



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

QUÍMICA



MÓDULO 3

Venda proibida

PESD I

Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo



Baixar Livros & Exames em PDF

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

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

BAIXAR TODOS LIVROS ESCOLARES — MOÇAMBIQUE

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

12ª CLASSE

11ª CLASSE

10ª CLASSE

9ª CLASSE

8ª CLASSE

7ª CLASSE

6ª CLASSE

5ª CLASSE

4ª CLASSE

3ª CLASSE

2ª CLASSE

1ª CLASSE

BAIXAR TODOS MÓDULOS ESCOLARES —

MÓDULOS DO I CICLO

MÓDULOS DO II CICLO

LIVROS POR DISCIPLINAS - TODAS

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

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

C. NATURAIS

C. SOCIAIS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

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

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

BIOLOGIA

FÍSICA

GEOGRAFIA

HISTORIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

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

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

BIOLOGIA

DGD

FILOSOFIA

FÍSICA

FRANCÊS

GEOGRAFIA

HISTÓRIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

TODOS EXAMES

TODOS EDITAIS

TODOS LIVROS

BAIXAR EXAMES DE **ADMISSÃO** — MOÇAMBIQUE

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

IFP / Formação de Professores

UEM

UJC/ ISRI

ISPG

ISPSONGO

AC. MILITAR

PRM

ISCAM

ICS — SAÚDE — ENSINO MÉDIO

ETP / Ensino técnico Profissional

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

UNIZAMBEZE

ISPT

ISCISA

ACIPOL

CFJJ

IFAPA

EDITAIS

ENEM

VESTIBULARES

ENCCEJA

TODOS EXAMES

Programa do Ensino Secundário à Distância - 1º Ciclo

PESD I

Módulo 3 de Química

Moçambique – 2023

Ficha Técnica

© Ministério da Educação e Desenvolvimento Humano

Título:

Módulo 3 de Química

Direcção Geral:

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

Coordenação:

-
- Castiano Pússua Gimo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Elaboração:

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

Revisão Instrucional:

-
- Armando Machaieie

Revisão Científica:

-
- Estevão Bento Cocho
 - Elina A. Raimundo

Revisão Linguística:

-
- Elísio Sansão Miambo

Ilustração:

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

Maquetização:

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

Impressão:

Caro(a) aluno(a),

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

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

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

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

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

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

Bons Estudos!

Maputo, aos 18 de Janeiro de 2024



CARMELITA RITA NAMASHUNGA

MINISTRA DA EDUCAÇÃO E DESENVOLVIMENTO HUMANO

ÍNDICE

INTRODUÇÃO	5
I. SOBRE O PESD 1.....	5
II. SOBRE A DISCIPLINA DE QUÍMICA.....	5
III. PROCESSO DE ESTUDO	5
IV. AVALIAÇÃO	6
V. ÍCONES	7
INTRODUÇÃO DO MÓDULO.....	8
LIÇÃO Nº 1: ÓXIDOS.....	9
LIÇÃO Nº 2: PROPRIEDADES QUÍMICAS E APLICAÇÕES DE ÓXIDOS.....	16
LIÇÃO Nº 3: ÁCIDOS.....	30
LIÇÃO Nº 4: PROPRIEDADES QUÍMICAS E APLICAÇÕES DE ÁCIDOS.....	40
LIÇÃO Nº 5: BASES OU HIDRÓXIDOS	47
LIÇÃO Nº 6: PROPRIEDADES QUÍMICAS E APLICAÇÕES DAS PRINCIPAIS BASES.....	53
LIÇÃO Nº 7: INDICADORES ÁCIDO-BASE.....	58
LIÇÃO Nº 8: SAIS	64
LIÇÃO Nº 9 - PROPRIEDADES QUÍMICAS E APLICAÇÕES DOS PRINCIPAIS SAIS ...	74
LIÇÃO Nº 10: TRANSFORMAÇÃO DUMA FUNÇÃO QUÍMICA NOUTRA	78
TESTE DE PREPARAÇÃO - MÓDULO 3.....	81
CHAVE DE CORRECÇÃO.....	84
BIBLIOGRAFIA.....	85

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 (7^a, 8^a ou 9^a 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 9^a 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.

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 porquê? 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 DO MÓDULO

Seja bem-vindo, caro (a) aluno (a), ao estudo do módulo **3** 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: Classes dos compostos inorgânicos. E compreende as lições 1 a 10.

Venda proibida

Introdução

No módulo 1 (um) você aprendeu as propriedades da matéria, tendo-se destacado três tipos: as propriedades gerais, propriedades funcionais e propriedades específicas. Sobre as propriedades funcionais, dissemos que são características comuns a certos grupos de substâncias e que constituem funções químicas (classes de substâncias químicas). Existem 4 classes de substâncias inorgânicas e que constituem as chamadas funções inorgânicas, que são: **os óxidos, ácidos, bases e sais**.

Dada a importância dessas classes de substâncias, vamos, nesta lição, iniciar o estudo da primeira, a dos **óxidos**, onde daremos destaque à definição, classificação, nomenclatura e às propriedades físicas.

De certo modo, caro(a) aluno(a), já tem algum conhecimento relacionado a essas funções, tanto do seu cotidiano como da aprendizagem em lições anteriores. Assim, fora de novas informações, faremos uma revisão de outros conteúdos, pelo que acreditamos que será matéria fácil de assimilar.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir óxidos;
- Classificar óxidos;
- Nomear os óxidos;
- Descrever as propriedades físicas dos óxidos.



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



Óxidos

Durante o estudo do oxigénio, no módulo 2, dissemos que ele reage com quase todas as substâncias, formando produtos constituídos por dois elementos, sendo um dos quais o próprio **oxigénio** e um outro **elemento químico qualquer**. A esses produtos dissemos que chamávamos de **óxidos**.

Por outras palavras, dissemos que quando o oxigénio reage com outras substâncias, tudo acontece como se os elementos químicos que compõem essa substância ganhassem o oxigénio. Portanto, ao

processo de ganho de oxigénio chamamos **oxidação**, e ao produto desse processo chamamos **óxido**. Sendo assim, designa-se óxidos aos compostos formados por dois elementos, em que um deles é oxigénio.

Da definição resulta uma **fórmula geral** que é aplicável a qualquer composto que seja óxido.

Fórmula geral dos óxidos:

Onde:



E – elemento químico qualquer (metal ou ametal)

n – valência do elemento ligado ao oxigénio

2 – Valência do oxigénio

Com certeza que você se lembra que para montar ou escrever a fórmula química de qualquer óxido, escreve-se o símbolo do elemento **E** e, em seguida, o do oxigénio (**O**), seguidamente, coloca-se as valências por cima de cada símbolo químico e faz-se a troca de valências. Sendo necessário, simplifica-se os índices com base no máximo divisor comum dos índices e, assim, tem-se a fórmula química devidamente escrita.

É importante o conhecimento das valências, onde numa primeira fase basta consultar na tabela de valências, mas pela força do hábito de as usar sempre, você acabará fixando algumas.

Valência de um elemento – é a capacidade de combinação entre os átomos para a formação de compostos.

Tabela de Valências de alguns elementos

Valência	Exemplo de elementos com essa valência
I	H, Li, K, Na, Ag, Cu, Hg, F, Cl, Br, I
II	Mg, Ba, Be, Fe, Cu, Ag, Zn, Pb, Sn, Hg, C, N, O
III	Al, Fe, P, N
IV	C, Si, Pb, Sn, S, N
V	N, P,
VI	S, O
VII	Cl, Br, I

Assim, teremos as fórmulas dos óxidos assim escritas:

Símbolos químicos	Valências	Troca de valências	Simplificação	Fórmula química
Al O	$\overset{III}{Al} \overset{II}{O}$	$Al_2 O_3$	Não necessário	Al_2O_3
C O	$\overset{II}{C} \overset{II}{O}$	C_2O_2	$C_{2/2}O_{2/2}$	CO
C O	$\overset{IV}{C} \overset{II}{O}$	C_2O_4	$C_{2/2}O_{4/2}$	CO₂
P O	$\overset{V}{P} \overset{II}{O}$	P_2O_5	Não necessário	P₂O₅

Como pode ter notado, o procedimento que lhe apresentamos para a formação de óxidos já era de seu conhecimento e foi mais uma recapitulação. Assim, vamos, de seguida, ver como é que podemos classificar aos óxidos.

Classificação dos óxidos

Tomando como base o tipo de elemento químico a que o oxigénio se encontra ligado, distinguem-se 2 tipos de óxidos: **óxidos metálicos e óxidos ametálicos (não-metálicos)**.

Óxidos metálicos ou óxidos básicos

Óxidos metálicos - são óxidos formados por um elemento metálico e oxigénio.

Exemplos: K_2O ; BaO ; Fe_2O_3 ;

Lembre-se, caro(a) aluno(a), que a ferrugem que se forma em objectos metálicos é exemplo de óxido metálico.

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

Óxidos ametálicos ou óxidos ácidos

Óxidos ametálicos - são óxidos formados por um elemento ametálico ou não-metálico e oxigénio.

Exemplos: CO ; P_2O_5 ; NO_2 .

Os gases libertos na queima da vela (CO e CO_2) são óxidos ametálicos.

Os óxidos ametálicos ou não-metálicos são também chamados de **óxidos ácidos**, pois reagem com a água formando **ácidos**.

O critério para classificar os óxidos baseia-se na identificação do tipo de elemento químico a que o oxigénio se liga, se é metal ou ametal. Por ter aprendido metais e ametais ao longo do estudo da tabela periódica, acreditamos que você consiga fazer esta classificação.

Como é que procedemos para dar nomes aos óxidos? Logicamente que cada óxido tem seu nome. O acto de dar nomes chama-se **nomenclatura**. Então, vejamos, a seguir, a nomenclatura dos óxidos.

Nomenclatura dos óxidos

Para os **óxidos metálicos** vale a seguinte regra:

Óxido + de + nome do elemento

Para elementos com mais que uma valência, especifica-se a valência usada na circunstância, no final do nome (entre parênteses e em numeração romana).

Exemplos:

K_2O – Óxido de potássio

Fe_2O_3 – Óxido de ferro (III)

BaO – Óxido de bário

FeO – Óxido de ferro (II)

Para os óxidos de elementos **não-metálicos**, é usada a seguinte regra:

Prefixo + óxido + de + nome do ametal

Usa-se os **prefixos mono, di, tri, tetra, pent**,... para indicar, respectivamente **1, 2, 3, 4, 5**,... átomos de oxigénio presentes no óxido.

Exemplos:

CO – Monóxido de carbono

SO_3 – Trióxido de enxofre

CO_2 – Dióxido de carbono

Cl_2O_7 – Heptóxido de (di) cloro

NO_2 – Dióxido de nitrogénio

N_2O_4 – Tetróxido de (di) nitrogénio

Pode também ser usada a regra da nomenclatura de óxidos metálicos para óxidos ametálicos de mais que uma valência.

Exemplos:

CO_2 – Óxido de carbono (IV)

NO_2 – Óxido de nitrogénio (IV)

CO – Óxido de carbono (II)

SO_3 – Óxido de enxofre (VI)

Acreditamos que não seja complicado dar nomes aos óxidos. Se estiver a encarar alguma dificuldade, não hesite. Aproxime-se a um colega e estudem juntos ou dirija-se ao Centro de Apoio e Aprendizagem e fale com o seu tutor.

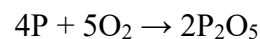
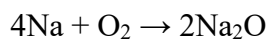
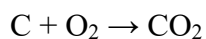
É importante sabermos como é que se pode obter óxidos. Então vejamos a seguir.

Métodos de obtenção de óxidos

Reacção química entre o oxigénio e outros elementos químicos

O principal método de obtenção de óxidos consiste na reacção do oxigénio com outros elementos.

Exemplos:



Propriedades físicas dos óxidos

À temperatura ambiente, os óxidos apresentam-se em diferentes estados físicos. Por exemplo:

- Óxidos de metais são geralmente sólidos (Al_2O_3 , Fe_2O_3 , ZnO)
- Alguns óxidos ametálicos são sólidos (P_2O_5)
- Outros óxidos ametálicos são líquidos (H_2O)
- Também existem óxidos ametálicos gasosos (CO , NO_2 , SO_2)
- A sua solubilidade em água é bastante variável, pois, há uns que são solúveis, outros pouco solúveis e ainda outros insolúveis.

Com certeza que muito do que até então abordamos não é tão novo para si, então sugerimos-lhe que responda às questões que lhe apresentamos para se certificar do seu nível de assimilação.



Exercícios

1. Faça corresponder através de linhas a **coluna A** dos óxidos à **coluna B**, referente à classificação dos óxidos:

Coluna A		Coluna B
a) BaO		1 – Óxido ametálico
b) Cu ₂ O		
c) Cl ₂ O ₅		
d) SO ₂		2 – Óxido metálico
e) ClO		
f) Al ₂ O ₃		

2. Preencha os espaços abaixo com os nomes compostos dados:

a) SO₂ _____

b) BaO _____

c) Al₂O₃ _____

d) Cu₂O _____

e) Cl_2O f) Cl_2O_5

3. Escreva as fórmulas químicas dos seguintes compostos:

a) Trióxido de (di) fósforo _____

b) Óxido de cobre (II) _____

c) Óxido de magnésio

d) Óxido de enxofre (VI)

e) Monóxido de nitrogénio _____

f) Óxido de lítio

4. Complete e acerte as equações químicas abaixo para a obtenção dos óxidos:

a) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$

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

b) $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow$

d) $S + O_2 \rightarrow$

Caro aluno, está de parabéns, já resolveu os exercícios que lhe apresentamos, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que se segue.



Resumo da lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que existem 4 classes de compostos inorgânicos, nomeadamente: óxidos, ácidos, bases e sais. Os óxidos constituem a classe de compostos formados por dois elementos, sendo o oxigénio um deles. Para escrever a fórmula química dos óxidos, escreve-se os símbolos do oxigénio e do outro elemento, coloca-se as valências por cima, procede-se à troca das valências, simplifica-se os índices, se necessário, e assim tem-se a fórmula.

Classificamos os óxidos em metálicos e ametálicos, consoante a ligação do oxigénio com um elemento metálico ou ametálico, respectivamente. Os óxidos metálicos são também chamados de óxidos básicos, enquanto os ametálicos, de óxidos ácidos.

Os nomes dos óxidos derivam da aplicação correcta das regras: Óxido + de + nome do elemento, para óxidos metálicos e Prefixo + óxido + de + nome do ametal, para óxidos ametálicos. A obtenção dos óxidos é possível mediante a reacção do oxigénio com elementos químicos metálicos ou ametálicos.

Agora confira as suas respostas, confrontando-as com as da chave de correção 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), b), f) – 2; c), d), e) – 1
2.
 - a) Dióxido de enxofre ou óxido de enxofre (IV)
 - b) Óxido de bário
 - c) Óxido de alumínio
 - d) Óxido de cobre (I)
 - e) Monóxido de cloro ou óxido de cloro (I)
 - f) Pentóxido de (di) cloro ou óxido de cloro (V)
3.

a) P_2O_3	c) MgO	e) NO
b) CuO	d) SO_3	f) Li_2O
4.

a) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$	c) $2\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
b) $4\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{O}$	d) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

LIÇÃO Nº 2: Propriedades químicas e aplicações de óxidos

Introdução

A essência do estudo da Química reside na transformação das substâncias, que chamamos de reacções químicas.

Com certeza ainda se lembra que quando se fala de propriedades químicas estão em causa as reacções químicas da substância em referência, neste caso, dos óxidos. Assim, pretendemos que no final desta lição você saiba com que substâncias os óxidos reagem, que produtos se formam nessas reacções. É igualmente importante que saiba em que condições se formam os produtos. Desejamos que você assimile estes e outros conteúdos sem dificuldades.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades químicas dos óxidos;
- Realizar experiência química sobre as propriedades dos óxidos metálicos.
- Mencionar as aplicações dos principais óxidos.



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



Propriedades químicas dos óxidos

Caro(a) aluno(a), cada tipo de óxido, se óxido metálico ou ametálico, reage de forma diferente do outro, daí encontrarmos uma variabilidade de reacções. Vejamos a seguir como é que cada tipo se manifesta.

1. Reacção de óxidos metálicos com a água

Para elucidarmos como este tipo de reacção ocorre, iniciaremos por descrever uma experiência.



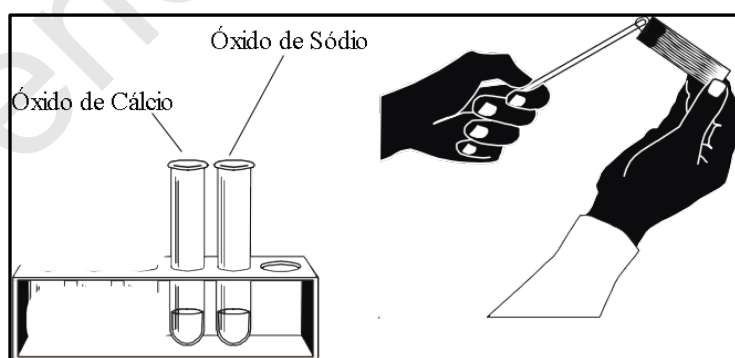
REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: Reacção de óxidos de cálcio, de sódio e de magnésio com a água

Material	Substâncias
• Tubos de ensaio (3) • Suporte para tubos de ensaio • Espátulas • Pipetas • Pêra	• Óxido de cálcio (CaO) • Óxido de sódio (Na₂O) • Óxido de magnésio (MgO) • Água destilada • Fenolftaleína • Papel de tornassol

Procedimento

- Coloca-se meia espátula de óxido de cálcio (CaO) no tubo de ensaio;
- Adiciona-se 10 ml de água destilada no tubo de ensaio e agita-se;
- Com auxílio de uma pipeta, deita-se algumas gotas da solução no papel de tornassol. Observa-se.
- Depois de 5 minutos e com auxílio de uma pipeta, acrescenta-se algumas gotas de fenolftaleína no tubo de ensaio. Observa-se.
- Repete-se a experiência usando o óxido de sódio e, depois, o óxido de magnésio, no lugar do de cálcio. Observa-se o que acontece.



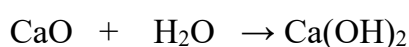
Observação

- Quando se adiciona água destilada no tubo de ensaio com óxido de cálcio, observa-se a formação de um líquido branco turvo, de aspecto leitoso. Deitando algumas gotas de tornassol, a coloração azul torna-se intenso e, ao adicionar gotas de fenolftaleína, a coloração da solução transforma-se para a cor de rosa ou vermelha.

- Quando se adiciona água destilada no tubo de ensaio com óxido de sódio ou de magnésio e agita-se, forma-se uma solução incolor. Deitando algumas gotas de tornasol, a coloração azul torna-se intensa e, ao adicionar gotas de fenolftaleína, a coloração da solução transforma-se para a cor de rosa ou vermelha.

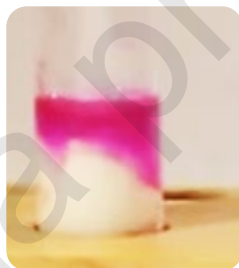
Explicação/Conclusão

No tubo de ensaio ocorre a reacção entre o óxido de cálcio com água, formando o **hidróxido** ou **base**, segundo a equação:



Hidróxido

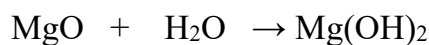
Em água, o hidróxido liberta iões OH^- responsáveis pelo carácter básico da solução, que se comprova pela cor azul intensa no papel de tornasol ou pela formação da cor-de-rosa, em presença da fenolftaleína.



Cor de rosa do hidróxido em presença da fenolftaleína

Esta é uma equação de reacção exotérmica, por isso, também aparece o vapor da água e as paredes do tubo de ensaio ficam ligeiramente quentes.

Mesma conclusão tiramos com relação aos óxidos de sódio e magnésio, pois, reagem com a água formando respectivos **hidróxidos** ou **bases**, conforme elucidam as equações químicas:



Assim, podemos generalizar afirmando que na reacção de um **óxido metálico (óxido básico)** com a água forma-se uma **base ou hidróxido**.



É por isso que aos óxidos metálicos, também se dá o nome de óxidos básicos, pois eles reagem com a água e formam bases.

Prossigamos com a descrição da realização de mais uma experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Reacção do óxido de cobre (II) com a água

Materiais e reagentes

Material	Substâncias
• Tubo de ensaio • Suporte para tubos de ensaio • Espátulas • Pipetas • Pêra	• Óxido de cobre (II) - (CuO) • Água destilada • Papel de tornasol • Fenolftaleína

Procedimento

- Coloca-se meia espátula de óxido de cobre (II) (CuO) no tubo de ensaio;
- Adiciona-se 10 ml da água destilada no tubo de ensaio;
- Com auxílio de uma pipeta, deita-se algumas gotas da solução no papel de tornasol. Observa-se.
- Depois de 5 minutos, com auxílio de uma pipeta, acrescenta-se algumas gotas de fenolftaleína no tubo de ensaio. Observa-se.

Observação

Quando se adiciona água destilada no tubo de ensaio, não ocorre nada.

No papel de tornassol não se observa nenhuma alteração e, ao adicionar gotas de fenolftaleína, igualmente não se observa nenhuma alteração.

Explicação/Conclusão

O óxido de cobre (II) não reage com a água.

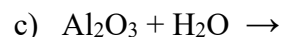
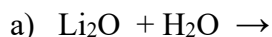
Os óxidos dos metais do terceiro grupo (Al_2O_3) e dos grupos secundários da tabela periódica (CuO , Cu_2O , Fe_2O_3 , etc.) não reagem com a água.

Muito bem, acreditamos que você esteja conseguindo entender esta matéria. No entanto, sugerimos-lhe que antes de prosseguir com outro tipo de informação resolva as questões abaixo.



Actividades

Complete e acerte as equações químicas abaixo que reflectem a reacção dos óxidos metálicos com a água:



Agora compare as suas respostas com as que apresentamos abaixo.



Na prática, a última equação química da reacção não ocorre. Mas para que você saiba formar os produtos e acertar a equação química, colocamos aqui.

Continuemos com a nossa lição partilhando outro tipo de reacção, a reacção de óxido básico com óxido ácido.

2. Reacção de óxido básico ou metálico com ácido

Caro(a) aluno(a), infelizmente ainda não sabe o que são ácidos. Este é um assunto que iremos estudar na próxima lição. Entretanto, fica apenas a ideia do que acontece quando os óxidos básicos reagem com os ácidos.

Se num tubo de ensaio misturarmos um óxido básico com um ácido e depois submetermos o mesmo conteúdo a um aquecimento de modo a fazer vaporizar o conteúdo líquido, notaremos, no fim, que no fundo do tubo de ensaio deposita-se uma mancha branca ou alguns cristais de cor branca.

Esta observação prova ter ocorrido uma reacção química entre o óxido metálico com o ácido.

Que produtos se formam dessa reacção química?

Da referência acima, nota-se que após a mistura tem-se uma solução que, no fim da vaporização, gera cristais brancos. São cristais de um **sal** e o líquido vaporizado é a água.

Portanto:

Na reacção entre **óxido metálico (óxido básico)** com um **ácido**, forma-se um **sal e água**.

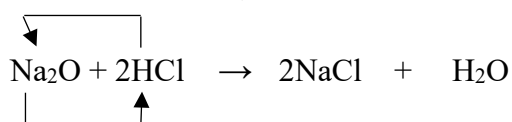
Generalizando:



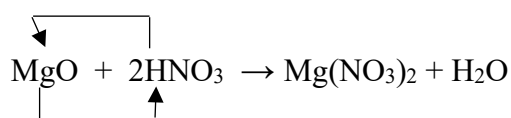
Para escrever as fórmulas químicas dos produtos da reacção, procede-se da seguinte maneira:

- O metal do óxido substitui o hidrogénio do ácido constituindo um sal;
- O hidrogénio saído do ácido liga-se ao oxigénio restante no então óxido, formando assim a água. Logicamente, faz-se a troca de valências correspondentes.

Exemplos



Sal



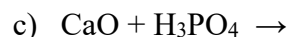
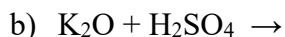
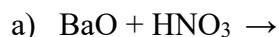
Sal

Chegados a este ponto, antes de prosseguir com outro tipo de reacção, pratique o que acabou de aprender, resolvendo as questões abaixo. Lembre-se que não é correcto espreitar as soluções antes de você resolver. Se o fizer está engando a si mesmo.

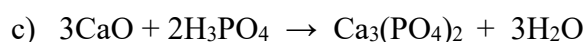
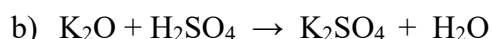
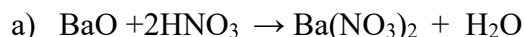


Actividades

Complete e acerte as equações químicas de reacção dos óxidos básicos abaixo com os ácidos:



Agora compare as suas respostas com as que apresentamos abaixo.



Note, caro(a) aluno(a), que para se compor a fórmula química do sal, o metal do óxido substitui o hidrogénio do ácido, pelo que, na sua composição, o sal apresenta **metal** e **radical ácido**. Não se esqueça, contudo, de proceder à troca de valências.

Então, caro(a) aluno(a), acertou em todas? Bravo! Você está de parabéns, isso mostra que está a entender bem a matéria. Se é que errou em mais de uma alínea, procure rever as equações das reacções anteriores e, seguindo os passos apresentados para a resolução, volte a completar a sua actividade. Coragem!

3. Reacção de óxidos ametálicos com a água

Lembre-se que aos óxidos ametálicos também são chamados de óxidos ácidos. Para melhor explicarmos este tipo de reacção, comecemos por realizar uma experiência.



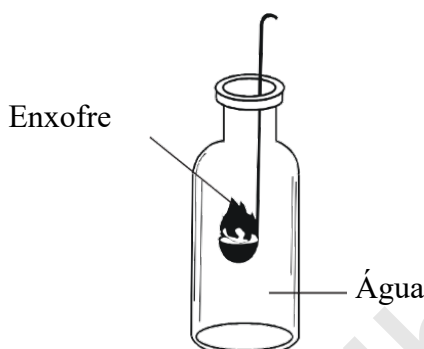
REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência – Reacção do dióxido de enxofre com a água

Material	Substâncias
• 1 copo de precipitação/frasco de reacção • 1 colher de combustão • vidro de relógio ou um pires • vela ou lamparina • espátula • Fósforo	• Enxofre • Água • Indicador (papel de tornasol ou flôr vermelha)

Procedimento

- Deita-se água no copo de precipitação, cerca de 1/3 da sua capacidade. E introduz-se nela uma flor vermelha;
- Introduz-se numa colher de combustão enxofre, cerca de 1/4 da sua capacidade;
- Submete-se a colher ao aquecimento, valendo-se da vela ou da lamparina;
- Introduz-se a colher de combustão com enxofre ardente no copo de precipitação, sem mergulhá-la na água.



- Mergulha-se o papel de tornasol no líquido do copo de precipitação e tapa-se pelo pires. Observa-se.

Observação

- Quando aquecido, o enxofre arde com uma chama branca, de cheiro forte que causa tosse;
- Ao introduzir a colher de combustão com enxofre ardente no copo de precipitação, nota-se a perda gradual da cor vermelha da flor e esta torna-se branca. O papel azul de tornasol fica vermelho.

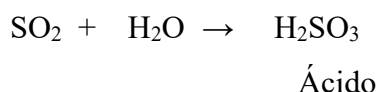
Explicação/Conclusão

Na combustão do enxofre formou-se o **dióxido de enxofre** (óxido ametálico), facilmente identificável pelo seu cheiro. O dióxido de enxofre na presença da água descora a flor e altera a cor azul do tornasol para vermelho. O descorar da flor e a alteração da cor do tornasol para vermelho provam ter-se formado um **ácido**, pois é a coloração típica numa solução ácida.

As equações químicas que traduzem, em palavras, as reacções que tiveram lugar são as seguintes:

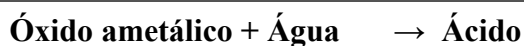
Enxofre + Oxigénio → Dióxido de enxofre (formação do óxido ametálico)

Dióxido de enxofre + Água → Ácido



Quando um óxido ametálico reage com a água forma-se um ácido. É por isso que o óxido ametálico é chamado de óxido ácido, pois em presença da água forma um ácido.

Generalizando, temos:

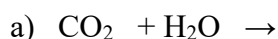


Caro(a) aluno(a), pratique o que acabou de aprender, resolvendo as questões abaixo. Lembre-se que não é correcto espreitar as soluções antes de você resolver. Se o fizer está engando a si mesmo.

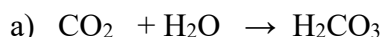


Actividades

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



Agora compare as suas respostas com as que apresentamos abaixo.



Note, caro(a) aluno(a), que para se compor a fórmula química do ácido, tudo ocorreu como se tivéssemos feito o somatório de todos os átomos dos reagentes.

Que tal, acertou em todas? Excelente! Você está de parabéns. Se é que teve dificuldades, não desanime. Se necessário debata a matéria com um colega e, em último caso, dirija-se ao Centro de Apoio à Aprendizagem que o tutor está lá a sua espera. Força!

Veja mais um tipo de reacção típica dos óxidos.

4. Reacção de óxido ácido com Bases ou (Hidróxidos)

À semelhança do que aconteceu com os ácidos, você ainda não conhece o que são bases, será matéria a aprender adiante. Vamos apenas dar a ideia do que é. Depois verá que é coisa fácil.

Importa, no entanto, referir que os hidróxidos ou bases são caracterizados por apresentarem um metal (Me) ligado ao ião hidroxila (OH^-) em sua composição. E, tendo em conta a troca de valências que ocorre na escrita de fórmulas químicas, a sua fórmula geral é $\text{Me}(\text{OH})_n$.

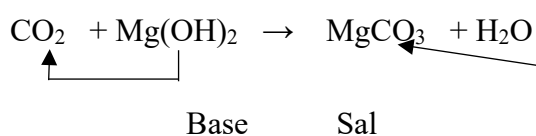
Então, quais são os produtos da reacção química entre um óxido ácido e uma base ou hidróxido?

Ora, sempre que um óxido ácido reage com uma base, forma-se **sal e água**.

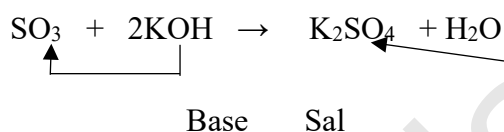


Para escrever a fórmula química do sal que resulta desta reacção, deve ter em conta que o sal é constituído por um metal e um radical ácido.

Sendo assim, para ter a fórmula do radical ácido que se liga ao metal temos de imaginar um átomo de oxigénio da base a se juntar aos átomos de oxigénio do óxido e, assim temos a dimensão do radical. Logicamente, sem se esquecer que ocorre a troca de valências. Desse modo, tem-se a fórmula do sal devidamente escrita. Ora, parece complicado, mas, na prática, é simples. Vejamos os exemplos.



Repare que o radical ácido no sal tem 3 oxigénios, enquanto o óxido tinha dois átomos.



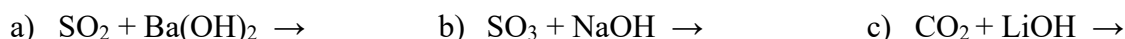
O radical ácido no sal tem 4 oxigénios, enquanto o óxido tinha 3 átomos.

Que tal, vamos praticar? Isso mesmo, é necessário. Então, resolva as questões a seguir.

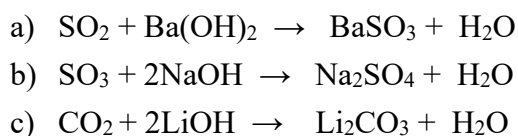


Actividades

Complete e acerte as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com hidróxidos:



Agora compare as suas respostas com as que apresentamos a seguir.



Que tal, acertou em todas? Excelente! Você está de parabéns. Se é que teve dificuldades, não desanime. Se necessário debata a matéria com um colega e, em último caso, dirija-se ao Centro de Apoio à Aprendizagem que o tutor está lá à sua espera. Força!

Estamos a caminho do fim da nossa lição. Mas, antes, vejamos algumas aplicações dos óxidos.

Aplicações de alguns óxidos

Dióxido de carbono (CO_2)

- Usado em extintores de incêndio como gás incomburente (extingue as chamas);
- No fabrico de refrigerantes e cervejas;
- Em comprimidos efervescentes.

Monóxido de carbono (CO)

- Usado na metalurgia, como redutor, na produção do ferro e outros metais;
- Na produção de metanol;
- Na produção de plásticos;

Dióxido de enxofre (SO_2)

- Usado como desinfetante;
- Na conservação de alimentos;
- Como branqueador de tecidos e alimentos;
- Na produção de vinhos;
- Na produção do ácido sulfúrico.

Óxido de cálcio (CaO)

Também conhecido como **cal viva**, é usado:

- Na indústria siderúrgica, na produção do ferro;
- Na produção do cimento e vidro;
- Na construção civil na produção de argamassa;
- Para calar ou pintar casas;
- Na obtenção da cal apagada (hidróxido de cálcio).

Dióxido de silício (SiO₂)

- Matéria-prima na produção de vidro;
- No fabrico de cimento.

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



Exercícios

- Complete e acerte as equações químicas de reacção de óxidos básicos:
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{MgO} + \text{HBr} \rightarrow$
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- Os óxidos ametálicos reagem com a água formando ácidos. Assinale com X a equação química certa de reacção do trióxido de enxofre com água.
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_2$
 - $2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_3$
- Os óxidos ácidos reagem com bases formando sal e água. Complete e acerte as equações abaixo;
 - $\text{CO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 - $\text{SO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- Faça corresponder as duas colunas através de setas de modo a obter correlações certas sobre as aplicações de alguns óxidos.

Óxido
1. CO ₂
2. CO
3. CaO
4. SO ₂

Aplicações
a) redutor na produção do ferro e outros metais; Na produção de metanol; Na produção de plásticos
b) na produção do ácido sulfúrico.
c) em extintores de incêndio; No fabrico de refrigerantes e cervejas
d) para caiar ou pintar casas; Na obtenção da cal apagada.

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu as propriedades químicas dos óxidos, que são as reacções típicas destes. Dissemos que:

Os óxidos metálicos ou óxidos básicos reagem com a água e formam bases ou hidróxidos, daí o nome óxido básico. Reagem, também, com ácidos e formam sal e água;

Os óxidos ametálicos ou óxidos ácidos reagem com a água e formam ácidos, daí a designação de óxido ácido. Reagem, também, com bases ou hidróxidos e o produto é sal e água;

Também aprendeu que os óxidos têm diferentes aplicações em várias áreas, desde a produção de metais, conservação de alimentos, produção de bebidas gaseificadas, construção civil, saúde, etc.

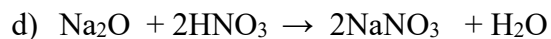
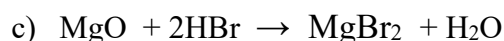
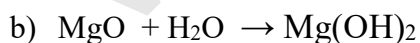
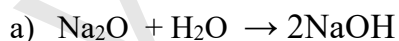
Ao escrever as equações químicas das reacções, é importante proceder à troca de valências dos componentes da substância e sempre acertar os coeficientes da reacção, pois uma equação química tem significado quando obedece a Lei de conservação de massa.

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!



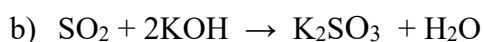
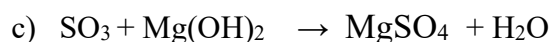
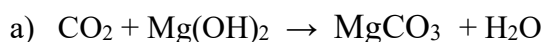
Chave de correcção

1.



2. b)

3.



4. 1 – c), 2 – a), 3 – d), 4 – b)



Glossário

Ácido – é uma substância que na sua composição apresenta o hidrogénio ligado a um radical e a sua fórmula geral é H_nX . Onde o X, representa o radical e o n, a valência do radical.

Bases ou hidróxidos - são substâncias que na sua composição encontramos um metal ligado à hidroxila (OH). A sua fórmula geral é $M(OH)_n$, onde M, é o metal e n, a valência do metal.

Venda proibida

LIÇÃO Nº 3: Ácidos

Introdução

Na introdução deste módulo afirmamos que você iria aprender as 4 classes de compostos inorgânicos. Nas duas aulas anteriores passou a ter um conhecimento profundo a respeito da classe dos óxidos. Vamos, portanto, a partir desta lição dedicar a nossa atenção aos ácidos.

Nesta lição prestaremos particular atenção à composição, classificação, nomenclatura e propriedades físicas dos ácidos, de tal maneira que você os possa reconhecer, pois, sem dúvida, já os conhece.

Gostaríamos, desde já, de convidar a si, caro(a) aluno(a), a revisitar as medidas de protecção e higiene quando se trabalha com substâncias químicas, sobretudo com os ácidos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir ácidos;
- Classificar ácidos;
- Nomear os ácidos;
- Descrever as propriedades físicas dos ácidos.



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



Ácidos

Conforme nos referimos acima, a palavra ácida representa um conjunto de substâncias que apresentam características semelhantes, constituindo assim uma classe de compostos ou função química.

A palavra ácida surge do Latim e era usada para dar a indicação de ser algo azedo ou acre. Entretanto, hoje a referência a ácidos está associada a uma essência que é encontrada em diferentes âmbitos, por exemplo, em frutas, bebidas, refrigerantes e, a nível industrial, quando se faz referência às bebidas, ao azeite, às baterias, à chuva, etc.

Então, o que são ácidos?

Antes de definirmos, vamo-nos inteirar sobre a sua composição, que por sinal irá facilitar o entendimento da definição.

Composição dos ácidos

Quando falamos de ácidos estamos a nos referir a substâncias que, na sua composição, apresentam **um ou mais átomos de hidrogénio** ligados a um radical, designado de **radical ácido**.

Por pertencerem à mesma classe de compostos, todos os ácidos obedecem à mesma **fórmula geral**.

Fórmula geral dos ácidos:



Onde:

H – é o hidrogénio;

X – é um ametal ou radical ácido;

n – valência de X (que se torna índice de hidrogénio, indicando assim o número de átomos de hidrogénio);



Como o hidrogénio tem valência um “I”, depois do X não se coloca o índice 1, resultante da troca de valências.

Radical ácido	Valência
F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , NO ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻ ,	I
S ²⁻ , SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ ,	II
PO ₃ ³⁻ , PO ₄ ³⁻	III

Tabela: *Alguns radicais ácido e suas valências*

A partir da fórmula geral dos ácidos e com o conhecimento de alguns radicais ácidos, podemos compor exemplos de fórmulas químicas de alguns ácidos. Lembre-se, caro(a) aluno(a), que na montagem da fórmula química de um composto, procede-se à troca de valências e o hidrogénio tem valência I.

Exemplos:

- HF; HCl, HBr, HI, HNO₂, HNO₃
- H₂S, H₂SO₄, H₂SO₃, H₂CO₃,
- H₃PO₃, H₃PO₄

É importante notar que a valência é de todo o radical (que pode ser apenas um átomo, como Cl ou vários átomos, como PO₄³⁻). Portanto, a valência III é de todo o agrupamento PO₄³⁻. Pelo que a troca de valências é entre o I, do hidrogénio que se torna índice do radical e o III, que passa a índice do hidrogénio.

O que são ácidos?



Svante Arrhenius (1859-1927)

Vários cientistas apresentaram suas propostas de definição de ácidos. Vamos, a nosso nível, definir ácidos com base no pensamento de **Svant Arrhenius** (químico sueco).

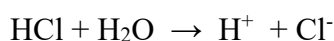
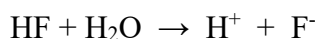
Segundo Arrhenius:

Ácidos – são substâncias que em solução aquosa dissociam-se, libertando apenas os iões de hidrogénio (H⁺) como ião positivo.

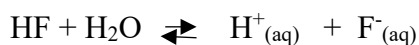
No módulo 2, você aprendeu que algumas substâncias quando colocadas na água, dissolvem-se, daí ter-se falado da solubilidade das substâncias. Entretanto, por vezes, além de se dissolver, também ocorre a dissociação, mais conhecida como **dissociação iónica**.

Então, segundo Arrhenius, um ácido é aquela substância que quando colocada na água, seus componentes separam-se sob forma de iões, sendo que o ião positivo, sempre é constituído por hidrogénio (H⁺) e o ião negativo é formado pelo radical (Xⁿ⁻).

Dos exemplos de ácidos que apresentamos acima, teremos o seguinte:



Tendo em conta que os iões formados permanecem na água e o processo é reversível, a representação correcta deve ser com uma dupla seta ($\rightleftharpoons$).



O H^+ liberto durante a dissociação provém da composição do próprio ácido, pois todo o ácido apresenta a fórmula geral H_nX , da qual já em água o H separa-se do radical X. O H^+ é responsável pelas características típicas dos ácidos, constituindo assim o que se chama de **grupo funcional dos ácidos**.

Vamos, a seguir, ver a classificação dos ácidos.

Classificação dos ácidos

Existem diferentes critérios de classificação dos ácidos. Vamos considerar apenas dois, nomeadamente: quanto à **presença de oxigénio** e quanto ao número de elementos.

❖ Quanto à presença do oxigénio

Caro(a) aluno(a), nas fórmulas químicas dos ácidos mais importantes listados na tabela anterior, certamente que consegue notar que existem ácidos que apresentam átomos de oxigénio na sua composição e outros tantos que não o têm. Assim, quanto à presença de oxigénio, classificamos os ácidos em:

Ácidos oxácidos – ácidos que em sua composição apresentam um ou mais átomos de oxigénio.

Exemplo: HNO_3 , H_2SO_4 ; H_2SO_3 ; H_3PO_4

Ácidos hidrácidos – ácidos que não apresentam oxigénio em sua composição.

Exemplo: HCl ; HF ; HBr ; H_2S

❖ Quanto ao número de elementos

Reparando nas fórmulas dos ácidos apresentados, você pode contar os elementos químicos que constituem determinado ácido. Esperamos que saiba diferenciar o número de elementos químicos do número de átomos de cada elemento químico.

Deste modo, temos ácidos formados por dois elementos, por três, por quatro, assim sucessivamente, dando lugar à seguinte classificação:

Ácidos binários – são aqueles ácidos que são formados por dois elementos químicos.

Exemplo:

HBr – é formado pelos elementos químicos hidrogénio e bromo.

H₂S – é formado pelos elementos químicos hidrogénio e enxofre.



Note que no último exemplo temos dois elementos químicos, o hidrogénio e o enxofre. Entretanto, são 2 átomos do elemento químico hidrogénio. Não confunda elemento químico com o número de átomos.

Ácidos ternários – são ácidos formados por três elementos químicos.

Exemplo:

HNO₂ – é formado pelos elementos químicos hidrogénio, nitrogénio e oxigénio.

H₃PO₄ - é formado pelos elementos químicos hidrogénio, fósforo e oxigénio.

HCN - é formado pelos elementos químicos hidrogénio, carbono e nitrogénio.

Ácidos quaternários – são ácidos formados por quatro elementos químicos.

Exemplo:

HCNS – é formado pelos elementos químicos hidrogénio, carbono, nitrogénio e enxofre.

Nomenclatura dos ácidos

A nomenclatura dos ácidos está associada ao critério de classificação destes de acordo com a presença ou ausência do oxigénio na molécula. Assim, valem as seguintes regras:

❖ Para ácidos hidrácidos (ácidos sem oxigénio)

Regra:

Ácido + nome do radical (ou elemento) + ídrico

Como pode notar, em ácidos hidrácidos, o radical ácido corresponde ao átomo de um ametal que você, certamente, conhece o respectivo nome. Então, após pronunciar a palavra ácido, basta acrescentar ao nome do elemento que constitui radical e a terminação **ídrico**, você já tem o nome do ácido devidamente atribuído.

Portanto, pronuncia-se a palavra **ácido**, seguido do **nome do radical**, estando este ligado à terminação **ídrico**.

Exemplos:

HCl – *Ácido clorídrico*

Ácido + nome do radical + ídrico

Ácido + clor(o) + ídrico

HF – *Ácido fluorídrico*

Ácido + nome do radical + ídrico

Ácido + flúor + ídrico

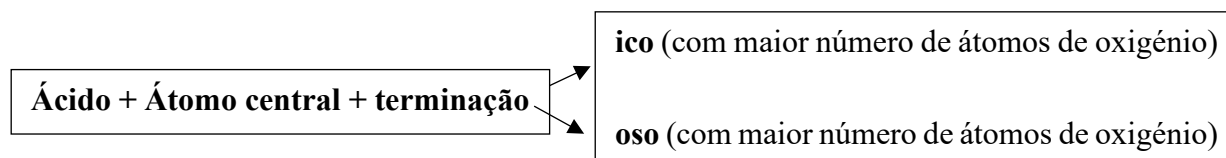
H_2S – **Ácido sulfídrico**

Ácido + nome do radical + ídrico

Ácido + sulphur (enxofre) + ídrico

❖ **Para ácidos oxácidos (ácidos com oxigénio)**

Regra:



Para ácidos oxácidos, geralmente usa-se a terminação **ico**. Entretanto, quando o mesmo elemento central forma dois ácidos oxácidos, usamos a terminação **ico** para o ácido de maior número de átomos de oxigénio e, a terminação **oso**, para o ácido de menor número de átomos de oxigénio.

Exemplos:

H_2CO_3 - **Ácido carbónico**

Ácido + elemento cetral + ico

Ácido + carbon(o) + ico

Para o elemento enxofre temos os ácidos: H_2SO_4 e o H_2SO_3

H_2SO_4 - **Ácido sulfúrico**

Ácido + sulfur + ico

H_2SO_3 - **Ácido sulfuroso**

Ácido + sulfur + oso

Para o elemento nitrogénio temos os ácidos: HNO_3 e HNO_2

HNO_3 - **Ácido nítrico**

Ácido + nitr(o) + ico

HNO_2 - **Ácido nítrico**

Ácido + nitr(o) + oso

Propriedades comuns dos ácidos

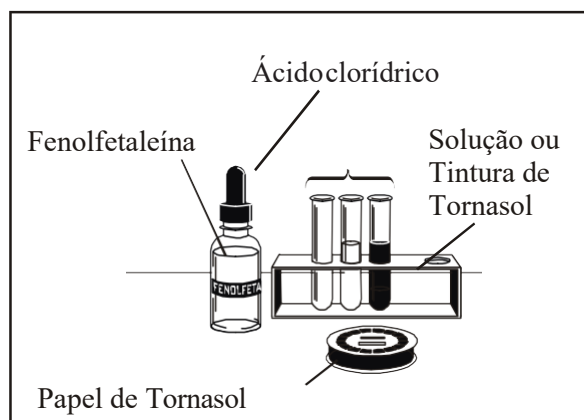
Caro(a) aluno(a), para melhor elucidar as características dos ácidos, recomenda-se a realização de experiências. Em próximas lições terá uma descrição detalhada das experiências. Entretanto, fique com a ideia genérica.

- As soluções ácidas conduzem a corrente eléctrica.



Condução eléctrica por soluções ácidas

- Alteram as cores de indicadores, por exemplo: o papel de tornassol inicialmente azul, fica vermelho; A solução alcoólica de fenolfetaleína mantém-se incolor.



- Têm sabor azedo como o do limão ou vinagre

Não se deve provar os ácidos através da língua, são corrosivos.



A alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor azedo característico, designadas de **propriedades ácidas**, são características concedidas pelos iões H^+ presentes em todo o ácido. É por isso que se diz que o H^+ é responsável pelas características ácidas.

O H^+ é o **grupo funcional dos ácidos**.

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



Exercícios

1. Assinale com um X a alínea que melhor completa a frase, de modo a corresponder com a definição de ácido.
Segundo Arrhenius, ácidos...
 - a) ...são substâncias que alteram as cores de indicadores para cores definidas.
 - b) ...são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões H^+ .
 - c) ...são substâncias que quando caem no nosso organismo criam sensação de queimadura.
2. Dados os ácidos, complete o quadro de modo a corresponder a classificação correcta dos mesmos:

Fórmula	Classificação quanto:	
	Presença de oxigénio	Número de elementos
H ₂ SO ₄		
H ₂ S		
HCN		
H ₃ PO ₄		

3. Complete o quadro abaixo de modo a traduzir as fórmulas químicas e os nomes dos ácidos estudados:

Fórmula do radical ácido	Valência do radical	Fórmula química do ácido	Nome do ácido
NO ₂ ⁻	I		
		HNO ₃	
Br ⁻			Ácido bromídrico
PO ₃ ³⁻	III		
		H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico

4. Decida se as seguintes afirmações são verdadeiras ou falsas, assinalando com V, as verdadeiras, e com F, as falsas.

Ácidos tripróticos

- Apresentam três elementos químicos na sua composição.
- Apresentam três átomos na sua composição.
- Apresentam três hidrogénios ionizáveis.

5. Marque com X aquelas que constituem as propriedades ácidas.

- o sabor amargo característico.
- a alteração de cores de indicadores.
- a condução eléctrica.
- o sabor azedo característico.

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da Lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que existem diferentes formas de definir ácidos, sendo que nós os definimos segundo Arrhenius. Para ele, ácidos são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões hidrogénio (H^+).

Na sua composição, os ácidos apresentam hidrogénio ligado ao radical ácido, por isso partilham a fórmula geral H_nX . Quando em solução aquosa dissociam-se em ião positivo, sempre H^+ e radical negativo (X^{n-}).

Podemos classificar os ácidos quanto à presença de oxigénio, onde temos ácidos hidrácidos (sem oxigénio na sua composição) e oxácidos (os que apresentam oxigénio). De acordo com o número de elementos presentes na composição, temos ácidos binários, ternários e quaternários, respectivamente, com 2, 3 e 4 elementos.

Os nomes de ácidos hidrácidos são obtidos pronunciando a palavra ácido + nome do radical (ou elemento) + ídrico; para os ácidos oxácidos, ácido + átomo central + terminação (ico ou oso), para maior e menor quantidade de átomos de oxigénio no radical, respectivamente.

Constituem propriedades típicas dos ácidos: a alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor azedo característico. Estas propriedades ocorrem por causa da presença de iões H^+ em todo o ácido, visto que este é o grupo funcional dos ácidos.

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. b)

Fórmula	Classificação quanto:	
	Presença de oxigénio	Número de elementos
H_2SO_4	Oxácido	Ternário
H_2S	Hidrácido	Binário
HCN	Hidrácido	Ternário
H_3PO_4	Oxácido	Ternário

2.

Fórmula do radical ácido	Valência do radical	Fórmula química do ácido	Nome do ácido
NO_2^-	I	HNO_2	Ácido nitroso
NO_3^-	I	HNO_3	Ácido nítrico
Br^-	I	HBr	Ácido bromídrico
PO_3^{3-}	III	H_3PO_3	Ácido fosforoso
PO_4^{3-}	III	H_3PO_4	Ácido fosfórico

3. a)-V; b)-F; c)-F

4. b), c), d)



Glossário

Radical ácido – é um átomo (ou grupo de átomos) que apresenta número ímpar de electrões e que permite ligar-se a átomos de hidrogénio.

Dissociação iónica – é a separação dos componentes de uma substância em iões, causada pela água.

Grupo funcional – corresponde ao conjunto de átomos ligados entre si e que são responsáveis pelas características que identificam o grupo.

LIÇÃO Nº 4: Propriedades químicas e aplicações de ácidos

Introdução

Quando se faz referência a propriedades químicas de uma substância, está em causa o conhecimento da reactividade química dessa substância, isto é, com quem essa substância reage e, que produtos se formam.

Nesta lição vamos, caro(a) aluno(a), apresentar-lhe algumas das várias reacções químicas dos ácidos com outras substâncias, bem como as aplicações dos ácidos mais importantes.

Fazemos votos de que você possa facilmente assimilar os conteúdos propostos.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades químicas dos ácidos;
- Mencionar as aplicações dos principais ácidos.



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



Propriedades químicas dos ácidos

Os ácidos reagem com diferentes substâncias. Entretanto, vamos apresentar-lhe a reacção com duas categorias de substâncias, nomeadamente a *reacção com óxidos metálicos* e a *reacção com bases*.

1. Reacção de ácidos com óxidos metálicos



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: Reacção de ácido clorídrico com óxido de cálcio

Materiais	Substâncias
✓ Tubo de ensaio ✓ Suporte para tubos de ensaio ✓ Espátulas ✓ Pipetas ✓ Bico de Busen	✓ Óxido de cálcio (CaO) ✓ Solução de ácido de clorídrico 1M

Procedimento

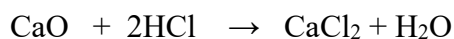
1. Coloca-se uma colher de óxido de cálcio no tubo de ensaio;
2. Adiciona-se 3ml de solução de ácido clorídrico 1M no tubo de ensaio. Observa-se.
3. Aquece-se o conteúdo do tubo de ensaio até esgotar o líquido. Observa-se.

Observação

Observa-se a formação de uma solução incolor. Quando se aquece até esgotar o líquido, nota-se cristais brancos nas paredes do tubo de ensaio.

Explicação/Conclusão

A formação da solução incolor é sinal de ter ocorrido uma reacção, cujo produto é sal e água, razão pela qual, depois de vaporizar a água, há depósito de cristais brancos do sal. A equação química correspondente a esta experiência é:



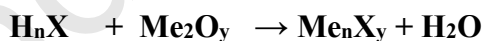
Sal

Generalizando, temos:



Portanto, na reacção entre um **ácido** com um **óxido metálico (óxido básico)**, forma-se um **sal e água**.

Considerando as fórmulas gerais dos ácidos, dos óxidos metálicos bem como dos sais, respectivamente, podemos generalizar:



Onde:

Me – metal

n – valência do radical ácido

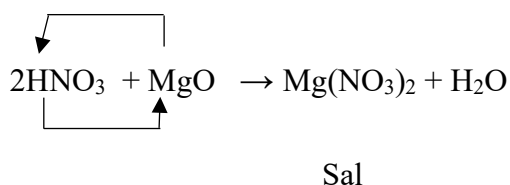
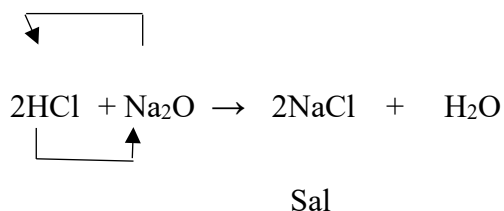
X – radical ácido

y – valência do metal

2 – valência do oxigénio

Note que na reacção, o metal do óxido substitui o hidrogénio do ácido e, por seu turno, o hidrogénio do ácido passa a ocupar o lugar que antes foi do metal. Portanto, há uma **dupla troca**. Logicamente, faz-se a troca de valências correspondentes.

Exemplos:

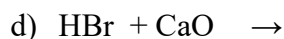
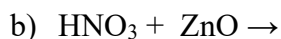
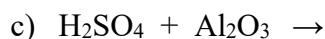
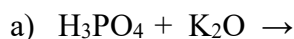


Caro(a) aluno(a), sugerimos-lhe que antes de prosseguir com outro tipo de reacção pratique o procedimento para a formação de produtos de reacção entre ácidos com óxidos básicos, resolvendo as questões abaixo. Lembre-se que não é correcto espreitar as soluções antes de você resolver.

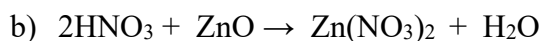
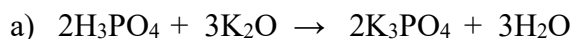


Actividades

Complete e acerte as equações químicas de reacção de ácidos com óxidos básicos



Agora compare as suas respostas com as que apresentamos a seguir.



Acertou em todas? Esperamos que sim.

Se, no entanto, errou em mais de uma alínea, procure rever as equações das reacções anteriores e, seguindo os passos apresentados para a resolução, volte a completar a sua actividade. Força!

Agora vamos prosseguir com a nossa lição apresentando-lhe como é que os ácidos reagem com as bases.

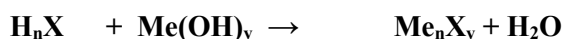
2. Reacção de ácidos com bases ou hidróxidos (reacção de neutralização)

Os hidróxidos ou bases constituirão assunto de estudo em nossas próximas lições. Já dissemos que são caracterizados por apresentarem um metal (Me) ligado ao ião hidroxila (OH) em sua composição. E a sua fórmula geral é $\text{Me}(\text{OH})_n$.

Que produtos se formam na reacção de um ácido com um hidróxido?



Considerando as fórmulas gerais dos ácidos, das bases ou hidróxidos, bem como dos sais, respectivamente, podemos assim generalizar:



Onde:

Me – metal

n – valência do radical ácido

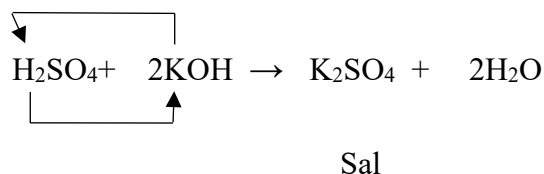
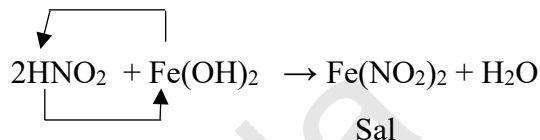
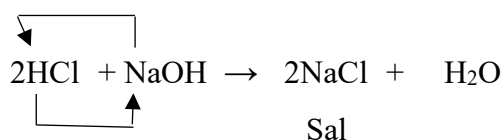
X – radical ácido

y – valência do metal

Note que, na reacção, o metal do hidróxido substitui o hidrogénio do ácido e, por seu turno, o hidrogénio do ácido passa a ocupar o lugar que antes foi do metal. Portanto, há uma **dupla troca**.

Na dupla troca que tem lugar, tudo ocorre como se o ácido estivesse a “anular” o carácter básico do hidróxido e o hidróxido, também, a “anular” o carácter ácido do ácido. Assim, o produto final não manifesta nem o carácter ácido e nem o carácter básico, apresentando, deste modo, o carácter **neutro**. É por isso que esta reacção é genericamente chamada de **reacção de neutralização**.

Exemplos:



Muito bem, acreditamos que você esteja a conseguir entender esta matéria. No entanto, sugerimos-lhe que antes de prosseguir com outro tipo de informação, pratique o procedimento para a formação de produtos de reacção entre ácidos com bases, resolvendo as questões abaixo. Não espreite as soluções antes de resolver as questões que lhe são colocadas.



Actividades

Complete e acerte as equações químicas de reacção de ácidos com bases.

- a) $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$
- b) $\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow$

Agora compare as suas respostas com as que apresentamos abaixo.

- a) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $2\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Acertou em todas? Esperamos que sim.

Se, no entanto, tiver errado em mais de uma alínea, procure rever as equações das reacções anteriores e, seguindo os passos apresentados para a resolução, volte a completar a sua actividade. Força!

Caro(a) aluno(a), estamos quase a terminar a nossa lição, mas, antes, vejamos as aplicações dos ácidos mais importantes.

Aplicações dos ácidos mais importantes

❖ Ácido clorídrico - HCl

O ácido clorídrico é, de entre todos os ácidos, um dos ácidos mais importantes e usados nas diferentes áreas. Por exemplo, é usado:

- ✓ na indústria de produção de papel;
- ✓ na fábrica de tintas;
- ✓ na indústria têxtil para o branqueamento de tecidos e couro;
- ✓ na siderurgia para a limpeza de superfícies metálicas;
- ✓ na produção de polímeros, como por exemplo, o policloreto de vinilo (PVC);
- ✓ em laboratórios, na produção de vários compostos de cloro; etc.

❖ Ácido nítrico – HNO₃

É um dos ácidos usados para diferentes fins, por exemplo:

- ✓ no fabrico de adubos;
- ✓ na produção de artigos plásticos; no fabrico de corantes;
- ✓ na produção de explosivos;
- ✓ na limpeza de superfícies metálicas;
- ✓ em laboratórios, na produção de diferentes compostos nitrogenados como, por exemplo, nitratos e nitritos.

❖ Ácido sulfúrico – H₂SO₄

Ele tem aplicação:

- ✓ na produção de adubos;
- ✓ na produção de corantes, tintas; no fabrico de medicamentos;
- ✓ na indústria de refinação de petróleo;
- ✓ na indústria de produção do ferro e do aço;
- ✓ no fabrico de explosivos;
- ✓ em baterias ou acumuladores, sob forma de solução de bateria;
- ✓ na purificação de gorduras e óleos;
- ✓ na produção do vidro;
- ✓ no fabrico de sabão;
- ✓ na produção de outras substâncias como outros ácidos, sais, metais e Hidrogénio.

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



Exercícios

- Assinale com um X a equação que traduz a reacção entre um ácido e um óxido metálico
 - $2\text{HCl} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$
 - $2\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- Assinale com um X a equação que traduz a reacção entre um ácido e uma base:
 - $\text{SO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Complete e acerte as equações químicas abaixo:
 - $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{ZnO} \rightarrow$
 - $\text{HBr} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$
 - $\text{HNO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - $\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- Faça corresponder as duas colunas de modo a obter correlações certas sobre as aplicações dos ácidos dados.

Ácido	Aplicação
1. HNO_3	a) em baterias ou acumuladores; na purificação de gorduras e óleos; produção de outros ácidos, sais, metais, Hidrogénio;
2. HCl	b) no fabrico de adubos; artigos plásticos; corantes; na produção de explosivos;
3. H_2SO_4	c) produção de papel; tintas, compostos de cloro, branqueamento de tecidos, limpeza de superfícies metálicas.

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição, caro(a) aluno(a), aprendeu que os ácidos reagem com diferentes substâncias. Sendo que, na reacção com óxidos metálicos ou básicos, têm como produtos, sal e água. O mesmo produto (sal

e água) é formado quando os ácidos reagem com bases ou hidróxidos, reacção igualmente conhecida como reacção de neutralização, pois o carácter ácido é neutralizado pelo básico e vice-versa.

Para completar as equações químicas correspondentes, deve-se ter em conta que o sal é constituído por metal e radical ácido. Assim, o metal do óxido ou da base substitui o hidrogénio do ácido e o hidrogénio vai para o lugar do metal. Procedendo à troca de valências, tem-se a fórmula do sal devidamente escrita. Com efeito, deve-se acertar os coeficientes das reacções.

Os ácidos têm inúmeras aplicações. Podem ser usados na produção de adubos, medicamentos, plásticos, sabão, vidro, corantes, solução para baterias, explosivos, na indústria de petróleo, 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 o que acaba de aprender. Entretanto, se errou em algumas, não desanime. Volte a ler o conteúdo da sua lição. Pode, também, juntar-se a um colega de estudo para entender melhor e depois resolva novamente os seus exercícios. Vamos a isso!



Chave de correcção

1. c)
2. b)
3.
 - a) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $6\text{HBr} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - c) $2\text{HNO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - d) $3\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4. 1-b), 2-c), 3-a)

LIÇÃO Nº 5: Bases ou hidróxidos

Introdução

Conforme foi referido na classificação da matéria, bem como no início deste módulo, existem 4 funções inorgânicas, nomeadamente: óxidos, ácidos, bases e sais. Depois de ter estudado os óxidos e ácidos nas lições anteriores, é chegado o momento de estudar a função base.

Nesta lição, vamos estudar a classificação, a nomenclatura, as propriedades físicas e químicas bem como as aplicações de algumas bases. Preparado? Vamos a isso.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir bases;
- Classificar bases;
- Nomear as bases;
- Descrever as propriedades físicas das bases.



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



Bases ou hidróxidos

Conforme tem vindo a perceber, os pensamentos ou modelos de pensamento são aceites pela comunidade científica e postos em uso. Entretanto, com o andar do tempo, outros pensamentos aparecem e ganham maior aceitação. Isso faz com que ao longo do tempo surjam várias definições do mesmo conceito. Aliás, você deparou com esta realidade quando aprendeu a constituição do átomo, a estruturação da tabela periódica entre outros conteúdos.

Por exemplo, encontramos definições de vários autores relativamente ao conceito de bases. Entretanto, tal como em ácidos, vamos defini-los segundo Arrhenius.

À semelhança dos ácidos, Arrhenius definiu os hidróxidos baseando no comportamento manifestado por estes em solução aquosa.

Segundo Arrhenius:

Bases ou hidróxidos – são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando apenas iões hidroxila (OH^-).

O OH^- liberto durante a dissociação provém da composição do próprio hidróxido, pois como deve estar lembrado, todo o hidróxido ou base apresenta a fórmula geral **$\text{M}(\text{OH})_n$** .

Portanto, em água, a hidroxila separa-se do metal (M) sob forma de OH^- .

Como pode observar pela fórmula geral, todo o hidróxido apresenta em sua composição a hidroxila pelo que, todos eles o libertam no processo de sua dissociação. Por sinal, o ião hidroxila constitui o **grupo funcional dos hidróxidos**, determinando todo o comportamento químico destes, tal como irá aprender.

Fórmula geral das bases:



Onde:

M – metal

n – valência do metal

OH – hidroxila

A valência da hidroxila (grupo hidroxilo) é sempre **um (I)**

A fórmula geral dos hidróxidos, **$\text{M}(\text{OH})_n$** , mostra que na composição destes encontramos um **metal** ligado à **hidroxila**. Deste modo, a montagem das fórmulas químicas de hidróxidos ou bases obedecerá o critério geral de escrita da fórmula de uma substância em que, conhecidos os componentes desta, se faz a troca de valências e assim se tem a fórmula correctamente escrita.

Tendo em consideração que a hidroxila tem valência **I**, bastaria conhecer a valência do metal a ela ligada para ter a fórmula química de qualquer hidróxido bem escrita.

Vejam os exemplos de algumas bases:

Símbolos/Valências	Fórmula da base
$\begin{array}{cc} \text{I} & \text{I} \\ \text{Na} & \text{OH} \end{array}$	NaOH
$\begin{array}{cc} \text{II} & \text{I} \\ \text{Mg} & \text{OH} \end{array}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
$\begin{array}{cc} \text{II} & \text{I} \\ \text{Ca} & \text{OH} \end{array}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
$\begin{array}{cc} \text{III} & \text{I} \\ \text{Al} & \text{OH} \end{array}$	$\text{Al}(\text{OH})_3$
$\begin{array}{cc} \text{IV} & \text{I} \\ \text{Pb} & \text{OH} \end{array}$	$\text{Pb}(\text{OH})_4$

Como pode notar, para escrever a fórmula química de uma base não é difícil, basta proceder tal como lhe apresentamos acima.

Assim, vejamos como classificar as bases.

Classificação das bases

Embora existam diferentes critérios de classificação de bases, vamos considerar dois, nomeadamente: quanto ao número de hidroxilas e quanto à solubilidade em água.

❖ Quanto ao número de hidroxilas

- ✓ **Monobases** - apresentam apenas um ião hidroxilo na sua composição.

Exemplos: NaOH; KOH; LiOH; CuOH; NH_4OH

- ✓ **Dibases** - apresentam dois iões hidroxilo na sua composição.

Exemplos: $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

- ✓ **Tribases** - apresentam três iões hidroxilo na sua composição.

Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

- ✓ **Tetrabases** - apresentam quatro iões hidroxilo na sua composição.

Exemplos: $\text{Pb}(\text{OH})_4$

❖ Quanto à solubilidade em água

- ✓ **Bases solúveis** – aqueles que se dissolvem bem em água.

Exemplos: hidróxidos de metais alcalinos e amónio (NaOH; KOH; LiOH; CuOH; NH_4OH)

- ✓ **Bases pouco solúveis** – aqueles dissolvem pouco em água.

Exemplos: hidróxidos de metais alcalino-terrosos: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- ✓ **Bases insolúveis** – aqueles que não se dissolvem em água.

Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Vamos, a seguir, ver como dar nomes às diversas bases.

Nomenclatura das bases

A regra para atribuir nomes aos hidróxidos é bastante simples, basta pronunciar a palavra **hidróxido**, seguida da preposição “de” e, por fim, a referência do **nome do metal** ligado à hidroxila. Para casos de metais com mais de uma valência, **especifica-se a valência no fim do nome**.

Regra:

Hidróxido + de + nome do metal

Exemplos:

NaOH: Hidróxido de sódio

KOH: Hidróxido de potássio

NH₄OH: Hidróxido de amónio

Mg(OH)₂: Hidróxido de magnésio

Ca(OH)₂: Hidróxido de cálcio

Ba(OH)₂: Hidróxido de bário

Fe(OH)₂: Hidróxido de ferro (II)

Fe(OH)₃: Hidróxido de ferro (III)

Propriedades físicas das bases

- As bases ou hidróxidos são substâncias sólidas, com excepção do hidróxido de amónio que é uma solução aquosa de amoníaco que é um gás;
- As bases sólidas são geralmente brancas;
- Apresentam sabor amargo e cáustico (destroem a pele e os tecidos) denominado sabor básico;
- As soluções aquosas das bases são viscosas como sabões e detergentes (escorregadias ao tacto);
- Conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa;
- As soluções das bases neutralizam soluções aquosas ácidas;
- Alteram as cores de indicadores. Tornam azul o tornassol e avermelham a fenolftaleína.

A propósito da última propriedade, as bases são igualmente definidas em função do seu efeito em soluções. Daí que se diz:

Bases - são substâncias que alteram as cores de indicadores. Avermelham o tornassol e tornam azul a fenolftaleína.

Caro(a) aluno(a), esperamos que tenha sido matéria fácil de assimilar. No entanto, se tiver dificuldades em compreender algum destes conceitos, não hesite em visitar o Centro de Apoio à Aprendizagem, onde pode estudar com outros colegas ou pedir ajuda ao tutor.

Agora resolva os exercícios que lhe propomos a seguir para ver se está a assimilar bem esta matéria.



Exercícios

1. Assinale com “X” a alínea que descreve a composição das bases ou hidróxidos:
 - a) Metal e oxigénio.
 - b) Metal e água.
 - c) Metal e hidroxila.
 - d) Metal e radical ácido.

2. Assinale com “X” as fórmulas químicas dos hidróxidos de potássio, de Cobre-I e de Cobre-II, respectivamente:

- | | |
|--|---|
| a) P(OH)_2 , CuOH e Cu(OH)_2 . | c) KOH , Cu(OH)_2 e CuOH . |
| b) KOH , CuOH e Cu_2OH . | d) KOH , CuOH e Cu(OH)_2 . |

3. Marque com “X” os nomes dos compostos Ba(OH)_2 e Zn(OH)_2 respectivamente:

- a) Hidroxila de bário e hidróxido de zinco.
- b) Hidróxido de bário e hidróxido de zinco.
- c) Hidróxido de berílio e hidróxido de zinco.
- d) Hidróxido de berílio e hidróxido de zinco.

4. O composto KOH é classificado como: assinale com "X" a alínea correcta:

- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| a) Monobase e solúvel. | c) Díbase e insolúvel. |
| b) Monobase e insolúvel. | d) Tribase e insolúvel. |

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Caro(a) aluno(a), nesta lição aprendeu que, segundo Arrhenius, bases (ou hidróxidos) são todas as substâncias que em solução aquosa dissociam-se e dão origem a iões hidroxilo (OH^-).

As bases são constituídas por metal e grupo hidroxila (OH) e apresentam a seguinte fórmula geral: M(OH)_n .

A nomenclatura das bases respeita a seguinte regra: Hidróxido + de + nome do metal.

As bases podem ser classificadas quanto ao número de hidroxilas em: monobases, dibases, tribases e tetrabases de acordo com o número de hidroxilas. Quanto à solubilidade em água, podem ser classificadas em solúveis, pouco solúveis e insolúveis.

As bases têm as seguintes propriedades: têm sabor amargo e cáustico, são escorregadias, em solução conduzem corrente eléctrica, neutralizam soluções aquosas ácidas e alteram a cor de vários indicadores.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição. Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder aos exercícios. Força!



Chave de correcção

1. c)

2. d)

3. b)

4. a)

Venda proibida

LIÇÃO Nº 6: Propriedades químicas e aplicações das principais bases

Introdução

Caro(a) aluno(a), na lição anterior iniciamos o estudo das bases. Certamente que já sabe diferenciá-las dos ácidos e dos óxidos. Pode, inclusive, classificá-las e dar os seus respectivos nomes.

Nesta lição, vamos partilhar consigo com quem as bases reagem, o modo com que se formam, bem como as suas principais aplicações.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades químicas das bases;
- Mencionar as aplicações das principais das bases.



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



Propriedades químicas das bases

Há, agora, uma questão que se coloca. Por que todas as soluções básicas alteram as cores de indicadores para cores definidas?

A teoria de dissociação iónica das bases ajuda-nos a responder a esta questão as bases em solução aquosa dissociam-se e libertam apenas o ião hidroxilo como anião (OH^-). Assim, a cor comum que os indicadores manifestam diante a presença de uma base, resulta da interacção que ocorre entre o indicador e os iões hidroxila da base. Pelo que é natural que esta interacção origine sempre a mesma cor.

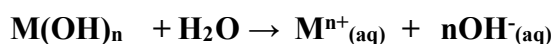
Portanto, características como a alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor amargo típico das bases, designadas de **propriedades básicas** são concedidas pelos iões hidroxila.

É por isso que se diz que o ião OH^- é responsável pelas características básicas. O ião OH^- é o grupo funcional das bases.

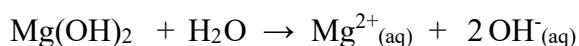
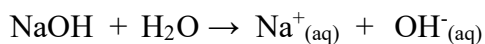
Vejamos, caro(a) aluno(a), cada uma das propriedades químicas das bases. Iniciaremos com a demonstração da reacção com água.

a) Reacção de bases com a água

Conforme já nos referimos, segundo Arrhenius, as bases dissociam-se quando submersas em água e libertam OH^- . Podemos traduzir isso através de equação química.



Exemplos:



b) Reacção de bases com óxidos ácidos

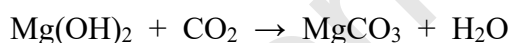
Sobre as propriedades químicas dos óxidos foi referido que, sempre que um óxido ácido (óxido de ametal) reage com uma base ou hidróxido, há registo da formação de **sal e água**. Então:



Para escrever a fórmula química do sal que resulta desta reacção, tem de se ter sempre em mente que o sal é constituído por um **metal** e um **radical ácido**.

Para descobrir a fórmula do radical ácido que se liga ao metal, temos de imaginar um átomo de oxigénio da base a se juntar aos átomos de oxigénio do óxido e, assim, temos a dimensão do radical. Logicamente, sem se esquecer que ocorre a troca de valências. Desse modo, tem-se a fórmula do sal devidamente escrita.

Exemplos:



Caro(a) aluno(a), conforme referimos, este tipo de reacção não é nova para si. Esperamos que tenha assimilado bem a informação a respeito da forma de ocorrência da mesma e possa completar outras semelhantes.

c) Reacção de bases com ácidos

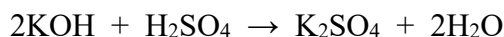
Esta reacção não é novidade para si. É também conhecida por **reacção de neutralização**.

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

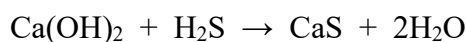
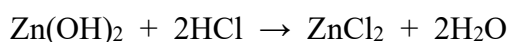


Na reacção entre base e ácido, o metal da base substitui o hidrogénio do ácido e o hidrogénio junta-se ao grupo hidroxilo formando água.

Exemplos:



Lembre-se, caro(a) aluno(a), que na escrita da fórmula química do sal deve ser feita a troca de valências do metal e do radical ácido.

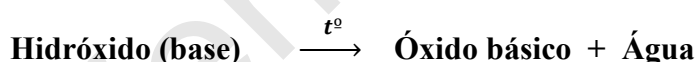


Para descobrir as valências a trocar na formação do sal é só analisar as fórmulas dos reagentes: o índice 2 na hidroxila revela que o Cálcio tem valência II, pois houve troca de valências quando se formou o hidróxido. O hidrogénio do ácido tem índice 2, que provém da valência do radical do ácido que é II. Então na fórmula do sal temos que o metal tem valência II, o radical ácido, também valência II. Fazendo a troca e simplificação dos índices, fica a fórmula **CaS**.

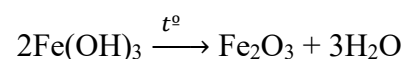
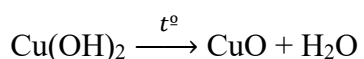
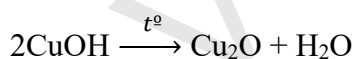
Caro(a) aluno(a), se é que ainda tinha dúvidas no procedimento para formação de produtos em reacções como as que lhe apresentamos, esperamos que com toda essa explicação tenha ficado habilitado para completar qualquer outra que lhe seja solicitado.

d) Reacção de decomposição térmica das bases (termólise)

Sob acção de calor, as bases decompõem-se formando óxido básico (metálico) e água. A reacção de decomposição das bases sob acção do calor, que também é designada de reacção de decomposição térmica das bases, é típica de bases insolúveis em água.



t° - significa aquecimento



Muito bem, caro(a) aluno(a), já vimos as principais reacções das bases. Vamos, a seguir, partilhar as aplicações das principais bases.

Aplicação das principais bases

Hidróxido de sódio (NaOH)

O hidróxido de sódio, também conhecido como **soda cáustica**, é um sólido branco, bem solúvel em água e altamente venenoso. É usado no fabrico de sabões, vidros, na indústria de refinação do petróleo, na fabricação de papel e de seda, na pintura de paredes e, nos laboratórios, é usado como reactivo.

Hidróxido de potássio (KOH)

O hidróxido de potássio, também conhecido como **potassa cáustica**, tem aplicações semelhantes às do hidróxido de sódio.

Hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2

O hidróxido de cálcio, também conhecido como **cal apagada** ou cal hidratada é um sólido branco, pouco solúvel em água. É usado na purificação de açúcar, na preparação de argamassa, nas construções, no branqueamento de tecidos e paredes. Nos laboratórios é também usado como reactivo.

Hidróxido de amónio, NH_4OH

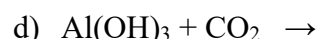
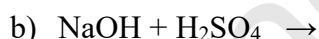
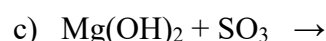
É uma solução aquosa de amoníaco que é muito utilizado na produção de ácido nítrico, na produção de fertilizantes e explosivos. É também usado em limpeza doméstica, na produção de compostos orgânicos e como gás de refrigeração.

É chegada a vez de você avaliar o seu grau de assimilação desta matéria. Para tal responda às questões que lhe sugerimos a seguir.



Exercícios

1. Complete e acerte as equações químicas de reacções a seguir.



2. Utilizando as frases abaixo indicadas, complete os espaços vazios de modo que estejam quimicamente correctas.

sal/água; hidroxila ou OH^- ; água/sal; reacção de neutralização

O ião **a)** _____ é o grupo funcional das bases. A reacção entre bases e ácidos é também chamada de **b)** _____ tem como produtos **c)** _____ e **d)** _____.

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição você aprendeu que os hidróxidos ou bases reagem com óxidos ácidos produzindo um sal e água. Reagem também com ácidos, produzindo sal e água. Quando aquecidos, sofrem a decomposição térmica (termólise) produzindo óxido básico e água.

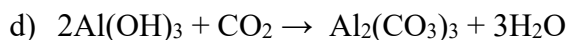
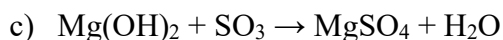
Dentre as aplicações das bases, destacam-se as seguintes: são usadas nos laboratórios como reactivo; na produção de ácido nítrico, fertilizantes, explosivos, compostos orgânicos e como gás de refrigeração; na indústria de detergentes, de sabões, de papel, de seda e na pintura de paredes;

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na chave de correcção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição. Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder aos exercícios. Força!



Chave de correcção

1.



2. a) – hidroxila ou OH^- ; b) reacção de neutralização; c) sal/água; d) água/sal

LIÇÃO Nº 7: Indicadores ácido-base

Introdução

Caro(a) aluno(a)! Você tem observado que na natureza existe uma grande diversidade de substâncias classificadas em grupos segundo vários critérios. Um dos critérios resultou em agrupamentos de minerais, misturas, substâncias puras, compostos, substâncias simples, etc.

Outra forma de classificação de substâncias agrupou as substâncias em ácidos, bases, óxidos e sais.

No mundo da química, as substâncias como bases e ácidos, não são identificadas directamente pelo cheiro ou paladar. Isso seria muito perigoso para a sua saúde. Assim, existem substâncias específicas usadas para identificar ácidos e bases chamadas **indicadores ácido-base**.

Assim, nesta lição você vai conhecer algumas substâncias que são usadas como indicadores, bem como o procedimento que é usado para chegar à prova de ser uma substância de carácter ácido ou básico.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Preparar os indicadores naturais ácido-base;
- Identificar as soluções ácidas e básicas usando indicadores naturais.



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



Indicadores ácido-base

Várias substâncias encontradas no nosso dia-a-dia possuem a propriedade de apresentar uma **coloração A**, em meio ácido, e uma **coloração B**, em meio básico, podendo ser utilizadas como **indicadores naturais** de substâncias ácidas ou básicas.

Diferentemente dos indicadores naturais, grande parte de indicadores ácido-base conhecidos são **indicadores sintéticos**, tais como: o papel de tornassol, a fenolftaleína, o alaranjado de metilo, o azul de bromotimol, etc. Um tipo particular de indicador é o **indicador universal**, que apresenta uma ampla faixa de indicação e mudança gradual de cor, pois é composto por uma mistura de indicadores.

Como, então, podemos definir os indicadores?

Indicadores ácido-base - são substâncias naturais ou sintéticas que têm a propriedade de mudarem de cor para uma outra definida, em função do carácter químico da solução desconhecida (se é ácida, básica ou neutra).

Existem vários indicadores naturais, como por exemplo: solução de beterraba, solução de repolho roxo, solução de flores de buganvília, açafrão-das-índias, etc., que alteram a sua cor conforme estejam em meio ácido ou básico. As substâncias responsáveis pela coloração destes tecidos vegetais são as **antocianinas**, pigmentos encontrados nas flores vermelhas, azuis e púrpuras.

Na figura a seguir temos alguns exemplos de partes de plantas (tecidos vegetais) usadas como indicadores naturais.

			
Repolho roxo	Flores de Buganvília	Açafrão-das-Índias	Flor de Hibisco

Um importante indicador natural é obtido a partir das folhas de hibisco. O hibisco, ou ninho de Vénus, é um arbusto originário da Ásia e do Havaí. Com certeza, você deve conhecer esta planta, mas o nome é que lhe pode deixar duvidoso. É essa mesma que você tem lá nos quintais.

Nesta lição, vamos usar as **folhas de hibisco**, onde se encontra uma substância chamada *antocinidina*, que tem a propriedade de mudar de cor para cor definida, em função de se encontrar em meio ácido ou em meio básico.

Vamos, então, preparar um indicador natural para o usarmos na identificação de ácidos ou de bases.

Preparação e conservação de soluções naturais de indicadores e papel indicador

Para a preparação destas soluções você terá que seguir os seguintes passos:

- Lavagem das amostras frescas de plantas ou legumes com água;
- Corte e trituração das amostras;
- Extração da seiva a quente e a frio, usando a água como substância extractora;
- Preparação das soluções;
- Corte de papel de filtro;

- Saturação de papel de filtro em soluções preparadas e posterior secagem ao ar;
- Provas de papel indicador em vários meios.

As soluções preparadas devem ser conservadas na geleira. Na falta deste electrodoméstico, pode-se usar substâncias conservantes que combatem os microorganismos. Para isso, utiliza-se a solução de *savlon* (1/4 de colherinha de chá de *savlon* para metade de um copo de água fervida) ou aspirina em comprimido (um comprimido para metade de um copo de água fervida).

Acção das soluções ácidas e básicas sobre os indicadores naturais

Vamos comprovar a acção de soluções ácidas e básicas sobre indicadores usando indicadores naturais. Com efeito, teremos que, primeiro, preparar esses indicadores. Para tal, vamos descrever a realização de experiências que culminam com essa obtenção.



REALIZANDO EXPERIÊNCIA

Experiência: preparação de indicador natural a partir de flor de hibisco

Material

- Liquidificador
- filtro de papel

Substâncias

- flores de Hibisco
- água

Procedimento

Parte I: preparação do indicador

- Separa-se as pétalas de cerca de uma dúzia de flores de Hibisco e coloca-se no liquidificador;
- Adiciona-se um copo de água e bate-se bem;
- Passa-se a mistura pelo filtro de papel, descarta-se o que ficar no filtro e conserva-se a solução rósea filtrada.

Parte II: demonstração da acção de ácidos e bases sobre a solução do indicador

- Separa-se quatro copos numerados contendo o indicador recém preparado;
- Adiciona-se em cada copo cada uma das seguintes substâncias:
- No copo 1: gotas de vinagre;
- No copo 2: a uma colher de sabão em pó;
- No copo 3: uma colher de sal de cozinha;
- No copo 4: gotas de limão.

Observação

- a solução do copo que contém vinagre ficará vermelha;
- a solução do copo que contém limão ficará laranja;
- a solução do copo que contém sabão em pó ficará verde;
- a solução do copo com sal ficará rósea.

Explicação/conclusão

Com este teste podemos comprovar a eficiência do indicador produzido, que era cor-de-rosa e, na presença de ácidos (como limão e vinagre), fica vermelho-alaranjado; em meio básico (sabão em pó) fica verde e, em meio neutro (sal) fica rósea.

Os indicadores adquirem uma coloração específica em cada meio, se for ácido ou básico. Daí que o indicador inicial de cor-de-rosa, adquire:

Indicador	Coloração adquirida quando em meio:		
	Ácido	Básico	Neutro
Hibisco (cor de rosa)	Vermelho-alaranjado	Verde	Rosa

Outras substâncias naturais têm a mesma característica de adquirirem colorações específicas em função de se tratar de meio ácido, básico ou neutro.

Exemplos:

Indicador	Coloração adquirida quando em meio:		
	Ácido	Básico	Neutro
Repolho roxo	Vermelho	Verde	Roxo
Solução de beterraba	Rosa	Verde	Vermelho-Roxo
Açafrão-das-índias		Vermelha	Amarelo

Como pode notar, os indicadores que apresentamos na tabela acima são naturais. Entretanto, tal como afirmamos acima, existem igualmente **indicadores artificiais**. E estes, em presença de substâncias ácidas, básicas ou neutras, adquirem as seguintes colorações.

Indicador	Cor na solução		
	Meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Lilás
Alaranjado de metilo	Vermelho	Alaranjado	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	Verde	Azul
Tornassol	Vermelho	Amarelo	Azul

Muito bem, caro(a) aluno(a), certamente que notou que cada indicador adquire coloração definida em função de se ter adicionado uma substância ácida, básica ou neutra. Por isso, se se pretender saber do carácter de determinada substância, conhecendo as cores padrão para cada meio, dependendo da cor que essa substância conferir ao indicador, deduz-se o seu carácter.

Chegados a esta parte, nada melhor que algumas questões para lhe ajudarem a se certificar do seu nível de assimilação deste conteúdo. Para tal, responda às questões que a seguir lhe apresentamos.



Exercícios

1. Das afirmações abaixo, assinale com X a alínea correcta.

Indicadores são:

- a) Compostos sintéticos que têm a propriedade de mudarem o estado físico de numa solução ácida ou básica;
 - b) Substâncias naturais ou sintéticas que tem a propriedade de mudarem de cor quando adicionadas numa solução ácida, neutra ou básica;
 - c) Soluções naturais ou sintéticas que têm a propriedade de mudarem a cor de partes de plantas tais como beterraba, repolho roxo, flores de buganvília, açafrão-das-índias.
 - d) Nenhuma das afirmações é correcta.
2. Na natureza existem substâncias específicas chamadas indicadores que são usadas para identificar o carácter de uma outra substância. Das afirmações seguintes, assinale com X a alínea correcta.
 - a) A solução de cloreto de sódio altera sua coloração quando a ela se introduz algumas gotas de flor de hibisco.
 - b) O indicador natural só pode identificar substâncias neutras e substâncias elementares.
 - c) Os indicadores são usados para identificar soluções de substâncias ácidas, neutras ou básicas.
 - d) Na natureza existem indicadores naturais, sintéticos e artificiais.

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição você aprendeu:

Indicadores ácido-base são substâncias usadas para saber se uma solução desconhecida é ácida, neutra ou básica.

Os indicadores podem ser naturais ou sintéticos.

Indicadores naturais são, por exemplo, a solução de beterraba, a solução de repolho roxo, a solução de flores de buganvília, o açafrão-das-índias, etc.

Indicadores sintéticos são: Fenolftaleína, Alaranjado de metilo, Tornassol, Indicador universal, etc.

Cada indicador adquire colorações específicas em função de se lhe ter adicionado uma substância ácida, básica ou neutra. Pelo que, conhecendo a cor padrão de cada meio, qualquer outra substância que lhe seja adicionada poderá ser identificada.

Agora confira as suas respostas confrontando-as com as apresentadas na chave de correção. Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, sinal de que entendeu bem o que tratamos na nossa lição. Se é que teve dificuldades, procure reler a lição e volte a responder aos exercícios. Força!



Chave de correção

1. b)
2. c)

LIÇÃO Nº 8: Sais

Introdução

Caro(a) aluno(a), temos vindo a falar continuamente de sais, desde que iniciamos o estudo deste módulo. Em propriedades químicas dos óxidos, dos ácidos e das bases sempre tivemos sais como um dos produtos. Pelo que você já tem um conhecimento profundo a respeito.

Nesta lição, vamos sistematizar a informação sobre esta função ou classe de compostos inorgânicos, com destaque para a classificação, as propriedades físicas, bem como as regras para dar nomes aos sais.

Preste atenção para perceber melhor as particularidades dos sais.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Definir sais;
- Classificar sais;
- Nomear os sais;
- Descrever as propriedades físicas dos sais.



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



Os sais

O que são sais?

Muito bem! A palavra sal não é nova para si, tal como já referimos acima, embora no nosso dia-a-dia a restrinjamos ao sal de cozinha, que também é um tipo de sal. Como já teve oportunidade de aprender, muitas reacções têm como um dos produtos um sal. Por exemplo, quando ácidos, reagem com metais, com óxidos básicos, com bases e o produto principal é um sal.

Assim, definimos o sal como sendo *todo o composto que se obtém da reacção de um ácido com uma base*.

Na composição de um sal tem-se um **metal ligado a um radical ácido**. Esse facto confere-lhes a fórmula geral abaixo.

Fórmula geral:

Onde:

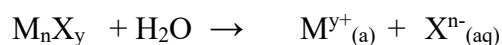
M – metal; X – radical ácido;

n – valência do radical ácido;

y – valência do metal

Segundo Arrhenius:

Sais – são compostos que em solução aquosa se dissociam libertando um catião metálico e um radical ácido correspondente.



Exemplos de sais:

NaCl → Radical ácido (provém do ácido clorídrico, HCl)



Metal (substituiu o hidrogénio do ácido clorídrico, HCl)

CaSO₄ → Radical ácido (provém do ácido sulfúrico, H₂SO₄)Metal (substituiu o hidrogénio no ácido sulfúrico, H₂SO₄)CaSO₄ → Radical ácido (provém do ácido sulfúrico, H₂SO₄)Metal (substituiu o hidrogénio no ácido sulfúrico, H₂SO₄)

Para montar a fórmula química de um sal, tal como já se fez a referência, basta escrever o símbolo do metal e a fórmula do radical ácido e trocar as valências.

Exemplos:

I	I	
K	NO ₃	KNO ₃
I	II	
Na	SO ₄	Na ₂ SO ₄
II	III	
Ca	PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂

Vejamos, a seguir, saber como proceder para dar nomes aos sais.

Nomenclatura dos sais

Para dar nomes aos sais, basta usar a regra abaixo:

Nome do radical ácido + de + nome do metal

Portanto, os nomes dos sais formam-se a partir das **designações dos radicais ácidos**, seguidas do nome dos metais.

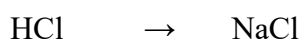
É preciso, também, considerar que entre a nomenclatura de ácidos e sais ocorre uma pequena mudança na terminação dos nomes dos radicais, tal como está indicado na tabela.

Terminação do nome do ácido	Terminação do nome do radical no sal
Ídrico	Eto
Oso	Ito
Ico	Ato

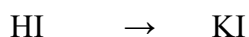
Caro(a) aluno(a), repare que:

- Quando o nome do ácido termina em **ídrico**, o nome do sal termina em **eto**.

Exemplos:



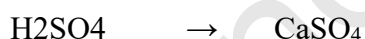
(Ácido clor**ídrico**) (Clor**eto** de sódio)



(Ácido iod**ídrico**) (Iod**eto** de potássio)

- Quando o nome do ácido termina em **ico**, o nome do sal termina em **ato**.

Exemplos:



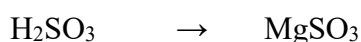
(Ácido sulfú**rico**) (Sulf**ato** de cálcio)



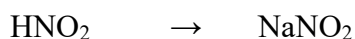
(Ácido nítr**ico**) (Nitr**ato** de potássio)

- Quando o nome do ácido termina em **oso**, o nome do sal termina em **ito**.

Exemplos:



(Ácido sulfú**roso**) (Sulf**ito** de magnésio)



(Ácido nítr**oso**) (Nitr**ito** de sódio)

A nomenclatura que acabou de aprender é usada para dar nome aos sais. No entanto, para dar nome a sais cujos metais têm mais do que uma valência, tem de se acrescentar o número que indica a valência do metal nesse composto.

FeCl₂ e FeCl₃ - ambos os sais têm a sua origem a partir do ácido clorídrico, HCl. Para diferenciar um do outro indica-se a valência do metal no composto. Assim:

FeCl₂ tem o nome de cloreto de Ferro **(II)**

FeCl₃ tem o nome de cloreto de Ferro **(III)**

Classificação dos sais

Existem diferentes critérios para a classificação de sais, porém vamos considerar os seguintes: quanto ao número de elementos e quanto à presença de oxigênio.

❖ Quanto ao número de elementos

Sais binários - são aqueles em cuja composição encontramos apenas dois elementos químicos.

Exemplos: NaCl, BaF₂, Cu₂S, etc.

Sais ternários - são aqueles que na sua composição apresentam três elementos químicos diferentes.

Exemplos: NaNO₂, K₂SO₄, CaCO₃.

Sais quaternários - são aqueles que na sua composição apresentam quatro elementos.

Exemplos: KOCN, NH₄NO₃, NH₄CNO.

❖ Quanto à presença de oxigênio

Sais não-oxigenados – são aqueles que não apresentam oxigênio na sua composição.

Exemplos: NaCl, BaF₂, Cu₂S, etc.

Sais oxigenados – são aqueles que apresentam oxigênio na sua composição.

Exemplos: NaNO₃, K₂SO₃, CaCO₃, etc.

Propriedades físicas dos sais

“Esta comida está muito salgada” ou “esta comida não tem sal” quem é que nunca pronunciou uma destas frases? Afinal que características apresentam as substâncias conhecidas como sais?

Essa e outras perguntas relacionadas com as características dos sais serão respondidas ao longo desta lição. Esperamos que você venha a gostar de saber.

Como função química, os sais apresentam uma variabilidade de características, visto que não apresentarem um grupo funcional específico que exclusivamente seja responsável pelas suas propriedades.

No entanto, existem algumas propriedades que são partilhadas por todas as substâncias que pertencem a esta função.

Estado físico

Em condições normais, os sais apresentam-se no estado sólido. Entretanto, pequena quantidade de sais existe no estado gasoso.

Sabor

Você conhece o sabor do cloreto de sódio. Sabe muito bem que não é doce. Tipicamente, os sais apresentam sabor salgado, como o do sal de cozinha.

Cor

No geral os sais são incolores. No entanto, existem alguns sais que são de colorações diversificadas. Certamente que se lembra das cores do brometo de prata (branco), do iodeto de prata (branco-amarelado) e do sulfureto de chumbo (preto).

Cheiro

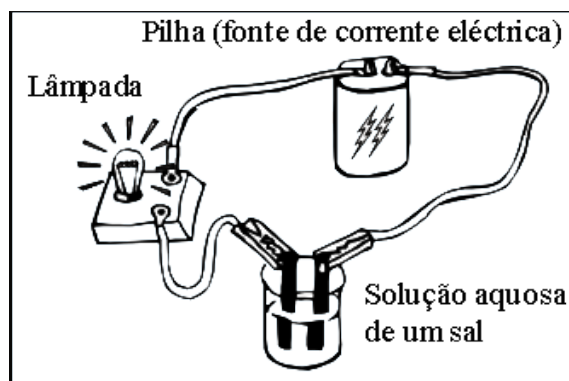
Maioritariamente, os sais não têm cheiro, são inodoros. Alguns apresentam cheiros que variam de suaves a fortemente desagradáveis. Por exemplo, o sulfureto de hidrogénio, com cheiro a ovos podres.

Solubilidade em água

Os sais não apresentam um comportamento uniforme no que respeita à solubilidade. Os sais dos metais alcalinos e de amónio são quase todos solúveis em água. Os dos metais alcalinos terrosos e outros, variam de pouco solúveis a insolúveis.

Condução eléctrica

No estado sólido, os sais não conduzem a corrente eléctrica. Entretanto, podem conduzi-la quando fundidos ou em solução aquosa.



Por que os sais conduzem a corrente eléctrica?

À semelhança dos ácidos e das bases, os sais sofrem o processo de dissociação iónica quando em água ou no estado fundido.

Os iões formados são responsáveis pela electrocondução destes.

Dissociação iónica de sais

Tendo em conta que um sal é constituído por um metal e radical ácido, dissociar um sal significa separar os componentes do sal (metal do radical ácido) sob acção da água.

Na dissociação do sal formam-se catião do metal e anião do radical ácido.

Dissociação de um sal – é o fenómeno de separação dos componentes do sal sob forma de iões, em solução aquosa.

Os sais dissociam-se tanto de forma parcial como totalmente e em cada etapa da dissociação parcial, separa-se um radical.

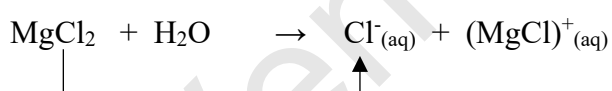
Dissociação Parcial

Certamente que se lembra que uma dissociação parcial. Tal como o nome refere, ocorre em várias etapas e, em cada uma, separa-se apenas um dos componentes. Geralmente, trata-se de um radical ácido.

Exemplo 1

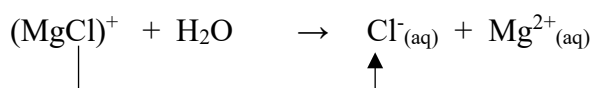


1ª Etapa



Como pode notar, no cloreto de magnésio que apresente dois radicais cloreto, na 1ª etapa separou-se apenas um dos radicais, que sai com uma carga negativa sob forma de anião cloreto (Cl^-).

2ª Etapa

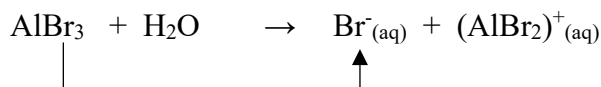


Com a saída do segundo radical, forma-se o segundo anião cloreto, pelo que se forma uma segunda carga positiva, constituindo assim o **catião Magnésio, Mg^{2+}** .

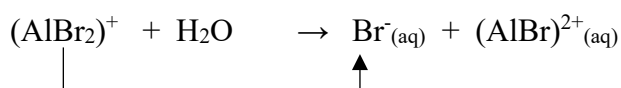
Exemplo 2

AlBr₃:

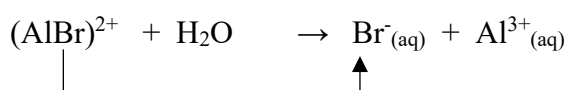
1ª Etapa



2ª Etapa



3ª Etapa

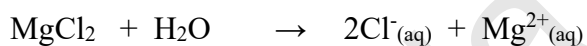


Vejamos, em seguida, como é que ocorre a dissociação total dos sais.

Dissociação total

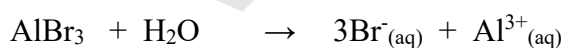
Os componentes do sal separam-se numa única etapa.

Exemplo 1

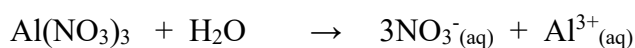


Como a finalidade deste processo é de separar os radicais ácido do metal, em uma única etapa os dois radicais cloreto separaram-se sob forma de íões cloreto e a partícula restante assume também duas cargas, porém positivas, constituindo o catião de magnésio, **Mg²⁺**.

Exemplo 2:



Exemplo 3:



Esperamos que você tenha assimilado facilmente esta matéria, afinal não se difere tanto do que aprendeu relativamente à dissociação dos ácidos e das bases.

Muito bem, para ver se você assimilou bem os conteúdos desta lição, procure resolver as questões a seguir apresentados.



Exercícios

1. Complete a tabela abaixo de modo a corresponder à classificação certa dos sais indicados:

Fórmula do sal	Classificação quanto	
	Nº de elementos	Presença de oxigénio
K_2CO_3		
$LiHS$		
CaF_2		
$Fe(OH)CO_3$		
$ZnSO_4$		

2. Complete os espaços escrevendo o nome ou a fórmula do sal em causa:

- a) BaF_2 _____
- b) $CuCl$ _____
- c) Nitrato de Magnésio _____
- d) Sulfito de Potássio _____

3. Assinale com um X a opção certa sobre a definição de um sal.

- a) Um sal é toda substância constituída por dois ametais;
- b) Um sal é toda substância constituída por um metal e ametal;
- c) Um sal é toda substância constituída dois metais;
- d) Um sal é toda substância constituída que forma da síntese de um ácido.

4. Assinale com X o sal solúvel em água.

- a) $AlCl_3$
- b) $ZnCl_2$
- c) $CuCl$
- d) $NaCl$

5. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total dos seguintes sais:

- a) $Ca(NO_2)_2 \rightarrow$
- b) $NH_4NO_3 \rightarrow$

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição, você aprendeu que:

Um ácido pode reagir com um metal, com um óxido metálico ou com uma base, tendo como produto principal, um composto que é caracterizado pela presença de um metal e um radical negativo denominado por sal.

Podemos classificar os sais quanto ao número de elementos em binários, ternários e quaternários. E quanto à presença de oxigénio em sais oxigenados e não-oxigenados.

A nomenclatura dos sais tem como base o nome do radical ácido, seguido da preposição “de” e no fim o nome do ácido. Os sais apresentam características específicas, porém vão variando de sal para sal.

Muito bem, agora compare as respostas por si dadas com as que lhe apresentamos na chave de correcção.



Chave de correcção

1.

Fórmula dosal	Classificação quanto	
	Número de Elementos	Presença de Oxigénio
K_2CO_3	Ternário	Oxigenado
$LiHS$	Ternário	Não-oxigenada
CaF_2	Binário	Não-oxigenada
$Fe(OH)CO_3$	Quaternário	Oxigenado
$ZnSO_4$	Ternário	Oxigenado

2.

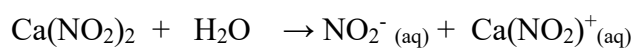
- a) Fluoreto de Bário
- b) Cloreto de Cobre (I)
- c) $Mg(NO_3)_2$
- d) Sulfito de Potássio – K_2SO_3

3. b)

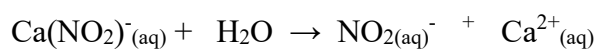
4. d)

5. a)

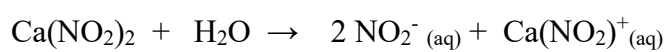
1ª Etapa de dissociação parcial



2ª Etapa de dissociação parcial



Dissociação total



b) Dissociação total



LIÇÃO Nº 9 - Propriedades químicas e aplicações dos principais sais

Introdução

Como terá notado em funções anteriormente estudadas, os óxidos, os ácidos e as bases têm os sais como produto principal na maior parte das reacções químicas.

No final desta lição pretendemos que, à semelhança das funções anteriores, você saiba com que os sais reagem e que produtos se formam.

Entretanto, a ocorrência de certas reacções depende da criação de determinadas condições que, a este nível não importa referir.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Descrever as propriedades químicas dos sais;
- Mencionar as aplicações dos principais dos sais.



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



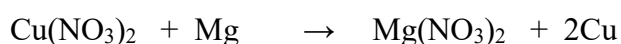
Propriedades químicas dos sais

Os sais reagem com diversas substâncias dependendo das condições. Dentre as reacções destes, destaca-se:

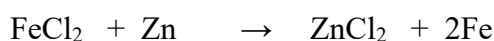
❖ Reacção de sais com metais

Neste tipo de reacção, o metal substitui o outro metal no sal, pelo que se designa de reacção de substituição. Como sempre, há que proceder à troca de valências na montagem da fórmula do sal. Logicamente, você pode decidir a valência do radical ácido a partir do índice do metal que está no sal inicial.

Exemplo 1:



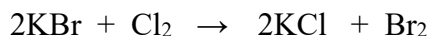
Exemplo 2:



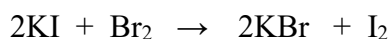
❖ Reacção de sais com halogéneos

O halogéneo mais electronegativo substitui o halogeneto menos electronegativo no seu sal. O inverso, não ocorre. Tenha em consideração que no grupo VII A, a electronegatividade aumenta de baixo para cima, onde o flúor é o mais electronegativo. Portanto, o elemento à esquerda substitui a todos a sua direita ($F > Cl > Br > I$).

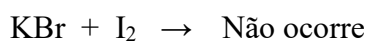
Exemplo 1



Exemplo 2



Exemplo 3

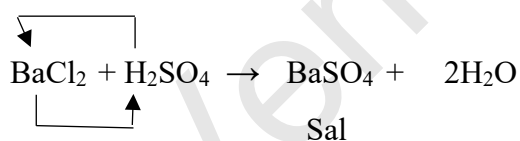


O Cloro, por ser mais electronegativo que o Bromo, substituiu-o do seu sal, o mesmo aconteceu com o Bromo que é mais electronegativo do que o Iodo, tendo-o substituído do seu sal.

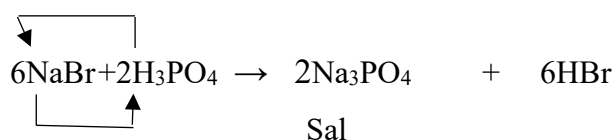
❖ Reacção de sais com ácidos

A reacção entre sais e ácidos é chamada de **reacção de dupla troca**, pois o metal do sal e o hidrogénio do ácido trocam de posições, cada um substituindo o outro no seu composto inicial. O produto da reacção é um novo sal e novo ácido.

Exemplo 1



Exemplo 2

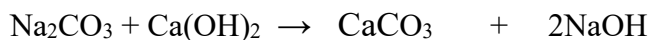


Como pode notar, o metal bário do sal cloreto de bário da primeira equação substitui o hidrogénio do ácido sulfúrico e o hidrogénio passa para o lugar que era do bário. Como produto, tem-se um novo sal e um novo ácido.

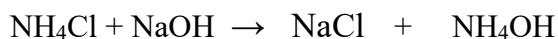
❖ Reacção de sais com bases

Este tipo de reacção também é uma de **dupla troca**. Pois os metais do sal e de base trocam mutuamente de suas posições, dando lugar à formação de novo sal e nova base.

Exemplo 1



Exemplo 2



Tanto na primeira como na segunda equação observa-se a dupla troca de posições de metais ou do metal com o amónio.

Muito bem, caro(a) aluno(a), vamos prosseguir com a nossa lição apresentando-lhe as aplicações dos sais mais importantes.

Aplicações de alguns sais

Os sais no geral são usados na produção de adubos ou fertilizantes; na obtenção de outras substâncias; na medicina; na construção civil; na indústria de cimento e de vidro.

Vejamos as aplicações específicas de alguns sais:

Cloreto de sódio

O cloreto de sódio, NaCl é usado:

- Na alimentação;
- Na conservação de carnes e peixe (processo de salga);
- No fabrico de sabão;
- Na produção de sódio e cloro;
- Na obtenção de hidróxido de sódio.

Carbonato de cálcio

O Carbonato de Cálcio, CaCO₃ é usado:

- Na produção de cal viva (óxido de cálcio) que serve para pintar paredes;
- Na medicina;
- No fabrico de vidro e do cimento;
- Na produção de adubos;
- Na agricultura para correcção de solos.

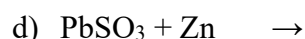
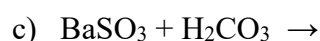
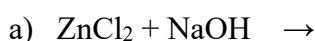
Esperamos que tenha conseguido reter algumas das aplicações dos sais e que possa formular equações químicas de obtenção de sais.

Nada melhor que praticar o que acabou de aprender respondendo às questões que seguem.



Exercícios

1. Complete e acerte as equações químicas de reacção dos sais:



2. Mencione três aplicações de carbonato de Cálcio, CaCO_3 .

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição aprendeu que:

Os sais podem reagir com metais e com halogénios numa reacção de substituição. Reagem também como com ácidos e com bases em reacções designadas de reacções de dupla troca.

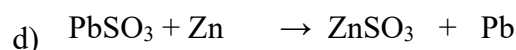
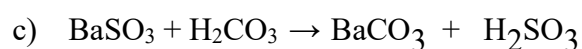
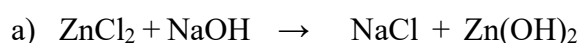
Os sais são aplicados em vários ramos da sociedade, como na agricultura, na medicina, construção civil e muito mais.

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.



2. Emprega-se na produção de cal viva, que serve para pintar paredes, na medicina, no fabrico de vidro e de cimento, na produção de adubos e a agricultura para correcção de solos.

LIÇÃO Nº 10: Transformação numa função química noutra

Introdução

Tal como referimos anteriormente, os sais constituem o produto principal de maior parte de reacções químicas em que estejam envolvidos óxidos, bases e ácidos.

Nesta lição, iremos mostrar-lhe a relação que se estabelece entre as diferentes funções por si estudadas. Esta relação poderá facilitar as suas reflexões na apresentação da transformação de substâncias de uma função para outra.



Objectivos da lição

Ao terminar esta lição você deverá ser capaz de:

- Demonstrar as equações químicas de transformações de substâncias de uma função para outra e vice-versa



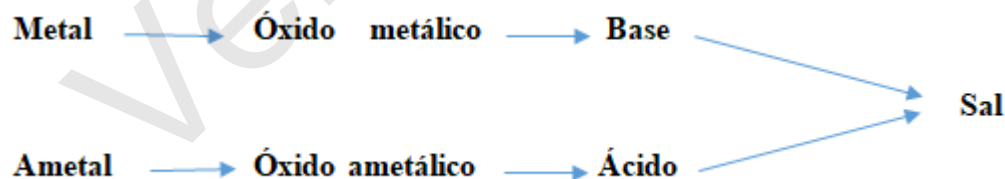
Para a melhor compreensão desta lição precisa de estudar durante 60 minutos, no mínimo.



Transformação numa função química

Caro(a) aluno(a), quando estudou o sistema periódico soube que os elementos químicos existentes se agrupam em dois grandes grupos: o dos metais e dos ametais.

Para compreender a transformação numa função química noutra, é imperioso conhecer o seguinte esquema:



Repare que para a ocorrência de qualquer uma das transformações indicadas, deve reagir a substância indicada com uma outra.

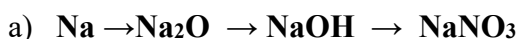
Por exemplo:

- De um elemento qualquer (metal ou ametal) para se formar um óxido. Com certeza que você sabe que se deve reagir esse elemento com o oxigénio;
- Do óxido metálico para a base, basta reagir-lo com a água;

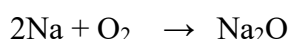
- De igual modo, do óxido ametálico para formar um ácido é, também, uma questão de reagir-lo com a água;
- Da base ou ácido para o sal, existe uma série de alternativas que permitem fazer esta transformação.

Caro(a) aluno(a), como pode notar, há possibilidade de se transformar uma substância de uma função para outra, bastando, para o efeito, escolher um reagente adequado.

Veja os exemplos seguintes:



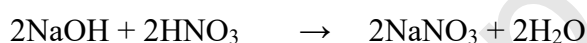
- ✓ Do metal sódio para o óxido de sódio devemos reagir-lo com o oxigénio



- ✓ O óxido de sódio transforma-se em hidróxido reagindo-o com a água



- ✓ O hidróxido de sódio quando reage com o ácido nítrico forma o sal NaNO_3 .



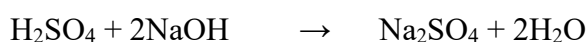
- ✓ Do ametal enxofre para o trióxido de enxofre devemos reagir-lo com o oxigénio



- ✓ O trióxido de enxofre transforma-se em ácido reagindo-o com a água



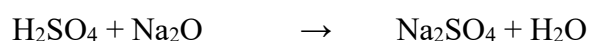
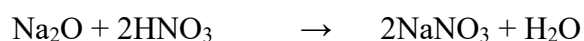
- ✓ O ácido sulfúrico quando reage com hidróxido de sódio forma o sal Na_2SO_4 .



Nota:



Para a formação do sal tanto da alínea a) como da b), são possíveis outras equações. Por exemplo:



Esperamos que tenha conseguido entender a resolução da actividade acima. Agora resolva sozinho as questões que se seguem:



Exercícios

1. Escreva as equações químicas de transformações sugeridas:
 - a) Magnésio $\rightarrow$ Óxido de Magnésio $\rightarrow$ Hidróxido de Magnésio $\rightarrow$ Fosfato de Magnésio
 - b) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$
 - c) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3$

Caro aluno, já resolveu os seus exercícios, está de parabéns, mas antes de comparar as suas respostas com as da chave de correcção, leia o resumo que lhe disponibilizamos a seguir.



Resumo da lição

Nesta lição aprendeu que:

É possível transformar uma substância de uma função para outra, usando vários critérios.

Reagindo um elemento, seja ele um metal ou ametal com oxigénio obtém-se os respectivos óxidos.

Quando um óxido metálico reage com água forma-se uma base e quando é óxido ametálico reage com água e forma-se um ácido. Por último, a base pode reagir com ácido, formando um sal tal como outras tantas reacções de óxidos com ácidos, bases e metais que culminam com a formação de sais.

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) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
 $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$
 $3Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$
 - b) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
 $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
 $H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2H_2O$
 - c) $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
 $Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3$
 $Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$



TESTE DE PREPARAÇÃO - MÓDULO 3

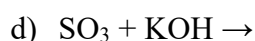
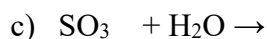
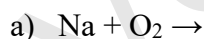
1. Faça corresponder, através de setas a coluna à esquerda, sobre funções inorgânicas, à coluna a direita sobre as definições, de modo a ter correlações certas.

Função química	Definição
1. Óxido	a) Substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como anião, os iões hidroxilo.
2. Ácido	b) Substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando um catião metálico e anião radical ácido.
3. Base	c) Substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando o H^+ como ião positivo.
4. Sal	d) Substâncias formadas por dois elementos, sendo um deles o oxigénio.

2. Complete os espaços em branco na tabela de modo a corresponder com a classificação e nomenclatura certa dos óxidos.

Fórmula	Nome	Classificação
a)	Óxido de sódio	b)
CO ₂	c)	d)
e)	Óxido de cobre-I	Óxido metálico
f)	Dióxido de enxofre	g)

3. Complete e acerte as equações químicas de reacções:



4. Preencha a tabela abaixo de modo a obter uma classificação certa dos ácidos.

Fórmula do ácido	Nome do ácido	Classificação quanto	
		Presença de oxigénio	Nº de elementos
H ₂ SO ₄	a)	b)	c)
d)	Ácido clorídrico	e)	f)
HNO ₂	g)	----	----

5. Assinale com X as equações químicas certas:

- a) $2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

6. Faça corresponder através de linhas a Coluna A referente aos nomes dos ácidos à Coluna B das aplicações de ácidos de modo a obter correlações certas:

Ácido		Aplicação
1. HNO_3		a) produção de papel; tintas, compostos de cloro, branqueamento de tecidos, limpeza de superfícies metálicas.
2. HCl		b) em baterias ou acumuladores; na purificação de gorduras e óleos; produção de outros ácidos, sais, metais, Hidrogénio.
3. H_2SO_4		c) no fabrico de adubos; artigos plásticos; corantes; na produção de explosivos.

7. Escreva as fórmulas ou os nomes das bases indicadas:

- a) Hidróxido de cálcio
- b) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- c) Hidróxido de potássio
- d) NaOH

8. Assinale com V ou F, conforme sejam afirmações verdadeiras ou falsas sobre as bases:

- a) Apresentam sabor amargo característico;
- b) Alteram as cores dos indicadores, por exemplo, tornam vermelha a fenolftaleína;
- c) Conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa;
- d) Apresentam sabor azedo característico.

9. Faça corresponder através de linhas a Coluna A referente aos nomes dos ácidos à Coluna B das aplicações de ácidos de modo a obter correlações certas:

Base	Aplicação
1. NaOH	a) purificação de açúcar, preparação de argamassa, no branqueamento de tecidos e de paredes.
2. $\text{Ca}(\text{OH})_2$	b) limpeza doméstica, produção de adubos, como gás de refrigeração.
3. NH_4OH	c) Fabrico de sabão, vidros, papel e seda.

10. Preencha a tabela abaixo de modo a obter classificação correcta dos compostos dados.

Fórmula	Nome	Classificação quanto	
		Nº de elementos	Presença de oxigénio
NaCl	a)	b)	c)
d)	Sulfato de potássio	e)	f)
CaCO ₃	g)	---	---

11. Escreva as equações químicas que traduzem as seguintes transformações:

- a) Potássio $\rightarrow$ óxido de potássio $\rightarrow$ hidróxido de potássio $\rightarrow$ cloreto de potássio.
b) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$

Veja a seguir a chave de correcção com que deve proceder à comparação das suas respostas após a resolução do teste.



Chave de Correção

1. 1 - d), 2 - c), 3 - a), 4 - b)
2. a) – Na₂O, b) – óxido metálico ou básico, c) Dióxido de carbono ou óxido de carbono (IV),
d) – óxido ametálico ou óxido ácido, e) – Cu₂O, f) – SO₂, g) - – óxido metálico ou básico
3.
 - a) $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$
 - b) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$
 - c) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - d) $\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. a) – ácido sulfúrico, b) – oxácido, c) ternário, d) – HCl, e) – hidrácido, f) – binário, g) – ácido nitroso
5. a), b)
6. 1 - c), 2 - a), 3 - b)
7. a) – Ca(OH)₂, b) – hidróxido de ferro (III), c) – KOH, d) – hidróxido de sódio
8. a) – V, b) – V, c) – V, d) – F
9. 1 - c), 2 - a), 3 - b)
10. a) – cloreto de sódio, b) – binário, c) não oxigenado, d) – K₂SO₄, e) – ternário, f) – oxigenado, g) – carbonato de cálcio
11.
 - a) $4\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$
 $\text{K}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Bibliografia

- Afonso, A. e. (2007). *Módulo 6 - 9ª classe. Funções inorgânicas - Programa do Ensino Secundário à Distância*. Maputo - Moçambique.
- Feltre, R. (2004). *Blog - conhecimentoaleouro.blogspot.com by @viniciusf666*, . Obtido de São Paulo, 6ª edição, Moderna: conhecimentoaleouro.blogspot.com by @viniciusf666
- INDE. (s.d.). *Relatórios de Capacitação e Monitoria dos Programas Intermédios da 8ª e 9ª classes*. Maputo - Moçambique.
- INDE, M. . (2007). *Plano Curricular do Ensino Secundário Geral (PCESG)*, . Maputo, Maputo, Moçambique.
- Lembo, A. e. (1983). *Química, Volume 1*. São Paulo - Brasil: Ática.
- MEC – INDE, M. (2006). *Programas Intermédios de Química - da 8ª e 9ª classe*. Maputo, Maputo, Moçambique.
- Monjane, A. A., Cocho, E. B., & Ramos, L. J. (2002). *Química no contexto*. Maputo-Moçambique: DINAME DINAME.
- Silva, F. N. (2009). *Q.9 - Química 9ª classe*. Maputo - Moçambique: Texto Editores, Lda.

