



Química I

Ramão Francisco Moreira Magalhães



**Pelotas - RS
2014**

Presidência da República Federativa do Brasil

Ministério da Educação

Secretaria de Educação Profissional e Tecnológica

© Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia Sul-rio-grandense
Este caderno foi elaborado em parceria entre o Instituto Federal de Educação,
Ciência e Tecnologia Sul-rio-grandense – Campus Pelotas-Visconde da Graça e a
Universidade Federal de Santa Maria para a Rede e-Tec Brasil.

Equipe de Elaboração

Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia
Sul-rio-grandense – IFSul-Pelotas-Visconde da Graça

Reitor

Antônio Carlos Barum Brod/IFSul-CAVG

Direção Geral

Ricardo Lemos Sainz/IFSul-CAVG

Coordenação Institucional

Cinara Ourique do Nascimento/IFSul-CAVG

Coordenação de Curso

Hilton Grimm/IFSul-CAVG

Professor-autor

Ramão Francisco Moreira Magalhães/IFSul-CAVG

Equipe Técnica

Marchiori Quevedo/IFSul-CAVG
Maria Isabel Giusti Moreira/IFSul-CAVG
Marisa Teresinha Pereira Neto Cancela/IFSul-CAVG
Pablo Brauner Viegas/IFSul-CAVG
Rodrigo da Cruz Casalinho/IFSul-CAVG

Equipe de Acompanhamento e Validação

Colégio Técnico Industrial de Santa Maria – CTISM

Coordenação Institucional

Paulo Roberto Colusso/CTISM

Coordenação de Design

Erika Goellner/CTISM

Revisão Pedagógica

Elisiane Bortoluzzi Scrimini/CTISM

Jaqueleine Müller/CTISM

Revisão Textual

Carlos Frederico Ruviaro/CTISM

Revisão Técnica

Viviane Terezinha Sebalhos Dal Molin/CTISM

Ilustração

Marcel Santos Jacques/CTISM
Rafael Cavalli Viapiana/CTISM
Ricardo Antunes Machado/CTISM

Diagramação

Cássio Fernandes Lemos/CTISM
Leandro Felipe Aguilar Freitas/CTISM

Ficha catalográfica elaborada por Maristela Eckhardt – CRB 10/737
Biblioteca Central da UFSM

M188q Magalhães, Ramão Francisco Moreira

Química I / Ramão Francisco Moreira Magalhães.

– Pelotas : Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia
Sul Rio-Grandense – Campus Pelotas ; Santa Maria : Universidade
Federal de Santa Maria, Colégio Técnico Industrial de Santa Maria,
Rede e-Tec Brasil, 2014.

82 p. : il. ; 28 cm

ISBN 978-85-63573-50-6

1. Química 2. Ensino de química I. Título

CDU 54:37

Apresentação e-Tec Brasil

Prezado estudante,
Bem-vindo a Rede e-Tec Brasil!

Você faz parte de uma rede nacional de ensino, que por sua vez constitui uma das ações do Pronatec – Programa Nacional de Acesso ao Ensino Técnico e Emprego. O Pronatec, instituído pela Lei nº 12.513/2011, tem como objetivo principal expandir, interiorizar e democratizar a oferta de cursos de Educação Profissional e Tecnológica (EPT) para a população brasileira propiciando caminho de o acesso mais rápido ao emprego.

É neste âmbito que as ações da Rede e-Tec Brasil promovem a parceria entre a Secretaria de Educação Profissional e Tecnológica (SETEC) e as instâncias promotoras de ensino técnico como os Institutos Federais, as Secretarias de Educação dos Estados, as Universidades, as Escolas e Colégios Tecnológicos e o Sistema S.

A educação a distância no nosso país, de dimensões continentais e grande diversidade regional e cultural, longe de distanciar, aproxima as pessoas ao garantir acesso à educação de qualidade, e promover o fortalecimento da formação de jovens moradores de regiões distantes, geograficamente ou economicamente, dos grandes centros.

A Rede e-Tec Brasil leva diversos cursos técnicos a todas as regiões do país, incentivando os estudantes a concluir o ensino médio e realizar uma formação e atualização contínuas. Os cursos são ofertados pelas instituições de educação profissional e o atendimento ao estudante é realizado tanto nas sedes das instituições quanto em suas unidades remotas, os polos.

Os parceiros da Rede e-Tec Brasil acreditam em uma educação profissional qualificada – integradora do ensino médio e educação técnica, – é capaz de promover o cidadão com capacidades para produzir, mas também com autonomia diante das diferentes dimensões da realidade: cultural, social, familiar, esportiva, política e ética.

Nós acreditamos em você!
Desejamos sucesso na sua formação profissional!

Ministério da Educação
Março de 2014

Nosso contato
etecbrasil@mec.gov.br



Indicação de ícones

Os ícones são elementos gráficos utilizados para ampliar as formas de linguagem e facilitar a organização e a leitura hipertextual.



Atenção: indica pontos de maior relevância no texto.



Saiba mais: oferece novas informações que enriquecem o assunto ou “curiosidades” e notícias recentes relacionadas ao tema estudado.



Glossário: indica a definição de um termo, palavra ou expressão utilizada no texto.



Mídias integradas: sempre que se desejar que os estudantes desenvolvam atividades empregando diferentes mídias: vídeos, filmes, jornais, ambiente AVEA e outras.



Atividades de aprendizagem: apresenta atividades em diferentes níveis de aprendizagem para que o estudante possa realizá-las e conferir o seu domínio do tema estudado.



Sumário

Palavra do professor-autor	9
Apresentação da disciplina	11
Projeto instrucional	13
Aula 1 – Modelo atômico	15
1.1 Um pouco da história	15
1.2 O modelo atômico atual	23
Aula 2 – Distribuição eletrônica	25
2.1 Distribuição eletrônica em níveis e subníveis	25
Aula 3 – História da tabela periódica	29
3.1 Histórico sobre a tabela periódica	29
3.2 As primeiras tentativas	29
3.3 A segunda tentativa	30
3.4 A tabela periódica, segundo Mendeleev	31
3.5 A descoberta do número atômico	32
3.6 Períodos	34
3.7 Grupo	34
3.8 Classificações dos elementos	35
Aula 4 – Ligações química	37
4.1 Ligações entre os átomos	37
4.2 Teoria do octeto	37
4.3 Ligações iônicas ou eletrovalentes	38
4.4 Características dos compostos iônicos	40
4.5 Ligações covalentes ou moleculares	40
4.6 Características dos compostos moleculares	41
4.7 Ligações covalentes dativas ou coordenadas	41
4.8 Ligação metálica	42
4.9 Teoria da nuvem eletrônica	42
4.10 Propriedade dos metais	43
4.11 Interações tipo pontes de hidrogênio	44
4.12 Forças de coesão molecular ou de Van Der Waals	44

Aula 5 – Ácido	47
5.1 Características dos ácidos	47
5.2 Aspectos gerais da força dos ácidos	48
5.3 Formulação de ácidos a partir de ânions	49
Aula 6 – Base	51
6.1 Definição	51
6.2 Algumas bases (álcalis) conhecidas	52
6.3 Classificação das bases	52
Aula 7 – Sal	55
7.1 Definição	55
7.2 Nomenclatura	55
7.3 Classificação	56
7.4 Reações de salificação	56
7.5 Sais mais comuns na química do cotidiano	56
Aula 8 – Óxido	61
8.1 Definição	61
8.2 Óxidos básicos	61
8.3 Óxidos ácidos ou anidridos	62
8.4 Óxidos anfóteros	63
8.5 Óxidos neutros	64
8.6 Óxidos duplos ou mistos	65
8.7 Peróxidos	65
8.8 Superóxidos	65
8.9 Nomenclatura	66
8.10 Óxidos de ametais	66
Aula 9 – Números de oxidação (nox)	69
9.1 Conceito	69
9.2 Regras práticas para calcular o nox	69
Aula 10 – Reações químicas	73
10.1 Conceitos	73
10.2 Classificação das reações químicas	73
10.3 Balanceamento de equações por tentativas	76
10.4 Reações de oxi-redução	77
Referências	81
Curriculum do professor-autor	82

Palavra do professor-autor

Prezado(a) aluno(a)

Seja bem-vindo(a) ao espaço da disciplina de Química 1.

A música “Química”, escrita para violão e voz pelo compositor Renato Russo, em 1981, e gravada pelo grupo Legião Urbana em 1987, talvez sintetize o sentimento de parte considerável dos estudantes em relação à química estudada nas escolas.

“Não saco nada de física, literatura ou gramática, só gosto de educação sexual e eu odeio química, química, química...” (Renato Russo).

Em tempos de “geração saúde”, a química é considerada uma grande vilã. Em lojas especializadas, podemos encontrar o chamado “produto natural”, cujo rótulo tem a informação: “Não contém produtos químicos”. É comum ainda ouvirmos frases como: “Não coma isso, é pura química!”.

Por que a palavra química é utilizada nesses contextos? Será que a química realmente contribui para envenenar as pessoas em nossa sociedade industrial? Será essa ciência um bicho de sete cabeças, que chega a tirar o sono dos estudantes em vésperas de provas?

Ao longo dessa etapa de seis semanas, você terá oportunidade de compreender melhor e utilizar os conceitos básicos de Química Inorgânica e aprender a dialogar usando a linguagem dos químicos.

Esperamos que as atividades propostas nesse período motivem seu interesse pelo estudo da Química. Uma equipe estará à sua disposição para ajudar a superar suas ansiedades e dificuldades.

Prof. MSc. Ramão F. M. Magalhães
CRQ 05100657 – 5^a Região



Apresentação da disciplina

Esta disciplina pretende mostrar que a Química está relacionada às necessidades básicas das pessoas – alimentação, vestuário, etc. – e como se processa o conhecimento químico através de um pensamento crítico mais elaborado, permitindo uma melhor compreensão sobre diferentes materiais, suas ocorrências, seus processos de obtenção e suas aplicações, tornando o ensino de Química um exercício de compreensão da natureza.

A proposta que apresentamos para esta disciplina pretende contribuir para as mudanças que devem ocorrer no aprendizado da Química em um Curso de Biocombustíveis.

Você encontrará neste guia, orientações referentes ao desenvolvimento das atividades propostas e, ao final, sem ter a pretensão de pôr um ponto final nos temas abordados, um convite a novas reflexões e discussões sobre o estudo da Química.



Projeto instrucional

Disciplina: Química I (carga horária: 90h).

Ementa: Estrutura atômica. Modelo atômico atual. Distribuição eletrônica. Tabela periódica. Ligações químicas. Regras de número de oxidação. Reações químicas.

AULA	OBJETIVOS DE APRENDIZAGEM	MATERIAIS	CARGA HORÁRIA (horas)
1. Modelo atômico	Identificar os constituintes fundamentais do átomo e estabelecer suas principais características.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	07
2. Distribuição eletrônica	Identificar a aplicação da distribuição eletrônica em subníveis.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	07
3. História da tabela periódica	Classificar e reconhecer as principais características e propriedades da tabela periódica.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	07
4. Ligação química	Reconhecer e caracterizar as principais ligações entre os átomos.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	15
5. Ácido	Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
6. Base	Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	09
7. Sal	Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10

AULA	OBJETIVOS DE APRENDIZAGEM	MATERIAIS	CARGA HORÁRIA (horas)
8. Óxido	Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	09
9. Número de oxidação (nox)	Aplicar corretamente as regras de número de oxidação.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	08
10. Reações químicas	Identificar e classificar os tipos de reações químicas.	Ambiente virtual: plataforma Moodle. Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	08

Aula 1 – Modelo atômico

Objetivos

Identificar os constituintes fundamentais do átomo e estabelecer suas principais características.

1.1 Um pouco da história

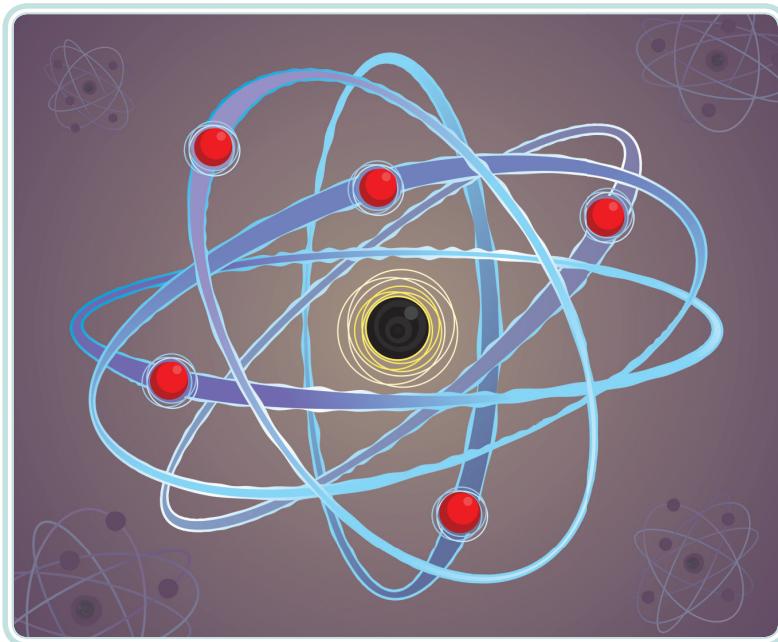


Figura 1.1: Modelo Atômico

Fonte: CTISM

A ideia de átomo surgiu entre os filósofos gregos quando eles começaram a discutir a seguinte questão:

"O que ocorre quando quebramos uma porção de matéria em pedaços cada vez menores?"

Ao responder essa questão, os filósofos se dividiram. Alguns achavam que uma porção de matéria poderia ser quebrada indefinidamente em pedaços cada vez menores. Outros, ao contrário, afirmavam que uma porção de matéria poderia ser quebrada em pedaços cada vez menores até atingir uma partícula

extremamente pequena e que não poderia mais ser dividida. Essa partícula foi denominada átomo, que em grego significa indivisível, que não tem partes (*a* = não; *tomo* = parte). Portanto, segundo esses filósofos, a matéria seria constituída de partículas indivisíveis.

No fim do século XVIII surgiram as leis das combinações químicas. Essas leis só puderam ser explicadas com base na aceitação do fato de que toda matéria é constituída por partículas indivisíveis, os átomos.

No início do século XIX (1803), os cientistas passaram a aceitar definitivamente a existência do átomo, graças às explicações, em bases experimentais, dadas por John Dalton.

Enquanto alguns cientistas procuravam demonstrar que a matéria é formada por átomos, outros pesquisavam e apresentavam evidências de que o átomo é formado de partículas menores.

A seguir, veremos como algumas dessas pesquisas evoluíram.

1.1.1 John Dalton (modelo de bola de bilhar)

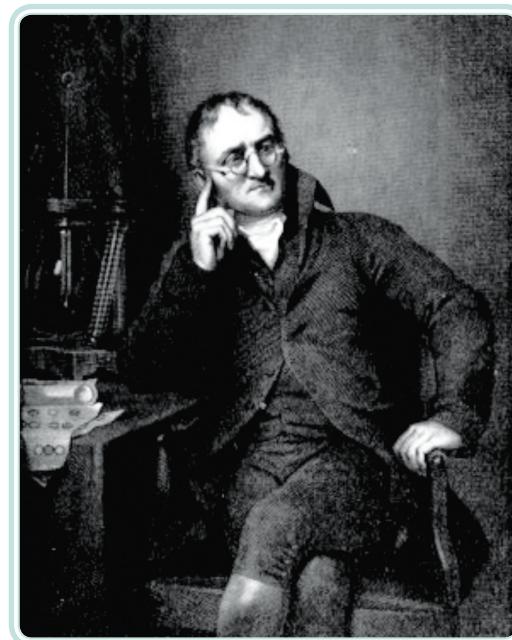


Figura 1.2: John Dalton

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/John_Dalton

O professor da universidade inglesa *New College de Manchester*, John Dalton, foi o criador da primeira teoria atômica moderna na passagem do século XVIII para o século XIX.

Em 1803, Dalton publicou o trabalho *Absorption of Gases by Water and Other Liquids*, (Absorção de Gases pela Água e outros Líquidos), no qual delineou os princípios de seu modelo atômico.

Segundo Dalton:

- Átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes entre si.
- Átomos de um mesmo elemento possuem propriedades iguais e peso invariável.
- Átomos são partículas maciças, indivisíveis e esféricas formadoras da matéria.
- Nas reações químicas, os átomos permanecem inalterados.
- Na formação dos compostos, os átomos entram em proporções numéricas fixas 1:1, 1:2, 1:3, 2:3, 2:5, etc.
- O peso total de um composto é igual à soma dos pesos dos átomos dos elementos que o constituem.

Em 1808, Dalton propôs a teoria do modelo atômico, onde o átomo é uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível, indivisível e sem carga. Todos os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos. Seu modelo atômico foi chamado de **modelo atômico da bola de bilhar**.

Em 1810, foi publicada a obra *New System of Chemical Philosophy* (Novo Sistema de Filosofia Química), no qual havia testes que provavam suas observações, como a lei das pressões parciais, chamada de Lei de Dalton, entre outras relativas à constituição da matéria.

- Os átomos são indivisíveis e indestrutíveis.
- Existe um número pequeno de elementos químicos diferentes na natureza.
- Reunindo átomos iguais ou diferentes nas variadas proporções, podemos formar todas as matérias do universo conhecidas.

Para Dalton o átomo era um sistema contínuo. Apesar de um modelo simples, Dalton deu um grande passo na elaboração de um modelo atômico, pois foi o que instigou a busca por algumas respostas e proposição de futuros modelos.

1.1.2 Joseph John Thomson

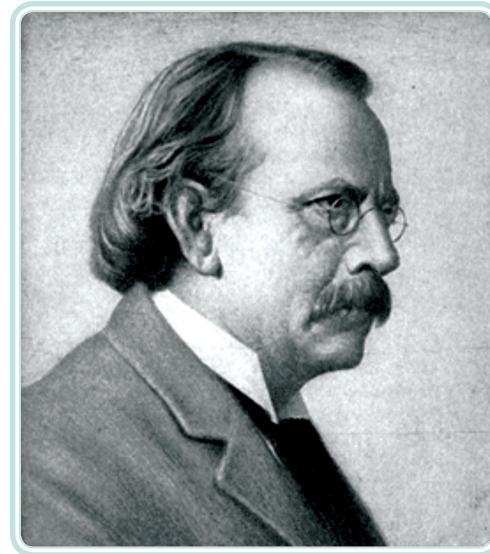


Figura 1.3: Joseph John Thomson

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Joseph_John_Thomson

A partir de uma experiência utilizando tubos de Crookes, Joseph John Thomson demonstrou que os raios catódicos podiam ser interpretados como um feixe de partículas carregadas negativamente e que possuíam massa. Concluiu que essas partículas negativas deviam fazer parte de quaisquer átomos, recebendo assim o nome de elétron.

O modelo atômico de Thomson (1897), propunha então que o átomo não fosse maciço (como havia afirmado John Dalton), mas sim um fluido com carga positiva (homogêneo e quase esférico) no qual estavam dispersos (de maneira homogênea) os elétrons.

1.1.3 Ernest Rutherford



Figura 1.4: Ernest Rutherford

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

As bases para o desenvolvimento da física nuclear foram lançadas por Ernest Rutherford ao desenvolver sua teoria sobre a estrutura atômica. O cientista estudou por três anos o comportamento dos feixes de partículas ou raios X, além da emissão de radioatividade pelo elemento urânio.

Uma das inúmeras experiências realizadas foi a que demonstrava o espalhamento das partículas alfa. Essa foi base experimental do modelo atômico do chamado **átomo nucleado** onde elétrons orbitavam em torno de um núcleo.

Durante suas pesquisas, Rutherford observou que, para cada 10.000 partículas alfa aceleradas incidindo numa lâmina de ouro, apenas uma refletia ou se desvia de sua trajetória. A conclusão foi que o raio de um átomo poderia ser em torno de 10.000 vezes maior que o raio de seu núcleo. Rutherford e Frederick Soddy ainda descobriram a existência dos raios gama e estabeleceram as leis das transições radioativas das séries dotório, do actínio e do rádio.

O modelo atômico de Rutherford ficou conhecido como **modelo planetário**, pela sua semelhança com a formação do sistema solar. Em 1911, Ernest Rutherford propôs o modelo de átomo com movimentos planetários. Esse modelo foi estudado e aperfeiçoado por Niels Bohr, que acabou por demonstrar a natureza das partículas alfa como núcleos de hélio.

1.1.4 Niels Bohr



Figura 1.5: Niels Bohr

Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Bohr>

A teoria orbital de Rutherford encontrou uma dificuldade teórica resolvida por Niels Bohr.

- No momento em que temos uma carga elétrica negativa composta pelos elétrons girando ao redor de um núcleo de carga positiva, este movimento gera uma perda de energia devido à emissão de radiação constante. Num dado momento, os elétrons vão se aproximar do núcleo num movimento em espiral e cair sobre si.

Em 1911, Niels Bohr publicou uma tese que demonstrava o comportamento eletrônico dos metais. Na mesma época, foi trabalhar com Ernest Rutherford em Manchester, Inglaterra. Lá obteve os dados precisos do modelo atômico, que iriam lhe ajudar posteriormente.

Em 1913, observando as dificuldades do modelo de Rutherford, Bohr intensificou suas pesquisas visando uma solução teórica.

Em 1916, Niels Bohr retornou para Copenhague para atuar como professor de física, continuando suas pesquisas sobre o modelo atômico de Rutherford.

Em 1920, nomeado diretor do Instituto de Física Teórica, Bohr acabou desenvolvendo um modelo atômico que unificava a teoria atômica de Rutherford e a teoria da mecânica quântica de Max Planck.

Sua teoria postulava que, ao girar em torno de um núcleo central, os elétrons deveriam girar em órbitas específicas com níveis energéticos bem definidos.

Também afirmava que poderia haver a emissão ou absorção de pacotes discretos de energia chamados de quanta ao mudar de órbita.

Realizando estudos nos elementos químicos com mais de dois elétrons, concluiu que se tratava de uma organização bem definida em camadas. Descobriu ainda que as propriedades químicas dos elementos eram determinadas pela camada mais externa.

Bohr enunciou o princípio da complementaridade, segundo o qual um fenômeno físico deve ser observado a partir de dois pontos de vista diferentes e não excludentes. Observou que existiam paradoxos onde poderia haver o comportamento de onda e de partícula dos elétrons, dependendo do ponto de vista.

Essa teoria acabou por se transformar na hipótese proposta por Louis de Broglie (Louis Victor Pierre Raymond, sétimo duque de Broglie) de que todo corpúsculo atômico pode comportar-se de duas formas, como onda e como partícula.

1.1.5 Erwin Schrödinger, Louis Victor de Broglie e Werner Heisenberg



Figura 1.6: Erwin Schrödinger

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Erwin_Schr%C3%B6dinger



Figura 1.7: Louis Victor de Broglie

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Louis_de_Broglie



Figura 1.8: Werner Heisenberg

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Werner_Heisenberg

Erwin Schrödinger, Louis Victor de Broglie e Werner Heisenberg, reunindo os conhecimentos de seus predecessores e contemporâneos, acabaram por

desenvolver uma nova teoria do modelo atômico, além de postular uma nova visão, chamada de mecânica ondulatória.

Fundamentada na hipótese proposta por Broglie de que todo corpúsculo atômico pode comportar-se como onda e como partícula, Heisenberg, em 1925, postulou o princípio da incerteza.

A ideia de órbita eletrônica acabou por ficar desconexa, sendo substituída pelo conceito de probabilidade de se encontrar num instante qualquer um dado elétron numa determinada região do espaço.

O átomo deixou de ser indivisível como acreditavam filósofos gregos antigos e Dalton. O modelo atômico, portanto, passou a se constituir, na verdade, de uma estrutura mais complexa.

1.2 O modelo atômico atual

- Sabe-se que os elétrons possuem massa desprezível, carga negativa e movem-se ao redor do núcleo.
- O núcleo está situado no centro do átomo e dentro dele estão os prótons (carga positiva) e os neutros (sem carga).
- A massa dos prótons é 1837 vezes maior que a dos elétrons e a dos nêutrons é ligeiramente maior do que a dos prótons.
- O átomo é neutro, pois possui números iguais de prótons e elétrons.
- Cada elemento possui um número de elétrons que se distribuem caracteristicamente na eletrosfera.
- Os níveis energéticos são K, L, M, N, O, P, Q.
- Massa atômica = prótons + nêutrons ($A = p + n$).
- Cada camada tem uma quantidade máxima de elétrons.
- O átomo perde ou ganha somente elétrons.



Para saber mais sobre estrutura do átomo, acesse:
<http://www.youtube.com/watch?v=VqgDB2oChEA>

- Quando há mais elétrons que prótons o átomo é um ânion.
- Quando há menos elétrons que prótons o átomo é um cátion.
- Os isótopos são átomos de um mesmo elemento com mesmo número de prótons (podem ter quantidade diferente de nêutrons).
- Os isótonos são átomos que possuem o mesmo número de nêutrons.
- Os isóbaros são átomos que possuem o mesmo número de massa.

Resumo

Nesta aula foram abordados as diversas teorias da evolução atômica, como a teoria de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, Schödinger, Broglie e Heisenberg que demonstraram como o átomo é constituído.



Atividades de aprendizagem

1. Quais são as zonas características de um átomo?
2. Quais as partículas que constituem o núcleo de um átomo?
3. Quais as partículas que constituem a eletrosfera de um átomo?
4. Determina o número de prótons, elétrons e nêutrons do átomo de sódio que apresenta $Z = 11$ e $A = 23$.
5. O que são átomos isóbaros e átomos isótonos?

Aula 2 – Distribuição eletrônica

Objetivos

Identificar a aplicação da distribuição eletrônica em subníveis.

2.1 Distribuição eletrônica em níveis e subníveis

Os elétrons estão distribuídos em camadas ao redor do núcleo. Admite-se a existência de 7 camadas eletrônicas, designados pelas letras maiúsculas: K, L, M, N, O, P e Q.

À medida que as camadas se afastam do núcleo, aumenta a energia dos elétrons nelas localizados.

As camadas da eletrosfera representam os níveis de energia da eletrosfera.

Assim, as camadas K, L, M, N, O, P e Q constituem os 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º e 7º níveis de energia, respectivamente.

Por meio de métodos experimentais, os químicos concluíram que o número máximo de elétrons que cabe em cada camada ou nível de energia é:

Quadro 2.1: Número máximo de elétrons em cada camada

Nível de energia	Camada	Número máximo de elétrons
1º	K	2
2º	L	8
3º	M	18
4º	N	32
5º	O	32
6º	P	18
7º	Q	2 (alguns autores admitem até 8)

Fonte: Autores

Em cada camada ou nível de energia, os elétrons se distribuem em subcamadas ou subníveis de energia, representados pelas letras s, p, d, f, em ordem crescente de energia.

O número máximo de elétrons que cabe em cada subcamada, ou subnível de energia, também foi determinado experimentalmente:

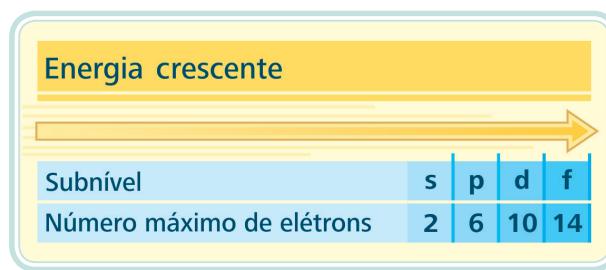


Figura 2.1: Camada de subníveis

Fonte: CTISM

O número de subníveis que constituem cada nível de energia depende do número máximo de elétrons que cabe em cada nível.

Assim, como no 1º nível cabem no máximo 2 elétrons, esse nível apresenta apenas um subnível s, no qual cabem os 2 elétrons. O subnível s do 1º nível de energia é representado por 1s.

Como no 2º nível cabem no máximo 8 elétrons, o 2º nível é constituído de um subnível s, no qual cabem no máximo 2 elétrons, e um subnível p, no qual cabem no máximo 6 elétrons.

Desse modo, o 2º nível é formado de dois subníveis, representados por 2s e 2p, e assim por diante.

Quadro 2.2: Subníveis de energia

Nível Camada	Nº máximo de elétrons	Subníveis conhecidos
1º K	2	1s
2º L	8	2s e 2p
3º M	18	3s, 3p e 3d
4º N	32	4s, 4p, 4d e 4f
5º O	32	5s, 5p, 5d e 5f
6º P	18	6s, 6p e 6d
7º Q	2 (alguns autores admitem até 8)	7s 7p

Fonte: Autor

Linus Carl Pauling (1901-1994), químico americano, elaborou um dispositivo prático que permite colocar todos os subníveis de energia conhecidos em ordem crescente de energia.

É o processo das diagonais, denominado diagrama de Pauling, representado a seguir.

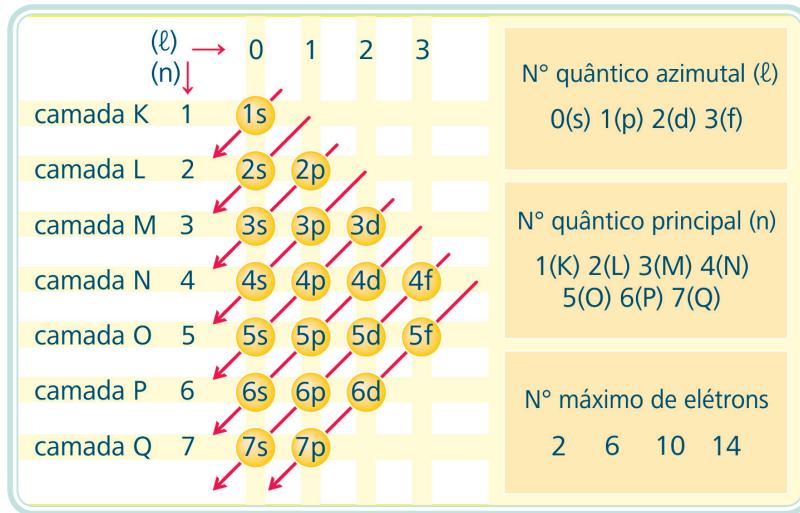


Figura 2.2: Diagrama de Linus Pauling

Fonte: CTISM

A ordem crescente de energia dos subníveis é a ordem na sequência das diagonais.

Resumo

Nesta aula foram abordados as regras básicas da distribuição eletrônica em níveis e subníveis.

Atividades de aprendizagem



1. Faça a distribuição eletrônica em subníveis de energia dos seguintes elementos químicos.
 - a) Mg_{12} (magnésio).
 - b) Ca_{20} (cálcio).
 - c) Ge_{32} (germânio).
 - d) I_{53} (iodo).
 - e) Ti_{22} (titânio).

Aula 3 – História da tabela periódica

Objetivos

Classificar e reconhecer as principais características e propriedades da tabela periódica

3.1 Histórico sobre a tabela periódica

Um pré-requisito necessário para construção da tabela periódica, foi a descoberta dos elementos químicos. Embora os elementos, tais como ouro (Au), prata (Ag), estanho (Sn), cobre (Cu), chumbo (Pb) e mercúrio (Hg) fossem conhecidos desde a antiguidade.

A primeira descoberta científica de um elemento ocorreu em 1669, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo. Durante os 200 anos seguintes, um grande volume de conhecimento relativo às propriedades dos elementos e seus compostos, foi adquirido pelos químicos.

Com o aumento do número de elementos descobertos, os cientistas iniciaram a investigação de modelos para reconhecer as propriedades e desenvolver esquemas de classificação.

A primeira classificação foi a divisão dos elementos em metais e não-metais. Isso possibilitou a antecipação das propriedades dos outros elementos descobertos, determinando assim se seriam ou não metálicos.



Assista ao vídeo tabela periódica química, em:
<http://www.youtube.com/watch?v=1VTBcQ3KQo>

3.2 As primeiras tentativas

A lista de elementos químicos, que tinham suas massas atômicas conhecidas, foi preparada por John Dalton no início do século XIX.

Muitas das massas atômicas adotadas por Dalton, estavam longe dos valores atuais, devido a ocorrência de erros. Os erros foram corrigidos por outros cientistas, e o desenvolvimento de tabelas dos elementos e suas massas atômicas, centralizaram o estudo sistemático da química.

Os elementos não estavam listados em qualquer arranjo ou modelo periódico, mas simplesmente ordenados em ordem crescente de massa atômica, cada um com suas propriedades e seus compostos.

Os químicos, ao estudar essa lista, concluíram que ela não estava muito clara. Os elementos cloro, bromo e iodo, que tinham propriedades químicas semelhantes, tinham suas massas atômicas muito separadas.

Em 1829, Johann Wolfgang Döbereiner teve a primeira ideia, com sucesso parcial, de agrupar os elementos em três – ou tríades. Essas tríades também estavam separadas pelas massas atômicas, mas com propriedades químicas muito semelhantes.

A massa atômica do elemento central da tríade, era supostamente a média das massas atômicas do primeiro e terceiro membros. Lamentavelmente, muitos dos metais não podiam ser agrupados em tríades.

3.3 A segunda tentativa

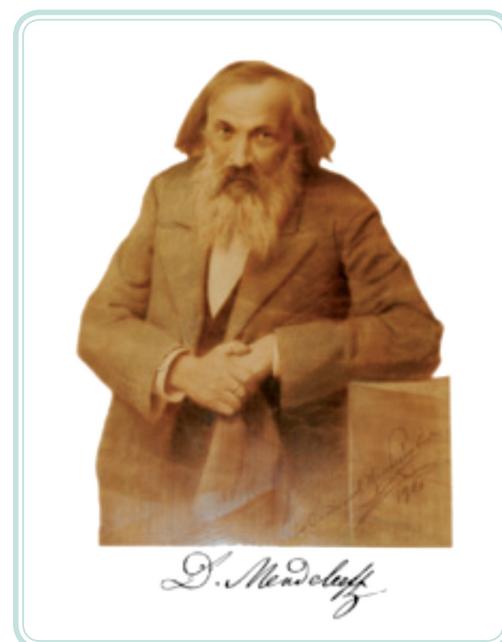


Figura 3.1: Mendeleev – grande contribuinte na elaboração da tabela periódica
Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Mendeleiev.png>,

Um segundo modelo foi sugerido, em 1864, por John A. R. Newlands. Esse professor de química no City College em Londres sugeriu que os elementos poderiam ser arranjados num modelo periódico de oitavas, ou grupos de oito, na ordem crescente de suas massas atômicas.

Esse modelo colocou o elemento lítio, sódio e potássio juntos, esquecendo o grupo dos elementos cloro, bromo e iodo, e os metais comuns como o ferro e o cobre. A ideia de Newlands foi ridicularizada pela analogia com os sete intervalos da escala musical. A *Chemical Society* recusou a publicação do seu trabalho periódico.

A base teórica na qual os elementos químicos estão arranjados atualmente – número atômico e teoria quântica – era desconhecida naquela época e permaneceu assim por várias décadas. A organização da tabela periódica foi desenvolvida não teoricamente, mas com base na observação química de seus compostos, por Dimitri Ivanovich Mendeleev.

3.4 A tabela periódica, segundo Mendeleev

Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834 – 1907) nasceu na Sibéria, sendo o mais novo de dezessete irmãos. Mendeleev foi educado em São Petersburgo e, posteriormente, na França e Alemanha. Conseguiu o cargo de professor de química na Universidade de São Petersburgo.

Escreveu um livro de química orgânica em 1861. Em 1869, enquanto escrevia seu livro de química inorgânica, organizou os elementos na forma da tabela periódica atual. Paralelamente a Mendeleev, o alemão Paul Meyer também desenvolvia um trabalho semelhante em seu país. Mendeleev criou uma carta para cada um dos 63 elementos conhecidos. Cada carta continha o símbolo do elemento, a massa atômica e suas propriedades químicas e físicas.

Colocando as cartas em uma mesa, organizou-as em ordem crescente de suas massas atômicas, agrupando-as em elementos de propriedades semelhantes. Formou-se então a tabela periódica.

A vantagem da tabela periódica de Mendeleev sobre as outras é que esta exibia semelhanças, mas não apenas em pequenos conjuntos, como as tríades.

Mostravam semelhanças numa rede de relações vertical, horizontal e diagonal. A partir desse fator, Mendeleev conseguiu prever algumas propriedades (pontos de fusão e ebulação, densidade, dureza, retículo cristalino, óxidos, cloretos) de elementos químicos que ainda não haviam sido descobertos em sua época. Devido a essa previsibilidade, o trabalho de Mendeleev foi amplamente aceito, sendo assim considerado o pai da tabela periódica atual, mas de maneira justa, tanto ele quanto o seu correlato alemão, Meyer, são os verdadeiros pais da atual classificação periódica.

Em 1906, Mendeleev recebeu o Prêmio Nobel pelo trabalho.

3.5 A descoberta do número atômico

Em 1913, o cientista britânico Henry Moseley descobriu que o número de prótons no núcleo de um determinado átomo era sempre o mesmo. Moseley usou essa ideia para o número atômico de cada átomo.

Quando os átomos foram arranjados de acordo com o aumento do número atômico, os problemas existentes na tabela de Mendeleev desapareceram. Devido ao trabalho de Moseley, a tabela periódica moderna está baseada no número atômico dos elementos.

A tabela atual difere bastante da tabela de Mendeleev. Com o passar do tempo, os químicos foram melhorando a tabela periódica moderna, aplicando novos dados, como as descobertas de novos elementos ou um número mais preciso na massa atômica, e rearranjando os existentes, sempre em função dos conceitos originais.

O último elemento que ocorre na natureza a ser descoberto, em 1925, foi o rénio. Desde então, os novos elementos que entraram para a tabela periódica foram produzidos pelos cientistas, através da fusão de átomos de diferentes substâncias.

A última maior troca na tabela resultou do trabalho de Glenn Seaborg, na década de 50. A partir da descoberta do plutônio em 1940, Seaborg descobriu todos os elementos transurânicos (do número atômico 94 até 102). Reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actinídeos abaixo da série dos lantanídeos.

Em 1951, Seaborg recebeu o Prêmio Nobel em química, pelo seu trabalho. O elemento 106 da tabela periódica é chamado seabório, em sua homenagem.

O sistema de numeração dos grupos da tabela periódica, usado atualmente, é recomendado pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC). A numeração é feita em algarismos arábicos de 1 a 18 (grupos ou famílias), começando a numeração da esquerda para a direita, sendo o grupo 1, o dos metais alcalinos, e o 18, o dos gases nobres.

Figura 3.2: Tabela Periódica

Fonte: CTISM

A tabela periódica relaciona os elementos em linhas chamadas períodos e colunas chamadas grupos ou famílias, em ordem crescente de seus números atômicos.

3.6 Períodos

Os elementos de um mesmo período têm o mesmo número de camadas eletrônicas, que corresponde ao número do período.

Os períodos são:

- (1^a) Camada K – n = 1s
- (2^a) Camada L – n = 2s
- (3^a) Camada M – n = 3s
- (4^a) Camada N – n = 4s
- (5^a) Camada O – n = 5s
- (6^a) Camada P – n = 6s
- (7^a) Camada Q – n = 7s

3.7 Grupo

Antigamente, chamavam-se “famílias”.

Os elementos do mesmo grupo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência (camada mais externa). Assim, os elementos do mesmo grupo possuem comportamento químico semelhante.

Existem 18 grupos sendo que o elemento químico hidrogênio é o único que não se enquadra em nenhuma família e está localizado em sua posição apenas por ter número atômico igual a 1, isto é, como tem apenas um elétron na última camada, foi colocado no Grupo 1, mesmo sem ser um metal.

Na tabela, os grupos são as linhas verticais.

3.8 Classificações dos elementos

Dentro da tabela periódica, os elementos químicos também podem ser classificados em conjuntos, chamados de **séries químicas**, de acordo com sua configuração eletrônica.

3.8.1 Elementos representativos

Pertencentes aos grupos 1, 2 e dos grupos de 13 a 17.

3.8.2 Elementos (ou metais) de transição

Pertencentes aos grupos de 3 a 12.

3.8.3 Elementos (ou metais) de transição interna

Pertencentes às séries dos lantanóides e dos actinóides.

3.8.4 Gases nobres

Pertencentes ao grupo 18.

Além disso, podem ser classificados de acordo com suas **propriedades físicas** nos grupos a seguir.

- **Metais.**
- **Semimetais** ou **metalóides** (termo não mais usado pela IUPAC: os elementos desse grupo distribuíram-se entre os metais e os ametais).
- **Ametais** (ou **não-metais**).
- **Gases nobres.**

Duas importantes propriedades periódicas:

- **Eletronegatividade** – é a tendência de um átomo atrair elétrons para que uma ligação seja efetuada.
- **Eletropositividade** – ou caráter metálico é a tendência de um átomo ceder elétrons para que uma ligação seja efetuada.

Resumo

Nesta aula foi apresentada a forma atual da tabela periódica em que os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico e suas classificações.



Atividades de aprendizagem

1. A partir da distribuição eletrônica dos seguintes elementos químicos, indica o período, grupo e classificação (série química) a que cada um pertence.
 - a) Na_{11} (sódio)
 - b) Al_{13} (alumínio)
 - c) Cl_{17} (cloro)
 - d) Sc_{21} (escândio)
 - e) V_{23} (vanádio)

Aula 4 – Ligações química

Objetivos

Reconhecer e caracterizar as principais ligações entre os átomos.

4.1 Ligações entre os átomos

As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas, que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

Na natureza existe aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos desses elementos químicos ao se unirem formam a grande diversidade de substâncias químicas.

As ligações químicas podem ocorrer através da doação e recepção de elétrons entre os átomos (**ligação iônica**). Como exemplo, NaCl (cloreto de sódio).

Compostos iônicos conduzem eletricidade no estado líquido ou dissolvido.

Eles normalmente têm um alto ponto de fusão e alto ponto de ebulação.

Outro tipo de ligações químicas ocorre através do compartilhamento de elétrons: a **ligação covalente**. Como exemplo, H₂O (água).

Existe também a **ligação metálica**, onde os elétrons das últimas camadas dos átomos do metal saltam e passam a se movimentar livremente entre os átomos criando uma força de atração entre os átomos do metal, nesse caso, não há perda de elétrons.

4.2 Teoria do octeto

Um grande número de elementos adquire estabilidade eletrônica quando seus átomos apresentam oito elétrons na sua camada mais externa.

Existem exceções para essa teoria, como o hidrogênio (H) e o hélio (He), pois ambos se estabilizam com dois elétrons na última camada. Ainda temos o

caso do átomo de carbono, que é tetravalente (pode realizar quatro ligações); além dele todos os átomos que pertencem à família de número 14 da tabela periódica são tetravalentes e, sendo assim, encontram-se no eixo central dessa regra (octeto), nesses casos os átomos optam (por assim dizer) por fazer 4 ligações sigmas (ligações simples) entre diferentes átomos.

4.3 Ligações iônicas ou eletrovalentes

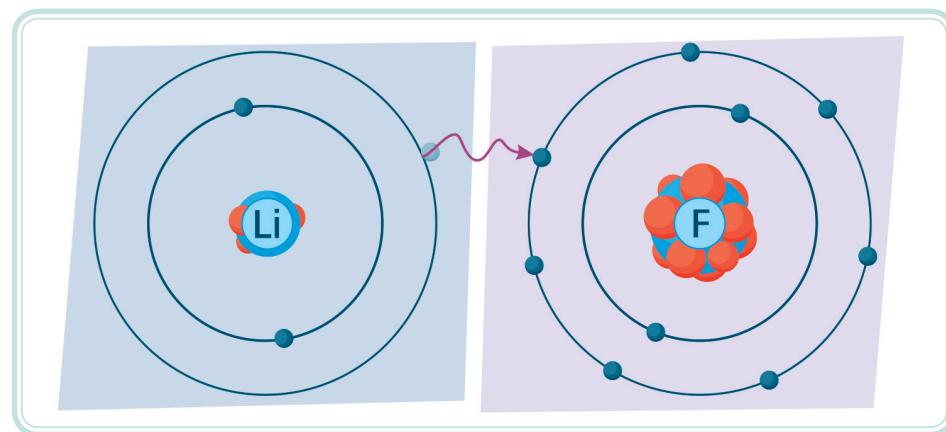


Figura 4.1: Configuração eletrônica de lítio e flúor

Fonte: CTISM

O lítio tem um elétron em sua camada de valência, mantido com dificuldade porque sua energia de ionização é baixa.

O flúor possui 7 elétrons em sua camada de valência.

Quando um elétron se move do lítio para o flúor, cada íon adquire a configuração de gás nobre.

A energia de ligação proveniente da atração eletrostática dos dois íons de cargas opostas tem valor negativo suficiente para que a ligação se torne estável.

Ligações iônicas são um tipo de ligação química baseada na atração eletrostática entre dois íons carregados com cargas opostas.

Na formação da ligação iônica, um metal tem uma grande tendência a perder elétron(s), formando um íon positivo ou cátion. Isso ocorre devido à baixa energia de ionização de um metal, isto é, é necessária pouca energia para remover um elétron de um metal.

Simultaneamente, o átomo de um ametal (não-metal) possui uma grande tendência a ganhar elétron(s), formando um íon de carga negativa ou ânion. Isso ocorre devido à sua grande afinidade eletrônica.

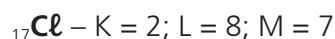
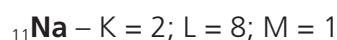
Sendo assim, os dois íons formados, cátion e ânion, se atraem devido a forças eletrostáticas e formam a ligação iônica.

Se esses processos estão interligados, ou seja, o(s) elétron(s) perdido(s) pelo metal é(são) ganho(s) pelo ametal, então haveria, na ligação iônica, a formação de íons devido à “transferência” de elétrons do metal para o ametal.

A regra do octeto pode ser utilizada para explicar de forma simples, o que ocorre na ligação iônica.

Exemplo

Antes da formação da ligação iônica entre um átomo de sódio e cloro, as camadas eletrônicas se encontram da seguinte forma:



O sódio possui 1 elétron na última camada (camada M). Bastaria perder esse elétron para que ele fique “estável” com 8 elétrons na 2^a camada (camada L).

O cloro possui 7 elétrons na sua última camada (camada M). É bem mais fácil ele receber 1 elétron e ficar estável do que perder 7 elétrons para ficar estável, sendo isto o que acontece.

Sendo assim, é interessante ao sódio doar 1 elétron e ao cloro receber 1 elétron.

No esquema a seguir, está representado tal processo, onde é mostrado apenas a camada de valência de cada átomo. Seria como se os átomos se aproximassesem e ocorresse a transferência de elétron do sódio para o cloro.

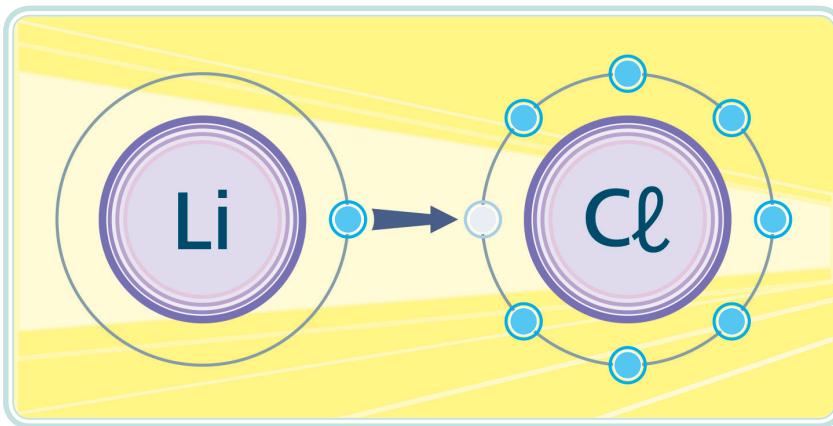


Figura 4.2: Camada de valência do lítio e do cloro

Fonte: CTISM

O resultado final da força de atração entre cátions e ânions é a formação de uma substância sólida, em condições ambientes (25°C, 1 atm).

Não existem moléculas nos sólidos iônicos.

Em nível microscópico, a atração entre os íons acaba produzindo aglomerados com formas geométricas bem definidas, denominadas retículos cristalinos.

No retículo cristalino cada cátion atrai simultaneamente vários ânions e vice-versa.

4.4 Características dos compostos iônicos

- Apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes.
- Possuem alto ponto de fusão e ponto de ebulição.
- Conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou fundidos.



O hidrogênio faz ligação iônica com metais também. Embora possua um elétron, não é metal, logo, não tende a perder esse elétron. Na verdade, o hidrogênio tende a receber um elétron, ficando com configuração eletrônica igual à do gás hélio. Com a nova configuração eletrônica, o gás hélio se torna um íon. Sendo que o íon ficará negativo.

4.5 Ligações covalentes ou moleculares

Ligação covalente ou molecular é aquela onde os átomos possuem a tendência de compartilhar os elétrons de sua camada de valência, ou seja, de

sua camada mais instável. Nesse tipo de ligação não há a formação de íons, pois as estruturas formadas são eletronicamente neutras, como o exemplo a seguir, do oxigênio.

Ele necessita de dois elétrons para ficar estável e o H irá compartilhar seu elétron com o O. Sendo assim, o O ainda necessita de um elétron para se estabilizar, então é preciso mais um H e esse H compartilha seu elétron com o O, estabilizando-o. Sendo assim é formada uma molécula o H_2O .

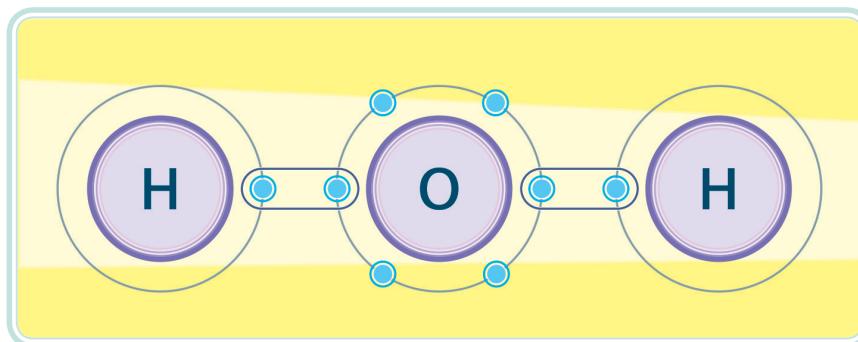


Figura 4.2: Compartilhamento de elétrons

Fonte: CTISM

Ao compartilharem elétrons, os átomos podem originar uma ou mais substâncias simples diferentes.



4.6 Características dos compostos moleculares

- Podem ser encontrados nos três estados físicos.
- Apresentam ponto de fusão e ponto de ebulação menores que os compostos iônicos.
- Quando puros, não conduzem eletricidade.
- Quando no estado sólido, podem apresentar dois tipos de retículos cristalinos (R. C. Moleculares, R. C. Covalente).

4.7 Ligações covalentes dativas ou coordenadas

Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos já atingiram a estabilidade com os oito ou dois elétrons na camada de valência.

Sendo assim eles compartilham seus elétrons disponíveis, como se fosse um empréstimo para satisfazer a necessidade de oito elétrons do elemento com o qual está se ligando.

4.8 Ligação metálica

Os metais apresentam algumas propriedades completamente diferentes daquelas apresentadas por outras substâncias. A maioria dos metais são sólidos à temperatura ambiente (25°C), com a notável exceção do mercúrio (Hg), que é líquido e tem brilho característico denominado aspecto metálico, com cor prateada, à exceção do cobre (Cu) e do ouro (Au), que são, respectivamente, avermelhado e dourado.

Na sua grande maioria, os metais são bons condutores de calor e de eletricidade, tanto quando se apresentam no estado sólido quanto quando estão fundidos (líquidos), evidências que conduziram à elaboração do modelo de ligação química existentes nos metais.

Os metais não exercem uma atração muito alta sobre os elétrons da sua última camada e, por isso, possuem alta tendência a perder elétrons. Dessa forma, o metal sólido é constituído por átomos metálicos em posições ordenadas com seus elétrons de valência livres para se movimentar por todo o metal. Assim, temos um “amontoado” organizado de íons metálicos positivos mergulhados num “mar de elétrons” livres. Esse é o “modelo do mar de elétrons”, que explica a condutividade elétrica dos metais.

Assim como, a presença dos elétrons entre dois átomos os mantém unidos numa ligação covalente, é a presença do mar de elétrons que mantém os átomos metálicos unidos. Contudo, num pedaço de metal, os átomos não se encontram com o octeto completo.



A regra do octeto não se aplica a ligação metálica.

4.9 Teoria da nuvem eletrônica

Segundo essa teoria, alguns átomos do metal “perdem” ou “soltam” elétrons de suas últimas camadas. Esses elétrons ficam “passeando” entre os átomos dos metais e funcionam como uma “cola” que os mantêm unidos.

Existe uma força de atração entre os elétrons livres que se movimentam pelo metal e pelos cátions fixos.

4.10 Propriedade dos metais

- Brilho metálico característico.
- Resistência à tração.
- Condutibilidade elétrica e térmica elevadas.
- Alta densidade.
- Maleabilidade (deixam-se reduzir à chapas e lâminas finas).
- Ductilidade (deixam-se transformar em fios).
- Ponto de fusão e ebulição elevados.

4.10.1 Liga metálica

É a mistura sólida de dois ou mais metais, ou de um ou mais metais com elementos metálicos.

As ligas metálicas mais importantes são:

- **Ouro 18 quilates** – 18 g de ouro + 6 g de Ag ou Cu – joalheria.
- **Ouro 12 quilates** – 12 g de ouro + 12 g de Ag ou Cu – joalheria.
- **Ouro branco** – 20 a 50 % de níquel.
- **Aço carbono ou comum** – 98 % de Fe + 2 % de C.
- **Imã** – 63 % de Fe + 20 % de Ni + 12 % de Al + 5% de Co.
- **Bronze** – 90 % de Cu + 10 % de Sn – peças de motores.
- **Latão** – 67 % de Cu + 33 % de Zn – maçanetas de portas e torneiras.
- **Solda elétrica** – 67 % de Pb +33 % de Sn.

- **Amálgama** – Hg + outros metais como Sn, Ag, Cu, Cd – odontologia.
- **Aço Inox** – 74 % de aço carbono + 18 % de Cr + 8 % de Ni – talheres, panelas, indústria química e alimentícia, etc.

4.11 Interações tipo pontes de hidrogênio

Pontes de hidrogênio são interações que ocorrem entre moléculas que apresentam átomo de H ligado a F, O ou N.

Quando, em uma molécula, tivermos o hidrogênio ligado a um dos três elementos, haverá uma grande polarização dessa ligação, o que acarretará no hidrogênio uma grande deficiência de elétrons.

Essa deficiência leva o hidrogênio a interagir com o par de elétrons de outra molécula vizinha, resultando numa interação extraordinariamente forte entre as moléculas, chamada de “pontes de hidrogênio” ou simplesmente “ligação de hidrogênio”.

4.12 Forças de coesão molecular ou de Van Der Waals

Ocorre com gases nobres ou moléculas apolares quando são liquefeitos ou solidificados, portanto são de intensidade fraca.

Ao baixar a temperatura de uma substância covalente apolar no estado gasoso, as suas moléculas se aproximam e, à medida que a aproximação aumenta, intensifica-se a interação entre as moléculas, isto é, o núcleo de uma atrai os elétrons de outras e vice-versa. O equilíbrio é atingido quando a atração dos núcleos pelos elétrons é equilibrada pela repulsão entre os núcleos e entre as nuvens eletrônicas. A força resultante chama-se forças de Van der Waals.

A interação descrita tende a ser maior quanto maiores forem as nuvens. Por isso mesmo, as moléculas mais pesadas tendem a ter uma força maior de Van der Waals, consequentemente quanto maiores as moléculas maior ponto de fusão e ebulição.

Resumo

Quadro 4.1: Ligações entre átomos

	Iônica	Covalente apolar	Covalente polar	Metálica
"Partículas" presentes na substância	Ions (cátions e ânions)	Moléculas	Moléculas	Átomos, cátions e elétrons
Relação com o elétron	Transferência	Compartilhamento	Compartilhamento	Permutação
Eletronegatividade dos átomos participantes	Muito diferentes	Iguais e altas	Próximas e altas	Iguais ou próximas e baixas
Tipos de elementos participantes	Metal e não metal	Ametal e ametal Hidrogênio e ametal Hidrogênio e hidrogênio	Ametal e ametal Hidrogênio e ametal	Metal e metal

Fonte: Autor

Quadro 4.2: Tipos de cristais

Cristal	Origem
Iônico	Ligaçāo iônica (estabelecida entre átomos)
Molecular	Forças de atração entre moléculas apolares
Covalente	Ligaçāo estabelecida entre grande número de átomos, formando macromoléculas
Dipolar	Forças de atração entre moléculas polares
Metálico	Ligaçāo metálica (estabelecida entre átomos)

Fonte: Autor

Quadro 4.3: Propriedades das substâncias

	Substância iônica	Substância (covalente) apolar	Substância (covalente) polar	Metal
Cristal	Iônico	Molecular	Covalente	Dipolar
Atração entre "partículas" presentes	Eletrostática	Van der Waals	Macromoléculas	Dipolo-dipolo ou ponte de hidrogênio Através dos elétrons livres
Estado físico	Sólido	Gasoso/líquido*	Sólido	Líquido/sólido**
Pontos de fusão e ebulição	Altos	Muito baixos	Muito altos	Baixos Variáveis (geralmente altos)
Condutibilidade elétrica	Alta, quando fundidos ou em solução aquosa	Nula	Nula***	Praticamente nula; alta, quando em solução aquosa
Solubilidade	Solúvel em solventes polares	Solúvel em solventes apolares	Insolúvel	Solúvel em solventes polares Insolúvel

* Depende da massa da molécula.

** Depende da polaridade e da massa da molécula.

*** Excessão: grafite.

Fonte: Autor



Atividades de aprendizagem

1. Estabelece a fórmula e o tipo de ligação que ocorre entre os seguintes elementos químicos:

- a) Na_{11} (sódio) e Cl_{17} (cloro)
- b) Mg_{12} (magnésio) e O_8 (oxigênio)
- c) Al_{13} (alumínio) e O_8 (oxigênio)
- d) Cl_{17} (cloro) e O_8 (oxigênio)
- e) H_1 (hidrogênio) e Br_{35} (bromo)

Aula 5 – Ácido

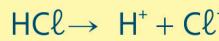
Objetivos

Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.

5.1 Características dos ácidos

Ácido, segundo Arrhenius (1887), é toda substância que, em solução aquosa, libera única e exclusivamente íons H⁺. Um exemplo é o ácido clorídrico, de fórmula HCl:

Equação 5.1



Alguns anos mais tarde, em 1923, Brönsted e Lowry propuseram a idéia de que ácido é uma substância que pode ceder prótons (íons H⁺).

Essa última definição generaliza a teoria de ácidos de Arrhenius.

A teoria de Brönsted e Lowry de ácidos também serve para dissoluções não aquosas; as duas teorias são muito parecidas na definição de ácido, mas a de Brönsted-Lowry é muito mais geral.

Lewis, em 1923, ampliou ainda mais a definição de ácidos, teoria que não obteve repercussão até alguns anos mais tarde. Segundo a teoria de Lewis, um ácido é aquela espécie química que, em qualquer meio, pode aceitar um par de elétrons.

Dessa forma, incluem-se substâncias que se comportam como ácidos, mas não cumprem a definição de Brönsted e Lowry, sendo denominadas **ácidos de Lewis**. Visto que o próton, segundo esta definição, é um ácido de Lewis (tem vazio o orbital 1s, onde pode alojar-se o par de elétrons), pode-se afirmar que todos os **ácidos de Brönsted-Lowry** são ácidos de Lewis, e todos os **ácidos de Arrhenius** são de Brönsted-Lowry.

Exemplos de ácidos de Brönsted e Lowry

HCl, HNO₃, H₃PO₄ – se doarem o H⁺ durante a reação

Se estiverem em solução aquosa também são ácidos de Arrhenius.

Exemplos de ácidos de Lewis

Ag⁺, AlCl₃, CO₂, SO₃ – se receberem par de elétrons

5.2 Aspectos gerais da força dos ácidos

5.2.1 Classificação dos ácidos

5.2.1.1 Quanto à presença de oxigênio

Hidrácidos – sem oxigênio.

Oxiácidos – com oxigênio.

5.2.1.2 Quanto a volatilidade

Fixos – H₂SO₄, H₃PO₄, H₃BO₃, H₃PO₃.

Voláteis – HCl, HBr, HI, H₂S, HCN, HNO₃, entre outros.

5.2.1.3 Quanto a força

Forte – grau de ionização: $\alpha \geq 50\%$.

Moderado – grau de ionização: $5\% \leq \alpha < 50\%$.

Fraco – grau de ionização: $\alpha < 5\%$.

Considere a notação geral – H_x (elemento) O_y.

- Teremos um ácido forte se: $y - x \geq 2$ ($y - x > 1$).
- Um ácido moderado se: $y - x = 1$.
- Um ácido fraco se: $y - x = 0$ ($y = x$).

5.2.1.4 Quanto ao grau de hidratação

Orto – ácido hidratado: H₃PO₄ (fosfórico).

Meta – ácido menos uma molécula de água: H₃PO₄ – H₂O = HPO₃ (metafosfórico).

Piro – 2 ácidos menos uma molécula de água: $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (pirofosfórico).

5.2.2 Nomenclatura

Quadro 5.1: Nomenclatura dos ácidos

Terminação do ânion	Terminação do ácido
ETO	ÍDRICO
ATO	ICO
ITO	OSO

Fonte: Autor

5.3 Formulação de ácidos a partir de ânions

Ânion cloreto (Cl^{-1}) = $\text{H}^{+1} \text{Cl}^{-1} = \text{HCl}$ = ácido clorídrico.

Ânion fosfato (PO_4^{-3}) = $\text{H}^{+1} \text{PO}_4^{-3} = \text{H}_3\text{PO}_4$ = ácido fosfórico.

Resumo

Nesta aula foi abordada a função ácido explorando a nomenclatura, classificação e propriedades.

Atividades de aprendizagem



1. Como são classificados os ácidos quanto à força?
2. Como são classificados os ácidos quanto à volatilidade?
3. O nome dos seguintes ácidos é:
 - a) H_2S
 - b) H_2SO_4
 - c) HNO_3

Aula 6 – Base

Objetivos

Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.

6.1 Definição

Segundo Arrhenius, uma **base** (também chamada de **álcali**) é qualquer substância que libera única e exclusivamente o ânion OH⁻ (íons hidroxila ou oxidrila) em solução aquosa.

Soluções com essa propriedade dizem-se básicas ou alcalinas. As bases possuem baixas concentrações de íons H⁺ e pH acima de 7.

As bases possuem sabor adstringente (ou, popularmente, cica) e são empregadas como produtos de limpeza, medicamentos (antiácidos) entre outros.

Muitas bases, como o hidróxido de magnésio (leite de magnésia), são fracas e não trazem danos. Outras como o hidróxido de sódio (NaOH ou soda cáustica) são corrosivas e sua manipulação deve ser feita com cuidado.

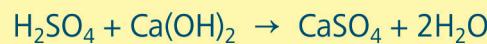
Quando em contato com o papel tornassol vermelho apresentam a cor azul-mariño ou violeta.

Em 1923, o químico dinamarquês Brönsted e o inglês Lowry propuseram a seguinte definição: Uma base é um aceitador de prótons (íon hidrônio H⁺).

Mais tarde Lewis definiu como base qualquer substância que doa pares de elétrons não ligantes, numa reação química – doador do par eletrônico.

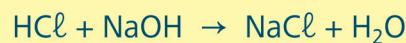
As bases neutralizam os ácidos, segundo conceito de Arrhenius, formando água e um sal:

Equação 6.1



(ácido sulfúrico + hidróxido de cálcio = sulfato de cálcio + água)

Equação 6.2



(ácido clorídrico + hidróxido de sódio = cloreto de sódio + água)

6.2 Algumas bases (álcalis) conhecidas

- Soda cáustica (NaOH).
- Leite de magnésia (Mg(OH)_2).
- Cal hidratada (apagada) (Ca(OH)_2).
- Cloro de piscina.
- Água do mar (devido aos sais e a outras substâncias diluídas nessa água, ela apresenta um pH relativamente alto, o que a torna básica).
- Banana verde.
- Antiácidos em geral.
- Produtos de limpeza.
- Amônia (NH_3).
- Sabão (todos) e detergente.

6.3 Classificação das bases

6.3.1 Quanto ao número de hidroxilos

- **Monobases** (1 OH^-) – NaOH , KOH , NH_4OH .
- **Dibases** (2 OH^-) – Mg(OH)_2 , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Ba(OH)_2 .
- **Tribases** (3 OH^-) – Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 .

6.3.2 Quanto ao grau de dissociação

- **Bases fortes** – são as que dissociam muito. Em geral, os metais alcalinos e alcalino-terrosos formam bases fortes (grupo 1 ou 1A e grupo 2 ou 2A da tabela periódica). Porém, o hidróxido de berílio e o hidróxido de magnésio são bases fracas.
- **Bases fracas** – são as bases formadas pelos demais metais e o hidróxido de amônio, por terem caráter molecular.

6.3.3 Quanto à solubilidade em água

- **Solúveis** – todas as bases formadas pelos metais alcalinos são solúveis. Podemos citar também o hidróxido de amônio, que, apesar de ser uma base fraca, é solúvel.
- **Pouco solúveis** – são as bases formadas pelos metais alcalino-terrosos em geral.
- **Insolúveis** – são bases que apresentam solubilidade extremamente baixa. É o caso, por exemplo, da substância hidróxido de magnésio, presente no leite de magnésia.

6.3.4 Nomenclatura

Bases de cátions de nox fixo

Hidróxido de + Nome do cátion

Exemplo

- NaOH – hidróxido de sódio
- Ca(OH)₂ – hidróxido de cálcio
- Al(OH)₃ – hidróxido de alumínio

Bases de cátions de nox variável

Hidróxido de + Nome do cátion + nox em algarismos romanos

Hidróxido + Nome do cátion +

Menor nox = OSO

Maior nox = ICO

Exemplo

- CuOH – hidróxido de cobre I ou hidróxido cuproso
- Cu(OH)₂ – hidróxido de cobre II ou hidróxido cúprico
- Pb(OH)₂ – hidróxido de chumbo II ou hidróxido plumboso
- Pb(OH)₄ – hidróxido de chumbo IV ou hidróxido plúmbico

Resumo

Nesta aula foi abordada a função base explorando a nomenclatura, classificação e propriedades.



Atividades de aprendizagem

1. Como são classificadas as bases quanto ao número de hidroxilos?
2. Como são classificadas as bases quanto a solubilidade?
3. Indica o nome das seguintes bases:
 - a) KOH
 - b) Mg(OH)₂
 - c) Sn(OH)₄

Aula 7 – Sal

Objetivos

Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.

7.1 Definição

São substâncias iônicas constituídas por cátion derivado de uma base e ânion derivado de um ácido.

7.2 Nomenclatura

Nome do sal = [nome do ânion] + de + [nome do cátion]

7.2.1 Montagem da fórmula e o nome do sal, a partir do ânion e do cátion

- a) $K^{+1} Br^{-1} \rightarrow KBr \rightarrow$ brometo de potássio
- b) $Cu^{+1} S^{-2} \rightarrow Cu_2S \rightarrow$ sulfeto de cobre I ou sulfeto cuproso
- c) $Fe^{+3} NO_3^{-1} \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow$ nitrato de ferro III ou nitrato férrico

7.2.2 Montagem da fórmula a partir do nome do sal

- a) Carbonato de potássio $\rightarrow K^{+1} CO_3^{-2} \rightarrow K_2CO_3$
- b) Sulfato de alumínio $\rightarrow Al^{+3} SO_4^{-2} \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
- c) Nitrato de cobre II $\rightarrow Cu^{+2} NO_3^{-1} \rightarrow Cu(NO_3)_2$
- d) Sulfeto de chumbo IV $\rightarrow Pb^{+4} S^{-2} \rightarrow Pb_2S_4 \rightarrow PbS_2$

7.3 Classificação

Os sais podem ser classificados em:

- **Sal normal** (sal neutro, na nomenclatura antiga).
- **Hidrogênio sal** (sal ácido, na nomenclatura antiga).
- **Hidróxi sal** (sal básico, na nomenclatura antiga).

7.4 Reações de salificação

- a) **Reação da salificação com neutralização total do ácido e da base** – todos os H ionizáveis do ácido e todos os OH⁻ da base são neutralizados. Nessa reação, forma-se um sal normal. Esse sal não tem H ionizável nem OH⁻.
- b) **Reação de salificação com neutralização parcial do ácido** – nessa reação, forma-se um hidrogênio sal, cujo ânion contém H ionizável.
- c) **Reação de salificação com neutralização parcial da base** – nessa reação, forma-se um hidróxi sal, que apresenta o ânion OH⁺ ao lado do ânion do ácido.

7.5 Sais mais comuns na química do cotidiano

a) Utilização do cloreto de sódio (NaCl):

- Alimentação – é obrigatória por lei a adição de certa quantidade de iodeto (NaI, KI) ao sal de cozinha, como prevenção da doença do bocio.
- Conservação da carne, do pescado e de peles.
- Obtenção de misturas refrigerantes; a mistura gelo + NaCl_(s) pode atingir 22°C.
- Obtenção de Na, Cl₂, H₂ e compostos tanto de sódio como de cloro, com NaOH, Na₂CO₃, NaHCO₃, HCl, etc.
- Medicina, sob forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92 % de NaCl), para o combate à desidratação.

b) Utilização do nitrato de sódio (NaNO_3):

- Fertilizante na agricultura.
- Fabricação da pólvora (carvão, enxofre, salitre).

c) Utilização do carbonato de sódio (Na_2CO_3):

- O produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de barrilha ou soda.
- Fabricação do vidro comum (maior aplicação) – barrilha + calcáreo + areia = vidro comum.
- Fabricação de sabões.

d) Utilização do bicarbonato de sódio (NaHCO_3):

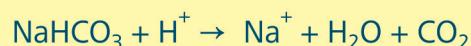
- Antiácido estomacal. Neutraliza o excesso de HCl do suco gástrico. O CO_2 liberado é o responsável pelo “arroto”.

Equação 7.1



Fabricação de digestivo, como Alka-seltzer, Sonrisal, sal de frutas, etc. O sal de frutas contém $\text{NaHCO}_{3(s)}$ e ácidos orgânicos sólidos (tartárico, cítrico e outros). Na presença de água, o NaHCO_3 reage com os ácidos liberando $\text{CO}_{2(g)}$, o responsável pela efervescência:

Equação 7.2



- Fabricação de fermento químico. O crescimento da massa (bolos, biscoitos, etc.) é devido à liberação do CO_2 do NaHCO_3 .
- Fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). No extintor há $\text{NaHCO}_{3(s)}$ e H_2SO_4 em compartimentos separados. Quando o extintor é acionado, o NaHCO_3 mistura-se com o H_2SO_4 , com o qual reage produzindo uma espuma, com liberação de CO_2 . Esses extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica (conduz corrente elétrica).

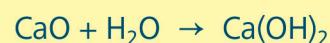
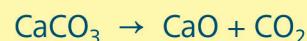
e) Utilização do fluoreto de sódio (NaF):

- Prevenção de cáries dentárias (anticárie), fabricação de pastas de dentes e fluoretação da água potável.

f) Utilização do carbonato de cálcio (CaCO₃):

- É encontrado na natureza constituindo o calcário e o mármore.
- Fabricação de CO₂ e cal viva (CaO), a partir da qual se obtém cal hidratada (Ca(OH)₂):

Equação 7.3



- Fabricação do vidro comum.
- Fabricação do cimento Portland – calcário + argila + areia = cimento Portland
- Constituição de pias, pisos, escadarias, etc., sob a forma de mármore.

g) Utilização do sulfato de cálcio (CaSO₄):

- O gesso é uma variedade de CaSO₄ hidratado, muito usado em ortopedia, na obtenção de estuque, etc.
- Fabricação de giz escolar.

Resumo

Nesta aula foi abordada a função sal explorando a nomenclatura, classificação e propriedades.

Atividades de aprendizagem



1. Indica o nome dos seguintes sais:



Aula 8 – Óxido

Objetivos

Identificar e classificar relacionando suas propriedades gerais e específicas.

8.1 Definição

Um **óxido** é um composto químico binário formado por átomos de oxigênio com outros elementos. Os óxidos constituem um grande grupo na química, pois a maioria dos elementos químicos forma óxidos.

Alguns exemplos de óxidos com os quais convivemos são: **ferrugem** (óxido de ferro III), **gás carbônico** (óxido de carbono IV ou dióxido de carbono), **cal** (óxido de cálcio).

Nos óxidos, o elemento mais eletronegativo deve ser o oxigênio.

Os compostos OF_2 ou O_2F_2 não são óxidos, pois o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio. Esses compostos são chamados fluoretos de oxigênio.

8.2 Óxidos básicos

8.2.1 Definição

São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um **metal** com baixo número de oxidação (+1 e +2, exceto Pb, Zn, As, Sb e Sn, os quais formam sempre óxidos anfôteros).

Os óxidos de caráter mais básico são os óxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Os óxidos básicos possuem estrutura iônica devido à diferença de eletronegatividade entre o metal (que é baixa) e o oxigênio (que é alta), formando um composto iônico de estado físico sólido.

Exemplos

- Na_2O – óxido de sódio
- CaO – óxido de cálcio (cal viva)
- BaO – óxido de bário (barita)
- CuO – óxido de cobre II (óxido cúprico)
- Cu_2O – óxido de cobre I (óxido cuproso)
- FeO – óxido de ferro II (óxido ferroso)

8.3 Óxidos ácidos ou anidridos

8.3.1 Definição

São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um **ametal**.

Possuem estrutura molecular, pois a diferença de eletronegatividade entre o oxigênio e o outro elemento não é tão grande.

Resultam da desidratação dos ácidos e, por isso, são chamados anidridos de ácidos.

Exemplos

- CO_2 óxido de carbono IV ou dióxido de (mono) carbono ou anidrido carbônico
- SO_2 óxido de enxofre IV ou dióxido de (mono) enxofre ou anidrido sulfuroso
- SO_3 óxido de enxofre VI ou trióxido de (mono) enxofre ou anidrido sulfúrico
- Cl_2O óxido de cloro I ou monóxido de dicloro ou anidrido hipocloroso
- Cl_2O_7 óxido de cloro VII ou heptóxido de dicloro ou anidrido perclórico
- SiO_2 óxido de silício ou dióxido de (mono) silício ou anidrido silícico

- MnO_3 óxido de manganês VI ou trióxido de (mono) manganês ou anidrido mangânico
- Mn_2O_7 óxido de manganês VII ou heptóxido de dimanganês ou anidrido permangânico

8.4 Óxidos anfóteros

8.4.1 Definição

São óxidos de metais de transição e semi-metais que apresentam número de oxidação igual a 3+ ou 4+, capazes de reagir tanto com ácidos quanto com bases, fornecendo sal e água.

Por possuírem propriedades intermediárias entre os óxidos ácidos e os óxidos básicos, podem se comportar como óxidos ácidos ou como básicos.

Dependendo do metal ligado ao oxigênio, pode haver predominância do caráter ácido ou básico.

O caráter ácido do óxido aumenta à medida que seu elemento formador aproxima-se, na tabela periódica, dos não-metais.

O caráter básico do óxido aumenta à medida que o elemento formador aproxima-se dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

A estrutura dos óxidos anfóteros pode ser iônica ou molecular.

Exemplos

- SnO – óxido de estanho II
- SnO_2 – óxido de estanho IV
- Fe_2O_3 – óxido de ferro III
- ZnO – óxido de zinco
- Al_2O_3 – óxido de alumínio

Observação

Os óxidos de Pb, Zn, As, Sb e Sn, independente de seus números de oxidação, são classificados como óxidos anfóteros.

Alguns dos ânions formados são:

- ZnO_2^{-2} – zíncato
- AlO_2^- – aluminato
- SnO_2^{-2} – estanito
- SnO_3^{-2} – estanato
- PbO_2^{-2} – plumbito
- PbO_3^{-2} – plumbato
- AsO_3^{-3} – arsenito
- AsO_4^{-3} – arseniato

8.5 Óxidos neutros

8.5.1 Definição

São óxidos que não apresentam características ácidas nem básicas. Não reagem com água, nem com ácidos, nem com bases.

O fato de não apresentarem caráter ácido ou básico não significa que sejam inertes.

São formados por não-metais ligados ao oxigênio e geralmente apresentam-se no estado físico gasoso.

Exemplos

- CO – óxido de carbono II
- NO – óxido de nitrogênio II
- N_2O – óxido de nitrogênio I – veja óxido nitroso

8.6 Óxidos duplos ou mistos

8.6.1 Definição

São aqueles que originam dois óxidos ao serem aquecidos.

Quando reage um óxido duplo com um ácido, o produto formado é composto de dois sais de mesmo cátion, mas, com nox diferentes e mais água.

Exemplos



Exemplo de reação



8.7 Peróxidos

8.7.1 Definição

São os óxidos formados por cátions das famílias dos metais alcalinos (1 ou 1A) e metais alcalinos terrosos (2 ou 2A) e pelo oxigênio com nox igual a -1.

Um exemplo é o peróxido de hidrogênio (H_2O_2), componente da água oxigenada.

Sua aplicação se dá em cortes e feridas que correm o risco de infecção bacteriana.

A degradação do peróxido de hidrogênio pela enzima catalase libera oxigênio (O_2) o que causa a morte de bactérias anaeróbicas.

8.8 Superóxidos

São associações de uma molécula de O_2 (oxigênio atômico) com uma de O_2^{-2} (peróxido), assim, o oxigênio tem nox igual a $-1/2$.

Os ânions superóxidos são altamente reativos e têm capacidade de cindir outras moléculas à medida que entram em contato com elas.

8.9 Nomenclatura

8.9.1 Óxidos de metais

8.9.1.1 Óxidos de cátions de nox fixo

Óxido de + Nome do cátion

- Na_2O – óxido de sódio
- ZnO – óxido de zinco
- Al_2O_3 – óxido de alumínio

8.9.1.2 Óxidos de cátions de nox variável

Óxido + Nome do cátion + $\left[\begin{array}{l} \text{Menor nox} = \text{OSO} \\ \text{Maior nox} = \text{ICO} \end{array} \right]$

- Fe_2O_3 – óxido férrico
- FeO – óxido ferroso
- Cu_2O – óxido cuproso
- CuO – óxido cúprico

8.10 Óxidos de ametais

[Mono, Di, Tri...] + Óxido de [(Mono), Di, Tri] + [Nome do ametal]

SO_3 – trióxido de (mono)enxofre

N_2O_5 – pentóxido de dinitrogênio

8.10.1 Óxidos ácidos ou anidridos

Anidrido [nome do elemento] + se nox = (+1 e +2) → prefixo HIPO + sufixo OSO

Exemplo

Anidrido hipoiodoso → I₂O → nox do iodo = +1

Anidrido [nome do elemento] + se nox = (+3 e +4) → sufixo OSO

Exemplo

Anidrido iodoso → I₂O₃ → nox do iodo = +3

Anidrido [nome do elemento] + se nox = (+5 e +6) → sufixo ICO

Exemplo

Anidrido iódico → I₂O₅ → nox do iodo = +5

Anidrido [nome do elemento] + se nox = (+7) → prefixo HIPER/PER + sufixo ICO

Exemplo

Anidrido periódico → I₂O₇ → nox do iodo = +7

SO₃ – anidrido sulfúrico

SO₂ – anidrido sulfuroso

Exceção

CO₂ – dióxido de carbono ou anidrido carbônico

Resumo

Nesta aula foi abordada a função óxido explorando a nomenclatura, classificação e propriedades.



Atividades de aprendizagem

1. Indica o nome dos seguintes óxidos:



Aula 9 – Números de oxidação (nox)

Objetivos

Aplicar corretamente as regras de número de oxidação.

9.1 Conceito

É a carga real ou teórica de um elemento, a qual irá depender de a quem o mesmo esteja ligado.

9.2 Regras práticas para calcular o nox

a) Substâncias simples apresentam nox igual a zero.

Exemplos

nox do H no H_2 = 0

nox do S no S_8 = 0

nox do N no N_2 = 0

b) Nos íons monoatômicos, os elementos apresentam nox igual a carga do íon.

Exemplos

nox do Fe no Fe^{+2} = +2

nox do Cl no Cl^{-1} = -1

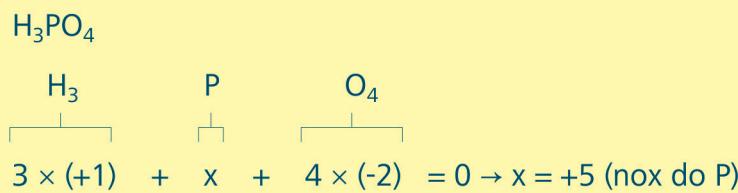
nox do Na no Na^{+1} = +1

c) Elementos com nox fixo.

- Metais alcalinos e prata (Ag) = +1
- Metais alcalino terrosos e zinco (Zn) = +2
- Alumínio (Al) = +3

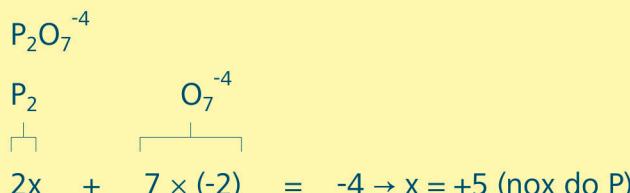
- Flúor (F) = -1
- d)** Os halogênios cloro, bromo e iodo, quando elementos mais eletronegativos no grupo de átomos (em compostos não oxigenados) têm nox = -1.
- e)** O hidrogênio na maioria dos compostos tem nox = +1. Exceto em hidretos metálicos (LiH, NaH, CaH₂, BaH₂) que tem nox = -1.
- f)** O oxigênio, em geral tem nox = -2.
- Nos peróxidos (NaO, CaO₂, BaO₂), tem nox = -1.
 - Nos superóxidos (CaO₄, NaO₂, LiO₂), tem nox = -½.
- g)** A soma algébrica das cargas totais dos elementos, nos compostos, é igual a zero.

Exemplo



- h)** A soma algébrica das cargas totais dos elementos, nos íons poliatômicos é igual à sua carga.

Exemplo



Resumo

Nesta aula foram abordadas regras básicas para cálculo do número de oxidação.

Atividades de aprendizagem



1. O número de oxidação do carbono, no íon carbonato (CO_3^{2-}) é:

a) +3

b) -4

c) +6

d) +4

e) -6

2. (PUC-RIO 2003) Indique o número de oxidação de cada elemento nos respectivos compostos, relacionando as colunas. Numere a 2, de acordo com o nox a que cada elemento se refere.

Coluna 1

Coluna 2

(1) Ca em CaCO_3

() -1

(2) Cl em HCl

() 0

(3) Na em Na_2SO_4

() +1

(4) N em HNO_3

() +2

(5) O em O_2

() +5

Na vertical e de cima para baixo, a sequência que completa a coluna 2 é:

a) 2, 1, 3, 5 e 4.

b) 2, 3, 5, 4 e 1.

c) 3, 2, 5, 1 e 4.

d) 2, 5, 3, 1 e 4.

e) 5, 2, 4, 3 e 1.

- 3.** (UGF-RJ) Os números de oxidação dos halogênios nos compostos KBr, $\text{Na}\ell\text{O}_3$, F_2 e Cl_2O_3 são, respectivamente:
- a)** -1, +5, 0, +3.
b) +1, -1, -2, +2.
c) -1, -1, -1, -1.
d) -1, -5, -2, -3.
e) +1, +3, 0, +5.
- 4.** (UFSM-RS) Os números de oxidação do cobre e do ferro nos compostos $\text{CuC}\ell$ e $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ são, respectivamente:
- a)** +1 e +3.
b) +3 e +2.
c) +2 e +5.
d) +1 e +6.
e) +1 e +2.
- 5.** Nos íons SO_4^{2-} e SO_3^{2-} , os números de oxidação do enxofre são, respectivamente:
- a)** +6 e +4.
b) -4 e -3.
c) zero e zero.
d) -2 e -2.
e) +4 e +6.

Aula 10 – Reações químicas

Objetivos

Identificar e classificar os tipos de reações químicas.

10.1 Conceitos

São transformações que ocorrem entre substâncias (reagentes), originando novas substâncias (produtos).

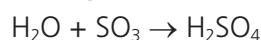
Em uma reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos, ou seja, os átomos que constituem as substâncias reagentes apenas se combinam de outra forma para originar os produtos.

10.2 Classificação das reações químicas

10.2.1 Reações de síntese ou adição

São aquelas em que dois ou mais reagentes originam um único produto.

Exemplo



10.2.1.1 Síntese total

É uma síntese em que todos os reagentes são substâncias simples.

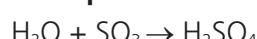
Exemplo



10.2.1.2 Síntese parcial

É uma síntese em que pelo menos um dos reagentes é uma substância composta.

Exemplo



10.2.2 Reações de análise ou decomposição

São aquelas em que um reagente origina dois ou mais produtos.

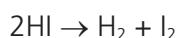
Exemplo



10.2.2.1 Análise total

É uma análise em que todos os produtos são substâncias simples.

Exemplo



10.2.2.2 Análise parcial

É uma análise em que pelo menos um dos produtos é uma substância composta.

Exemplo



Notas

Pirólise – análise por aquecimento.

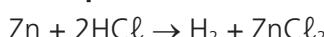
Fotólise – análise em presença de luz.

Eletrólise – análise pela passagem de uma corrente elétrica.

10.2.3 Reações de simples troca ou deslocamento

São aquelas em que uma substância simples reage com uma substância composta originando outra substância simples e outra composta.

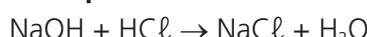
Exemplo



10.2.4 Reações de dupla-troca ou substituição

São aquelas em que duas substâncias compostas reagem entre si originando outras duas substâncias compostas.

Exemplo



10.2.5 Reações de oxi-redução

São reações onde ocorre transferência de elétrons entre duas espécies químicas.

Nas reações de oxi-redução sempre há perda e ganho de elétrons.

A perda de elétrons é chamada de **oxidação** (aumento do nox).

As substâncias que contém o átomo ou íon que sofre oxidação (perda de elétrons) é o agente redutor, pois provoca a redução (ganho de elétrons) de outro átomo.

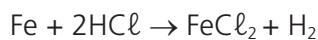


O ganho de elétrons é chamado de **redução** (diminuição do nox).



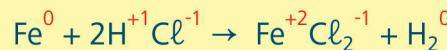
A substância que contém o átomo ou íon que sofre redução (ganho de elétrons) é o agente oxidante, pois provoca a oxidação (perda de elétrons) de outro átomo.

Exemplo



Para sabermos o agente redutor e o agente oxidante, devemos calcular o nox de todos os elementos da equação, desta forma:

Equação 10.1



Nela, os indicadores vermelhos (localizados acima do símbolo) correspondem ao nox de cada elemento.

Aqui, temos duas situações:

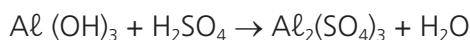
- Fe – muda seu nox de 0 para +2, o que significa que ele aumentou seu nox (perdeu elétrons). Portanto, é o agente redutor.
- H⁺¹ – muda seu nox de +1 para 0, o que significa que ele reduziu seu nox (ganhou elétrons). Portanto, é o agente oxidante.

10.3 Balanceamento de equações por tentativas

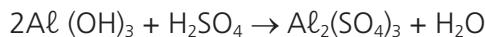
Ajustar os coeficientes de modo que nos dois lados da equação o número de átomos de cada elemento seja igual. Deve-se usar a seguinte ordem:

- Metais
- Ametais
- Hidrogênios
- Oxigênios
- Substância simples

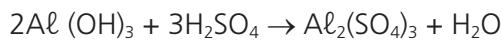
Ao terminar o ajuste do hidrogênio, o oxigênio quase sempre está também ajustado. Observe a seguinte equação:



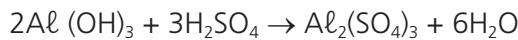
Seguindo a ordem, ajustam-se primeiro os metais:



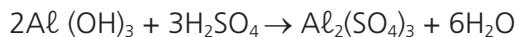
Em seguida, ajustam-se os ametais:



Logo após, ajustam-se os hidrogênios:



Por último, os oxigênios estarão ajustados automaticamente:

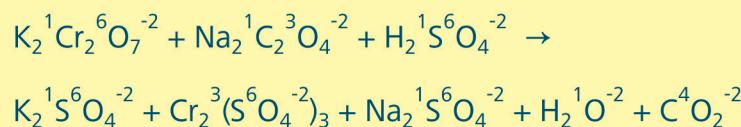


Caso não estejam ajustados, é bom conferir o que foi feito. Se estiver correto, aplica-se então o ajuste que falta ao oxigênio.

10.4 Reações de oxi-redução

Para equações de oxi-redução muito extensas, esse método facilita a descoberta dos primeiros coeficientes a serem ajustados. Em primeiro lugar, determina-se o nox de todos os elementos da equação, identificando, assim, o agente redutor e o agente oxidante:

Equação 10.2



Nesta equação, podemos deduzir os seguintes agentes:

C³ – muda seu nox de +3 para +4; por ter oxidado, é o agente **redutor**.

Cr⁶ – muda seu nox de 6 para 3; por ter reduzido, é o agente **oxidante**.

Isso feito, temos o seguinte cálculo para determinação dos primeiros coeficientes:

Coeficiente = (variação do nox). (maior índice entre elementos reagidos)

Logo, teremos:

Coeficiente de redução = $(3) \times (2) = 6$

Coeficiente de oxidação = $(1) \times (2) = 2$

Simplificando, temos:

Coeficiente da redução = 3 – que passa a ser coeficiente do agente redutor (C), colocado na frente do elemento de maior índice dentre os reagidos.

Coeficiente da oxidação = 1 – que passa a ser o coeficiente do agente oxidante (Cr), colocado na frente do elemento de maior índice dentre os reagidos.

Logo, teremos:



Para os demais elementos, finaliza-se o balanceamento utilizando o método por tentativas:



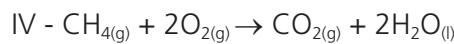
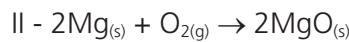
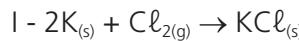
Resumo

Nesta aula foram abordadas regras básicas para cálculo do número de oxidação e identificação e classificação das reações químicas.



Atividades de aprendizagem

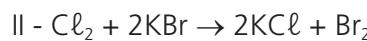
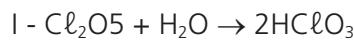
1. (UFPE) Considere as reações químicas abaixo:

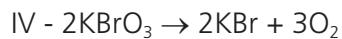
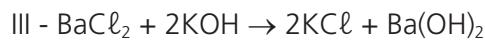


É correto afirmar que:

- a) Todas as equações estão平衡adas.
- b) Somente II, III e IV estão平衡adas.
- c) Somente II e IV estão平衡adas.
- d) I e IV não estão平衡adas.
- e) Nenhuma está corretamente平衡ada.

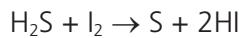
2. Dadas as reações:





Representam, respectivamente, reações de:

- a) Deslocamento, dupla-troca, análise e síntese.
 - b) Dupla-troca, simples-troca, análise e síntese.
 - c) Simples-troca, análise, síntese e dupla-troca.
 - d) Síntese, simples-troca, análise e dupla-troca.
 - e) Síntese, deslocamento, dupla-troca e análise.
3. Na reação de oxi-redução, as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente, de:



- a) +2 para zero e +zero para +1.
- b) Zero para +2 e -1 para zero.
- c) Zero para -2 e -1 para zero.
- d) Zero para -1 e -1 para zero.
- e) -2 para zero e zero para -1.

4. Na seguinte equação química:



- a) O elemento $\text{Zn}_{(s)}$ oxida-se e reage como agente oxidante.
- b) O elemento $\text{Zn}_{(s)}$ oxida-se e reage como agente redutor.
- c) O elemento $\text{Zn}_{(s)}$ reduz-se e reage como agente redutor.

- d)** O HCl é um agente redutor.
- e)** A equação é classificada como reversível.
- 5.** Na equação química $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ é possível afirmar que:
- a)** O Fe sofre redução.
- b)** O O_2 é o agente oxidante.
- c)** O O_2 sofre oxidação.
- d)** O número de oxidação do oxigênio varia de zero para +3.
- e)** O número de oxidação do ferro varia de +4 para +2.

Referências

BOHR, N. H. D. **Física atômica e conhecimento humano**: ensaios 1932-1957. Rio de Janeiro: Contraponto, 1962.

GRIBBIN, J. **À procura do gato de Schrödinger**. Lisboa: Editorial Presença, 1986.

HAWKING, S. **Buracos negros, universos-bebês e outros ensaios**. Rio de Janeiro: Rocco, 1995.

HAWKING, S. **O universo numa casca de noz**. São Paulo: ARX, 2002.

HAWKING, S. **Uma breve história do tempo**: do big bang aos buracos negros. Rio de Janeiro: Rocco, 2002.

HEISENBERG, W. **Física e filosofia**. Brasília: Editora da UnB, 1984.

LEMBO, Antônio. **Química realidade e contexto**. Volume 1. São Paulo: Ática, 2004.

MEC: Secretaria de Educação Média e Tecnológica. **PCN + Ensino Médio**. Brasília: SEMTEC, 2002.

MORTIMER, Eduardo F. **Química**. São Paulo: Scipione, 2005.

NEHMI, Vitor. **Química geral e atomística**. Volume 1. São Paulo: Ática, 1993.

PIZA, A. F. R. de T. **Schrödinger & Heisenberg – A física além do senso comum**. São Paulo: Odysseus, 2003.

ROSITO, Berenice A. et al. **Experimentos de química**. Volume 1. Porto Alegre: Sulina, 1983.

RUTHERFORD, E. **Radio-Activity**. Dover Phoenix Editions, 2004.

SANTOS, Wildson L. P. dos. **Química e sociedade**. São Paulo: Nova Geração, 2005.

USBERCO, João. **Química essencial**. 1. ed. São Paulo: Saraiva, 2001.

Currículo do professor-autor



Ramão Francisco Moreira Magalhães possui graduação em Licenciatura Plena em Ciências – Habilitação Química pela Universidade Católica de Pelotas (1989) e Mestrado em Educação pela Universidade do Vale do Rio dos Sinos (2001). Atualmente é professor do Instituto Federal Sul-rio-grandense campus Pelotas – Visconde da Graça. Tem experiência na área de Química, com ênfase em Educação em Química, atuando principalmente nos seguintes temas: educação, educação em química, elaboração de provas de vestibular e processos seletivos na disciplina de química.