electrões da outra espécie, oxidando-a. Por isso, à espécie que se reduz chama-se oxidante ou agente oxidante.

Exemplo - 1



Exemplo - 2



Conclusão

- a) Oxidação - Quando uma partícula é oxidada, o seu Nox aumenta.
- b) Redução - Quando uma partícula é reduzida, o seu Nox diminui
- c) Redutor ou agente redutor - é a espécie que se oxida, aumentando o seu Nox.
- d) Oxidante ou agente oxidante - é a espécie que se reduz, diminuindo o seu Nox.

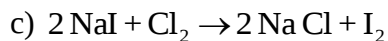
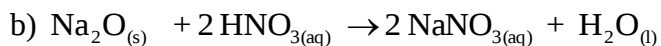
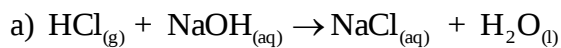


ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 – Define os conceitos.

- a) Oxidação
- b) Redução
- c) Oxidante
- d) Redutor

2 - Das equações abaixo indique as que são Redox e justifique.



3 - Indique o agente oxidante e o agente redutor para a reacção redox.

4 - Indique também as respectivas semi-equações.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) Aumento do Nox

1. b) Diminuição ou Redução do Nox

1. c) Espécie que diminui o seu Nox.

1. d) Espécie que aumenta o seu Nox.

2 - É Redox. Ocorre com a variação dos Nox's.

3 - O agente oxidante é o Ião Iodeto (I^-) e o agente redutor é o cloro (Cl_2).

LIÇÃO Nº 7- VOLUME MOLAR, LEI DE AVOGADRO E CÁLCULOS QUÍMICOS.



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos estudar volume molar, lei de Avogadro e cálculos de volume dos reagentes e produtos participantes em reacções químicas.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

Calcular o volume de um dos participantes a partir do volume de outro participante da reacção química.



TEMPO DE ESTUDO

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

4. 7. 1 - Lei de Avogadro

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, nasceu a 9 de Agosto de 1776 e morreu a 9 de Julho de 1856.

Foi um advogado e físico italiano, um dos primeiros cientistas a distinguir átomos e moléculas



Avogadro

Segundo Avogadro, " *Volumes iguais de quaisquer gases, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas*". Esta ficou conhecida como lei de Avogadro

4. 7. 2 - Número de Avogadro

O Número de Avogadro é o número de moléculas contidas numa mol de qualquer substância. O seu valor é $6,02 \times 10^{23}$.

Este valor é chamado de *Constante de Avogadro* em homenagem ao físico Amadeo Avogadro.

Esta grandeza física representa o número de partículas (moléculas, átomos, electrões ou iões) existentes numa mole de qualquer substância é representada pelo símbolo (N_A).

4. 7. 3 - Volume molar

Volume molar - é o volume ocupado, por qualquer substância no estado gasoso nas condições normais de temperatura e pressão (C.N.T.P) e corresponde a 22,4 litros ou $22,4 \text{ dm}^3$.

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol}$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol} \text{ contém } 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas (átomos, moléculas, iões ...)}$$

4. 7. 4 - Cálculos com base nas fórmulas e equações químicas

Matematicamente, o volume molar é dado pela razão entre o volume da substância e o número de moles.

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

Onde:
 $V_m \Rightarrow$ Volume molar;
 $V \Rightarrow$ Volume da substância;
 $n \Rightarrow$ número de moles.

1mol de partículas gasosas $\xrightarrow{\text{Ocupa}}$ 22,4litros
 $6,02 \times 10^{23}$ moléculas $\xrightarrow{\text{ocupam}}$ 22, 4 litros

Exemplo 1

1 - Clcular o volume de Nitrogénio (N_2) obtido, em condições normais de pressão e temperatura (CNPT), pela decomposição térmica de 12,8 gramas de Nitrito de amónio (NH_4NO_2). (Massas atómicas: H = 1,0 g; N = 14,0 g e O = 16,0 g)

1º Escrever a equação química acertada

Equação química: $\boxed{\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}}$

Dados: $\left| \begin{array}{l} 1 \text{ mol } (\text{NH}_4\text{NO}_2) \rightarrow 22,4 \text{ l de } \text{N}_2 \\ \text{MM } (\text{NH}_4\text{NO}_2) = 64 \text{ g/mol} \end{array} \right.$

Calculando:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 64 \text{ gramas} \xrightarrow{\text{produzem}} 22,4 \text{ litros} \\ 12,8 \text{ gramas} \xrightarrow{\text{produzem}} X \text{ litros} \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} 64 \text{ gramas } (\text{NH}_4\text{NO}_2) \xrightarrow{\text{produzem}} 22,4 \text{ litros } (\text{N}_2) \\ 12,8 \text{ gramas } (\text{NH}_4\text{NO}_2) \xrightarrow{\text{produzem}} X \text{ litros } (\text{N}_2) \end{array} \right.$$
$$\boxed{X = \frac{12,8 \text{ g} \times 22,4 \text{ l}}{64 \text{ g}} = \frac{286,72}{64} = 4,48 \text{ litros}}$$

Resposta: O volume do Nitrogénio (N_2) obtido é de 4,48 litros.

Exemplo - 2

Qual é o volume de Dióxido de carbono (CO_2), produzido partir 12,8g de Monóxido de carbono (CO), nas C.N.T.P.? (Massas atómicas: C = 12,0 g e O = 16,0 g)

1º Escrever a equação química acertada.

Equação química: $\boxed{2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2}$

Dados: $\left| \begin{array}{l} 1 \text{ mol } (\text{CO}) \rightarrow 22,4 \text{ l} \\ \text{MM } (\text{CO}) = 28 \text{ g/mol} \end{array} \right.$

Calculando:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 28 \text{ gramas} \xrightarrow{\text{produzem}} 22,4 \text{ litros} \\ 2 \times 28 \text{ gramas} \xrightarrow{\text{produzem}} 44,8 \text{ litros} \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} 56 \text{ gramas } (\text{CO}) \xrightarrow{\text{produzem}} 44,8 \text{ litros } (\text{CO}_2) \\ 12,8 \text{ gramas } (\text{CO}) \xrightarrow{\text{produzem}} X \text{ litros} \end{array} \right.$$
$$\boxed{X = \frac{12,8 \text{ g} \times 44,8 \text{ l}}{56 \text{ g}} = \frac{573,44}{56} = 10,24 \text{ litros}}$$

Resposta: O volume de Dióxido de carbono obtido é de 10,24 litros.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - O Metano (CH_4), na presença do Oxigénio (O_2), arde formando Dióxido do carbono (CO_2) e Água (H_2O), segundo a equação: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

a) Acerta equação química

b) Calcule o volume de CO_2 que se forma a partir da combustão de 3g de Metano (CH_4).

c) Calcule o número de moles de água (H_2O) que se libertam na combustão completa de 4 moles de Metano (CH_4).

d) Calcule o número de partículas de CO_2 que se forma a partir da combustão de 3g de Metano (CH_4).

e) Que quantidade, em gramas de Oxigénio (O_2), deve ser usada para queimar 10 litros de Metano (CH_4)?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

1. b)

16 gramas (CH_4) $\rightarrow$ 22,4 litros de (CO_2)		16 gramas (CH_4) $\rightarrow$ 22,4 litros de (CO_2)
3 gr (CH_4) $\rightarrow$ X gr.		3,0 gr (CH_4) $\rightarrow$ X gr.

$$X = \frac{3,0 \text{ gr} \times 22,4 \text{ l}}{16 \text{ gr}} = \frac{67,2}{16} \text{ l} = 4,2 \text{ l}$$

1. b) 4,2 Litros

1. c)

1 mol (CH_4) $\rightarrow$ 2 moles (H_2O)		$X = \frac{4 \text{ moles} \times 2 \text{ moles}}{1 \text{ mol}} = 8 \text{ moles de de } H_2O$
4 moles (CH_4) $\rightarrow$ X		

1. c) 4 moles de CH_4 formam 8 moles de H_2O

d) Dados

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}$$

$$N = N_A \times n$$

$$\begin{array}{l|l} 1 \text{ mol de } CH_4 = 16 \text{ grama} & \\ X \text{ mol de } CH_4 = 3 \text{ gramas} & X = \frac{1 \text{ mol} \times 3 \text{ gr}}{16 \text{ g}} = 0,1875 \text{ mol} \end{array}$$

$$N = N_A \times n$$

$$N = 6,02 \times 10^{23} \times 0,1875 = 1,128 \times 10^{23} \text{ partículas de } CO_2$$

1. e)

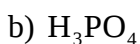
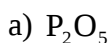
$$\begin{array}{l|l} 22,4 \text{ ----- } 2 \times 16 \text{ gr} & \\ CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O & X = \frac{10 \times 2 \times 16}{22,4} = \frac{320}{22,4} = 14,285 \text{ gr} \\ 10 \text{ ----- } X & \end{array}$$

1. e) 14,285 Gramas.



ACTIVIDADES DO FIM DA UNIDADE

1. Indique o número de oxidação (Nox) do elemento Fósforo nos seguintes compostos:



2. A equação química que se segue é Redox: $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

a) Indica justificando na equação acima o processo de oxidação e de redução.

b) Indica na mesma equação os agente redutor e oxidante.

3. Determinar o volume ocupado por 5 moles do Dióxido de carbono (CO_2) em condições normais de temperatura e pressão (C.N.T.P.)

4. Quantos moles são.



(Dados: Massas atómica: $N=14,0g$; $H=1,0g$; $S=32,0g$ e $O=16,0g$)

5. Quantas moléculas são:





CHAVE DE CORRECÇÃO

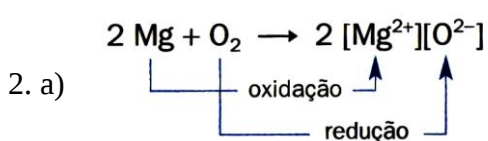
1. Indique o número de oxidação (Nox) do elemento Fósforo nos seguintes compostos:

$$\begin{aligned} f(x) &= 2x - 2(5) \\ 2x - 10 &= 0 \\ x &= \frac{10}{2} = +5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} f(x) &= x + 1(3) \\ 1. \text{ c) } x + 3 &= 0 \\ x &= -3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} f(x) &= +1(3) + x - 2(4) \\ 1. \text{ b) } 3 + x - 8 &= 0 \\ x &= +8 - 3 = +5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x + (-2)3 &= -3 \\ 1. \text{ d) } x + (-6) &= -3 \\ x &= -6 + 3 = -3 \end{aligned}$$



2. b. I - Agente Oxidante é o Oxigénio (O₂);

2. b. II - Agente Redutor é o Magnésio (Mg).

3. Dados:	Fórmula	
$n = 5 \text{ moles}$	$1 \text{ mol} \text{ ----- } > 22,4 \text{ l}$	$X = \frac{5 \text{ moles} \times 22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}}$
$V = ?$	$5 \text{ moles} \text{ ---- } > x$	$X = 112 \text{ litros}$
$V_m = 22,5 \text{ litros / mol}$		

R: O volume ocupado por 5 moles do dióxido de carbono é de 112 litros.

4.a). Dados

$n = ?$	$M = \frac{m}{n}$	$n = \frac{m}{M} = \frac{5 \text{ g}}{46 \text{ g / mol}}$
$m(\text{NO}_2) = 5 \text{ g}$	$n = \frac{m}{M}$	$n = 0,1 \text{ mol}$
$MM(\text{NO}_2) = 46 \text{ g / mol}$		

R: O número de moles correspondentes a 5,0 gramas de NO₂ é de 0,1 moles.

4. b)

$n = ?$	$M = \frac{m}{n} \Leftrightarrow n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{80 \text{ g / mol}}$
$m(\text{SO}_3) = 5 \text{ g}$		$n = 0,125 \text{ mol}$
$MM(\text{SO}_3) = 80 \text{ g / mol}$		

R: O número de moles correspondentes a 10,0 gramas de SO₃ é de 0,125 moles.

5. a)

Dados	Fórmula	Resolução
$n = 0,5 \text{ moles}$	$N = N_A \times n$	$N = N_A \times n$

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$		$N = 6,02 \times 10^{23} \times 0,5 \text{ moles} = 3.1 \times 10^{23} \text{ partículas}$
$N = N_A \times n$		

R: 0,5 Moles de Hidróxido de sódio, correspondem a 3.1×10^{23} moléculas.

5. b) 1,4 Moles de Dióxido de carbono

Dados	Fórmula	Resolução
$n = 1,4 \text{ moles}$		
$N_A = 6,02 \times 10^{23}$	$N = N_A \times n$	$N = N_A \times n$
$N = N_A \times n$		$N = 6,02 \times 10^{23} \times 1,4 \text{ moles} = 8.68 \times 10^{23} \text{ partículas}$

R: 1,4 Moles de Hidróxido de sódio, correspondem a 8.68×10^{23} moléculas.

UNIDADE - V: ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO GRUPO VI - A



INTRODUÇÃO

Caro estudante! Depois de ter estudado os halogéneos, vai agora estudar o grupo dos *calcogéneos*.

Calcogéneos - é o nome dado aos elementos pertencentes ao Grupo - VI principal da Tabela Periódica.

O nome tem origem no grego “*Khalkuos*” que significa cobre ou minério (visto que vários minérios são na forma de óxidos ou sulfetos), e “*genos*” aquilo que da origem.

Assim “*calcogénio*” - significa - “originário do cobre” ou “que vem do minério”.

Nesta unidade teremos nove (9) lições, a saber:

Lição nº 1: Visão geral dos elementos do Grupo - VI principal: da Tabela Periódica;

Lição nº 2: O Enxofre. Estado natural, ocorrência e variedades alotrópicas;

Lição nº 3: Obtenção industrial de Enxofre. Propriedades e aplicações;

Lição nº 4: Compostos de Enxofre;

Lição nº 5: Ácido sulfúrico. - Obtenção industrial, propriedades e aplicações;

Lição nº6: Sulfureto de hidrogénio e Ácido sulfídrico.

Lição nº 7: Principais sulfuretos, sulfitos, sulfatos e importância.

Lição nº 8: Cinética química. – Velocidade da reacção, Energia de activação e Teoria das colisões;

Lição nº 9 -Factores que a influenciam na velocidade da reacção.





OBJECTIVOS DA UNIDADE

Identificar os elementos de VI grupo A da tabela periódica

Explicar a ocorrência do enxofre na natureza

Descrever as propriedades do enxofre

Identificar os compostos de enxofre e descrever suas propriedades

Resolver problemas relacionados com a cinética química



RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

Identifica os elementos de VI grupo A da tabela periódica

Explica a ocorrência do enxofre na natureza

Descreve as propriedades do enxofre

Identifica os compostos de enxofre e descreve suas propriedades

Resolve problemas relacionados com a cinética química



DURAÇÃO DA UNIDADE

Para o estudo desta unidade vamos precisar de 20 horas, pois temos algumas lições que apresentam conteúdos um pouco complexos que precisaremos de muito tempo a discutir.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como material complementar, vai precisar de um caderno para o resumo da sua aprendizagem, 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 de calcular, se possível, uma Tabela periódica para o acompanhamento das suas aulas.

LIÇÃO Nº 1: VISÃO GERAL DOS ELEMENTOS DO GRUPO - VI PRINCIPAL DA TABELA PERIÓDICA



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos fazer uma viagem par a tabela periódica, analisando os elementos do Grupo-VI.

Fazem parte deste grupo os elementos: Oxigénio (*O*), Enxofre (*S*), Selénio (*Se*), Telúrio (*Tu*) e Polónio (*Po*).



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Identificar os elementos do Grupo VI na Tabela Periódica;
- Identificar a ocorrência dos elementos do Grupo VI na natureza;
- Caracterizar os elementos do Grupo VI principal da Tabela Periódica.



TEMPO DE ESTUDO

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

5.1. 1 -Visão geral dos elementos do Grupo-VI principal da Tabela Periódica

Elementos do Grupo VII-A					
Nome do elemento	Oxigénio	Enxofre	Selénio	Telúrio	Polónio
Símbolo químico	<i>O</i>	<i>S</i>	<i>Se</i>	<i>Te</i>	<i>Po</i>
Número atómico (Z)	8	16	34	52	84

Calcogéneos – Nome dado aos elementos pertencentes ao Grupo - VI principal da Tabela Periódica.

Fazem parte deste grupo os elementos: Oxigénio (*O*), Enxofre (*S*), Selénio (*Se*), Telúrio (*Te*) e Polónio (*Po*).

5. 1. 2 - Ocorrência dos Calcogéneos na Natureza

a) **Oxigénio** ocorre no estado livre e combinado.

No **estado livre**, existe em forma de moléculas diatómicas (O_2) e é o elemento mais importante e mais abundante na Natureza.

No **estado combinado**, ocorre em muitos compostos oxigenados: óxidos, ácidos, bases e sais.

b) **Enxofre** - Ocorre em alguns compostos do carvão e do petróleo e em muitas substâncias orgânicas como é o caso das proteínas.

c) **Selénio** - Ocorre em vestígios de plantas e em sulfuretos.

d) **Telúrio** - É um elemento muito raro na Natureza.

e) **Polónio** - É um elemento raro e radioactivo.

5. 1. 3 - Distribuição electrónica segundo Bohr

Observe a tabela seguinte que mostra o símbolo do elemento, o número atómico e a distribuição electrónica dos elementos do grupo VI-A.

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica					
			K	L	M	N	O	P
<i>O</i>	Oxigénio	8	2	6				
<i>S</i>	Enxofre	16	2	8	6			
<i>Se</i>	Selénio	34	2	8	18	6		
<i>Te</i>	Telúrio	52	2	8	18	18	6	
<i>Po</i>	Polónio	84	2	8	18	32	18	6

5. 1. 4 - Características gerais do VI grupo

Todos os elementos do Grupo em C.N.T.P. encontram-se no estado sólido com a excepção do Oxigénio que é um gás.

A electronegatividade aumenta do Polónio ao Oxigénio.

O carácter metálico aumenta de cima para baixo ao longo do grupo.

5. 1. 5 - Posição dos elementos na Tabela Periódica

Estes elementos apresentam seis (6) electrões na sua última camada. Por isso são encontrados no sexto grupo.

Dependendo do número de camadas podemos enquadrá-los nos períodos.

Vejamos: Oxigénio (O) com duas camadas, Enxofre (S) com três camadas, Selénio (Se) com quatro camadas, Telúrio (Te) com cinco camadas e Polónio (Po) com seis camadas. Assim, o Oxigénio (O) é encontrado no 2º período, o Enxofre (S) no 3º, o Selénio (Se) no 4º, o Telúrio (Te) no 5º e o Polónio (Po) no 6º.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

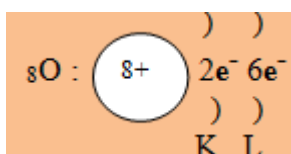
1. Escreve os nomes e os símbolos dos elementos do sexto grupo principal.
2. Faça a distribuição electrónica para o primeiro e o segundo elemento do grupo.
3. De que forma pode ocorrer o primeiro elemento do grupo, dá um exemplo para cada caso.



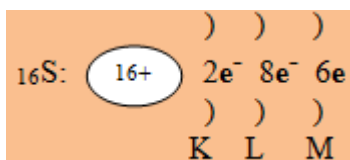
CHAVE DE CORRECÇÃO

1 -	Nome do elemento	Oxigénio	Enxofre	Selénio	Telúrio	Polónio
	Símbolo químico	O	S	Se	Te	Po

2. I – Para o Oxigénio (O)
Distribuição electrónica:



2. I – Para o Enxofre (S)
Distribuição electrónica:



- 3 – O Oxigénio ocorre na forma **livre** na forma **combinado**

LIÇÃO Nº 2: O ENXOFRE. ESTADO NATURAL, OCORRÊNCIA E VARIEDADES ALOTRÓPICAS



INTRODUÇÃO

Tal como aconteceu no grupo VII, aqui também temos um representante do grupo. O representante dos Calcogéneos é o Enxofre.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as propriedades do Enxofre;
- Definir alotropia;
- Escrever as equações de obtenção de Enxofre na indústria.



TEMPO DE ESTUDO

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

5. 2. 1 - Estado natural do Enxofre

O Enxofre do latim: *sulphur* é o representante deste grupo.

O Enxofre encontra-se na Natureza em dois estados (**livre e combinado**).

Em C.N.T.P. encontra-se no estado sólido, tem cor amarela, caracter ametálico (não metal), inodoro e insípido.

O número atómico (Z) igual a 16, quer dizer, tem 16 protões e 16 electrões, tem massa atómica (A) igual a 32.

5. 2. 2 - Ocorrência do Enxofre

a) No **estado livre** existe no solo e no subsolo em forma de moléculas octatómicas (S_8).

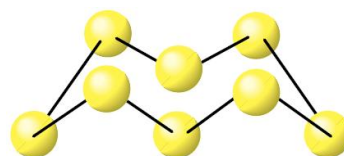
b) No **estado combinado** encontra-se ligado a outros elementos, como é o caso do Sulfureto de hidrogénio (H_2S), Sulfato de sódio (Na_2SO_4), Ácido sulfúrico (H_2SO_4), Pirite ou Dissulfureto de ferro (FeS_2), Sulfato de cálcio ($CaSO_4$)

5. 2. 3 - Variedades alotrópicas do Enxofre

O Enxofre possui várias formas alotrópicas, sendo as mais comuns são (**rômbico** e o **monoclínico**), que diferem quanto à distribuição dos átomos no espaço.

Nessas duas formas, os cristais moleculares apresentam moléculas S_8 que têm a estrutura de um anel.

O Enxofre no estado livre em forma de moléculas octactómicas (S_8).



O cristal de Enxofre **rômbico** é o mais comum, é **amarelo e transparente**.

O cristal de Enxofre **monoclínico** é opaco, com formato de **agulhas** e é encontrado em regiões vulcânicas.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1 - Indique as duas variedades alotrópicas do Enxofre.

2 - Assinale com X a alternativa correcta.

⇒ O enxofre é um elemento do 6º grupo porque tem na última camada:

a) Cinco (5) electrões

c) Quatro (4) electrões

b) Seis (6) electrões

d) Dois (2) electrões



CHAVE DE CORRECÇÃO

1 - Enxofre rômbico e o Enxofre monoclínico.

2 - b) X

LIÇÃO Nº 3: MÉTODOS DE OBTENÇÃO DE ENXOFRE



INTRODUÇÃO

Na natureza o Enxofre encontra-se no estado livre e combinado.

Nesta lição vai estudar como é que se obtém o Enxofre tanto na forma livre como a partir dos seus compostos.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as formas de obtenção do Enxofre;
- Escrever as equações de obtenção de Enxofre na indústria.



TEMPO DE ESTUDO

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

5. 3. 1 - Obtenção industrial do Enxofre

O Enxofre pode ser obtido por três (3) métodos, a saber:

a) Método de Frash

É mais usado nos Estados Unidos da América (E.U.A.) e consiste na injeção de água superaquecida (temperatura de 113°C a 119°C), e ar a alta pressão.

O enxofre ao fundir-se mistura-se com o ar comprimido e forma uma espuma que sobe à superfície onde é recolhido em caixas de madeira.

b) Método de Calcaroni

Este método é mais usado na Itália. Consiste na queima do enxofre na superfície dos antigos vulcões.

Durante a combustão desperdiça-se cerca de 1/3 do Enxofre e os outros 2/3 que sobram são escoados em planos inclinados para os moldes da recolha.

c) Método Industrial a partir dos compostos que contêm o Enxofre

Este processo consiste na separação dos compostos contendo o Enxofre.

Exemplo:

Acção	Reagentes	Equações
Decomposição	A partir da pirite (FeS_2)	$\text{FeS}_2 \rightarrow \text{FeS} + \text{S}$
Oxidação	A partir de sulfureto de hidrogénio (H_2S)	$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

Dos três métodos, o mais rentável é o de **Frash** uma vez que não tem desperdícios, apenas 0.5% de impurezas, enquanto que, o de **Calcaroni** é menos vantajoso pois desperdiça durante a combustão cerca de 1/3 do Enxofre. Apesar de não exigir muita tecnologia e ser de baixo custo tem elevado grau de impurezas.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione as diferentes formas de obtenção de enxofre na indústria.
2. Dos dois métodos de obtenção do enxofre, qual é o mais eficaz? Porquê?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Método de Frash; Método de Calcaroni e Método Industrial a partir dos compostos do Enxofre.
2. O mais rentável é o de **Frash** porque não tem desperdícios, apenas 0.5% de impurezas.

LIÇÃO Nº 4: COMPOSTOS DE ENXOFRE



INTRODUÇÃO

Nesta lição vai estudar os compostos do enxofre e pretendemos dar destaque especial aos óxidos de Enxofre, nomeadamente o Dióxido e Trióxido de Enxofre.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Escrever as equações de obtenção dos óxidos de Enxofre;
- Mencionar as aplicações dos óxidos de Enxofre.



TEMPO DE ESTUDO

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

5. 4. 1.- Óxidos do enxofre

Os óxidos de Enxofre são compostos binários formados apenas por Enxofre e Oxigénio:

A - Dióxido de enxofre (SO_2)

B - Trióxido de enxofre (SO_3)

A - Dióxido de enxofre (SO_2)

I - Propriedades físicas

Em C.N.T.P. é um gás incolor, cheiro penetrante e venenoso.

Dissolve-se na água formando o Ácido sulfuroso (H_2SO_3) e neste composto, o Enxofre tem o Nox = +4 .

II - Obtenção

O SO_2 Obtém-se a partir da reacção directa entre o Enxofre e o Oxigénio (reacção de combustão): $S + O_2 \rightarrow SO_2 \uparrow$

Ustulação da Pirite (FeS_2): $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Oxidação completa do Sulfureto de hidrogénio: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Reacção entre o Carbono e o Sulfato de cálcio: $2\text{CaSO}_4 + \text{C} \rightarrow 2\text{CaO} + 2\text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 \uparrow$

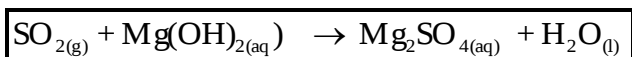
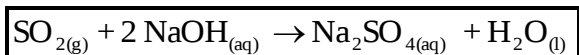
III - Propriedades químicas do SO_2

1. Com a água

Dióxido de enxofre com a água forma o ácido sulfuroso: $\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{3(aq)}$

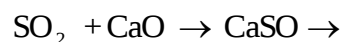
2. Com as bases:

Dióxido de enxofre com bases forma sulfitos e água.



3. Com os óxidos básicos:

Dióxido de enxofre com óxidos básicos forma sulfitos.



B - Trióxido de enxofre (SO_3)

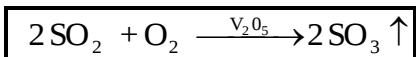
I - Propriedades físicas

Em C.N.T.P. é um gás incolor, cheiro penetrante e venenoso.

Dissolve-se na água formando o Ácido sulfúrico (H_2SO_4) e neste composto, o Enxofre tem o Nox = +6.

II - Obtenção

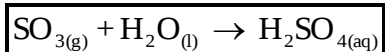
O SO_3 obtém-se a partir da oxidação catalítica do Dióxido de enxofre (SO_2) na presença do catalisador Pentóxido de vanádio (V_2O_5):



III - Propriedades químicas do SO_3

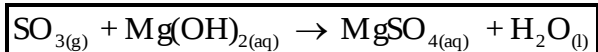
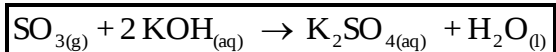
1 - Com a água:

Trióxido de enxofre com a água forma o ácido sulfúrico



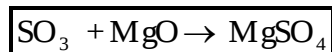
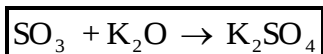
2 - Com as bases:

Trióxido de enxofre com bases forma sulfatos e água



3. Com os óxidos básicos:

Trióxido de enxofre com óxidos básicos forma sulfatos



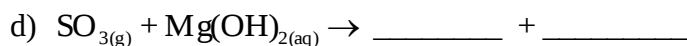
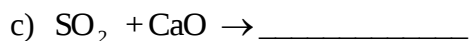
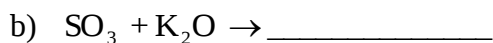
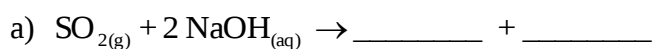
ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione duas propriedades físicas de:

a) Dióxido de enxofre

b) Trióxido de enxofre

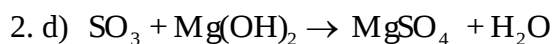
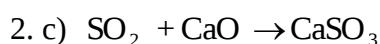
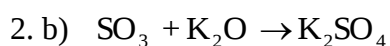
2. Escreve os produtos para as seguintes equações químicas



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) Tem cheiro penetrante, é venenoso e é solúvel em água formando.

1.b) Tem cheiro penetrante, é venenoso e é solúvel em água formando.



LIÇÃO Nº 5- ÁCIDO SULFÚRICO (H_2SO_4)



INTRODUÇÃO

Vamos nesta lição estudar o Ácido sulfúrico.

O Ácido sulfúrico, (H_2SO_4), é uma das substâncias mais importantes da Indústria química.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Escrever a equação de obtenção de Ácido sulfúrico;
- Identificar as propriedades e aplicações do Ácido sulfúrico.



TEMPO DE ESTUDO

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

5. 5. 1 - Obtenção industrial do Ácido sulfúrico

O Ácido sulfúrico é um dos ácidos mais importantes em todos os sectores da Química e é por isso que se fabrica em grandes quantidades.

Actualmente, o Ácido sulfúrico é produzido pelo *processo de contacto* que consiste na utilização do Dióxido de enxofre (SO_2) obtido pela combustão do Enxofre ou de sulfuretos:

I - O SO_2 obtido é oxidado na presença de catalisador, o Pentóxido de vanádio (V_2O_5), e formação de SO_3 , a uma temperatura de cerca de 400°C

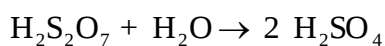
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3 \uparrow$$

II - Em seguida, faz-se a reacção do Trióxido de enxofre com água, segundo a seguinte reacção:

$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$$

Esta reacção liberta grande quantidade de calor que, por sua vez, o Ácido sulfúrico formado decompõe-se.

Devido ao facto da dissolução directa do SO_3 em água ser muito energética e provocar a perda de H_2SO_4 , dissolve-se o SO_3 em H_2SO_4 a 96% formando assim o Ácido sulfúrico **pirosulfúrico** ou **fumante** ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$) o qual reage com a água (H_2O), dando origem ao Ácido sulfúrico a 98%.



5. 5. 2 - Propriedades físicas do Ácido sulfúrico

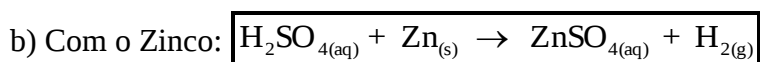
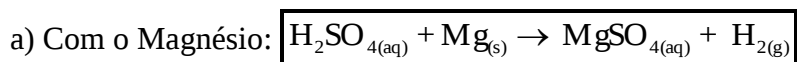
O Ácido sulfúrico é um líquido oleoso e incolor, com ponto de fusão (P.F.) = 10,36°C e ponto de ebulição (P.E.) = 338°C. Encontra-se geralmente disponível em solução de 96 a 98

5. 5. 3 - Propriedades químicas do Ácido sulfúrico

O Ácido sulfúrico é um agente oxidante muito forte que, quando diluído, reage com os metais e também neutraliza as bases.

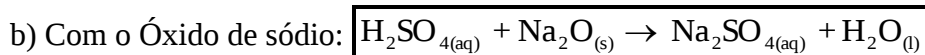
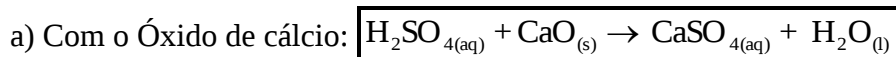
I – Reacção com os metais - Forma sulfatos e liberto o Hidrogénio.

Exemplo:



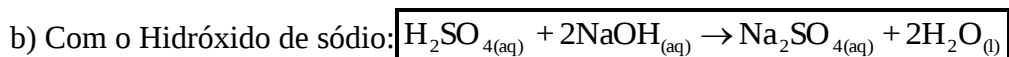
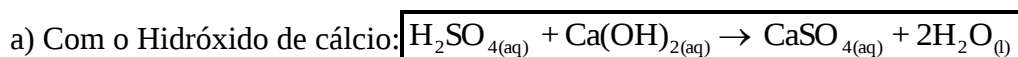
II - Com os óxidos básicos - Forma sulfatos e água.

Exemplo:



III - Com as bases. - Forma sulfatos e água.

Exemplo:



5. 5. 4 - Aplicações do Ácido sulfúrico.

O Ácido sulfúrico é usado na indústria para a purificação do petróleo bruto, gorduras e óleos. Também se usa na produção dos explosivos, plásticos, fertilizantes, preparação de medicamentos, corantes, fabrico do vidro, detergentes, etc.

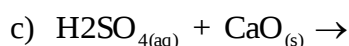
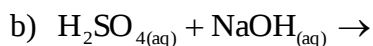
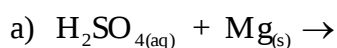
Na indústria metalúrgica usa-se para remover óxidos dos metais.

É também usado na produção doutros ácidos inorgânicos.



ACTIVIDADE DA LIÇÃO

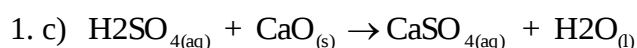
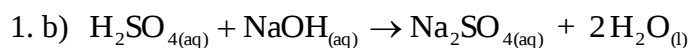
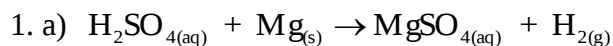
1. Escreve os produtos, acerte caso necessário as seguintes reacções químicas.



2. Como se obtêm o ácido sulfúrico actualmente



CHAVE DE CORRECÇÃO



2. O Ácido sulfúrico é produzido pelo processo de contacto

LIÇÃO Nº6 - SULFURETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO SULFÍDRICO



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos estudar o Sulfureto de Hidrogénio e o Ácido sulfídrico

O Sulfureto de Hidrogénio é uma substância gasosa. Quando se dissolve em água, obtém-se o Ácido sulfídrico.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Escrever as equações de obtenção do Sulfureto de Hidrogénio;
- Escrever as equações de obtenção do Ácido sulfídrico;
- Mencionar as propriedades do Sulfureto de Hidrogénio;
- Mencionar as propriedades do Ácido sulfídrico;
- Mencionar as aplicações do Ácido sulfídrico.



TEMPO DE ESTUDO

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

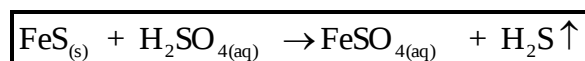
5. 6. 1 – Obtenção do sulfureto de hidrogénio (H_2S)

O Sulfureto de hidrogénio é um gás que, na natureza, resulta das erupções vulcânicas e da putrefação das proteínas.

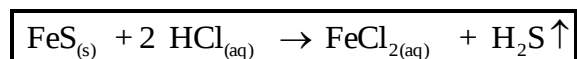
O sulfureto de hidrogénio (H_2S) pode ser obtido a partir das seguintes reacções:

a) Reacção entre o Hidrogénio e o Enxofre: $S + H_2 \rightarrow H_2S \uparrow$

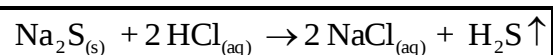
b) Sulfureto de ferro (II) com o Ácido sulfúrico diluído.



c) Sulfureto de ferro (II) com o Ácido clorídrico diluído.



d) Sulfureto de sódio com o Ácido clorídrico diluído.



5. 6. 2 - Propriedades físicas do Sulfureto de hidrogénio

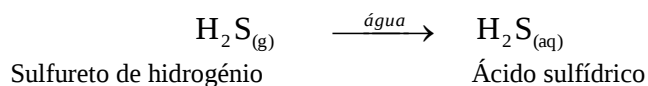
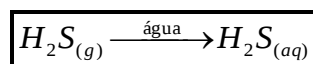
Em C.N.T.P. o Sulfureto de hidrogénio é um gás incolor, com cheiro muito desagradável, tóxico e inflamável.

É solúvel em água e em compostos orgânicos.

Nota: O cheiro que sentimos quando um ovo está podre é do gás Sulfureto de hidrogénio (H_2S) que se forma no processo de putrefação (apodrecimento) das proteínas do ovo.

5. 6. 3 – Obtenção do Ácido sulfídrico

O **Ácido sulfídrico** é obtido dissolvendo o sulfureto de hidrogénio em água.

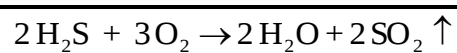


5. 6. 4 - Propriedades físicas do Ácido sulfídrico

O Ácido sulfídrico é a solução aquosa do Sulfureto de hidrogénio. É um líquido incolor de cheiro característico.

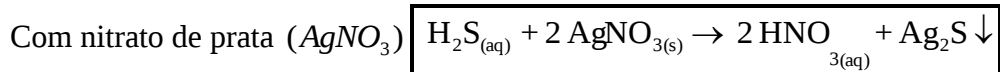
5. 6. 5 - Propriedades químicas do Sulfureto de hidrogénio e do Ácido sulfídrico

a) O **Sulfureto de hidrogénio** (H_2S) sofre uma oxidação completa na presença do Oxigénio, formando Dióxido de enxofre (SO_2) e água segundo a equação:



b) O **Ácido sulfídrico** reage com sais formando precipitados denominados *sulfuretos*.

Exemplo:



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Escreve os produtos e acerte as reacções químicas que se seguem.

- $H_2S_{(g)} \xrightarrow{\text{Água}} \underline{\hspace{2cm}}$
- $FeS_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- $FeS_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- $Na_2S_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- $H_{2(g)} + S_{(s)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$



CHAVE DE CORRECÇÃO

- a) $H_2S_{(g)} \xrightarrow{\text{Água}} H_2S_{(aq)}$
- b) $FeS + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$
- c) $FeS_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow FeSO_4 + H_2S$
- d) $Na_2S_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow 2 NaCl + H_2S$
- e) $H_{2(g)} + S_{(s)} \rightarrow H_2S_{(g)}$

LIÇÃO Nº 7: PRINCIPAIS SAIS DO ENXOFRE E SUA IMPORTÂNCIA



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos falar dos sais que contêm o enxofre e suas aplicações.

Vamos ver Sais não oxigenados (Sulfuretos) e sais oxigenados (Sulfatos e sulfitos).



OBJECTIVOS

- Identificar os principais os sulfuretos, sulfitos e sulfatos;
- Mencionar as aplicações de sulfuretos, sulfitos e sulfatos.



TEMPO DE ESTUDO

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

5.7.1. Sais de Enxofre

São substâncias obtidas a partir dos ácidos de Enxofre através da substituição total dos hidrogénios existentes nos ácidos por um metal ou radical positivo.

Os sais do Ácido sulfídrico são chamados **sulfuretos**, os sais do Ácido sulfúrico são chamados **sulfatos** e os sais do Ácido sulfuroso são chamados **sulfitos**.

Ácidos	Radicais	Exemplo
H_2S Ácido sulfídrico	S^{2-} Sulfureto	ZnS- Sulfureto de zinco PbS - Sulfureto de chumbo (II) FeS - Sulfureto de ferro (II)
H_2SO_3 Ácido sulfuroso	SO_3^{2-} Sulfito	$ZnSO_3$ $ZnSO_3$ - Sulfito de zinco $PbSO_3$ - Sulfito de chumbo

		Na_2SO_3 - Sulfito de sódio
H_2SO_4 Ácido sulfúrico	SO_4^{2-} Sulfato	CaSO_4 - Sulfato de cálcio CuSO_4 - Sulfato de cobre (II) Na_2SO_4 - Sulfato de sódio

5.7.2. Aplicações de alguns dos sais de enxofre

Os **sulfuretos** de uma forma geral são aplicados na metalurgia, na electrotecnia e como matéria-prima para a obtenção do ácido sulfúrico.

O **Sulfato de sódio** (Na_2SO_4) na sua forma hidratada ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) – Sulfato de sódio decahidratado – é aplicado no fabrico do vidro e na produção de adubos.

O **Sulfato de cálcio** (CaSO_4) na sua forma hidratada ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) - Sulfato de cálcio dihidratado - também chamado gesso - é usado no fabrico de moldes, na medicina para tratamento de fracturas ósseas, na construção civil e na agricultura.

O **Sulfato de amónio** $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$ é usado como adubo.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

Escreve os nomes dos seguintes sais:

Sal	Nome	Sal	Nome
PbS		ZnSO_3	
Na_2SO_3		CuSO_4	
Na_2SO_4		$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	



CHAVE DE CORRECÇÃO

Escreve os nomes dos seguintes sais:

Sal	Nome	Sal	Nome
PbS	Sulfureto de chumbo (II)	ZnSO_3	Sulfito de Zinco
Na_2SO_3	Sulfito de sódio	CuSO_4	Sulfato de cobre (II)
Na_2SO_4	Sulfato de sódio	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Sulfato de amónio

LIÇÃO Nº8 - CINÉTICA QUÍMICA



INTRODUÇÃO

O conhecimento e o estudo da velocidade das reacções, além de ser muito importante em termos industriais, também está relacionado ao nosso dia-a-dia, por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira para retardar sua decomposição ou usamos panela de pressão para aumentar a velocidade de cozimento dos alimentos. As reacções químicas ocorrem com velocidades diferentes e estas podem ser alteradas.

Nesta lição vamos estudar a cinética, velocidade da reacção e factores que influem na velocidade de uma reacção química.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir velocidade de uma reacção química.
- Enunciar teoria de colisões;
- Definir energia de activação;
- Identificar os factores que influem na velocidade de uma reacção química.



TEMPO DE ESTUDO

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

5.8.1. I - Cinética Química

Cinética Química é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções químicas e os factores que a influenciam.

5.8.2. II - Velocidade de reacção

Velocidade de uma reacção é a quantidade de reagentes consumidos ou de produtos formados em função do tempo

Matematicamente, a velocidade de uma reacção é dada por:

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Onde:

$V \Rightarrow$ É a velocidade da reacção;

$\Delta C \Rightarrow$ Variação da Concentração molar (M)

$\Delta t \Rightarrow$ Variação do tempo (em segundos)

5.8.3. III - Energia de activação

Energia de activação é a energia mínima que os reagentes devem possuir para produzir um efeito químico.

5.8.4. IV - Teoria das colisões

Pela teoria das colisões, para haver uma reacção é necessário que:

- As moléculas dos reagentes colidam entre si.
- A colisão ocorra com geometria favorável à formação do complexo activado;
- A energia das moléculas que colidem entre si seja igual ou superior à energia de activação.

Nota: Durante as colisões dá-se a quebra das ligações existentes e, consequentemente, a formação de novas ligações.

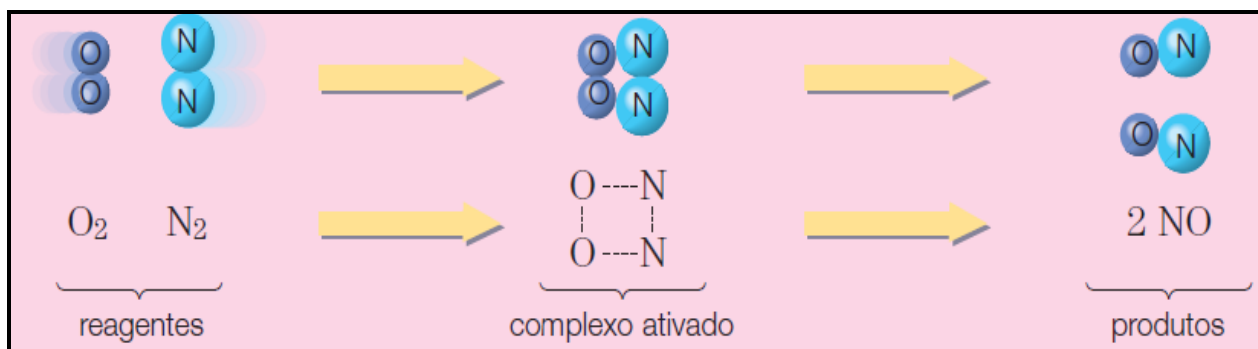
5.8.5. V - Complexo activado

Complexo activado é um estado de transição entre reagentes e produtos da reacção onde se forma um composto (*complexo activado*) intermediário e instável.

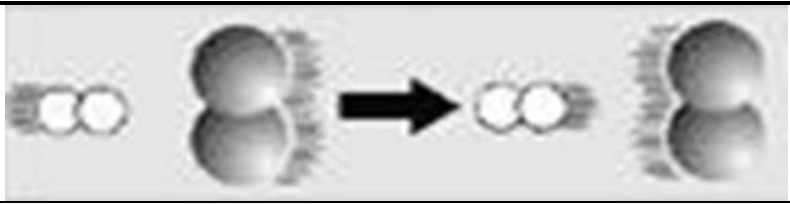
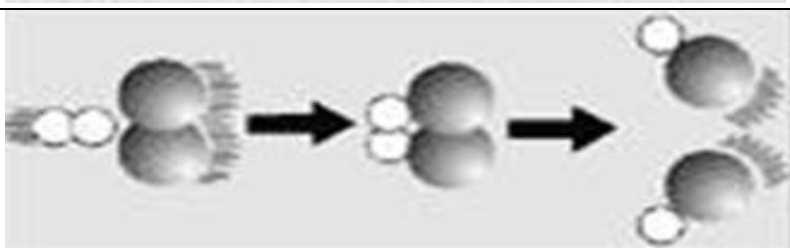
No entanto, nem todas as colisões produzem efeito químico (*colisões efectivas*).

Nas colisões *não efectivas* não há quebra das ligações e, portanto, não há formação de novas ligações. Portanto, a reacção não ocorre.

Vejamos um exemplo que ilustra a formação do complexo activado



5.8.6. VI - Colisões efectivas e não efectivas

Algumas orientações possíveis durante a colisão	Resultados
	Orientação desfavorável: A colisão não é efectiva e não ocorre a reacção.
	Orientação desfavorável: A colisão não é efectiva e não ocorre a reacção.
	Orientação favorável: A colisão pode ser efectiva e pode ocorrer a reacção.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Define os seguintes conceitos

- a) Cinética química.
- b) Velocidade de reacção.
- c) Energia de activação.
- d) Complexo activado



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) Cinética Química é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções químicas e os factores que a influenciam.

1. b) Velocidade de uma reacção é a quantidade de reagentes consumidos ou de produtos formados em função do tempo.

1. c) Energia de activação é a energia mínima que os reagentes devem possuir para produzir um efeito químico.

1. d) Complexo activado é um estado de transição entre reagentes e produtos da reacção onde se forma um composto intermediário e instável.

LIÇÃO Nº9: FACTORES QUE A INFLUENCIAM NA VELOCIDADE DA REACÇÃO QUÍMICA



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos identificar e explicar os factores que podem influenciar na velocidade de uma reacção química.



OBJECTIVOS

Identificar os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química.



TEMPO DE ESTUDO

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

5.9.1. Factores que a influenciam na velocidade da reacção química

Introdução

A velocidade de uma reacção química depende de vários factores, tais como:

- A. *Temperatura*
- B. *Superfície de contacto dos reagentes*
- C. *Concentração dos reagentes*
- D. *Pressão*
- E. *Catalisador*

A – Factor Temperatura

Um alimento cozinha mais rapidamente numa panela de pressão (a água ferve a uma temperatura maior), o que favorece o cozimento.

Para melhor conservação dos alimentos, devemos guardá-los em *geleiras ou congeladores*; diminuindo a temperatura estaremos diminuindo a velocidade das reacções responsáveis pela decomposição (apodrecimento).

Em um ambiente em que a perda de calor é pequena — como em uma floresta —, a temperatura do ambiente aumenta e provoca também um aumento na velocidade da reacção de combustão.

É isso o que torna os incêndios, especialmente das florestas, tão devastadores.



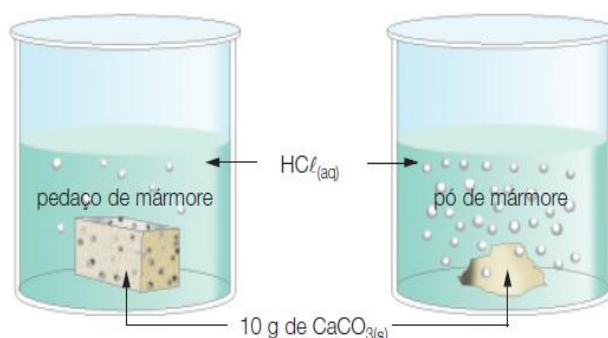
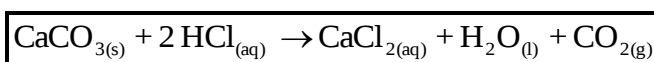
B – Factor Superfície de contacto

Quando um reagente está no estado sólido, a reacção ocorrerá na sua superfície.

Assim, quanto mais fragmentado (disperso) for esse reagente, maior será o número de choques, e maior será a velocidade da reacção.

Quanto maior for a superfície de contato dos reagentes, maior é a velocidade da reacção.

Exemplo:



A efervescência no $\text{CaCO}_{3(s)}$ na forma de pó é mais acentuada (maior superfície de contato).

O aumento da superfície intensificou a velocidade da reacção, mas não a quantidade do produto formado.

Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reacções.

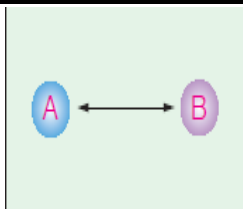
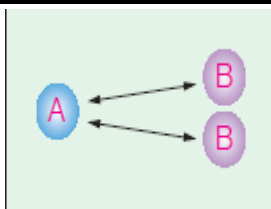
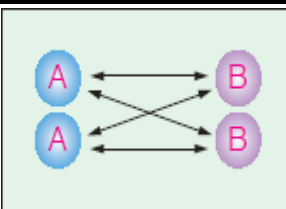
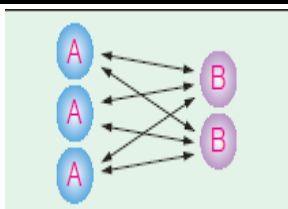
C – Concentração dos reagentes

A velocidade de uma reacção depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas.

Vamos aplicar esse conceito a uma reacção genérica: $1A + 1B \rightarrow 1AB$

O número de choques e, consequentemente, a velocidade irão depender das concentrações de A e B.

Vamos considerar quatro situações em que varia o número de moléculas de A e B, num mesmo volume e numa mesma temperatura:

1ª Situação	2ª Situação	3ª Situação	4ª Situação
			
Possibilidades de colisão entre A e B 1 (uma)	Possibilidades de colisão entre A e B 2 (duas)	Possibilidades de colisão entre A e B 4 (três)	Possibilidades de colisão entre A e B 6 (quatro)
	Ao dobrar a concentração de B, o nº de colisões dobra.	Ao dobrar as concentrações de A e B, o nº de colisões aumenta 4 vezes.	Ao dobrar a concentração de B e triplicar a concentração de A, o nº de colisões aumenta 6 vezes.

Esta relação demonstra que o número de colisões e, consequentemente, a velocidade da reacção são proporcionais ao produto das concentrações.

D – Pressão

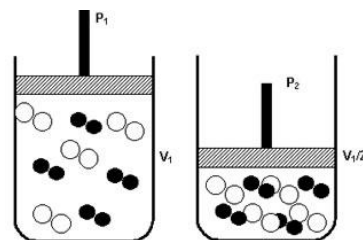
Em reacções envolvendo reagentes gasosos, quando se aumenta a pressão, ocorre uma diminuição de volume e consequentemente há aumento nas concentrações dos reagentes.

Com o aumento da pressão, aumenta a probabilidade de ocorrência de colisões efectivas. Assim, aumenta a velocidade da reacção.

A **pressão** só tem influência se houver pelo menos uma substância no estado gasoso entre os reagentes.

O aumento da pressão num sistema em reacção implica um contacto maior entre os reagentes pois o volume do sistema diminui. Desse modo, haverá um número maior de partículas reagentes por unidade de volume (a concentração aumenta), o que possibilita um maior número de colisões entre as partículas. Consequentemente, a velocidade da reacção aumenta.

A figura ao lado mostra que, com a diminuição do volume no segundo recipiente, haverá um aumento da pressão, aumentando o número de colisões entre as moléculas e consequentemente aumentando a velocidade da reacção.

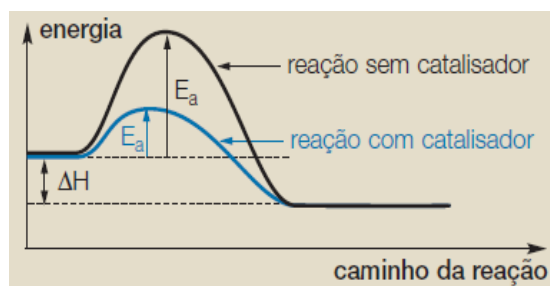


E – Presença de catalisador

Catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reacção química sem sofrer alteração permanente, isto é, durante a reacção não é consumido.

O nosso sistema digestório converte os nutrientes em substâncias que podem ser absorvidas e utilizadas pelas células. Essa transformação é feita por enzimas, que constituem catalisadores biológicos, e são altamente específicas.

Os catalisadores criam um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reacção se processe de maneira mais rápida.



Nota: Alguns produtos de limpeza contêm enzimas que facilitam a quebra de moléculas de substâncias responsáveis por manchas nos tecidos.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione os factores que influenciam na velocidade da reacção
2. Define o conceito catálise



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Temperatura, Superfície de contacto dos reagentes, Concentração dos reagentes, Pressão e Catalisador
2. Catálise é uma reacção na qual participa um catalisador.

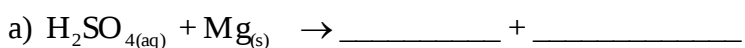


ACTIVIDADES DO FIM DA UNIDADE

1. Indique as fórmulas ou escreva os nomes dos seguintes compostos químicos.

- a) Ácido sulfúrico _____
- b) FeS_2 _____
- c) Sulfureto de sódio _____
- d) H_2S _____

2. Complete e acerte as equações das reacções químicas seguintes:



3. Diferencie o Sulfureto de hidrogénio do Ácido sulfídrico.

4. Escreva as reacções acertadas de obtenção do Sulfureto de hidrogénio a partir de:

- a) Enxofre e Hidrogénio.
- b) Sulfureto de lítio e Ácido clorídrico diluído.
- c) Sulfureto de ferro (II) e Ácido sulfúrico diluído.

5. Preencha os espaços em branco.

Os sais do Ácido sulfídrico são chamados _____ enquanto que os sulfatos são sais do _____.

6. Quais são as aplicações dos seguintes sais:

- a) Sulfato de amónio.
- b) Sulfato de cálcio.

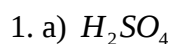
10. Defina os seguintes conceitos.

- a) Cinética química.
- b) Velocidade da reacção
- c) Energia de activação.

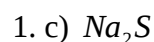
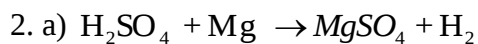
11. Quais são os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química?



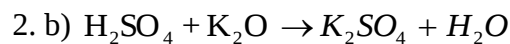
CHAVE DE CORRECÇÃO



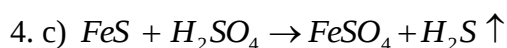
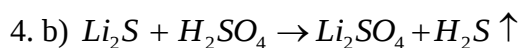
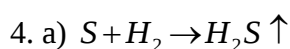
1. b) Sulfureto de ferro



1. d) Sulfureto de hidrogénio



3. O Sulfureto de hidrogénio é um gás incolor de cheiro desagradável e bem solúvel em água, enquanto que, o Ácido sulfídrico é a solução aquosa de sulfureto de hidrogénio.



5.

Sulfuretos

Ácido sulfúrico

6. a) Sulfato de amónio é usado como adubo.

6. b) Sulfato de cálcio é usado no fabrico de moldes, na medicina para tratamento de fracturas ósseas, na construção civil e na agricultura.

7. a) Cinética química. é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções químicas e os factores que a influenciam.

7. b) Velocidade da reacção é a quantidade de reagentes consumidos ou de produtos formados em função do tempo

7. c) Energia de activação é a energia mínima que os reagentes devem possuir para produzir um efeito químico.

8. Os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química são: Temperatura; Superfície de contacto dos reagentes; Concentração dos reagentes; Pressão e Catalisador.

UNIDADE VI: NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO V GRUPO V-A



INTRODUÇÃO

Bem-vindo a mais uma unidade e nesta unidade, vai estudar especialmente o Grupo V-A da Tabela Periódica e também vamos estudar o equilíbrio químico.

Nesta unidade temos como representante do Grupo o elemento químico Nitrogénio e é com base no estudo do Nitrogénios que vamos fazer a análise do comportamento dos elementos deste grupo.

É importante que siga os nossos conselhos pois, é fundamental para o sucesso do seu estudo. Resta-nos desejar que continue na nossa companhia e seja aquele estudante a que já estamos habituados. Bons estudos.

Salientamos que esta unidade tem no total nove lições, a saber:

Lição nº 1: Visão geral dos Elementos do V grupo principal;

Lição nº 2: Nitrogénio. Estado natural, ocorrência, obtenção, propriedades e Aplicações;

Lição nº 3: Compostos de Nitrogénio;

Lição nº 5: O Amoníaco. Obtenção e aplicações;

Lição nº 4: O Ácido nítrico e seus sais;

Lição nº 6 - Equilíbrio químico. Reacção irreversível e reversível;

Lição nº 7 - Fósforo e seus compostos;

Lição nº 8 - Adubos ou fertilizantes;

Lição nº 9 - Poluição do solo: prevenção, causas e efeitos.





OBJECTIVOS DA UNIDADE

- Mencionar os elementos do V grupo da tabela periódica
- Descrever as propriedades do nitrogénio
- Identificar os compostos de nitrogénio e suas aplicações
- Mencionar os poluentes provenientes do nitrogénio, seus efeitos e prevenção



RESULTADOS DE APRENDIZAGEM

- Menciona os elementos do V grupo da tabela periódica
- Descreve as propriedades do nitrogénio
- Identifica os compostos de nitrogénio e suas aplicações
- Menciona os poluentes provenientes do nitrogénio, seus efeitos e prevenção



DURAÇÃO DA UNIDADE

Para o estudo desta unidade vamos precisar de 20 horas, pois temos algumas lições que apresentam conteúdos um pouco complexos que precisaremos de muito tempo a discutir.

MATERIAL COMPLEMENTAR

Como material complementar, vai precisar de um caderno para o resumo da sua aprendizagem, 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 de calcular, se possível, uma Tabela periódica para o acompanhamento das suas aulas

LIÇÃO Nº 1: VISÃO GERAL ELEMENTOS DO V GRUPO PRINCIPAL



INTRODUÇÃO

Nesta lição, o nosso estudo está orientado na identificação da ocorrência dos elementos e das características gerais do grupo.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

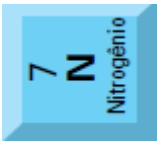
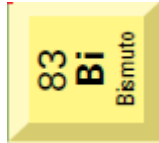
- Identificar a ocorrência dos elementos grupo na natureza;
- Mencionar as características dos elementos do Grupo V-A da Tabela Periódica.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição é de uma (1) hora.

6. 1. 1 - Visão geral dos elementos do Grupo V-A

Elementos do grupo V-A					
Nome do elemento	Nitrogénio	Fósforo	Arsénio	Antimónio	Bismuto
Símbolo químico	<i>N</i>	<i>P</i>	<i>As</i>	<i>Sb</i>	<i>Bi</i>
Número atómica	7	15	33	51	83

Fazem parte deste grupo os elementos: Nitrogénio ou Azoto (*N*), Fósforo (*P*), Arsénio (*As*), Antimónio (*Sb*) e Bismuto (*Bi*)

6. 1. 2 - Características gerais do grupo

Em C.N.T.P., o Nitrogénio, também chamado Azoto, é um elemento que se encontra no estado gasoso. Os restantes elementos (Fósforo, Arsénio, Antimónio e Bismuto) são sólidos.

6. 1. 3 - Distribuição electrónica

Observe o quadro que se segue

Símbolo químico	Elemento químico	Número atómico (Z)	Estrutura electrónica					
			K	L	M	N	O	P
N	Nitrogénio	7	2	5				
P	Fósforo	15	2	8	5			
As	Arsénio	33	2	8	18	5		
Sb	Antimónio	51	2	8	18	18	5	
Bi	Bismuto	83	2	8	18	32	18	5

6. 1. 4 - Posição na tabela periódica

Porque os elementos apresentam na última camada ou camada de valência (5) cinco electrões, pertencem ao quinto grupo (V grupo A) da tabela periódica.

E de acordo com as camadas de cada elemento teremos

Elementos do grupo	N	P	As	Sb	Bi
Número de camada	2	3	4	5	6
Período	2º	3º	4º	5º	6º



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Escreve os nomes e os símbolos dos elementos do quinto grupo principal.
2. Por qual razão, estes elementos encontram-se no quinto grupo da tabela periódica?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Fazem parte deste grupo os elementos: Nitrogénio ou Azoto (*N*), Fósforo (*P*), Arsénio (*As*), Antimónio (*Sb*) e Bismuto (*Bi*)
2. Porque todos eles apresentam cinco electrões na sua última camada.

LIÇÃO Nº 2: O NITROGÉNIO



INTRODUÇÃO

Vamos estudar nesta lição o Nitrogénio. Seu estado natural, sua ocorrência, obtenção, propriedades e aplicações.



OBJECTIVOS

- Identificar as propriedades do Nitrogénio;
- Escrever as equações de obtenção de Nitrogénio.



TEMPO DE ESTUDO

O tempo necessário para o estudo desta lição e resolução dos exercícios que lhes serão propostos deve ser de duas (2) horas

6. 2. 1 - Estado natural do Nitrogénio e ocorrência

Na Natureza o Nitrogénio ou Azoto ocorre no estado livre e no estado combinado com outros elementos.

a) No estado livre existe na forma de moléculas diatómicas (N_2) e é mais abundante que o Oxigénio no ar.

b) Na forma combinada faz parte de muitos compostos como é o caso dos nitratos e está presente na composição de substâncias excretadas pelos animais sob a forma de ureia e ácido úrico.

6. 2. 2 - Obtenção do Nitrogénio

I – Na Indústria

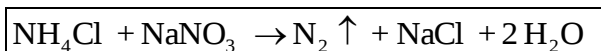
O Nitrogénio é o componente principal do ar atmosférico (78,1% por volume de ar).

É obtido, para uso industrial, *pela destilação fraccionada do ar*, já que na pressão atmosférica normal condensa a $-196^{\circ}C$

Este processo utiliza o ar da atmosfera que é filtrado, comprimido e resfriado, passando ao estado líquido onde são extraídos os teores de água, gases indesejados e impurezas. O ar purificado passa então por uma coluna na qual são separados o Nitrogénio (N_2) dos outros componentes do ar.

II - No laboratório

O Nitrogénio (N_2) é obtido a partir da reacção entre o Cloreto de amónio (NH_4Cl), e Nitrato de sódio ($NaNO_3$).



6. 2. 3 – Propriedades do Nitrogénio

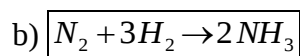
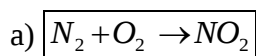
I - Propriedades físicas

Em C.N.T.P. o Nitrogénio é um gás incolor, inodoro, insípido, pouco solúvel em água, menos denso que o oxigénio e mais denso que o Hidrogénio.

Tem o ponto de fusão (PF) = -196°C e o ponto de ebulição (PE) = -210°C .

II - Propriedades químicas

O Nitrogénio livre é quimicamente inerte, excepto a alta temperatura, pois sendo do quinto grupo e formando moléculas diatómicas, os dois átomos encontram-se fortemente ligados por uma ligação tripla (ligação covalente apolar). $\text{:}\ddot{N} \equiv \ddot{N}\text{:}$ Porém, a altas temperaturas, reage com o Oxigénio e com o Hidrogénio.



6. 2. 4 - Aplicações do Nitrogénio

- A mais importante aplicação comercial do Nitrogénio é na obtenção do gás Amoníaco. Este gás é, por sua vez, utilizado para a produção de fertilizantes e Ácido nítrico.

- Também é usado, devido à sua baixa reactividade, como ambiente inerte em tanques de armazenamento de líquidos explosivos, durante a fabricação de componentes electrónicos e na fabricação do aço inoxidável.
- É usado como agente refrigerante para o congelamento e transporte de alimentos.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione duas propriedades de Nitrogénio

a) Físicas

b) Químicas

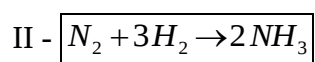
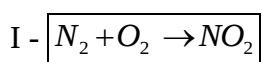
2. Como se obtêm o nitrogénio na Indústria?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) É um gás incolor, inodoro, insípido e pouco solúvel na água.

1. b) É quimicamente inerte, excepto a alta temperatura que pode reagir com o Oxigénio e o Hidrogénio de acordo com as equações:



2. Pela destilação fraccionada do ar liquefeito.

LIÇÃO Nº 3: COMPOSTOS DE NITROGÉNIO (O AMONÍACO)



INTRODUÇÃO

O Nitrogénio na forma combinada, esta presente em compostos apesar da fraca reactividade que este apresenta.

Nesta lição vamos estudar o amoníaco (NH_3) que é um dos compostos do Nitrogénio.



OBJECTIVOS

- Descrever as propriedades do Amoníaco (NH_3);
- Descrever as aplicações do Amoníaco (NH_3);
- Identificar os Sais de Amónio.



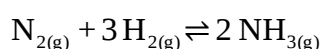
TEMPO DE ESTUDO

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

6. 3. 1 - Obtenção industrial do Amoníaco

O processo mais importante para obtenção do amoníaco (NH_3) é o de **Haber-Bosch** desenvolvido pelo Fritz Haber e Carl Bosch que tiveram Prémio Nobel da Química em 1918 e 1931 respectivamente.

Neste processo os gases Nitrogénio (N_2) obtido do ar atmosférico e Hidrogénio (H_2) obtido a partir do gás natural, são combinados a uma pressão de 20 MPa e temperatura de $500^\circ C$, utilizando o ferro como catalisador, segundo a reacção:



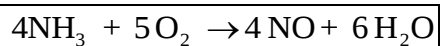
6. 3. 2 - Propriedades físicas do Amoníaco

Em Condições Normais de Temperatura e Pressão (C.N.T.P.), o **Amoníaco** (NH_3) é um gás incolor, de cheiro forte que dissolve-se em água, formando uma solução básica com iões Amónio (NH_4^+) e iões Hidroxilo (OH^-).

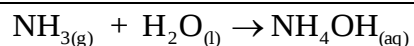
A molécula do amoníaco é constituída por um átomo de Nitrogénio (N) e três de Hidrogénio (H) e tem a fórmula molecular (NH_3)

6. 3. 3 - Propriedades químicas do Amoníaco

I – A oxidação do Amoníaco forma o Monóxido de nitrogénio (NO) e água:



II - A reacção do Amoníaco com a água forma o Hidróxido de amónio:



II - A reacção do Amoníaco com os ácidos forma sais de amónio.

a) A reacção do Amoníaco com o Ácido clorídrico: $\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{aq})}$

b) A reacção do Amoníaco com o Ácido nítrico: $\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{HNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{aq})}$

c) A reacção do Amoníaco com o Ácido carbónico: $2\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{l})} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$

Alguns Sais de Nitrogénio

$\text{NH}_4\text{Cl} \Rightarrow$ Cloreto de amónio

$\text{KNO}_3 \Rightarrow$ Nitrato de potássio

$\text{NH}_4\text{NO}_3 \Rightarrow$ Nitrato de amónio

$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ Fosfato de amónio

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \Rightarrow$ Carbonato de amónio

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \Rightarrow$ Sulfato de amónio

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \Rightarrow$ Dihidrogeno fosfato de amónio

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \Rightarrow$ Hidrogeno fosfato de diamónio

6. 3. 4 - Aplicações do Amoníaco

O Amoníaco é usado em ciclos de compressão (refrigeração) devido ao seu elevado calor de vaporização e temperatura crítica.

Também é utilizado em processos de absorção, em combinação com a água, e é componente de vários produtos de limpeza.

O Amoníaco e seus derivados como o Nitrato de amónio, ureia e outros, são usados como fertilizantes na agricultura.

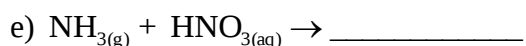
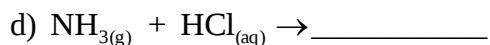
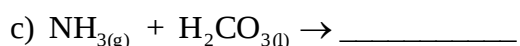
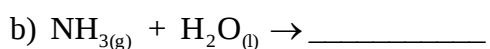
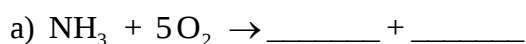
ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione, duas propriedades de amoníaco

a) Físicos

b) Químicos

2. Escreve os produtos da reacção e acerte as equações entre o amoníaco com:

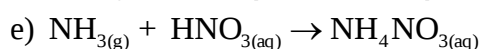
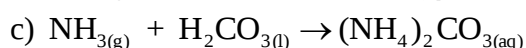
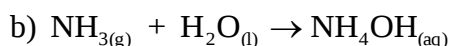
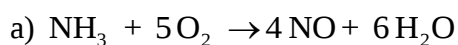


CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) É um gás incolor, de cheiro forte

1. b) Amoníaco forma o Monóxido de nitrogénio e água; com os ácidos forma sais de amónio e com a água forma o Hidróxido de amónio.

2. Os produtos da reacção.



LIÇÃO Nº 4 - OBTENÇÃO INDUSTRIAL DO AMONÍACO. ÓXIDOS DE NITROGÉNIO



INTRODUÇÃO

Nesta lição, vamos continuar a estudar os compostos de nitrogénio estudando os Óxidos (NO e NO_2)



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Identificar as propriedades dos óxidos de Nitrogénio.



TEMPO DE ESTUDO

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

Os Óxidos do Nitrogénio são compostos binários formados pelo Nitrogénio e Oxigénio.

Dependendo do número de oxidação (Nox). O Nitrogénio pode formar vários óxidos.

Veja o quadro que se segue:

Óxidos do Nitrogénio

Fórmula do óxido	Nome do óxido	Nox do Nitrogénio
N_2O	Monóxido de dinitrogénio	+1
NO	Monóxido de nitrogénio	+2
N_2O_3	Trióxido de dinitrogénio	+3
NO_2	Dióxido de nitrogénio	+4
N_2O_5	Pentóxido de dinitrogénio	+5

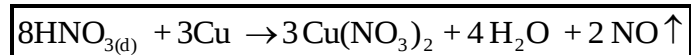
Como pode ver, o Nitrogénio apresenta nestes óxidos vários números de oxidação (Nox) de +1 a +5

6. 4. 1 - Monóxido de Nitrogénio (NO)

I – Obtenção do NO

a) Oxidação do Amoníaco: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$

b) A partir do Ácido nítrico diluído com cobre.



II - Propriedades físicas do NO

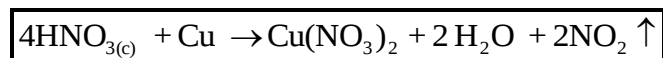
É um gás incolor, pouco solúvel em água e tóxico.

6. 4. 2 - Monóxido de nitrogénio (NO₂)

I – Obtenção do NO₂

a) Oxidação do Monóxido de nitrogénio: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2 \uparrow$

b) A partir do Ácido nítrico concentrado



II - Propriedades físicas

É um gás castanho avermelhado, de odor irritante e tóxico.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione as propriedades físicas de:

a) Monóxido de nitrogénio (NO)

b) Dióxido de nitrogénio (NO₂)

2. Escreve as Fórmula do óxido, ou Nome do óxido ou ainda Nox do Nitrogénio

Fórmula do óxido	Nome do óxido	Nox do Nitrogénio
	Monóxido de dinitrogenio	+1
N ₂ O ₃		+3
		+5
NO		
NO ₂		



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) É um gás incolor, pouco solúvel em água e tóxico.

1. b) É um gás castanho avermelhado, de odor irritante e tóxico.

Fórmula do óxido	Nome do óxido	Nox do Nitrogénio
N_2O	Monóxido de dinitrogenio	+1
N_2O_3	Trióxido de dinitrogenio	+3
N_2O_5	Pentóxido de dinitrogenio	+5
NO	Monóxido de nitrogénio	+2
NO_2	Dióxido de nitrogénio	+4

LIÇÃO Nº 5: ÁCIDO NÍTRICO. PROPRIEDADES, OBTENÇÃO E APLICAÇÕES



INTRODUÇÃO

O Ácido nítrico é um dos ácidos mais importantes da indústria química.

Vamos, então, nesta lição dedicar nossa atenção às particularidades deste ácido, sobretudo ao procedimento para a sua obtenção, às características e aplicações.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Escrever as equações das reacções de obtenção do Ácido nítrico;
- Mencionar as propriedades e aplicações do Ácido nítrico.



TEMPO DE ESTUDO

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

6. 5. 1 - Propriedades físicas do ácido nítrico (HNO_3)

O **Ácido nítrico** puro é um líquido viscoso, incolor, inodoro, corrosivo e venenoso, com um elevado grau de ionização.

Frequentemente apresenta uma cor amarelo-acastanhada devido a várias impurezas. À temperatura normal do meio ambiente volatiliza-se e liberta fumos vermelhos ou amarelados.



O **Ácido nítrico** concentrado, em contacto com a pele humana, deixa uma marca amarela devido a uma reacção com a *cisteína* (**enxofre**) presente na queratina da pele.

6. 5. 2 - Obtenção industrial do Ácido nítrico

A produção industrial do Ácido nítrico é feita a partir do processo Ostwald, em que o Amoníaco (NH_3) é oxidado na presença de catalisador *Platina* (Pt) produzindo o Monóxido de nitrogénio (NO):

$$4 NH_3 + 5 O_2 \rightarrow 4NO + 6 H_2O$$

A uma temperatura baixa o Monóxido de nitrogénio (NO) combina-se com o Oxigénio do ar, formando o Dióxido de nitrogénio (NO_2):

$$2 NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

O Dióxido de nitrogénio (NO_2) reage com a água sob pressão, formando o Ácido nítrico e o Monóxido de nitrogénio (que é reciclado):

$$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$$

O Ácido nítrico produzido é armazenado em garrafas de cor castanho-escuro para evitar a decomposição fotolítica.

6. 5. 3 - Aplicações do Ácido nítrico

A principal aplicação do Ácido nítrico é na produção de fertilizantes.

Na indústria química é utilizado como oxidante na produção de nitratos que, por sua vez, são usados como adubos.

Também se usa o Ácido nítrico na produção de pólvora, plásticos e anilina.

A Anilina é uma substância muito venenosa, também é denominada de **fenilamina**, possui fórmula ($C_6H_5 - NH_2$) ocorre no alcatrão mineral, e é utilizada na indústria da borracha e na síntese de produtos **farmacêuticos** e **corantes** de cores intensas.

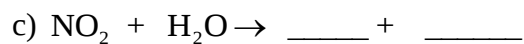
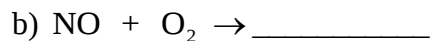
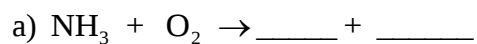
Os sais do Ácido nítrico (que contêm o ião nitrato) chamam-se nitratos. Quase todos são estáveis em água.

Entre os sais do Ácido nítrico incluem-se compostos importantes como o Nitrato de potássio (KNO_3), utilizado no fabrico da pólvora, o Nitrato de amónio (NH_4NO_3) e o Nitrato de sódio ($NaNO_3$) utilizados como fertilizantes.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

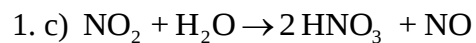
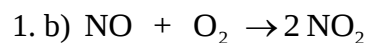
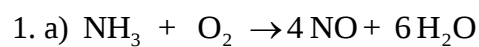
1. Para obtenção do ácido Nítrico, escreve os produtos das seguintes reacções.



2 Mencione duas aplicações do Ácido nítrico



CHAVE DE CORRECÇÃO



2 É utilizado como oxidante na produção de nitratos que, que são também usados como adubos.

LIÇÃO Nº 6 - EQUILÍBRIO QUÍMICO



INTRODUÇÃO

Caro estudante!

Muitas vezes imaginámos que as reacções químicas decorrem até ao fim, num único sentido:

reagentes → produtos

No entanto, nem sempre que os reagentes se convertem totalmente em produtos.

Assim, nesta lição vamos ver quando é que ocorre a conversão total dos reagentes em produtos e, quando é que não ocorre. E, o que se deve fazer para “forçar” a reacção de modo a se formarem mais produtos.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Definir reacção reversível;
- Definir equilíbrio químico;
- Enunciar o Princípio de *Le Chatelier*;
- Mencionar as condições de equilíbrio de uma reacção química;
- Identificar os factores que alteram o estado de equilíbrio numa reacção química.



TEMPO DE ESTUDO

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

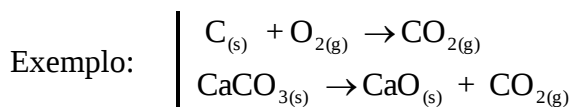
6.6.1. I – Reacção irreversível e reacção reversível

Do ponto de vista teórico, todas as reacções químicas ocorrem em dois sentidos onde os reagentes se transformam em produtos e os produtos em reagentes.

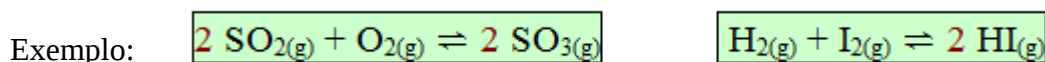
Em certas reacções como a da combustão, virtualmente 100% dos reagentes são convertidos em produtos e não se observa o contrário. Estas reacções ocorrem num único sentido.

Há também uma série de reacções nas quais, logo que uma certa quantidade de produtos é formada, estes tornam a dar origem aos reagentes. Estas reacções ocorrem nos dois sentidos.

a) **Reacções irreversíveis** - são aquelas reacções em que a conversão dos reagentes em produtos é total. – Ocorrem num único sentido.

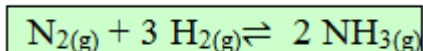


a) **Reacções reversíveis** - são aquelas que ocorrem em dois sentidos. São reacções parciais. Nelas formam-se produtos e reagentes em simultâneo. – Decorrem nos dois sentidos. (sentido de formação e de decomposição).



O conceito de equilíbrio químico restringe-se praticamente às reacções reversíveis.

Outro exemplo de uma reacção reversível é o da produção do Amoníaco (NH_3), a partir do gás Hidrogénio (H_2) e do gás Nitrogénio (N_2):



Note que a seta dupla ($\rightleftharpoons$) significa que a reacção ocorre nos dois sentidos e que o subscrito (g) indica que as substâncias se encontram no estado gasoso.

6.6.2. II - Equilíbrio químico

O equilíbrio químico ocorre num sistema fechado (isolado) onde não há interacção com o meio externo.

O **estado de equilíbrio** é um **estado dinâmico** numa reacção reversível em que a velocidade da reacção directa é igual a velocidade da reacção inversa.

Neste estado as concentrações das espécies químicas participantes se mantêm constantes.

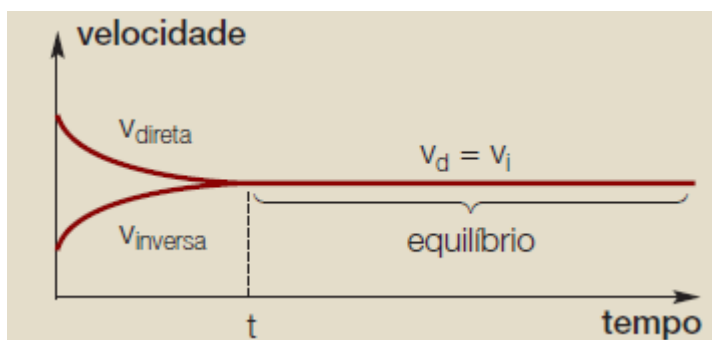


Gráfico do estado de equilíbrio

$V_d \Rightarrow$ Velocidade da reacção directa.

$V_i \Rightarrow$ Velocidade da reacção inversa.

No estado de equilíbrio $V_d = V_i$

6.6.3. III - Deslocamento de equilíbrio

Deslocamento de equilíbrio é qualquer alteração numa das velocidades que provoque modificações nas concentrações das substâncias em equilíbrio no sistema.

6.6.4. IV - Princípio de *Le Chatelier*

O que acontece quando, num sistema químico em equilíbrio, é alterado um dos factores de que depende a posição de equilíbrio?

Segundo ***Le Chatelier***: “Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, este reage de modo a anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio”.

6.6.5. V - Factores que alteram o estado de equilíbrio numa reacção química

Princípio de *Le Chatelier*: “Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força”.

A posição de equilíbrio duma reacção pode alterar-se por efeito da **concentração**, da **temperatura** e da **pressão / volume**.

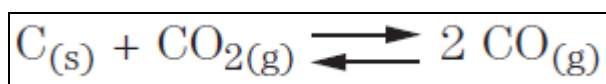
O modo como esses factores afectam o equilíbrio enquadra-se no princípio mais geral do equilíbrio - o princípio de ***Le Chatelier*** – que resumidamente diz que, quando um dos factores de que depende o equilíbrio químico é alterado, este desloca-se no sentido de contrariar essa alteração.

A - Efeito da concentração

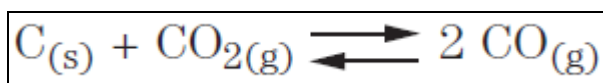
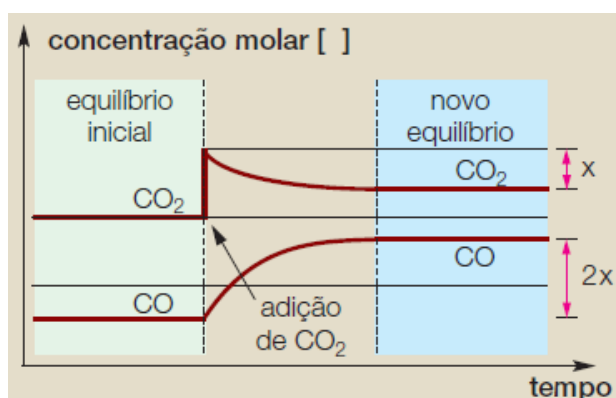
Ao se alterar a quantidade duma das substâncias, também se altera a velocidade com que as reacções ocorrem. Dessa forma, as velocidades das reacções directa e inversa deixam de ser

iguais: ao se retirar uma substância de uma das reacções, essa passará a ser mais lenta e, do mesmo modo, passará a ser mais rápida se uma das substâncias for adicionada. **Assim, com o aumento da concentração, o equilíbrio tende a reduzir a quantidade dessa substância e vice-versa.**

Considere o seguinte equilíbrio:



Quando adicionamos $\text{CO}_{2(g)}$ ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na concentração do composto, que irá acarretar aumento do número de choques entre o $\text{C}_{(s)}$ e o $\text{CO}_{2(g)}$. Isso favorece a formação de $\text{CO}_{(g)}$, ou seja, o equilíbrio se **desloca para o lado direito**.

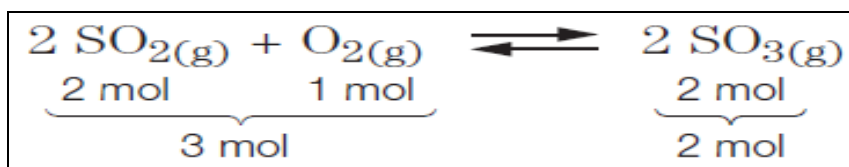


Participante	Aumento	Diminuição
$\text{CO}_{2(g)}$	Deslocamento para a direita	Deslocamento para a esquerda
$\text{CO}_{(g)}$	Deslocamento para a esquerda	Deslocamento para a direita

B Pressão

Quando aumentamos a pressão sobre um equilíbrio gasoso, à temperatura constante, ele se desloca no sentido da reacção capaz de diminuir esse aumento da pressão e vice-versa.

Vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $\text{SO}_{3(g)}$ porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, consequentemente, uma diminuição da pressão.

Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume.

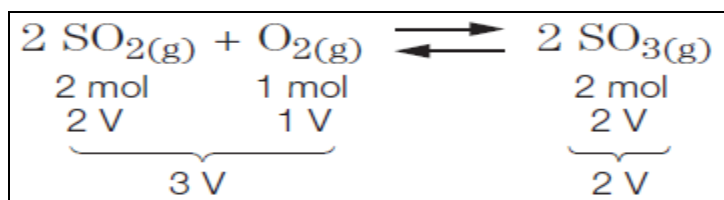
Assim, nas mesmas condições, temos:

- 1 mol = 1 volume (1 V)
- 2 mol = 2 volumes (2 V)

Logo:

Aumento de pressão	$\Rightarrow$	Provoca contração de volume	$\Rightarrow$	O equilíbrio se desloca para o lado de menor volume (menor nº de mol)
Diminuição de pressão	$\Rightarrow$	Provoca expansão de volume	$\Rightarrow$	O equilíbrio se desloca para o lado de maior volume (maior nº de mol)

No exemplo dado, temos:



$\uparrow$ Pressão $\Rightarrow$ desloca o equilíbrio para a direita (menor volume).

$\downarrow$ Pressão $\Rightarrow$ desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Nota: Variação da pressão (apenas para sistemas gasosos)

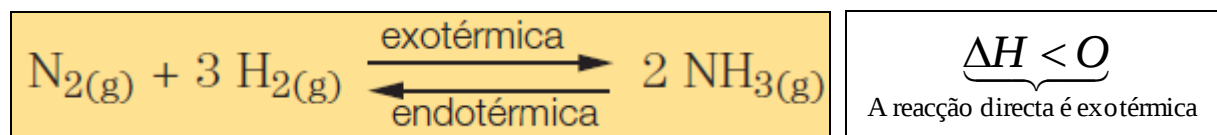
C - Efeito da temperatura

Num sistema em equilíbrio, sempre temos duas reacções: a **endotérmica**, que absorve calor, e a **exotérmica**, que libera calor.

Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reacção que absorve calor. Por outro lado, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reacção que libera calor.

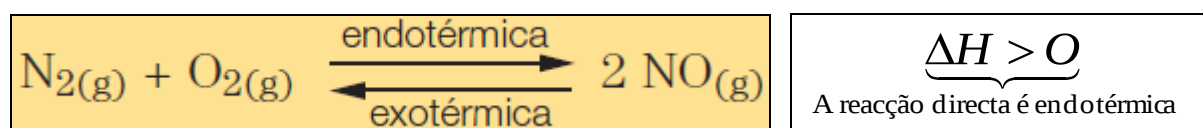
Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados:

Exemplo - 1



- **Aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reacção **endotérmica** (para a esquerda);
- **Diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reacção **exotérmica** (para a direita).

Exemplo – 2:



- **Aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reacção **endotérmica** (para a direita);
- **Diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reacção **exotérmica** (para a esquerda).

D – catalisador

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reacções químicas pela diminuição da energia de activação.

Numa situação de equilíbrio, a diminuição da energia de activação, produzida pelo catalisador, tem o mesmo valor para a reacção directa e para a inversa.

Como o aumento de velocidade da reacção produzido pelo catalisador é o mesmo, tanto para a reacção directa como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

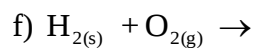
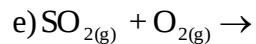
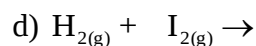
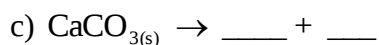
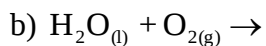
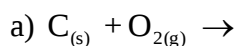
Catalisadores não deslocam equilíbrio

Se o catalisador aumenta a velocidade das reacções directa e inversa, o único efeito que ele provoca num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Escreve os produtos das seguintes reacções



2 Escreve as alíneas das reacções reversíveis

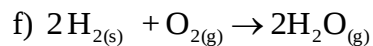
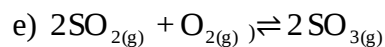
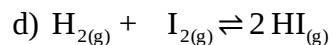
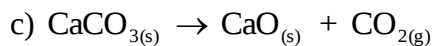
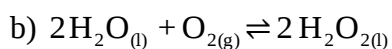
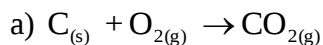
3. O que são reacções irreversíveis?

4 Mencione os factores que afectam o equilíbrio químico



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Escreve os produtos das seguintes reacções



2 (b, d, e)

3. São aquelas em que a conversão dos reagentes em produtos é total

4. Concentração, temperatura e pressão

LIÇÃO Nº7: FÓSFORO E SEUS COMPOSTOS



INTRODUÇÃO

Estimado estudante, nesta lição vai estudar o Fósforo e seus compostos. Alótropes do fósforo, Óxidos, Ácidos e Sais.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Identificar as propriedades do Fósforo;
- Identificar os principais compostos de Fósforo.



TEMPO DE ESTUDO

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

O Fósforo ocorre na Natureza sob a forma de substâncias simples e em compostos.

No seu estado livre ocorre em forma de moléculas tetratómicas (P_4) e, em compostos, ocorre nos óxidos e sais.

6. 7. 1 - Alotropia do Fósforo

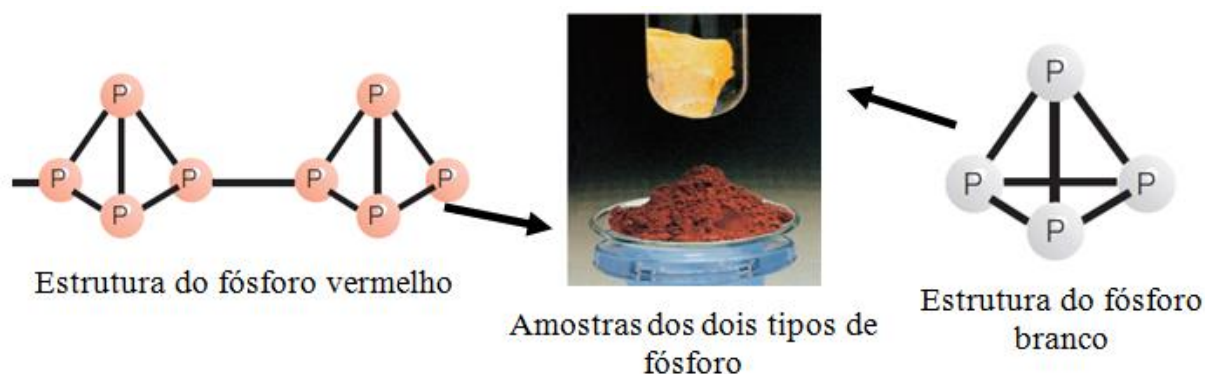
O Fósforo apresenta duas variedades alotrópicas: **fósforo branco** e **fósforo vermelho**.

a) O **Fósforo branco** está disposto em forma de pirâmide com quatros átomos, tem cheiro semelhante ao do alho, é muito tóxico e forma cristais que se fundem a 44°C , produzindo um líquido insolúvel em água e entra em ebulição a 200°C . Em contacto com o ar ou com o Oxigénio, emite luz (**quimioluminescência**) devido à reacção espontânea de que resulta a formação do **Pentóxido de fósforo** (P_2O_5). Por isso, o Fósforo branco deve ser guardado imerso em água e em frascos escuros, uma vez que a luz o transforma em Fósforo vermelho.

O **Fósforo branco**, quando aquecido a 260°C na ausência de ar, transforma-se em Fósforo vermelho que é menos activo e mais estável.

b) O **Fósforo vermelho** existe em forma de pó inodoro que se funde a 72°C, originando um líquido que entra em ebulição a 350°C.

Não apresenta o fenómeno de quimioluminescência, não é tóxico e queima em atmosfera de Oxigénio somente por aquecimento.



6. 7. 2 - Óxidos de Fósforo

O Fósforo branco é mais reactivo que o vermelho embora os produtos formados durante a combustão sejam os mesmos.

Da combustão do Fósforo resultam dois óxidos:

Trióxido de difósforo (P₂O₃)

Pentóxido de difósforo (P₂O₅)

A – O Trióxido de difósforo (P₂O₃)

Forma-se quando o Fósforo reage numa atmosfera com escassez do oxigénio.

Neste óxido o fósforo apresenta o Nox +3: $P_4 + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$

B - O Pentóxido de fósforo (P₂O₅)

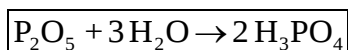
Forma-se quando o Fósforo reage numa atmosfera com abundância do Oxigénio.

Neste óxido o Fósforo apresenta o Nox +5: $P_4 + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

P₂O₃ e P₂O₅ - são ambos solúveis em água e as suas soluções são ácidas.

O Trióxido de fósforo (P₂O₃) com água forma o Ácido fosforoso: $P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$

O Pentóxido de fósforo (P₂O₅) com água forma o Ácido fosfórico:



6.7.3 - Ácidos do Fósforo (fosfórico e fosforoso)

A - Ácido fosfórico (H_3PO_4)

Ácido fosfórico (H_3PO_4) é um triácido, isto é, os três hidrogénios ácidos podem ser convertidos por substituição gradual em fosfatos primários, secundários e terciários.

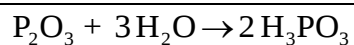
Resulta da reacção do Pentóxido de fósforo com a água: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$

Os seus sais são chamados fosfatos.

Dissolve-se em água e em etanol, tem ponto de fusão de 21°C e ponto de ebulição de 158°C

B - Ácido fosforoso (H_3PO_3)

O Ácido fosforoso resulta da reacção do Trióxido de fósforo com a água:



Os sais do Ácido fosforoso chamam-se fosfitos.

Tanto no Ácido fosforoso como nos fosfitos, o número de oxidação (Nox) do Fósforo é +3.

C - Sais do Fósforo (fosfatos e fosfitos)

Os sais do Fósforo são formados na reacção entre os ácidos do fósforo e metais activos, óxidos metálicos ou bases.

Veja o exemplo

Ácidos do fósforo	Reagente	Produto (Sal)	Nome do sal
Ácido fosfórico (H_3PO_4)	Na CaO KOH	Na_3PO_4 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ K_3PO_4	Fosfato de sódio Fosfato de cálcio Fosfato de potássio
Ácido fosforoso (H_3PO_3)	Ca K_2O NH_4OH	$\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$ K_3PO_3 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3$	Fosfito de cálcio Fosfito de potássio Fosfito de amónio

D - Aplicações dos sais do Fósforo

Os sais de fosforo são mais usados na indústria de fertilizantes;

Produção de sais minerais para alimentação dos animais;

Produção de bebidas farmacêuticas;

Produção de detergentes, etc.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Como se obtêm o fósforo vermelho?
2. Quais são as variedades alotrópicas do fósforo?
3. Mencione os óxidos do fósforo.
4. Dê nomes aos seguintes compostos
 - a) Na_3PO_4
 - b) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3$
 - c) K_3PO_4
 - d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Pelo aquecimento do Fósforo branco a 260°C na ausência de ar.
2. Fósforo branco e fósforo vermelho
3. Trióxido de fósforo (P_2O_3) e Pentóxido de fósforo (P_2O_5).
4. a) $\text{Na}_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ Fosfato de sódio
4. b) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3 \Rightarrow$ Fosfito de amónio
4. c) $\text{K}_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ Fosfato de potássio
4. d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2 \Rightarrow$ Fosfito de cálcio

LIÇÃO Nº 8 - ADUBOS OU FERTILIZANTES



INTRODUÇÃO

Nesta lição vai estudar os principais tipos de adubos e sua classificação em adubos minerais.

Vamos também estudar os efeitos dos adubos para o solo e para as plantas.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Identificar os diferentes tipos de adubos;
- Descrever os efeitos dos adubos para o solo;
- Descrever os efeitos dos adubos para as plantas.



TEMPO DE ESTUDO

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

6.8.1. I - Adubos ou fertilizantes

Adubos ou fertilizantes são compostos químicos ou orgânicos normalmente adicionados pelos agricultores às suas plantações que visam suprir as deficiências em substâncias indispensáveis à vida das plantas e aumentar a produtividade.

Podem ser aplicados através das folhas (pulverização manual ou mecanizada ou ainda via irrigação) ou através do solo.

6.8.2. II - Classificação dos adubos

Os adubos são classificados de acordo com a sua natureza e a sua composição.

Tabela da Classificação dos adubos

Classificação dos adubos	Natureza	Naturais orgânicos ou	São de origem animal ou vegetal	Exemplos
		Artificiais ou químicos	Preparados industrialmente.	Sangue de animais, estrume, corpos decompostos, adubação verde, etc.
	Composição	Simples	Contêm apenas um elemento essencial.	NaNO_3 ; NH_4Cl ; Na_3PO_4
		Compostos	Contêm mais do que um elemento essencial.	K_3PO_3 ; KNO_3 ; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3$

6.8.3. III - Principais adubos minerais

Os elementos essenciais para o desenvolvimento e crescimento das plantas são: Azoto / Nitrogénio (N), Fósforo (P) e Potássio (K).

Os adubos que contêm estes elementos são chamados Azotados, Fosfatados e Potássicos, respectivamente.

Existem outros elementos secundários que são: Enxofre (S), Cálcio (Ca) e Magnésio (Mg).

Outros são necessários em quantidades menores como o Cloro (Cl), Cobre (Cu), Manganês (Mn), Zinco (Zn), etc.

EXEMPLO DE ALGUNS ADUBOS

A - Adubos Nitrogenados ou Azotados

NaNO_3 - Nitrato de sódio

KNO_3 - Nitrato de potássio

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ - Sulfato de amónio

K_2SO_4 - Sulfato de potássio

NH_4NO_3 - Nitrato de amônio – Contém 35% de nitrogénio sendo metade na forma amoniacal e metade em forma nítrica. Tem apenas metade da acidez do sulfato de amônia, contudo é ácido.

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ - Nitrato de cálcio – Principais elementos: nitrogénio e cálcio. O nitrogénio encontra-se na forma nítrica. É adubo neutro.

$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ – Ureia. Cerca de 45% é nitrogénio. Como sofre transformações antes de chegar ao estado nítrico, tem acção lenta, contudo é resistente a lixiviação, e é usado preferencialmente no plantio. Como tem efeito acidificante, é necessário também o carbonato.

B - Adubos Fosfatados

a) Fosfatados minerais - Encontrado em jazidas, são conhecidas por apatites, fosfotites dependendo da natureza.

b) Ossos moídos

c) Superfosfato simples - São fosfatados monocálcicos.

d) Superfosfato duplo ou triplo

e) Fosfatos precipitados - São fosfatados bicálcicos, advindo de fosfatados tricálcicos pelo tratamento com ácido clorídrico e adicionando água de cal.

C - Adubos orgânicos

a) Resíduos de matadouros – são ossos, sangue seco ou farinha de sangue (extraído os ossos e gordura em tanques a pressão), chifres e cascos. Esses dois últimos de difícil assimilação.

b) Resíduos oleaginosos – são subprodutos da indústria de óleos.

c) Vinhaça – são subprodutos das usinas após a destilação do álcool. Apesar de ser solução ácida, produz efeito alcalinizante.

d) Resíduo de filtro prensa – é subproduto da usina de açúcar.

e) Adubo verde – São cultivos que se praticam para serem enterrados no solo. Geralmente leguminosas de enraizamento mais profundo. Num solo sem fertilidade pelo uso excessivo e muito afectado pela erosão, às vezes, só pega no segundo ano, assim é recomendado, nesses casos, sementes inoculadas com bactérias fixadoras de nitrogénio. Alguns cultivos praticados são os feijões e a soja.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Como são classificados os adubos
2. O que são adubos verdes?



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. São classificados em: Naturais ou orgânicos, Artificiais ou químicos, Simples e Compostos
2. São cultivos que se praticam para serem enterrados no solo

LIÇÃO Nº 9 - POLUIÇÃO DO SOLO: PREVENÇÃO, CAUSAS E EFEITOS



INTRODUÇÃO

Nesta lição vamos falar da poluição do solo, sua prevenção, causas e efeitos da poluição.



OBJECTIVOS

No final desta lição deve ser capaz de:

- Mencionar as causas de poluição dos solos;
- Descrever os efeitos da poluição dos solos.



TEMPO DE ESTUDO

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

6.9.1. I - Causas da poluição do solo

Nas áreas rurais, a poluição do solo é feita sobretudo pelo uso indevido de agrotóxicos.

Nas zonas urbanas/industriais é causada pelos resíduos tóxicos expelidos pelas diversas indústrias químicas.

Os fertilizantes químicos azotados (nitrogenados) são uma preocupante fonte de contaminação do solo e das águas.

Os compostos que contêm iões cianeto formam sais muito tóxicos e são letais para numerosos animais, entre os quais os mamíferos.

Os compostos de Nitrogénio lançados no meio ambiente pela actividade humana causam poluição, estimulam o efeito estufa e ameaçam a biodiversidade.

No nosso planeta o Nitrogénio tem um **ciclo natural** que é essencial para a vida. No entanto, **o ciclo artificial**, alimentado principalmente pelo uso de fertilizantes químicos e pela queima de combustíveis fósseis, provoca desequilíbrios.

6.9.2. II – Combate a poluição

Os problemas de poluição podem ser combatidos por:

- Remoção dos indivíduos e/ou bens ameaçados pela poluição;
- Remoção das fontes da poluição;
- Bloqueamento das vias de transferência dos poluentes (isolamento da área);
- Tratamento dos dejectos expelidos pelas indústrias químicas;
- Uso de adubos orgânicos na fertilização dos solos.



ACTIVIDADES DA LIÇÃO

1. Mencione dois poluentes dos solos.
2. Mencione duas medidas de prevenção da poluição.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Os fertilizantes químicos azotados e Os compostos que contêm iões cianeto.
2. Remoção dos bens ameaçados pela poluição, Bloqueamento das vias de transferência dos poluentes, Remoção das fontes da poluição, utilização de adubos orgânicos, etc.



ACTIVIDADES DO FIM DA UNIDADE

1. Dados os elementos: “O Nitrogénio com o número atómico 7 e o Arsénio com o número atómico 33.”
 - a) Faça a distribuição electrónica.
 - b) A que grupo pertencem esses elementos? Justifique a sua resposta.
 - c) Como é que varia o carácter metálico e a electronegatividade ao longo deste grupo?
2. O Amoníaco é obtido na indústria a partir da reacção entre o Nitrogénio e o Hidrogénio.
 - a) Escreva a reacção correspondente.
 - b) Indique duas das aplicações do Amoníaco.

3. Escreva as reacções químicas de:

a) Amoníaco e Ácido clorídrico.

b) Amoníaco e Ácido sulfúrico.

4. Coloque X na afirmação verdadeira:

Os elementos essenciais para o desenvolvimento e crescimento das plantas são:

A - Cálcio, Magnésio e Enxofre ____

C - Nitrogénio, Fósforo e Potássio ____

B - Cloro, Cobre e Manganés ____

D - Zinco, Fósforo e Alumínio ____

5. Escreve os nomes ou fórmulas químicas para os seguintes compostos.

a) Amoníaco

c) Sulfureto de amónio

b) NH_4Br

d) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

6. Complete e acerte as seguintes equações.

a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons$

c) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$

b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

d) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$

7. Dê nomes aos compostos a seguir indicados.

a) NH_4NO_3

c) KNO_3

b) H_3PO_4

d) NaNO_2

8. Sobre o Equilíbrio químico. Defina os conceitos:

a) Equilíbrio químico.

b) Reacção irreversível.

c) Reacção reversível.

9. Enuncie a lei de Le Chatelier.

10. Dado o seguinte sistema em equilíbrio. $2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 1200\text{ kJ} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

Indique o sentido de deslocamento do equilíbrio quando se:

a) Diminui a temperatura

c) Aumenta a concentração

b) Aumenta a temperatura

d) Aumenta a pressão do sistema

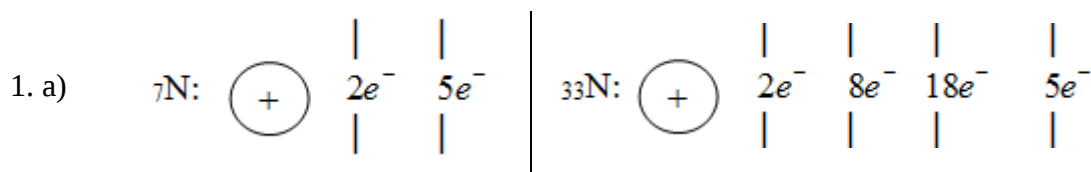
11. Dado o seguinte sistema em equilíbrio. $2 HI \rightleftharpoons H_2 + I_2 \quad Q = +11 \text{ kJ}$

Qual será o sentido do deslocamento do equilíbrio se:

- a) Aumentar a concentração do Iodo (I_2)
- b) Diminuir a concentração do Hidrogénio (H_2)
- c) Aumentar a pressão do sistema.
- d) Diminuir a temperatura.



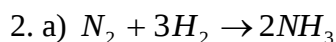
CHAVE DE CORRECÇÃO



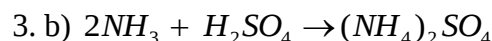
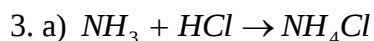
1. b) Pertencem ao quinto grupo principal porque tem cinco electrões na última camada.

1. c) I - O carácter metálico aumenta de cima para baixo, isto é, do Nitrogénio ao Polónio.

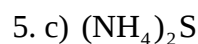
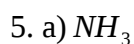
1. c) II – A electronegatividade ao longo deste grupo aumenta de baixo para cima, isto é, de Polónio ao Nitrogénio.



2. b) Amoníaco é aplicado na produção de Ácido nítrico e na preparação de adubos.

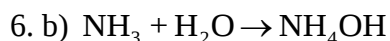
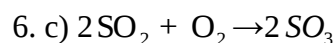


4. C – X



5. b) Brometo de amónio

5. d) Fosfato de amónio



7. a) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \Rightarrow$ Nitrato de amônio

7. c) $\text{KNO}_3 \Rightarrow$ Nitrato de potássio

7. b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ Ácido fosfórico

7. d) $\text{NaNO}_2 \Rightarrow$ Nitrito de sódio

8. a) Equilíbrio químico - é um estado dinâmico numa reacção reversível em que a velocidade da reacção directa é igual a velocidade da reacção inversa.

8. b) Reacção irreversível - é a reacção em que a conversão dos reagentes em produtos é total.
– Ocorrem num único sentido.

8. c) Reacção reversível - é o tipo de reacção química que ocorre em dois sentidos em que os produtos após a sua formação sofrem de nova decomposição.

9. “Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força”.

10. a) $\Rightarrow$ Esquerda

10. c) $\Rightarrow$ Esquerda

10. b) $\Rightarrow$ Direita

10. d) $\Rightarrow$ Esquerda

11. a) $\Rightarrow$ Esquerda

11. c) $\Rightarrow$ Não há efeito

11. b) $\Rightarrow$ Direita

11. d) $\Rightarrow$ Direita

GLOSSÁRIO

Anião - Partícula carregada negativamente

Apolar - partículas que não apresentam cargas parciais ou aparentes.

Átomo - pequena partícula fundamental que constitui a matéria

Catião - partícula carregada positivamente

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

Halogéneo - elementos do VIIA pelo facto de serem geradores de sais

Hidrácidos - ácidos não oxigenados.

Hidróxidos - todas as substâncias que na sua estrutura, apresentam o grupo OH

Indicadores - substâncias usadas em Química para identificação de ácidos e bases.

Iões - partículas carregadas positivamente ou negativamente

Isótopos - É quando átomos do mesmo elemento apresentam o mesmo número atómico mas que se diferem nos seus números de massa

Monoclínico - é um sistema cristalino que se caracteriza por três eixos cristalográficos de comprimentos 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

Núcleo - região que está no centro do átomo que no seu interior contem prótons e neutrões.

Oxácidos - ácidos que na sua estrutura, apresentam oxigénio.

Oxidante - espécie que nas reacções redox, faz com que se aumente o Nox da outra espécie.

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.

Redutor - espécie que nas reacções redox, faz com que se diminui o nox da outra espécie.

Rômbico - é um quadrilátero equilátero, ou é um polígono formado por quatro lados com o mesmo comprimento. Um losango é também um paralelogramo.

BIBLIOGRAFIA

1. MABJAIA, Luísa B.; MACARINGUE, Hermínio F. Química para todos, 9ª Classe. Maputo. Moçambique, Editora Nacional de Moçambique. Dinane 2009
2. MONJANE, António A. R., COCHO Estêvão B., RAMOS Luís J. M. e MATOS Elias Narciso. Química no contexto, Maputo - Moçambique, Diname 2002.
3. SILVA, Filomena Neves da. Química pela pratica 9ª Classe. Maputo. Moçambique Editora, 2002
4. TOCOLI Felismino. Química 9ª classe, Editora Escolar. Maputo- Moçambique 1999
5. COCHO Estêvão B. Q8-Química da 8ª classe Texto Editora, Maputo-Moçambique 2007
6. Programa Definitivo de Química da 9ª classe, MINED – INDE, Maputo, Moçambique, 2007
7. OHR, Niels Henrik David; Física Atómica e Conhecimento Humano: ensaios 1932-1957, Rio de Janeiro, Contraponto, 1962.

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_peri%C3%B3dica_de_los_elementos.
7. http://pt.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B4mico
8. pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_Peri%C3%B3dica
9. clavatown.blogspot.com/2008/01/tabela-peridica-dos-elementos-em.html
10. profmarialuiza.vilabol.uol.com.br/historia_tabela.htm

Baixar Livros & Exames em PDF

Somos o portal MozEstuda.com, um espaço dedicado à educação e ao conhecimento. Fornecemos links para o **download gratuito** de materiais de acesso livre, incluindo [exames anteriores](#), [livros e diversos PDFs](#) educacionais. Nosso objetivo é facilitar o aprendizado e a pesquisa, sempre respeitando os direitos autorais e promovendo o acesso legítimo ao conhecimento. Se você apreciou este conteúdo, considere apoiar os autores e editoras adquirindo versões oficiais sempre que possível. Todos os direitos autorais pertencem aos respectivos criadores e detentores de direitos. **Não vendemos nem lucramos com as obras disponibilizadas.** Aproveite e compartilhe com outros estudantes!

Para baixar livros em PDF, acesse biblioteca.mozestuda.com e pesquise o título desejado na barra de pesquisa. Ou, se preferir, siga/ Clique os links abaixo:

BAIXAR TODOS LIVROS ESCOLARES — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Classe** para Baixar todos livros em PDF

12ª CLASSE

11ª CLASSE

10ª CLASSE

9ª CLASSE

8ª CLASSE

7ª CLASSE

6ª CLASSE

5ª CLASSE

4ª CLASSE

3ª CLASSE

2ª CLASSE

1ª CLASSE

BAIXAR TODOS MÓDULOS ESCOLARES —

MÓDULOS DO I CICLO

MÓDULOS DO II CICLO

LIVROS POR DISCIPLINAS - TODAS

BAIXAR EXAMES DA **6ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

C. NATURAIS

C. SOCIAIS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

BAIXAR EXAMES DA **10ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

FÍSICA

GEOGRAFIA

HISTORIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

BAIXAR EXAMES DA **12ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

DGD

FILOSOFIA

FÍSICA

FRANCÊS

GEOGRAFIA

HISTÓRIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

TODOS EXAMES

TODOS EDITAIS

TODOS LIVROS

BAIXAR EXAMES DE **ADMISSÃO** — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Instituição** para Baixar todos exames em PDF

IFP / Formação de Professores

UEM

UJC/ ISRI

ISPG

ISPSONGO

AC. MILITAR

PRM

ISCAM

ICS — SAÚDE — ENSINO MÉDIO

ETP / Ensino técnico Profissional

UP / UniRios: Save, Rovuma, Licungo, ...

UNIZAMBEZE

ISPT

ISCISA

ACIPOL

CFJJ

IFAPA

EDITAIS

ENEM

VESTIBULARES

ENCCEJA

TODOS EXAMES