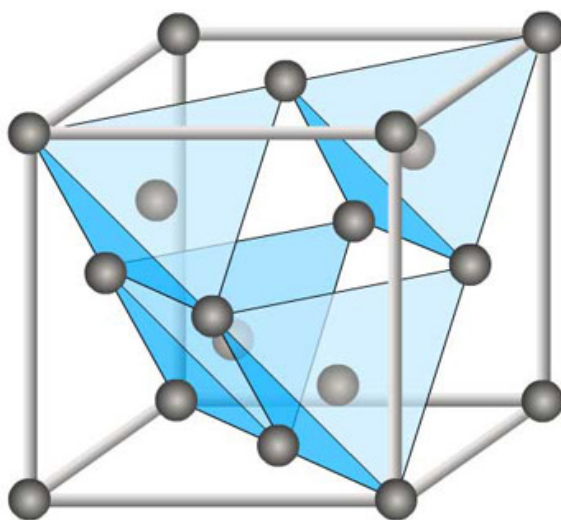


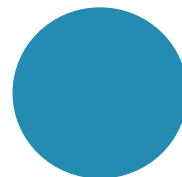
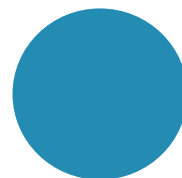
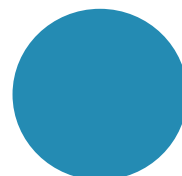
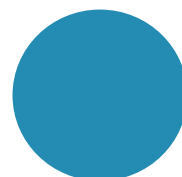
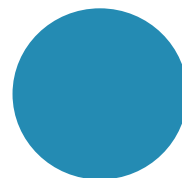
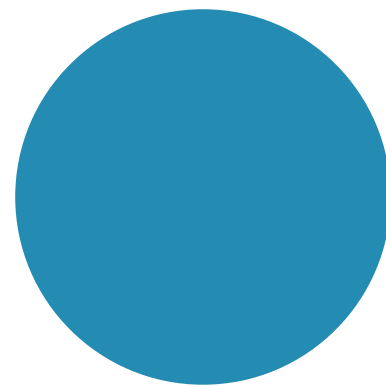


República de Moçambique
Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano
Instituto de Educação Aberta e à Distância

QUÍMICA



MÓDULO 4



Venda proibida

PESD I

Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo



Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo

PESD I

Módulo 4 de Química

Moçambique – 2023

Ficha Técnica

© Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano

Título:

Módulo 4 de Química

Direcção Geral:

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

Coordenação:

-
- Castiano Pússua Gimo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Elaboração:

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

Revisão Instrucional:

-
- Armando Machaieie

Revisão Científica:

-
- Estevão Bento Cocho
 - Elina A. Raimundo

Revisão Linguística:

-
- Elísio Sansão Miambo

Ilustração:

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

Maquetização:

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

Impressão:

Caro(a) aluno(a),

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

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

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

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

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

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

Bons Estudos!

Maputo, aos 18 de Janeiro de 2024



CARMELITA RITA NAMASHUNGA

MINISTRA DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

ÍNDICE

INTRODUÇÃO	6
I. SOBRE O PESD 1.....	6
II. SOBRE A DISCIPLINA DE QUÍMICA.....	6
III. PROCESSO DE ESTUDO	6
IV. AVALIAÇÃO.....	7
V. ÍCONES	8
INTRODUÇÃO AO MÓDULO.....	9
LIÇÃO Nº 1: OS ELEMENTOS DO VIIA.....	10
LIÇÃO Nº 2: PROPRIEDADES QUÍMICAS DO CLORO	18
LIÇÃO Nº 3: CLORETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO CLORÍDRICO	25
LIÇÃO Nº 4: HALOGÉNEOS E SEUS COMPOSTOS.....	31
LIÇÃO Nº 5: OS ELEMENTOS DO VI A	36
LIÇÃO Nº 6: OBTENÇÃO INDUSTRIAL DO ENXOFRE.....	44
LIÇÃO Nº 7: COMPOSTOS DE ENXOFRE.....	47
LIÇÃO Nº 8: PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DO ÁCIDO SULFÚRICO	54
LIÇÃO Nº 9: SULFURETO DE HIDROGÉNIO E ÁCIDO SULFÍDRICO: PRINCIPAIS SAIS DE ENXOFRE.....	59
LIÇÃO Nº 10: CINÉTICA QUÍMICA.....	66
LIÇÃO Nº 11: FACTORES QUE INFLUENCIAM A VELOCIDADE DA REACÇÃO QUÍMICA	73
LIÇÃO Nº 12: OS ELEMENTOS DO GRUPO VA	80
LIÇÃO Nº 13: O AMONÍACO	86
LIÇÃO Nº 14: FÓSFORO E SEUS COMPOSTOS.....	96
LIÇÃO Nº 15: EQUILÍBRIO QUÍMICO.....	105
LIÇÃO Nº 16: FACTORES QUE AFECTAM O ESTADO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO..	116
LIÇÃO Nº 17: OS ELEMENTOS DO IVA	123
LIÇÃO Nº 18: PETRÓLEO NATURAL	132
LIÇÃO Nº 19: GÁS NATURAL	138
LIÇÃO Nº 20: ÓXIDOS DE CARBONO: DIÓXIDO DE CARBONO	143
LIÇÃO Nº 21: MONÓXIDO DE CARBONO: PROBLEMAS AMBIENTAIS	152
LIÇÃO Nº 22: ÁCIDO CARBÓNICO E CARBONATOS	155
LIÇÃO Nº 23: SILÍCIO E SEUS COMPOSTOS	159
LIÇÃO Nº 24: PRODUÇÃO DO CIMENTO, VIDRO E CERÂMICA	164
TESTE DE PREPARAÇÃO DO MÓDULO 4.....	169
CHAVE DE CORRECÇÃO.....	173

Venda proibida

INTRODUÇÃO

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

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

I. Sobre o PESD 1

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

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

II. Sobre a disciplina de Química

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

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

III. Processo de estudo

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

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

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

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

IV. Avaliação

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

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

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

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

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

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

V. Ícones

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

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

INTRODUÇÃO AO MÓDULO

Seja bem-vindo, caro (a) aluno (a), ao estudo do módulo 4 da disciplina de **Química** do Programa do ensino Secundário à Distância para o primeiro ciclo, PESD1.

Este módulo é constituído por **1 (uma)** unidade temática: Os elementos do IV, V, VI e VII grupos da Tabela periódica. E compreende as lições 1 a 24.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 1: Os elementos do VIIA

Introdução

Caro(a) aluno(a)!

Certamente que você sabe que o comportamento químico dos diferentes elementos é determinado pela sua estrutura atômica, mais especificamente pelos electrões da última camada também chamados electrões de valência. Sendo que os elementos de um mesmo grupo ou família da Tabela Periódica, apresentam a mesma estrutura electrónica e propriedades químicas semelhantes.

Nesta lição, vamo-nos dedicar ao estudo dos elementos do VII grupo principal da Tabela Periódica, onde esperamos que você reconheça os elementos que pertencem a este grupo, como e onde ocorrem, quais as suas características e o porquê de pertencerem a este grupo. Acreditamos que parte dos aspectos por estudar você já os conheça e que, portanto, constituirão uma boa base para a assimilação dos aspectos tipicamente novos para si.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Localizar os elementos do VIIA na tabela periódica com base na distribuição electrónica;
- Explicar a variação das propriedades dos halogéneos com o aumento do número atómico;
- Relacionar a estrutura dos átomos dos halogéneos com as suas propriedades e as suas aplicações;
- Explicar as propriedades físicas e químicas do cloro.



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



Os elementos do grupo VIIA

Vamos recordar outros conhecimentos aprendidos em Módulos anteriores que serão bem úteis para a boa assimilação dos outros. Para tal recomendamos-lhe que resolva a seguinte actividade:

Na tabela a seguir está representada a estrutura electrónica de uma das famílias ou grupo da Tabela Periódica.

De que grupo se trata? Justifique.

Símbolo do elemento	Número atômico	Estrutura electrónica
Li	3	2,1
Na	11	2,8,1
K	19	2,8,8,1

Reconheceu a que grupo pertencem os elementos químicos que constam da tabela? Isso! São os três primeiros elementos do grupo dos metais alcalinos, o primeiro grupo principal (I- A). São desse grupo, pois apresentam todos o mesmo número de electrões de valência (um electrão). Como já foi referido, o número de electrões da última camada indica o número do grupo. Deste modo, estes elementos encontram-se no primeiro grupo, pois apresentam **um electrão na última camada**.

Vamos, agora, dirigir a nossa atenção ao grupo VII-A da Tabela Periódica para conhecê-lo melhor.

Caro(a) aluno(a), pegue no seu modelo de Tabela Periódica e identifique os elementos que constituem o grupo em estudo.

Certamente que conseguiu identificar que os elementos que constituem o grupo VII A da Tabela Periódica são: o flúor (F), o cloro (Cl), o bromo (Br), o iodo (I) e o astato (At). Estes cinco elementos formam a família ou grupo dos **halogéneos**, que significa “*geradores de sais*”.

Os elementos do sétimo grupo têm uma tendência muito elevada de reagirem com os metais, formando assim sais típicos (como o cloreto de sódio, NaCl), daí o nome **halogéneos**. Durante o nosso estudo, na maior parte das vezes não faremos referência ao elemento astato pois, é um elemento raro e com algumas características especiais.

Observe as estruturas electrónicas dos halogéneos na tabela abaixo.

Símbolo do elemento	Número atômico	Estrutura electrónica
F	9	2,7
Cl	17	2,8,7
Br	35	2,8,18,7
I	53	2,8,18,18,7

Tabela 1 - Estrutura electrónica dos halogéneos

Todos apresentam na sua camada de valência sete (7) electrões, o que justifica a sua pertença ao mesmo grupo, o VII-A.

Estado natural e abundância dos halogéneos

Conforme referimos, os halogéneos são muito reactivos. Por isso, não existem na natureza como átomos isolados. Eles ocorrem basicamente na **forma combinada** (compostos), sob forma de minerais e sais, sendo os compostos de flúor e de cloro os mais abundantes.

Assim:

- O flúor ocorre em minérios como fluorite, criolite e fluorapatite;
- O cloro extrai-se do cloreto de sódio (sal comum) que se encontra nas minas de sal-gema ou água do mar e em minérios;
- O bromo também se encontra na água do mar e nas salinas;
- O iodo ocorre nas salinas em estado idêntico ao do bromo;
- O astato é muito raro na Natureza.

Na **forma livre** encontramos halogéneos sob forma de moléculas diatómicas (X_2 , onde X representa o símbolo do halogénio).

Caro(a) aluno(a), não se aborreça com os nomes dos minerais acima, o fundamental é você saber que os halogéneos ocorrem sob forma de compostos (sais e minerais). São designações pelas quais eram conhecidos antigamente, sendo para si importante saber que são compostos que contêm elementos que fazem parte do grupo dos halogéneos. Veja a figura que se segue.



Fig. 1 – O cloro entra na constituição do sal comum, o sal de cozinha

Características gerais dos elementos do grupo VII-A

A apresentação de sete electrões na camada de valência pelos elementos F, Cl, Br, I e At, faz com que todos eles pertençam ao sétimo grupo, tal como já se referiu anteriormente. Entretanto, existe um conjunto de outras características que faz com que, de facto, eles pertençam ao mesmo grupo e outras que são específicas para cada elemento.

A tabela a seguir apresenta algumas das características gerais dos halogéneos, que foram determinadas à temperatura ambiente.

Nome e símbolo	Número atómico	Substância elementar	Estado físico	Solubilidade		Cor em condições normais
				Água	Éter	
Flúor (F)	9	F_2	Gasoso	pouco solúvel	muito solúvel	amarelo-pálido
Cloro	17	Cl_2	Gasoso	pouco	muito	amarelo-

(Cl)				solúvel	solúvel	esverdeado
Bromo (Br)	35	Br ₂	Líquido	pouco solúvel	muito solúvel	vermelho- escuro
Iodo (I)	53	I ₂	Sólido	pouco solúvel	muito solúvel	cinzento- escuro

Tabela 2 – Características gerais dos halogéneos

A tabela mostra que no grupo dos halogéneos, as substâncias elementares por estes formados (F₂, Cl₂, Br₂, I₂), o seu estado físico varia de gasoso a sólido, passando pelo líquido. Cada um apresenta uma cor característica e todos eles são pouco solúveis em água e bem solúveis em solventes de carácter orgânico como o éter.

Sempre que se refere a **substância flúor, cloro, bromo e iodo**, trata-se de substância molecular formada por **dois átomos quimicamente ligados entre si**. Daí que escreve-se **F₂, Cl₂, Br₂, I₂**.

Quando intervêm em reacções químicas, os átomos dos halogéneos "recebem" um electrão dos átomos dos elementos com que reagem, originando iões mono negativos, já com estrutura estável. Esta propriedade determina a "química dos halogéneos".

A tabela 3 mostra os iões originados por átomos dos halogéneos e as respectivas estruturas electrónicas:

Nome do ião	Fórmula do ião	Estrutura electrónica
Fluoreto	F ⁻	2,8
Cloreto	Cl ⁻	2,8,8
Brometo	Br ⁻	2,8,18,8
Iodeto	I ⁻	2,8,18,18,8

Tabela 3 – Iões halogeneto

Cloro como representante dos halogéneos

➤ Propriedades físicas do cloro

Vamos, em conjunto, identificar algumas das propriedades físicas do cloro.

O cloro é um gás amarelo-esverdeado, pouco solúvel em água, com a qual reage. Como todos os outros halogéneos, o cloro possui um cheiro muito forte. A sua aspiração, mesmo em pequenas quantidades, leva a inflamação das vias respiratórias e em quantidades consideráveis leva à morte.

➤ Obtenção laboratorial

Atenção!



O cloro é muito tóxico pelo que a experiência para a obtenção deste gás deve ser feita **no nicho**, que é um lugar próprio que existe num laboratório e que evita a expansão do gás

na sala bem como a sua fuga para o ambiente. Deve-se assegurar que a sala onde decorre a experiência seja bem ventilada. O permanganato de potássio é tóxico. Deve-se lavar bem as mãos se alguns cristais tiverem entrado em contacto com a pele.

Caro(a) aluno(a)! No seu Centro de Apoio e Aprendizagem não existem condições para a obtenção laboratorial do cloro. Por esta razão, vamo-nos limitar a descrever o procedimento usado para o efeito.

No laboratório, obtém-se cloro a partir da reacção do permanganato de potássio, KMnO_4 com o ácido clorídrico, HCl .

A seguir, apresentamos-lhe a experiência que permite a obtenção do cloro.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Obtenção laboratorial do cloro a partir do permanganato de potássio e ácido clorídrico.

Materiais	Substâncias
✓ 1 funil de decantação 1 espátula	✓ Ácido clorídrico (HCl)
✓ 1 tubo de ensaio	✓ Permanganato de potássio em pó (KMnO_4)
✓ 1 kitasato (balão de Erlenmeyer com tubuladura lateral) 1 tubo abdutor	✓ Água da torneira
✓ 1 rolha	
✓ Tina hidropneumática	

Procedimento

1. Deita-se 1 espátula rasa, de permanganato de potássio no kitasato.
2. Fixa-se o funil na boca do kitasato com o auxílio de uma rolha e, depois, adapta-se o tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática, como mostra a figura 2.

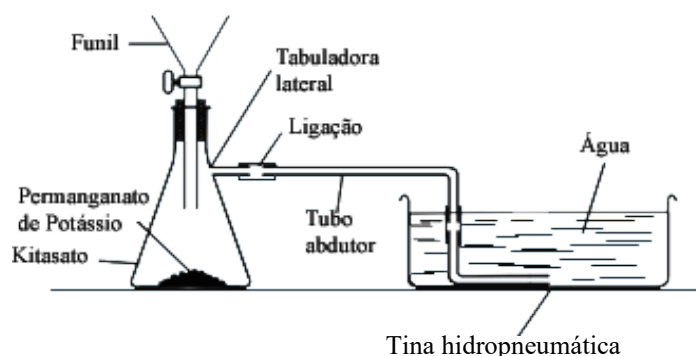


Fig. 2 – Obtenção de cloro no laboratório

3. Pega-se no tubo de ensaio e enche-se com água. Tapa-se a boca do tubo de ensaio cheio de água com o polegar até o introduzir, de boca para baixo, na tina. Posiciona-se de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor. Veja a figura 3.

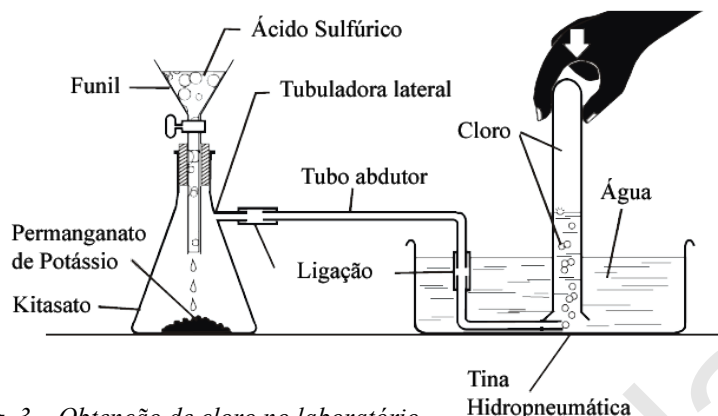


Fig. 3 – Obtenção de cloro no laboratório

4. Deita-se algumas gotas de ácido clorídrico no funil de decantação.
5. Abre-se a torneira do funil com cuidado e deixa-se cair algumas gotas de ácido clorídrico sobre o permanganato de potássio dentro do kitasato e agita-se, cuidadosamente, de vez em quando.
6. Retira-se o tubo de ensaio da tina e posiciona-se verticalmente de boca para cima.

Observações e conclusões

Ao se adicionar ácido clorídrico ao permanganato de potássio, a solução no kitasato borbulha vigorosamente enquanto se produz um gás, o que se comprova pela formação de bolhas.

Pelo orifício do tubo lateral do kitasato, sente-se um forte cheiro a javel.

O gás formado é o cloro como se confirma pela equação da reacção.

A equação da reacção é:



Lembre-se, Caro(a) aluno(a), é uma experiência que não se pode realizar na ausência de condições apropriadas.

No laboratório também se pode obter o cloro pela acção do dióxido de manganês sobre o HCl.

O procedimento para a realização da experiência é idêntico ao descrito na obtenção a partir do permanganato de potássio, pois é uma questão de troca do permanganato de potássio pelo dióxido de manganês.

A equação da reacção é:



Muito bem, caro(a) aluno(a), nada melhor que chegados a esta fase, procurar medir o grau de compreensão do que foi aprendido. Pelo que lhe sugerimos que responda às questões que lhe são dadas abaixo.



Exercícios

- Assinale com X as afirmações correctas relacionadas com a ocorrência dos halogéneos:
 - O flúor ocorre em minas de sal-gema.
 - O cloro obtém-se a partir do cloreto de sódio.
 - O flúor ocorre no minério fluorapatite.
 - O bromo ocorre como criolite.
- Assinale com X a razão pela qual os elementos da família dos halogéneos apresentam propriedades semelhantes:
 - Porque apresentam o mesmo número atómico.
 - Porque apresentam a mesma massa atómica.
 - Porque apresentam o mesmo número de electrões na última camada.
 - Porque apresentam mesmo número de neutrões.
- Os halogéneos não ocorrem na Natureza como átomos isolados. Comente a afirmação.
- Marque com um X a resposta certa. No estado livre, os halogéneos apresentam-se sob forma de:
 - Átomos isolados.
 - Moléculas triatómicas.
 - Moléculas diatómicas.
 - Átomos de moléculas diatómicas.
- Marque com um X a resposta certa. Os iões halogenetos são:
 - Mononegativos
 - Monopositivos
 - Dinegativos
 - Poliatómicos
- De entre as equações químicas abaixo, assinale com um X as que correspondem a equações de reacções de obtenção do cloro no laboratório:
 - $2HCl \rightarrow H_2 + Cl_2 \uparrow$
 - $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$
 - $4HCl + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$
 - $2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$

7. Assinale com X a afirmação correcta referente às propriedades físicas do cloro:

- a) Gás amarelo-esverdeado solúvel em Éter.
- b) Gás amarelo-esverdeado, muito solúvel em Água.
- c) Líquido vermelho, muito solúvel em Água.
- d) Líquido amarelo, combustível e usado nas viaturas.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

Os halogéneos apresentam sete electrões na camada de valência, daí pertencerem ao grupo VII A.

Os seus estados físicos variam com aumento do número atómico, de estado gasoso ao estado sólido, sendo que o cloro como representante dos halogénios é um gás amarelo-esverdeado, pouco solúvel em água, possui um cheiro muito forte e é tóxico.

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

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. b) c)
2. c)
3. Isso acontece porque eles são muito reactivos e a sua tendência é de se encontrar ligados com metais, formando assim compostos.

Observação: Qualquer resposta bem formulada que se refira à grande reactividade dos halogéneos deve ser considerada certa.

4. c)
5. a)
6. b), d)
7. a)

LIÇÃO Nº 2: Propriedades químicas do cloro

Introdução

Em lições anteriores aprendeu as características gerais dos halogéneos. De entre elas, ficou a saber que pelo facto de pertencerem ao grupo VII, os elementos deste grupo têm uma tendência específica de em suas reacções químicas captarem um electrão formando um ião mono negativo que constitui uma forma de sua existência estável.

Nesta lição, você terá a oportunidade de aprender as propriedades químicas dos halogéneos. Lembre-se, caro(a) aluno(a), sempre que se refere a propriedades químicas, está em causa a reactividade química das substâncias. Neste caso, com que os halogéneos reagem e o que se forma.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades químicas do cloro;
- Identificar o ião cloreto;
- Explicar a importância do cloro;



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



Propriedades químicas do cloro

O cloro na forma livre (Cl_2), como os outros halogéneos, manifesta uma actividade química muito alta. Se quisermos dizer em palavras mais simples diríamos que o cloro, depois do flúor é o elemento mais “irrequieto” desta família, este tende a ligar-se com outros elementos ao seu redor. Assim, vejamos algumas das suas reacções.

- **Reacção com metais**

O cloro reage directamente com a maioria das substâncias simples. O sódio metálico fundido arde no seio do cloro, dando uma cintilação ofuscante e nas paredes do recipiente aparece o depósito branco do cloreto de sódio, NaCl como mostra a figura.

A equação da reacção é:

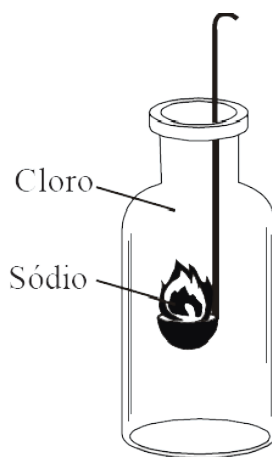
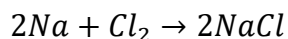


Fig. 4 – Sólido metálico fundido ardendo no seio do

A interacção do Cloro com o Potássio (K) e o Magnésio (Mg) também ocorre de forma muito energética.

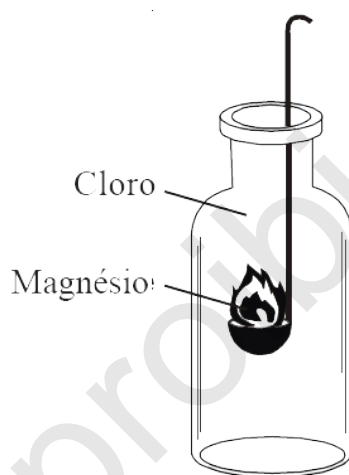
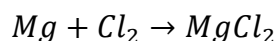
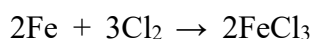
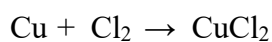


Fig. 5 – Magnésio reagindo com Cloro de forma energética

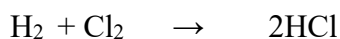
O cobre, o ferro e muitos outros metais ardem no cloro formando os respectivos sais.



Sempre que se escreve a fórmula química de uma substância, lembre-se, caro(a) aluno(a), que se deve efectuar a troca de valências e, depois, acertar os coeficientes das substâncias.

- **Reacção com ametais**

À temperatura ambiente, sem iluminação, o cloro praticamente não reage com o hidrogénio. Porém, ao se aquecer a reacção decorre normalmente



Os não-metais como o fósforo (P) e o silício (Si) reagem com o cloro a temperaturas baixas.



Caro(a) aluno(a), as reacções químicas ora vistas para o cloro são semelhantes às que têm lugar com os outros elementos do grupo, pelo que procedem de mesma maneira quando são os outros halogéneos a reagirem.

Como é que podemos nos certificar da presença de iões cloreto em determinada solução?

Identificação de íons cloreto (Cl⁻)

Certamente você já teve de apresentar seus documentos em várias ocasiões para se identificar, isto é, dar a conhecer o seu nome, idade, naturalidade, residência, etc. Ao identificar-se impede que seja confundido com qualquer outra pessoa do mundo através de características específicas suas.

Saiba, caro(a) aluno(a), que com as substâncias acontece algo parecido! Dadas as semelhanças existentes, muitas vezes não é possível através das características visíveis a olho nu (como o estado físico, cor, solubilidade, etc.) reconhecer uma determinada substância.

Os químicos servem-se dos conhecimentos que têm sobre as características das substâncias e, através de uma série de procedimentos, para comprovar, com toda a certeza, a identidade de uma substância. Neste contexto, ao conjunto de passos e procedimentos considerados para o reconhecimento, dá-se o nome de processo de **identificação**.

Processo de identificação

A identificação de uma substância permite:

Reconhecer substâncias nocivas, venenosas ou perigosas, evitando-se acidentes no seu manuseamento, facto que pode até levar à morte ou provocar danos irreversíveis.

Vamos então aprender como se identifica a presença de íons cloreto numa determinada solução ou substância.

Para identificação dos íons cloreto vamos-nos basear na realização de uma experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Identificação dos íons cloreto, Cl⁻

Materiais	Substâncias
✓ 1 conta-gotas	✓ Ácido clorídrico diluído
✓ 1 tubo de ensaio	✓ Nitrato de prata, AgNO ₃ ou
✓ 1 suporte para tubos de ensaio	✓ Nitrato de chumbo II, Pb(NO ₃) ₂

Procedimento

- Deita-se num tubo de ensaio 2 a 3 ml de ácido clorídrico diluído (HCl);
- Adiciona-se 2 a 3 ml de nitrato de chumbo II, ou de nitrato de prata.
- Observa-se.

Observação

A solução do tubo de ensaio, inicialmente incolor, começa a ficar turva e depois deposita-se um sólido branco no fundo do tubo de ensaio, como mostra a figura.

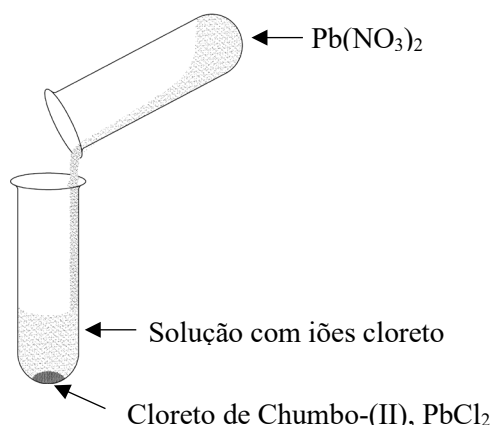
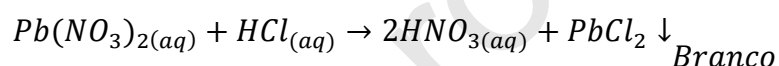


Fig. 6 – Reacção em tubos de ensaio entre os íões cloreto e os de chumbo

Explicação/Conclusão

A formação do sólido branco que se deposita no fundo é evidência de ter ocorrido uma reacção entre os íões cloreto e os de chumbo, que é única com essa particularidade, tal como prova a equação química abaixo.

Equação total da reacção:



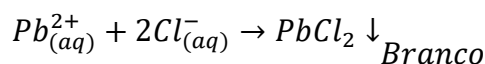
Portanto, podemos afirmar que se identifica os íões cloretos adicionando-se à solução que se pensa ter esses íões, uma solução de Pb(NO₃)₂. Se de facto existirem íões Cl⁻ na solução, forma-se um precipitado branco de cloreto de chumbo (II) - PbCl₂.

Precipitado é a designação que se dá ao sólido que se deposita no fundo da solução.

O nitrato de chumbo pode ser substituído por nitrato de prata (AgNO₃).

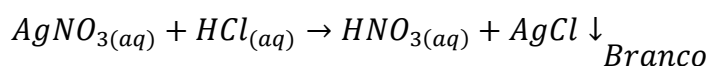
Forma-se também precipitado branco de cloreto de prata (AgCl).

Equação Iónica

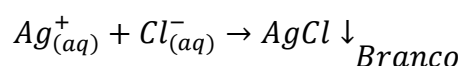


Se se adicionar o nitrato de prata, tem-se:

Equação total:



Equação iónica:



Aplicações do cloro

O cloro aplica-se na produção do ácido clorídrico, de alguns cloretos e cloratos.

A maior parte do cloro é usado no branqueamento de tecidos (na indústria têxtil) e da celulose destinada ao fabrico papel. Veja a figura que se segue.

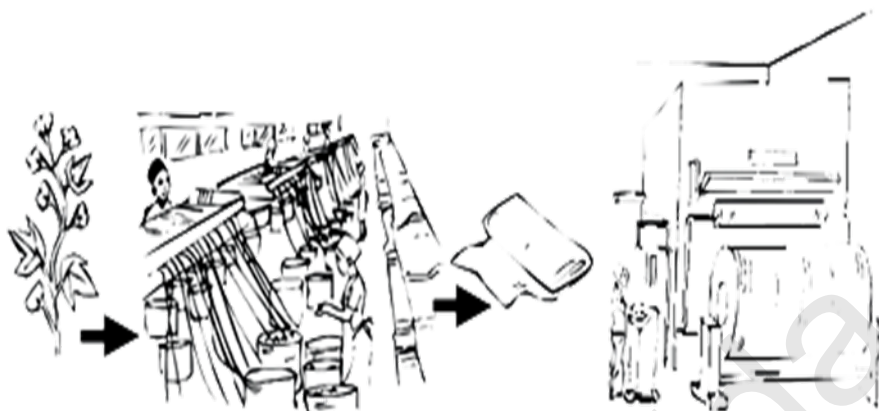


Fig. 7 – O Cloro emprega-se no branqueamento de tecidos

Certamente que você tem acompanhado a informação que continuamente se faz referência a necessidade de tratamento de água antes de ser consumida. Além da fervura desta antes do consumo, o método mais usado para o tratamento da água baseia-se no uso do cloro, tendo em conta a sua acção desinfectante. Os vários produtos comerciais, como o javel (lixívia), recomendados para o tratamento da água são fabricados a partir do cloro. Portanto, o cloro aplica-se na esterilização de água para beber. A água para beber deve conter no máximo 0,1mg de cloro por litro de modo a não alterar o seu sabor. Como deve saber, em piscinas mergulham pessoas de diferente estado de limpeza e de saúde. Certamente que isso colocaria em risco a vida dos outros. Porém não há risco em mergulhar em água de piscinas, pois esta é constantemente desinfectada com recurso ao cloro. De igual modo, usa-se o cloro para desinfectar águas residuais ou dos esgotos. Veja a figura que se segue.

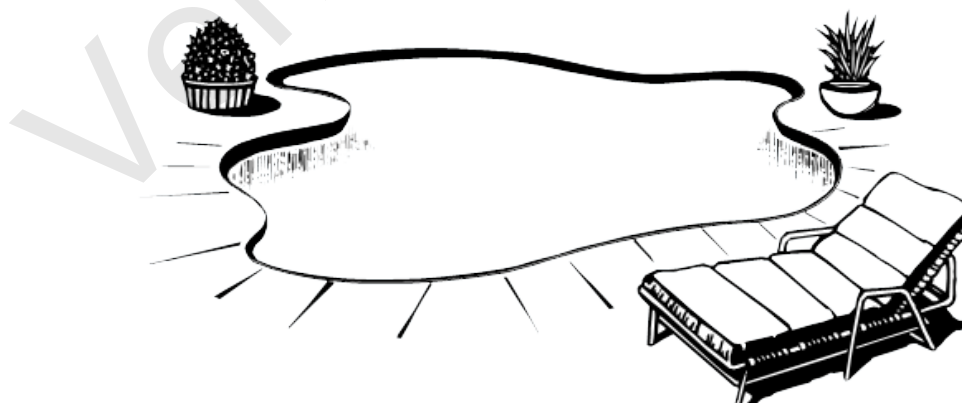


Fig. 8 – O Cloro emprega-se no tratamento da água

É provável que você tenha alguma vez ouvido falar de DDT, um insecticida que foi largamente usado no passado no combate aos insectos nas culturas agrícolas, para eliminar piolhos, pulgas, ratos, etc. O DDT entre outros insecticidas é produzido a partir do cloro. Portanto, o cloro emprega-se na produção de insecticidas.

Caro(a) aluno(a), o uso do DDT foi abolido internacionalmente, pois tem efeito nocivo para o ambiente.

O cloro é igualmente usado na indústria de fabrico de borracha e plásticos. Com certeza deve já ter ouvido dizer que a queima de artigos plásticos tem efeito negativo para o ambiente, pois causa a sua poluição.

O cloro foi usado pela primeira vez em 1915, durante a primeira guerra mundial como arma química, violando os acordos já existentes. Vitimou um total de 120.000 pessoas. É uma pena que se tenha utilizado o cloro para fins que não dignificam em nada a humanidade.

Muito bem, chegados a esta parte, nada melhor que se certificar do grau de assimilação do que já aprendeu. Para tal responda às questões abaixo.



Exercícios

- O cloro reage com o fósforo formando o cloreto de fósforo (III). Assinale com X a equação química correcta da reacção referida:
 - $3\text{Cl}_2 + 2\text{P} \rightarrow 2\text{PCl}_3$
 - $\text{Cl}_2 + 3\text{P} \rightarrow \text{P}_3\text{Cl}_2$
 - $3\text{Cl}_2 + 2\text{F} \rightarrow 2\text{FCl}_3$
 - $\text{Cl}_2 + \text{P} \rightarrow \text{PCl}_3$
- Escreva a equação química acertada de reacção do cloro com o alumínio.
- Assinale com um X a alínea que traduz a equação química certa de reacção do cloro com o sódio:
 - $\text{Na}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cl}_2$
 - $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{NaCl}$
 - $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- Assinale com X a alínea que traduz a equação química da reacção do cloro com hidrogénio:
 - $\text{H} + \text{Cl} \rightarrow \text{HCl}$
 - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
 - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}$
- Assinale com X as afirmações correctas sobre as aplicações do cloro:
 - Na produção de óleo.
 - Na produção de electricidade.
 - Na produção de ácido clorídrico, cloretos e cloratos.
 - No branqueamento de tecidos e tratamento de água.
- Explique, como é que pode identificar o ião cloreto?

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

No grupo dos halogénios, o cloro é um dos mais fortes oxidantes, podendo facilmente reagir com hidrogénio, como metais e não metais. É identificado graças à propriedade que tem de seus iões (cloretos) quando reagem com iões de prata formarem precipitado branco, pelo qual se comprova sua existência;

O cloro apesar de ser muito importante para a sociedade, pode prejudicar o Homem e ao meio ambiente, por isso seu manuseamento tanto no laboratório como noutros meios deve ser acompanhado com cuidados redobrados.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção.



Chave de correcção

1. a)
2. $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$
3. c)
4. b)
5. c) d)
6. O ião cloreto identifica-se pela formação de precipitado branco quando reage com iões de chumbo (II) ou de prata, formando um precipitado branco.

LIÇÃO Nº 3: Cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico

Introdução

Uma das aplicações do cloro por si estudado é o seu uso na produção de uma diversidade de compostos, de entre eles, o ácido clorídrico.

Nesta lição, você vai ficar a conhecer as propriedades deste ácido, a maneira como se obtém. Mas, por outro lado, também vai conhecer as características do cloreto de hidrogénio que, por sinal, até que se pode confundir com o ácido clorídrico.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar as propriedades físicas e químicas do cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico;
- Mencionar as aplicações do cloreto de hidrogénio e do ácido clorídrico.



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



Cloreto de hidrogénio

➤ Propriedades físicas

De fórmula química **HCl**, o cloreto de hidrogénio é um gás incolor, de cheiro penetrante e tóxico.

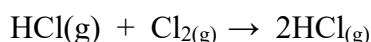
É um gás muito bem solúvel em água. A solução aquosa de cloreto de hidrogénio denomina-se ácido clorídrico, **HCl**_(aq). Diferentemente do cloreto de hidrogénio que é **HCl**_(g).

➤ Obtenção

O cloreto de hidrogénio, **HCl**, conforme já se referiu é uma substância gasosa. Como é que se obtém?

Na **indústria** obtém-se **cloreto de hidrogénio** a partir da reacção do hidrogénio com cloro.

A equação da reacção é:



No **laboratório** faz-se reagir cloreto de sódio com ácido sulfúrico, como ilustra a figura abaixo.

É uma reacção em que a recolha do gás em tubo de ensaio pode ser feita a seco, sem passar pela tina hidropneumática, dissolvendo o gás na água (cloreto de hidrogénio é bem solúvel em água) e testando-se as propriedades ácidas da solução resultante. Veja a figura que se segue.

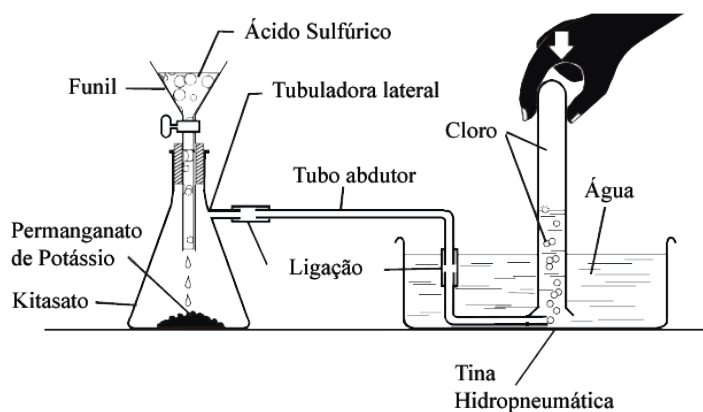
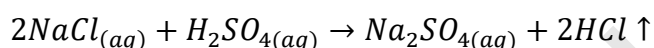


Fig. 9 – Obtenção laboratorial de Cloreto de Hidrogénio

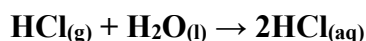
A equação da reacção é:



Ácido clorídrico, $\text{HCl}_{(aq)}$

➤ Propriedades físicas e obtenção

Quando se dissolve o cloreto de hidrogénio em água, obtém-se uma solução aquosa que se designa de ácido clorídrico (HCl). Portanto, o ácido clorídrico é uma solução aquosa do cloreto de hidrogénio. Ácido clorídrico e o cloreto de hidrogénio têm em comum a fórmula química HCl . A diferença está no estado físico: o cloreto de hidrogénio é um gás, $\text{HCl}_{(g)}$ e o ácido clorídrico é um líquido $\text{HCl}_{(aq)}$. O Ácido clorídrico é um líquido incolor com cheiro forte semelhante ao do cloreto de hidrogénio. Portanto, o ácido clorídrico é obtido dissolvendo o cloreto de hidrogénio em água:



O ácido clorídrico é corrosivo. Se algum ácido for derramado sobre a pele, a área afectada deve ser imediatamente lavada com água. Qualquer queimadura grave deve receber assistência médica.

Se algum ácido salpicar os olhos, lave-os imediatamente com água. Deve-se ter sempre perto uma solução diluída de hidrogenocarbonato de sódio ou leite, para aplicar na lesão. Estas substâncias ajudam a neutralizar o ácido nos olhos.

Nunca aponte para cima um conta-gotas contendo ácido. Uma distracção momentânea pode causar um acidente sério.

Vejamos de seguida a descrição da experiência da acção do ácido clorídrico sobre os indicadores.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Acção do ácido clorídrico sobre indicadores

Materiais	Substâncias
✓ Tubos de ensaio ✓ 3 conta-gotas	✓ Ácido clorídrico (HCl) ✓ Solução alcoólica de fenolftaleína. ✓ Solução ou tintura azul de tornasol (ou papel de tornasol)

Procedendo

- Divide-se a solução de ácido clorídrico em três tubos de ensaio;
- A um dos tubos, adicione algumas gotas de solução alcoólica de fenolftaleína;
- Observa-se o que acontece;
- Ao outro tubo, junta-se algumas gotas de solução ou tintura de tornasol (ou papel de tornasol);
- Observa-se o que acontece;
- Ao último tubo deixa-se apenas a solução de ácido clorídrico.

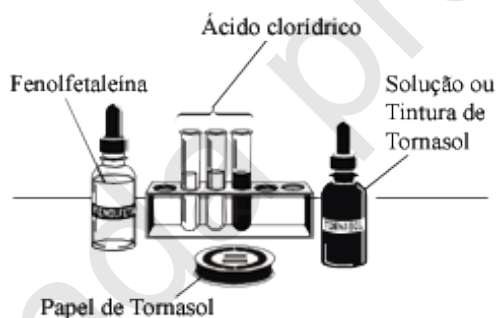


Fig. 10 – Acção do Ácido Clorídrico sobre indicadores

Observações e Conclusões

A solução incolor de fenolftaleína mantém-se incolor quando se adiciona o ácido clorídrico.

A solução ou tintura de tornasol (ou papel azul de tornasol) altera a sua cor azul inicial para vermelho.

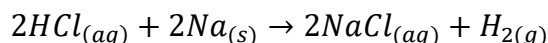
O ácido clorídrico altera a cor do indicador tornasol para vermelho e mantém incolor a fenolftaleína, facto que serve de evidência de HCl ser de facto uma solução ácida. Portanto, uma característica dos ácidos é a de alterarem as cores dos indicadores, mantendo incolor a fenolftaleína e tornam vermelho o papel azul de tornasol.

Então, vejamos de seguida algumas reacções típicas do ácido clorídrico.

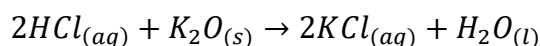
➤ Propriedades químicas

O ácido clorídrico reage energeticamente com muitos metais, óxidos de metais e hidróxidos. Os produtos dessas reacções são **sais**. Os sais do ácido clorídrico denominam-se **cloretos**. O cloreto de sódio é um sal muito conhecido por todos nós.

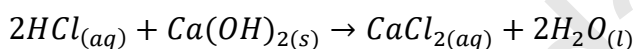
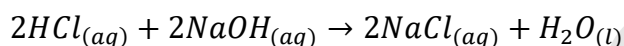
1. Reacção de Ácido clorídrico com o Sódio metálico:



2. Reacção de Ácido clorídrico com Óxido de Potássio:



3. Reacção de Ácido clorídrico com Hidróxido de Sódio e com Hidróxido de Cálcio:



Caro(a) aluno(a), como observou, o ácido clorídrico em suas reacções forma **sal e água**, excepção para a reacção com metais em que se formou **sal e hidrogénio**.

Aplicações do cloreto de hidrogénio e do ácido clorídrico

O ácido clorídrico tem uma variabilidade de aplicações e apresenta um facto interessante. É que apesar de ser corrosivo, o ácido clorídrico é o principal componente do suco gástrico secretado pelo estômago, que ajuda na digestão dos alimentos e na redução de bactérias que causam doenças e infecções.

O ácido clorídrico é usado igualmente:

- Limpeza e galvanização de metais;
- Curtimento de couros;
- Na produção de tintas, de corantes, de haletos orgânicos;
- Na hidrólise de amidos e proteínas pelas indústrias alimentícias;
- Na extracção do petróleo, dissolvendo as rochas e facilitando o seu fluxo até a superfície, tornando o poço de petróleo mais rentável.

Para se certificar que percebeu a diferença entre o cloreto de hidrogénio e ácido clorídrico, nada melhor que responder às questões que a seguir lhe apresentamos.



Exercícios

1. Assinale com um X a afirmação correcta sobre as propriedades físicas do cloreto de hidrogénio:

- a) Substância gasosa, incolor de cheiro sufocante.
 - b) Substância líquida, incolor de cheiro forte.
 - c) Substância sólida, incolor de cheiro sufocante.
 - d) Substância que perante indicadores como o tornassol mantém a sua cor azul.
2. Assinale com um X a alínea que apresenta as propriedades físicas do ácido clorídrico:
- a) Substância gasosa, incolor de cheiro sufocante.
 - b) Substância líquida, incolor de cheiro forte.
 - c) Substância sólida, incolor de cheiro sufocante.
 - d) Substância que não altera as cores de indicadores.
3. Escreva a equação da reacção química de obtenção do cloreto de hidrogénio na indústria:
4. Complete e acerte as equações de reacção do ácido clorídrico com as substâncias indicadas.
- | | |
|---|---|
| a) $HCl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow$ | c) $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow$ |
| b) $HCl_{(aq)} + BaO_{(s)} \rightarrow$ | d) $HCl_{(aq)} + K_2O_{(aq)} \rightarrow$ |
5. Mencione três aplicações do ácido clorídrico.



Resumo da Lição

Nesta lição, você aprendeu que:

Cloreto de hidrogénio é um gás de fórmula química HCl , enquanto o ácido clorídrico se refere à solução aquosa de cloreto de hidrogénio.

O ácido clorídrico tem múltiplas aplicações na vida do Homem, desde a produção de bens essenciais até a limpeza de superfícies metálicas.

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



Chave de correcção

1. a)
2. b)
3. $Cl_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_g$
4.
 - a) $HCl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$
 - b) $HCl_{(aq)} + BaO_{(s)} \rightarrow BaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$
 - c) $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 - d) $HCl_{(aq)} + K_2O_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
5. Limpeza e galvanização de metais, na produção de tintas e produção de corantes.

LIÇÃO Nº 4: Halogéneos e seus compostos

Introdução

Os halogénios desempenham um papel importante na vida e na sociedade.

Caro(a) aluno(a), nesta lição vai estudar o processo de obtenção e importância de cloreto de sódio, bem como aplicações do flúor, bromo e iodo, não ignorando processos de identificação dos iões destes elementos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar o processo de produção do cloreto de sódio;
- Explicar a importância do cloreto de sódio;
- Explicar a importância do flúor, bromo e iodo;
- Descrever a experiência de identificação de iões brometo e iodeto;
- Explicar as propriedades físicas do flúor, bromo e iodo.



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



Processo de produção do cloreto de sódio

Caro(a) aluno(a), o cloreto de sódio é um dos sais mais importantes do cloro.

Como é que ele é extraído?

O cloreto de sódio é extraído da água do mar.

As salinas são formadas por vários compartimentos rectangulares por onde se faz passar a água do mar durante a maré cheia. Aproveita-se, de seguida, a energia do Sol e do vento para evaporação da água e consequente formação do sal.

Assim, os sais menos solúveis (de cálcio e magnésio) e as impurezas em suspensão precipitam logo na primeira fase da evaporação. Depois, faz-se passar a água para outros compartimentos, onde se processa uma nova evaporação que permite a precipitação do cloreto de sódio. Este processo é muito típico nos países de clima quente como Moçambique.

O cloreto de sódio também pode ser obtido nos lagos salgados e nas minas de sal-gema.

Denomina-se por **sal-gema** o cloreto de sódio, acompanhado de cloreto de potássio e cloreto de magnésio que ocorre em jazigos na superfície terrestre como resultado da precipitação química pela evaporação da água de antigas bacias marinhas sedimentares. Veja a figura que se segue.



Fig. 11 – Extracção do sal nas salinas

Importância do cloreto de sódio

O cloreto de sódio é muito conhecido pelo seu uso como tempero na alimentação (sal da cozinha) e como conservante de alimentos como peixe e carne. É também usado na produção de sabão e na preparação de soro fisiológico.

Propriedades físicas e aplicações de flúor, bromo e iodo

❖ 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^-).
- Devido à sua grande reactividade, o flúor tem poucas aplicações. No entanto, em quantidades muito reduzidas é usado nas pastas de dentes, para combater a cárie dentária.
- Deficiências de flúor no organismo podem causar cárie e mortalidade infantil.

O flúor é também utilizado na obtenção de plásticos (Teflon) e lubrificantes. Veja a figura que se segue.

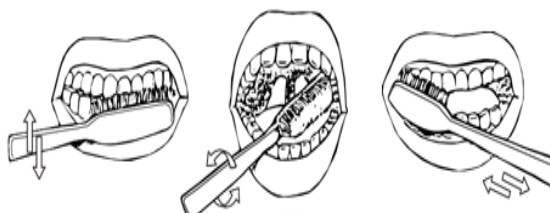


Fig. 12 – Flúor é usado na produção de pasta dentífrica

❖ 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.
- O bromo é necessário para o fabrico de medicamentos, de alguns corantes e na obtenção do brometo de prata que se utiliza em fotografia.

❖ Iodo

- O Iodo, em condições normais de temperatura e pressão (C.N.T.P.), é um sólido de coloração cinza-violeta com um brilho que lembra o dos metais.
- Sublima com a formação de um gás de coloração violeta e cheiro irritante;
- É pouco solúvel em água, mas dissolve-se facilmente em solventes orgânicos, 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.
- É empregue na medicina em forma de tintura de iodo (10% de iodo em álcool etílico) que é um agente hemostático (ajuda a parar hemorragias) e anti-séptico (é um desinfectante para feridas).
- O iodo também entra na composição de vários outros preparados farmacêuticos.
- A deficiência de iodo no organismo humano provoca o bócio (doença devida ao mau funcionamento da glândula tiroide, onde geralmente nota-se um inchaço no pescoço da pessoa que sofra desta doença).

Identificação de iões brometo e iodeto

Tal como vimos em lições anteriores, para a identificação de iões cloreto, os outros iões halogenetos formam, com iões de **prata** e de **chumbo**, **precipitados de cores diferentes**. É através da cor dos precipitados que se identificam os iões halogenetos. Veja a figura que se segue.

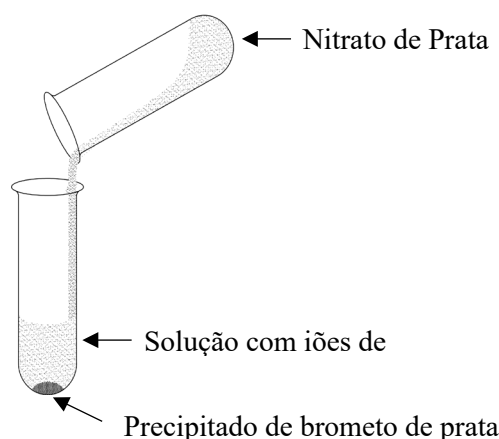
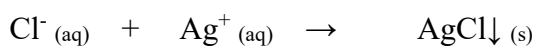
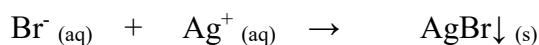


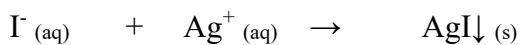
Fig. 13 – Precipitado de brometo de prata



Precipitado branco



Precipitado amarelo-esbranquiçado



Precipitado amarelo

Mais uma vez comprovamos o quão importante são os elementos desta família.

Resolva já a seguir as questões que lhe propomos.



Exercícios

- Assinale com um X as afirmações correctas sobre as aplicações do flúor:
 - Na produção de plástico.
 - Na produção de pasta dentífrica.
 - No branqueamento de papel.
 - Na produção de electricidade.
- Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V as verdadeiras e com F as falsas.
 - O bromo emprega-se em fotografia.
 - O bromo emprega-se na produção de borracha.
 - O iodo emprega-se na produção de tintura.
 - O iodo emprega-se em fotografia.
- Explique como é que procederia para identificar a presença de íões brometo e iodeto numa solução.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

A técnica mais comum de extracção do cloreto de sódio ocorre nas salinas, a partir da água do mar, onde por acção do calor do sol e correntes do ar ocorre a evaporação da água, ficando depositados cristais de sal, o cloreto de sódio.

Este é muito importante, pois é usado como tempero, na alimentação assim como para conservar o peixe e carne.

Os halogenetos são usados para fins diversos. O iodo, por exemplo, é usado para preparar a chamada tintura de iodo para desinfectar as feridas.

Os iões halogenetos são identificados pela formação de precipitados de colorações específicas em presença de iões de prata ou de chumbo.

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



Chave de correcção

1. c)
2. a)- V, b)-F, c)-V, d)-F
3. Identifica-se iões brometo e iodeto pela formação de precipitados de cores específicas em presença de iões de prata. Por exemplo, o bromo forma precipitado amarelo-esbranquiçado de brometo de prata, enquanto o iodo forma precipitado amarelo de iodeto de prata.

LIÇÃO Nº 5: Os elementos do VI A

Introdução

Ao estudar o grupo VII da Tabela Periódica, você certamente se recorda que afirmamos que o comportamento químico dos diferentes elementos é determinado pela sua estrutura atômica, mais especificamente pelos electrões da última camada também chamados electrões de valência.

Nesta lição, vai iniciar o estudo sobre o grupo VI, onde se encontra um elemento indispensável à vida: o oxigénio.

O enxofre, segundo elemento do grupo, merecerá especial atenção no que concerne às suas variedades alotrópicas e propriedades. Então desejamos-lhe sucessos na sua aprendizagem.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as características gerais dos elementos do VI grupo;
- Descrever as propriedades físicas e químicas do enxofre e seus compostos;
- Identificar as variedades; alotrópicas do enxofre.



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



Elementos do grupo VI A

Caro(a) aluno(a), com certeza que você ainda se lembra de como se faz a distribuição electrónica dos elementos.

Então, complete a tabela 1 abaixo com ajuda de dados que poderá encontrar na tabela periódica.

Tabela 1 – Estrutura electrónica do Oxigénio e Enxofre

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
O		
S		

Que semelhança encontrou nos dois elementos químicos? Exacto! Apresentam o mesmo número de electrões de valência (seis electrões).

Deste modo, estes elementos encontram-se no 6º grupo da tabela periódica, pois apresentam seis electrões na última camada. Este facto se repete com todos os outros elementos deste grupo, como pode comprovar na tabela 2 que lhe apresentamos a seguir:

Tabela 2 – Estrutura electrónica do Se, Te, Po

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
Se	34	2,8,18,6
Te	52	2,8,18,18,6
Po	84	2,8,18,32,18,6

A tabela mostra que a última camada destes elementos contém 6 electrões, o que significa que são elementos ametálicos e têm propriedades não-metálicas fortes, embora menos fortes que as dos halogéneos.

Agora pegue no seu modelo de Tabela Periódica e identifique os elementos que constituem o grupo em estudo.

Como pode notar, os elementos que constituem o 6º grupo principal da tabela periódica são: o **oxigénio (O)**, o **enxofre (S)**, o **selénio (Se)**, o **telúrio (Te)** e o **polónio (Po)**.

Os primeiros quatro (O, S, Se e Te) são ametais característicos e o último (Po), apresenta propriedades de elementos metálicos.

Durante o nosso estudo, a maior parte das vezes não faremos referência ao Polónio, pois é um elemento raro e com algumas características especiais.

Estado natural e abundância dos elementos do grupo VI A

Os elementos do grupo VI, à semelhança dos elementos do VII grupo (halogéneos), são também muito reactivos, porém, possuem uma reactividade menor que a dos halogéneos.

Assim, os elementos do grupo VI, também chamados de **calcogéneos**, podem ser encontrados na Natureza tanto **no estado livre** (como substâncias elementares simples), assim como **no estado combinado** (como compostos).

Muito bem, caro(a) aluno(a), vamos de seguida conhecer onde é que estes elementos ocorrem em maior quantidade na Natureza.

❖ Oxigénio

É o elemento mais abundante na crosta terrestre. No estado livre, encontra-se sob forma de moléculas diatómicas, O₂, no ar atmosférico; no estado combinado, entra na composição da água, rochas e de todas as substâncias constituintes dos organismos de plantas e de animais.

❖ Enxofre

Encontra-se na Natureza tanto no estado livre como combinado. No estado livre, ocorre em depósitos vulcânicos e jazigos. No estado combinado, o enxofre forma, com os metais, minérios valiosos.

Na natureza, também abundam sais como os sulfatos, principalmente de cálcio e magnésio. Encontra-se ainda o enxofre em muitas substâncias que entram na constituição dos seres vivos como as albuminas que são um tipo de proteínas.

❖ Selénio

É pouco abundante na Natureza. Na crosta terrestre, a quantidade de Selénio é de 0,00006%;

❖ Telúrio

Pertence aos elementos raros: a sua quantidade na crosta terrestre é apenas 0,000001%;

❖ Polónio

É um metal radioactivo, possuindo meia vida que varia desde 0,298 microssegundos até 102 anos.

Características gerais dos elementos do grupo VI

Analisando a estrutura electrónica do átomo de oxigénio, notamos que com 6 electrões de valência, ele precisa de “**ganhar**” dois electrões para ficar com a estrutura electrónica estável de oito electrões na última camada. Significa **que em reacções químicas, os calcogéneos “recebem” electrões dos átomos dos elementos com que reagem, originando iões negativos do tipo X^{2-} .**

Estrutura electrónica do átomo	Estrutura electrónica do ião	Fórmula do ião
2,6	2,8	O^{2-}

Outras características dos elementos do grupo VI estão resumidas na tabela abaixo.

Tabela 2 – Características gerais dos elementos do grupo VI, à temperatura ambiente:

Características	Elementos				
	Oxigénio	Enxofre	Selénio	Telúrio	Polónio
Número atómico	8	16	34	52	84
Massa atómica	16	32	79	128	209
Electronegatividade	3,5	2,6	2,5	2,1	2,0
Estado físico	Gás	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Carácter	Ametal	Ametal	Semi-metal	Semi-metal.	Metal.
Fórmulas dos Óxidos		SO ₂ e SO ₃	SeO ₂ e SeO ₃	TeO ₂ e TeO ₃	PoO ₂

A tabela mostra que a variação das propriedades ao longo do grupo ocorre do seguinte modo:

- O número atómico cresce de cima para baixo do oxigénio ao polónio;
- O carácter metálico aumenta de cima para baixo no grupo da tabela periódica. Assim, o oxigénio e o enxofre são ametais típicos, o selénio e o telúrio são semi-metais, pois apresentam tanto propriedades ametálicas como metálicas e o polónio é um metal típico.
- O número de camadas aumenta de cima para baixo ao longo do grupo. Repare que o oxigénio tem duas camadas, o enxofre tem 3, o selénio 4 camadas, o telúrio 5 e finalmente o polónio 6;
- São todos sólidos excepto o oxigénio, que é um gás.

Enxofre como representante do grupo VI A

O representante deste grupo é o enxofre e vamos ainda estudá-lo nesta lição!

O enxofre, cujo símbolo químico é “S” **deriva do latim que significa “Sulphur”**.

Ele existe na Natureza tanto **no estado livre** como no **estado combinado**.

Na **forma combinada**, encontramos o enxofre em minérios valiosos que são uma fonte de obtenção de metais. É o caso da pirite, FeS_2 , galena, PbS , blenda, ZnS e brilho de cobre, Cu_2S , entre outros. O enxofre também se encontra na Natureza sob forma de sais do ácido sulfúrico, principalmente o **gesso**, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, e o sulfato de sódio, Na_2SO_4 .

O enxofre é um elemento que faz parte da **composição das proteínas**, como mostra o quadro.

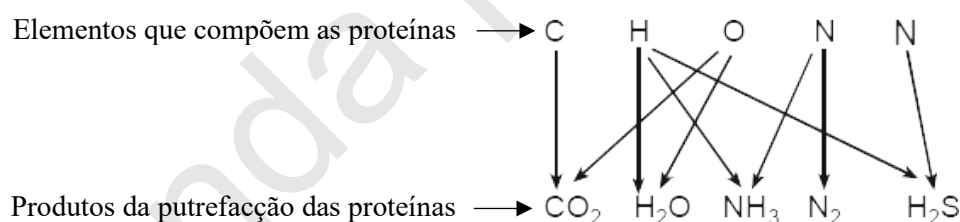


Fig. 14 – Composição das proteínas

A necessidade que as plantas têm de enxofre satisfaz-se através da absorção do que existe nos solos. Na **forma livre** o enxofre é encontrado sob forma de duas **variedades alotrópicas**, o **enxofre rômboico e monoclinico**.

Caro(a) aluno(a), antes de vermos as duas variedades, vamos, primeiro, esclarecer o que é isso de variedades alotrópicas e alotropia.

Alotropia

Determinados elementos químicos têm a capacidade de recombinar os seus átomos entre si de forma diversificada formando substâncias elementares diferentes. Os átomos do elemento oxigénio, por exemplo, formam moléculas de oxigénio por combinação entre dois átomos, O_2 (**oxigénio**

molecular). Porém quando se combinam três a três átomos, formam o O_3 (**Ozono**).

Estas duas substâncias, o oxigénio molecular e o ozono, apesar de ambas apresentarem na sua constituição apenas átomos de oxigénio, apresentam propriedades muito diferentes. Assim, por exemplo, o oxigénio é um gás indispensável à vida humana, mas o ozono é um gás venenoso. Difícil de acreditar, não é?

De igual modo, os átomos de Carbono podem ligar-se uns aos outros de forma diferente e formam duas **substâncias diferentes** que apresentam propriedades diferentes, por exemplo: diamante e a grafite que apresentam apenas átomos de Carbono na sua constituição. Note que o diamante é a substância natural mais dura que se conhece e **não** conduz a corrente eléctrica. A grafite por sua vez é relativamente mole e conduz a corrente eléctrica.

A propriedade que alguns elementos químicos têm de formar duas ou mais substâncias diferentes, chama-se **alotropia**.

De forma mais clara, pode se dizer que Alotropia é a propriedade que determinados elementos químicos têm de formar duas ou mais substância simples a partir de átomos de um mesmo elemento químico.

As duas ou mais substâncias que se formam, chamam-se de **alótropos ou variedades alotrópicas**.

❖ Enxofre rômico

É formado por cristais amarelos que fundem à temperatura de $112,8^\circ C$; a sua densidade é de $2,07 \text{ g/cm}^3$.

❖ Enxofre monoclinico

É formado por cristais pontiagudos semelhantes a agulhas, com densidade de $1,96 \text{ g/cm}^3$, que fundem a $119,3^\circ C$.

É menos estável e com o tempo transforma-se na forma rômica. Deste modo, caro(a) aluno(a), sempre que nos referirmos ao elemento enxofre, estamos falando do enxofre rômico que é a forma mais estável.

Vamos terminar a nossa lição aprendendo um pouco mais sobre a valência dos elementos que constituem o grupo VI!

Valência dos elementos do grupo VI A

Com excepção do oxigénio, que apresenta apenas a valência II, os restantes elementos são polivalentes, apresentam muitas valências, nomeadamente II, IV e VI, como pode verificar na tabela que a seguir lhe apresentamos.

Valências	Compostos típicos
II	H ₂ S, H ₂ O, H ₂ Se, H ₂ Te, CaSe, Na ₂ S, etc.
IV	SO ₂ , H ₂ SO ₃ , SeO ₂ , H ₂ TeO ₃ , etc.
VI	SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ SeO ₄ , TeO ₃ , etc.

Vejamos de seguida as características ou propriedades físicas do enxofre.

Propriedades físicas de enxofre

- ✓ Em condições normais, no estado livre, o enxofre apresenta-se sob forma de cristais amarelos dourados, transparentes que se fundem à temperatura de 112,8° C;
- ✓ sua densidade é de 2,07g/cm³;
- ✓ é insolúvel na água e não se molha;
- ✓ é mau condutor de calor e de electricidade;
- ✓ ele tem ainda outra característica interessante! Se deitarmos na água um pouco de enxofre em pó, as suas partículas não se afundam (se estiver puro), flutua à superfície e formando uma camada amarela sobre a água. Este fenómeno chama-se **flotação**.

Propriedades químicas de enxofre

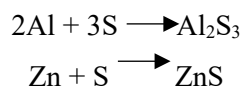
O enxofre é um elemento ametálico típico. Combina-se directamente com muitos metais como o Cu, Fe, Zn entre outros, libertando calor. Também se combina com a maioria dos ametais.

Vejamos então pormenorizadamente algumas reacções químicas que caracterizam o enxofre.

• Reacção do enxofre com metais

O enxofre reage com metais formando sais chamados **sulfuretos**. A reacção é acompanhada com a libertação de calor.

- a) Uma mistura de enxofre com alumínio ou zinco quando aquecida arde instantaneamente com um brilho intenso e com formação de um pó branco de sulfureto de alumínio, Al₂S₃, ou de zinco, ZnS. As reacções que traduzem o processo são:



Veja a figura ao lado.

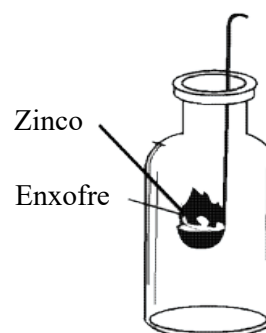
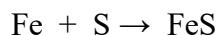


Fig. 15 – Reacção de Enxofre com o Zinco

Se aquecermos uma mistura de enxofre e ferro em pó, obtém-se o sulfureto de ferro (II), FeS.



b) O cobre arde nos vapores de enxofre formando sulfureto de cobre (I), Cu₂S, de cor preta.

$2\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$. Veja a figura que se segue.

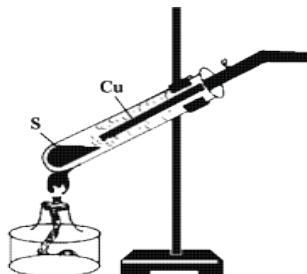
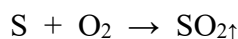


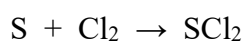
Fig. 16 – Reacção de Enxofre com o Cobre

• Reacção do enxofre com ametais

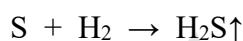
O enxofre arde na presença do ar ou oxigénio, com uma chama azulada, produzindo o dióxido de enxofre, SO₂, que é reconhecido pelo cheiro sufocante. A equação da reacção é:



Ao deixar passar o cloro através do enxofre fundido, forma-se cloreto de enxofre que se emprega no tratamento da borracha (vulcanização).



A alta temperatura, o enxofre reage com hidrogénio, formando um gás com cheiro a ovos podres, O sulfureto de hidrogénio.



Caro(a) aluno(a), terminamos mais uma lição. Assim propomos-lhe que responda às questões a seguir para medir o seu grau de compreensão.



Exercícios

1. Assinale com um X as afirmações correctas:
 - a) No grupo VI, o oxigénio é o elemento mais abundante na Natureza.
 - b) O enxofre ocorre em depósitos vulcânicos.
 - c) O enxofre é um elemento metálico.
 - d) O telúrio é muito abundante na Natureza.

2. Como variam as propriedades metálicas ao longo do grupo VI da tabela?

Complete a frase de modo que esta tenha um sentido correcto: Ao longo do grupo VI da tabela periódica, o número atómico _____ de cima para baixo.

3. O que entende por alotropia? Cite dois elementos químicos que apresentam esta propriedade.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Você, nesta lição aprendeu que:

O grupo VI A é constituído pelos elementos químicos oxigénio (O), o enxofre (S), o selénio (Se), o telúrio (Te) e o polónio (Po). O enxofre é o representante do grupo.

O enxofre ocorre na natureza na forma combinada, sob forma de minérios valiosos, que constituem fonte de metais e, na forma livre, sob forma de duas variedades alotrópicas - o enxofre rômbo é monoclinico.

O enxofre é um sólido amarelo, insolúvel em água, não conduz electricidade e é menos denso que a água. Ele reage com metais formando sais, os sulfuretos e igualmente reage com ametais.

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



Chave de correcção

1. a) b)
2. aumenta
3. Alotropia é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar duas ou mais substâncias simples a partir de átomos de mesmo elemento químico.

Exemplos de dois elementos químicos com esta propriedade são o enxofre, oxigénio (ou carbono).

LIÇÃO Nº 6: Obtenção industrial do enxofre

Introdução

A produção industrial tem em vista a obtenção de produtos em quantidades capazes de satisfazer as necessidades de consumo na sociedade, diferentemente da laboratorial, cujo propósito é ter pequenas amostras do produto.

Nesta lição, vamos apresentar-lhe a descrição de como é que são obtidas grandes quantidades de enxofre de modo a satisfazerem as necessidades de seu uso. Igualmente partilharemos as áreas de sua aplicação.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever os princípios gerais da produção do enxofre;
- Mencionar as aplicações do enxofre.



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



Obtenção industrial do enxofre

Na natureza o enxofre ocorre tanto no estado **livre** como no **combinado**. Na indústria são usados métodos que se ajustam a cada forma de ocorrência, permitindo a obtenção em quantidades enormes. Para a obtenção ou extracção do enxofre de ocorrência na **forma livre**, dependendo da sua localização, recorre-se aos conhecidos **métodos de Calcaroni** (quando o enxofre se encontra à superfície) e o **método de Frash** (se o enxofre se encontra em depósitos profundos).

Método de Calcaroni

O método de Calcaroni consiste em queimar enxofre (contido no minério) na superfície dos antigos vulcões, deixando-o escorrer num plano inclinado, sendo depois recolhido em moldes.

Este método à primeira vista é muito simples e tem as suas vantagens e desvantagens. Apresenta vantagem de não exigir grande tecnologia e é barato.

Entretanto, cerca de 1/3 do enxofre é desperdiçado durante a combustão. Outra desvantagem é a de que o enxofre obtido tem elevado grau de impureza.

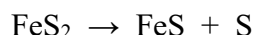
Método de Frash

Consiste em introduzir até aos jazigos do minério, uma torre de perfuração com vapor de água sob pressão e ar comprimido. O vapor de água funde o enxofre no jazigo e o ar comprimido forma com o enxofre fundido uma espuma leve que é recolhida em recipientes próprios.

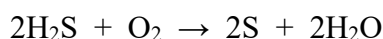
O produto assim obtido tem apenas 0,5% de impurezas e, por isso, não precisa de refinação.

Para a obtenção ou extração do enxofre de ocorrência na **forma combinada**, pode-se adoptar os seguintes métodos, que tomam como base compostos que o contém.

1. A partir da decomposição do minério **pirite de ferro**, FeS_2 :



2. A partir da reacção de **oxidação do sulfureto de hidrogénio**, ocorre quando a quantidade de oxigénio é baixa:



Aplicações do enxofre

- O enxofre é usado para a vulcanização da borracha. Este processo confere à borracha maior dureza e resistência ao calor. O produto obtido da vulcanização é utilizado no fabrico de botas, revestimentos e tubos de borracha.
- Na agricultura, como fungicida (produtos químicos para combater fungos) e fabrico de insecticidas (produtos químicos para combater insectos) nas culturas de algodão e nas vinhas.
- Como combustível que é, o enxofre e seus sulfuretos são usados no fabrico de palito de fósforo.
- O enxofre no estado livre entra na composição da pólvora ordinária.
- É utilizado no fabrico de ácido sulfúrico.
- Na preparação de pomadas de enxofre contra doenças de pele.

Para se certificar que entendeu o conteúdo desta lição, nada melhor que responder às questões que a seguir lhe apresentamos.



Exercícios

1. Mencione as diferentes formas de obtenção de enxofre na indústria.
2. Dos dois métodos de obtenção do enxofre, qual é o mais eficaz? Por quê?
3. Mencione três aplicações do enxofre.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que:

As técnicas usadas na obtenção do enxofre estão inteiramente ligadas à sua localização na natureza, quer seja jazigos superficiais ou subterrâneos.

Industrialmente, o enxofre pode ser obtido pelo método de Calcaroni e pelo método de Frash, sendo que, o de Calcaroni é usado para o enxofre que se encontra em jazigos superficiais e o de Frash para o enxofre dos jazigos subterrâneos.

É de salientar que o enxofre tem muitas aplicações na indústria e agricultura.

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



Chave de correcção

1. 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.
3. O enxofre aplica-se na vulcanização da borracha, como fungicida e insecticida na agricultura.

Bbs: Quaisquer outras aplicações que tenha mencionado e que estejam certas valem.

LIÇÃO Nº 7: Compostos de enxofre

Introdução

Nas lições anteriores aprendeu sobre os óxidos, ácidos, bases e sais. Desde a definição, classificação, nomenclatura, propriedades físicas e químicas, etc. Se é que algum dos aspectos referidos ficou por si esquecido, nada melhor que revê-los nesta lição.

A partir de já, vamos prestar uma sistematização do seu saber a respeito de compostos que apresentam o enxofre, no que respeita a sua ocorrência, obtenção, propriedades e aplicações. Maior destaque daremos à produção industrial do ácido sulfúrico. Para tal, convidámo-lhe a prestar atenção às particularidades que estas substâncias apresentam.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Representar os compostos de enxofre;
- Descrever os princípios gerais da produção do Ácido sulfúrico;



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



Óxidos de enxofre

O enxofre forma dois tipos de óxidos, o dióxido de enxofre, SO_2 , onde o enxofre apresenta a valência IV e o trióxido de enxofre, SO_3 , onde o enxofre tem valência VI.

❖ Dióxido de enxofre – SO_2

Ocorrência na Natureza

Sabia que durante as erupções vulcânicas, além de partículas sólidas são lançadas para a atmosfera, gotas de ácido sulfúrico e dióxido de enxofre? É isso mesmo. O dióxido de enxofre existe na atmosfera como sub-produto de tratamento dos minérios e, em consequência, da combustão do carvão e do petróleo.

Embora em quantidades reduzidas, os compostos de enxofre são concentrados no ar atmosférico, sobretudo das cidades e nas regiões onde funcionam os complexos industriais, em primeiro lugar os metalúrgicos. A presença de dióxido de enxofre no ar influi negativamente sobre o reino animal e vegetal pois tem cheiro penetrante e venenoso.

O dióxido de enxofre em contacto com o ar e a humidade do ar, forma o ácido sulfúrico, o que conduz, nos últimos anos, às **precipitações das “chuvas ácidas”** sobre a Europa e norte de América. Agora imagine, caro(a) aluno(a), se cai chuva ácida na nossa pele! É um problema sério. Veja a figura que se segue.

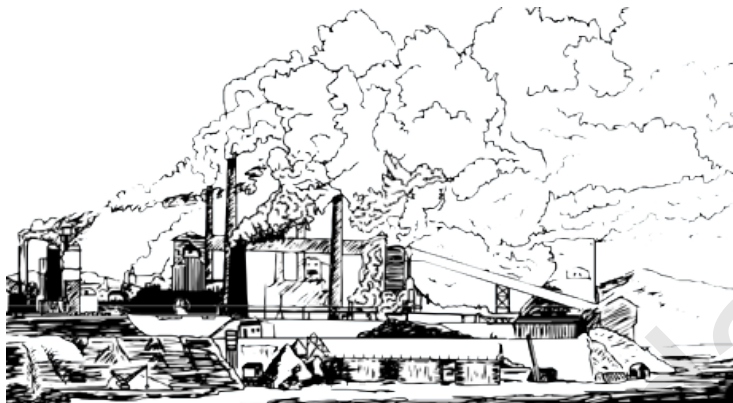


Fig. 17 – O Dióxido de Enxofre pode ser obtidos e diversas formas

Obtenção do dióxido de enxofre

- **Combustão do enxofre no ar ou no seio do oxigénio**

Se colocarmos um pouco de enxofre numa espátula metálica e aproximarmos a uma chama, o enxofre arde e apresenta uma chama azul. Veja a figura que se segue.

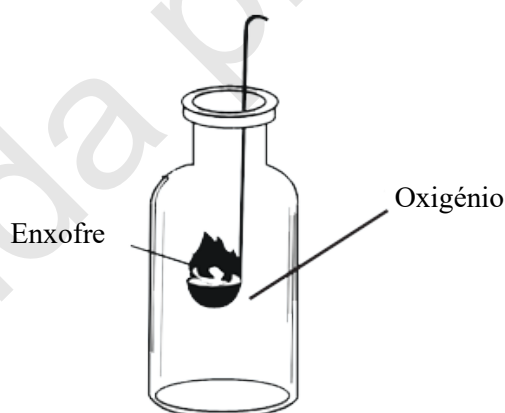
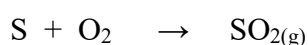
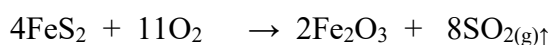


Fig. 18 – Combustão do Enxofre

Em consequência desta combustão, obtém-se o dióxido de enxofre que se distingue pelo seu cheiro desagradável e sufocante. A equação que traduz esta reacção é:



- **Calcinando (aquecendo) no ar sulfuretos de metais como por exemplo a pirite, FeS_2**

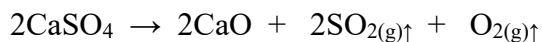


- **A partir dos gases que se libertam nas empresas metalúrgicas**

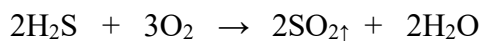
Por exemplo, na produção de uma tonelada de cobre, forma-se 7,5 toneladas de dióxido de enxofre.

- **A partir do aquecimento do gesso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ e anidrite, CaSO_4**

Estes minerais decompõem-se com formação de SO_2 :



- **Oxidação completa do sulfureto de hidrogénio:**



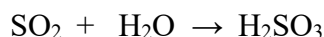
Propriedades do dióxido de enxofre

Algumas das propriedades do dióxido de enxofre já nos referimos a elas ao longo da nossa lição. Vamos então sistematizá-las.

O dióxido de enxofre é um gás incolor com um cheiro forte, sufocante, penetrante e venenoso.

Este óxido descolora muitos corantes orgânicos, formando com eles compostos incolores. Por exemplo, uma rosa vermelha quando sujeita à acção deste óxido torna-se branca.

É muito solúvel em água (cerca de 40 volumes em 1 volume de água, a 20°C) com a qual reage formando o ácido sulfuroso, H_2SO_3 :



O ácido sulfuroso é muito instável (existindo somente em solução aquosa) e decompõe-se:



Aplicações do dióxido de enxofre

- ✓ É usado para a desinfecção dos legumes, frutos e sementes que se pretende conservar;
- ✓ É utilizado no branqueamento de palha, seda e lã;
- ✓ Na indústria é utilizado como reagente para a obtenção do ácido sulfúrico e na produção do cimento;

Prossigamos com o nosso estudo aprendendo agora algo mais sobre o outro óxido de enxofre, o trióxido de enxofre.

❖ Trióxido de enxofre – SO_3

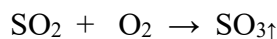
Propriedades e obtenção

Em condições normais, o trióxido de enxofre é um líquido incolor, volátil e que “fumea” no ar. Este fumo ou nevoeiro é devido às minúsculas gotas de ácido sulfúrico que se formam quando este se dissolve no vapor de água existente no ar:



No estado de vapor (gasoso) é um gás incolor, muito cáustico (queima), com um cheiro penetrante e venenoso. É muito solúvel em água com a qual reage formando ácido sulfúrico como mostra a equação acima.

O trióxido de enxofre pode ser obtido da reacção do SO₂ com o O₂. Em condições normais, essa reacção decorre extremamente devagar. Na presença de catalisadores e a uma temperatura elevada, ela decorre mais fácil e rapidamente:



O trióxido de enxofre é usado no fabrico do ácido sulfúrico.

As chuvas ácidas nas regiões onde funcionam os complexos industriais provêm do dióxido de enxofre, SO₂ que em presença de oxigénio forma o trióxido de enxofre, SO₃, que facilmente se converte em ácido sulfúrico na presença de água. Esperamos que tenha percebido agora o fenómeno das “chuvas ácidas”!

Concluindo o estudo dos óxidos, vamos estudar o ácido sulfúrico devido a sua importância na indústria.

❖ Ácido sulfúrico, H₂SO₄

Produção industrial

A obtenção industrial do ácido sulfúrico baseia-se no chamado **método de contacto** que ocorre em três etapas:

1ª Etapa: queima do enxofre para a produção do dióxido de enxofre.



2ª Etapa: oxidação catalítica do dióxido de enxofre para formar o trióxido de enxofre.



Por acção do catalisador, o pentóxido de vanádio (V₂O₅) a uma temperatura elevada (aproximadamente 450°C), o dióxido de enxofre oxida-se formando o trióxido de enxofre, SO₃.

A esta etapa é que se dá o nome de **método de contacto**. Em condições normais esta reacção é lenta, mas dado ao contacto que ocorre entre os reagentes e o catalisador, consegue-se obter quantidades enormes de trióxido de enxofre, permitindo obter, igualmente, toneladas e toneladas do ácido sulfúrico.

3ª Etapa: combinação de trióxido de enxofre com a água.



A figura que se segue mostra o aparelho de contacto, local no qual ocorre a produção do ácido sulfúrico.

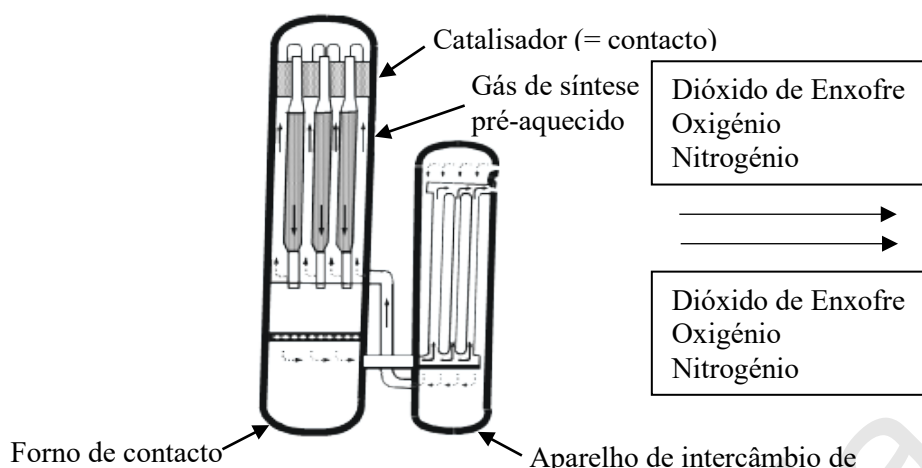


Fig. 19 – Aparelho de contacto para a produção industrial do Ácido Sulfúrico (H_2SO_4)

Raramente se usa ácido sulfúrico puro, daí ser necessário proceder à sua diluição. A diluição deste ácido exige cuidados específicos, porque liberta grandes quantidades de calor que podem causar queimaduras graves.

Assim, aconselha-se a deitar ácido sulfúrico em porções pequenas sobre a água e não deitar a água sobre o ácido. Veja as ilustrações abaixo indicadas.

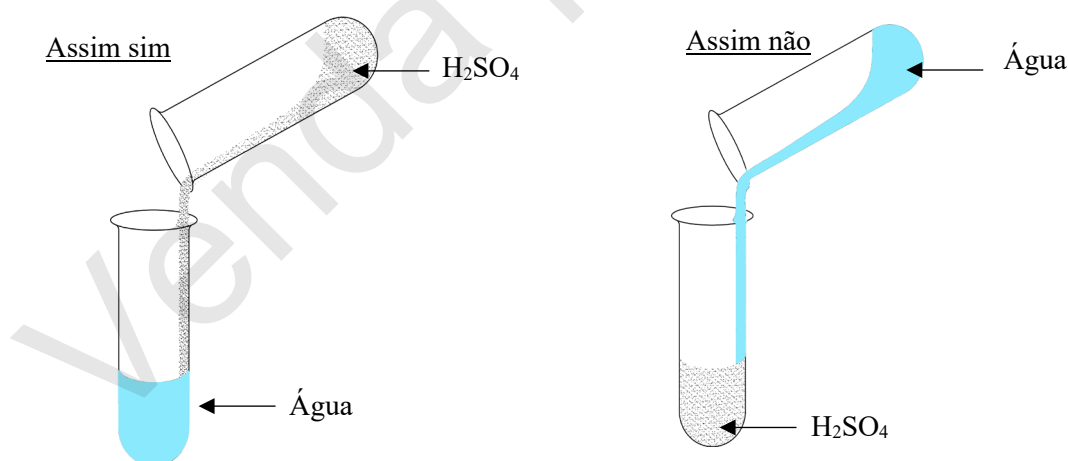


Fig. 20 – Processo de mistura do Ácido Sulfúrico com a água

Muito bem, caro(a) aluno(a), chegados a este ponto, nada melhor que medir o grau de compreensão do que foi apresentado. Para tal, responda as questões a seguir.



Exercícios

1. Assinale com um X a alínea que contém a equação química de obtenção do dióxido de enxofre a partir da pirite:
a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$
b) $2CaSO_4 \rightarrow 2CaO + 2SO_2$
c) $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$
d) $H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$
2. Escreva a equação de obtenção de trióxido de enxofre a partir da combustão do dióxido de enxofre.
3. Mencione três aplicações do dióxido de enxofre.
4. Assinale com um X a afirmação correcta que explica a necessidade de uso de catalisador na obtenção do ácido sulfúrico:
a) Porque torna a reacção mais bonita.
b) Porque torna a reacção mais rápida e fácil.
c) Porque retarda a formação do produto.
5. Escreva as equações das reacções que traduzem a obtenção de ácido sulfúrico na indústria.
6. Assinale com um X a afirmação correcta. O método usado na produção industrial de ácido sulfúrico chama-se:
a) Método de Calcaroni.
b) Método de aquecimento.
c) Método de Frash.
d) Método de contacto.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição dissemos que o enxofre tem como compostos mais importantes os óxidos (SO_2 e SO_3), bem como o ácido sulfúrico. Como qualquer óxido, a reacção do elemento com o oxigénio é o método básico, porém, a obtenção de quantidades elevadas é feita a partir do minério pirite, para o SO_2 , enquanto o SO_3 , pela oxidação do SO_2 , em presença de catalisador (processo de contacto). São estes dois processos que são significativos na obtenção industrial do ácido sulfúrico.

Como momento final, dilui-se o ácido sulfúrico dissulfúrico, obtendo-se assim o ácido sulfúrico.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção. Então, conseguiu responder a todas as questões acertadamente? Excelente trabalho! Se teve dificuldade em resolver alguns, sugerimos que procure a ajuda de colegas ou que visite o Centro de Apoio à Aprendizagem e peça apoio ao Tutor. Convém não avançar com o seu estudo sem compreender bem as matérias, pois vai precisar destes conhecimentos para as lições que se seguem. Não desanime!



Chave de correcção

1. c)
2. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
3. Utiliza-se o dióxido de enxofre na desinfecção dos legumes, frutos e sementes. Utiliza-se, também, como branqueador. (Quaisquer outras aplicações que tenha mencionado e que estejam certas valem).
4. b)
5.
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{cat}} 2\text{SO}_3 + 197 \text{ kJ}$$
$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$$
$$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$$
6. d)

LIÇÃO Nº 8: Propriedades físicas e químicas do ácido sulfúrico

Introdução

Depois de na lição anterior, termos visto como é que se obtém quantidades avultadas de ácido sulfúrico que abastecem o mercado mundial, que é com base no método de contacto, vamos, nesta lição, debruçarmo-nos sobre as propriedades físicas e químicas do ácido sulfúrico, a identificação dos iões sulfato e ainda sobre as aplicações de ácido sulfúrico.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades físicas e químicas do ácido sulfúrico;
- Explicar a importância económica do ácido sulfúrico e dos seus derivados;



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



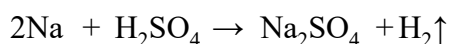
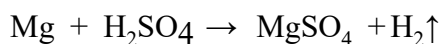
Propriedades físicas e químicas do ácido sulfúrico

O ácido sulfúrico anidro, isto é, sem água é:

- ✓ um líquido incolor, inodoro, de aspecto oleoso;
- ✓ bastante denso, quase duas vezes mais pesado que a água e muito solúvel nela;
- ✓ corrosivo na pele, isto é, causa queimaduras profundas nela;
- ✓ tem a capacidade de absorver água que esteja contida em outras substâncias (diz-se que higroscópico);
- ✓ um electrólito forte (ácido que em solução se dissocia facilmente);
- ✓ bom condutor de corrente eléctrica.

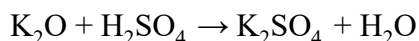
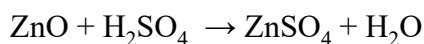
Propriedades químicas

- *Reage com metais activos, formando sal e libertação de hidrogénio.*

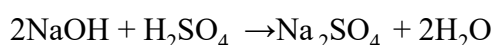
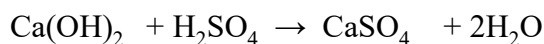


Lembre-se, caro(a) aluno(a), que na formação do sal, o metal substitui o hidrogénio do ácido, procede-se à troca de valências e, no fim, tem-se de acertar os coeficientes da reacção.

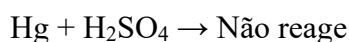
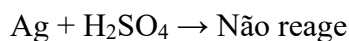
- *Reage com óxidos metálicos também conhecidos por óxidos básicos formando sal e água.*



- *Reage com hidróxidos ou bases formando sal e água (reacção de neutralização).*



- *O ácido sulfúrico diluído não reage com metais não activos*



Aplicações do ácido sulfúrico

O ácido sulfúrico é um dos compostos mais importantes da indústria química, sendo, por via disso, produzidas e usadas várias toneladas por ano.

É usado em vários âmbitos que integram, entre outros, o uso como solução de baterias automóveis, a produção de adubos, a síntese de corantes e fármacos, a produção de ácidos e sais, a remoção de óxidos na metalurgia e a purificação dos derivados do petróleo.

De entre os sais de enxofre, os sulfatos constituem o tipo mais importante. Vejamos como se procede para se certificar da presença deste tipo de sais.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Identificação do ião sulfato (SO_4^{2-})

Materiais	Substâncias
✓ 2 conta-gotas	✓ Ácido sulfúrico diluído
✓ 1 tubo de ensaio	✓ Cloreto de bário
✓ 1 suporte para tubos de ensaio	

Procedimento

- Deita-se num tubo de ensaio, 2-3 ml de ácido sulfúrico;
- Adiciona-se 2-3 ml de cloreto de bário, BaCl_2 ;
- Agita-se a solução e observa-se o que acontece.

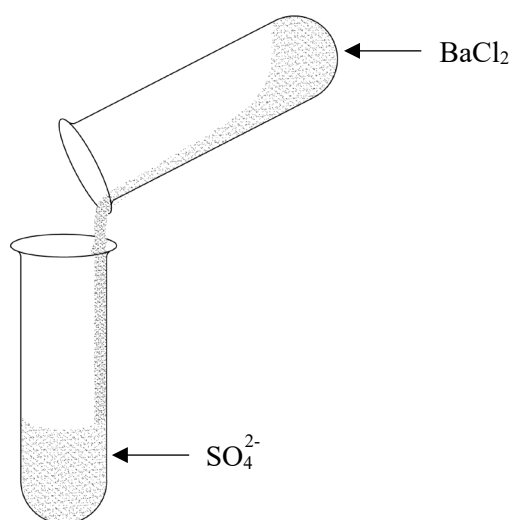


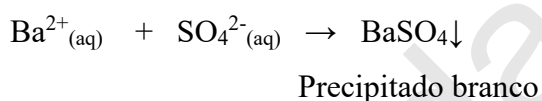
Fig. 21 – Processo de mistura do Ácido Sulfúrico com Cloreto de Bário

Observação

A solução de ácido sulfúrico inicialmente incolor **torna-se turva** e depois deposita-se **um precipitado** branco, após a adição do cloreto de bário (BaCl_2).

Portanto, se pretender certificar-se da existência ou não de iões sulfato, basta adicionar à referida solução iões de bário sob forma de seus sais solúveis (por exemplo BaCl_2). Se de facto existirem iões sulfato na solução, observa-se a formação de uma substância insolúvel de cor branca (precipitado branco).

A equação iónica que traduz a reacção de identificação dos iões sulfato SO_4^{2-} é:



Agora responda às questões que a seguir lhe apresentamos para se certificar se assimilou bem o que aqui acabamos de tratar.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas. O ácido sulfúrico é:
 - a) Um líquido amarelado, resultante do enxofre, de cheiro agradável e escorregadio ao tacto.
 - b) Um líquido incolor, inodoro e de aspecto oleoso.
 - c) Corrosivo e higroscópico.
 - d) Bastante denso, porém, bom condutor de corrente eléctrica.

2. Mencione quatro aplicações do ácido sulfúrico.

3. Assinale com um X a afirmação correcta sobre a razão pela qual na reacção de identificação dos iões sulfato, a solução se tornou turva:
- a) Devido à formação de uma substância gasosa.
 - b) Devido à formação de um ácido de cor branca.
 - c) Devido à formação de um precipitado branco.
4. Assinale com um X a substância que turva a solução na reacção de identificação dos iões sulfato:
- a) BaSO_4
 - b) HCl
 - c) H_2O
 - d) BaCl_2
5. O ácido sulfúrico reage com metais, óxidos metálicos e bases formando como produto principal os sais. Assinale com X as equações químicas certas que elucidam a afirmação.
- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição você aprendeu que:

O ácido sulfúrico é um líquido incolor, inodoro, de aspecto oleoso, é corrosivo, bom condutor de corrente eléctrica, higroscópico e bastante denso. Reage com metais, óxidos metálicos e bases, formando como produto principal, os sais.

Este ácido é de grande importância na vida e na sociedade, pois é usado na produção de vários bens: como solução de baterias, na produção de adubos, corantes e fármacos, outros ácidos e sais, a remoção de óxidos na metalurgia, na purificação dos derivados do petróleo.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção. Então, conseguiu responder a todas as questões acertadamente? Excelente trabalho! Se teve dificuldade em resolver alguns, sugerimos que procure a ajuda de colegas ou que visite o Centro de Apoio à Aprendizagem e peça apoio ao Tutor.



Chave de correcção

1. a)-F, b)-V, c)-V, d)-V
2. As quatro aplicações do ácido sulfúrico são: na produção de adubos; na síntese de corantes; na produção de explosivos; na produção de medicamentos. Quaisquer outras valem, desde que estejam correctas.
3. c)
4. a)
5. b), c), d)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 9: Sulfureto de hidrogénio e ácido sulfídrico: principais sais de enxofre

Introdução

Durante o estudo dos elementos do grupo VIIA, você aprendeu, de entre outros assuntos, que o ácido clorídrico e o cloreto de hidrogénio são compostos de cloro que apresentam a mesma fórmula química, embora sejam compostos diferentes.

Nesta lição, vamos estudar algo semelhante, referente ao ácido sulfídrico e o sulfureto de hidrogénio, onde daremos maior atenção ao processo de obtenção e às propriedades de cada um deles. Daremos igualmente algum destaque aos principais sais do enxofre e sua importância. Gostaríamos, desde já, de convidar-lhe a prestar a necessária atenção para que facilmente possa entender esta matéria.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Escrever a equação química da obtenção do sulfureto de hidrogénio e do ácido sulfídrico;
- Descrever as propriedades do ácido sulfídrico e dos principais sais de enxofre.



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



Sulfureto de hidrogénio e ácido sulfídrico

À semelhança do que acontece com o cloreto de hidrogénio e o ácido clorídrico que têm em comum a fórmula química (HCl), o **sulfureto de hidrogénio** e o **ácido sulfídrico** também apresentam a fórmula química comum, **H₂S**.

Então, se têm a mesma fórmula química, em que eles diferem?

Diferem no seu estado físico e nas suas propriedades. Quanto ao estado físico, o **sulfureto de hidrogénio** é uma substância **gasosa**, enquanto o **ácido sulfídrico** é um **líquido**. Assim, ao escrever as fórmulas químicas destas duas substâncias, para diferenciar uma da outra especifica-se o estado físico.

- **H₂S(g)** é o **sulfureto de hidrogénio**;
- **H₂S(aq)**, é o **ácido sulfídrico** (também conhecido como água sulfídrica).

Muito bem, eles têm a mesma fórmula química e apresentam-se em estados físicos diferentes. Vejamos então outras particularidades de cada um, iniciando pelo sulfureto de hidrogénio.

Sulfureto de hidrogénio

• Ocorrência

O sulfureto de hidrogénio encontra-se na Natureza nos gases vulcânicos e nas águas das fontes minerais. Forma-se após a decomposição de animais e plantas mortas, assim como na putrefacção (apodrecimento) de comida.

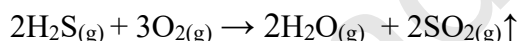
Propriedades

O sulfureto de hidrogénio:

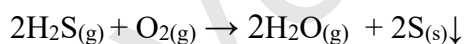
- é um gás incolor;
- com cheiro a ovos podres. Seria mais correcto dizer que são os ovos podres que cheiram a sulfureto de hidrogénio, uma vez que este se forma sempre que as proteínas se decompõem. Portanto, é o sulfureto de hidrogénio que dá aos ovos podres o cheiro desagradável.
- é muito venenoso. A respiração prolongada do ar contaminado por esse gás, mesmo nas quantidades pequenas, leva a intoxicações graves pois ele destrói a hemoglobina do sangue retirando-lhe o ferro e formando sulfureto de ferro, bloqueando assim a respiração e paralisando o sistema nervoso!
- é bem solúvel em água, formando ácido sulfídrico;
- é combustível. Arde no ar com chama azul celeste e a sua mistura com o ar é explosiva.

Dependendo da quantidade de oxigénio disponível, forma dois tipos de produtos.

Em ambiente rico em oxigénio.



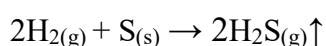
Em ambiente pobre em oxigénio



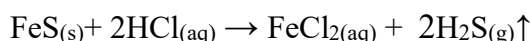
Esta última reacção explica a existência de enxofre nas zonas vulcânicas.

Obtenção

Pode se obter o sulfureto de hidrogénio fazendo reagir a altas temperaturas o hidrogénio com o enxofre:



No laboratório, habitualmente, obtém-se o sulfureto de hidrogénio pela acção dos **ácidos diluídos** sobre os **sulfuretos de metais**, como por exemplo, o sulfureto de ferro, como mostra a equação:

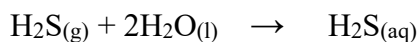


E agora, quais são as características do ácido sulfídrico? A seguir as apresentamos.

Ácido sulfídrico (H₂S)

O ácido sulfídrico é uma solução aquosa do sulfureto de hidrogénio. É um líquido incolor com cheiro irritante, a ovos podres, proveniente do sulfureto de hidrogénio.

É obtido dissolvendo o sulfureto de hidrogénio em água.



Sufureto de hidrogénio	Ácido sulfídrico
---------------------------	---------------------

O ácido sulfídrico é usado na identificação de metais pesados pois o **ião sulfureto (S²⁻)** forma, com estes metais, **compostos coloridos** ou **precipitados**.

Vejamos o procedimento que é observado para o reconhecimento de iões sulfureto numa determinada solução. A experiência abaixo descrita irá nos ajudar.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: identificação de iões sulfureto (S²⁻)

Material

- 2 conta-gotas
- 1 tubo de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio

Substâncias

- Ácido sulfídrico, H₂S
- Água, H₂O
- Acetato de chumbo, Pb(CH₃-COO)₂

Procedimento

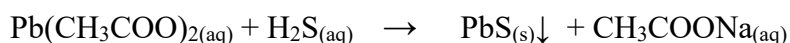
1. Em um tubo de ensaio deita-se 2-3 ml de solução de acetato de chumbo, com auxílio de um conta-gotas.
2. Retira-se, com outro conta-gotas, 2-3 ml de solução de ácido sulfídrico e adiciona-se no tubo de ensaio. Observa-se.

Observação

No tubo de ensaio que continha inicialmente uma solução incolor, ao acrescentar-se a solução de ácido sulfídrico também incolor, surge uma alteração formando-se uma substância insolúvel de cor preta.

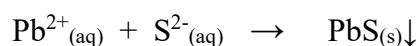
Explicação/Conclusão

O aparecimento da substância de cor preta é sinal de ter ocorrido uma reacção química, cuja equação é:



Precipitado preto

Ou



Precipitado preto

A formação do precipitado preto constitui evidência da existência de íões sulfureto no ácido sulfídrico, pois só aparece esse precipitado quando os íões sulfureto reagem com os de chumbo (II).

Principais sais do enxofre e sua importância

- **Sulfuretos (S^{2-})**

Os sulfuretos são sais do ácido sulfídrico. Muitos sulfuretos de metais existem na Natureza como minérios e são importantes para a obtenção de metais. São usados na metalurgia, na electrotecnia e como matéria-prima para obtenção do ácido sulfúrico.

Alguns sulfuretos apresentam nomes comerciais, pelos quais são muito conhecidos.

Exemplos:

Fórmula dosulfureto	Nome químico	Nome comercial
Cu_2S	Sulfureto de Cobre (I)	Brilho de Cobre
PbS	Sulfureto de Chumbo (II)	Galena
ZnS	Sulfureto de Zinco	Blenda
FeS_2	Dissulfureto de Ferro	Pirite

Vejamos, caro(a) aluno(a), outro tipo de sais de enxofre que são os sulfitos.

- ❖ **Sulfitos (SO_3^{2-})**

No estudo das classes de compostos inorgânicos aprendeu que alguns elementos ametálicos formam mais do que um ácido oxácido (que apresentam oxigénio). E, os nomes dos ácidos têm a terminação **-oso** (para radical com menor quantidade de oxigénio) e **-ico** (para o radical com maior quantidade). Disso resultou que os sais desses ácidos oxácidos têm a terminação **-ito** e **-ato**, respectivamente, para os ácidos com terminação **-oso** e **-ico**. Assim, além dos sulfuretos, de entre os sais de enxofre temos os sulfitos e sulfatos.

Sulfitos – são sais do ácido sulfuroso (H_2SO_3) com metais.

Exemplos: Na_2SO_3 – sulfito de sódio; K_2SO_3 – sulfito de potássio; CaSO_3 – sulfito de cálcio;

São usados como:

- conservantes devido às suas propriedades antioxidantes e antibacterianas, evitando que os vinhos degradem de forma mais rápida.
- inibidores do escurecimento de crustáceos como o camarão.

❖ Sulfatos (SO_4^{2-})

Sulfatos – são sais do ácido sulfúrico (H_2SO_4) com metais.

Exemplos: Na_2SO_4 – sulfato de sódio; K_2SO_4 – sulfato de potássio; CaSO_4 – sulfato de cálcio;

Os sulfatos mais importantes são:

- Sulfato de sódio usado na produção do vidro;
- Sulfato de cálcio quando hidratado (gesso) usado no fabrico de moldes na medicina, na construção civil e na agricultura;
- Sulfato de amónio usado como adubo.

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



Exercícios

- Decida se as afirmações abaixo são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - Em condições normais, o sulfureto de hidrogénio apresenta-se no estado líquido;
 - É um gás incolor de cheiro agradável que dá gosto ao vinho;
 - É um gás incolor, venenoso, de cheiro forte similar ao de ovos podres;
 - É combustível, bem solúvel em água formando o ácido sulfídrico.
- Assinale com um X a única afirmação correcta:
 - O sulfureto de hidrogénio pode ser obtido a partir da reacção de ácidos diluídos com sulfuretos de metais;
 - Quando se dissolve o ácido sulfídrico em água, obtém-se o sulfureto de hidrogénio;
 - Em presença de oxigénio, o sulfureto de hidrogénio forma o ácido sulfídrico;
 - O sulfureto de hidrogénio pode ser usado em extintores de incêndio para extinguir chamas.
- Assinale com X a resposta certa. A equação química que traduz a reacção de obtenção do sulfureto de hidrogénio no laboratório é:
 - $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{S}_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$
 - $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2\text{S}_{(\text{s})}$
 - $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2\text{SO}_{2(\text{g})}$
 - $\text{FeS}_{(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{FeCl}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$

4. Decida se as afirmações abaixo são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
- a) Os sulfitos são sais do ácido sulfídrico e um dos exemplos é H_2SO_3 ;
 - b) Os sulfatos são sais do ácido sulfúrico e um dos exemplos é MgSO_4 ;
 - c) Os sulfuretos são sais do ácido sulfídrico e um dos exemplos é FeS ;
 - d) Os sulfitos são sais do ácido sulfídrico e um dos exemplos é CaSO_3 ;
5. Assinale com X a resposta certa. A equação química que traduz a reacção de identificação dos sulfuretos é:
- a) $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{S}_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$
 - b) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$
 - c) $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{S}^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{PbS}_{(\text{s})}$
 - d) $\text{PbS}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{S}^{2-}_{(\text{aq})}$

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que o sulfureto de hidrogénio e o ácido sulfídrico são compostos de enxofre que apresentam mesma fórmula química (H_2S), entretanto diferem no facto do sulfureto de hidrogénio ser um gás enquanto o ácido sulfídrico é um líquido.

O sulfureto de hidrogénio é um gás incolor, combustível, bem solúvel em água, venenoso, de cheiro forte similar ao de ovos podres e que devemos evitar inalar seu cheiro longamente. Pode ser obtido a partir da reacção do hidrogénio com o enxofre, entretanto, no laboratório usa-se ácidos diluídos com sulfuretos de metais como reagentes.

O ácido sulfídrico é uma solução aquosa do sulfureto de hidrogénio e é usado na identificação de metais pesados, graças à característica que tem de os iões sulfuretos nele presentes reagirem com os metais formando precipitados de cores características, por exemplo, o de sulfureto de chumbo é de cor preta.

Os sais de enxofre são muito importantes, sendo usados na agricultura como adubos, na indústria para a obtenção de metais, na conservação de alimentos, na produção de vidro, na medicina sob forma de gesso, etc.

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



Chave de Correcção

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



Glossário

Metais pesados – são elementos situados entre o cobre e o chumbo na tabela periódica, com densidade superior a 4 g/cm^3 .

Exemplos, crómio, estanho, cádmio, cobre, chumbo, níquel, etc.

LIÇÃO Nº 10: Cinética química

Introdução

Caro(a) aluno(a), desde os tempos primitivos, além do conhecimento da Natureza, também sempre preocupou o conhecimento da rapidez com que as transformações químicas ocorrem, de tal forma que se foi descobrindo e inventando procedimentos de tornar mais rápida a obtenção de um determinado produto. Você conhece aquele ditado que diz “tempo é dinheiro”? Por isso mesmo que é preciso alcançar o propósito em menos tempo possível.

Assim, nesta lição você vai colher conhecimentos sobre a rapidez (velocidade) com que as reações químicas ocorrem e, conseqüentemente, como as tornar mais rápidas do que o seu decurso normal e quais as condições para que uma reação química ocorra.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir cinética química e velocidade da reação;
- Explicar a teoria das colisões.



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



Cinética química

Certamente que você já deve ter notado que o tempo de cozedura do feijão e do peixe, por exemplo, são diferentes. Isto é, se tivermos igual quantidade de feijão e de peixe e pô-los a ferver à mesma temperatura, o peixe coze mais depressa que o feijão. Portanto, têm **velocidades** diferentes de cozedura.

E se pusermos um pedaço de sódio num copo com água e, num pote, sumo de fruta como de caju para fermentar, notaremos que em fracção de segundos, o sódio reage, mas, o sumo de caju leva dias para a formação do álcool. Quer dizer que a **velocidade** com que o sódio reage é diferente da do sumo de fruta. O sumo leva mais tempo para reagir e formar o álcool desejado.

Quando você se desloca de uma bicicleta ou de um automóvel de um distrito para o outro, os físicos conseguem medir a rapidez com que você percorre a distância num dado tempo, determinado o que chamam de velocidade de deslocação.

Caro(a) aluno(a), os químicos não são uma exceção, também se preocupam em conhecer a celeridade ou rapidez com que se possa ter um determinado produto de uma reacção química. Assim, em Química existe uma área específica que se dedica ao estudo da velocidade de transformação de substâncias químicas, umas em outras. O ramo da Química em que se determina o tempo necessário para a transformação dos reagentes e formação de produtos, chama-se de **Cinética química**.

***Cinética química** – é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções bem como os factores que a influenciam.*

Ao longo desta lição temos vindo a mencionar a palavra velocidade, aliás, você já tem a usado na sua vida. Entretanto, aqui fizemos referência à velocidade de uma reacção química, *o que é então a velocidade da reacção?*

Velocidade de uma reacção química

O conceito velocidade está relacionado à **rapidez** de ocorrência. No nosso caso, interessa-nos o conhecimento da rapidez com que se formam os produtos de uma reacção química. A essa rapidez chamamos de ***velocidade de uma reacção química***. Então:

***Velocidade de uma reacção química** – é a quantidade de reagentes consumidos, ou de produtos formados, em função do tempo.*

Na prática, quando se diz que a velocidade de uma reacção é “x” significa que se mediu a quantidade dos reagentes que foi consumida ou gasta no intervalo de tempo determinado e, daí tem-se a ideia de que, por exemplo, em cada segundo, foi consumida a quantidade y do reagente.

O mesmo pode ser feito medindo a quantidade do produto que se formou no intervalo de tempo determinado, pois, no fim, observa-se que em cada segundo foi formada a quantidade z do produto.

Assim, entre duas reacções químicas, tem maior velocidade aquela que num mesmo intervalo de tempo foi consumida ou formada maior quantidade da substância. Isso mostra-nos que as reacções químicas não decorrem com a mesma velocidade, umas são mais rápidas que outras.

Por exemplo, se para a reacção A, em 5 segundos foram gastos ou consumidos 8 kg do reagente e, para a reacção B, nos mesmos 5 segundos foram gastos 2 kg, significa que a reacção A tem maior velocidade pois, num mesmo intervalo de tempo foram gastos mais quilogramas dos reagentes. Vale o mesmo se os quilos estivessem a traduzir a quantidade da substância formada.

Como a quantidade da substância consumida ou formada pode ser medida em várias grandezas, nomeadamente, como **massa, número de moles e concentração**, a expressão matemática de determinação da velocidade da reacção varia consoante a grandeza. Assim, temos:

$$Vm = \frac{\Delta m}{\Delta t} \text{ ou } Vm = \frac{\Delta n}{\Delta t} \text{ ou } Vm = \frac{\Delta []}{\Delta t}$$

Onde:

Δm - é a variação da massa.

Δt - é a variação do tempo.

Δn - é a variação do número de moles.

ΔC ou $\Delta []$ - é a variação da concentração.

Lembre-se, caro(a) aluno(a), que sempre que se refere a uma variação, está em causa a diferença entre a quantidade final e a inicial. Por exemplo:

$\Delta t = \text{tempo}_{(\text{final})} - \text{tempo}_{(\text{inicial})}$. Idem para outras variações.

Embora não seja complicado para si proceder à resolução de exercícios sobre o cálculo da velocidade da reacção, por agora não o faremos e, você já sabe como é que se faz.

Interessa-nos agora saber afinal o que é necessário para que uma reacção química possa ocorrer. Então, preste muita atenção ao assunto.

Teoria das colisões

O título acima, provavelmente lhe seja estranho e, com razão, pois, estávamos a falar da velocidade da reacção química e, cá estamos com colisões. No entanto, acreditamos que você vai entender bem o que lhe vamos apresentar.

Quando há alguma ocorrência, um fenómeno, um facto, os pensadores (cientistas) formulam pensamentos na perspectiva de explicar essa ocorrência. Os cientistas já sabiam que as substâncias químicas reagem entre si e formam novas substâncias com novas características. O que pretendiam era entender o que é necessário para que determinada reacção química ocorresse. Dentre vários, foi desenvolvido um pensamento (explicação) que ficou conhecido como **teoria das colisões**.

Consideremos a seguinte situação: você tem dois ovos, um em cada mão e pretende quebrá-los, certamente que você provocará um contacto em forma de embate ou de choque entre eles, certo? Veja a figura que se segue.



Fig. 22 – O choque entre os ovos leva à quebra destes

Pois é, caro(a) aluno(a), com as substâncias ou partículas que participam numa reacção química acontece algo muito semelhante! Para se iniciar uma reacção química, as partículas reagentes devem entrar em contacto, isto é, devem **chocar entre si**. É com o choque dos reagentes que ocorre a quebra das ligações químicas iniciais que os mantinham unidas, podendo assim se formar novas ligações que originarão novas substâncias. É assim que surge a **Teoria das Colisões**.

A Teoria das colisões diz que “*para que uma reacção química ocorra, deve haver choque ou colisão entre as partículas reagentes*”.

De acordo com esta teoria, quanto mais choques ocorrerem entre os reagentes, maior se torna a velocidade de reacção química, daí se dizer que *a velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões entre as partículas reagentes*.

Para que a colisão ocorra é necessário que as partículas reagentes tenham uma energia suficiente e orientação favorável que garanta um bom contacto entre elas. Tal colisão recebe o nome de **colisão efectiva ou colisão eficaz**.

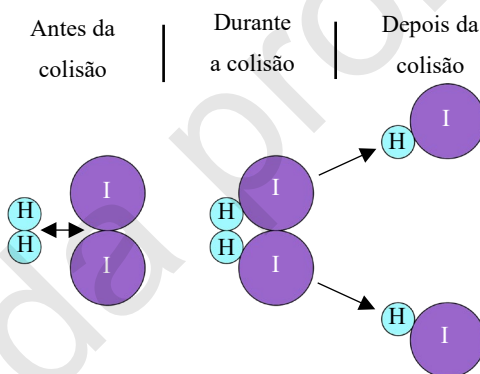


Fig. 23 – Colisão efectiva

Geralmente um simples contacto entre as substâncias iniciais não é suficiente para que a reacção decorra, ao que torna-se necessário aquecer as substâncias para que o processo se inicie.

É o que acontece, por exemplo, quando se pretende acender o carvão, pois não basta ter o carvão em contacto com o oxigénio do ar para que a combustão se inicie, é necessário fornecer energia (acendendo o fósforo).

A esta energia inicial que é fornecida às partículas para que a reacção ocorra, dá-se o nome de **Energia de activação (E_a)**.

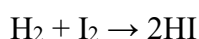
Energia de activação (E_a) – é a energia mínima necessária para que a reacção ocorra.

Quando ocorrem choques eficazes com energia suficiente, quebram-se as ligações químicas entre as partículas reagentes e, antes da formação do produto, forma-se uma estrutura intermediária que é

instável, denominada **complexo activado (Ca)** ou **molécula transitória** que, mais tarde, originará os produtos da reacção.

Complexo activado (Ca) – é uma estrutura instável que serve de transição entre reagentes e produtos.

Estamos a apresentar-lhe muitos conceitos novos que podem criar alguma confusão em si. Então, vamos sistematizar o que dissemos sob forma de representação gráfica. Para tal, tomemos como exemplo a reacção química entre o hidrogénio e o iodo, que é traduzida pela seguinte equação química:



O gráfico abaixo representa a essência da teoria das colisões.

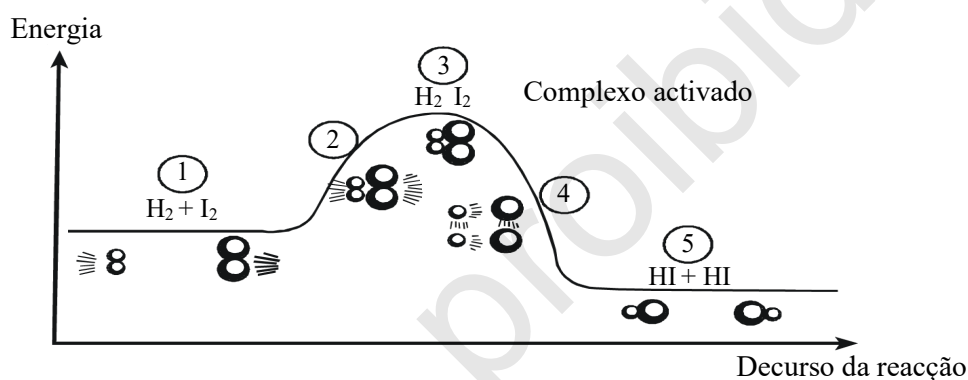


Fig. 24 – Gráfico da teoria de colisões

1. As moléculas reagentes não possuem energia para reagir.
2. Fornece-se energia de activação (E_a) para as partículas colidirem e ocorrerem choques eficazes.
3. Após a quebra das ligações forma-se o complexo activado.
4. Os produtos da reacção estão praticamente em formação.
5. As moléculas dos produtos estão definitivamente formadas.

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



Exercícios

1. Relacione, com setas, os conceitos às significações correspondentes:

Conceito	Significação
i. Cinética química	a) estrutura instável que serve de transição entre reagentes e produtos.
ii. Velocidade da reacção química	b) ramo da Química que estuda a velocidade das reacções bem como os factores que a influenciam.
iii. Energia de activação	c) a quantidade de reagentes consumidos, ou de produtos formados, em função do tempo.
iv. Complexo activado	d) energia mínima necessária para que a reacção ocorra.

2. **efectiva ou eficaz; colidir; energia; complexo activado ou molécula transitória; orientação**

Para que uma reacção química ocorra, as partículas reagentes devem a) _____ entre si. Esta deve ocorrer quando as partículas têm b) _____ favorável e com c) _____ suficiente. A este tipo de colisão chamamos de colisão d) _____. A estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos chama-se de e) _____.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição, aprendeu que tal como em Física pode se determinar a rapidez com que determinado movimento se realiza, em Química é possível determinar a rapidez com que ocorre a transformação de substâncias em outras. E a área que estuda isso chama-se cinética química. Pelo que definimos cinética química como o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções bem como os factores que a influenciam.

Consideramos a velocidade de uma reacção química como sendo a quantidade de reagentes consumidos, ou de produtos formados, num determinado tempo.

A Teoria das colisões diz que “para que uma reacção química ocorra, deve haver choque ou colisão entre as partículas reagentes”. A colisão das partículas reagentes deve ocorrer com orientação

favorável entre elas e com energia suficiente. A energia mínima necessária para que a reacção ocorra chama-se energia de activação (E_a). A estrutura instável que serve de transição entre reagentes e produtos tem o nome de complexo activado.

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



Chave de Correcção

1. i.-b) ii.-c) iii.-d) iv.-a)
2. a) colidir b) orientação c) energia d) efectiva ou eficaz e) complexo activado ou
molécula transitória.

LIÇÃO Nº 11: Factores que influenciam a velocidade da reacção química

Introdução

Da lição anterior já sabemos o que é necessário para que uma reacção química ocorra. Sabemos também que as reacções químicas não decorrem com a mesma velocidade. Existem aquelas que são lentas e outras que são rápidas. Sendo que, geralmente, ao homem interessam as que decorram com maior velocidade de modo a obter grandes quantidades de produto em menos tempo.

Nesta lição, vamos explicar a influência de vários factores a uma reacção química de modo a ocorrer com maior velocidade que àquela em que decorreria normalmente.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar os factores que influenciam a velocidade das reacções químicas.
- Explicar os factores que influenciam a velocidade das reacções químicas.



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



Factores que influenciam a velocidade da reacção química

De acordo com a teoria das colisões, os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química são:

- ✓ Natureza dos reagentes;
- ✓ Concentração dos reagentes;
- ✓ Superfície de contacto ou grau de divisão das partículas;
- ✓ Temperatura;
- ✓ Catalisadores.

Vamos descrever a forma como cada um dos factores influencia a velocidade da reacção química. Começemos pela natureza dos reagentes.

Natureza dos reagentes

Voltemos aos exemplos de cozedura de feijão e de peixe. Recorda-se porque diferem na rapidez de cozedura?

É claro que tudo se explica pela diferença na sua **natureza**.

Assim há reacções químicas que pela natureza dos reagentes por si só têm maior velocidade e outras que têm velocidade menor.

Por exemplo: a reacção do sódio com a água é instantânea, ocorre em fracções de segundo e com maior velocidade. Entretanto, a fermentação do sumo de caju leva mais de dois dias para formar álcool.

Há substâncias que pela sua natureza são muito reactivas e outras pouco reactivas, facto que faz com que haja maior e menor velocidade da reacção química, respectivamente.

Concentração dos reagentes

De acordo com a teoria das colisões, a formação de novas substâncias passa pela ocorrência de choques ou colisões entre as partículas reagentes.

Imaginemos uma sala de aulas com 3 meninas e 3 rapazes de olhos vedados com um pano. E uma outra sala de mesmo tamanho com 20 meninas e 20 rapazes, também de olhos vedados, tendo que correr pela sala a dentro. Em qual das salas irão se chocar mais?

Com certeza que na sala com mais pessoas (maior concentração) registará mais colisões. Nas reacções químicas, acontece algo parecido. Quanto maior for a concentração dos reagentes, maior é o número de moléculas que chocam num determinado espaço, o que significa que é também maior a probabilidade de ocorrência de choque eficaz e, portanto, **maior é a velocidade da reacção**.

Como a velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões, para aumentar a velocidade, bastaria aumentar a concentração das substâncias reagentes.

Aumento da concentração → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade.

Superfície de contacto

Caro(a) aluno(a), considere uma situação em que você pretende acender a lenha para cozinhar e dispõe de troncos relativamente grandes e outros menores. Quais dentre os grandes e os pequenos você usaria para o momento inicial? Isso mesmo: os troncos de lenha de menor tamanho. De facto, para acender o fogo utilizamos pedaços de lenha ainda mais pequenos, não é? Por quê?

Ah! Fica mais fácil fazer arder estes pequenos pedaços do que os pedaços maiores.

Isso acontece com todas as reacções químicas. No laboratório, muitas vezes dissolve-se as substâncias iniciais antes da reacção, pois em solução aquosa o contacto entre as partículas torna-se maior e consequentemente o decorrer da reacção é mais rápido.

Podemos então afirmar que num sistema em que as substâncias se encontram em diferentes estados físicos (heterogéneo), quanto maior for o grau de divisão de partículas, maior será a superfície de contacto disponível para as colisões e consequentemente maior será a velocidade das reacções.

Maior superfície de contacto → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade

Temperatura

O que acontece à água quando a aquecemos? A uma dada altura, ela começa a borbulhar, parece estar a “dançar”.

E a que se deve esse movimento? É devido à energia que fornecemos sob forma de calor, que eleva a temperatura das moléculas de água e assim elas chocam umas com as outras e dizemos então que a água está a ferver.

Portanto, o aumento da temperatura numa reacção química faz com que as moléculas reagentes adquiram mais energia e passam a se movimentar mais rapidamente, aumentando o número de colisões e consequentemente aumenta a probabilidade de aumento de choques eficazes que aumentam a velocidade da reacção.

No laboratório, muitas vezes se aquece os tubos de ensaio que contêm as substâncias a reagir para acelerar a velocidade da reacção. E para reduzir a velocidade da reacção, baixa-se a temperatura. É por isso que, por exemplo, para a conservação dos alimentos guardamo-los na geleira, pois, com a diminuição da temperatura, as reacções provocadas pelas bactéria e que provocam o apodrecimento da comida se tornam muito lentas e assim a comida se conserva por mais tempo.

Quanto maior a temperatura, maior energia possuem as moléculas e, portanto, maior é a probabilidade de haver choques eficazes e consequentemente aumenta-se a velocidade da reacção química.

Aumento da temperatura → Aumento da energia → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade

Catalisadores

Quando falamos de catalisadores, estamos a nos referir àquelas substâncias que aceleram a velocidade da reacção. No entanto, um catalisador pode tanto acelerar quanto retardar a formação dos produtos duma reacção.

Catalisadores - são substâncias que aceleram a velocidade da reacção sem que sejam consumidas durante o processo.

Inibidores - são substâncias que diminuem a velocidade da reacção sem que sejam consumidas no processo.

Caro(a) aluno(a), a acção dos catalisadores é bastante complexa, porém considera-se que os catalisadores **provocam uma diminuição da energia de activação**, isto é, fazem com que a energia necessária para que ocorra a reacção seja menor possível e, conseqüentemente, aumenta a velocidade de formação dos produtos da reacção. Portanto, pode-se comparar os catalisadores com um “cortamato” que as substâncias utilizam para chegarem mais depressa ao fim.

Representando graficamente o decurso de uma reacção, teremos:

1. Na presença de um catalisador (catálise positiva). Observe o gráfico que se segue.

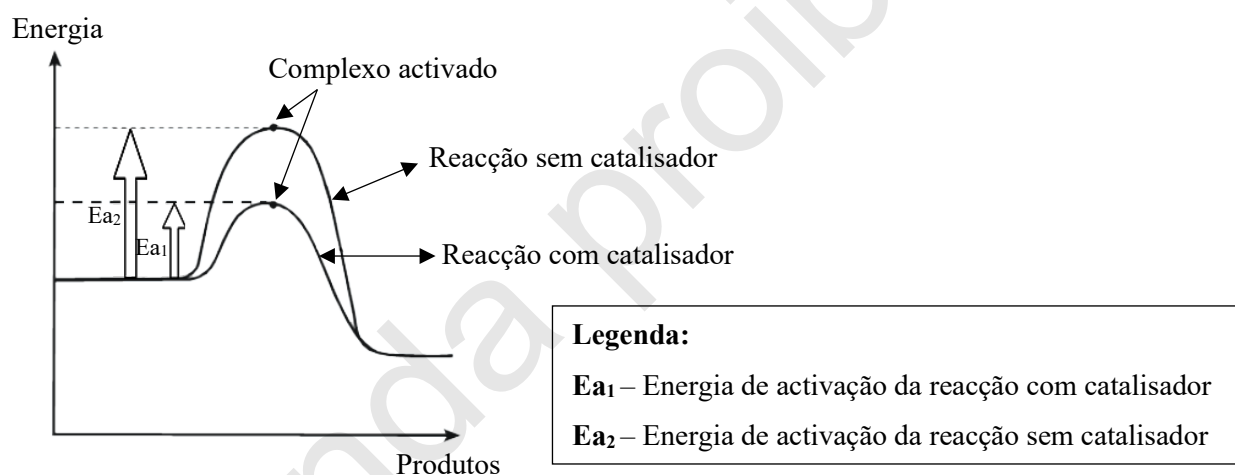


Fig 25 – Gráfico da reacção com catalisador

Se comparar o caminho ou percurso de uma reacção sem catalisador e o da reacção com catalisador, vai notar que com catalisador chega-se aos produtos com menor percurso, o que torna mais rápida a chegada. Portanto, o catalisador diminui a energia de activação e conseqüentemente aumenta a velocidade da reacção. Pelo que a velocidade da reacção com catalisador é maior que a da reacção sem catalisador ($V_{\text{reacção com catalisador}} > V_{\text{reacção sem catalisador}}$)

Generalizando:

Menor Energia de activação → Maior velocidade da reacção

Catalisador positivo → Diminuição de E_a → Aumento da velocidade da reacção

2. Na presença de um inibidor ou catalisador negativo (catálise negativa). Veja o gráfico a seguir.

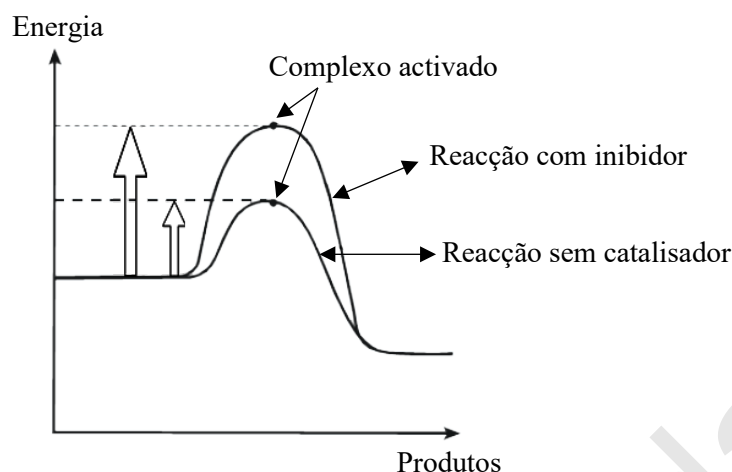


Fig. 26 – Gráfico da reacção com inibidor

Neste gráfico pode-se notar que o caminho ou percurso de uma reacção com inibidor ou catalisador negativo é bastante longo quando comparado com o da reacção no seu decurso normal. O inibidor aumenta a energia de activação e consequentemente diminui a velocidade da reacção. Pelo que a velocidade da reacção sem catalisador é menor que a da reacção sem catalisador ($V_{\text{reacção com inibidor}} < V_{\text{reacção sem catalisador}}$)

Generalizando:

Maior Energia de activação $\Rightarrow$ Menor velocidade da reacção

Inibidor $\rightarrow$ Aumenta $E_a \rightarrow$ Diminuição da velocidade da reacção

Daqui podemos concluir que o catalisador (catalisador positivo) diminui a energia de activação aumentando a velocidade da reacção, enquanto o inibidor aumenta a energia de activação, o que quer dizer que provoca um atraso na formação dos produtos, o que leva a uma diminuição da velocidade da reacção. Portanto, o uso dos catalisadores é muito importante na velocidade das reacções pois, pode-se com o seu uso, aumentar ou diminuir-la, conforme o desejo, o que torna os processos industriais, e não só, mais económicos e rápidos.

Estamos no fim da nossa lição. Antes disso, sugerimos-lhe que resolva as questões que lhe apresentamos a seguir de modo a aferir o seu nível de assimilação destes conteúdos. Lembre-se, não é correcto espreitar as soluções antes de ter as suas.



Exercícios

1. Assinale com um X a afirmação correcta relativa à razão pela qual um aumento da concentração dos reagentes conduz ao aumento da velocidade da reacção:
 - a) Porque aumenta o número de partículas no mesmo espaço, causando maior número de colisões entre elas e consequentemente aumenta a velocidade da reacção.
 - b) Porque o aumento da concentração dos reagentes faz com que aumente a concentração dos produtos, logo aumenta a velocidade da reacção.
 - c) Porque o aumento da concentração diminui a energia dos reagentes, aumentando assim a velocidade da reacção
 - d) Porque a concentração dos reagentes é inversamente proporcional à velocidade da reacção.
2. Quando se pretende que um medicamento faça efeito mais rapidamente, reduz-se a pó ou dilui-se em água. Qual é explicação que dá para este procedimento?
 - a) É porque aumenta-se a concentração do medicamento.
 - b) É porque aumenta-se a temperatura do medicamento.
 - c) É porque aumenta-se a superfície de contacto do medicamento.
 - d) É porque torna-se catalisador.
3. Nas embalagens dos medicamentos vem escrito que se deve mantê-los em lugar fresco. Assinale com um X a razão dessa orientação.
 - a) A manutenção em local quente torna os medicamentos menos eficientes.
 - b) Em local fresco os medicamentos sofrem menor influência da acção dos catalisadores tanto positivos como inibidores.
 - c) Em local quente os medicamentos são mais eficientes.
 - d) Em local fresco retarda-se a possibilidade de reagirem ou deteriorar-se pois, se for conservado em local quente, o aumento da temperatura aumenta a velocidade da reacção, que pode ser de decomposição do medicamento.
4. Em reacções catalíticas a velocidade da reacção é maior quando:
Assinale com um X a afirmação correcta:
 - a) A energia de activação é maior.
 - b) A energia de activação é menor.
 - c) Não existe energia de activação.
 - d) Atinge o complexo activado.

Já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química são: a natureza dos reagentes, a concentração dos reagentes, a superfície de contacto ou grau de divisão das partículas, a temperatura e o catalisador.

O aumento da concentração de reagentes aumenta a possibilidade de ocorrência de choques eficazes entre eles e aumenta a velocidade da reacção. O aumento da temperatura aumenta a energia dos reagentes que passam a ter maior mobilidade e, consequentemente, maior número de colisões, o que aumenta a velocidade da reacção. Quanto maior o estado de divisão das partículas, isto é, quanto mais finamente estiverem divididas as partículas reagentes (o que aumenta a superfície de contacto) maior é a velocidade da reacção.

Algumas substâncias, pela sua natureza, são extremamente bem reactivas, o que eleva a velocidade da reacção. O catalisador aumenta a velocidade da reacção e o inibidor (catalisador negativo), retarda a velocidade da reacção.

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



Chave de Correção

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

LIÇÃO Nº 12: Os elementos do grupo VA

Introdução

Neste módulo, você vai estudar os elementos do 5º grupo principal da Tabela periódica com particular destaque para o Nitrogénio. A ocorrência na Natureza, as propriedades, a obtenção e aplicações dos elementos deste grupo serão aqui tratados.

Desejamos-lhe um bom estudo e que continue na nossa companhia.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as características gerais dos elementos do V grupo;
- Descrever o processo de obtenção do Nitrogénio;
- Explicar as propriedades e aplicações do nitrogénio.



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



Os elementos do VA

Caro(a) aluno(a), disponha antes de um modelo de Tabela periódica. Com auxílio deste, procure completar o quadro ou tabela abaixo.

Tabela 1 – Estrutura electrónica do nitrogénio e fósforo.

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
N		
P		

Encontrou alguma semelhança nos dois elementos químicos?

Com certeza que sim! Ambos apresentam o mesmo número de electrões de valência (cinco electrões).

Daí pode perceber por que é que pertencem ao quinto grupo.

Entretanto, além do nitrogénio e do fósforo, fazem parte deste grupo, igualmente, os elementos Arsénio (As), Antimónio (Sb) e o Bismuto (Bi).

O que acha que acontece com a estrutura electrónica dos outros elementos do grupo? Veja a tabela 2 que lhe apresentamos a seguir:

Tabela 2 – Estrutura electrónica do As, Sb e Bi.

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
As	33	2-8-18-5
Sb	51	2-8-18-18-5
Bi	83	2-8-18-32-18-5

A tabela mostra que a última camada destes elementos tem 5 electrões, o que explica a razão pela qual pertencem ao grupo V por um lado e, por outro, revela que apresentam propriedades não-metálicas. No entanto, a capacidade de captar electrões é mais fraca que a dos elementos dos grupos VI e VII!

Estado Natural e Abundância

Os elementos do grupo V podem ser encontrados na Natureza tanto na forma livre como combinada. No grupo, o nitrogénio e o fósforo são os mais abundantes na Natureza. A sua ocorrência está assim distribuída:

O nitrogénio existe no ar cerca de três vezes mais do que o oxigénio. O nitrogénio também ocorre nas proteínas, em sais (os nitratos), como por exemplo o nitrato de sódio (NaNO_3) também chamado “Nitrato do Chile, em honra a este país da América latina, onde este sal existe em grande quantidade.

Características gerais dos elementos do grupo V A

A tabela abaixo resume um conjunto de características dos elementos deste grupo.

Nome e símbolo	Número atómico	Estrutura atómica	Massa atómica	Electroneg.	Estado físico	Caracter
Nitrogénio, N	7	2,5	14,00	3,0	Gasoso	Ametal
Fósforo, P	15	2,8,5	31,00	2,2	Sólido	Ametal
Arsénio, As	33	2,8,18,5	75,00	2,1	Sólido	Semi-metal
Antimónio, Sb	51	2,8,18,18,5	122,00	1,8	Sólido	Semi-metal
Bismuto, Bi	83	2,8,18,32,18,5	210,00	1,7	Sólido	Metal

Como pode notar, todos os elementos deste grupo têm 5 electrões na última camada o que significa que têm propriedades não-metálicas. As propriedades não-metálicas (ametálicas) do nitrogénio são mais fracas que as do oxigénio e muito mais do que as do flúor.

Com o aumento do número atómico, as propriedades metálicas aumentam ao longo do grupo. Assim, o arsénio e o antimónio já manifestam o carácter semi-metálico e o bismuto tem propriedades metálicas acentuadas.

A electronegatividade diminui de cima para baixo, ou seja, à medida que aumenta o número atómico. Todos os elementos do grupo são sólidos, excepto o nitrogénio que é gasoso.

Vamos agora aprofundar as particularidades deste grupo através do estudo do representante do grupo V, o nitrogénio.

Nitrogénio como representante do grupo VA

Estado natural e abundância

O nome nitrogénio provém do grego *nytrogenes* que significa “*impróprio para a vida*” e azoto que em francês quer dizer “*sem vida*”, pois os animais colocados numa atmosfera de nitrogénio puro perdem a vida, não porque este seja um elemento venenoso, mas devido à ausência de oxigénio.

O seu símbolo químico é por si conhecido: N e a sua molécula é N₂.

Na forma livre, encontramos-lo como moléculas de N₂, perfazendo cerca de 78,2% de volume da composição do ar. Os compostos inorgânicos de nitrogénio na natureza não são muito abundantes, no entanto, é de destacar o minério nitrato do Chile (NaNO₃) que forma grandes camadas no Oceano Pacífico, no Chile.

O solo também contém pequenas quantidades de nitrogénio, na forma de nitratos. O teor de azoto na crosta terrestre é de 0,04%. Faz parte da constituição das proteínas que entram na constituição dos seres vivos.

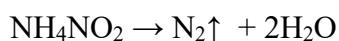
Sabia que sem proteína não há vida? Torna-se claro que o nitrogénio é muito importante nos seres vivos!

Obtenção do nitrogénio

O nitrogénio pode ser obtido tanto via métodos laboratoriais como pelos métodos industriais.

No laboratório, é possível obter o nitrogénio pela decomposição do nitrito de amónio, NH₄NO₂.

A equação desta reacção é:



Na indústria obtém-se o nitrogénio por meio da destilação fraccionada do ar, que consiste na separação do nitrogénio de outros componentes do ar. Recorde-se que esta substância entra com maior percentagem na composição do ar atmosférico.

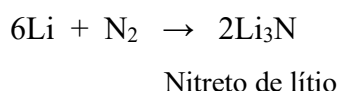
Propriedades físicas e químicas do nitrogénio

Propriedades físicas

Em condições normais, o nitrogénio (N₂) é um gás incolor sem cheiro, pouco solúvel em água, menos denso do que o ar, com ponto de ebulição de -195 °C e ponto de fusão de 210 °C. É um gás incomburente, isto é, não alimenta as combustões, e incomburente (não arde).

Propriedades químicas

A molécula de nitrogénio (N₂) é uma substância quimicamente pouco reactiva. Este comportamento explica-se pelo facto de a molécula ser estável e apresentar uma ligação tripla (N ≡ N). À temperatura ambiente, reage apenas com o elemento Lítio. Observa a equação de reacção:



Contudo, ao ser aquecido (a altas temperaturas) reage com muitos metais e ametais:

Por exemplo:



Aplicações do nitrogénio

A principal aplicação do nitrogénio é na síntese do amoníaco e de alguns outros compostos.

Emprega-se ainda no preenchimento de lâmpadas e para criação do meio inerte na realização industrial de algumas reacções químicas.

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



Exercícios

1. Assinale com um X a afirmação que completa a frase seguinte dando-lhe um significado verdadeiro:

Na forma livre o nitrogénio ocorre...

- a) ...sob forma de água, minerais, rochas.
- b) ... sob forma de moléculas diatómicas.

- 

na síntese do amoníaco e de alguns outros compostos, no preenchimento de lâmpadas e criação de meio inerte.

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

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

Venda proibida

Introdução

O nitrogênio molecular (N_2), em condições normais, é uma substância pouco reactiva devido ao estabelecimento da ligação covalente apolar tripla entre seus átomos. Entretanto, uma das suas grandes aplicações é no processo de obtenção do amoníaco.

Assim, nesta lição vamos apresentar-lhe o processo de obtenção laboratorial e industrial do amoníaco, bem como as suas propriedades e aplicações.

Esperamos que você possa gostar de conhecer algumas propriedades do amoníaco que lhe apresentaremos sob forma de descrição de experiências químicas e que são engraçadas.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever os princípios técnicos da produção industrial do amoníaco e do ácido nítrico;
- Explicar as propriedades e aplicações do amoníaco



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



O amoníaco (NH_3)

Juntamente com o ácido sulfúrico, o amoníaco constitui um dos produtos mais importantes da indústria, sobretudo em virtude do seu uso no ramo agrícola na produção de adubos.

Como é que se pode obter o amoníaco no laboratório?

No laboratório onde interessa a obtenção de pequenas quantidades, o amoníaco é obtido submetendo ao aquecimento o cloreto de amónio com o hidróxido de cálcio (cal apagada) ou com o óxido de cálcio (cal viva).

Vamos, a seguir, apresentar-lhe a experiência química correspondente.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Obtenção de amoníaco a partir do sal de amônio

Material

- Tubos de ensaio
- Rolha de borracha com um furo
- Tubo de vidro com forma de letra “L”
- Suporte universal
- Mufla
- Garra metálica
- Lamparina de álcool
- Fósforo

Substâncias

- Cloreto de amônio, sólido
- Óxido de cálcio (em pó)
- Papel de indicador de pH

Procedimento

1. Mistura-se bem o cloreto de amônio e o óxido de cálcio, na proporção de 2:1.
2. Submete-se as substâncias à trituração;
3. Deita-se a mistura no tubo de ensaio limpo e seco até cerca de 1/4 do seu volume;
4. Introduz-se o papel indicador húmido no tubo de ensaio;
5. Tapa-se o tubo de ensaio por uma rolha de borracha com um furo e ligada a um tubo de vidro com forma de letra “L” seco;
6. Monta-se o aparelho como na figura.

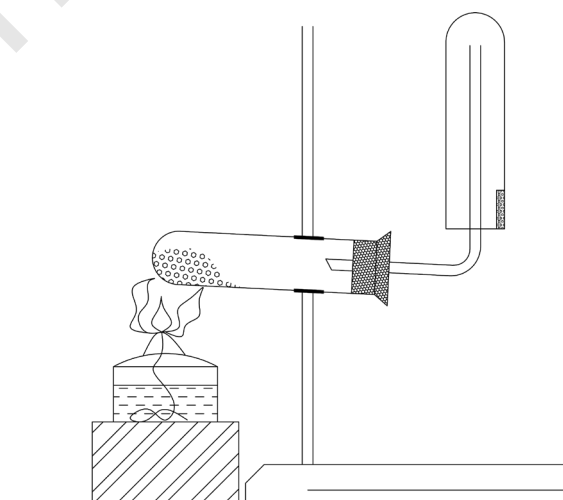


Fig. 27 – Experiência: Obtenção de amoníaco a partir do sal de amônio

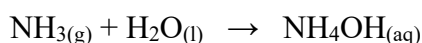
7. Aquece-se o tubo de ensaio. Observa-se.

Observação/Explicação

Nota-se que o papel indicador introduzido no tubo de ensaio gradualmente adquire uma coloração azul. O aparecimento da cor azul é resultado da libertação do gás amoníaco mediante a reacção entre o cloreto de amónio e o óxido de cálcio, que é traduzido pela equação química:



O gás amoníaco é mais leve do que o ar, por isso, é recolhido em tubo de ensaio virado para baixo. E quando entra em contacto com o papel indicador húmido, este adquire a cor azul, indicando que o gás obtido forma uma solução básica (ou hidróxido) em contacto com a água. O vapor da água vai condensar-se na parede do tubo de vidro.



Conclusão

O amoníaco pode ser obtido no laboratório a partir da reacção de sal de amónio com óxido de cálcio.

Vamos prosseguir com a nossa lição, desta feita partilhando como é que se obtém o amoníaco na indústria. Lembre-se que na indústria interessa obter quantidades enormes do produto desejado.

Obtenção industrial do amoníaco. Processo Habber-Bosch

Grandes quantidades de amoníaco são obtidas na indústria através do designado **processo Habber-Bosch**, em homenagem aos cientistas (Veja a figura 28) que estão na origem do método e tem como matéria-prima o hidrogénio e o nitrogénio provenientes da água e do ar, respectivamente. É um método económico. A produção realiza-se num **Forno de contacto**, onde se submete as substâncias a temperaturas altas.



Fig. 28 – Fritz Haber e Carl Bosch

Como deve se lembrar, caro(a) aluno(a), o nitrogénio é pouco reactivo, assim, quando submetido ao aquecimento a temperaturas elevadas, cerca de 500 °C e à pressão de 250 atmosferas, na presença de

catalisador (mistura de ferro e alguns óxidos), a reacção ocorre, sendo esta uma reacção exotérmica, isto é, liberta calor e é reversível (ocorre nos dois sentidos)

A equação química da reacção é:

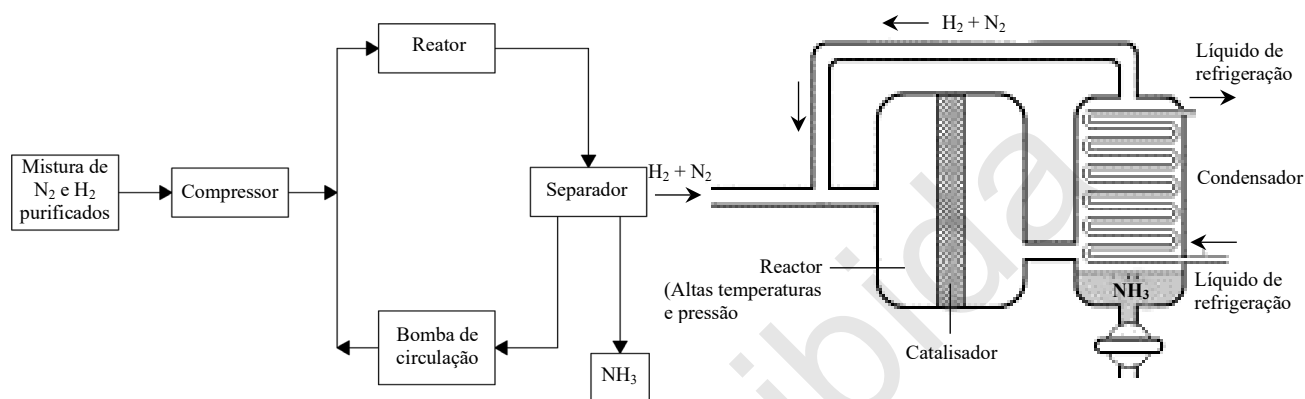
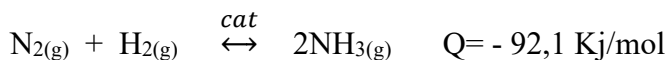


Fig. 29 – Processo Haber-Bosch

Muito bem, agora que já sabemos como é que se pode obter o amoníaco, vejamos as suas propriedades físicas e químicas.

Propriedades físicas e químicas do amoníaco (NH₃)

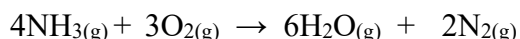
Em condições normais de temperatura e pressão, o amoníaco é:

- ✓ um gás incolor;
- ✓ de cheiro sufocante e irritante, característico;
- ✓ menos denso que o ar;
- ✓ bem solúvel em água (1 volume de água dissolve cerca de 700 volumes de amoníaco).

Diferentemente do nitrogénio, o amoníaco é relativamente activo, reage com muitas substâncias:

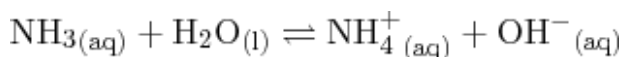
• Reacção com o oxigénio

O amoníaco arde no seio do oxigénio com uma chama verde-pálida, formando o nitrogénio e água.



• Reacção com a água

O amoníaco reage com a água formando o hidróxido de amónio. É uma reacção reversível.



- **Reacção com ácidos**

O amoníaco apresenta propriedades básicas, reage com ácidos formando sais de amónio. Por exemplo, ao reagir com o ácido clorídrico forma o cloreto de amónio.



Vejamos de seguida como é que se pode identificar a presença de iões amónio. Preste atenção na descrição da experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Identificação do ião amónio (NH_4^+)

Material

- Suporte universal
- Mufla
- Garra metálica
- Rolha de borracha
- Rolha de borracha com um furo
- Tubo de vidro comprido
- Copo de Becker 500 ml

Substâncias

- O gás de amoníaco (contido num frasco de vidro fechado)
- Fenolftaleína

Procedimento

1. Deita-se a água no copo de Becker;
 2. Adiciona-se algumas gotas de fenolftaleína no copo de Backer;
 3. Procede-se à montagem do frasco contendo gás amoníaco na garra, conforme a figura abaixo.
- Observa-se.

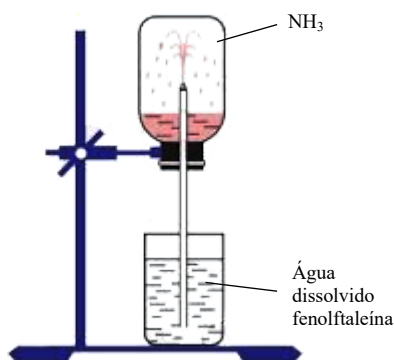


Fig. 30 – Experiência: Identificação do ião amónio

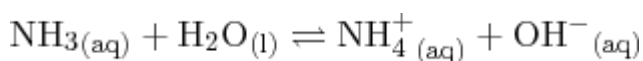
Observação

Observa-se que a água do copo de Backer se introduz no frasco de amoníaco com muita pressão e a água inicialmente incolor, adquire cor-de-rosa.

Explicação

O gás de amoníaco é bem solúvel em água. Isso causa a diminuição da pressão dentro de frasco contendo o gás de amoníaco. Por isso, a água introduz-se no frasco com pressão.

A água, antes incolor, toma a cor-de-rosa porque o amoníaco reage com a água formando o hidróxido de amónio (NH_4OH) que se dissocia formando o ião OH^- (responsável pelo carácter básico) comprovado pela fenolftaleína.



Conclusão

O gás amoníaco é bem solúvel em água. E a solução de amoníaco tem propriedade básica, que é comprovada pela fenolftaleína.

Aplicações do amoníaco e dos seus sais

- ✓ O amoníaco (liquefeito) é usado como adubo, fornecendo nitrogénio necessário e facilmente assimilável pelas plantas;
- ✓ É usado em instalações frigoríficas;
- ✓ É usado na indústria química e em laboratórios na obtenção do ácido nítrico e de outras substâncias que contém nitrogénio;
- ✓ Na medicina;
- ✓ Os sais de amónio como o sulfato de amónio e o nitrato de amónio, a ureia são usados como adubos nitrogenados mais importantes;
- ✓ O cloreto de amónio é usado na indústria de tecidos; na soldadura bem como nas células galvânicas.

Se reparar nos objectivos desta lição poderá notar que além da obtenção laboratorial do amoníaco, sugere-se que igualmente saibamos como é que se obtém o ácido nítrico na indústria.

O ácido nítrico (HNO_3) é à semelhança do amoníaco, um dos compostos nitrogenados mais importantes da indústria.

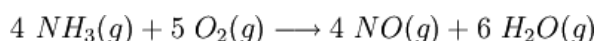
Obtenção industrial do ácido nítrico (HNO_3) – Processo de Ostwald

A obtenção industrial do ácido nítrico envolve uma sucessão de transformações químicas que têm como matéria-prima, o amoníaco.

Este método é conhecido como **Processo de Ostwald**, em homenagem ao químico alemão Wilhelm Ostwald (1853 – 1932) que descobriu este método. O processo de Ostwald consiste na oxidação do amoníaco e subsequente hidratação dos óxidos de nitrogénio formados. Assim tem-se as seguintes etapas:

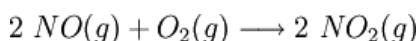
Oxidação do amoníaco

O amoníaco e o oxigénio são aquecidos a cerca de 800 °C, em presença de catalisador de platina-ródio.



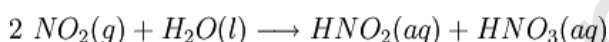
- ***Oxidação do monóxido a dióxido de nitrogénio***

O monóxido de nitrogénio é oxidado a dióxido de nitrogénio, na ausência de qualquer catalisador:

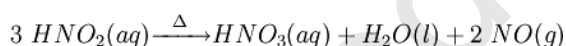


- ***Hidratação do dióxido de nitrogénio***

Faz-se passar pela água o dióxido de nitrogénio formado, resultando a formação de ácido nítrico e de ácido nitroso:



Por aumento de temperatura, o ácido nitroso, produzido anteriormente, também é convertido em ácido nítrico:



E o monóxido de nitrogénio (NO), resultante deste passo final do processo de Ostwald, é reciclado, reintegrado no segundo passo da cadeia de reacções.

Propriedades físicas do ácido nítrico

O ácido nítrico é um líquido incolor mais denso do que a água. Ao ser exposto ao ar, e a semelhança do ácido clorídrico, “fuma” porque os seus vapores formam gotículas de nevoeiro.

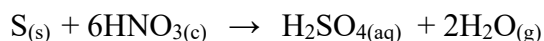
Propriedades químicas

Quando concentrado, decompõe-se lentamente sob a influência da luz, libertando NO₂, o que lhe dá cor amarela.

A equação que traduz a decomposição do HNO₃, é a seguinte:



O ácido nítrico é um oxidante muito forte. Oxida facilmente muitos metais, excepto o ouro e a platina, mas também os ametais. Observa a seguinte equação química:



Aplicações do ácido nítrico

O ácido nítrico é um dos ácidos inorgânicos mais importantes e é utilizado:

- ✓ na produção de corantes;
- ✓ no fabrico de fertilizantes;
- ✓ na produção de explosivos, como por exemplo, o trinitrotolueno (vulgarmente designado TNT) e a trinitroglicerina (vulgarmente conhecida por nitroglicerina);
- ✓ na obtenção de fármacos e outros.
- ✓ na obtenção do nitrato de amónio que tem variadas aplicações como fertilizante, como herbicida, como explosivo, como propelente de foguetes, etc.

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



Exercícios

1. Assinale com um X a equação química que traduz a obtenção laboratorial do amoníaco:
 - a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons{\text{cat}} 2\text{NH}_3 \quad Q=-92,1 \text{ KJ/mol}$
 - b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
 - c) $4\text{NH}_{3(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2\text{N}_{2(\text{g})}$
 - d) $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
2. O amoníaco é obtido na indústria em forno de contacto cujas matérias-primas são bastante económicas, provenientes do ar e da água. A equação química que traduz o método de contacto é: assinale com X a alternativa certa.
 - a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons{\text{cat}} 2\text{NH}_3 \quad Q=-92,1 \text{ KJ/mol}$
 - b) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
 - c) $4\text{NH}_{3(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2\text{N}_{2(\text{g})}$
 - d) $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
3. Assinale com um X a designação do método de obtenção industrial do amoníaco:
 - a) Processo de Ostwald.
 - b) Método de contacto.

- Muito bem, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

Nesta lição aprendeu que o amoníaco pode ser obtido no laboratório a partir da reacção de sais de amónio e cal viva ou apagada, sob aquecimento. Na indústria é obtido através do processo de Habber-Bosch, que consiste na reacção de hidrogénio e nitrogénio em forno de contacto. É um processo reversível que ocorre na presença de catalisadores.

O amoníaco é um gás incolor, com cheiro sufocante característico, menos denso que o ar e bem solúvel na água e com ela reage formando solução básica. Igualmente reage com ácidos formando sais de amónio e com o oxigénio formando o nitrogénio e água. O amoníaco é usado como adubo, em instalações frigoríficas, na obtenção do ácido nítrico e de outras substâncias que contêm nitrogénio; os seus sais são fundamentalmente usados como adubos; é bastante útil na medicina.

O ácido nítrico é obtido na indústria através do processo de Ostwald, que consiste na oxidação do amoníaco e subsequente hidratação dos óxidos.

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

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

LIÇÃO Nº 14: Fósforo e seus compostos

Introdução

No início do estudo dos elementos do grupo V da tabela periódica vimos que, além do nitrogênio já bastante estudado nas lições anteriores, também fazem parte deste, o fósforo (P), o arsênio (As), o antimônio (Sb) e o bismuto (Bi).

Vamos, nesta lição, partilhar alguma informação relativa ao elemento químico fósforo. Particular destaque para a sua ocorrência na natureza, suas aplicações, sobretudo, no processo de produção de adubos naturais.

Assim, queremos desde já convidar a si, caro(a) aluno(a), a procurar um lugar adequado para seu estudo e dedicar necessária atenção ao que lhe é apresentado.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Mencionar as variedades alotrópicas do fósforo;
- Mencionar as principais aplicações dos compostos de fósforo;
- Explicar o processo da produção dos adubos naturais, sua importância para o desenvolvimento agrícola e o seu efeito para o solo e para as plantas;
- Explicar o efeito negativo que o uso abusivo de fertilizantes pode acarretar.



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



Fósforo

O fósforo constitui o décimo segundo elemento químico mais abundante na Natureza. Seu nome provém do Latim *Phosphorus*, que significa “o que dá a luz”, face ao brilho por si emitido no escuro e à sua inflamação libertando vapores claros.

Na natureza não se encontra o fósforo no estado livre, só existe na forma combinada devido à sua grande reactividade, formando minérios como **fosforite** - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - fosfato de cálcio, que forma por vezes grandes jazigos.

Frequentemente, encontra-se também o mineral **apatite** que contém, além de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, o CaF_2 ou CaCl_2 . Ocorre também nos ossos e dentes dos animais.

O fósforo é necessário para os organismos vivos, visto que ele faz parte de algumas proteínas, tanto de origem animal como vegetal. Nas plantas, encontra-se principalmente nas proteínas das sementes;

nos organismos dos animais encontra-se nas proteínas de leite, no sangue, nos tecidos cerebral e nervoso. Além disso, uma grande quantidade do fósforo está contida nos ossos dos animais superiores e nos dentes.

Hum..., como pode perceber, o fósforo é fundamental nas nossas vidas.

Propriedades

O fósforo elementar pode apresentar-se sob forma de três variedades alotrópicas: o **fósforo branco**, o **fósforo vermelho** e o **fósforo negro**. Sendo as primeiras duas, as mais importantes.

Recorda-se, certamente, do conceito de alotropia. É capaz de dizer em que consiste? Exactamente!

Alotropia é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar mais de uma substância simples por átomos de mesmo elemento químico. Pois é! Já vimos o enxofre, agora o fósforo e o carbono apresentam esta propriedade.

❖ Fósforo branco

- ✓ O fósforo branco quando puro é completamente incolor e transparente;
- ✓ É insolúvel em água e bem solúvel em sulfureto de carbono, CS_2 ;
- ✓ O fósforo branco é um veneno forte, mesmo a doses pequenas causa a morte.
- ✓ Ao ser exposto ao ar, o fósforo branco oxida-se muito rapidamente. A oxidação produz na escuridão uma luminescência a que também se dá o nome de fosforescência. Daí o nome “Fósforo” que, traduzido do grego, significa “portador de luz”;
- ✓ Para proteger o fósforo branco da oxidação, é guardado em água;
- ✓ O fósforo branco transforma-se facilmente em fósforo vermelho, que é menos activo e mais estável.

❖ O fósforo vermelho

- ✓ O fósforo vermelho oxida-se muito lentamente ao ar. Na escuridão não produz a luminescência, não se dissolve no CS_2 e não é venenoso.
- ✓ É obtido pelo aquecimento de fósforo branco a 260°C , sem contacto com o ar.

❖ Fósforo negro

- ✓ O fósforo negro forma-se a partir do fósforo branco por aquecimento a $200\text{--}220^\circ\text{C}$, sob pressão muito elevada.
- ✓ Tem aspecto muito parecido à grafite e é mais pesado do que as outras modificações.
- ✓ É um semi-condutor, isto é, sob determinadas condições pode conduzir a corrente eléctrica.

As principais propriedades das variedades alotrópicas do fósforo estão resumidas na tabela abaixo.

Propriedades	Fósforo branco	Fósforo vermelho
<i>Aspecto</i>	Sólido, branco, transparente	Pó vermelho-violeta
<i>Toxicidade</i>	O vapor é venenoso	Não é tóxico
<i>Solubilidade em água</i>	Quase insolúvel	Quase insolúvel
<i>Solubilidade em CS₂</i>	Muito solúvel	Quase insolúvel
<i>Ponto de fusão (°C)</i>	44	590
<i>Reacção com o O₂ do ar</i>	Não reage à temperatura ambiente	Não reage à temperatura ambiente

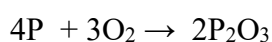
Vejamos, em seguida, os compostos que o fósforo forma.

Compostos de Fósforo

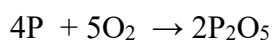
❖ Trióxido e pentóxido de fósforo

Dependendo da quantidade de oxigénio disponível, o fósforo forma dois tipos de óxidos: o **trióxido** e o **pentóxido de fósforo**, respectivamente, em meio ao défice e excesso do oxigénio.

Ex.



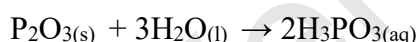
Trióxido de fósforo ou óxido de fósforo (III)



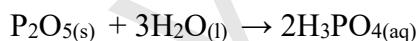
Pentóxido de fósforo ou óxido de fósforo (V)

❖ Ácido fosforoso e ácido fosfórico

O trióxido e pentóxido de fósforo são óxidos bem solúveis em água, com a qual reagem originando os respectivos ácidos: o **ácido fosforoso** e **fosfórico**.



Ácido fosforoso



Ácido fosfórico

❖ Fosfatos e fosfitos

O ácido fosfórico é relativamente abundante, os seus sais são chamados de **fosfatos**. Os sais derivados do ácido fosforoso, H_3PO_3 , denominam-se **fosfitos**.

Aplicações

- ✓ No fabrico de palitos de fósforos, chamados de fósforos de segurança;
- ✓ Emprega-se na metalurgia;
- ✓ Na obtenção de semi-condutores;

- ✓ No fabrico de insecticidas.
- ✓ Fabrico de objectos pirotécnicos, vulgarmente designados por paixões;
- ✓ Na produção de adubos ou fertilizantes.

Muito bem, como viu, uma das aplicações do fósforo é na produção de adubos ou fertilizantes que, por sinal, são muito importantes para garantir a boa produtividade agrícola. Vejamos, então, o que são adubos, qual o seu efeito no solo e as implicações em casos de mau uso.

Adubos ou Fertilizantes

Quando se fala de adubos, com certeza vem-lhe à mente a ideia sobre o solo, pois os adubos são aplicados nele para proporcionar um bom crescimento e produtividade às plantas. Aliás, você aprendeu no ensino primário que o solo (camada superficial da crosta terrestre, onde crescem as plantas), para além de nele se desenvolverem numerosas actividades humanas, ele é composto por **matéria orgânica**, entre vários outros componentes que permitem o crescimento e desenvolvimento das plantas.

Adubos ou fertilizantes – são substâncias que se adicionam ao solo e que contêm elementos necessários à vida e ao crescimento das plantas.

Efeito dos adubos sobre o solo

Aumentam a colheita das culturas agrícolas e contribuem para o crescimento e desenvolvimento das plantas. Devido à carência natural de nutrientes no solo, os adubos são introduzidos (processo de adubação) na forma de **adubos orgânicos**, concretamente o **húmus** (estrumes, detritos, plantas soterradas, etc.) e **adubos químicos**.

Tipos de Adubos

Caro(a) aluno(a), os tipos de adubos são:

- ✓ **Adubos simples** – são aqueles que contêm apenas **um elemento químico essencial**.

Exemplo: Fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, que contém apenas o fósforo como elemento essencial.

- ✓ **Adubos compostos** – são aqueles que contêm **mais do que um elemento químico essencial**.

Exemplo: o hidrogenofosfato de amónio e potássio $\text{K}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4$, que é um adubo triplo pois contém o nitrogénio, o fósforo e o potássio.

Os adubos simples têm quantidades baixas de nutrientes enquanto os adubos compostos são melhores e mais económicos, pois num só adubo se fornece à planta mais de um nutriente.

Para um adubo ser utilizado na adubação do solo, **deve ser solúvel em água**. Quando não o é, deve sofrer um tratamento químico de modo a torná-lo solúvel.

Adubação – é o processo de repor ou criar a fertilidade do solo, com o objectivo de garantir nutrientes necessários para as plantas de modo a se desenvolverem de forma produtiva e com qualidade.

Existem três tipos de adubação: adubação orgânica, mineral e organomineral.

- ❖ **Adubação orgânica** – é caracterizada pela presença de resíduos animais (estérico) e vegetais (folhas secas, restos de alimentos e estérico) em sua composição e que sofrem decomposição.

Ao conjunto de técnicas aplicadas para estimular a decomposição de materiais orgânicos por microrganismos para obter o húmus chama-se **compostagem**.

A adubação orgânica tem a vantagem:

- ✓ de fornecer nutrientes benéficos às plantas, como o cálcio;
- ✓ diminuir a absorção de substâncias nocivas, como o alumínio;
- ✓ conferir resistência ao solo perante a erosão;
- ✓ manter estável a temperatura do solo;
- ✓ tornar o solo mais rico.

- ❖ **Adubação mineral** – consiste na obtenção de cloretos, fosfatos e carbonatos a partir da extracção mineral ou da destilação do petróleo.

Tem a vantagem de apresentar composição química bem definida e facilidade de absorção dos nutrientes pelas plantas.

- ❖ **Adubação organomineral** – compreende elementos da adubação orgânica e da mineral.

Apresenta um balanceamento adequado para o solo e é económica, pois uma vez aplicada pode ter efeito para duas ou mais safras agrícolas. É amiga do ambiente visto que permite o reaproveitamento de resíduos orgânicos da indústria.

Ação dos elementos químicos para o desenvolvimento das plantas

A alimentação das plantas faz-se de duas formas, através da atmosfera e do solo. Da atmosfera, é captado o dióxido de carbono, CO_2 e a luz solar, que permitem a síntese de compostos orgânicos (amido, glícidos, etc.). Partindo do solo, a água e sais minerais dissolvidos circulam pela planta, daí a importância da fertilização do solo.

Cada elemento químico apresenta uma acção específica no desenvolvimento das plantas, por exemplo:

- O **nitrogénio** influi no crescimento da planta e na função vegetativa em geral (folhas, raízes e caule);
- O **fósforo** tem importância no crescimento das partes reprodutivas da planta (flores, sementes e fruto);
- O **potássio** influi na circulação da água e apoia na formação dos carboidratos. Plantas com deficiências de potássio são vulneráveis a doenças;
- O **cálcio** influi na estrutura do solo (compatibilidade ou permeabilidade) e regula a acidez do solo;
- O **cobre** contribui para o crescimento das plantas em solos pouco férteis, aumenta a sua estabilidade contra a seca, frio e algumas doenças.

De um modo geral, os **microelementos** aumentam a actividade das enzimas, favorecem a síntese de açúcar, amido, proteínas, vitaminas, fermentos e ácidos nucleicos.

Caro(a) aluno(a), como pode estar a perceber, o processo de adubação é muito importante. Entretanto, deve ser feito de forma regrada e de acordo com as necessidades das plantas para cada tipo de solo. O mau uso da adubação tem efeitos negativos. Pode, por um lado, ter efeitos nocivos ao meio ambiente e, por outro, tornar o solo infértil, danificando as culturas, o que contraria o propósito do uso de adubos ou fertilizantes.

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



Exercícios

1. Decida se as afirmações abaixo são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras e com F, as falsas.
 - a) O fósforo ocorre na natureza apenas na forma livre sob forma de fosforite e apatite;
 - b) Devido à sua grande reactividade apenas encontra-se na forma combinada sob forma de minérios;
 - c) As principais variedades alotrópicas são o fósforo vermelho e branco, sendo igualmente encontrado o fósforo preto;
 - d) O fósforo é constituinte de proteínas das plantas (nas sementes) e dos animais (no leite, sangue, cérebro), bem como dos ossos e dentes.

2. Quando se fala de fósforo, a concepção que se tem é de seu uso como palito de fósforo para acender o fogo (se bem que o fósforo está na lixa e não no palito). Entretanto, ele tem usos diversos. Dos exemplos abaixo, assinale com X a alínea que não constitui uma das aplicações do fósforo.
- a) Na metalurgia e na obtenção de semi-condutores;
 - b) No fabrico de insecticidas e de objectos pirotécnicos;
 - c) Na produção de adubos ou fertilizantes;
 - d) Como catalisador na obtenção de ácido fosfórico.
3. O fósforo é um elemento muito reactivo e forma diferentes compostos, entre óxidos, ácidos e sais. As equações químicas abaixo traduzem a obtenção, respectivamente, de:
- $$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5 \qquad P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$$
- a) Dióxido de fósforo (V) e ácido de fósforo (III)
 - b) Pentóxido de fósforo e trióxido de fósforo
 - c) Pentóxido de fósforo e ácido fosforoso
 - d) Óxido de fósforo (V) de ácido fosfórico
4. Assinale com X a opção certa. A produção de adubos ou fertilizantes constitui uma das aplicações muito importantes do fósforo. Entende-se adubos como sendo:
- a) substâncias que se adiciona ao solo e que contêm elementos necessários à vida e ao crescimento das plantas.
 - b) substâncias que se adiciona ao solo e que têm a propriedade de eliminar os insectos que destroem as culturas, impedindo seu desenvolvimento.
 - c) substâncias que adicionadas aos microelementos, ácido fosforoso e fosfórico permitem um bom desenvolvimento e melhor produtividade das plantas.
 - d) substâncias que na agricultura devem ser adicionadas às plantas e que promovem seu desenvolvimento.
5. Decida se as afirmações abaixo são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas. A adubação orgânica traduz-se pelo uso de resíduos animais (estérico) e vegetais (folhas secas, restos de alimentos e estérico) que sofrem decomposição, formando o húmus. Esta forma de fertilização do solo tem a vantagem de:
- a) fornecer nutrientes benéficos às plantas, como o cálcio;
 - b) diminuir a absorção de substâncias nocivas, como o alumínio;
 - c) manter estável a temperatura do solo e conferir resistência ao solo à erosão;
 - d) ter um efeito duradouro podendo manifestar por duas ou mais safras agrícolas.

6. Explique o efeito negativo que o uso abusivo de fertilizantes pode acarretar.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que o fósforo é um dos elementos do grupo VA, que ocorre na natureza apenas na forma combinada, sob forma de minérios devido a sua grande reactividade. Na forma elementar encontramos o fósforo vermelho e o fósforo branco como as principais variedades alotrópicas, incluindo o fósforo negro.

Devido à sua reactividade, o fósforo forma uma diversidade de compostos, a saber, óxidos (trióxido, P_2O_3 e pentóxido de fósforo, P_2O_5), ácidos (ácido fosforoso, H_3PO_3 e ácido fosfórico, H_3PO_4) e sais (fosfitos, PO_3^{3-} e fosfatos, PO_4^{3-}).

Uma das principais aplicações do fósforo é na produção de adubos ou fertilizantes. Entretanto, não são menos importantes a produção de palitos de fósforo, de objectos pirotécnicos e de insecticidas, a obtenção de semi-condutores, bem como o uso na metalurgia.

Os adubos ou fertilizantes são adicionados ao solo com o objectivo de minimizar a carência de nutrientes ou mesmo aumentar aqueles que são necessários para o bom desenvolvimento e melhor produtividade das plantas. Existem adubos simples, que têm apenas um elemento essencial e adubos compostos, com mais de um elemento. Encontramos igualmente os microelementos que também são necessários ao desenvolvimento das plantas.

A adubação orgânica é baseada no uso de resíduos de animais e vegetais que sofrem decomposição, através da compostagem que constitui uma das formas eficazes de fertilização de solos.

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



Chave de Correção

1. a)-F, b)-V, c)-V, d)-V
2. d)
3. c)
4. a)
5. a)-V, b)-V, c)-V, d)-F
6. O mau uso da adubação ou o uso abusivo tem efeito negativo pode ter efeitos nocivos ao meio ambiente, tornar o solo infértil, danificar as culturas.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 15: Equilíbrio químico

Introdução

Muitas vezes imaginámos que as reacções químicas decorrem até ao fim, num único sentido: reagentes → produtos. Por outras palavras, que os reagentes são totalmente gastos ou consumidos, convertendo-se em produtos da reacção. No entanto, saiba que nem sempre que os reagentes estão em contacto entre si, 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 da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Identificar as reacções reversíveis e irreversíveis;
- Descrever as características de um sistema em equilíbrio químico;
- Relacionar o deslocamento do equilíbrio com a variação dos diferentes factores.



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



Reacções irreversíveis e reversíveis

Começemos por considerar as seguintes situações:

I. Reacção do zinco com ácido nítrico concentrado

Se introduzirmos certa quantidade de zinco e ácido nítrico num tubo de ensaio, se a quantidade do ácido nítrico, HNO_3 , for suficiente, a reacção decorre e termina somente quando todo o zinco, Zn , se dissolver.



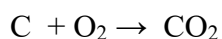
No entanto, se tentarmos realizar a reacção em sentido contrário, isto é, fazer passar dióxido de nitrogénio, NO_2 , através de uma solução de nitrato de zinco, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, esta última reacção não ocorre.

Portanto, existem reacções químicas que decorrem em apenas um sentido: **dos reagentes para os produtos**. E, nunca no sentido oposto. A este tipo de reacções chamamos de **reacções irreversíveis**. Então, como poderemos definir reacções reversíveis?

Reacções irreversíveis – são reacções que ocorrem num único sentido.

Podemos então concluir que a interacção do zinco com o ácido nítrico é uma **reacção irreversível**.

Existem muitos exemplos deste tipo de reacções:



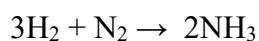
Genericamente podemos dizer em reacções irreversíveis, temos:



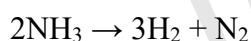
As reacções irreversíveis decorrem até ao fim, isto é, até ao desgaste por completo de um dos reagentes.

II. Reacção de síntese do amoníaco

Se se misturar uma mole de moléculas de nitrogénio com três moles de hidrogénio e se se criar no sistema, condições favoráveis para o decurso da reacção e, dentro de algum tempo se fizer uma análise da mistura gasosa, os resultados desta análise mostrarão que no sistema se encontrará não só o produto da reacção (o amoníaco), mas também substâncias iniciais (o nitrogénio e o hidrogénio).



Se nas mesmas condições, se colocar, em vez das substâncias iniciais (nitrogénio e hidrogénio), o amoníaco, pode se verificar que uma parte do amoníaco se vai decompor em nitrogénio e hidrogénio. A relação final entre as quantidades de todas as três substâncias será a mesma que no caso inicial.

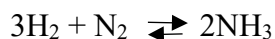


Isto mostra-nos que existem reacções em que os reagentes formam produtos que, por seu turno, voltam a originar aqueles reagentes. A este tipo de reacções em que os reagentes formam produtos que de novo se transformam nos reagentes, dá-se o nome de **reacções reversíveis**.

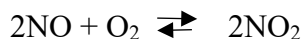
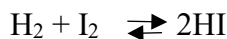
Reacções reversíveis – são reacções que ocorrem simultaneamente em dois sentidos opostos.

As reacções reversíveis são representadas com **dupla seta** ($\rightleftharpoons$). A primeira seta indica o sentido da formação de produtos da reacção directa, a segunda seta, o sentido da formação dos produtos da *reacção inversa*, cujos produtos estão no lado esquerdo.

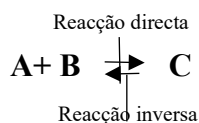
A reacção de síntese do amoníaco é um exemplo de reacção reversível e é correctamente escrita assim:



São igualmente exemplos de reacções reversíveis:



Genericamente representa-se uma reacção reversível:



Assim, de acordo com o **sentido de decurso da reacção** podemos classificar as reacções químicas em dois tipos:

- ✓ Reacções irreversíveis;
- ✓ Reacções reversíveis.

Decurso de reacções reversíveis

Numa reacção reversível:

- ✓ **No início** - a *velocidade da reacção directa* (V_d) é elevada, ao passo que a velocidade da reacção inversa é igual a zero.
- ✓ **Com o decorrer do tempo** - a reacção prossegue; a quantidade das substâncias iniciais diminui e a sua concentração decresce; a quantidade dos produtos aumenta. Em consequência disso, **diminui a velocidade da reacção directa**.

Simultaneamente, começa a processar-se a *reacção inversa* (V_i) em que se desgasta a quantidade dos então produtos e aumenta, por seu turno, a quantidade dos então reagentes. Consequentemente, a **velocidade da reacção inversa aumenta** gradualmente.

Com a diminuição da velocidade da reacção directa e aumento da velocidade da reacção inversa, chega-se a um instante em que as duas velocidades se igualam. Quando isso acontece, dizemos que a reacção reversível **está em equilíbrio químico**.

Equilíbrio químico – é um estado das reacções reversíveis em que as velocidades das reacções directa e inversa são iguais ($V_d = V_i$), e as concentrações dos participantes são constantes ($[] = Ct$).

Quando se atinge o equilíbrio químico não significa que se chegou ao fim da reacção, ela continua a decorrer, só que não é visível a olho nu e não há variação das concentrações. Face a isso, dizemos que o **equilíbrio químico é dinâmico**.

Podemos representar uma reacção em equilíbrio através de equação química ou através de um gráfico.

Consideremos a reacção reversível:



Onde: v_1 corresponde á velocidade da reacção directa e

v_2 á velocidade da reacção inversa.

Graficamente, representa-se o decurso dessa reacção da seguinte maneira:

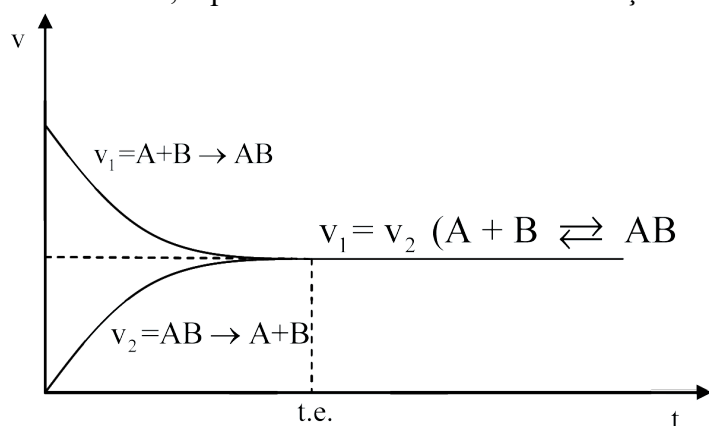


Fig. 31 – Gráfico de uma reacção química em equilíbrio

Uma reacção reversível está em equilíbrio quando:

- ❖ A velocidade da reacção directa é igual a velocidade da reacção inversa: $v_1 = v_2$
- ❖ Concentrações dos reagentes e dos produtos constantes.

➤ Quando a reacção ocorre num sistema fechado e à temperatura e pressão constantes;

Esquemáticamente temos:

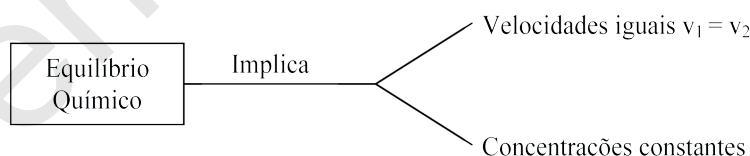


Fig. 32 – Esquema do Equilíbrio Químico

Deslocamento do equilíbrio químico

Consideremos uma situação do seu dia-a-dia que nos permitirá estabelecer uma comparação que facilitará esclarecer o que acontece numa reacção em equilíbrio e o que ocorre quando há um deslocamento do equilíbrio.

Você conhece o instrumento representado na figura?

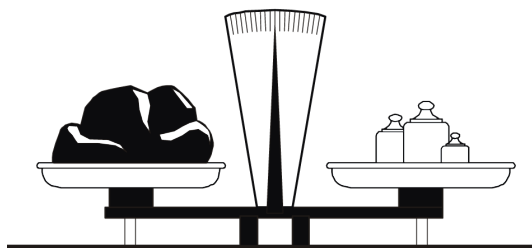


Fig. 33 – Balança

Muito bem, é isso mesmo, é uma balança. Com certeza que você já viu o processo de pesagem dos produtos como feijão, por exemplo, nas lojas ou mercearias.

Quando se tem 1 kg devidamente pesado, o prato dos pesos de comparação fica “equilibrado” ou “nivelado” com o que tem o feijão.

No entanto, se se acrescentar um pouco mais de feijão, os pratos desequilibram-se, isto é, a balança fica com os pratos desnivelados, onde o de feijão pesa mais e fica mais para baixo, enquanto o dos pesos fica em cima. Por outro lado, diminuindo demais a quantidade de feijão, também a balança se desequilibra.

Portanto, torna-se necessário ter muito cuidado para que a quantidade de feijão que está num dos pratos da balança e os pesos estejam em equilíbrio. Esse “estado de equilíbrio” identifica-se facilmente, pois os dois pratos da balança ficam no mesmo nível. Portanto, o facto de um prato estar mais a cima que o outro podemos considerar como se tivesse havido um deslocamento de equilíbrio na balança. Assim, tudo o que descrevemos para com a balança, caro(a) aluno(a), também acontece em reacções reversíveis.

Voltemos então às reacções reversíveis:

Dada uma reacção reversível, entende-se por deslocamento de equilíbrio qualquer alteração numa das velocidades provocando modificações nas concentrações das substâncias em equilíbrio.

Deste modo, se um sistema se encontra no estado de equilíbrio, este manter-se-á assim desde que as condições externas se conservem constantes. No caso de se alterarem as condições, o sistema deixará de estar em equilíbrio, as velocidades directa e inversa alterar-se-ão.

Vamos agora aprender uma lei ou um princípio que é muito importante e que nos ajuda a perceber como se processa o deslocamento do equilíbrio – o **Princípio de Le Chatelier**.

Princípio de Le Chatelier

O francês Henri Louis Le Chatelier (1850-1936) formulou uma Lei que permite prever o comportamento de um sistema previamente em equilíbrio quando este sofre uma perturbação.

Princípio de Le Chatelier:

“Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio”.

Fica mais fácil compreender o princípio de Le Chatelier se compararmos com o que acontece no nosso dia-a-dia. Por exemplo:

- ✓ Num dia frio, ao darmos conta que a temperatura do corpo sofreu uma “perturbação”, reagimos no sentido de anular esta “perturbação” e restabelecer o equilíbrio. Como fazemos? Cobrimos mais o nosso corpo com camisolas, casacos, gorros, etc., para conservar o calor e voltarmos à situação confortável que existia anteriormente. Contrariamente, se estiver muito quente, diminuimos as roupas, aproximamo-nos a um local mais fresco, com ar condicionado, mais ventilação e, a temperatura do corpo baixa, estabelecendo-se de novo o equilíbrio no corpo.

E quando sentimos fome? O que fazemos para anular o efeito desta “perturbação” ao nosso equilíbrio? Procuramos alimentos que permitirão o restabelecimento das energias gastas, anulando assim o efeito provocado pela fome.

Acreditamos que os exemplos dados estejam claros para si. Quimicamente, a essência do princípio de Le Chatelier ficará mais claro mais adiante. Para tal, vejamos os factores que provocam o deslocamento do equilíbrio químico.

Está a ser interessante, pois não? Então, vamos prosseguir a nossa lição estudando os factores que afectam o estado de equilíbrio de uma reacção química, provocando o deslocamento do equilíbrio.

Factores que alteram o estado de equilíbrio numa reacção química

Promovem o deslocamento do equilíbrio em uma reacção reversível os seguintes factores:

- ✓ Concentração
- ✓ Pressão
- ✓ Temperatura

Antes de descrevermos a influência de cada um destes factores, diga como é que procederia se depois de você preparar seu chá como você gosta e descobre que depois de tomar alguma parte alguém adicionou água na chávena enchendo-a de novo. Logicamente que “altera o equilíbrio” que constitui a doçura do seu chá. O que você faria para voltar ao “equilíbrio”?

Das duas, certamente que você optaria por uma:

1ª – Aumentar a quantidade de açúcar para anular o efeito do acréscimo da água.

2ª – Diminuir a quantidade de líquido de modo a ficar com a quantidade de açúcar correspondente. Naturalmente esta é mais difícil, porém é uma possibilidade.

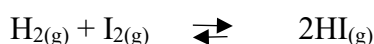
Do exemplo, fica claro que aumentando ou diminuindo a intensidade de um determinado factor pode-se alterar ou reestabelecer o estado de equilíbrio. Então, o mesmo acontecerá sob influência de cada um destes factores em reacções reversíveis.

Vejamos o que acontece com cada um dos factores:

❖ Concentração

Conforme você aprendeu no módulo anterior, a concentração indica a quantidade de substância presente num determinado volume ($C = n/v$). Pelo que onde houver maior concentração, significa que no volume dado existe uma maior quantidade da substância e vice-versa. Acreditamos que isto não constitua novidade para si. Assim sendo, quando nos referirmos a uma diminuição da concentração vai pressupor existir menor quantidade da substância no volume em causa.

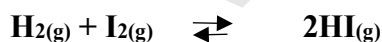
Consideremos a reacção reversível abaixo, em equilíbrio.



O que vai acontecer quando se perturbar o equilíbrio, mediante:

- a) Aumento da concentração do hidrogénio (H_2);
- b) Aumento da concentração do iodo (I_2);
- c) Aumento da concentração do iodeto de hidrogénio (HI);
- d) Diminuição da concentração do hidrogénio (H_2);
- e) Diminuição da concentração do iodo (I_2);
- f) Diminuição da concentração do iodeto de hidrogénio (HI)?

Caro(a) aluno(a), preste atenção à maneira como deve raciocinar perante situações como as acima apresentadas.



- a) Na equação química dada, um **aumento da concentração do hidrogénio**, que é um reagente, vai significar passarmos a ter maior quantidade de reagentes em relação aos produtos. Logo, o equilíbrio fica perturbado. E, segundo o Princípio de Le Chatelier, para anular este desequilíbrio ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da esquerda (reagentes) para a direita (produtos), isto é, no sentido da formação do HI, para consumir o participante em excesso, neste caso H_2 , até que se restabeleça o equilíbrio. Portanto, *com o aumento da concentração do H_2 , o equilíbrio desloca-se para a direita até se estabelecer um novo equilíbrio.*

- b) **Aumentando a concentração de I_2** , à semelhança do hidrogénio, o iodo é um reagente, pelo que igualmente os reagentes se tornam excessivos em relação aos produtos, consequentemente, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da esquerda para a direita, isto é, no sentido da formação do HI, para consumir o participante em excesso, neste caso I_2 . *Com o aumento da concentração do I_2 , o equilíbrio desloca-se para a direita até se estabelecer um novo equilíbrio.*
- c) **Aumentando a concentração de HI**, a concentração dos produtos torna-se maior que a dos reagentes, criando-se uma perturbação do equilíbrio. Assim, segundo Le chatelier, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da direita para a esquerda, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2 , para consumir o participante em excesso, neste caso HI. *Com o aumento da concentração do HI, o equilíbrio desloca-se para a esquerda até se estabelecer um novo equilíbrio.*
- d) **Diminuindo a concentração de H_2** , passa-se a ter menor concentração dos reagentes em relação aos produtos. Para compensar o desequilíbrio, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da direita para a esquerda, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2 , para repor o participante em falta, o H_2 . *Portanto, com uma diminuição da concentração de H_2 o equilíbrio desloca-se para a esquerda até se estabelecer um novo equilíbrio.*
- e) **Diminuindo a concentração de I_2** , ocorrerá algo similar que no caso anterior, um deslocamento do equilíbrio químico da direita para a esquerda, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2 , para repor o participante em falta, neste caso I_2 .
- f) **Diminuindo a concentração de HI**, claro que passamos a ter menos produtos em relação aos reagentes, desequilibrando assim o sistema. Para compensar ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da esquerda para a direita, isto é, no sentido da formação do HI, para repor o participante em falta, o HI.

Conclusão:

Aumentando a concentração de um dos participantes, o equilíbrio desloca-se para o lado oposto ao que sofreu aumento.

Diminuindo a concentração de um dos participantes, o equilíbrio desloca-se para o lado que sofreu a diminuição.

Portanto, na equação química da reacção em equilíbrio, haverá deslocamento deste:

Da esquerda para a direita se:

- ✓ Se aumentar a concentração de um dos reagentes (H_2 ou I_2) ou de ambos;
- ✓ Se diminuir a concentração do produto (HI).

Da direita para a esquerda se:

- ✓ Se diminuir a concentração de um dos reagentes (H_2 ou I_2) ou de ambos;
- ✓ Se aumentar a concentração do produto da reacção (HI).

Esperamos que você, caro(a) aluno(a), tenha conseguido perceber a influência do factor concentração no deslocamento do equilíbrio de uma reacção.

No geral, em qualquer equação química da reacção em equilíbrio, verifica-se o seguinte:

- O aumento da concentração de um participante leva ao deslocamento do equilíbrio no sentido da reacção que consome esse participante.
- A diminuição da concentração de um participante vai implicar o deslocamento do equilíbrio no sentido da reacção que produz esse participante.

Para todos os efeitos, antes de passarmos para o estudo de outro factor, resolva a actividade que se segue como forma de aferir o seu nível de assimilação da influência da concentração no estado de equilíbrio.



Exercícios

1. Assinale com um X as afirmações correctas que caracterizam o estado de equilíbrio:
 - a) As reacções directa e inversa param de ocorrer;
 - b) As velocidades das reacções directa e inversa são iguais;
 - c) As concentrações dos reagentes e dos produtos são constantes;
 - d) A reacção irreversível torna-se igual à reacção reversível.
2. Decida se as afirmações abaixo são verdadeiras ou falsas, marcando com V, as verdadeiras e com F, as falsas.
 - a) A reacção entre o oxigénio e hidrogénio para formar a água é um exemplo de reacção reversível;
 - b) Toda a reacção química cujos reagentes são gases é reversível;
 - c) É irreversível aquela reacção cujos produtos não se transformam em seus reagentes com facilidade;
 - d) O estado de equilíbrio químico é alcançado por qualquer reacção reversível, num sistema fechado e à temperatura e pressão constantes.

3. Marque com X as afirmações verdadeiras:

Os factores que afectam o estado de equilíbrio químico são:

- a) Temperatura b) Pressão c) Catalisador d) Concentração

4. Dada a equação química da reacção em equilíbrio. Assinale com um X as afirmações verdadeiras:



A: Para deslocar o equilíbrio da esquerda para a direita bastará:

- a) Aumentar a concentração do amoníaco, NH_3 ;
b) Diminuir a concentração de H_2 ou N_2 ou então de ambos.
c) Diminuir a concentração do amoníaco, NH_3 ;
d) Aumentar a concentração de H_2 ou N_2 ou então de ambos.

B: Para deslocar o equilíbrio da direita para a esquerda bastará:

- a) Aumentar a concentração do amoníaco, NH_3 ;
b) Diminuir a concentração de H_2 ou N_2 ou então de ambos.
c) Aumentar a concentração de H_2 ou N_2 ou de ambos;
d) Diminuir a concentração do NH_3 .

Muito bem, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que de acordo com o sentido de decurso da reacção, encontramos dois tipos de reacções: reacções irreversíveis e reacções reversíveis. São irreversíveis aquelas que ocorrem num único sentido e, reversíveis, as que ocorrem simultaneamente nos dois sentidos opostos.

As reacções reversíveis no seu decurso chegam a um momento em que as velocidades de reacção directa e da reacção inversa se igualam e as concentrações das substâncias mantêm-se constantes. A esse momento dizemos ter-se alcançado o estado de equilíbrio. O estado de equilíbrio é alcançado num sistema fechado e à temperatura e pressão constantes.

Aprendeu que por acção de alguns factores, nomeadamente: a concentração, pressão e temperatura, o estado de equilíbrio pode ser perturbado. E o mecanismo de resposta à perturbação é explicado pelo Princípio de Le Chatelier, que diz:

“Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio”.

Quando se aumenta a concentração de uma substância, esta leva ao deslocamento do equilíbrio no sentido da reacção que consome esse participante. Enquanto a diminuição da concentração de uma substância vai implicar o deslocamento do equilíbrio no sentido da reacção que produz esse participante.

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. b), c)
2. a)-F, b)-F, c)-V, d)-V
3. a), b), d)
4. A: a), b); B: c), d)

LIÇÃO Nº 16: Factores que afectam o estado de equilíbrio químico

Introdução

Na lição anterior teve a oportunidade de conhecer a classificação das reacções químicas quanto ao sentido de seu decurso, ao que lhe constou existirem reacções irreversíveis, as que decorrem em um único sentido e as reversíveis que decorrem simultaneamente nos dois sentidos opostos. Foi referido que as reacções reversíveis em condições específicas alcançam o chamado estado de equilíbrio que pode ser afectado por factores externos como a concentração, pressão e temperatura.

Nesta lição, vamos partilhar a influência dos factores “pressão e temperatura” no deslocamento do equilíbrio. Como tal, convidámo-lo a prestar a necessária atenção para melhor assimilação.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar o mecanismo de deslocamento do equilíbrio químico sob efeito dos factores: pressão e temperatura;
- Aplicar o Princípio de Le Chatelier na explicação da influência dos factores que afectam o estado de equilíbrio químico.



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

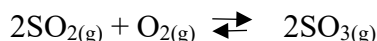


Deslocamento do equilíbrio químico sob influência da pressão

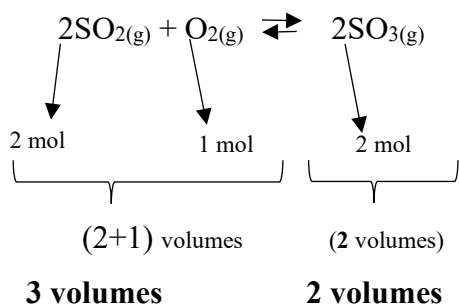
À semelhança do que vimos sobre a influência da concentração no estado de equilíbrio, a pressão pode deslocar o estado de equilíbrio para um ou outro lado da reacção, mediante seu aumento ou diminuição. No entanto, é importante referir que diferentemente da concentração que se pode aumentar num ou em ambos reagentes ou produtos, o aumento ou diminuição da pressão é feita no sistema todo.

E também só falamos da influência da pressão em sistemas em que haja participação de pelo menos uma substância no estado gasoso. Lembre-se que quanto menor o volume em que se encontra o gás, maior é a pressão por si exercida e, quanto maior o volume, menor é a pressão exercida pelo gás. Portanto, a pressão é inversamente proporcional ao volume (maior volume corresponde a menor pressão e, menor volume à maior pressão).

Consideremos a seguinte equação de uma reacção química:



Vamos determinar o volume total dos reagentes e o volume total dos produtos. Para tal, procede-se mediante a **soma do número total de moles dos reagentes** por um lado e, do **número total de moles dos produtos**, por outro. Lembre-se que o número de moles das substâncias numa equação química corresponde aos **coeficientes de acerto da equação**. Assim, para a equação química dada temos:



Nos reagentes: 2 mol de dióxido de enxofre e uma mol de oxigénio, que correspondem a 2 volumes e 1 volume, respectivamente, totalizando 3 moles, que perfazem 3 volumes.

Nos produtos: 2 mol de trióxido de enxofre, que corresponde a um total de 2 volumes.

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, tem-se o seguinte:

“Aumentar a pressão num sistema gasoso implica deslocar o equilíbrio químico no sentido da reacção com menor volume;

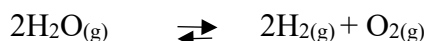
Diminuir a pressão num sistema gasoso implica deslocar o equilíbrio químico no sentido da reacção com maior volume”.

Na equação dada teremos:

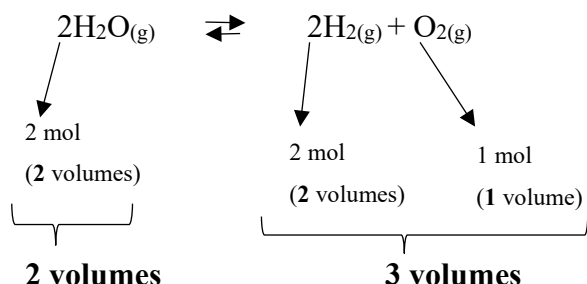
- ❖ O **aumento da pressão** vai deslocar o equilíbrio para o lado com **menor volume**, neste caso para o **lado direito**, onde temos **2 volumes**;
- ❖ A **diminuição da pressão** vai deslocar o equilíbrio para o lado com maior volume, neste caso para o **lado esquerdo**, onde temos **3 volumes**.

Caro(a) aluno(a), esperamos que você tenha assimilado o raciocínio a seguir para avaliar o efeito da pressão no deslocamento do equilíbrio. O fundamental é primeiro reter o que está definido no Princípio de Le Chatelier a respeito, pois sempre que houver aumento da pressão no sistema, o equilíbrio desloca-se para o lado **com menor volume**, enquanto que uma diminuição da pressão, desloca o equilíbrio para o lado **com maior volume**.

Agora vejamos mais um exemplo. Consideremos a equação química abaixo. Para que lado se desloca o equilíbrio quando se aumenta a pressão e quando se diminui?



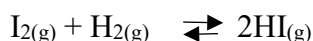
Tal como procedemos no primeiro caso, vamos primeiro determinar os volumes totais dos reagentes e dos produtos, com base no número de moles dado (os coeficientes de acerto da equação).



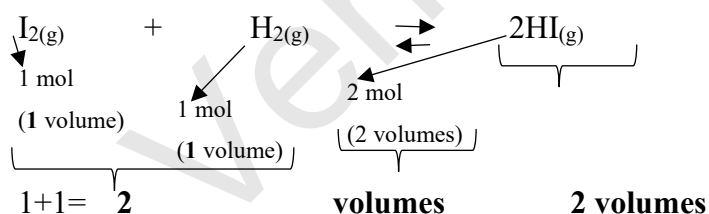
Com base no Princípio de Le Chatelier teremos:

- ❖ O **aumento da pressão** vai deslocar o equilíbrio para o lado com menor volume, o **lado esquerdo**, onde temos 2 volumes;
- ❖ A **diminuição da pressão** vai deslocar o equilíbrio para o lado com maior volume, o **lado direito**, onde temos 3 volumes.

Foi fácil, pois não? Acreditamos que sim. Se não, procure com mais atenção reler e buscar a lógica do que lhe estamos apresentando. Vejamos mais um exemplo. Consideremos a equação abaixo, para que lado se desloca o equilíbrio aumentando ou diminuindo a pressão?



Tal como nos exemplos anteriores, primeiro determinamos os volumes.



Segundo Le Chatelier, “*quando o volume total dos reagentes é igual ao dos produtos, a pressão não exerce influência sobre o estado de equilíbrio, isto é, não há deslocamento do equilíbrio para nenhum dos lados*”.

Portanto, no nosso exemplo acima não há deslocamento do equilíbrio, tanto aumentando ou diminuindo a pressão do sistema, pois o número de volumes é igual, são 2 nos reagentes e 2 nos produtos.

Acreditamos que você está conseguindo entender estes detalhes referentes a influência do factor pressão no deslocamento do estado de equilíbrio de uma reacção reversível. Falta-nos falar da influência de mais um factor. Qual é o que falta?

Hum..., dissemos que são três factores que afectam o estado de equilíbrio, falamos já da concentração e da pressão, então o que é que falta? É isso aí, você raciocinou bem, falta-nos o efeito da temperatura. Então vamos isso.

Deslocamento do equilíbrio químico sob influência da temperatura

Comecemos por recordar algumas informações relacionadas com o decurso de reacções químicas envolvendo a temperatura, concretamente, o calor da reacção, antes de debruçarmo-nos do efeito da temperatura no estado de equilíbrio.

Em módulos anteriores você aprendeu os tipos de reacções químicas, ao que lhe constou que quanto ao calor envolvido na reacção, existem reacções endotérmicas e exotérmicas. Lembra-se, pois não? E depois também aprendeu a determinar o calor da reacção.

Com efeito, foi referido que:

- **Reacção endotérmica** é aquela que ocorre acompanhada por absorção do calor. Nela a energia dos reagentes é menor que a dos produtos ($E_r < E_p$), o calor da reacção é maior que zero ($Q > 0$; $Q = +x \text{ J/mol}$). E como exemplo temos: $2\text{H}_2\text{O(g)} \rightarrow 2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$; $Q = + 68,5 \text{ KJ}$.
- **Reacção exotérmica** é aquela que ocorre acompanhada pela libertação do calor. A energia dos reagentes é maior que a dos produtos ($E_r > E_p$), o calor da reacção é menor que zero ($Q < 0$; $Q = - x \text{ J/mol}$). E como exemplo temos: $\text{SO}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ $Q = -31,2 \text{ KJ/mol}$.

Quando a **reacção é exotérmica**, o valor do **calor da reacção** é antecedido por **sinal negativa** ($Q = -31,2 \text{ KJ/mol}$), que significa **libertação**, enquanto quando é **endotérmica**, o **calor da reacção** é antecedido por **sinal positivo** ($Q = + 68,5 \text{ KJ/mol}$), que significa **absorção**.

Em reacções reversíveis é comum apresentar-se o calor da reacção nestes termos:



Sendo reversível, a questão que se coloca é a quem pertence o calor da reacção ora apresentado: à reacção directa ou à inversa? Preste atenção.

O calor que é apresentado na reacção reversível é referente à reacção directa e, consequentemente, a reacção inversa terá o mesmo valor, com sinal contrário.

Portanto, ($Q = - 197 \text{ kJ}$) é da reacção directa cujo produto é o SO_3 e, por ter sinal negativo, é uma **reacção exotérmica**. Consequentemente, a reacção inversa, cujo produto é o SO_2 e O_2 , seu calor será ($Q = + 197 \text{ kJ}$), o que quer dizer que é **endotérmica**.

Se o calor apresentado é **negativo**, a **reação directa é exotérmica**, logo a **inversa é endotérmica e vice-versa**.

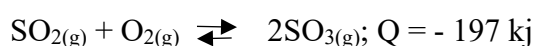
Esperamos que você tenha retido estas informações que serão muito importantes para poder explicar correctamente o efeito da temperatura no deslocamento do equilíbrio. Então vejamos a influência deste factor.

Segundo Le Chatelier:

“Quando se aumenta a temperatura em um sistema em equilíbrio, desloca-se o equilíbrio no sentido da reação endotérmica;

Quando se diminui a temperatura em um sistema em equilíbrio, desloca-se o equilíbrio no sentido da reação exotérmica”.

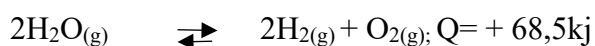
Consideremos a equação química abaixo, em equilíbrio. Para que lado se deslocará o equilíbrio se aumentarmos a temperatura e se a diminuirmos?



Na equação dada, a reação directa é exotérmica, o calor é negativo pelo que a reação inversa é endotérmica. Assim:

- ✓ Aumentando a temperatura estaremos a favorecer o deslocamento do equilíbrio para o lado dos produtos da reação endotérmica (a reação inversa), que se encontram à esquerda. Portanto, o equilíbrio desloca-se à esquerda.
- ✓ Diminuindo a temperatura, favorecemos o deslocamento do equilíbrio para o lado dos produtos da reação exotérmica (a reação directa), que se encontram à direita. Logo o equilíbrio desloca-se para a direita.

É simples, pois não? Esperamos que de facto esteja a conseguir entender o raciocínio a obedecer. Mas, vamos considerar um outro exemplo: para que lado se desloca o equilíbrio aumentando a temperatura e diminuindo-a?



A reação directa é endotérmica, pois o calor é positivo, consequentemente a inversa é exotérmica. Aumentando a temperatura, o equilíbrio desloca-se favorecendo a reação endotérmica, então o equilíbrio vai deslocar-se para a **direita**. Diminuindo a temperatura, favorecemos a reação exotérmica, que é a **inversa**. O equilíbrio vai deslocar-se para a esquerda.



- d) Diminuir a intensidade da temperatura no sistema.

Muito bem, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), prosseguimos com a aplicação do Princípio de Le Chatelier, segundo o qual “Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio”.

Com efeito, vimos a influência da pressão e da temperatura no deslocamento do equilíbrio. Sobre o factor pressão foi referido que, a sua influência recai sobre o sistema todo e não num dos lados: dos reagentes ou dos produtos.

Assim, o aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com menor volume e a sua diminuição desloca o equilíbrio para o lado com maior volume. Para tal determina-se o volume total dos reagentes e dos produtos gasosos com base nos números de moles que correspondem aos coeficientes de acerto da equação.

Sobre a influência da temperatura, o seu aumento desloca o equilíbrio no sentido dos produtos da reacção endotérmica ($Q = + x\text{ kJ}$) e, a diminuição favorece a reacção exotérmica deslocando o equilíbrio para o lado dos respectivos produtos.

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

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

LIÇÃO Nº 17: Os elementos do IVA

Introdução

Um dos recursos minerais que está injectando divisas no nosso país é o carvão mineral. Recurso que embora não seja renovável, existe em quantidades enormes, sobretudo, na zona centro do país e ainda ocupa lugar de destaque como fonte energética a nível mundial. Na sua composição química encontramos o elemento químico carbono, que no sistema periódico localiza-se no IV grupo principal. Assim, nesta lição vamos apresentar-lhe os elementos que constituem o grupo IVA, as suas características, dando maior destaque ao carbono (elemento químico), ao processo de produção do carvão bem como às aplicações dos diferentes tipos de carvão.

Fazemos votos de que você possa tirar maior proveito da informação que lhe é apresentada nesta lição, pois, encontra muita aplicação no seu dia-a-dia.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Localizar os elementos na tabela periódica;
- Explicar as características gerais dos elementos do IV grupo;
- Descrever a estrutura das variedades alotrópicas do carbono;
- Relacionar a estrutura, as propriedades e as aplicações das variedades alotrópicas do carbono;
- Explicar as características dos tipos de carvão amorfo;
- Mencionar as aplicações dos diferentes tipos de carvão;
- Localizar as regiões de ocorrência do carvão mineral em Moçambique;
- Explicar a importância do carvão mineral em Moçambique.



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



Os elementos do grupo IVA

Com auxílio do modelo de Tabela periódica que se encontra no fim do seu módulo, procure completar, no seu caderno, um quadro similar ao apresentado abaixo.

Tabela 1 – Estrutura electrónica dos elementos carbono e silício.

Símbolo do elemento	Número atómico	Distribuição electrónica
C		
Si		

Encontrou alguma semelhança nos dois elementos químicos?

Com certeza! Ambos apresentam o mesmo número de electrões de valência (quatro electrões). Muito bem! Então já sabe por que é que pertencem ao quarto grupo.

Como pode ter observado no modelo de tabela periódica, além do carbono (C) e do silício (Si), fazem igualmente parte deste grupo os elementos germânio (Ge), o estanho (Sn) e o chumbo (Pb).

Aplicando as regras de distribuição electrónica segundo o Modelo de Bohr, você poderá notar que estes últimos três elementos químicos, também apresentam 4 electrões de valência.

Tabela 2 – Estrutura electrónica do Ge, Sn e Pb.

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
Ge	32	2-8-18-4
Sn	50	2-8-18-18-4
Pb	82	2-8-18-32-18-4

Características gerais dos elementos do grupo IVA

Como já fizemos referência, os átomos dos elementos do IVA apresentam quatro electrões na camada de valência, que é a valência máxima em relação ao oxigénio e ao hidrogénio.

- ✓ Todos são sólidos em condições normais de temperatura e pressão (CNTP);
- ✓ O carbono é o único elemento não-metálico (ametálico);
- ✓ O silício e o germânio são semi-metais;
- ✓ O estanho e o chumbo são metais;
- ✓ Todos apresentam temperaturas de fusão e de ebulição extremamente elevadas, que chegam aos 4347 °C;
- ✓ O chumbo é o elemento mais denso.
- ✓ Todos reagem com oxigénio formando respectivos óxidos. Por exemplo, o carbono forma (CO; CO₂); o silício (SiO₂); o germânio (GeO); o estanho (SnO) e o chumbo (PbO).

O elemento químico carbono

É considerado representante dos elementos que constituem o grupo IV do sistema periódico.

Caro(a) aluno(a), onde é que podemos encontrar o carbono na natureza?

O carbono ocorre na natureza sob duas formas fundamentais: sob forma de compostos, isto é, na **forma combinada** e na **forma livre**.

Na **forma combinada** encontra-se na composição de proteínas, plásticos, combustíveis, borrachas, carbonatos, óxidos, etc.

Na **forma livre** ocorre no estado **cristalino**, isto é, como cristais (constituindo o **diamante** e **grafite**) e, no estado **amorfo** (sem forma), constituindo os **carvões**. O diamante e a grafite constituem as principais *variedades alotrópicas do carbono*.

Variedades alotrópicas ou alótropos são duas ou mais substâncias elementares diferentes, com estruturas diferentes, propriedades físicas e químicas diferentes, sendo elas formadas por apenas átomos de um mesmo elemento químico.

Portanto, como veremos adiante, com apenas átomos de carbono forma-se, por um lado, o diamante e por outro a grafite, cujas características são completamente diferentes, constituindo formas de existência do carbono.

Afirmamos acima que, na forma livre, o carbono ocorre no estado cristalino (como diamante e grafite) e no estado amorfo (como carvões). A seguir vamos partilhar as particularidades de cada forma de ocorrência.

❖ Carbono cristalino (diamante e grafite)

Diamante

- ✓ No diamante cada átomo de carbono encontra-se ligado a outros quatro (4) átomos de carbono formando 4 ligações covalentes.
- ✓ Os átomos de carbono encontram-se em posições fixas, bem definidas e formando cantos de uma pirâmide cujas faces são triângulos equiláteros. Esta pirâmide regular toma nome de **estrutura tetraédrica**.
- ✓ A distância entre os átomos de carbono é muito pequena, facto que cria a sua compactação (sobreposição).
- ✓ O diamante é uma substância muito dura, a mais dura da natureza;
- ✓ Apresenta temperatura de fusão elevada (3550 °C);
- ✓ Não conduz corrente eléctrica;
- ✓ É um cristal incolor, transparente, brilhante e que reflecte a luz;

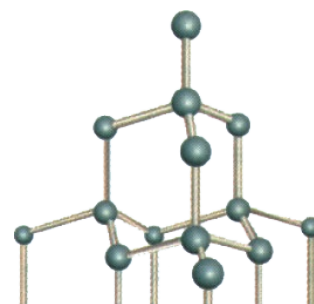


Fig. 34 – Estrutura do Diamante

- ✓ É usado no fabrico de jóias (brincos, anéis, pulseiras, relógios), no corte de vidro, na perfuração de rochas.

Grafite

- ✓ Na grafite os átomos de carbono encontram-se ordenados em forma de **hexágonos regulares** dispostos em camadas;
- ✓ Cada átomo de carbono está ligado a outros três (3) carbonos vizinhos, através de 3 ligações covalentes. E a quarta ligação estabelece a união entre camadas devido a existência de **electrão livre**;
- ✓ As forças de ligação dentro da camada são fortes comparadas com as forças entre as camadas;
- ✓ A distância entre os átomos na mesma camada é menor que a distância entre as camadas;
- ✓ A grafite é uma substância cinzenta com brilho metálico;
- ✓ É opaca, mole e escorregadia ao tacto;
- ✓ Conduz a corrente eléctrica;
- ✓ É usada no fabrico de lápis, eléctrodos e feixes tubulares de permutadores de calor, produção de lubrificantes, etc.;

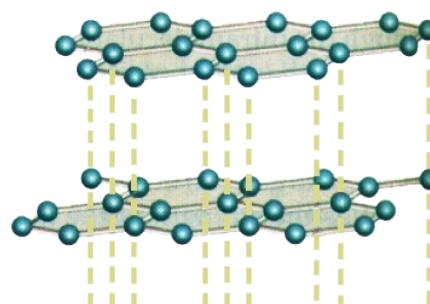


Fig. 35 – Estrutura da Grafite

A tabela abaixo apresenta a relação existente entre estrutura do diamante e da grafite, a influência nas propriedades e aplicações.

Substância	Propriedades físicas (cor, dureza, brilho)	Nº de electrões que intervêm nas ligações	Estrutura (formato)	Condução eléctrica e de calor	Aplicações
Diamante	Incolor, dura, transparente e brilhante	4	Tetraédrica	Mau	Produção de objectos cortantes e de adorno; como isolador eléctrico.
Grafite	Opaca, cinzento-escuro, brilho metálico,	3 (4º electrão é livre)	Hexagonal, em camadas	Bom	Produção de lápis de carvão, eléctrodos e feixes tubulares de

	escorregadia ao tacto, mole e quebradiço.				permutadores de calor, lubrificante
--	---	--	--	--	-------------------------------------

❖ O carbono amorfo (carvões)

O estado amorfo é aquele em que a substância não apresenta uma estrutura ou forma definida, neste caso, constituindo os **carvões**. O facto de existirem dois tipos de carvão, o **carvão natural ou mineral** e o **carvão artificial**, leva-nos a falarmos de carvões, o que pode parecer meio estranho para si.

Então vejamos a caracterização de cada tipo de carvão.

Carvões naturais ou minerais

O carvão mineral é uma rocha originada há milhares de anos e encontrada no subsolo em depósitos de origem orgânica.

Forma-se a partir da decomposição da matéria orgânica (restos de árvores e plantas) que se acumulou sob uma lâmina de água há milhões de anos. A matéria orgânica enterrada por depósitos de argila e areia provoca o aumento na pressão e na temperatura, o que contribui para a concentração dos átomos de carbono e libertação de outros gases.

São conhecidos 4 tipos de carvão mineral: **a turfa, a lenhite, a hulha e a antracite**.

A tabela abaixo retracts a distinção destes tipos de carvão mineral e sua aplicação.

Tipo de carvão mineral	Características	Aplicações
Turfa	Cor preta ou acastanhada; Com 55-60% de carbono; Contém ervas secas, arde libertando cheiro desagradável; Baixo teor de calor	Na obtenção de parafinas, de alcatrão (mistura de hidrocarbonetos aromáticos), de cera, de amónia, entre outras substâncias.
Lenhite	Cor preta ou acastanhada; Com 65-70% de carbono; Arde libertando cheiro a óleo queimado; Baixo teor de calor	Na indústria como matéria-prima para a produção de alcatrão, ceras e parafinas. Também na produção de artigos de cerâmica.
Hulha	Cor preta; Com 75-95% de carbono;	Na obtenção de alcatrão, amoníaco, fenol, benzeno,

(carvão betuminoso)	Elevado teor de calor, cerca de 7.000 a 8.650 kcal Arde com pouco fumo.	usados para a produção de corantes, plásticos, explosivos.
Antracite	Cor preta, com brilho metálico; Com média de 96% de carbono; Denso, duro e compacto; Combustão lenta, arde com chama quase invisível; Elevado teor de calor.	Uso doméstico como combustível; Produção de filtros de água;

Ocorrência do carvão mineral em Moçambique

Moçambique encontra-se entre os dez maiores produtores do carvão mineral do mundo. Em Tete, foram descobertos grandes jazigos de carvão metalúrgico e térmico (16 milhões de toneladas).

Os carvões minerais existentes em Moçambique são: Hulha, antracite, turfa e lenhite.

Cada carvão é bastante encontrado em diferentes regiões de Moçambique. O carvão mineral é utilizado como combustível para gerar calor (queima de carvão para obtenção de energia).

Carvões artificiais

Como o próprio nome refere, o carvão artificial não é uma forma de ocorrência natural do carbono pois, depende da intervenção do homem.

***Carvões artificiais** - são carvões obtidos através da combustão incompleta de certas substâncias ricas em carbono. Também se pode dizer que são obtidos da destilação seca ou calcinação.*

São exemplos de carvões artificiais: o **carvão de madeira**, o **carvão animal**, o **negro de fumo** e o **coque**.

a) Carvão de Madeira

O carvão da madeira é obtido da queima de troncos de árvores. Estamos falando do carvão de uso doméstico que você bem conhece. Este é obtido através de dois processos. Certamente que você pode explicar como é que os carvoeiros produzem o carvão.

✓ **Combustão incompleta da madeira** - para o efeito se dispõe troncos cobertos com uma camada de terra (areia), na qual se faz orifícios que permitem uma penetração ligeira de oxigénio. E assim a madeira em presença de pouco oxigénio forma carvão e água ou monóxido de carbono e água.

- ✓ **Destilação seca da madeira** – consiste em submeter a madeira ao aquecimento, sem acesso ao ar. Este processo é muito importante do ponto de vista económico, pois permite o aproveitamento dos produtos voláteis (ácido acético, álcool metílico, acetona, etc.), além do resíduo sólido, o carvão.

b) Carvão animal

O carvão animal é obtido através da calcinação dos ossos em que resulta um resíduo de carvão misturado com sais.

c) Negro de fumo

É obtido da combustão incompleta de certas substâncias orgânicas voláteis, ricas em carbono, como a resina, o alcatrão da hulha, hidrocarbonetos e óleos.

d) Coque

É o resíduo que se obtém a partir da destilação seca da hulha (um tipo de carvão mineral).

Estamos quase a terminar a nossa lição. Caro(a) aluno(a), responda às questões que lhe colocamos a seguir de modo a medir o seu nível de compreensão do que acabou de aprender.



Exercícios

1. Assinale com X as alternativas correctas

As características gerais dos elementos do grupo IV A são:

- a) todos eles apresentam 4 electrões de valência;
- b) a valência máxima é IV;
- c) em CNTP são metais;
- d) reagem com oxigénio formando óxido e com hidrogénio formando compostos hidrogenados;

2. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.

- a) Variedades alotrópicas são substâncias elementares diferentes formadas por átomos de um mesmo elemento químico;
- b) O diamante é uma substância dura, não conduz a corrente eléctrica. É incolor, transparente e brilhante;
- c) A grafite conduz a corrente eléctrica devido a existência de electrões livres;

- d) A grafite é dura, quebradiça e não conduz a corrente eléctrica.
3. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
- O carbono apresenta-se no estado sólido em condições normais e os outros variam de líquido a gasoso.
 - O carbono é o único elemento ametalico, sendo o silício e o germânio semi-metais, enquanto o estanho e o chumbo são metais;
 - Todos apresentam temperaturas de fusão e de ebulição extremamente elevadas, que chegam aos 4347 °C;
 - O chumbo é o elemento menos denso no grupo IV A.
4. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
- O carvão mineral é uma pedra sedimentar e combustível. É formado ao longo de milhões de anos na ausência de ar e sob altas pressões e calor.
 - O carvão mineral que existe em Moçambique é a hulha, na província de Tete, distrito de Moatize.
 - O carvão de madeira obtém-se através de dois processos. Nomeadamente: combustão incompleta e destilação seca.
 - Carvão da madeira, carvão animal, negro de fumo e coque são exemplos de formas de ocorrência natural do carbono na natureza.
5. Faça corresponder as duas colunas de modo a obter correlações certas sobre os tipos de carvão mineral e suas aplicações:

Tipo de carvão mineral
i. Hulha
ii. Antracite
iii. Turfa

Características e aplicações
a) 55-60% de carbono, contém ervas secas, arde libertando cheiro desagradável. Usado na obtenção de parafinas, de alcatrão, de cera, de amónia.
b) Arde libertando cheiro a óleo queimado, baixo teor de calor. Usado produção de alcatrão, cerra e produtos de cerâmica.
c) 75-95% de carbono, elevado teor de calor, arde com pouco fumo. Usado como combustível a produção de corantes, plásticos, explosivos.

iv. Lenhite

d) Cor preta, com brilho metálico, denso, duro e compacto, arde com chama quase invisível. Usado como combustível, produção de filtros de água.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

Nesta lição, aprendeu que constituem o grupo IVA da tabela periódica os elementos carbono ©, silício (Si), o germânio (Ge), o estanho (Sn) e o chumbo (Pb). Pertencem a este grupo, pois na sua estrutura electrónica todos apresentam 4 electrões de valência.

Todos os elementos são sólidos, sendo o carbono o único ametal e os restantes de carácter que varia de semi-metal a metal para o estanho e chumbo. E apresentam pontos de fusão e de ebulição altos.

O carbono, representante do grupo, ocorre na forma combinada e livre, sendo nesta última encontrado na forma cristalina (como diamante e grafite) e amorfa (carvões). O diamante e a grafite constituem variedades alotrópicas do carbono.

Existem dois tipos de carvões: os naturais ou minerais e os artificiais. Os naturais, que são uma forma de ocorrência de carbono, apresentam-se sob forma de turfa, lenhite, hulha e antracite, que diferem entre si pelo período de formação, percentagem de carbono e poder calorífico, sendo a hulha uma das variedades que ocorre no nosso país, na província de Tete.

Está de parabéns caro aluno, já leu o resumo da sua lição, agora pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. a), b), d)
2. a)-V, b)-V, c)-V, d)-F
3. a)-F, b)-V, c)-V, d)-F
4. a)-V, b)-V, c)-V, d)-F
5. i. – c), ii.-d), iii.-a), iv-b)

LIÇÃO Nº 18: Petróleo natural

Introdução

Caro(a) aluno(a), vamos agora estudar sobre um produto muito importante para a economia de todo mundo, incluindo Moçambique - o petróleo. Você já deve saber que este é um recurso muito imprescindível para alavancar a economia mundial e especificamente no nosso país, pelo que é importante que você saiba algo a respeito do petróleo.

A partir do petróleo natural ou petróleo bruto pode-se obter muitos derivados úteis como gasolina, gásóleo, petróleo de iluminação, vaselina, diversos óleos minerais, etc. Assim, nesta lição vamos explicar a origem do petróleo natural, a sua composição, bem como o processo de sua extração.

Esperamos que venha a gostar de passar a saber desta informação, num momento em que o nosso país já integra o grupo de países exportadores de recursos petrolíferos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a origem do petróleo bruto;
- Mencionar a composição química do petróleo bruto;
- Descrever o processo de prospecção do petróleo bruto;
- Explicar o mecanismo de destilação do petróleo natural em fracções.



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



Origem do petróleo bruto

O petróleo bruto é uma mistura complexa que contém milhares de diferentes compostos, formados a partir da decomposição de organismos vivos que compõem o plâncton (organismos em suspensão nas águas doces ou salgadas, tais como protozoários, celenterados e outros). Após a deposição dos restos desses organismos nos sedimentos, estes foram quimicamente convertidos durante milhões de anos de maturação formando o petróleo bruto.

O **petróleo bruto** é um líquido oleoso e viscoso, insolúvel em água, menos denso que a água, inflamável, com cheiro característico e de cor variando entre o negro e o castanho-escuro.

Este óleo ocorre no subsolo devido aos movimentos da crosta terrestre, ocorridos há milhões de anos. Ao contrário do que se pensa, o petróleo não permanece na rocha em que foi formado, mas desloca-se até encontrar um espaço apropriado para se concentrar. Estes espaços são denominados bacias sedimentares, formadas por camadas ou lençóis porosos de areia, arenitos ou calcários.

O petróleo aloja-se ali, ocupando os poros rochosos. Ele acumula-se, formando jazigos, onde também são encontrados o gás natural, na parte mais alta e, petróleo e água nas mais baixas.

Apesar de parecer que o petróleo extraído em diferentes partes do mundo é o mesmo, na verdade ele apresenta características diferentes dependendo da sua origem.

Características do petróleo bruto

A natureza infinitamente variável, tanto dos organismos vivos que deram origem ao carbono orgânico nos sedimentos, quanto as condições de maturação geológicas, possibilita características químicas distintas entre os diversos petróleos brutos extraídos em todo o nosso planeta. Deste modo, é possível distinguir petróleos extraídos na Venezuela, Golfo do México, Angola ou no Brasil, a partir do estudo de compostos químicos altamente específicos, presentes nesses óleos.

Dissemos antes que o petróleo bruto é uma mistura complexa. Vejamos então quais são os componentes dessa mistura.

Ocorrência do petróleo em Moçambique

No nosso país o petróleo ainda não é explorado, mas foi realizado um levantamento sísmico ao longo de toda a costa moçambicana, tendo-se definido a zona da bacia do Rovuma com a de maior probabilidade de ocorrência deste recurso. A bacia do Rovuma, no norte de Moçambique, tem condições geológicas similares às do Golfo do México e um potencial para produzir 3 bilhões de barris de petróleo.

Na região sul de Moçambique, a companhia petroquímica sul-africana Sasol, em parceria com a Empresa Nacional de Hidrocarbonetos (ENH) tem um contrato de pesquisa e produção de petróleo para os blocos 16 e 19 da zona off-shore de Pande e Temane junto à Baía de Bazaruto, na província de Inhambane.

Composição química do petróleo bruto

O petróleo bruto é formado por uma mistura de compostos com diversas aplicações no quotidiano, na indústria, nos transportes, nas máquinas, etc. Estes compostos são hidrocarbonetos líquidos, entre os quais os hidrocarbonetos saturados, os cicloalcanos e os hidrocarbonetos aromáticos, que se

encontram em diferentes proporções, dependendo da origem do petróleo. O petróleo bruto contém uma pequena quantidade de compostos inorgânicos, como o enxofre, o nitrogénio, o oxigénio e metais.

Prospecção e extracção do petróleo

Como deve saber, o petróleo não é um recurso que se pode encontrar na superfície terrestre. Nem sequer podemos extraí-lo como fazemos quando buscamos água no poço. O petróleo existe no subsolo a grande profundidade e, para sua extracção requer uso de potentes maquinarias de extracção. Como a ocorrência de petróleo não é notável a partir da superfície, para sua localização recorre-se à sua prospecção, ou seja, faz-se uma análise geológica de uma área para a sua identificação.

A **prospecção de petróleo** é a actividade da detecção das reservas de petróleo e gás natural (hidrocarbonetos fósseis) por métodos de prospecção geofísica e sísmica de reflexão, que permitem analisar a estrutura do subsolo em profundidade sem a necessidade de escavação ou perfuração (sondagem). Veja a figura que se segue.

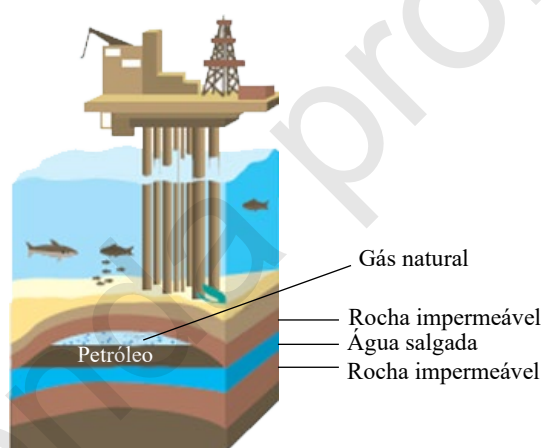


Fig. 36 – Prospecção e extracção de petróleo

O processo de **extracção de petróleo bruto** depende do tipo de jazigos. Geralmente encontram-se em jazigos subterrâneos, abaixo do fundo do mar, ocultos entre as camadas impermeáveis das mesmas, onde fica retido por rochas, encontrando-se entre uma camada de gás natural e água salgada. Na parte inferior encontra-se uma camada de água salgada e, na parte superior, acumula-se gases comprimidos, dos quais o metano é mais abundante. Para se extrair o petróleo bruto, são feitos furos profundos, que podem ir até alguns quilómetros de profundidade.

Os gases comprimidos actuam sobre o líquido, obrigando-o a subir pelo canal aberto. Depois de algum tempo, a pressão dos gases torna-se insuficiente para conduzir o petróleo até a superfície, razão pela qual a extracção passa então a ser realizada pelo recurso a bombeamento.

Destilação fraccionada do petróleo (fracções do petróleo)

O petróleo bruto, após ser extraído da natureza, é transportado para as refinarias onde ocorre a separação dos seus componentes. Nas refinarias, o petróleo bruto é submetido a operações que permitem separar as diferentes fracções que o constituem, num processo denominado de **destilação fraccionada**. Acreditamos que você ainda se lembre dos métodos de separação de componentes de misturas homogêneas, dos quais faz parte a destilação fraccionada.

A refinação do petróleo ocorre em tanques apropriados chamados **colunas de destilação**, onde a mistura é aquecida e separada em fracções. Neste processo, separam-se, primeiro, as fracções com os pontos de ebulição mais baixos, por exemplo, propano e butano.

Os derivados do petróleo são hidrocarbonetos (compostos de átomos de carbono e hidrogénio), sendo os mais leves formados por pequenas moléculas, como, por exemplo, o etano (C_2H_6), e os mais pesados contendo até 70 átomos de carbono.

A destilação acontece justamente por essa diferença de tamanho das moléculas; quanto menor a molécula de hidrocarboneto, menor é a sua densidade e temperatura de evaporação. Através do quadro abaixo é possível ter uma ideia do que é a destilação do petróleo, e como os diferentes subprodutos vão sendo obtidos a partir do aumento de temperatura:

Preste atenção à denominação e utilização de cada um dos subprodutos do petróleo:

Ponto de ebulição em ° C	Quantidade de carbonos	Produto
20 ° C	1 a 4 carbonos	Gás
120 ° C	5 a 10 carbonos	Gasolina
170 ° C	10 a 16 carbonos	Querosene
270 ° C	14 a 20 carbonos	Diesel
340 ° C	20 a 50 carbonos	Lubrificante
500 ° C	20 a 70 carbonos	Óleo
600 ° C	Acima de 70 carbonos	Asfalto

Gás de petróleo: dá origem ao gás de cozinha.

Gasolina: é usada como combustível de motores automotivos.

Querosene: é o combustível para aviões.

Diesel: é usado como combustível.

Lubrificante: é aplicado em máquinas e peças para aumentar a vida útil desses equipamentos.

Óleo: é responsável pela movimentação de navios.

Asfalto: é usado na pavimentação de ruas e estradas. Este produto é o último a ser fraccionado e apresenta aspecto denso. Veja a figura que se segue.

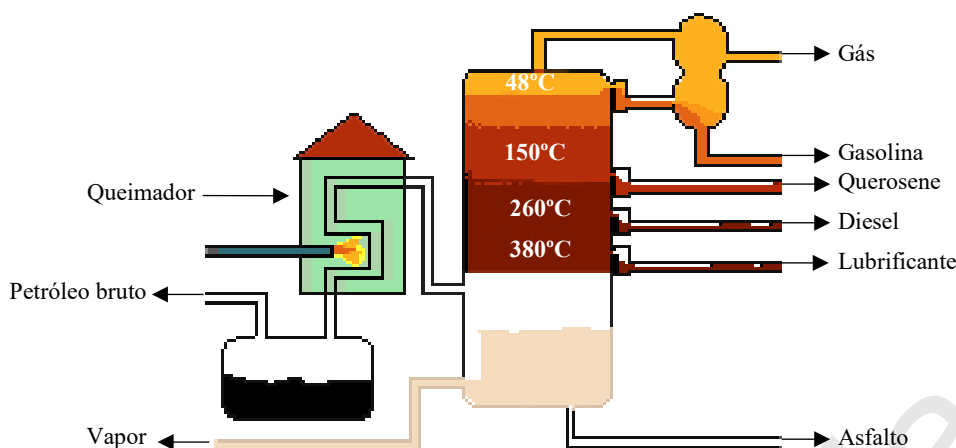


Fig. 37 – Fracções do petróleo

Certamente achou interessante este conjunto de informações que obteve nesta lição. Note que o nosso país está na rota de ser um dos produtores e exportadores de derivados do petróleo, pelo que nada melhor que saber da sua origem, do processo de sondagem, prospecção, bem como a utilidade de cada uma das fracções.

Assim, apresentamos-lhe algumas questões que lhe poderão ajudar a aferir o seu nível de assimilação desta matéria.



Exercícios

1. Indique cinco (5) produtos resultantes da destilação fraccionada do petróleo bruto.
2. Em Moçambique existe petróleo? Se sim, diz onde pode ser encontrado.
3. O que é a destilação fraccionada.

Já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

Caro(a) aluno(a), nesta lição, aprendeu que o petróleo natural é uma mistura de hidrocarbonetos líquidos, nomeadamente hidrocarbonetos saturados, cicloalcanos e os hidrocarbonetos aromáticos, que se encontram em diferentes proporções, dependendo da sua origem. A sua formação ocorre

mediante a decomposição de organismos vivos que compõem o plâncton que ocorre durante milhões até a formação do petróleo bruto.

No nosso país ocorre na bacia do Rovuma, no norte de Moçambique, em Cabo Delgado e na zona sul, na província de Inhambane, no distrito de Govuro e em Pande. Sendo uma mistura de hidrocarbonetos, a separação dos vários componentes ocorre através da destilação fraccionada, onde se obtém as várias fracções como a gasolina, gasóleo, petróleo de iluminação, vaselina, alcatrão, óleos que têm várias aplicações como combustível dos automóveis, aviões, barcos, na asfaltagem das estradas, etc.

Agora sim caro aluno, já procedeu à leitura do resumo da sua lição, pode comparar as suas respostas com as da chave de correcção.



Chave de correcção

1. Os cinco produtos resultantes da destilação do petróleo são: gás de petróleo, gasolina, querosene, diesel e lubrificante (óleo e asfalto).
2. Em Moçambique há maior probabilidade de ocorrência deste recurso na zona da bacia do Rovuma.
3. Destilação fraccionada é um processo que permite separar as diferentes fracções constituintes do petróleo bruto para o nosso uso, baseado na diferença de pontos de ebulição das várias fracções que compõem o petróleo natural.

Introdução

A importância do gás natural para a economia e o meio ambiente é inegável, de tal forma que este é tido como uma das energias disponíveis relativamente menos poluente do meio ambiente, sendo considerado uma energia de transição entre as energias fósseis (carvão mineral e petróleo bruto) e as renováveis (energias limpas e amigas do ambiente), conforme aprendeu em lições anteriores.

Nesta lição vamos abordar o surgimento do gás natural, sua importância e implicação na economia do país.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a origem do gás natural;
- Mencionar a composição química do gás natural;
- Mencionar as fontes naturais de gás natural em Moçambique;
- Explicar a importância económica do gás natural em Moçambique;
- Explicar o efeito do petróleo e do gás natural no meio ambiente.



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



Origem e ocorrência do gás natural

Ainda se lembra da origem do petróleo? Pois é! Este assunto foi tratado na lição passada. Foi a decomposição de organismos vivos (plâncton) ocorridos há milhões de anos que deu origem ao petróleo bruto.

O gás natural tem uma origem similar ao do petróleo bruto, ou seja, é originado a partir da degradação da matéria orgânica (restos de vegetais, animais e algas) em camadas profundas da crosta terrestre. Assim como o petróleo, este processo acontece ao longo de milhões de anos.

O gás natural encontra-se em formações rochosas subterrâneas, ou em reservatórios de hidrocarbonetos em camadas de carvão através de jazigos de petróleo, por acumulação em rochas porosas, isoladas do exterior por rochas impermeáveis, associadas ou não a depósitos petrolíferos.

Composição química do gás natural

O gás natural é uma mistura de hidrocarbonetos leves, que permanecem no estado gasoso nas condições normais de temperatura e pressão. É essencialmente composto pelos gases como o metano (CH_4) com quantidades acima de 70%, seguida de etano (C_2H_6) e propano (C_3H_8).

Fontes de gás natural em Moçambique

Em Moçambique foram descobertos jazigos de gás natural na província de Inhambane e, recentemente, na bacia de Rovuma no norte do país em Cabo Delgado.

De acordo com o Instituto Nacional de Petróleo, Moçambique possui mais de 2,8 biliões de metros cúbicos de reservas de gás.

Importância económica de gás natural

O gás natural é usado nos transportes, nas indústrias e, até mesmo, nas residências para garantir o cozimento dos alimentos.

É considerado uma das energias disponíveis mais eficientes e limpas. Vale a pena você se inteirar melhor sobre as vantagens do gás natural.

O gás natural pode substituir os derivados do petróleo, com exceção do querosene usado para aviões a jacto. Pode substituir também os carvões minerais e vegetal e o urânio nas centrais termoelétricas. Nos dias de hoje, o gás natural é usado na indústria petroquímica para a produção de solventes, na indústria de porcelanas finas (para não comprometer a qualidade da sua produção), é usado, ainda, como redutor siderúrgico, etc.

Efeito do petróleo e do gás natural no meio ambiente

Durante a sua combustão completa, o gás emite menos poluentes para a atmosfera e, assim, contribui menos para o efeito estufa, se comparado ao carvão e o petróleo. Esse combustível também tem densidade menor que a do ar, o que facilita a dispersão em caso de vazamentos.

A concentração de dióxido de carbono na atmosfera aumenta devido à sua libertação através da indústria, transportes e pela desflorestação (as plantas retiram o dióxido de carbono da atmosfera).

O CO_2 é um dos gases que naturalmente contribui para o efeito estufa, pois, o aumento de CO_2 na atmosfera pode intensificar o efeito de estufa, levando a um aquecimento maior do planeta.

A principal fonte de libertação de CO_2 é a queima de combustíveis fósseis (combustíveis derivados do petróleo, como a gasolina, o gasóleo); a queima de carvão e gás natural.

Consequências do aquecimento global

- Nos últimos anos foi constatado que as camadas de gelo polares estão se descongelando, causando um aumento no nível das águas nos oceanos;

- Mudança nos regimes de chuvas, isto é, poderá chover menos em determinadas regiões e mais em outras;
- Doenças que hoje são tipicamente de regiões tropicais como a malária e a febre-amarela poderão atingir regiões que hoje não são afectadas;
- A agricultura será seriamente afectada, isto porque ela depende muito do clima. Por outro lado, as zonas que hoje são propícias para a prática de agricultura poderão torna-se áridas;
- Aquecimento das grandes cidades que, geralmente, apresentam temperaturas mais altas do que as áreas menos habitadas;
- Falta de energia. Países como Moçambique que tem na energia hidroeléctrica, sua maior fonte de energia poderá sofrer com a falta de chuvas, resultando em escassez de água nos reservatórios;
- Extinção de espécies animais e vegetais, que hoje são restritos a determinados ecossistemas que poderão desaparecer com o aquecimento;
- Desertificação: terras que hoje são campos ou florestas poderão virar desertos;
- Grandes incêndios florestais vão se tornar cada vez mais comuns, e seu combate também vai se tornar mais difícil.

Como pode observar, essas são apenas algumas previsões dos cientistas, elas podem parecer pessimistas, mas são muito prováveis e algumas já estão acontecendo. Para evitá-las é preciso que a humanidade respeite os limites do planeta e reduza a libertação de gases na atmosfera.

Muito bem, caro(a) aluno(a), responda às questões que lhe apresentamos a seguir, o que lhe poderá ajudar a se certificar do quanto está a entender a matéria.



Exercícios

1. Como é que se forma o gás natural no mundo?
2. Indique os componentes do gás natural.
3. Em que províncias podemos encontrar gás natural em Moçambique?
4. Qual é a importância do gás natural na vida doméstica?
5. Indique as vantagens do uso do gás natural para o meio ambiente?

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

O gás natural é uma mistura de derivados de combustíveis fósseis formada há milhares de anos e que se encontra depositado em jazigos subterrâneos. Este gás é uma mistura de hidrocarbonetos de baixo peso molecular tais como metano, etano e propano.

Em Moçambique o gás é explorado nas províncias de Inhambane e Cabo Delgado. Esse combustível pode ser usado nos transportes, nas indústrias e, até mesmo, nas residências para cozimento de alimentos. Trata-se de um combustível que, para o bem do ambiente, pode substituir os derivados do petróleo, o carvão mineral e o carvão vegetal, dado que ele queima completamente, sem deixar resíduos.

Comparado ao carvão e o petróleo, a combustão completa do gás natural emite muito menos poluentes para o ambiente contribuindo menos na sua degradação.



Chave de correcção

1. O gás natural surgiu a partir da decomposição de organismos vivos durante milhões de anos em camadas profundas da crosta terrestre.
2. O gás natural é uma mistura de hidrocarbonetos que permanecem no estado gasoso nas condições normais de temperatura e pressão. A mistura é constituída pelos gases metano (CH_4), etano (C_2H_6) e propano (C_3H_8).
3. O gás natural em Moçambique pode ser encontrado em jazigos na província de Inhambane e, recentemente, na bacia de Rovuma em Cabo Delgado.
4. A importância do gás natural na vida doméstica é a de ser usado como fonte de calor para cozimento dos alimentos nas nossas residências e como combustível em automóveis.
5. Vantagens do uso do gás natural para o meio ambiente:

- O gás natural emite poucos poluentes para a atmosfera se comparado com carvão mineral ou com petróleo;
- Por realizar combustão completa o gás contribui menos para o efeito estufa;
- Por ter menor densidade que o ar, facilita a dispersão em caso de vazamentos;

Venda proibida

LIÇÃO Nº 20: Óxidos de carbono: dióxido de carbono

Introdução

Caro(a) aluno(a), de certeza que sempre ouviu falar de dióxido de carbono. Você deve saber que o dióxido de carbono é um gás existente no ar (atmosfera), que é produzido durante a respiração do homem e dos animais. É utilizado pelas plantas para realizar fotossíntese.

A queima de grandes quantidades de combustíveis fósseis vem aumentando a quantidade de dióxido de carbono lançado na atmosfera. Este facto constitui hoje o maior problema para a humanidade.

Nesta lição vamos partilhar como é que se obtém o dióxido de carbono, suas propriedades e procedimento para sua identificação, bem como seu efeito no meio ambiente.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever a obtenção do dióxido de carbono no laboratório e na indústria;
- Explicar as propriedades físicas e química do dióxido de carbono;
- Descrever o mecanismo de identificação do dióxido de carbono;
- Mencionar as aplicações do dióxido de carbono;
- Problemas ambientais (aquecimento global e o efeito estufa).



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



Óxidos de carbono: dióxido de carbono

O carbono, conforme aprendido em lições anteriores, forma dois tipos de óxidos: o monóxido e o dióxido de carbono, onde o carbono usa, respectivamente, as valências II e IV na formação do óxido. O dióxido de carbono é constituído por dois átomos de oxigénio e um átomo de carbono. Os átomos ligam-se entre si por ligação covalente polar.

É igualmente chamado por anidrido carbónico ou gás carbónico, é produzido, naturalmente, pelos seres vivos durante a respiração. Outra grande fonte da produção deste gás é a actividade do homem - a queima dos combustíveis fósseis nos automóveis, aviões, fábricas e as queimadas das florestas, actos que representam um grande perigo para o Homem e para a sociedade.

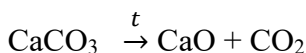
O CO₂ é um dos gases da atmosfera que melhor absorve a radiação solar, contribuindo assim, para o aquecimento da terra.

Obtenção do dióxido de carbono

- No **laboratório** pode-se obter o dióxido de carbono pela reacção do carbonato de cálcio com o ácido clorídrico. Esta reacção produz cloreto de cálcio e água:



- Na **indústria**, o dióxido de carbono é obtido pela decomposição térmica do calcário (carbonato de cálcio).

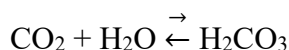


Propriedades físicas e químicas do dióxido de carbono

O dióxido de carbono é um gás incolor, inodoro, incomburente e mais denso que o ar.

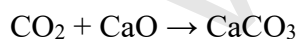
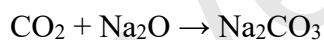
- **Reacção com a água**

O dióxido de carbono dissolve-se em água, contudo apenas uma pequena porção transforma-se em ácido carbónico, H₂CO₃. A dissolução do dióxido de carbono em água depende da pressão e da temperatura.



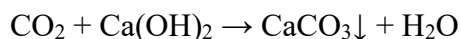
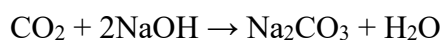
- **Reacção com óxidos de metais**

O dióxido de carbono reage com óxidos metálicos formando sais, os carbonatos.



- **Reacção com bases**

Na reacção deste com bases, forma-se sais, os carbonatos e liberta-se a água.





REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: obtenção laboratorial e identificação do dióxido de carbono

Materiais	Substâncias
✓ Kitassato ✓ Funil de decantação (funil de bromo) ✓ Rolha de borracha com um furo ✓ Balança de uso rotineiro ✓ Tubo de vidro ✓ Mangueira ✓ Copo de Becker ✓ Proveta ✓ Colher	✓ Carbonato de cálcio ✓ Solução de Hidróxido de cálcio ✓ Ácido clorídrico a 2M

Procedimento

Parte I

- Pesa-se 2g de carbonato de cálcio e, com auxílio de uma colher, introduz-se ao Kitassato;
- Monta-se o aparelho de acordo com a figura;
- Fecha-se a torneira do funil de bromo e introduz-se 20 ml da solução de ácido clorídrico;
- Deita-se num copo de Becker uma quantidade de solução de hidróxido de cálcio até que a extremidade do tubo de vidro esteja coberta;
- Abre-se lentamente a torneira do funil de bromo de modo que o ácido clorídrico caia gota a gota no Kitassato sobre o carbonato de cálcio.
- Observa-se o que acontece no copo de Becker.

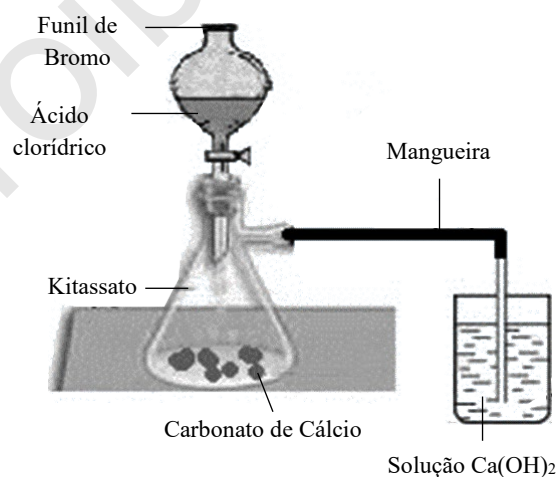


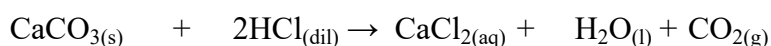
Fig. 38 – Experiência: obtenção laboratorial e identificação do dióxido de carbono

Parte II

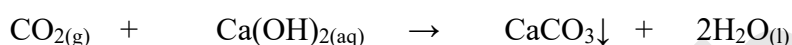
- Retira-se a extremidade do tubo de vidro do copo de Becker.
- Acende-se um palito de fósforo e aproxima-se à extremidade do tubo. Observa-se.

Observação e explicação

- No kitassato, desenvolve-se uma espécie de efervescência. No copo de Backer borbulha um gás, onde, volvido tempo, a solução de hidróxido de cálcio turva-se e deposita-se um sólido no fundo do copo de Backer. Ao aproximar o palito de fósforo aceso à extremidade do tubo de vidro, este apaga-se.
- Essas ocorrências provam ter ocorrido uma reacção química, que culmina com a formação do dióxido de carbono, traduzida pela equação:



- O sólido que se deposita no copo de Backer é precipitado de carbonato de cálcio, que provém da reacção entre o dióxido de carbono (produzido recentemente) e a solução de hidróxido de cálcio:



- O apagar da chama do palito de fósforo resulta do facto do dióxido de carbono ser incomburente. É por isso que é usado nos extintores de incêndio.

Conclusão

- No laboratório, o dióxido de carbono é obtido a partir da reacção entre carbonatos e o ácido clorídrico.
- As soluções de hidróxido de cálcio ou de hidróxido de bário são usadas para identificação do dióxido de carbono. Ambas soluções reagem com o dióxido de carbono para formar o precipitado branco (o carbonato de cálcio ou o carbonato de bário), pelo qual se identifica.

Aplicações do dióxido de carbono

O dióxido de carbono é usado no fabrico de bebidas espumantes como cervejas, no fabrico de refrigerantes e em extintores de incêndio. Também é usado em misturas frigoríficas que constituem o gás que é introduzido em geleiras e congeladores.

O dióxido de carbono e problemas ambientais

Caro(a) aluno(a), queremos acreditar que você já tenha ouvido falar de uma estufa de jardim. Esta, conserva as plantas em ambientes mais quentes do que estaria no exterior, porque o vidro conserva alguma radiação solar que entra na estufa.

A atmosfera, de modo semelhante, conserva a Terra quente, pois retém parte da radiação solar que, de outro modo, seria reenviada para o espaço. No entanto, a libertação de dióxido de carbono para a atmosfera aumenta esta capacidade de retenção das radiações solares aumentando o nível de aquecimento da terra - **efeito de estufa**.

O **Efeito estufa** é um fenómeno atmosférico **natural** responsável pela manutenção da vida na Terra. Sem a presença desse fenómeno, a temperatura na Terra seria muito baixa, em torno de -18°C , o que impossibilitaria o desenvolvimento de seres vivos.

Existem, na *atmosfera*, diversos gases de efeito estufa capazes de absorver a radiação solar irradiada pela superfície terrestre, impedindo que todo o calor retorne ao espaço. Parte da energia emitida pelo Sol à Terra é reflectida para o espaço, outra parte é absorvida pela superfície terrestre e pelos oceanos. Uma parcela do calor irradiado de volta ao espaço é retida pelos gases de efeito estufa, presentes na atmosfera. Dessa forma, o equilíbrio energético é mantido, fazendo com que não haja grandes amplitudes térmicas e as temperaturas fiquem estáveis.

Para entender melhor, podemos comparar o efeito estufa ao que acontece em um carro parado sob a luz solar. Os raios solares passam pelos vidros e aquecem o interior do veículo. O calor, então, tende a sair pelo vidro, porém encontra dificuldades. Portanto, parte do calor fica retido no interior do carro, aquecendo-o. O gás de efeito estufa, presentes na atmosfera, funcionam como o vidro do carro, permitindo a entrada da radiação ultravioleta, mas dificultando que toda ela seja irradiada de volta ao espaço.

Contudo, a grande concentração desses gases na atmosfera dificulta ainda mais a dispersão do calor para o espaço, aumentando as temperaturas do planeta. O efeito estufa tem-se agravado em virtude da emissão cada vez maior de gases de efeito estufa à atmosfera. Essa emissão é provocada por actividades antrópicas, como queima de *combustíveis fósseis*, gases emitidos por escapamentos de carros, tratamento de dejectos, uso de fertilizantes, actividades agro-pecuárias e diversos outros processos industriais. Veja a figura que se segue.



Fig. 39 – Emissão de gases de e estufa proveniente de actividades industriais

Gases do efeito estufa

Existem quatro gases principais do efeito estufa que são: dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4), óxido nitroso (N_2O) e gases fluoretados.

- **Dióxido de carbono:** é o mais abundante entre os gases de efeito estufa, visto que pode ser emitido a partir de diversas actividades humanas. Por exemplo: o uso de combustíveis fósseis, como carvão mineral e petróleo.
- **Gás metano:** provém de actividades humanas ligadas a aterros sanitários, lixo e pecuária. Além disso, pode ser produzido por meio da digestão de *ruminantes* e eliminado por fontes naturais. Cerca de 60% da emissão de metano provém de acções antrópicas.
- **Óxido nitroso:** pode ser emitido por bactérias no solo ou no oceano, como também das actividades agrícolas. Exemplos dessas actividades são cultivo do solo, uso de fertilizantes nitrogenados e tratamento de dejectos.

Gases fluoretados: são produzidos pelo homem a fim de atender às necessidades industriais. Como exemplos desses gases, podemos citar os hidrofluorcarbonetos, usados em sistemas de arrefecimento e refrigeração; hexafluoreto de enxofre, usado na indústria electrónica; perfluorocarbono, emitido na produção de alumínio; e clorofluorcarbono (CFC), responsável pela destruição da camada de ozónio. Veja a figura que se segue.

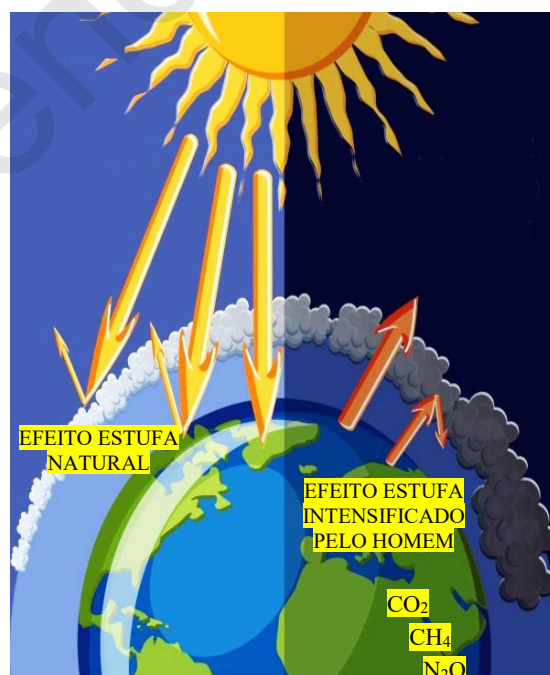


Fig. 40 – Imagem do exemplo do efeito estufa natural e provocado pela acção humana

Além desses gases, há também o **vapor de água**, que contribui para o efeito estufa. O vapor da água capta o calor irradiado pela Terra, distribuindo-o novamente em diversas direcções, aquecendo, dessa forma, a superfície terrestre.

Por que se fala do efeito estufa como problema?

O dióxido de carbono em excesso pode tornar-se um problema. O ***CO₂ é um dos gases da*** atmosfera que melhor absorve a radiação solar, contribuindo para o aquecimento da Terra. Embora não seja o único “gás de estufa”, o CO₂ é aquele que causa mais preocupação devido à grande quantidade existente. Nós, nas diversas actividades humanas, lançamos para atmosfera, anualmente, cerca de 5 mil milhões de toneladas de CO₂, criando problemas de aquecimento global da Terra.

É do seu conhecimento que a principal fonte natural do calor é o sol. Dos raios solares que incidem sobre o planeta, resultam radiações ultravioletas (UV) e radiações infravermelhas. Uma parte da radiação infravermelha é absorvida pelas nuvens e pelo dióxido de carbono, aquecendo a atmosfera e criando o conhecido efeito de estufa.

É por efeito de estufa que mantém o clima estável na Terra e sem grandes variações. A retenção do calor por uma estufa pode ser comparada ao processo que ocorre no interior de um carro fechado e estacionado ao sol. Sem ela, a temperatura média do planeta seria de -18 °C, como actualmente.

Caro(a) aluno(a), depois da leitura do texto sobre o efeito de estufa acreditamos que ficou mais sensibilizado, pois este é um assunto de grande preocupação para o Homem se quiser continuar a viver na Terra. Juntos, vamos preservar o ambiente porque é nossa casa, fora da Terra não há vida.

Muito bem, agora responda às questões que lhe apresentamos a seguir.



Exercícios

1. Como é que se pode obter o dióxido de carbono na indústria? Escreva a equação química desse processo.
2. Assinale com X, as alternativas que melhor completam a frase por forma a corresponder as aplicações do dióxido de carbono. O dióxido de carbono é usado...
 - a) ... no fabrico de cervejas, refrigerantes;
 - b) ... em extintores de incêndio;

- c) ... como combustível em fogões a gás;
- d) ... em misturas frigoríficas.

3. Assinale com X a reacção de obtenção laboratorial de dióxido de carbono.

- | | |
|---|---|
| a) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | c) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$ |
| b) $\text{CO}_{2(g)} + \text{Ca(OH)}_{2(aq)} \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | d) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_2$ |

4. Assinale com X a alínea que retrace o processo de identificação do dióxido de carbono.

- | | |
|---|---|
| a) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | c) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$ |
| b) $\text{CO}_{2(g)} + \text{Ca(OH)}_{2(aq)} \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | d) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_2$ |

5. Assinale com X as alternativas correctas.

- a) O CO_2 é um dos gases da atmosfera que melhor absorvem radiação solar, contribuindo para o aquecimento da Terra.
- b) Pode-se reduzir o efeito de estufa aumentando o uso de combustíveis fósseis.
- c) A vegetação tem um papel vital na manutenção de uma concentração estacionária de dióxido de carbono na atmosfera.
- d) A destruição das florestas para exploração da madeira, agricultura, pastagem de gado, caça causa danos irreparáveis ao ecossistema terrestre.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que o dióxido de carbono é um gás incolor, inodoro, incomburente, mais denso que o ar que é produzido pelos seres vivos (durante a respiração) e, em grande quantidade, pela queima dos combustíveis fósseis e queimadas das florestas.

É produzido no laboratório por reacção de ácidos diluídos com carbonatos e, na indústria, por decomposição de carbonato de cálcio. A sua identificação é feita graças à formação de precipitado branco quando ele reage com soluções de hidróxido de cálcio ou de bário.

O dióxido de carbono reage como qualquer óxido ácido com bases formando sal e água.

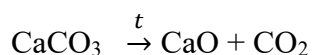
É usado no fabrico de cervejas, refrigerantes, extintores de incêndio e no gás usado nas misturas frigoríficas.

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



Chave de correcção

1. Na indústria, o dióxido de carbono é obtido a partir da decomposição térmica do calcário. A equação de obtenção industrial de dióxido de carbono:



2. a), b), d)
3. a)
4. b)
5. a), c), d)

LIÇÃO Nº 21: Monóxido de carbono: problemas ambientais

Introdução

Na lição anterior iniciamos o estudo dos compostos de carbono sobre os óxidos. O foco foi para o dióxido de carbono, no que concerne à sua obtenção, características, identificação e aplicações. Nesta lição vamos tratar do monóxido de carbono, sua obtenção, propriedades e aplicações. Um olhar será dado igualmente aos problemas ambientais a ele relacionados.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever a obtenção do monóxido de carbono;
- Explicar as propriedades físicas e químicas do monóxido de carbono;



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



Monóxido de carbono

De fórmula química CO , onde o carbono apresenta valência II, o monóxido de carbono ou óxido de carbono (II), é um gás incolor, sem cheiro e tóxico mesmo em baixas concentrações. A toxicidade deste gás deriva do facto de ter maior afinidade com a hemoglobina (proteína contida no sangue responsável pelo transporte de oxigénio), impedindo a captação de oxigénio necessário à respiração. Uma permanência prolongada em ambiente com monóxido de carbono pode ser fatal. Atenção a esse risco!

Infelizmente, por ser incolor e inodoro podemos estar expostos onde ele exista sem nos apercebermos logo à partida. Este gás é levemente inflamável, quer dizer, arde com uma chama azul e usa-se no processo do alto-forno como redutor de minerais para produção de metais.

Obtenção do monóxido de carbono

O monóxido de carbono é produzido pela queima de carvão ou outros materiais ricos em carbono, em condições de pouco oxigénio e/ou alta temperatura. A principal fonte de emissão deste gás são os

veículos que libertam produtos da queima incompleta de combustíveis derivados do petróleo como a gasolina e o diesel, ou seja, substâncias ricas em carbono.

No **laboratório**, o monóxido de carbono é obtido pela reacção do dióxido de carbono (CO_2) e carbono: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$

Propriedades físicas e químicas do monóxido de carbono

O monóxido de carbono é um gás incolor, inodoro, menos denso que o ar e pouco solúvel em água.

- Reage com oxigénio produzindo dióxido de carbono: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$
- Na escala industrial o monóxido de carbono reage com minerais (contendo metais) para produção de ferro e níquel, retirando o oxigénio desses minerais.

Estamos no fim da nossa lição, vamos, no entanto, exercitar um pouco para certificarmo-nos do quanto conseguiu assimilar este conteúdo. Agora responda às questões que se seguem.



Exercícios

1. Assinale com X a opção que esteja quimicamente correcta.
 - a) O monóxido de carbono é uma substância benéfica para a saúde.
 - b) O maior produtor de monóxido de carbono é a respiração dos seres vivos.
 - c) O monóxido de carbono é uma substância muito tóxica que pode asfixiar o Homem.
 - d) No laboratório o monóxido de carbono é obtido a partir da reacção do dióxido carbónico com água.
2. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) O monóxido de carbono por ser incolor e inodoro não prejudica o Homem que esteja exposto num ambiente onde esse gás existe em quantidade;
 - b) O monóxido de carbono é produzido pela queima de materiais ricos em carbono, em condições de pouco oxigénio e/ou alta temperatura;
 - c) O monóxido de carbono reage com oxigénio produzindo dióxido de carbono e água;
 - d) Industrialmente usa-se o monóxido de carbono para produção de ferro e níquel, a partir dos respectivos minerais.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

O monóxido de carbono é um gás incolor, inodoro e tóxico. Daí que não se recomenda uma permanência prolongada em ambiente que tenha monóxido de carbono porque pode ser fatal.

Este gás é produzido pela queima de materiais ricos em carbono, sob condições de pouco oxigénio e/ou de alta temperatura.

No laboratório obtém-se o monóxido de carbono a partir da reacção do dióxido de carbono e carbono.

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



Chave de correcção

1. c)
2. a) – F; b) – V; c) – F; d) – V

LIÇÃO Nº 22: Ácido carbónico e carbonatos

Introdução

Além de óxidos, o carbono forma compostos pertencentes à função ácido e sal. Embora já tenhamos estudado essas funções, no módulo anterior, onde abordamos a fórmula geral, nomenclatura, classificação, propriedades e aplicações, nesta lição, vamos apresentar-lhe algumas particularidades do ácido carbónico e dos respectivos sais.

Chamamos à sua atenção a estes detalhes.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar as propriedades físicas e químicas do ácido carbónico e dos carbonatos;
- Mencionar as principais aplicações dos carbonatos;
- Ocorrência dos carbonatos.



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



Ácido carbónico e carbonatos

O ácido carbónico é um composto químico que se forma quando o gás carbónico se dissolve na água. É considerado um ácido fraco que ocorre no meio ambiente e é encontrado também na chuva, nas bebidas, refrigerantes e no sangue.



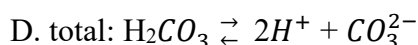
O ácido carbónico (H_2CO_3) existe somente em solução aquosa. É um ácido muito fraco, instável e decompõe-se facilmente em dióxido de carbono e água.



O ácido carbónico é dibásico, dissocia-se em duas etapas como se mostra a seguir.

Etapla 1: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ ← Ião hidrogenocarbonato

Etapla 2: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ ← Ião carbonato



Como resultado da dissociação forma-se dois tipos de sais: **sais neutros e sais ácidos**. Os **sais neutros** denominam-se **carbonatos (CO_3^{2-})**, por exemplo CaCO_3 e os **sais ácidos** têm o nome de **hidrogenocarbonatos (HCO_3^-)**, por exemplo $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

O ácido carbónico é usado na produção de água mineral gaseificada, na produção de refrigerantes, no realce de sabor e da aparência.

Muito bem, vejamos a seguir alguns detalhes sobre os sais que o ácido carbónico forma.

Carbonatos (CO_3^{2-})

***Carbonatos** - são sais inorgânicos formados pelo anião carbonato, CO_3^{2-} e metais.*

Exemplos:

CaCO_3 , Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, MgCO_3 , BaCO_3 .

Estes sais são, no geral, insolúveis em água com excepção do carbonato de amónio $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ e carbonatos de metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, etc).

Os carbonatos são muito frequentes na natureza podendo ser encontrados no mármore, no calcário, na argila, na casca de ovo, na crosta de moluscos, etc.

Principais aplicações dos carbonatos

Os carbonatos são importantes na agricultura, na construção e, de forma geral na economia.

- **Carbonato de sódio** é usado na fabricação de sabões, detergentes, corantes, remédios, papel e no tratamento de água de piscina.
- **Carbonato de cálcio** utiliza-se na correcção da acidez dos solos, na fabricação do vidro, na produção do cimento, aço, cremes dentários, medicamentos, etc. Encontra-se no mármore, no calcário, na argonita, etc.
- **Carbonato de potássio** é usado na produção de porcelana, vidro, sabão, cerâmicas, lã, fertilizantes agrícolas, explosivos, etc.
- **Carbonato de magnésio** usa-se na produção de produtos farmacêuticos, dispositivos cirúrgicos, fios elásticos, etc.
- Os carbonatos (mármore) também são usados em esculturas, campas e casas para o embelezamento.

Ocorrência dos carbonatos em Moçambique

Os carbonatos mais comuns em Moçambique são o mármore e o calcário. O **mármore** existe no distrito de Montepuez (província de Cabo Delgado), enquanto o **calcário** abunda em

Muanza (Sofala), Nacala (Nampula) e Salamanga (Maputo Província).

Sobre os hidrogenocarbonetos irá aprender os respectivos detalhes no segundo ciclo do ensino secundário.

Estamos a chegar no fim da nossa lição. Para se certificar do nível de assimilação desta matéria, responda às questões que lhe apresentamos, a seguir.



Exercícios

1. Nas frases seguintes assinale com "X" a opção correcta:

- a) Os carbonatos são sais orgânicos formados pelo anião CO_3^{2-} .
- b) Os carbonatos são constituintes dos minerais existentes em Muanza (Sofala), Nacala (Nampula) e Salamanga (Maputo Província).
- c) Os carbonatos são sais inorgânicos formados pelo anião CO_3^{2-} .
- d) Os carbonatos são sais do ácido carbónico existentes em todos minerais do subsolo.

2. Assinale com "X" a alternativa correcta. Os carbonatos são sais do ácido carbónico.

- a) Os carbonatos mais comuns em Moçambique são o mármore, argila e o calcário.
- b) O mármore existe no distrito de Montepuez, na província de Cabo Delgado, enquanto o calcário abunda em Muanza (Sofala), Nacala (Nampula) e Salamanga (Maputo Província).
- c) Os carbonatos não fazem parte do solo e nem são importantes na agricultura como fertilizantes.
- d) Os carbonatos usam-se no fabrico de vidro, cerâmica, cal viva, esculturas, etc.

3. Indique a opção que contem sais carbonatos

- a) Carbonato de sódio, Sulfato de cálcio, Carbonato de potássio e Carbonato de magnésio.
- b) Sulfato de magnésio, Carbonato de sódio, Carbonato de potássio e Carbonato de cálcio
- c) Anidrido carbónico, Carbetto de cálcio, Carbonato de potássio e Carbonato de cálcio
- d) Carbonato de sódio, Carbonato de cálcio, Carbonato de potássio e Carbonato de magnésio.

Muito bem, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da lição

O ácido carbónico é um ácido fraco que se forma a partir do gás carbónico dissolvido na água. Este ácido existe sob forma de solução aquosa daí poder ser encontrado nos refrigerantes, bebidas, etc.

Os carbonatos são usados na fabricação de sabões, detergentes, corantes, papeis, na correcção da acidez dos solos, na fabricação do vidro, na produção do cimento, aço, cremes dentários, medicamentos, fertilizantes agrícolas, explosivos. São também usados em escultura, campas e casas.

Os carbonatos mais comuns em Moçambique são o mármore e o calcário. O mármore pode ser encontrado no distrito de Montepuez e o calcário abunda nos distritos de Muanza, Nacala e Salamanga.

Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na chave de correcção. Então, conseguiu resolver os exercícios acertadamente? Excelente trabalho! Está a aprender bem esta matéria. Pode continuar com o seu estudo passando à lição que se segue. Se teve dificuldade em resolver os exercícios, sugerimos que procure a ajuda de colegas ou que visite o Centro de Apoio e Aprendizagem e peça apoio ao tutor. Convém não avançar com o seu estudo sem compreender bem esta matéria, pois vai precisar destes conhecimentos para as lições que se seguem. Não desanime.



Chave de correcção

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

LIÇÃO Nº 23: Silício e seus compostos

Introdução

O Silício é um elemento químico da mesma família do carbono que aparece em abundância no universo, mas ele nunca é encontrado isolado, só combinado.

Nesta lição, vai poder conhecer as variedades alotrópicas do silício, a sua obtenção bem como as suas propriedades e aplicações.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar a ocorrência do silício na Natureza;
- Mencionar as variedades alotrópicas do silício;
- Descrever os métodos de obtenção do silício;
- Explicar as propriedades físicas e químicas do silício;
- Explicar as propriedades e aplicações do dióxido de silício e dos silicatos.



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



O Silício

Ocorrência na Natureza

Onde podemos encontrar o silício?

Caro(a) aluno(a), o silício existe na natureza, fundamentalmente, na forma combinada, sob forma de dióxido de silício (sílica) e de silicatos, devido à sua grande reactividade com o oxigénio. Existe praticamente em todas as rochas, argilas, terras, etc. É o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre.

Propriedades físicas e variedades alotrópicas

O silício é um elemento com brilho metálico e é um semicondutor (conduz corrente eléctrica).

A condutibilidade eléctrica do silício aumenta com o aumento da temperatura.

O átomo de silício não forma ligações múltiplas. O silício elementar apresenta uma estrutura diamantífera, brilho metálico e uma cor cinzento-escuro, este elemento é opaco.

De número atómico 14, o silício encontra-se na natureza na forma de três **isótopos**, respectivamente

Si^{28} , Si^{29} e Si^{30} , isto é, silício de massa 28, silício de massa 29 e silício de massa 30. Se está recordado, quando isso acontece (um elemento químico apresentar-se com massas diferentes), diz-se que o mesmo está na forma de **isótopos**. Sendo o isótopo de massa 28, o mais abundante.

É de salientar que o silício existe na natureza sob dois estados alotrópicos.

- O **silício cristalino** (com brilho de aço)
- O **silício amorfo**

Muito bem, se está recordado, estados alotrópicos correspondem à existência de átomos de um mesmo elemento sob forma de arranjos diferentes entre si, formando estruturas diversificadas e, também, com propriedades diferentes. Já tínhamos tido os exemplos do diamante e da grafite.

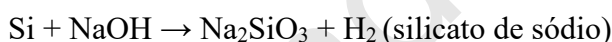
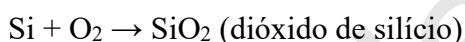
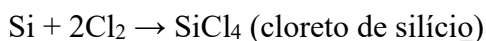
Propriedades químicas

Quais são as reacções típicas para este elemento?

Caro(a) aluno(a), à temperatura ambiente o silício é inerte, isto é, não reage com qualquer elemento ou qualquer substância química.

À temperatura elevada reage com halogéneos, oxigénio, nitrogénio e bases fortes.

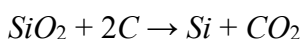
Exemplos:



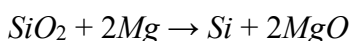
Métodos de obtenção

Do ponto de vista técnico o silício é obtido de várias maneiras:

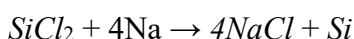
- **Redução da sílica pelo coque**



- **Redução de dióxido de silício pelo magnésio**



- **Redução do tetracloreto de silício por um metal (sódio, magnésio ou zinco)**



Aplicações do silício

O silício é aplicado como semicondutor na tecnologia, sobretudo, no fabrico de baterias solares usadas nos satélites artificiais, cósmicos e nas naves espaciais. Na metalurgia como redutor e na formação de ligas metálicas.

Com certeza você ficou a saber sobre este elemento químico que era de certa forma desconhecido para si. Então vejamos alguns compostos por si formados, começando por óxidos.

Dióxido de silício, SiO₂

O dióxido de silício constitui o principal constituinte da areia e de pedras rochosas. Portanto, a areia que se pisa, a areia que usamos para diversos fins, é constituída pelo dióxido de silício, que é o composto mais estável de silício.

O dióxido de silício é um sólido de natureza cristalina, isto é, apresenta-se sob forma de cristais, de estrutura semelhante à do diamante.

As figuras abaixo representam a estrutura (uma estrutura tetraédrica) e a forma pela qual se apresenta o dióxido de silício na natureza. Veja as figuras que se seguem.

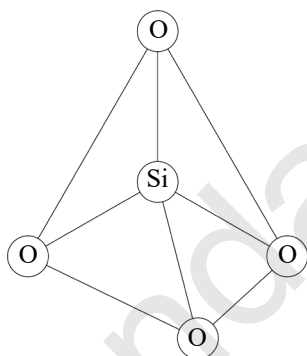


Fig. 41 – Estrutura tetraédrica do SiO₂



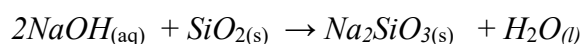
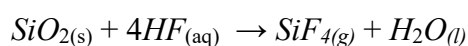
Fig. 42 – Mineral do SiO₂

Propriedades físicas e químicas

O dióxido de silício, também conhecido como **quartzo** ou **sílica**, de fórmula SiO₂, é uma substância sólida, de difícil fusão. É o principal componente da areia.

Tal como o silício, o dióxido de silício também pode ser encontrado na forma **cristalina** (cristais regulares) e na forma **amorfa** (estruturas irregulares, sem forma). Este óxido é muito duro, insolúvel em água e funde a 1610 °C, transformando-se num líquido incolor que, após arrefecimento, forma uma massa vítrea. O dióxido de silício amorfo é menos abundante na natureza.

Possui propriedades ácidas, mas não reage com água nem com ácidos, excepto o ácido fluorídrico, originando, neste caso particular, o fluoreto de silício e água. Também reage com bases, formando silicatos.



Aplicações

O dióxido de silício é usado no fabrico de cimento, vidro, artigos de cerâmica, de aparelhos de gravação e reprodução de som, na construção de obras.

Já ouviu falar de silicatos? Onde podemos encontrar?

Para melhor entender este tema, leia cuidadosamente a matéria que lhe apresentamos a seguir.

Silicatos

Ocorrência

Os silicatos são abundantes na Natureza. A crosta terrestre é composta, principalmente, por sílica e silicatos. Os silicatos ocorrem em argila, o feldspato, o talco e a areia. Os silicatos fazem parte das diferentes rochas: *granito*, *gnaisse*, *basalto* e *xistos*. Muitas pedras valiosas como, por exemplo, a esmeralda, topázio e água-marinha representam cristais formados de silicatos.

Aqui você não precisa de saber com detalhes os tipos de rochas mas é importante conhecer a importância dos compostos de silício e os nomes das rochas e das pedras preciosas uma vez que existem em Moçambique.

Importância

Os compostos de silício desempenham um papel importante na economia de um país. Os granitos que se empregam a título dos materiais de construção fazem parte dos silicatos. Os silicatos servem de igual modo de matéria-prima na produção de vidro, cerâmica e cimento. São também usados no adoçamento da água (aluminossilicatos), na produção de papel, borracha e tintas.

Ora, chegados a este ponto, nada melhor que aferir o nível de assimilação do que já aprendeu nesta lição. Então, vamos isso: responda às questões que se seguem.



Exercícios

1. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.
 - a) O silício ocorre na natureza em forma de silicatos e dióxido de silício ou sílica.
 - b) O silício é um elemento com brilho metálico e é um semicondutor.
 - c) A condutibilidade eléctrica do silício aumenta com o aumento da temperatura.
 - d) O silício não conduz a corrente eléctrica.

2. Assinale com X as alternativas correctas. Compare a estrutura do dióxido de silício com a de CO_2 .
- a) Dióxido de silício (SiO_2) é tetraédrica.
 - b) Dióxido de carbono apresenta rede iónica.
 - c) Dióxido de carbono é linear ($\text{O} = \text{C} = \text{O}$).
 - d) A rede de SiO_2 é cristalina.

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

O silício ocorre na natureza sob a forma de dióxido de silício e silicatos;

O silício, dióxido de silício e os silicatos são economicamente muito importantes;

O silício é aplicado, entre outros, na produção de semicondutores e na electrónica;

Um dos novos produtos à base de silício é o silicone, cuja aplicação é também bastante importante e envolve os mais variados sectores da actividade humana.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção.



Chave de correcção

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

LIÇÃO Nº 24: Produção do cimento, vidro e cerâmica

Introdução

O cimento é um dos materiais de construção mais importantes em todo o mundo, servindo mesmo como indicador económico de um país.

Nesta lição, iremos fazer a abordagem sobre a produção de cimento, vidro, assim como a de cerâmica.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Explicar o processo de produção do cimento, vidro e cerâmica.



Para assimilar esta lição, você precisa de, no mínimo, de 45 minutos



Produção de cimento

Você sabia que o cimento é uma substância hidráulica aglutinante que pode permanecer sólida durante muito tempo, tanto na água como no ar?

Em Moçambique existem fábricas de cimento. Então, como é produzido o cimento?

As principais matérias-primas para a produção do cimento são: *calcário, argila e gesso*.

Para a produção de cimento aquece-se gradualmente a mistura de calcário, gesso e argila, até temperaturas de 1450 °C de modo a expelirem os gases provenientes da termólise (quebra das ligações dos átomos por acção do calor) da matéria-prima e permitir que os óxidos formados possam reagir entre si. Veja as figuras que se seguem.



Fig. 43 – Ensacado para consumidores que não possuem silos



Fig. 44 – Granel para consumidores que possuem silos de armazenagem

Durante a “cozedura”, o calcário decompõe-se formando dióxido de carbono (CO_2) e cal viva (CaO). A cal viva, em contacto com argila, forma os silicatos e aluminatos de cálcio, que constituem o cimento.

Existem vários tipos de cimento. O cimento ordinário ou Portland é aquele que apresenta a qualidade exigida para a construção civil.

Se vive em Nacala, Dondo ou Matola você poderá falar com o seu professor de disciplina para fazer uma visita de estudo à fábrica de cimento para consolidar a matéria. Temos a certeza que você vai ficar muito encantado!

É do seu conhecimento que o cimento é usado na construção de estradas, pontes, edifícios, etc. Na construção usa-se o cimento misturado com outras substâncias adicionais. O material de construção que se obtém pela mistura de cimento, água e substâncias adicionais, como: a areia e o cascalho dá-se o nome de **betão**.

A diferença entre o betão e a argamassa reside no diâmetro das substâncias adicionais. Quando as substâncias adicionais forem finas tem-se a argamassa.

Em que zona de Moçambique é produzido o cimento?

Muito bem, acabamos de falar há pouco que, aquele que tem o privilégio de viver em Nacala, Dondo ou Matola, podia fazer uma visita de estudos à Fábrica de cimento. Então pode-se afirmar que o cimento “portland” é produzido em Moçambique nas fábricas de Maputo (Matola e Matutuine), Dondo e Nacala. Vamos em seguida referir-nos às bases fundamentais sobre o vidro e sua produção.

Produção de vidro

O que é o vidro?

Caro(a) aluno(a), do ponto de vista científico, pode-se afirmar que o vidro é uma mistura de silicatos, dióxido de silício e vários óxidos metálicos como Na_2O , CaO , MgO , Al_2O_3 e outras substâncias. O vidro tem uma estrutura amorfa (sem forma) e não tem fórmula química.

A composição e propriedades do vidro dependem do campo de aplicação do mesmo.

Para a produção do vidro mistura-se a areia, calcário e carbonato de sódio. Esta mistura da matéria-prima é aquecida a temperaturas de $1400\text{ }^\circ\text{C}$ até fundir. A seguir a mistura é arrefecida até cerca de $1000\text{ }^\circ\text{C}$ e finalmente moldada.

Em Moçambique o vidro é produzido na companhia Vidreira de Moçambique, localizada na Machava, na província de Maputo.

Você poderá mencionar as áreas de aplicação do vidro? Acreditamos que sim. Então, faça um pequeno resumo no seu caderno mencionando as aplicações de vidro e depois mostra ao seu docente de disciplina.

Produção de cerâmica

Caro(a) aluno(a), a cerâmica é matéria do seu domínio, pois nós acreditamos que você teve oportunidade de assistir à produção de utensílios caseiros feitos de barro (por exemplo, panelas, potes, etc.) desde a sua moldura até a queima.

Então, sabe que a cerâmica é relativa a materiais e artigos fabricados a partir das substâncias refractárias, por exemplo, de argila, carbonetos e óxidos de alguns metais.

Em função da sua aplicação, os artigos de cerâmica dividem-se em: cerâmica de construção, cerâmica quimicamente resistente, cerâmica técnica e cerâmica habitual.

A cerâmica de construção engloba os seguintes materiais: tijolos, telhas, tubos, chapas de revestimento, entre outros.

A cerâmica técnica aplica-se à produção de isoladores, condensadores, velas de ignição, cadinhos de alta temperatura e tubos.

Já a cerâmica quimicamente resistente emprega-se na indústria química. Veja a figura que se segue.



Fig. 45 – Telhas



Fig. 46 – Vasos



Fig. 47 – Peças de porcelana

O processo de fabricação dos artigos cerâmicos consiste em preparar a massa cerâmica, moldar, secar e cozer. Essas operações realizam-se de modo diferente, em função da natureza dos materiais iniciais e das exigências apresentadas ao produto. Por exemplo, na fabricação do tijolo, a matéria-prima (argila + outros minerais) é triturada, misturada e humedecida. A massa plástica obtida é formada, secada e depois submetida ao cozimento à temperatura de 900 °C. Durante o cozimento ocorre a aglomeração condicionada pelas reacções químicas na fase sólida. A aglomeração realiza-se segundo

um regime rigorosamente determinado e conduz à obtenção do material que possui propriedades prescritas.

Alguns artigos cerâmicos são cobertos por esmalte, uma camada fina de material vítreo. O esmalte torna o artigo cerâmico brilhante e impermeável à água, protege-o contra poluições e acção de ácidos e bases.

Para consolidar os seus conhecimentos vamos resolver alguns exercícios que lhe propomos.



Exercícios

1. Das afirmações seguintes, assinale com um X a única opção correcta.
 - a) Os silicatos são sais do ácido carbónico.
 - b) O vidro é uma substância amorfa, transparente e rígida usada no fabrico de louça.
 - c) Em Moçambique, o cimento é produzido nas províncias de Tete, Nampula e Sofala.
 - d) Os artigos de cerâmica só são produzidos em Moçambique pelo processo caseiro.
2. Mencione as principais aplicações do vidro, do cimento e da cerâmica.
3. Quais são os dois materiais muito importantes para a construção civil produzidos a partir do cimento?

Muito bem caro aluno, já resolveu os exercícios que lhe propusemos, mas não faça agora a comparação das suas respostas com as da chave de correcção, primeiro leia o resumo da sua lição.



Resumo da Lição

Nesta lição aprendeu que:

O dióxido de silício e os silicatos são vastamente aplicados na construção civil. A partir deles produzem-se objectos de cerâmica, vidro, cimento argamassa, betão, entre outros.

Agora compare as suas soluções com as que lhe são propostas na chave de correcção.



Chave de correcção

1. b)
2. O vidro, o cimento e a cerâmica têm uma vasta aplicação nas actividades humanas.
Consoante as proporções utilizadas de cada um dos componentes, do acréscimo de outros obtém-se vários tipos de vidro, de acordo com a finalidade. O mesmo verifica-se no fabrico de cimento e na cerâmica.
3. O cimento é usado na construção de estradas, edifícios e pontes.

Venda proibida



TESTE DE PREPARAÇÃO DO MÓDULO 4

1. Dados os elementos químicos imaginários e respectivos números atômicos, responda às questões que seguem, assinalando com X a afirmação correcta: ${}_{15}\text{A}$, ${}_9\text{B}$, ${}_{12}\text{E}$, ${}_8\text{D}$.
 - A. O elemento B localiza-se no grupo VII porque:
 - a) Os elementos do sétimo grupo apresentam 7 electrões na última camada;
 - b) Quando se faz a distribuição electrónica ele apresenta 7 camadas;
 - c) Em suas reacções pode perder 7 electrões;
 - d) Quando ganha sete electrões forma a estrutura mais estável.
 - B. Considerando que o elemento B seja um halogéneo, são verdadeiras as seguintes afirmações:
 - a) Na forma livre encontramos o elemento sob forma de moléculas diatómicas B_2 , pois seus átomos compartilham 1 electrão que lhes falta, ficando estáveis;
 - b) Em suas reacções perde 1 electrão formando o catião B^+ , que é estável;
 - c) Em suas reacções ganha 1 electrão formando o anião B^- , que é estável;
 - d) O elemento B pode ser encontrado na forma combinada visto que é muito reactivo.
2. A obtenção do cloro no laboratório pode ser traduzida através da equação química: Assinale com X a alternativa certa:
 - a) $2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 - b) $2\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
 - c) $2\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - d) $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
3. Assinale com V ou F, conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas:
 - a) Os iões cloreto podem ser identificados pela formação de precipitado branco quando em presença de iões prata.
 - b) A equação que elucida a identificação dos iões cloreto é: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$
 - c) A equação que elucida a identificação dos iões cloreto é: $2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 - d) O cloro pode ser usado na produção de cloretos, branqueamento de tecidos, tratamento da água.
4. O ácido clorídrico, uma solução aquosa, reage com várias substâncias. Marque com X as equações químicas correctas:
 - a) $2\text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - d) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

5. O enxofre ocorre na natureza, no estado livre, sob forma de duas variedades alotrópicas que são: Assinale com X as respostas certas:
- a) Diamante. b) Rômbico. c) Grafite. d) Monoclínico.
6. De entre os produtos da reacção do enxofre com várias substâncias, forma-se o óxido de enxofre (IV) e o sulfureto de cobre (I). As equações químicas que traduzem a formação desses produtos são: assinale com X.
- a) $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$ c) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
b) $2\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$ d) $2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
7. A equação química que traduz a etapa mais importante na obtenção de ácido sulfúrico na indústria é: Assinale com X a alínea certa.
- a) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ c) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
b) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ d) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
8. Assinale com V ou F conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas sobre as aplicações do ácido sulfúrico.
- a) Solução de baterias automóveis.
b) Produção de adubos, como por exemplo, os sulfatos.
c) Tratamento de água para o consumo.
d) Purificação dos derivados do petróleo.
9. Assinale com V ou F conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas sobre a cinética química.
- a) Velocidade de uma reacção química é a quantidade de reagentes consumidos ou de produtos formados, em função do tempo.
b) A Teoria das colisões diz que para que uma reacção química ocorra, deve haver choque ou colisão entre as partículas reagentes.
c) A energia mínima necessária para que a reacção ocorra, chama-se energia de activação.
d) A velocidade das reacções químicas é igual para todas reacções que decorrem à mesma temperatura e pressão.
10. Assinale com um X as alíneas que indicam os factores que afectam a velocidade de uma reacção química.
- a) Quantidade de reagentes c) Concentração
b) Temperatura d) Pressão

11. Um determinado medicamento produz efeito mais rapidamente quando se encontra em pó ou se dissolvido em água. Explique a que se deve este facto.
12. De entre as aplicações dos compostos de fósforo, a produção de adubos constitui uma das mais importantes. Assinale com X as afirmações certas:
- a) A adubação permite a introdução no solo dos elementos necessários para o crescimento, desenvolvimento das plantas e aumento da colheita das culturas agrícolas;
 - b) O uso de adubos orgânicos é mais recomendado pois, estes são amigos do ambiente;
 - c) Além da adubação orgânica, existe igualmente a adubação mineral e organomineral;
 - d) Os adubos facilitam o crescimento das plantas, mas não são gastos durante o processo.
13. Assinale com V ou F, conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas.
- Considera-se que uma reacção reversível alcançou o estado de equilíbrio quando:
- a) Velocidades das reacções directas e inversa são iguais;
 - b) Todos os reagentes encontram-se completamente gastos;
 - c) Concentrações dos reagentes e dos produtos são constantes;
 - d) Os produtos estão completamente formados.
14. Marque com X as afirmações verdadeiras:
- a) O aumento da intensidade de qualquer factor desloca o equilíbrio para a direita;
 - b) Deslocam o estado de equilíbrio os factores: temperatura, pressão e concentração;
 - c) O deslocamento de equilíbrio é explicado com base no Princípio de Le Chatelier;
 - d) Quando o volume dos reagentes é igual ao dos produtos em reacções que participam substâncias gasosas, o factor pressão não tem influência no estado de equilíbrio.
15. Moçambique faz parte do grupo de países em que existem grandes reservas de petróleo bruto e de gás natural. Assinale com X as afirmações verdadeiras a estas relacionadas:
- a) Na refinação do petróleo obtém-se, primeiro, componentes mais densos;
 - b) O petróleo bruto é um líquido escuro, oleoso, insolúvel em água, inflamável;
 - c) No nosso país há evidências da ocorrência do petróleo na bacia do Rovuma, na província de Cabo Delgado, bem como em Pande e Temane, na província de Inhambane;
 - d) Os componentes do petróleo bruto são separados através da destilação fraccionada, que ocorre em refinarias.

16. O silício e seus compostos constitui matéria-prima para diferentes áreas económicas. Assinale com X as afirmações verdadeiras.

- a) O silício é usado no tratamento de doenças da pele, na produção de gás natural;
- b) O dióxido de silício é o principal constituinte da areia e pedras rochosas, sendo usado no fabrico de cimento, vidro, artigos de cerâmica;
- c) As matérias-primas para a produção do cimento são calcário, gesso e argila.
- d) Em todas as províncias do nosso país existem fábricas de vidro.

Venda proibida



Chave de Correção

1. A – a); B – a), c), d)
2. d)
3. a)-V, b)-V, c)-F, d)-V
4. a), b), d)
5. b), d)
6. b), c)
7. c)
8. a), b), d)
9. a)-V, b)-V, c)-V d)- F
10. b), c), d)
11. Quando em pó ou dissolvido, aumenta-se a superfície de contacto. E quanto maior for a superfície de contacto, maior é a velocidade da reacção.
12. a), b), c)
13. a), c)
14. b), c), d)
15. b), c), d)
16. b), c)

Bibliografia

- Afonso, A. e. (2007). *Módulo 3 - 9ª classe. Elementos do grupo VII A da Tabela periódica - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2007). *Módulo 4 - 9ª classe. Elementos do grupo VI A da Tabela periódica - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2007). *Módulo 5 - 9ª classe. Elementos do grupo IV A da Tabela periódica - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Afonso, A. e. (2010). *Q.12 . Química 12ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.
- Barros, J. A. (2014). *Química 10ª Classe - Livro do aluno*. Maputo: Plural Editores.
- Guiamba, C. e. (2010). *Q.10 - Química 10ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.
- INDE. (s.d.). *Relatórios de Capacitação e Monitoria dos Programas Intermédios da 8ª e 9ª classes*. Maputo - Moçambique.
- INDE, M. . (2007). *Plano Curricular do Ensino Secundário Geral (PCESG)*, . Maputo, Maputo, Moçambique.
- Lembo, A. e. (1983). *Química, Volume 1*. São Paulo - Brasil: Ática.
- MEC – INDE, M. (2006). *Programas Intermédios de Química - da 8ª e 9ª classe*. Maputo, Maputo, Moçambique.
- Silva, F. N. (2009). *Q.9 - Química 9ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.

