



Química

Química Geral I

Edinilza Maria Anastácio Feitosa
Francisco Geraldo Barbosa
Cristiane Maria Sampaio Forte



Geografia



História



Educação
Física



Química



Ciências
Biológicas



Artes
Plásticas



Computação



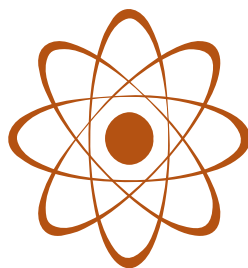
Física



Matemática



Pedagogia



Química

Química Geral I

Edinilza Maria Anastácio Feitosa
Francisco Geraldo Barbosa
Cristiane Maria Sampaio Forte

3ª Edição
Fortaleza-Ceará



2016



Geografia



História



Educação
Física



Química



Ciências
Biológicas



Artes
Plásticas



Computação



Física



Matemática



Pedagogia

Copyright © 2016. Todos os direitos reservados desta edição à UAB/UECE. Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, dos autores.

Editora Filiada à



Presidenta da República

Michel Miguel Elias Temer Lulia

Ministro da Educação

Mendonça Filho

Presidente da CAPES

Abilio Baeta Neves

Diretor de Educação a Distância da CAPES

Carlos Cezar Modernel Lenuzza

Governador do Estado do Ceará

Camilo Sobreira de Santana

Reitor da Universidade Estadual do Ceará

José Jackson Coelho Sampaio

Vice-Reitor

Hidelbrando dos Santos Soares

Pró-Reitor de Pós-Graduação

Jerfeson Teixeira de Souza

Coordenador da SATE e UAB/UECE

Francisco Fábio Castelo Branco

Coordenadora Adjunta UAB/UECE

Eloísa Maia Vidal

Diretor do CCT/UECE

Luciano Moura Cavalcante

Coordenação da Licenciatura em Química

Evanise Batista Frota

Coordenação de Tutoria e Docência em Computação

Solange de Oliveira Pinheiro

Editor da EdUECE

Erasmus Miessa Ruiz

Coordenadora Editorial

Rocylânia Isidio de Oliveira

Projeto Gráfico e Capa

Roberto Santos

Diagramador

Francisco Oliveira

Conselho Editorial

Antônio Luciano Pontes

Eduardo Diatahy Bezerra de Menezes

Emanuel Ângelo da Rocha Fragoso

Francisco Horácio da Silva Frota

Francisco Josênio Camelo Parente

Gisafran Nazareno Mota Jucá

José Ferreira Nunes

Liduína Farias Almeida da Costa

Lucili Grangeiro Cortez

Luiz Cruz Lima

Manfredo Ramos

Marcelo Gurgel Carlos da Silva

Marcony Silva Cunha

Maria do Socorro Ferreira Osterne

Maria Salete Bessa Jorge

Silvia Maria Nóbrega-Therrien

Conselho Consultivo

Antônio Torres Montenegro (UFPE)

Eliane P. Zamith Brito (FGV)

Homero Santiago (USP)

Ieda Maria Alves (USP)

Manuel Domingos Neto (UFF)

Maria do Socorro Silva Aragão (UFC)

Maria Lírida Callou de Araújo e Mendonça (UNIFOR)

Pierre Salama (Universidade de Paris VIII)

Romeu Gomes (FIOCRUZ)

Túlio Batista Franco (UFF)

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação

Sistema de Bibliotecas

Biblioteca Central Prof. Antônio Martins Filho

Lúcia Oliveira – CRB-3/304

Bibliotecário

F311q Feitosa, Edinilza Maria Anastácio
Química geral I / Edinilza Maria Anastácio Feitosa, Francisco
Geraldo Barbosa, Cristiane Maria Sampaio Forte. - 3. ed. - For-
taleza : EdUECE, 2016.
133 p. - 20,0cm x 25,5cm. (Química)
Inclui bibliografia.
ISBN: 978-85-7826-566-3
1. Química. 2. Fundamentos de química. I. Barbosa,
Francisco Geraldo. II. Forte, Cristiane Maria Sampaio. III. Título.
IV. Série.

CDD: 540

Editora da Universidade Estadual do Ceará – EdUECE

Av. Dr. Silas Munguba, 1700 – Campus do Itaperi – Reitoria – Fortaleza – Ceará

CEP: 60714-903 – Fone: (85) 3101-9893

Internet: www.uece.br – E-mail: eduece@uece.br

Secretaria de Apoio às Tecnologias Educacionais

Fone: (85) 3101-9962

Sumário

Apresentação	5
Capítulo 1 – Fundamentos da Química.....	7
1. Desenvolvimento da Química como ciência	9
2. O método experimental.....	11
3. A Química atual.....	13
4. Química, Tecnologia e Sociedade	14
Capítulo 2 – Teoria Atômica	19
1. A História do átomo	21
2. Modelos atômicos	22
3. Propriedades atômicas	27
4. Números quânticos	36
Capítulo 3 – Tabela Periódica e suas propriedades	47
1. A construção da tabela periódica	49
2. Relação entre configuração eletrônica e tabela periódica	54
3. Propriedades periódicas	55
4. Propriedades dos metais, metaloides e não-metais	60
Capítulo 4 – Matéria e energia	67
1. Constituição da matéria, substância elementares e compostos químicos	70
2. Propriedades físicas da matéria	71
3. Classificação da matéria.....	74
4. Processos de separação de misturas.....	75
5. Energia e tipos de energia	76
6. Calor e temperatura	77
Capítulo 5 – Ligações Químicas	84
1. Elétrons de valência	87
2. Estrutura de Lewis.....	88
3. Ligação iônica.....	89
4. Ligação covalente	90
5. Ressonância	93
6. Exceções à regra do octeto.....	94
7. Propriedades da ligação covalente	95
8. Geometria molecular	96
9. Hibridização	100
5.10. Interações intermoleculares	106

Capítulo 6 – Ácidos e Bases	115
1. Teoria ácido-base, segundo Arrhenius.....	117
2. Ácidos e bases conjugadas.....	119
3. Autoionização da água e ph	119
4. Propriedades dos ácidos de Bronsted-Lowry.....	121
5. Ácidos de bases polipróticas	121
6. Teoria ácido-base, segundo Lewis	122
7. Indicadores ácido-base	124
8. Classificação dos ácidos e bases	125
9. Nomenclatura dos ácidos e bases	126
Sobre os autores.....	133

Apresentação

Por que estudar química? Esta questão é abordada por alunos no ensino médio e por alguns no ensino superior. A resposta está no fato de que a Química está presente em tudo o que nos cerca. O desenvolvimento da Química está intimamente ligado ao aumento da nossa qualidade de vida seja através do desenvolvimento de novos materiais utilizados pela indústria têxtil, de construção, maquinaria (ligas metálicas mais resistentes as intepéres climáticas), seja através do aprimoramento dos processos de conservação dos alimentos. A Química também é responsável pelo aumento da expectativa de vida do ser humano desenvolvendo drogas usadas para tratar diversas doenças permitindo ao homem viver por mais tempo. Até os cosméticos que prometem retardar o envelhecimento também são constituídos por compostos químicos. Infelizmente o abuso no uso de produtos químicos tem trazido grandes prejuízos ao meio ambiente. Aprender Química então, não é só memorizar conceitos e fórmulas, mas saber aplicar os conhecimentos aprendidos no seu cotidiano de forma a preservar o meio ambiente e contribuir para a construção de um mundo melhor. Neste livro-texto os autores apresentam ao estudante do Curso Licenciatura em Química os conteúdos básicos da Química, iniciando com o aspecto histórico da química como ciência seguindo-se o estudo da teoria atômica, tabela periódica com suas propriedades, estudo da matéria com suas transformações e a energia envolvida, ligações químicas e finalizando com o estudo das teorias de ácidos e bases e suas respectivas nomenclaturas. Visando facilitar a compreensão dos conteúdos abordados, o texto foi escrito e organizado de uma maneira inovadora, dinâmica e atual com atividades propostas ao longo de todos os capítulos. Ao final de cada capítulo, além de atividades de avaliação que proporcionam ao estudante verificar ao desenvolvimento da aprendizagem dos conteúdos, são apresentadas sugestões de leituras complementares em revistas e sites, além de filmes que permitem a aproximação da química com o cotidiano.

Os autores

1

Capítulo

Fundamentos da Química

Objetivo

- Conhecer o desenvolvimento da Química como ciência; Ter noções dos princípios da metodologia científica; Ser capaz de relacionar a química com a tecnologia e a sociedade.

Introdução

Caro estudante, imagine que você foi convidado para fazer uma viagem incrível para um mundo fascinante e intrigante chamado química. Inicialmente, você tomou um mapa das ciências para obter algumas noções de direção e traçar o melhor roteiro de viagem. Ao olhar na direção da matemática, verificou que as leis matemáticas fundamentam os princípios químicos. Ao olhar na direção da física, constatou que os princípios da química estão baseados no comportamento de átomos e moléculas. Olhando na direção da biologia, você percebeu que a química contribui significativamente para a compreensão das propriedades e dos fenômenos que envolvem a matéria viva. E, finalmente, olhando para as ciências humanas, você percebeu que a química está integralmente presente na vida das pessoas, influenciando na qualidade de vida e nos padrões de comportamento do homem frente à natureza.

A viagem ao mundo da química deve, portanto, ser encarada como uma viagem interdisciplinar, em que o conhecimento das ciências é a bagagem necessária para que este mundo seja explorado com sucesso e prazer. Não se limite a memorizar conceitos e fórmulas químicas, aprenda a interagir com o conhecimento, fazendo dele um parceiro e não um inimigo a ser vencido. Vamos! Não perca tempo, arrume sua bagagem e vamos viajar!

1. Desenvolvimento da Química como ciência

Desde o início das civilizações, o homem transformava a matéria encontrada na natureza em objetos que melhorariam a qualidade do seu modo de vida. Os metais, como o ferro, o ouro e a prata eram utilizados na fabricação de ferramentas e utensílios. Os egípcios extraíam corantes a partir das plantas, e os fenícios extraíam tintas a partir de animais marinhos. Estes conhecimentos, mesmo de forma primitiva, perpetuaram

por vários séculos entre diversos povos, fazendo surgir um movimento denominado de **alquimia**.

As origens da alquimia como prática e como filosofia, assim como a origem da palavra *alquimia*, ainda não são totalmente claras, mas sabe-se que a alquimia surgiu em diversas civilizações, como a chinesa, a hindu, a egípcia, a árabe e a européia, que se diferenciavam pelas concepções do mundo em cada cultura. A primeira hipótese, que é a mais aceita pelos historiadores, é de que a palavra alquimia deriva do árabe *el-kimyâ*, que significaria “terra negra”, em alusão ao Egito, localizado às margens das terras escuras e férteis do rio Nilo. Por isso sugere-se que a prática alquímica teria se originado no Egito. A segunda hipótese é de que alquimia deriva do grego *chymia*, que significa fundir ou moldar um metal. Dessa forma, a prática alquímica teria se iniciado com os trabalhos de metalurgia dos primeiros químicos práticos. Com isso somos levados a pensar que a alquimia remontaria a períodos pré-históricos, através da passagem da idade da pedra lascada para a idade dos metais.

Historicamente, a alquimia perpassou, desde a Antiguidade até a Idade Média, por civilizações, como a chinesa, a egípcia, a árabe, a hindu e a européia. Como movimento filosófico, a alquimia pregava a existência de uma **pedra filosofal** fundamentada na **transmutação**, que era a busca de uma fórmula que permitiria transformar os metais de baixo valor em ouro, e prometia a **imortalidade** por meio de um elixir da longa vida. Na busca de atingir esses objetivos, os alquimistas construíram vários equipamentos, desenvolveram várias técnicas laboratoriais e descobriram várias substâncias importantes. Embora os ideais dos alquimistas parecessem inatingíveis, a química moderna revela que eles não estavam totalmente errados, uma vez que a produção de diamantes sintéticos de alta qualidade a partir de grafite (material de baixo valor comercial), e a produção de medicamentos e vacinas cada vez mais eficazes (figura 1.1), que prolongam a vida do homem, estão em consonância com os ideais da alquimia.



Figura 1.1 – Diamantes sintéticos e medicamentos produzidos a partir de conhecimentos da química moderna.

No decorrer da Idade Média, a alquimia fundamentava-se em dogmas, assim como uma religião, e a palavra laboratório (labor = trabalho e oratório = local de orações), surgida nesse período, reflete bem isso. Somente a partir do Renascimento (século XVI), começa a surgir uma nova forma de pensar e fazer ciência – a ciência experimental. Dentre as contribuições importantes que iniciaram essa mudança, podemos citar os estudos do médico e também alquimista **Paracelso** (1493-1541), que deram origem a química medicinal, e os estudos do químico e físico **Robert Boyle** (1627-1691), na área da metalurgia.

Algumas teorias surgidas neste período ainda refletiam conceitos alquímicos. A **teoria do flogístico**, p. ex., proposta pelo químico **Georg Ernst Stahl** (1660-1774) para explicar a combustão, pregava que os corpos combustíveis teriam em sua constituição um “elemento” denominado de flogístico ou “espírito ígneo” que seria liberado durante a queima.

A queda da **teoria do flogístico** só se deu no século XVIII, graças às experiências bem elaboradas e controladas de **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794), que utilizou balanças relativamente precisas para medir a variação de massas de várias substâncias durante a combustão. Os resultados de Lavoisier permitiram classificar a combustão como uma reação química e verificar que, durante uma reação química, a massa era conservada, derrubando de vez a ideia do flogístico. Os trabalhos de Lavoisier foram tão importantes que ele é considerado o pai da química quando ela é concebida como ciência experimental.

A química começou a se estabelecer como ciência devido a dois fatores: os iluministas, arquitetos da **Revolução Francesa**, defendiam uma nova forma de compreender o universo através de métodos experimentais, e a **Revolução Industrial** financiou diversas pesquisas que tinham como objetivo o desenvolvimento de novas tecnologias.

2. O método experimental

A química, quando concebida como ciência experimental, utiliza o **método científico** para se fundamentar. **Francis Bacon** (1561-1625) e **René Descartes** (1596-1650) são considerados os precursores do **método científico**, pois eles difundiram a ideia de que a busca do conhecimento deveria estar fundamentada na experimentação e no uso da lógica matemática.

De acordo com a figura 1.2, que representa um esquema geral do **método científico**, a primeira etapa de uma investigação científica consiste na coleta de dados por observações ou medidas de amostras representativas do material em estudo. A partir da identificação de um padrão nos dados obtidos, é possível se formular uma **lei científica**, que é um resumo conciso de uma série de observações. Após a elaboração de uma lei, são lançadas **hipóteses**

Apesar da grande contribuição do trabalho de Lavoisier para o surgimento da química como ciência, ele foi sentenciado à guilhotina pelo tribunal da Revolução Francesa, pois, além de cientista, era também cobrador de impostos.

O **flogístico** era considerado por Stahl como um dos elementos constituintes da matéria. Assim, o metal, por exemplo, era constituído de cal e flogístico. Quando o metal era queimado, o flogístico era liberado e sobrava apenas a cal.

para explicá-la com base em conceitos fundamentais. A elaboração de experimentos devidamente controlados, que comprovem as hipóteses levantadas levam à proposição de uma **teoria**, uma explicação formal da lei, que pode ser expressa através de **fórmulas** ou **equações matemáticas**. E, finalmente, uma teoria pode ser interpretada a partir da construção de um modelo, que passa a ser uma versão simplificada do material ou objeto estudado.

Devemos lembrar que uma teoria só é válida quando aceita pela comunidade científica como a maneira de explicar um determinado fenômeno. Ainda segundo a figura 1.2, é possível observar a possibilidade da proposição de um modelo com base somente na intuição científica, revelando assim, que, apesar da investigação científica ser orientada por procedimentos metódicos, a curiosidade e a criatividade são ferramentas importantes para os cientistas, principalmente para os químicos.

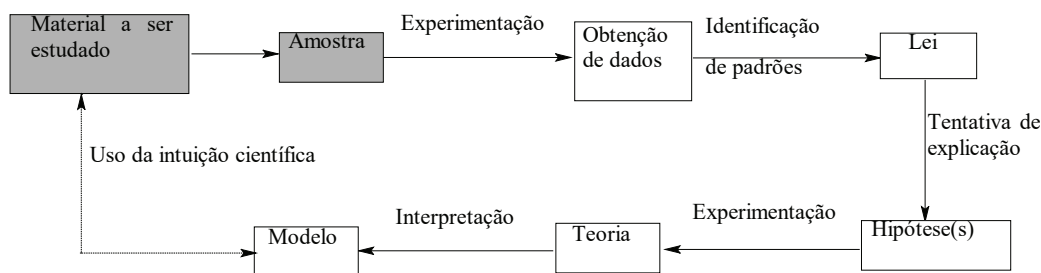


Figura 1.2 – Esquema geral das principais etapas do método científico.

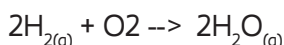
Um bom exercício a ser feito neste momento consiste na identificação de algumas leis, teorias e modelos dentro da química. Outro exercício interessante a ser realizado é a aplicação do método científico na investigação de algum problema do seu cotidiano. Devemos lembrar ainda que o estudo de um fenômeno não necessariamente seguirá todos passos do método científico descrito na figura 1.2 e, ainda, o método experimental pode ter pequenas variações dependendo da área estudada.

Existe uma diferença entre o **conhecimento científico**, obtido pelo método científico, e o **senso comum**, aquele que é obtido sem seguir nenhum método científico. Um exemplo de senso comum é a utilização de plantas medicinais no tratamento de doenças. Aprendemos com nossa avó, por exemplo, que o chá da inflorescência da goiabeira (*Psidium guajava*) pode ser utilizado para tratar infecção intestinal, mas nossa avó não sabe o porquê, tampouco usou algum método científico para adquirir o conhecimento de que o chá possui propriedades antidiarréicas. Um pesquisador, ao contrário, tendo conhecimento desta propriedade apresentada pela goiabeira, utilizará técnicas científicas para estudar a planta, extraindo dela as substâncias químicas responsáveis pela atividade observada e testará tais substâncias com o intuito de comprovar ou não a eficácia da referida planta.

Nunca devemos esquecer que as teorias científicas não são capazes de explicar todos os fenômenos que nos cercam e, ainda que uma teoria seja aceita hoje pela comunidade científica, pode ser que não seja aceita amanhã, já que a busca pelo conhecimento é um processo dinâmico.

3. A Química atual

A química moderna, além de se apropriar do método científico como principal ferramenta de investigação, está estruturada em três níveis de conhecimento bem definidos: o **nível macroscópico**, o **nível microscópico** e o **nível simbólico**. Segundo a figura 1.3, a química moderna encontra-se na interseção destes três níveis, sendo que, no **nível macroscópico**, ela trata das propriedades e das transformações da matéria na escala visível, que no nosso exemplo, pode ser caracterizado pelo estado físico da água ou cor da água. No **nível microscópico**, os fenômenos físicos e químicos são interpretados em função dos arranjos dos átomos envolvidos. Podemos, por exemplo, justificar o elevado ponto de ebulição da água (p. ex. = 100 °C a nível do mar), com base nas estruturas das moléculas de água que possibilitam a formação de **ligações de hidrogênio** entre as moléculas, que são forças intermoleculares fortes. No nível simbólico, os fenômenos químicos são representados através de símbolos químicos e equações matemáticas. Como exemplo, poderíamos descrever a formação da água através da seguinte equação química:



Ligação de hidrogênio é uma atração forte entre o átomo de hidrogênio ligado a um átomo eletronegativo e o par de elétrons de um outro átomo eletronegativo. Mais detalhes no capítulo 05.

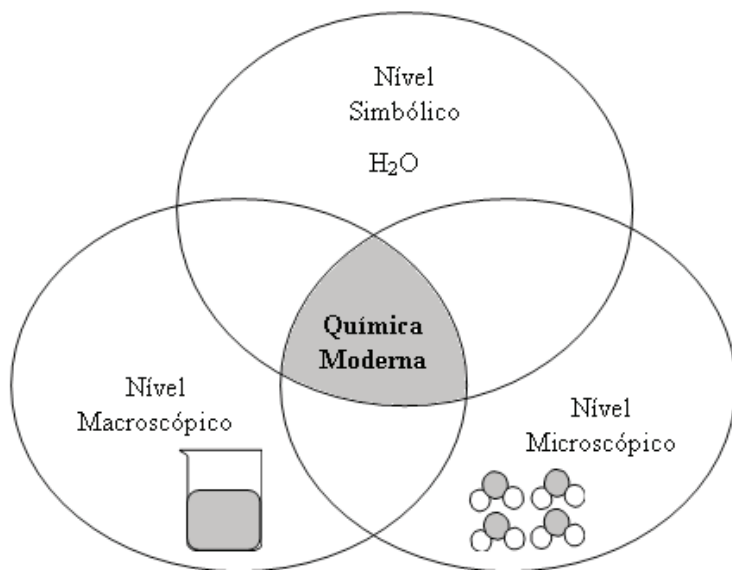


Figura 1.3 – Níveis de conhecimento em que a química moderna está estruturada.

Devido ao grande acúmulo de conhecimentos, a química moderna encontra-se dividida em três ramos principais: **físico-química**, que trata dos princípios da química; **química orgânica**, que é responsável pelo estudo dos compostos de carbono, e a **química inorgânica**, que trata do estudo dos demais elementos e seus compostos. Além destas, temos também a **química analítica**, que trata do estudo das técnicas de identificação e medidas das substâncias; a **bioquímica**, responsável pelos estudos de compostos e reações químicas nos sistemas vivos; a **química teórica**, que estuda a estrutura e propriedades moleculares a partir de modelos matemáticos; a **engenharia química**, que trata da elaboração e execução de projetos de processos da indústria química; a **química medicinal**, que é responsável pela investigação e síntese de fármacos, além de outras.

4. Química, Tecnologia e Sociedade

A **Química** é definida como a ciência que estuda as propriedades da matéria e as mudanças sofridas por ela. **Matéria** é o corpo físico do universo, isto é, é tudo que tem massa e ocupa espaço. Portanto, o estudo da química inclui todo o mundo material em nossa volta, seja ele vivo ou morto, esteja na Terra ou em uma galáxia distante.

O impacto da química nas tecnologias e na sociedade é de fácil percepção. Desde a pré-história, o homem tem transformado os materiais para garantir a sua sobrevivência, tornando a arte, a agricultura, a indústria, a medicina e a própria vida cada vez mais complexa. Desde a descoberta do aço e o surgimento da Revolução Industrial até os dias de hoje, com o advento da nanotecnologia (tecnologia na escala nanométrica, em que $1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$), a química tem contribuído decisivamente para os grandes avanços tecnológicos. Dentre os vários materiais que a química moderna tem desenvolvido, podemos citar os polímeros, o silício, de elevada pureza para produção de componentes eletrônicos e fibra óptica, as ligas metálicas de alta resistência e elevada durabilidade, nanotubos de carbono, dentre outros. A química também é responsável pelo aumento da expectativa de vida do homem por meio do desenvolvimento de medicamentos mais eficientes no tratamento de doenças, pelo aumento da produção agrícola e pela elaboração de novos métodos de obtenção de energia.

Anualmente, uma grande quantidade de produtos químicos é produzida como matéria-prima para uma diversidade de usos. A tabela 1.1 mostra os dez principais produtos químicos fabricados nos Estados Unidos, no ano de 2000.

Tabela 1.1

Os dez produtos químicos mais fabricados pela indústria dos Estados Unidos em 2000			
Ordem	Substância	Produção em 2000 (bilhões de libra ^a)	Uso industrial
1	Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	87	Fertilizantes, fabricação de produtos químicos
2	Nitrogênio (N ₂)	81	Fertilizantes
3	Oxigênio (O ₂)	55	Aço, soldagem
4	Etileno (C ₂ H ₄)	55	Plásticos, anticongelantes
5	Cal (CaO)	44	Papel, cimento e aço
6	Amônia (NH ₃)	36	Fertilizantes
7	Propileno (C ₃ H ₆)	32	Plásticos
8	Ácido fosfórico (H ₃ PO ₄)	26	Fertilizantes
9	Cloro (Cl ₂)	26	Alvejantes, plásticos, purificação de água
10	Hidróxido de sódio (NaOH)	24	Produção de alumínio, sabão

^a. 1 lb = 0,4536 kg

Fonte: BROWN, T.L. *Química – A Ciência Central*. 9ª ed. São Paulo: Editora Pearson, 2005, p. 4.

Segundo a ABIQUIM (Associação Brasileira da Indústria Química), em 2007, o Brasil exportou 10,3 milhões de toneladas em produtos químicos, com um faturamento de US\$ 10,7 bilhões, e importou 27,9 milhões de toneladas de produtos químicos, com um custo de US\$ 23,9 bilhões. Portanto, o déficit na balança comercial brasileira de produtos químicos em 2007 chegou a US\$ 13,2 bilhões. Isto reflete a grande necessidade de investimentos visando o desenvolvimento da indústria química nacional para que possamos superar as dependências tecnológicas e nos tornarmos um país desenvolvido. A figura 1.4 mostra o desempenho da indústria brasileira de 1991 a 2007 nas exportações e importações de produtos químicos, segundo a ABIQUIM.

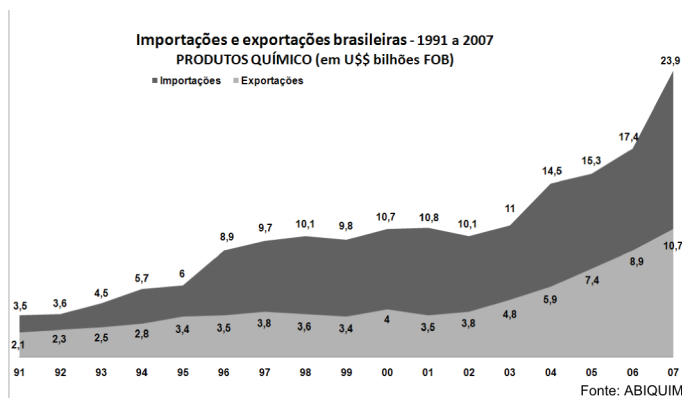


Figura 1.4 – Desempenho da indústria brasileira de 1991 a 2007 nas exportações e importações de produtos químicos, segundo a ABIQUIM. Disponível em <http://www.abiquim.org.br>

Devemos considerar que os benefícios gerados pela química para a sociedade têm um custo ambiental elevado, pois a indústria química é uma das que mais gera resíduos poluentes. Contudo, o desenvolvimento de processos

mais limpos e eficientes, com a utilização de catalisadores, de fonte de energias renováveis, e o tratamento de resíduos estão cada vez mais presentes na indústria química moderna.

Síntese do Capítulo



Mesmo sem conhecimento científico, o homem trabalha com a química desde a era pré-histórica, usando metais na fabricação de armas e utensílios e corantes naturais para tingir tecidos. A química começou a despontar como ciência a partir das experiências dos **alquimistas**, que procuravam a fórmula para transformar **metal em ouro**, e procuravam, ainda, o elixir da **imortalidade**. Por muitos anos, a química andou junto com a religião. A partir do movimento renascentista, no século XVI, surgiu uma nova visão da química, a **química experimental**, desenvolvida por **Paracelso** e **Robert Boyle**. Mais tarde, surgiu a **Química moderna**, do trabalho de **Antoine Lavoisier**. Depois, desenvolveu-se o método científico em que, baseando-se em observações e em dados coletados, formula-se hipóteses que podem se tornar teorias, quando submetidas à experimentação científica que as comprovem. Hoje, a Química, como ciência, é bastante desenvolvida e influencia fortemente o nosso modo de vida. Se olharmos à nossa volta, em tudo que nos cerca a química está presente, das roupas à comida. A química também é responsável por diversos problemas ambientais. Cabe a nós descobrir a melhor maneira de utilizar a química em nosso benefício, sem que isso cause no futuro a nossa própria destruição.

Atividades de avaliação



1. Uma forma de se familiarizar com a química é conhecer a vida e o trabalho daqueles que contribuíram para o seu desenvolvimento. Escolha uma destas personalidades, como Antoine Lavoisier, por exemplo. Faça uma pesquisa sobre sua contribuição para a química e apresente-a aos seus colegas.
2. Suponha que você mora numa rua pavimentada com rede de esgoto e bueiros a dois quarteirões de córrego. Quando o inverno chega, a sua casa fica alagada. Utilize o método científico para propor hipóteses e teorias que expliquem o motivo pelo qual sua casa fica alagada.
3. Pesquise e descreva a importância da química orgânica para a vida do homem.

4. No Ceará, temos duas instituições de ensino superior (UECE e UFC) que oferecem cursos na área de química. Quais os cursos na área de química oferecidos por estas instituições? Em que modalidades? Quais os cursos de pós graduação?
5. Pesquise. O Ceará produz produtos químicos? Quais? Em que são utilizados?
6. Que transformações químicas eram realizadas pelo homem na antiguidade? Para que elas eram realizadas?
7. Qual a contribuição dos alquimistas para o desenvolvimento da química?
8. Qual a contribuição de Antoine Lavoisier para a Química?
9. Quais reações químicas você identifica no seu cotidiano? Dê três exemplos.
10. Quais os passos da metodologia científica? Descreva cada um.
11. Que problemas de seu município você considera serem causados por produtos de natureza química? Justifique sua resposta.
12. Em sua opinião, é possível hoje a humanidade viver sem a química? Justifique.

Referências



GLEISER, Marcelo. **Mundos invisíveis: Da alquimia à física de partículas**. Editora Globo, 2008.

COELHO, Paulo. **O alquimista**. Editora Planeta (Brasil), 1988.

2

Capítulo

Teoria Atômica

Objetivo

- Conhecer teorias e experimentos que levaram ao desenvolvimento da estrutura atômica; Compreender as principais propriedades atômicas; Compreender as principais propriedades dos elétrons e sua distribuição no átomo.

Introdução

De que é feita a matéria? Esta foi uma questão para a qual vários filósofos e estudiosos da antiguidade tentaram achar a resposta. Hoje, sabe-se que a matéria é constituída de átomos. Muito do que se conhece sobre a estrutura do átomo foi fruto de longos anos de pesquisa de vários cientistas, como Dalton, Rutherford, Bohr, e muitos outros. Atualmente, a ciência, com base na estrutura atômica, consegue explicar diversos fenômenos físicos e químicos que ocorrem tanto na natureza como em um frasco no laboratório. Porém, há muito ainda o que ser descoberto e, por este motivo, a pesquisa sobre a verdadeira estrutura atômica continua sendo interesse de estudo de vários pesquisadores que, por meio de dela, procuram principalmente descobrir a origem do universo.

1. A História do átomo

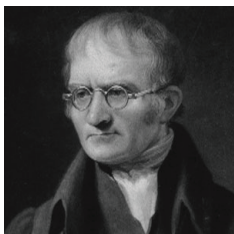
O primeiro relato sobre a preocupação do homem com a constituição da matéria data do século VI, antes de Cristo, quando o filósofo Tales de Mileto afirmou que a água dava origem a todas as substâncias.

Por volta de 546 a.C., um novo movimento filosófico tentava mostrar que, na verdade, a matéria não era constituída de uma única fonte macroscópica, como a água, mas tinha uma única origem microscópica. A história do que viria a ser o átomo iniciou-se com Leucipo de Mileto, filósofo grego que se acredita ser o mestre de Demócrito de Abdera.

A teoria de Leucipo e Demócrito afirmava que o universo era formado por um número infinito de partículas muito pequenas e indivisíveis. A estas partículas chamaram de átomo (do grego, *a* = “não” e *tomo* = “divisível”). O conceito de que as partículas constituintes da matéria eram tão pequenas que não podiam ser vistas a olho nu estava correto; no entanto, a teoria de indivisibilidade do átomo foi destruída cerca de dois mil anos depois.

Tales de Mileto (625 a 558 a.C) juntamente com outros filósofos gregos da antiguidade acreditavam que todas as coisas tinham uma origem única. Para Tales esta origem era a água.

Leucipo de Mileto nasceu há cerca de 500 a.C. De sua vida praticamente nada é conhecido, mas a ele é atribuído a obra “*A grande ordem do mundo*”. Leucipo também é considerado o pai do atomismo.



John Dalton (1766 – 1844). Postulou a lei das pressões parciais para os gases ideais, em que afirma que cada gás, em uma mistura gasosa, exerce uma pressão individual sob o recipiente que o contém e que a pressão total da mistura é a soma das pressões parciais que a constitui. Também é conhecido por daltonismo (nome que se dá à dificuldade de distinguir as cores), pois foi o primeiro cientista a estudar esta anomalia da qual era portador.



Marie Curie (1867-1934) – Química de origem polonesa, realizou estudos com elementos radioativos, como o urânio. Juntamente com o marido Pierre Curie descobriu o tório, o polônio e o rádio, de onde criou o termo radioatividade. Após a morte do marido, assumiu o seu cargo de professora e tornou-se a primeira mulher a lecionar na Universidade de Sorbone (França). Pelos seus trabalhos, os Curie ganharam, juntamente com Becquerel, o prêmio Nobel de Física em 1903.

2. Modelos atômicos

2.1. Modelo atômico de Dalton

Cerca de 2.300 anos depois, o químico inglês John Dalton, estudando os resultados de vários experimentos, resolveu resgatar as ideias de Leucipo e Demócrito e formulou três enunciados:

- I. Toda matéria é constituída por átomos. Estes são muito pequenos, indivisíveis e indestrutíveis, podendo ser representado por uma esfera (fig. 2.1).
- II. Átomos de um mesmo elemento químico são idênticos e em transformações químicas apresentam o mesmo comportamento.
- III. Elementos químicos diferentes são formados por átomos diferentes que se comportam de maneira desigual quando submetidos a transformações químicas.
- IV. As transformações químicas ocorrem porque os átomos de uma substância se separam e se juntam novamente numa ordem diferente da inicial, dando origem a novas substâncias.

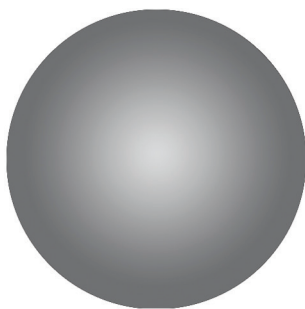


Figura 2.1 – Modelo atômico de Dalton

2.2. Modelo atômico de Thomson

No início do século XIX, um cientista chamado Michael Faraday (1791-1867) verificou através de experimentos que a eletricidade podia causar uma transformação química. Destas experiências, concluiu-se que a matéria possuía algum caráter elétrico. À época de Benjamim Franklin (1706-1790), já se sabia que matéria podia apresentar carga elétrica, inclusive que existia dois tipos de carga, as quais ele chamou de positivo(+) e negativo(-); faltava aos cientistas descobrir se estas cargas estavam relacionadas com o átomo.

A descoberta de que alguns elementos químicos eram instáveis foi feito inicialmente pelo físico francês Henri Becquerel, em 1896, quando percebeu que o minério de urânio era capaz de emitir raios que escureciam placas fotográficas, mesmo que estas estivessem protegidas de exposição luminosa.

Dois anos depois, Marie Curie isolou, juntamente com seus colaboradores, os elementos polônio e rádio, que também emitiam o mesmo tipo de raios. A

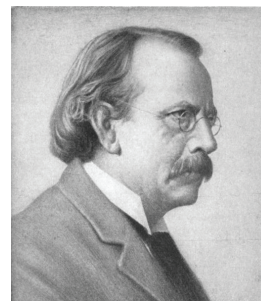
este fenômeno ela chamou de radioatividade, e os elementos que emitem estes raios foram denominados de radioativos. O fato de que alguns átomos podiam se desintegrar e emitir espontaneamente radiações de vários tipos fez com que Marie Curie sugerisse que o átomo eram constituído de partículas ainda menores, de forma que o modelo de Dalton se tornou totalmente superado.

Experiências adicionais mostram que existiam três tipos de radiação: radiação alfa (α), constituída de partículas que possuíam carga positiva, radiação beta (β), composta de partículas com carga negativa e com massa menor que as partículas α , e radiação gama (γ), que não possui carga nem massa detectável e se assemelha aos raios X (altamente energética e penetrante), comportando-se como raios de luz.

A evidência de que o átomo era constituído de partículas menores surgiu com o estudo dos efeitos da corrente elétrica em tubos de descargas de gás (fig.2.2). Estes tubos eram feitos de vidro, totalmente vedados, contendo em cada extremidade um pedaço de metal que funcionava como eletrodo, e o ar em seu interior era parcialmente removido.

Observou-se que quando os eletrodos eram submetidos a uma voltagem elevada, podia-se observar uma descarga elétrica que fluía do cátodo (eletrodo negativo) para o ânodo (eletrodo positivo). Experiências posteriores mostraram que os raios fluíam em linha reta entre os eletrodos e que faziam o gás dentro do tubo brilhar. Mostrou-se ainda que os raios podiam ser atraídos por placas metálicas carregadas positivamente e que, quando um anteparo de sulfeto de zinco fluorescente era colocado entre os eletrodos, observava-se pequenas centelhas no lado do anteparo voltado para o cátodo.

Destas observações, concluiu-se que os raios eram produzidos a partir do eletrodo negativo (cátodo) e, por isso, foram chamados de raios catódicos. Sugeriu-se ainda que os raios fossem um feixe de partículas (elétrons) carregadas negativamente. O elétron foi denominado de partícula elétrica fundamental.



Sir Joseph John
Thomson

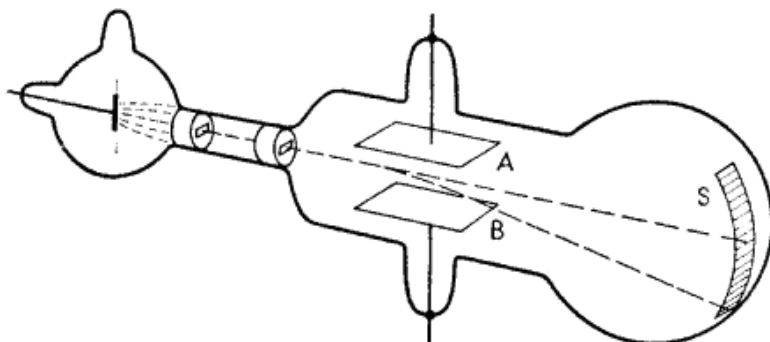


Figura 2.2 – Tubo de raios catódicos retirado de: www.saladefisica.cjb.net

O físico inglês Sir Joseph John Thomson usou os princípios dos raios catódicos para obter informações quantitativas sobre o elétron.

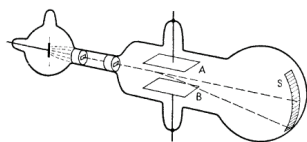


Figura 2.3 – Esquema do experimento de Thomson.

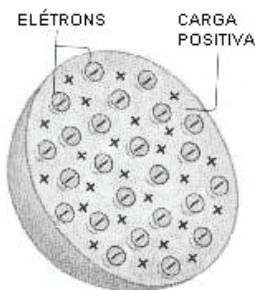


Figura 2.4 – Modelo atômico de Thomson

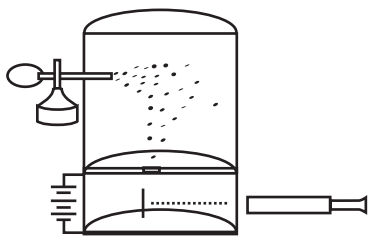


Figura 2.5 – Esquema do experimento de Millikan.

O Coulomb (C) é a unidade de carga elétrica no sistema internacional. Representa a quantidade de carga que passa por determinado ponto quando se tem uma corrente de 1 ampère (1A) fluindo por um segundo.

Ele montou um experimento esquematizado na fig. 2.3, em 1897, que determinou a relação massa/carga do elétron. Os elétrons produzidos no cátodo fluem para o ânodo perfurado. O feixe que transpassa o ânodo é então submetido à ação de um campo magnético e de um campo elétrico, mantidos de forma perpendicular um ao outro, antes de atingir um anteparo de material fosforescente. Balanceando os efeitos dos campos magnético e elétrico e utilizando as leis básicas conhecidas da eletricidade e do magnetismo, Thomson calculou a relação carga/massa do elétron (e/m) como $-1,76 \times 10^8$ Coulombs/grama.

Apesar de não conseguir determinar isoladamente a massa ou carga do elétron, através de outras experiências envolvendo vários gases e cátodos de metais diferentes, Thomson observou a mesma relação massa/carga de sugerindo que os elétrons existem em todos os átomos de todos os elementos.

Thomson foi o primeiro a propor um modelo atômico que levava em consideração as cargas positivas e negativas, assim o átomo seria constituído por uma certa quantidade de carga positiva distribuída de forma homogênea em uma esfera que estaria incrustada de cargas negativas que seriam os elétrons que, por sua vez, circulariam em anéis coplanares dentro da esfera (fig. 2.4). Thomson comparou seu modelo a um pudim de passas em que as passas representariam os elétrons.

A carga do elétron foi determinada pelo físico norte-americano Robert Andrews Millikan. Em 1908, Millikan montou um aparelho para medir a carga do elétron (fig 2.5).

O aparelho era constituído de uma câmara que continha em seu interior duas placas metálicas. Uma pequena quantidade de óleo era aspergida sobre a placa superior. As gotículas de óleo passavam através de um orifício em direção à outra placa. O ar contido entre as duas placas era então irradiado por raios X por um pequeno período de tempo de forma que os elétrons eram arrancados das moléculas do gás e captados pelas gotículas de óleo, que se tornavam, assim, carregadas negativamente. Através de um pequeno telescópio, Millikan observava gotas individuais.

Ele verificou que, mediante a aplicação de cargas nas placas metálicas (placa superior positiva e inferior negativa), era possível controlar a velocidade ou interromper a queda de uma gota de óleo. Millikan então calculou a carga de cada gota de óleo fazendo a relação entre a massa da gota e a quantidade de carga necessária para mantê-la suspensa. Gotas diferentes possuíam cargas diferentes, mas Millikan notou que cada carga correspondia a um múltiplo inteiro de $-1,60 \times 10^{-19}$ C. Ele supôs então que essa era a unidade fundamental da carga, ou seja, a carga de um elétron. Como a razão carga/massa do elétron já tinha sido determinada por Thomson, a massa do elétron pôde então ser calculada e o valor atualmente aceito é $9,109382 \times 10^{-28}$ g.

Como o átomo é eletricamente neutro, e os elétrons possuem cargas negativas, deveria existir no átomo partículas carregadas positivamente para que a carga líquida do átomo fosse zero.

A busca por estas partículas positivas foi realizada utilizando-se tubos de raios catódicos em que o cátodo possuía pequenos orifícios (fig. 2.6). Quando uma alta tensão era aplicada aos eletrodos, podia-se observar os raios catódicos, porém verificou-se que alguns raios atravessavam o cátodo e eram defletidos em uma placa carregada negativamente. Estes raios foram chamados de raios canais.

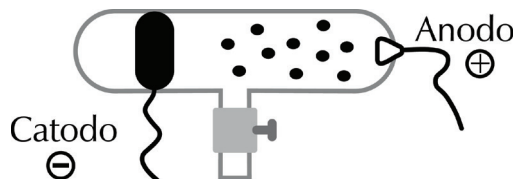


Figura 2.6 – Raios canais

Concluiu-se que os raios canais eram constituídos por partículas positivas já que eram atraídos pela placa com carga negativa. Estas partículas positivas eram oriundas da formação de íons positivos pelo choque entre as moléculas do gás no interior do tubo e o feixe de raios catódicos que arrancavam elétrons destas moléculas. Vários gases foram utilizados no tubo e verificou-se que cada um apresentava uma relação carga/massa diferente, sendo que estas eram menores que a relação carga/massa para o elétron, de onde se concluiu que a massa da partícula positiva era muito maior que a massa de um elétron.

Quando o gás hidrogênio (o gás mais leve conhecido) foi utilizado no tubo, obteve-se a maior relação carga/massa para um íon positivo ($+9,63 \times 10^4$ C/g), sugerindo que o hidrogênio fornece partículas positivas com a menor massa. Considerou-se então que estas partículas, denominadas de prótons por Ernest Rutherford, eram as partículas positivas fundamentais da estrutura atômica.

2.3. Modelo atômico de Rutherford

De 1907 a 1911, o físico neozelandês, Ernest Rutherford (1871-1937), resolveu testar o modelo de Thomson e realizou uma série de experiências que contribuíram para o melhor entendimento da estrutura do átomo. Realizando diversos experimentos de bombardeio de lâminas de ouro com partículas α (partículas de carga positiva e mesma massa dos átomos de Hélio) (fig. 2.7), Rutherford e seus colaboradores, Hans Geiger (1882-1945) e Ernst Marsden (1889-1970), constataram que a grande maioria das partículas atravessavam diretamente a lâmina, algumas sofriam pequenos desvios e outras, em número muito pequeno, sofriam grande desvio, mas em sentido oposto (fig. 2.8). Destas observações Rutherford concluiu que:

- I - As partículas α atravessam a lâmina sem sofrer desvios porque o átomo possui grandes espaços vazios.

Próton, palavra grega que significa "aquele que é primário".

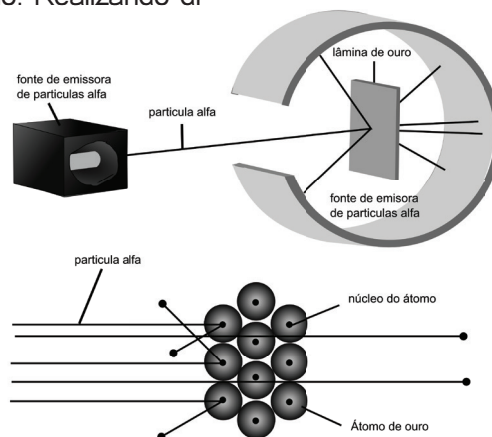


Figura 2.7 – Esquema do experimento de Rutherford.

- II - no centro do átomo existe uma região muito pequena e densa a quem ele chamou de núcleo, de forma que as partículas α que colidiam com este, voltavam sem atravessar a lâmina.
- III - o núcleo tem carga elétrica positiva, por este motivo as partículas α (também positivas) ou eram repelidas ou sofriam desvio de sua trajetória quando passavam próximo a ele.

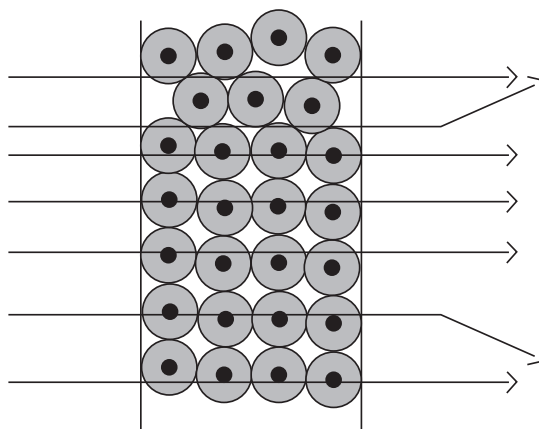


Figura 2.8 – Efeito do núcleo positivo sobre os raios α .

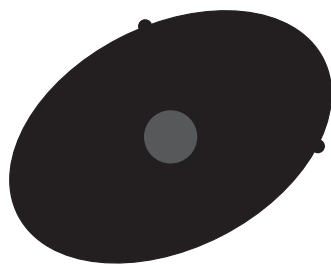


Figura 2.9 – Modelo atômico de Rutherford

Pelo modelo atômico de Rutherford (fig. 2.9), o átomo é constituído por um núcleo central dotado de cargas eletricamente positivas (prótons) e onde está praticamente concentrada toda a massa do átomo, envolvido por uma nuvem contendo partículas de carga negativas (elétrons). O modelo de Rutherford podia ser comparado ao nosso sistema solar: o núcleo sendo representado pelo sol, e os planetas representando os elétrons.

Até a década de 1930, os cientistas já estavam habituados com a ideia de que o átomo era neutro (número de prótons é igual ao número de elétrons) e que a massa do próton era maior que a massa do elétron. Não sabiam explicar, no entanto, o motivo pelo qual átomos do mesmo elemento possuíam massas diferentes, como o gás neônio.

O cientista inglês Francis William Aston (1877-1945) constatou experimentalmente que o gás neônio possuía dois tipos de átomos com massas atômicas diferentes. Rutherford então sugeriu que o núcleo do átomo podia conter partículas relativamente pesadas, mas sem carga elétrica.

Os cientistas passaram a fazer inúmeras experiências que comprovavam a existência destas partículas. Em 1932, um aluno de Rutherford, o físico Britânico James Chadwick (1891-1974), fez uma descoberta de importância excepcional. Ao bombardear um alvo de berílio com partículas alfa, oriundas do polônio radioativo, ele descobriu que os núcleos deste elemento se desintegravam e emitiam uma partícula ainda não observada. A esta partícula pe-

sada e sem carga foi dado o nome de nêutron, cuja massa é um pouco maior que a do próton. Algumas das propriedades das três principais partículas que compõem o átomo estão reunidas na tabela 2.1.

Tabela 2.1

Propriedades das três partículas subatômicas*				
Partícula	Massa (g)	Massa relativa	Carga (C)	Carga relativa
próton	$1,672622 \times 10^{-24}$	1,007276	$+1,0602 \times 10^{-19}$	+ 1
nêutron	$1,674927 \times 10^{-24}$	1,008665	0	0
elêtron	$9,109382 \times 10^{-28}$	0,000548599	$-1,0602 \times 10^{-19}$	-1

*Estes valores foram retirados do site do National Institute of Standards and Technology (www.physics.nist.gov/cuu/Constantes/index.html)

3. Propriedades atômicas

3.1. Número atômico

Todos os átomos de um mesmo elemento químico possuem no núcleo o mesmo número de prótons, que é chamado de número atômico e representado pela letra **Z**. O hidrogênio, o elemento mais simples que se conhece, possui $Z = 1$, ou seja, seu número atômico é igual a 1 ou pode-se dizer que o átomo de hidrogênio possui um único próton no seu núcleo.

3.2. Unidade de massa relativa

Os cientistas do século XXI adotam um sistema de massas relativas para determinar a massa dos elementos. Usa-se como padrão a massa do átomo de carbono que possui seis prótons e seis elétrons e para o qual é atribuída uma massa relativa de 12. A massa relativa dos outros elementos é determinada utilizando-se a massa do carbono como base. Sabe-se, p. ex., que a massa de um átomo de sódio (Na) é 1,92 vezes mais pesado que o átomo de carbono. Então 12 vezes 1,92 é igual a 23,04, que é a massa relativa para o átomo de sódio.

3.3. Unidade de massa atômica

As massas das subpartículas atômicas são expressas geralmente em **u.m.a.** (unidade de massa atômica), assim o carbono possui massa igual a 12 u.m.a. e o hidrogênio massa de 1 u.m.a., em que uma u.m.a. é igual a $1,661 \times 10^{-24}$ g.

3.4. Número de massa

Como a massa dos prótons e nêutrons é muito próxima do valor de 1 u.m.a., a massa relativa de um átomo pode ser estimada, se seu número de prótons e nêutrons forem conhecidos. A soma do número de prótons e do número de nêutrons do núcleo de um átomo é chamada de número de massa e representada pela letra **A**. Assim, o átomo de potássio (K), que possui 19 prótons e 20 nêutrons, possui número de massa igual a 39.

$$\text{Número de massa} = A = n^{\circ} \text{ prótons} + n^{\circ} \text{ de nêutrons} = 19 + 20 = 39$$

3.5. Isótopos

A maioria dos elementos, com exceção do alumínio, do flúor e do fósforo, é constituída de átomos que possuem o mesmo número de prótons, mas o número de massas diferente. Estes elementos são chamados de **isótopos**. É o número de prótons ou o número atômico de um átomo que identifica que elemento ele é. Qualquer diferença de massa existente entre átomos de um mesmo elemento se deve à diferença do número de nêutrons presente no núcleo. O elemento hidrogênio possui três isótopos que, de tão importantes, possuem nomes e símbolos diferentes (tabela 2.2). A diferença entre eles é o número de nêutrons em cada isótopo: o hidrogênio não possui nenhum nêutron em seu núcleo, o deutério possui um e o trítio possui dois nêutrons.

Tabela 2.2

Isótopos do Hidrogênio					
Isótopo	Símbolo	A	Z	Estabilidade	Abundância relativa
Hidrogênio	H	1	1	estável	99,895 %
Deutério	D	2	1	estável	0,015 %
Trítio	T	3	1	radioativo	traços

$$\text{Abundância isotópica} = \frac{\text{N}^{\circ} \text{ de átomos de um isótopo}}{\text{N}^{\circ} \text{ total de átomos de todos os isótopos do elemento}} \times 100\% \quad \text{Equação 2.1.}$$

Em muitos casos, um ou mais isótopos de um elemento pode ser radioativo. Essa propriedade é, muitas vezes, utilizada na medicina, como o iodo-131. O carbono-14, o isótopo radioativo do carbono, é muito utilizado na datação arqueológica.

A abundância de cada isótopo (abundância isotópica) é calculada fazendo a relação entre o número de átomos de cada isótopo e o número total de átomos do elemento (equação 2.1).

A abundância isotópica é sempre dada em percentagem e, às vezes, chamada de abundância percentual. Na tabela 2.3, são mostrados alguns exemplos de elementos que existem como uma mistura de isótopos e suas abundâncias percentuais.

Uma vez que o elemento é constituído de átomos com massas diferentes, a massa atômica desse elemento deve ser um valor médio intermediário entre as massas de cada isótopo e pode ser calculada pela equação 2.2.

O iodo-131(53 prótons e 78 nêutrons) é o isótopo radioativo do iodo. É utilizado em quimioterapia para tratar o câncer da tireoide. A glândula tireoide utiliza-se do iodo para produzir hormônios. Um paciente com câncer na tireoide deve retirar a glândula, mas, como existe a possibilidade de ainda restar parte de tecidos tireoideano ou células cancerígenas, o tratamento com o iodo-131 se faz necessário. As células remanescentes são ávidas por iodo que se liga a elas e pode assim irradiar e matar. estas células cancerígenas por ventura ainda existente.

Massa atômica	(abundância em % do isótopo 1/100) (abundância em % do isótopo 2/100) (abundância em % do isótopo n/100)	(massa atômica do isótopo 1) + (massa atômica do isótopo 2) +... + (massa atômica do isótopo n)
---------------	--	---

A massa atômica de cada isótopo de um elemento é determinada experimentalmente e alguns valores são mostrados na tabela 2.3.

Tabela 2.3.

Abundância isotópica e massas atômicas de alguns elementos**.					
Elemento	Símbolo/Isótopos	Abundância natural(%)	Massa isotópica (uma)	Massa atômica	Número de massa
Hidrogênio	H	99,985	1,0078	1,0094	1
	D	0,015	2,0141		2
	T*	traços	3,0161		3
Carbono	C	98,9	12,000	12,011	12
	C-13	1,1	13,003355		13
	C-14*	traços	14,00827		14
Cobre	Cu-63	69,17	62,939598	63,543	63
	Cu-65	30,83	64,927793		65
Nitrogênio	N-14	99,63	14,003074	14,0067	14
	N-15	0,37	15,000108		15
Cloro	Cl-35	75,77	34,9689	35,453	35
	Cl-37	24,23	36,9659		37

*isótopo radioativo **dados obtidos no site www.physics.nist.gov

Note que existe uma diferença entre o número de massa e a massa atômica de cada elemento. A massa atômica de um elemento é ligeiramente menor que o número de massa (soma dos prótons e nêutrons) e isso se deve ao chamado “defeito de massa” que está relacionado à energia que mantém os prótons e os nêutrons unidos no núcleo do átomo ou, em outras palavras, “a massa que falta” é convertida na energia que mantém unidas as subpartículas atômicas.

MOL

Na química sempre se procurou uma maneira de expressar as quantidades de partículas que se usa em reações químicas. Uma forma de expressar estas quantidades é através do mol.

A palavra “mol” (do latim *moles*, que significa monte ou pilha) foi usada pela primeira vez, em 1896, por Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932). O **mol** pode ser definido como a quantidade de substância que possui um número de partículas (átomos, moléculas, íons) igual ao número de átomos presente em exatamente 12 gramas do isótopo de carbono-12. O mol é a unidade do SI para medir a quantidade de substância.

As experiências, ao longo de muitos anos, estabeleceram que o número de átomos presente em 12 g de carbono ¹² é igual a $6,02214199 \times 10^{23}$. Este número, conhecido como número de Avogrado, representa a quantidade de um mol. Assim:

O valor $6,02214199 \times 10^{23}$ é chamado de número de Avogrado em homenagem a Amedeo Avogrado (1776-1856), advogado e físico italiano, que concebeu a ideia de que um mol teria o mesmo número de partículas, não importando a substância, mas nunca conseguiu encontrar este número.

- 1 mol de átomos de ferro = $6,02214199 \times 10^{23}$ átomos de ferro
- 1 mol de moléculas de H_2O = $6,02214199 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

Resumindo,

- 1 mol = $6,02214199 \times 10^{23}$ partículas

3.6. Massa molar

Massa molar é a massa em gramas de um mol de qualquer elemento químico. A massa molar é simbolizada por MM e sua unidade é gramas por mol (g/mol). Para qualquer elemento, a massa molar é numericamente igual a sua massa atômica.

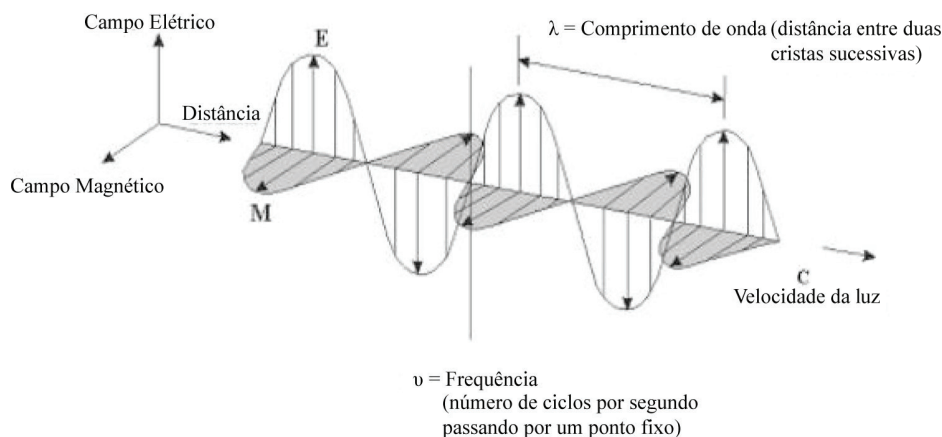
A massa molar do cálcio, por exemplo, é 40,08g/mol que é igual à massa de $6,02214199 \times 10^{23}$ átomos de cálcio que, por sua vez, é igual à massa de um mol de cálcio.

3.7. Estrutura eletrônica do átomo

Muitas das propriedades dos elementos químicos estão relacionadas com a quantidade e a forma com que os elétrons estão distribuídos no átomo. Os estudos sobre a estrutura eletrônica dos átomos iniciou-se no início do século XX com pesquisas sobre a energia emitida por átomos excitados e estudos sobre a radiação eletromagnética.

3.8. Radiação eletromagnética

Segundo o físico escocês James Clerk Maxwell (1831-1879), toda forma de radiação (luz visível, micro-ondas, ondas de rádio, raios X) se propaga através do espaço, como campos magnéticos e elétricos vibratórios que são perpendiculares entre si e emanam das cargas que vibram na superfície de uma fonte de radiação. Por este motivo, são chamadas coletivamente de radiação eletromagnética. Os campos elétricos e magnéticos são representados por uma onda senoidal (fig. 2.10).



Velocidade. No vácuo a velocidade da luz visível e de todas as outras formas de radiação eletromagnética é constante e igual a $2,99792458 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$. A velocidade da luz que atravessa uma substância qualquer depende da constituição química desta substância e do comprimento de onda da luz que a atravessa.

Figura 2.10 – Campos elétricos e magnéticos vibratórios de uma radiação eletromagnética representados por ondas senoidais perpendiculares entre si (Disponível em http://www.geog.ufpr.br/disciplinas/Texto01_arquivos/image02. Acesso em 20 mar.09)

A distância entre os pontos mais elevados (cristas) ou mais baixos (depressões) de ondas consecutivas é denominada de comprimento de onda e é representada pela letra grega lambda (λ). O comprimento de onda pode ser dado em qualquer unidade (metros, centímetros, nanômetros). A altura da onda em relação ao eixo x é chamada de amplitude. Ao longo do caminho de propagação da radiação eletromagnética, a amplitude pode ser zero. Este ponto que ocorre sempre a intervalos $\lambda/2$ é chamado de nó. A quantidade de ondas completas que passa por determinado ponto no espaço em uma determinada quantidade de tempo fixa é denominada de frequência da onda e é representada pela letra grega ni (ν). A unidade utilizada para frequência é o s^{-1} (um ciclo por segundo) e é chamada de Hertz (Hz) em homenagem a Heinrich Hertz (1857-1894), que comprou experimentalmente a existência da radiação eletromagnética.

A velocidade com que uma onda se propaga no espaço pode ser determinada pelo produto do seu comprimento pela sua frequência (equação. 2.3).

Velocidade = comprimento de onda x frequência

$$v = \lambda \times \nu \quad (2.3)$$

Como vimos, a radiação eletromagnética é constituída de vários tipos de radiação, o que é chamado de espectro eletromagnético (fig. 2.11). Cada forma de radiação possui uma faixa de comprimentos de ondas correspondentes. Nossos olhos só são capazes de detectar uma pequena porção do espectro eletromagnético chamada de luz visível entre 400 e 700 nm, que consiste de espectro de cores variando do violeta (menor comprimento de onda) ao vermelho (maior comprimento de onda).

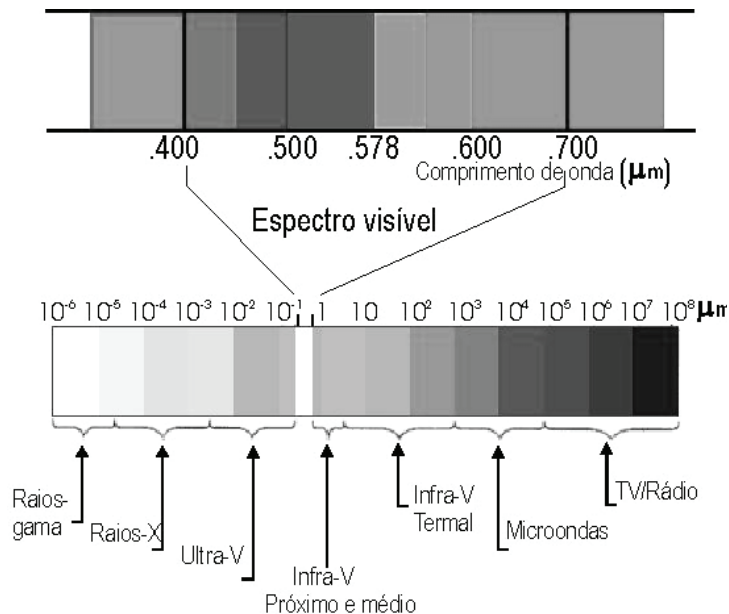


Fig. 2.11 – Espectro eletromagnético e Espectro de luz visível.

A frequência é inversamente proporcional ao comprimento de onda, assim a frequência das ondas de rádio AM (amplitude modulada) é maior que a frequência das ondas de rádio FM (frequência modulada), como você pode verificar no seu rádio.

Em 1900, o físico alemão Max Planck (1858-1947) propôs que os átomos de um objeto aquecido vibram, emitindo radiação eletromagnética. Estas radiações são quantizadas, ou seja, somente radiações com determinadas **frequências** são permitidas. Ele afirmava que a energia do sistema em vibração era proporcional à frequência com que o sistema vibra e relacionou a energia e a frequência através de uma equação chamada de equação de Planck (equação. 2.4).

Energia (J)----->	$E = h \cdot \nu$	<-----Frequência (s^{-1})
\wedge Constante de Planck = $6,62606876 \times 10^{-34} \text{ J.s}$		

Em um objeto aquecido, alguns átomos vibram em alta frequência; outros, em frequência mais baixa e a maioria dos átomos vibra numa frequência intermediária. Portanto, a intensidade da luz emitida por um objeto aquecido é devido, principalmente, à fração de átomos que vibra com frequência intermediária.

Equação 2.4.

Onde:

$E \rightarrow$ Energia (J)

$\nu \rightarrow$ Frequência (s^{-1})

$h \rightarrow$ Constante de

Planck = $6,626 \dots$

3.9. Efeito fotoelétrico

Albert Einstein (1879-1955) utilizou as ideias de Planck para explicar o efeito fotoelétrico. Este efeito ocorre quando a luz (radiação eletromagnética) atinge a superfície de um metal provocando a ejeção de elétrons dos átomos constituintes do metal. Se o metal for o cátodo de uma célula fotoelétrica (fig. 2.12), quando a luz atingir a superfície do cátodo (-), os elétrons ejetados são atraídos pelo ânodo carregado positivamente, ou seja, surge um fluxo de elétrons ou uma corrente de elétrons através da célula fotoelétrica.

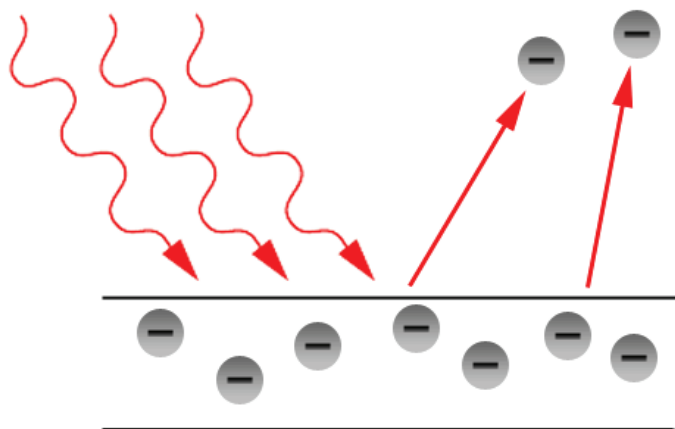


Fig.2.12 – Efeito fotoelétrico

Einstein verificou que somente radiações com frequências suficientemente elevadas provocavam a ejeção dos elétrons dos átomos do metal. Se uma luz de frequência mais baixa fosse utilizada, nenhum efeito era observado. Ele supôs que a luz se comportava tanto como onda, tanto como partícula, e denominou estas partículas de luz, de fótons. A energia de cada fóton seria proporcional à frequência da radiação, conforme a equação de Planck.

3.10. Espectros de linhas atômicas

Os átomos, no estado gasoso, emitem luz quando absorvem energia. Porém, esta luz é diferente do espectro de comprimentos emitidos pela luz branca, como a luz do sol, que emite um espectro contínuo, como visto anteriormente (fig.2.11).

Os átomos excitados emitem apenas determinados comprimentos de luz, o que é chamado de espectro de linhas de emissão. Na figura 2.13, é mostrado o espectro de emissão do hidrogênio.



Figura 2.13 – Espectro de emissão do hidrogênio

Cada elemento químico emite um espectro de emissão diferente, pode-se dizer o espectro de emissão funciona como um “documento de identidade” do elemento.

Johann Balmer (1825-1898) e Johannes Rydberg (1854-1919) foram os primeiros cientistas a tentar explicar o motivo pelo qual os átomos gasosos excitados emitiam luz somente em determinadas frequências. Eles desenvolveram uma equação, batizada de equação de Rydberg (equação 2.5), por meio da qual é possível calcular o comprimento de ondas das linhas espectrais emitidas pelo hidrogênio.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{quando } n > 2 \quad (\text{equação 2.5})$$

Nesta equação, **R** é a constante de Rydberg e tem valor $1,0974 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$, e **n** é um número inteiro. Para o hidrogênio, **n** (mais tarde conhecido como número quântico principal) assume os valores 3, 4 e 5. Este grupo de linhas e as linhas obtidas quando $n = 6, 7$ e 8 para outros elementos, é chamada de série de Balmer.

No início do século XX, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) sugeriu que o modelo mais simples para o átomo de hidrogênio era aquele em que o elétron move-se ao redor do núcleo positivo em uma órbita circular. No entanto, o elétron só poderia ocupar determinadas órbitas ou níveis de energia, nos quais ele é estável ou, em outras palavras, Bohr sugeriu que a energia do elétron dependia da órbita que ele descrevia em torno do núcleo.

Cada órbita recebeu um número inteiro representado pela letra **n** e chamado de número quântico principal. De acordo com Bohr, a energia potencial do único elétron do hidrogênio poderia ser calculada pela equação 2.6. Quando $n = 1$, diz-se que o átomo de hidrogênio está no estado fundamental ou no estado de mais baixa energia ou, ainda, que possui energia mais negativa. Se **n** for maior que 1, então o átomo de hidrogênio encontra-se no estado excitado ou no estado de energia mais elevado.

Constante de Rydberg constante de Plank
 velocidade da luz
 Energia potencial do elétron $E_n = - \frac{Rhc}{n^2}$
 número quântico principal

(equação 2.6)

Para que um elétron possa passar de um nível de energia mais baixo para um outro mais alto, é necessário que ele absorva energia. Esta energia pode ser calculada pela equação de Bohr (2.6).

$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$ = Energia no estado excitado – Energia no estado fundamental

Se quisermos, por exemplo, saber a quantidade de energia necessária para que o elétron do hidrogênio passe do nível 1 inicial (estado fundamental) para o nível 2 final (estado excitado), basta calcularmos a diferença de energia entre os dois níveis. Ou seja, é necessário que o átomo de hidrogênio absorva uma energia de 984 kJ, para que seu único elétron seja excitado para o próximo nível.

O símbolo Δ é usado para indicar diferença entre dois estados: final e inicial.

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = -Rhc \left(\frac{1}{n_{\text{final}}^2} - \frac{1}{n_{\text{inicial}}^2} \right)$$

$$\Delta E = -1.312 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right)$$

$$\Delta E = -1.312 (0,25 - 1) = 984 \text{ kJ/mol}$$

Como visto anteriormente, a luz possui propriedades de onda e de partícula. Em 1925, Louis Victor de Broglie (1892-1987) propôs que o elétron livre de massa μ , que se move pelo espaço com uma velocidade ϖ , tem um comprimento de onda associado a ele e este pode ser calculado pela equação 2.7.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \text{ (equação 2.7)}$$

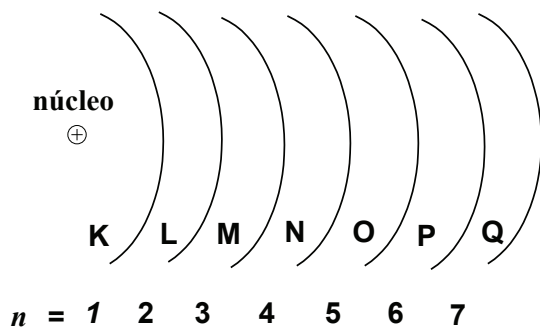
Através desta equação, De Broglie uniu as propriedades de partícula do elétron (μ e ϖ) às suas propriedades de onda (λ).

Após a primeira grande guerra mundial, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961), considerando o elétron como **onda**, e trabalhando independentemente de Niels Bohr e de seus colaboradores, que realizavam estudos considerando o elétron como **partícula**, elaborou uma teoria que detalhava o comportamento dos elétrons. Esta teoria foi chamada de mecânica quântica ou mecânica ondulatória.

Utilizando esta teoria, Werner Heisenberg (1901-1976) e Max Born (1882-1970) concluíram o que hoje é chamado de “princípio da incerteza”, princípio que afirma que é impossível se determinar a posição de um elétron em um átomo e sua energia com qualquer grau de certeza, se o elétron for considerado como onda. Pode-se, portanto, avaliar apenas a probabilidade de se encontrar um elétron com determinada energia em certa região do espaço.

Do trabalho de Schrödinger, que estudava as propriedades ondulatórias do elétron, resultou equações matemáticas complexas que não serão discutidas neste livro. No entanto, as soluções destas equações, chamadas de função de onda representadas pela letra grega Ψ (psi), são muito importantes para a Química e, a partir delas, pode-se fazer algumas observações sobre a estrutura atômica:

- I. O comportamento do elétron é melhor visto como uma onda que vibra apenas em determinadas frequências e, portanto, somente determinadas funções de ondas são permitidas para o elétron em um átomo.
- II. A cada função de onda Ψ está associado um valor de energia e cada eletro pode ter somente determinados valores de energia, ou seja, a energia do elétron é quantizada.
- III. O quadrado da função de onda (Ψ^2) representa a probabilidade de se encontrar um elétron dentro de uma determinada região do espaço.
- IV. A energia de um elétron pode ser determinada com um grau de certeza, mas sua posição pode apenas ser descrita como uma probabilidade de encontrá-lo em determinada região do espaço que é chamada de orbital.
- V. A energia e os orbitais disponíveis para o elétron no espaço tridimensional são definidos por três números inteiros chamados de números quânticos que indicam sua posição (próximo ou longe) em relação ao núcleo, mas não sua posição exata.



4. Números quânticos

4.1. Número quântico principal

Representado pela letra v , indica a camada ou o nível de energia em que se encontra o elétron. A eletrosfera (região do espaço que recobre o núcleo e onde se encontra os elétrons) pode ser composta de vários níveis de energias ou camadas, sendo que, atualmente, somente sete são consideradas importantes. Estas camadas são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q. A cada camada corresponde um valor de v (fig. 2.14). A energia do elétron depende somente do valor de v .

Figura 2.14 – Camadas eletrônicas de um átomo.

4.2. Número quântico secundário ou número quântico do momento angular

Cada nível de energia é subdividido em subníveis de energia ou subcamadas, que são representados pelo número quântico secundário l . O número de subníveis depende do valor de n , de forma que os valores de l variam de zero a $n - 1$. O número de valores de l encontrados para cada nível é igual ao número de subníveis possíveis para cada camada. A camada K, por exemplo, onde n é 1, tem somente um subnível, pois $n - 1$ é igual a zero, ou seja, l apresenta apenas um valor que é zero (0). Cada valor de l corresponde um subnível e um tipo diferente de orbital que é representado por uma das letras **s**, **p**, **d** e **f** (tabela 2.4).

Tabela 2.4.

Valores de l e seus correspondentes tipos de orbitais	
Valor de l	Símbolo do subnível e tipo de orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

Exercício 2.11: Quantos subníveis são possíveis para a camada N?

4.3. Número quântico magnético

O número quântico magnético, representado por m_l , indica a quantidade de orbitais presentes em cada subnível e também está relacionado com a orientação dos orbitais no espaço. Os valores de m_l são números inteiros que variam de $-l$ a $+l$, incluindo o zero (tabela 2.5). A cada valor de m_l está relacionado um tipo de orientação do orbital no espaço.

Tabela 2.5.

Valores de l e os respectivos valores de m_l e número de orbitais por subcamada		
l	$m_l (-l \text{ a } +l)$	Número de orbitais
0	0	Um orbital s
1	-1,0,+1	Três orbitais p
2	-2,-1,0,+1,+2	Cinco orbitais d
3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	Sete orbitais f

4.4. Formato dos orbitais

O orbital é definido pela região ao redor do núcleo onde existe a probabilidade de se encontrar o elétron, cerca de noventa por cento do tempo. Cada subnível pode apresentar até quatro tipos de orbitais diferentes, dependendo do número quântico principal, que são definidos no espaço pelos eixos de coordenadas x , y , z .

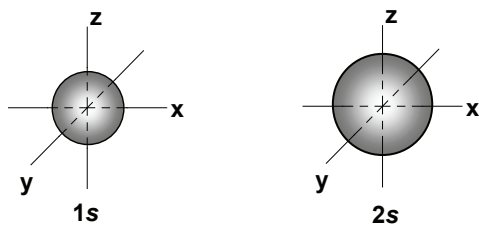


Figura 2.15 – a. Orbital 1s. b. Orbital 2s.

A forma dos orbitais é obtida por equações matemáticas que dependem do valor de Ψ , e cujas resoluções estão além do objetivo deste livro. No momento, o importante é conhecer as diversas formas destes orbitais e suas orientações no espaço. Cabe ainda ressaltar que a densidade eletrônica não é a mesma em todo o orbital. A probabilidade de se encontrar um elétron é maior na região do orbital mais próximo do núcleo e diminui à medida que a extensão orbital se distancia do núcleo. Os orbitais podem ainda se interpenetrar uns nos outros.

Orbital do tipo S

Os orbitais do subnível **s** possuem forma esférica (fig. 2.15), tendo no centro o núcleo do átomo. Seu tamanho varia de acordo com o valor do número quântico principal. Quanto maior o valor de **n**, maior será o orbital **s**. O mesmo vale para todos os tipos de orbitais.

Orbital do tipo p

Estes orbitais apresentam um plano nodal, ou seja, um plano imaginário que passa através do núcleo e divide a região de densidade eletrônica ao meio. O número de planos nodais é igual ao valor de número quântico secundário **l**. A probabilidade de se encontrar um elétron na superfície do plano nodal é zero. O subnível **p** apresenta três orbitais do tipo **p** com mesma energia e forma de um “alteres”. Cada orbital **p** está direcionado no espaço em relação a um dos eixos cartesianos e são muitas vezes denominados de **px**, **py** e **pz** (Fig. 2.16).

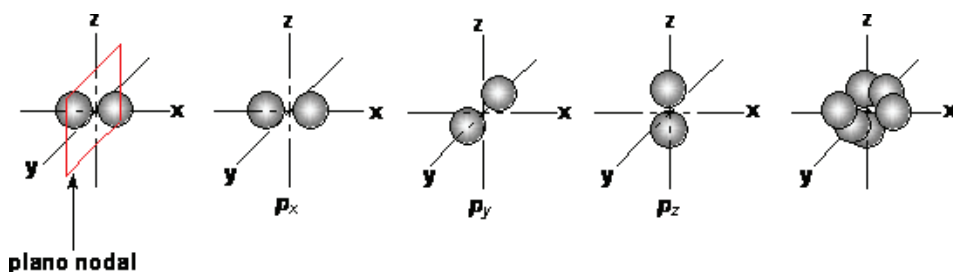


Figura 2.16 – Orbitais do tipo p.

Orbital do tipo d

Os orbitais **d** apresentam dois planos nodais ($l = 2$), o que resulta na divisão da densidade eletrônica deste orbital em quatro regiões, com exceção do orbital d_z^2 , como mostrados na figura 2.17. O subnível **d** é composto por cinco orbitais **d**, mas estes não possuem a mesma energia: Os orbitais d_z^2 e $d_{x^2-y^2}$ possuem energia mais elevada que os orbitais d_{xy} , d_{xz} e d_{yz} .

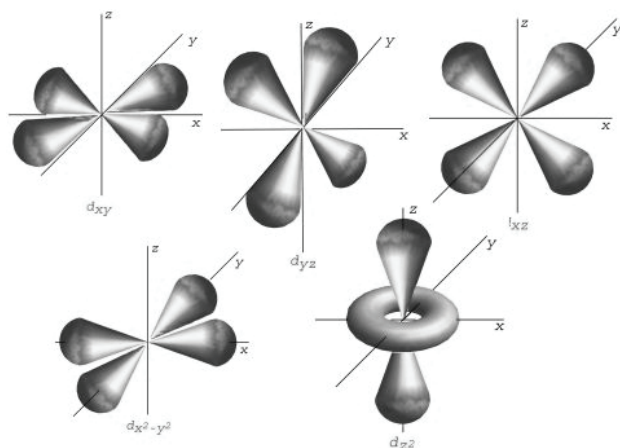


Figura 2.17 – Orbitais do tipo d

Orbital do tipo f

O subnível **f** possui sete orbitais, sendo que cada um apresenta três planos nodais ($l = 3$), o que equivale dizer que cada orbital possui oito regiões de densidade eletrônica (figura 2.18).

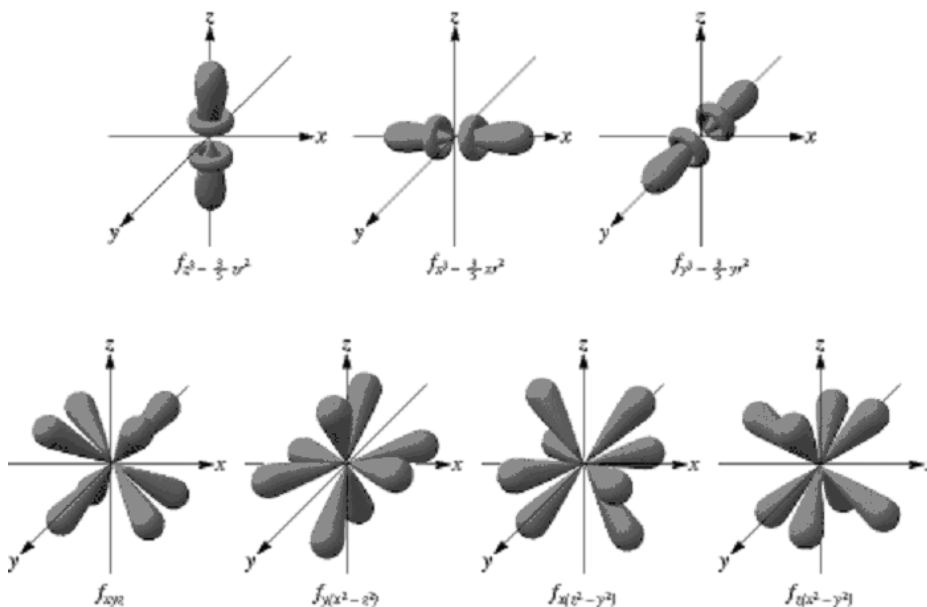


Figura 2.18 – Orbitais do tipo f

Por volta de 1920, descobriu-se experimentalmente que elétron possui um movimento de rotação em torno do próprio eixo, assim como o planeta Terra (figura 2.19). Esta rotação é representada por um quarto número quântico, denominado de número quântico magnético de spin eletrônico e representado por m_s ou simplesmente **s**.

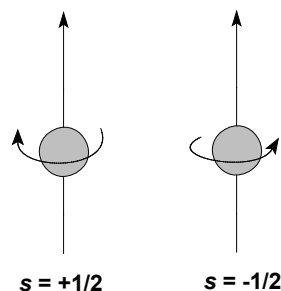


Figura 2.19 – Sentido de rotação do elétron, representado pelo número quântico s , quando este se encontra sob efeito de um campo magnético.

Quando o elétron está sob a ação de um campo magnético, se a rotação em torno do próprio eixo ocorre no sentido horário (igual aos ponteiros de um relógio), convencionou-se que s assume o valor de $+1/2$. Se a rotação do elétron em torno do próprio eixo é no sentido anti-horário, s assume o valor de $-1/2$.

A descoberta do quarto número quântico foi a base para que o físico austríaco Wolfgang Pauli (1900-1958) anunciasse, em 1925, seu princípio da exclusão:

Dois elétrons em um átomo não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos (n , l , m_l e s) de forma que um orbital atômico pode conter no máximo dois elétrons com spins opostos.

Pode-se representar os orbitais por caixas (\square) ou simplesmente linhas ($—$), e os elétrons por setas. À seta para cima (\uparrow) é dado, arbitrariamente, o valor de spin igual a $+1/2$, e à seta para baixo (\downarrow), o valor de $-1/2$.

Então, a distribuição eletrônica do boro com cinco prótons e cinco elétrons pode ser representada com um diagrama de linhas, como mostrado na figura 2.20.

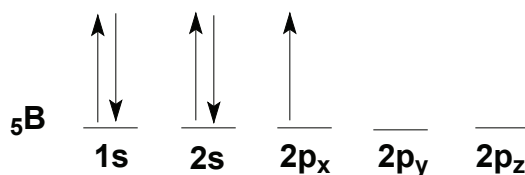


Figura 2.20 – Diagrama de linhas para a distribuição eletrônica do átomo de boro.

A distribuição dos elétrons em um átomo segue um princípio chamado de “princípio da construção”, em que os elétrons são atribuídos primeiro às camadas (definidas pelo número quântico principal n) de mais baixa energia e depois às camadas de energia mais elevada.

Para facilitar a previsão de distribuição dos elétrons em um átomo multieletrônico, criou-se um diagrama de energia em que a ordem de preenchimento das subcamadas é determinada por “ $n + l$ ” (fig. 2.21).

Neste diagrama, os números de 1 a 7 representam o número quântico principal n , as letras s , p , d e f , os subníveis eletrônicos de cada camada,

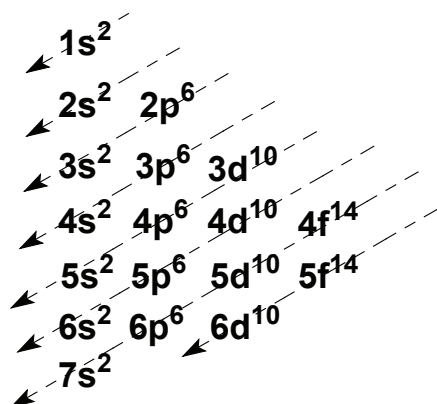


Figura 2.21 – Diagrama de distribuição eletrônica.

os números sobrescritos (2, 6, 10 e 14), o número máximo de elétrons em cada subnível. A distribuição eletrônica é feita seguindo a ordem indicada pelas setas tracejadas a partir de 1s. Atualmente, este diagrama tem-se expandido com a síntese de novos elementos químicos com número atômico elevado e com a descoberta de um novo tipo de orbital (orbital do tipo g).

Os **aceleradores de partículas** são equipamentos que fornecem energia a feixes de partículas subatômicas eletricamente carregadas. Estas partículas são aceleradas por um campo elétrico até próximo da velocidade da luz e depois submetidas a um campo magnético onde se chocam com outras partículas que se deslocam em sentido contrário. Todos os aceleradores de partículas possibilitam a concentração de alta energia em pequeno volume e em posições arbitradas e controladas de forma precisa. Exemplos comuns de aceleradores de partículas existem nas televisões e geradores de raios-X, na produção de isótopos radioativos, na radioterapia do câncer, na radiografia de alta potência para uso industrial e na polimerização de plásticos.

4.5. Novas partículas subatômicas

Até os anos 30 do século passado, a estrutura atômica era bem conhecida e considerava-se como partículas elementares da matéria, os prótons, os nêutrons, os elétrons e uma partícula denominada de neutrino, cuja existência foi sugerida por Wolfgang Pauli (1900 – 1958) e comprovada apenas em 1956.

Em experimentos em que se utilizou aceleradores de partículas, que promovem o choque entre partículas que estão em alta velocidade e possuem grande energia, foram detectadas novas partículas, como o píon (partícula que mantém os prótons e os nêutrons unidos), o múon (partícula semelhante ao elétron, mas com massa duzentas vezes maior), o pósitron (também chamada de anti-elétron, pois possui a mesma massa e número de spin, mas com carga oposta).

Como várias partículas iam sendo descobertas, sentiu-se a necessidade de organizá-las em famílias com propriedades comuns. Assim surgiu a família dos léptons (do grego *leptos*, que significa leve), partículas que não sofrem efeitos de interação forte, como os elétrons, o neutrino e os pósitrons, e a família dos hádrons (do grego *hadros*, que significa forte, robusto, pesado), partículas que sofrem efeito de interação forte, como a força nuclear. Esta família se subdivide em bárions (partículas mais pesadas), como os prótons e nêutrons, e mésons (partículas de massa intermediária), como o píon.

Em 1964, Murray Gell-Mann, físico norte-americano, e o físico russo, George Zweig, ambos trabalhando de forma independente, lançaram uma teoria em que os hádrons, mais conhecidos como prótons e nêutrons, eram constituídos de partículas menores ainda denominadas de **Quarks**.

Os quarks são partículas elementares cuja carga elétrica é fracionada, podendo ser $\pm 1/3e$ ou $\pm 2/3e$, sendo e a carga do elétron. Segundo a teoria de Gell-Mann e Zweig, existem três tipos de quarks básicos: quark “up” ou **u** (para cima), com carga $+2/3e$, o quark “down” ou **d** (para baixo), com carga

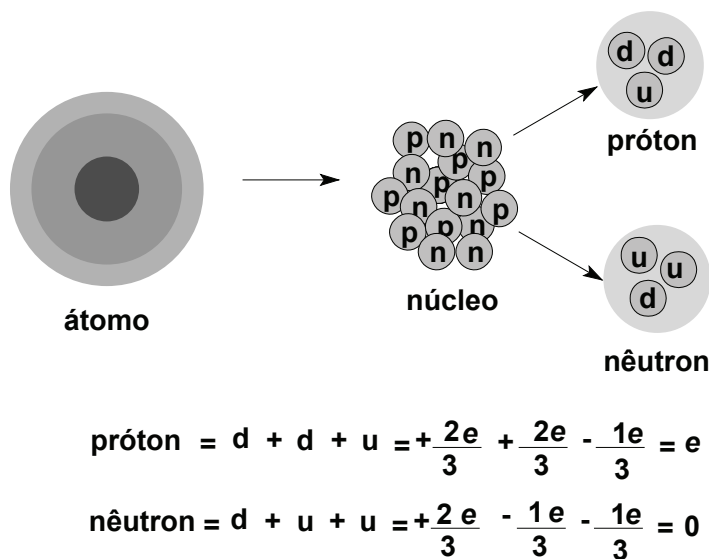


Figura 2.22 – Formação dos prótons e nêutrons e suas respectivas cargas.

igual a $-1/3e$, que são formadores dos prótons e nêutrons (fig.2.22), e quark “strange” ou **s** (estranho) e formador de outras partículas.

Os quarks não são detectados isoladamente, mas em grupo de dois (quark e antiquark), chamado de méson e em grupos de três, os hádrons. A partir da década de setenta, descobriu-se três novos tipos de quarks: “charm” ou **c** (charme), “top” ou **t** (topo) e “botton” ou **b** (fun-do). Aos diferentes tipos de quarks foi designado o termo “sabor”, ou seja, existem quarks de seis sabores diferentes. Mais tarde, descobriu-se que cada quark existia em três variações diferentes ou propriedades diferentes. A estas variações foi designado o termo “cor”. Assim existem no total dezoito quarks diferentes: seis “sabores”, cada

um com três “cores” diferentes: vermelho, verde e azul. Os termos “sabor” e “cor” são propriedades da matéria e não tem nada a ver com o significado de cor e sabor que conhecemos no nosso cotidiano.

Outras partículas foram recentemente descobertas, como o **gluon**, partícula de massa que funciona como uma espécie de “cola” que mantém os quarks unidos; o **tau**, partícula semelhante ao elétron, mas com massa muito maior e seu respectivo neutrino, partícula que o acompanha sem carga e de massa extremamente pequena. Há ainda partículas, cuja existência carece de comprovação, que podem ser obtidas através dos experimentos realizados no grande acelerador de partículas LHC (Large Hadron Collider), gigantesco colisor de prótons, construído na fronteira entre a França e a Suíça e cujas atividades iniciaram-se em 10 de setembro de 2008. Um dos objetivos deste acelerador de prótons é detectar a chamada “partícula de Deus”, a partícula fundamental que dá origem à toda matéria do universo.

Síntese do Capítulo



Para desenvolver o que chamamos hoje de teoria atômica, foram necessários anos de trabalho, diversos experimentos e o envolvimento de vários cientistas. Apesar da primeira teoria sobre a constituição da matéria ter sido postulada por Leucipo e Demócrito (século V a. C.), somente nos últimos três séculos é que a teoria atômica se desenvolveu através do modelo de Dalton, do átomo esférico indivisível, do modelo de “pudim de passas” de Thomson,

que primeiro sugeriu que o átomo possuía cargas negativas e positivas, do modelo de Rutherford, que comprovou que o átomo era constituído de um núcleo composto de prótons carregados positivamente e cercado por cargas negativas (os elétrons). Logo depois descobriu-se que, além do próton positivo, o núcleo apresentava outra partícula sem carga, o nêutron. A teoria atômica foi ampliada com o estudo do elétron e de seu comportamento como onda e como partícula, realizada, principalmente, por De Broglie, Niels Borh e Schrödinger. Destes estudos mostrou-se que o elétron circunda o núcleo atômico em órbitas ou camadas ou níveis de energia determinadas as quais são divididas em subcamadas e, dentro destas, o elétron ocupa uma região denominada orbital definida pelos três números quânticos: n , l e m_l . Logo após, descobriu-se que um orbital podia conter até dois elétrons com spins diferentes, definidos pelo quarto número quântico s . No entanto, a estrutura do átomo e, conseqüentemente, a estrutura da matéria, ainda é alvo de estudos, principalmente devido à construção de aceleradores de partículas que permitiram nos últimos anos a descoberta de várias outras partículas subatômicas, como os quarks, que são as partículas formadoras dos prótons e nêutrons.

Exercícios Resolvidos



1. Qual o peso do núcleo de um átomo de bromo, sabendo-se que ele possui 35 prótons e 45 nêutrons?

Resolução:

A massa do núcleo do átomo de bromo pode ser calculada somando-se as massas de todos os prótons e de todos os nêutrons que constituem o núcleo.

massa dos prótons = massa de um próton x número de prótons

$$\text{massa dos prótons} = 1,672622 \times 10^{-24} \text{ g} \times 35 = 5,854177 \times 10^{-23} \text{ g}$$

massa dos nêutrons = massa de um nêutron x número de nêutrons

$$\text{massa dos nêutrons} = 1,674927 \times 10^{-24} \text{ g} \times 45 = 7,537172 \times 10^{-23} \text{ g}$$

massa do núcleo = soma da massa dos prótons + soma das massas dos nêutrons

$$\text{massa do núcleo} = 5,854177 \times 10^{-23} \text{ g} + 7,537172 \times 10^{-23} \text{ g} = 1,3391349 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Atividades de avaliação



1. Liste todos os elementos químicos radioativos conhecidos. Quais são encontrados na natureza? Quais são sintéticos?
2. Faça uma pesquisa sobre os tubos de imagem de aparelhos de televisão. Como eles funcionam?
3. Calcule a massa do átomo de sódio (Na) que possui 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons. A massa do elétron pode ser considerada desprezível quando se calcula a massa de um átomo? Por quê?
4. Construa um esquema do experimento de Rutherford, conforme a figura 2.7. Siga os passos:
 1. Utilize uma caixa de papelão pequena (pode ser de creme cosmético) e faça um pequeno furo em uma das laterais;
 2. Coloque uma bolinha de gude (representando o polônio) dentro da caixa. Esta será a fonte de radiação;
 3. Cole a caixa a dez cm da extremidade de uma folha de isopor;
 4. Recorte uma faixa de papel (cartolina ou dupla face) com cerca de 10 cm de largura e dobre conforme a figura 2.7. Esta faixa irá representar o anteparo;
 5. Cole, no meio do anteparo, uma folha de papel cartolina amarela (10 x 10 cm) com pequenos furos em toda a sua extensão. Esta folha de papel exemplificará a folha de ouro;
 6. Mostre, utilizando canudos de refrigerante ou arame, como os raios α se comportam. Uns, atravessando os orifícios no papel cartolina em linha reta ao anteparo; outros, sofrendo desvios, e outros retornando à caixa;
 7. Use este modelo para explicar o experimento e as conclusões de Rutherford.
5. Quantos átomos de alumínio existem em 0,85 mol de alumínio?
6. Quantos mols representam $5,1226 \times 10^{18}$ moléculas de amônia ?
7. Calcule a massa do magnésio sabendo que o mesmo é constituído de três isótopos: 78,99% de Mg-24 (massa isotópica = 23,9850 uma), 10,00 % de Mg-25 (massa isotópica = 24,9858 uma) e 11,01% de Mg-26 (massa isotópica = 25,9826 uma).
8. Qual a massa em gramas de 2,85 mol de cobre?
9. Quantos mols representam 17,95 gramas de alumínio?
10. Qual a energia de uma radiação que viaja pelo espaço a uma frequência de 2 m/s ?

11. Faça uma pesquisa sobre as torneiras automáticas utilizadas em hospitais, restaurantes e shoppings. Como elas funcionam? Por que são utilizadas?
12. Qual o comprimento de onda da luz azul emitida pelo átomo de hidrogênio quando $n = 5$?
13. Calcule a energia do único elétron do átomo hidrogênio para o estado fundamental ($n=1$) e para o estado excitado $n=3$.
14. Qual seria o valor da energia liberada quando o elétron do hidrogênio retornasse ao estado fundamental?
15. Qual o comprimento de onda que está associado a um elétron que, supostamente, viaja pelo espaço a uma velocidade de $2,3 \times 10^8$ m/s?
16. Qual o número total e os tipos de orbitais possíveis para a camada O?
17. Desenhe o átomo de boro (grupo 3A, da tabela periódica), colocando seus elétrons em seus respectivos orbitais.
18. Utilize o diagrama de caixas ou linha para distribuir os nove elétrons do elemento químico flúor. (Lembre-se de que, pela regra Hund, em um subnível, os elétrons são distribuídos colocando-se um elétron com spin $+1/2$ em cada orbital, de forma que o subnível fique semi-preenchido e, só depois, adiciona-se o segundo elétron com spin $-1/2$ aos orbitais semipreenchidos).
19. Com base no exposto ao lado, explique o porquê da subcamada 4s ter que ser preenchida antes da subcamada 3d.
20. Qual subcamada é preenchida primeiro: 5d ou 6s?
21. Suponha que se produziu no laboratório um elemento químico (X) radioativo, com número atômico igual a 126. Faça a distribuição eletrônica para este elemento, segundo o diagrama de energia discutido acima.
22. Faça a distribuição dos elétrons dos seguintes átomos:
a) Na(23 elétrons) b) Sn(50 elétrons) c) Os(76 elétrons)
23. Em sua opinião, que contribuição as atuais pesquisas sobre novas partículas subatômicas podem trazer para o ensino da Química?
24. Marque (V) ou (F) e corrija as alternativas que você considerou falsas.
() Radioatividade é o fenômeno que descreve o fato de alguns elementos químicos emitirem radiação quando se desintegram.
() Os raios alfa são constituídos de elétrons e os raios gama são feixes de prótons.
() O urânio, o polônio e o cálcio são exemplos de elementos radioativos.
() O fato de que alguns elementos se desintegram em partículas menores contradiz o fato de o átomo ser divisível.
25. Descreva o efeito fotoelétrico estudado por Einstein.

Dentro de cada camada, os elétrons são distribuídos em subcamadas, seguindo também a ordem crescente de energia das subcamadas (representadas pela letra l). Esta ordem de energia depende do valor de " $n + l$ ". Se duas subcamadas possuem o mesmo valor de " $n + l$ ", os elétrons são atribuídos primeiro à subcamada com menor valor de n .

26. Qual o peso do núcleo do átomo de um elemento X que apresenta 19 elétrons, 19 prótons e 23 nêutrons? Qual o peso total do átomo? Existe diferença entre o peso do núcleo e o peso do átomo? Por quê?
27. O neônio se apresenta como três isótopos, sendo 90,48 % do isótopo Ne-20 (massa igual a 19,9924 g), 0,27% do isótopo Ne-21 (massa igual a 20,9924 g) e 9,25% do isótopo Ne-22 (massa igual a 21,9914 g). Qual a massa real do elemento químico neônio?

Leituras, filmes e sites



Leituras

Peixoto, E. M. A. **Química Quântica. Parte I: O átomo de hidrogênio.** Química Nova na Escola, v.1, n. 1, p. 5-14, 1978.

Danon, J. **A história do elemento 84, o polônio – A Química no desenvolvimento da energia nuclear.** Química Nova na escola, v.1, n. 4, p.16-21, 1978.

Medeiros, A. **Aston e a descoberta dos isótopos.** Química Nova na Escola, n. 10, 1999.

Moreira, M. A. **A física dos quarks e a epistemologia.** Rev. Bras. de Ensino de Física, v.29, n.2, p. 161-173, 2007.

Filmes

Copenhagen. 2002. Filme que conta a história do encontro dos físicos Niels Bohr e Werner Heisenberg em Copenhagen, logo após a II Guerra Mundial.

Referências



BRADY J. E., HUMISTON, G. E. **Química Geral.** Vol. 1, 2ª ed. São Paulo: LTC, 1986.

KOTZ, J.C., TREICHEL Jr, Paul M. **Química Geral e Reações Químicas,** v.1, 5ª ed. São Paulo: Thompson Pioneira, 2005.

MARTINS, J. B. **A história do átomo de Demócrito aos quarks.** 1ª ed., Rio de Janeiro: Editora Ciência Moderna, 2002.

Capítulo

3

Tabela periódica e suas propriedades

Objetivo

- Conhecer como surgiu e se desenvolveu a tabela periódica dos elementos químicos; Ser capaz de descrever a tabela periódica atual; Ter noções das principais propriedades periódicas apresentadas pelos elementos químicos.

Introdução

Alguns elementos químicos, como o ouro e a prata, já eram conhecidos desde a antiguidade. Relatos sobre o uso destes elementos podem ser encontrados tanto em livros de história e documentos históricos, como na Bíblia e em outros livros de cunho religioso. Mas a maior parte dos elementos químicos foi descoberta entre 1669 e 1843 por diversos cientistas. Alguns elementos foram e ainda são sintetizados pelo homem, sendo em grande maioria radioativos. Um dos grandes desafios para os químicos era ordenar esses elementos de tal forma que essa ordenação refletisse as tendências das propriedades químicas e físicas e possibilitasse fazer previsões sobre elementos ainda não descobertos. Durante o século XIX e o início do século XX, muitos cientistas tentaram organizar estes elementos de forma ordenada. O trabalho destes pesquisadores resultou na tabela periódica que hoje conhecemos e adotamos em nossos livros. Ao se estudar a tabela periódica, estuda-se também as propriedades periódicas associadas a ela, como o tamanho dos átomos dos elementos químicos ou a capacidade de um elemento químico doar ou receber elétrons de outro elemento químico e, ainda, como estas propriedades podem afetar estes elementos químicos quando em uma reação com outro elemento químico.

1. A construção da tabela periódica

1.1. Primeira tentativa: as Tríades de Döbereiner

Em 1829, o professor de Química da Universidade de Jena, na Alemanha, Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849), estudando o recém-descoberto elemento químico, bromo, observou que suas propriedades e seu peso atômico situavam-se entre as propriedades dos elementos químicos cloro e iodo. Investigando os demais elementos químicos conhecidos na época, Döberei-

Além de Newlands, outro cientista, o químico francês Alexandre de Chancourtois (1820-1886), tentou organizar os elementos químicos em ordem crescente de massa, construindo um cilindro no qual desenhou uma curva helicoidal que dividia o cilindro em 16 partes e sobre esta curva colocou os elementos em ordem crescente de pesos atômicos. Os elementos de propriedades semelhantes ficavam em uma linha vertical traçada na direção transversal à curva. Este modelo ficou conhecido como Parafuso de Chancourtois. As ideias de Newlands e Chancourtois apresentavam erros devido, principalmente, a valores de massas conhecidas dos elementos químicos que, como se verificou posteriormente, muitas delas estavam incorretas.

ner encontrou mais dois grupos de elementos químicos que apresentavam as mesmas propriedades químicas e o peso atômico do elemento do meio praticamente igual à média dos pesos atômicos do primeiro e último elemento (figura 3.1). Um destes grupos compreendia o cálcio, o estrôncio e o bário e outro, os elementos: enxofre, selênio e telúrio. Como cada grupo possuía apenas três elementos, estes grupos eram conhecidos como tríades. Döbereiner tentou encontrar o mesmo padrão entre os demais elementos químicos conhecidos, mas não obteve sucesso, de forma que sua lei das tríades foi abandonada.

Elemento químico	Peso atômico	$X = 126,90 + \frac{35,45}{2} = 81,17$
CLORO	35,45	
BROMO	X	
ÍODO	126,90	

Obs.: O peso atômico aceito para o bromo é 79,904 g/mol. Figura 3.1. Cálculo do peso atômico do bromo a partir da média dos pesos atômicos do cloro e do iodo.

1.2. Segunda tentativa: as oitavas de Newlands

Na segunda metade do século XIX, em 1864, o químico inglês, John Alexander Reina Newlands (1837-1898), propôs uma nova maneira de se organizar os elementos químicos conhecidos. Ele ordenou os elementos químicos que apresentavam propriedades semelhantes, em grupos horizontais contendo sete elementos cada, em ordem crescente de massas, de modo que o oitavo elemento possuía propriedades semelhantes ao primeiro elemento do grupo anterior, o nono elemento apresentava as mesmas propriedades do segundo, e assim por diante (figura 3.2). Desse modo, o sódio, por exemplo, mostrava as mesmas propriedades do lítio e, portanto, eram colocados juntos. Newlands deu o nome de “Lei das oitavas” a esta repetição de propriedades em analogia às setes notas musicais. Apesar de seu trabalho ter sido desprezado por seus colegas da Sociedade de Química de Londres, Newlands obteve reconhecimento duas décadas depois como precursor das idéias de Mendeleev.

						H
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb, Mo	Ru, Rh	Pd
Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba, V					

Figura 3.2 – Organização dos elementos químicos segundo Newlands em sua “lei das oitavas”

Até o início do século XIX, eram conhecidos 54 elementos químicos. As massas destes elementos eram conhecidas e foram elaboradas por John Dalton. Esta lista de massas possuía diversos erros que foram posteriormente corrigidos por outros cientistas.

1.3. Terceira tentativa: A tabela de Mendeleev

Em 1969, o químico russo Dimitri Mendeleev (1834-1907) e o alemão Lothar Meyer (1830-1895) publicaram, independentemente, modelos semelhantes de uma tabela que é considerada a precursora da tabela periódica atual. Nesta tabela, a distribuição dos elementos se dava na ordem crescente de massa atômica, resultando em uma periodicidade das propriedades. Graças ao maior empenho e destaque científico de Mendeleev, sua tabela passou a ser mais difundida e aceita (figura 3.3).

Mendeleev deixava espaços vazios em sua tabela e realizava previsões das propriedades físicas e químicas dos elementos ainda desconhecidos. Um exemplo disto foi a previsão das propriedades do elemento de massa 72, denominado por ele de eka-silício (abaixo do silício), que foi descoberto em 1886 e denominado de germânio (Ge), cujas propriedades experimentais eram bem próximas das previstas por Mendeleev (figura 3.4).

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.		
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.		
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,1.		
	Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.		
	Ni = 59	Pd = 106,8	Os = 199.		
	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.		
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116	At = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ

Figura 3.3 – Tabela periódica proposta por Mendeleev. Disponível em <www.if.ufrgs.br/.../divulgacaocientifica.htm>

	Previsões de Mendeleev para o eka-silício	Propriedades encontradas para o germânio
Massa atômica	72 uma	72,59 u.m.a
Volume atômico	13 cm ³	13,22 cm ³
Densidade	5,5 g/cm ³	5,47 g/cm ³
Cor	cinza	cinza-claro

Figura 3.4 – Previsões de Mendeleev para o elemento químico germânio.

Assim como as idéias de Newlands e Chancourtois, a tabela de Mendeleev organizava os elementos químicos em ordem crescente de massas atômicas. No entanto, o próprio Mendeleev reconhecia que as massas de muitos elementos químicos estavam incorretas, de forma que realizou pequenos ajustes na sua tabela (figura 3.5). Se compararmos a tabela de Mendeleev com a tabela periódica atual, verifica-se que alguns elementos estão em ordem invertida na tabela de Mendeleev, devido ao fato de que a suposição de que as propriedades químicas dependem somente da massa do átomo está incorreta.

P e r i o d o	S é r i e s	Grupos																	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			(0)
		a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	b	
1	1	H 1																	He 2
2	2	Li 3		Be 4		B 5		C 6		N 7		O 8		F 9					Ne 10
3	3	Na 11		Mg 12		Al 13		Si 14		P 15		S 16		Cl 17					Ar 18
4	4	K 19		Ca 20		Sc 21		Ti 22		V 23		Sr 24		Mn 25		Fe 26	Co 27	Ni 28	Kr 30
	5		Cu 29		Zn 30		Ga 31		Ge 32		As 33		Se 34		Br 35				
5	6	Ru 37		Sr 38		Y 39		Zr 40		Nb 41		Mo 42		Tc 43		Ru 44	Rh 45	Pd 46	Xe 54
	7		Ag 47		Cd 48		In 49		Sn 50		Sb 51		Te 52		I 53				
6	8	Cs 55		Ba 56		Terras Raras 57-71		Hf 72		Ta 73		W 74		Re 75		Os 76	Ir 77	Pt 78	
	9		Au 79		Hg 80		Tl 81		Pb 82		Bi 83		Po 84		At 85				Rn 86
7	10	Fr 87		Ra 88		Ac 89		Th 90		Pa 91		U 92							

Figura 3.5 – Versão da Tabela de Mendeleev de 1879, retirada da revista Química nova, v. 20, n.1 de 1997.

1.4. Tabela periódica atual

Após o desenvolvimento do conceito de número atômico (Z), o físico inglês Henry Moseley (1887-1915), um discípulo de Ernest Rutheford, corrigiu a tabela de Mendeleev. Moseley verificou em seus experimentos que as propriedades de um elemento químico estavam relacionadas com o número atômico deste elemento e não com sua massa. A tabela periódica pôde então ser estruturada na ordem crescente do número atômico dos elementos químicos (figura 3.6). Conforme o sistema IUPAC, os 118 elementos atualmente conhecidos são distribuídos em sete linhas horizontais, denominadas de períodos, e dezoito colunas verticais, denominadas de grupos. O sistema que classifica os grupos em famílias A e B ainda é bastante difundido e utilizado pelos químicos.

Quanto à natureza química dos elementos, a tabela periódica apresenta três grandes grupos: os metais, os semimetais ou metaloides, e os não-metais ou ametais. Alguns grupos ou famílias recebem nomes específicos, como, por exemplo, o grupo 1 ou família 1A (com exceção do hidrogênio) é denominado de grupo dos metais alcalinos; o grupo 2 ou família 2A é denominado de grupo dos metais alcalinos terrosos; o grupo 16 ou família 6A é denominado de gru-

po dos calcogênios; o grupo 17 ou família 7A é denominado de grupo dos halogênios e o grupo 18 ou família 8A é denominado de grupo dos gases nobres

Por uma questão de espaço, os elementos da série dos lantanídeos do cério (Ce) ao lutécio (Lu) e da série dos actinídeos do tório (Th) ao laurêncio (Lr) são colocados abaixo da tabela. Com exceção do tecnécio (Tc, $Z = 43$) e do promécio (Pm, $Z = 61$), que são artificiais, os elementos com $Z > 92$ são de ocorrência natural. Já os elementos com $Z > 92$, denominados de transurânicos, são artificiais e apresentam propriedades radioativas.

Legenda:

- METAIS DO GRUPO PRINCIPAL
- METAIS DE TRANSIÇÃO
- METALÓIDES
- NÃO-METAIS

Exemplo de entrada na tabela:

1A (1)	2A (2)											3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
Hidrogênio 1 H 1,0079												Boro 5 B 10,811	Carbono 6 C 12,011	Nitrogênio 7 N 14,0067	Oxigênio 8 O 15,9994	Fluor 9 F 18,9984	Hélio 2 He 4,0026

Nota: As massas atômicas correspondem aos valores de 1993 da IUPAC (até quatro casas decimais). Os números entre parênteses representam as massas atômicas ou os números de massa do isótopo mais estável de um elemento.

Lantanídeos: Cério (58), Praseodímio (59), Neodímio (60), Promécio (61), Samário (62), Európio (63), Gadolínio (64), Térbio (65), Disprósio (66), Hólmio (67), Érbio (68), Túlio (69), Itérbio (70), Lutécio (71).

Actinídeos: Tório (90), Protactínio (91), Urânio (92), Netúnio (93), Plutônio (94), Amérvio (95), Cúrio (96), Berquélio (97), Califórnio (98), Einstênio (99), Fermio (100), Mendelévio (101), Nobélio (102), Laurêncio (103).

Figura 3.6 – Tabela periódica atual.

Em 2005, uma nova tabela periódica (figura 3.7) foi sugerida pelo botânico inglês Philip Stewart. Nessa tabela em forma de galáxia, é possível colocar os elementos do grupo dos actinídeos e lantanídeos juntamente com os outros elementos e não separados, como na tabela que nós adotamos. Além disso, a galáxia é em forma de espiral, os novos elementos descobertos ou sintetizados podem ser alocados facilmente. Esta nova versão da tabela periódica já é utilizada nas escolas britânicas e em algumas escolas dos Estados Unidos, mas ainda não há previsão de seu uso no Brasil.

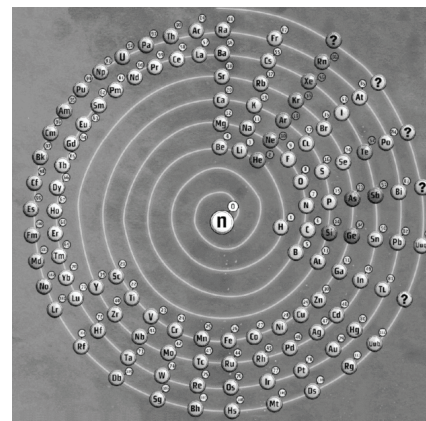


Figura 3.7 – A nova tabela periódica. Disponível em <www.igeduca.com.br/artigos/acontece/galaxia-quimica-a-nova-tabela-periodica.html>

2. Relação entre configuração eletrônica e tabela periódica

A tabela periódica funciona como um guia para as configurações eletrônicas assim como, a partir da configuração eletrônica e identificação dos elétrons de valência (unidade 5) é possível localizar o período e o grupo do elemento. O número do período é dado pelo número quântico principal (n) dos orbitais de valência, enquanto os grupos são caracterizados por apresentarem a mesma quantidade de elétrons de valência. Os elementos F, $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ e Cl, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, por exemplo, pertencem ao 2º e 3º período, respectivamente, e fazem parte do mesmo grupo 7A.

De acordo com o preenchimento dos orbitais, temos que o 1º período tem dois elementos, correspondentes ao preenchimento do orbital $1s$. Para o 2º e 3º períodos, onde os orbitais s e p podem ser preenchidos, existem oito elementos em cada período. Já o 4º e 5º períodos possuem ambos dezoito elementos, correspondentes ao preenchimento dos orbitais s , p e d . Por fim, o 6º e 7º períodos possuem ambos 32 elementos, correspondentes ao preenchimento dos orbitais s , p , d e f .

Os elementos dos grupos 1A e 2A que têm o orbital s preenchido são denominados de elementos representativos do bloco s ; os dos grupos 3A-8A têm o orbital p preenchido e são denominados de elementos representativos do bloco p ; já os elementos dos grupos 3B-2B têm o orbital d preenchido e são denominados de elementos ou metais de transição. Os elementos que têm os orbitais f preenchidos são denominados de elementos de transição interna e são divididos em: **lantanídeos** ou terras raras (têm os orbitais $4f$ preenchidos) e **actinídeos** (têm os orbitais $5f$ preenchidos) (figura 3.8).



$4f$
$5f$





	Elementos representativos do bloco s (grupos 1A e 2A)
	Elementos representativos do bloco p (grupos 3A a 8A)
	Elementos representativos do bloco d (metais de transição)
	Elementos representativos do bloco f (série dos actinídeos e lantanídeos)

Figura 3.8 – Representação da tabela periódica, conforme o preenchimento dos orbitais.

3. Propriedades periódicas

A partir da distribuição dos elementos químicos na ordem crescente de Z , os químicos observaram que as semelhanças nas propriedades dos elementos eram resultantes da semelhança entre as configurações eletrônicas das camadas de valência. Desta forma, as chamadas **propriedades periódicas** são aquelas que tendem a aumentar ou diminuir razoavelmente com o aumento de Z ao longo dos períodos e dos grupos.

3.1 Carga nuclear efetiva (Z_{ef})

Considerando-se que **carga nuclear sofrida** por um elétron depende da sua distância em relação ao núcleo e que a existência de elétrons mais internos exerce um efeito de blindagem eletrônica, a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) é a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico, modificada pela presença dos outros elétrons. Uma vez que várias propriedades dos átomos são resultantes da carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons de valência, podemos estimar a Z_{ef} sofrida pelos elétrons mais externos, através da diferença entre a carga do núcleo (Z) e o número de elétrons internos (S), **$Z_{ef} = Z - S$** . Para o lítio (Li), por exemplo, teremos $Z_{ef} = 3 - 2 = 1+$ ou seja, a diferença entre o número de prótons do núcleo (3), e o número de elétrons (2) da camada interna K ($2s^2$) leva a carga nuclear efetiva de +1 sobre o elétron de valência que está na camada L ($2s^1$) do lítio. Embora este cálculo seja aproximado, pois desconsidera a probabilidade dos elétrons mais externos penetrarem na região dos elétrons mais internos, ele pode ser empregado para estimar a Z_{ef} dos elementos na tabela periódica.

Na tabela periódica, a Z_{ef} sofrida pelos elétrons mais externos aumenta ao longo dos períodos da esquerda para a direita, enquanto nos grupos há um ligeiro aumento de cima para baixo.

3.2 Raio atômico e o tamanho dos átomos e íons

Embora o átomo quântico não tenha um limite definido, com base em dados experimentais é possível determinar o seu raio atômico. O método mais utilizado consiste em se determinar o comprimento de ligação em uma molécula diatômica simples; sendo que o raio atômico (ou raio covalente) equivale à metade do comprimento de ligação. Tomando-se como exemplo a molécula do gás cloro (Cl_2), cujo comprimento de ligação Cl—Cl é igual a 198 pm, o raio atômico do cloro será de 99 pm. De forma semelhante, o comprimento de ligação C—C no diamante é 154 pm, o que resulta em um raio atômico de 77 pm para o carbono. No caso dos metais, os raios atômicos são estimados a partir de medidas da distância atômica em um cristal do elemento.

Periodicamente, o raio atômico tende a diminuir ao longo dos períodos da esquerda para a direita devido ao aumento da carga nuclear efetiva (Z_{ef})

Os valores tabelados estão em Å (angstrom), que embora não seja uma unidade do sistema SI, é bastante utilizada na química. $1\text{Å} = 10^{-10}\text{ m}$ e $1\text{pm (picômetro)} = 10^{-12}\text{ m}$. Portanto, $1\text{Å} = 100\text{ pm}$.

que tende a aumentar a força atrativa sobre os elétrons mais externos. Nos grupos, o raio atômico, cresce de cima para baixo, pois à medida que o número atômico (Z) aumenta juntamente com o número quântico principal (n), o tamanho dos orbitais dos elétrons mais externos aumenta e estes passam mais tempo afastados do núcleo (figura 3.9).

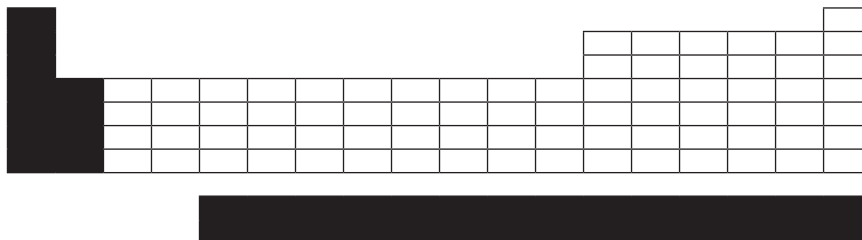


Figura 3.9 – Variação do tamanho do átomo na tabela periódica.

Existem vários valores de raios atômicos tabelados, a partir dos quais é possível estimar os comprimentos de ligação entre elementos nas moléculas. Por exemplo, o comprimento da ligação C—Cl no composto CCl_4 (tetracloreto de carbono) é de 176 pm ($77 + 99\text{ pm}$), valor este muito próximo ao valor experimental que é de 177 pm (figura 3.10).

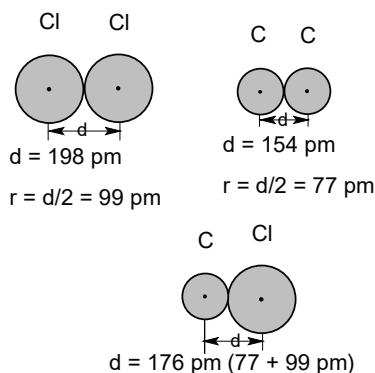


Figura 3.10 – Variação periódica de raios atômicos de alguns elementos da tabela e a previsão do comprimento de ligação C—Cl.

No caso dos íons, o tamanho iônico é estimado a partir da distância entre íons em um composto iônico; sendo que assim como em um átomo neutro, este tamanho depende da carga nuclear, do número de elétrons e dos orbitais ocupados pelos elétrons mais externos.

Os cátions são menores do que os átomos que lhes dão origem, porque perdem elétrons da camada de valência e deixam orbitais mais volumosos desocupados, enquanto que os ânions adicionam elétrons aos orbitais mais volumosos das camadas de valência e tornam-se maiores do que os átomos que lhes originaram (figura 3.11).

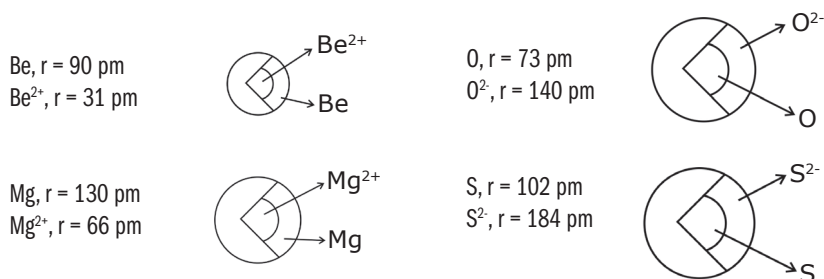


Figura 3.11 – Comparação entre os raios de átomos neutros e íons.

O tamanho de íons de mesma carga aumenta periodicamente à medida que descemos em um grupo na tabela periódica. Para uma série isoeletrônica (em que todos os componentes têm o mesmo número de elétrons) é observado que, quando a carga nuclear aumenta, os íons tornam-se menores. Isto pode observado para a série isoeletrônica, $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$, em que todas as espécies têm oito elétrons.

3.3. Energia de Ionização

Um componente importante para se avaliar a tendência química de um átomo consiste em se determinar a facilidade com que os elétrons mais energéticos (mais externos) são removidos. Isto pode ser feito através da medida da **energia de ionização**, que é a energia necessária para remover um elétron de um átomo ou íon no estado gasoso e em seu estado eletrônico fundamental. Com exceção do hidrogênio, um átomo pode ter mais de uma energia de ionização: a **primeira energia de ionização** (I_1) é a quantidade de energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro gasoso, a **segunda energia de ionização** (I_2) é a energia necessária para remover um elétron de um íon gasoso e assim por diante.

É observado que há um elevado aumento da energia de ionização quando um elétron mais interno é removido, como no caso da remoção do terceiro elétron do magnésio (Mg), o que passa a ser uma forte evidência experimental da existência das camadas eletrônicas dos átomos. A estabilidade química dos gases nobres também pode ser justificada através de suas elevadas energias de ionização, que para o hélio (He), por exemplo, chega a 2.372 kJ/mol.



Periodicamente, a primeira energia de ionização aumenta ao longo de um período, pois ao longo de um período, Z_{ef} aumenta e, conseqüentemente,

fica mais difícil remover um elétron. Em um grupo, a energia de ionização aumenta de baixo para cima, o que revela uma tendência inversa ao tamanho atômico, implicando que à medida que o átomo aumenta, torna-se mais fácil remover um elétron do orbital mais volumoso (figura 3.12).

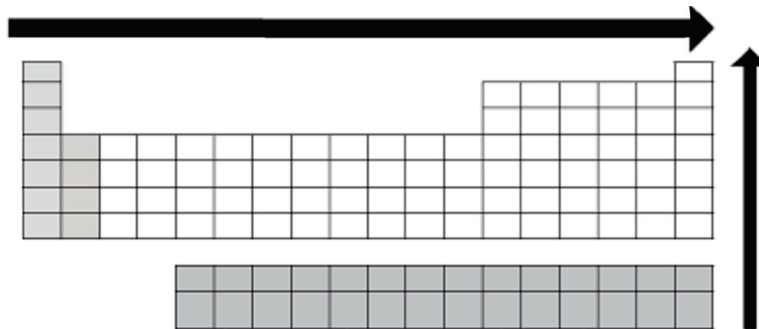


Figura 3.12 – Variação da 1ª energia de ionização na tabela periódica.

3.4. Afinidade eletrônica

A afinidade eletrônica pode ser caracterizada como um processo inverso ao da energia de ionização, pois é a variação energética sofrida por um átomo gasoso quando um elétron é adicionado para formar um íon gasoso.



Vários átomos na tabela periódica tendem a ganhar elétrons para adquirir estabilidade eletrônica e formarem ânions, liberando energia (processo exotérmico), como é caso, por exemplo, do cloro. Todavia, alguns elementos têm afinidade eletrônica positiva ($\Delta E > 0$, processo endotérmico) e a formação do ânion não é favorecida, pois esta seria uma espécie instável. Isto pode ser facilmente observado para os gases nobres, como é o caso do argônio (Ar), por exemplo.



(instável e não se forma)

Quando um subnível de mais alta energia é ocupado por um elétron, é gerada uma situação energeticamente desfavorável. Por isso, elementos como Be e Mg apresentam afinidades eletrônicas positivas, pois um elétron adicional ocuparia o subnível *p* de mais alta energia. A adição de elétrons a subníveis parcialmente ocupados também são desfavoráveis, devido às repulsões eletrostáticas entre os elétrons. Isto pode ser verificado, por exemplo, para elementos do grupo 5A, em que o N apresenta afinidade eletrônica positiva e os demais elementos apresentam afinidades eletrônicas reduzidas.

Na tabela periódica, a afinidade eletrônica tende a aumentar à medida que um átomo aumenta sua força atrativa sobre um elétron adicionado a ele, tornando

a variação energética mais negativa. Desta forma, a afinidade eletrônica aumenta ao longo dos períodos; sendo que os halogênios possuem os maiores valores de afinidade eletrônica porque precisam de um elétron para completar o octeto e adquirirem configuração eletrônica de gás nobre. Para os grupos, geralmente, há um aumento da afinidade eletrônica de baixo para cima (figura 3.13).

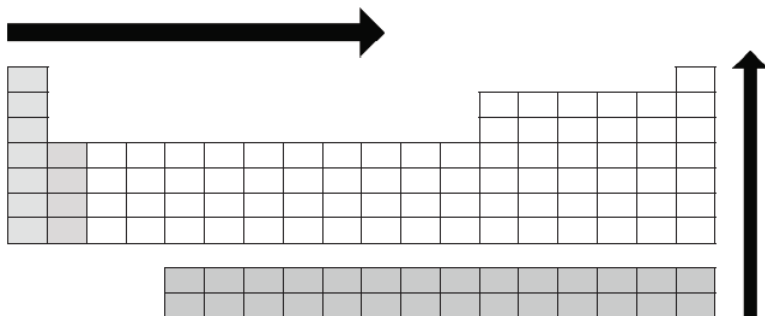


Figura 3.13 – Tendência da afinidade eletrônica

Uma vez que medir a afinidade eletrônica dos átomos não é uma tarefa muito fácil, os químicos utilizam bastante a propriedade **eletronegatividade**, que é definida como a capacidade de um átomo atrair os elétrons envolvidos em uma ligação química. Portanto, os valores de eletronegatividade dos átomos são estabelecidos a partir do conhecimento das ligações químicas e de outras propriedades atômicas, como energia de ionização, por exemplo.

A tabela de eletronegatividade desenvolvida por Linus Pauling (1901-1994), um dos mais notáveis químicos do século XX, é bastante difundida. Conforme esta tabela, o flúor é o elemento mais eletronegativo (4,0) da tabela periódica, enquanto os gases nobres, por não participarem de ligações químicas em condições normais, não apresentam valores de eletronegatividade (figura 3.14).

1A	2A	GRUPO B								3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2,1															
Li 1,0	Be 1,5									B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2									Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0									Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0									In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9									Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	

Figura 3.14 – Escala de eletronegatividade de Linus Pauling.

4. Propriedades dos metais, metaloides e não-metais

Apesar das propriedades periódicas dos átomos individuais (carga nuclear efetiva, raio atômico, energia de ionização e afinidade eletrônica) funcionarem como um importante guia para o conhecimento das propriedades dos materiais, o conhecimento das propriedades de grupos de átomos característicos da tabela periódica: metais, metaloides e não-metais também é muito importante.

4.1. Metais e caráter metálico

O chamado caráter metálico refere-se às propriedades características dos metais: brilho ou lustre característico, maleabilidade, ductibilidade, boa condutividade térmica e elétrica, elevados pontos de fusão (com exceção do mercúrio, que é líquido à temperatura ambiente, p.f. = -39 °C e do célio e gálio, que fundem a 28,4 e 29,8 °C, respectivamente). Além disso, geralmente, formam óxidos sólidos iônicos básicos e tendem a formar cátions em solução aquosa.

O caráter metálico aumenta à medida que percorremos um período da direita para a esquerda e que descemos em um grupo. Os metais têm baixas energias de ionização e a maioria sofre oxidação, em vez de redução, formando cátions característicos.

A reatividade dos metais depende de sua localização na tabela periódica, conforme é exemplificado a seguir:

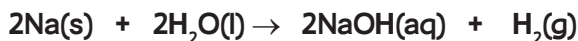
a) Grupo 1A: os metais alcalinos

Perdem o único elétron *s* para formar íons do tipo M^+ .



Todos os metais alcalinos são macios e altamente reativos, sendo que a reatividade aumenta ao descermos no grupo.

Os metais alcalinos reagem vigorosamente com água para formar hidróxidos básicos (MOH) e gás hidrogênio:



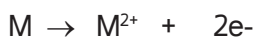
Os hidróxidos básicos também são formados a partir da reação de óxidos metálicos com água:



Os metais alcalinos emitem cores características quando colocados em uma chama à alta temperatura (teste de chama), pois o elétron *s* é excitado e emite energia ($E = h\nu$, energia do fóton) quando retorna ao estado fundamental.

b) Grupo 2A: os metais alcalinos terrosos

Perdem dois elétrons *s* para formar íons do tipo M^{2+} .



Os metais alcalinos terrosos são mais duros e mais densos do que os metais alcalinos. O berílio (Be) não reage com água. O Mg reage apenas com o vapor de água. Do cálcio (Ca) em diante, eles são bem reativos com água:



c) Grupo dos metais de transição:

Os metais de transição apresentam um comportamento bem mais diversificado, sendo que a maioria destes elementos tem carga variável (figura 3.15).

1A							
H ⁺							
Li ⁺	2A						
Na ⁺	Mg ²⁺	Metais de transição					
K ⁺	Ca ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ /Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ /Cu ²⁺
Rb ⁺	Sr ²⁺						Ag ⁺
Cs ⁺	Ba ²⁺					Pt ²⁺	Au ⁺
							Hg ²⁺

Figura 3.15 – Cátions dos metais alcalinos, alcalinos terrosos, do hidrogênio e de alguns metais de transição.

4.2. Metalóides ou semimetais

Embora a IUPAC não recomende mais esta classificação em sua tabela, os químicos continuam utilizando os termos metalóides ou semimetais para designar os elementos que apresentam propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. O silício (Si), por exemplo, tem brilho metálico, mas não é maleável, e sim quebradiço. Os demais representantes desta classe são: boro (B), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb) e telúrio (Te).

Os metalóides, principalmente o silício, destacam-se na indústria eletrônica por serem semicondutores empregados na fabricação de circuitos integrados e chips de computadores.

4.3. Não-metais ou ametais

Os não-metais têm um comportamento bem mais diversificado do que os metais. Não apresentam brilho característico e são maus condutores térmicos e elétricos. Embora apresente pontos de fusão menores que os metais, o carbono na forma alotrópica de diamante tem p.f. de 3.750 °C. Em condições normais, a maioria dos não-metais é encontrada no estado gasoso como espécies monoatômicas (gases nobres) ou como espécies moleculares (H₂, N₂, O₂, F₂ e Cl₂). Contudo, o composto molecular Br₂ é um líquido e a molécula I₂ é um sólido volátil que sublima com facilidade.

Quanto a sua natureza química, os não-metais, principalmente os mais eletronegativos, tendem a reagir com os metais para formar sais iônicos. Isto se dá devido à facilidade que estes elementos têm em completar o subnível *p* ganhando elétrons para adquirir estabilidade eletrônica semelhante a um gás nobre.

metal + não-metal \rightarrow sal



A maioria dos óxidos não-metálicos é ácida e pode reagir com água para formar ácidos, como é caso, por exemplo, do dióxido de carbono presente na água carbonatada e na água da chuva, que são mais ácidas devido à presença do ácido carbônico (H_2CO_3).

óxido não-metálicos + água \rightarrow ácido



Dentre os não-metais, alguns elementos recebem maior destaque, como é o caso do oxigênio que encabeça o grupo 6A, também chamado de grupo do oxigênio ou grupo dos calcogênios.

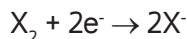
Existem duas formas alotrópicas importantes de oxigênio: O_2 ou dióxigênio (chamado comumente de oxigênio e o ozônio (O_3). O ozônio, que possui um cheiro pungente e é tóxico, é encontrado na alta atmosfera e no ar poluído das grandes cidades, onde causa problemas respiratórios, principalmente em crianças. O ozônio pode ser preparado a partir do oxigênio via um processo endotérmico:



O oxigênio é um agente de oxidação potente, uma vez que o íon O^{2-} tem uma configuração eletrônica de gás nobre. Além disso, existem dois estados de oxidação para o oxigênio: 2- no caso da H_2O , por exemplo, e 1- no caso do H_2O_2 (peróxido de hidrogênio ou água oxigenada).

Outro não-metal importante do grupo 6A é o enxofre, cuja, forma alotrópica mais comum é o S_8 amarelo. Assim como o oxigênio, o enxofre tende a ganhar elétrons e formar o íon S^{2-} nos compostos denominados sulfetos.

Os não-metais do grupo 7A constituem o chamado grupo dos halogênios. Uma vez que os halogênios F, Cl, Br e I com o ganho de um elétron completam o octeto e adquirem estabilidade eletrônica, podemos concluir que a química destes elementos é caracterizada pela redução e formação de um ânion.

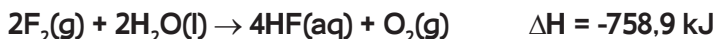


Esta tendência também é justificada pela alta afinidade eletrônica e elevados valores de energia de ionização (I_1) destes elementos (tabela 3.1).

Tabela 3.1

Algumas propriedades dos halogênios			
Elemento	Configuração eletrônica	Afinidade eletrônica (kJ/mol)	I_1 (kJ/mol)
Flúor	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	-328	1.681
Cloro	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	-349	1.251
Bromo	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	-325	1.140
Iodo	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$	-295	1.008

Considerando-se a natureza reativa dos halogênios, o flúor é uma das substâncias mais reativas que se conhece. O flúor reage prontamente com água para formar ácido fluorídrico e gás oxigênio:



O cloro é o halogênio mais utilizado como matéria prima pelas indústrias e é produzido industrialmente a partir da eletrólise do sal grosso (NaCl):



Com exceção do HF, todos os compostos dos halogênios com hidrogênio são ácidos fortes.

Os não-metais do grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn) são denominados de gases nobres e são encontrados à temperatura ambiente como gases monoatômicos, ou seja, não formam moléculas. Por apresentarem os subníveis s e p completamente preenchidos, eles possuem baixíssima reatividade química, sendo que, até o início da década de 1960, eram chamados de gases inertes. Contudo, a partir de 1962, quando os primeiros compostos de xenônio (XeF_2 , XeF_4 e XeF_6) foram sintetizados, o termo gases inertes se tornou inadequado. A baixa reatividade química dos gases nobres também está relacionada diretamente com suas elevadas energias de ionização: 2.372, 2.081, 1.521, 1.351, 1.170 e 1.037 kJ/mol, respectivamente. O único composto de criptônio estável é o KrF_2 e somente no ano 2.000 foi obtido a baixas temperaturas um composto de argônio (HArF).

Apesar de o hidrogênio aparecer como um elemento à parte do grupo 1A, ele é tido como um não-metal de características únicas, que ocorre na natureza como um gás diatômico (H_2) incolor e altamente inflamável. Por apresentar uma alta energia de ionização (1.312 kJ/mol), tende a compartilhar seu único elétron com os não-metais para formar compostos moleculares, ao contrário dos metais alcalinos do grupo 1A que formam compostos iônicos com os não-metais.



Outra característica de não-metal que o hidrogênio apresenta é a sua capacidade de reagir com metais ativos para formar hidretos metálicos sólidos:



A química aquosa do hidrogênio é dominada pelo cátion H^+ (comumente chamado de próton), que é formado a partir da perda de elétrons em reações ácido-base.

Síntese do Capítulo



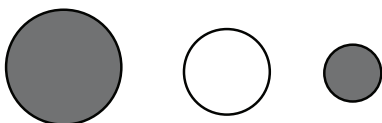
Alguns elementos químicos já eram conhecidos e utilizados pelo homem desde a antiguidade, mas somente a partir do século XVII, os elementos químicos passaram a ser descobertos por métodos científicos. Durante muitos anos, muitos cientistas se empenharam em ordenar estes elementos em grupos e tabelas. Os trabalhos de **Chancourtois** e **Newlands**, que tentaram organizar os elementos com base em suas **massas atômicas** e suas **propriedades físicas e químicas**, foram de fundamental importância, pois foram precursores do trabalho de **Mendeleev**, considerado o pai da **tabela periódica**. Mendeleev não só organizou todos os **elementos químicos** até então conhecidos, como também previu a descoberta de novos elementos, confirmados posteriormente. A tabela de Mendeleev também era baseada na massa atômica, o que levava a alguns erros que depois foram corrigidos por **Moseley** que percebeu que as propriedades dos elementos dependiam de seu **número atômico**, e não da sua massa. A tabela periódica atual possui dezoito colunas chamadas de **grupos** ou **famílias** onde os elementos químicos apresentam propriedades semelhantes e sete linhas chamadas de **períodos**. As propriedades químicas e físicas dos elementos variam de forma periódica de período a outro, por isso são chamadas de **propriedades periódicas**. Estas propriedades estão relacionadas principalmente com os elétrons da última camada do átomo (**elétrons de valência**): **tamanho, energia de ionização e afinidade eletrônica**.

Atividades de avaliação



1. Calcule a Z_{ef} para os elétrons de valência do Mg e do F. Pesquise e compare os seus resultados com os dados experimentais da literatura.
2. Verifique se as espécies Cl^- , S^{2-} , K^+ e Ca^{2+} constituem uma série isoeletrônica e coloque-as na ordem crescente de tamanho.
3. Pesquise quais são os principais metais tóxicos e os problemas causados por eles.
4. A chuva ácida, que é um dos principais problemas ambientais em muitas partes do mundo, é resultado da reação de óxidos não-metálicos com a água atmosférica. Mostre as reações envolvidas na formação da chuva ácida e aponte os principais problemas causados por ela.
5. Pesquise como se dá a formação do ozônio na alta atmosfera e como se dá a degradação deste gás pelos chamados CFCs. Como está atualmente o estado da camada de ozônio do nosso planeta e qual a sua importância?

6. O cloro reage prontamente com água para formar o ácido hipocloroso que funciona como um agente desinfetante de águas de piscinas. Mostre a equação desta reação e diga os principais cuidados que se deve ter ao adicionar este agente desinfetante em piscinas.
7. Que metal exerce um papel muito importante nas trocas bioquímicas dos gases (O_2 e CO_2)?
8. Que doença a carência desse metal provoca no homem?
9. Pesquise e descreva sucintamente como esse metal exerce seu papel bioquímico.
10. A tabela periódica foi, ao longo de sua construção, uma importante ferramenta para os químicos e profissionais de áreas afins. Mostre como a tabela atual está estruturada e cite as principais propriedades periódicas.
11. O que você entende pelo termo carga nuclear efetiva? Como a carga nuclear efetiva sofrida pelos elétrons de valência de um átomo varia na tabela periódica? Justifique sua resposta.
12. Calcule a carga nuclear efetiva para o cálcio e para o bromo.
13. Coloque os seguintes átomos em ordem decrescente de carga nuclear efetiva exercida nos elétrons do nível eletrônico $n = 3$: K, Mg, P, Rh e Ti. Justifique sua resposta.
14. De que forma o tamanho dos átomos varia na tabela periódica?
15. Coloque os seguintes átomos em ordem crescente de raio atômico: F, P, S e As. Justifique sua resposta.
16. Coloque cada conjunto de átomos em ordem crescente de tamanho atômico:
a) Cs, K, Rb b) In, Te, Sn c) P, Cl, Sr
17. Explique as seguintes variações nos raios atômicos ou iônicos:
a) $Ca^{2+} > Mg^{2+} > Be^{2+}$ b) $Fe > Fe^{2+} > Fe^{3+}$ c) $I^- > I > I^+$
18. Avalie as seguintes esferas abaixo:



Diga qual poderia representar o Ca, qual poderia representar o Ca^{2+} e qual representaria o Mg^{2+} ? Justifique.

19. O que é uma série isoeletrônica? Qual átomo neutro é isoeletrônico com cada um dos seguintes íons?
a) Cl^- b) Se^{2-} c) Mg^{2+}
20. O que significam os termos: primeira energia de ionização e segunda energia de ionização? De que forma a primeira energia de ionização dos átomos varia na tabela periódica?

21. Por que a segunda energia de ionização de um átomo é sempre maior do que a primeira?
22. Por que o flúor tem maior energia de ionização do que o oxigênio?
23. Qual a relação geral entre o tamanho de um átomo e sua primeira energia de ionização? Que elementos da tabela periódica têm a maior e a menor energia de ionização, respectivamente?
24. Quais são as principais características de um metal?
25. De que modo o caráter metálico e a primeira energia de ionização estão relacionados?
26. Para cada um dos seguintes pares, qual elemento terá o maior caráter metálico?
a) Li ou Be b) Li ou Na c) Sn ou P d) Al ou B
27. Cite todos os elementos classificados como metaloides.
28. Justifique as seguintes afirmações: I – Ca é mais reativo do que Mg. II – Ca é normalmente menos reativo do que K.
29. Como são chamados os elementos do grupo 7A? Cite todos os elementos do grupo 7A e diga qual a principal característica química dos elementos desse grupo.
30. Até o início da década de 1960, os elementos do grupo 8A eram chamados de gases inertes. Por que esse nome foi dado? Por que atualmente ele é inadequado?
31. O zinco é um metal presente na enzima anidrase carbônica que tem um importante papel biológico no controle do nível de CO_2 e do pH do sangue. Pesquise e descreva sucintamente como o zinco exerce esse papel bioquímico. O Cd que é do mesmo grupo do Zn e de um período vizinho pode ser ingerido em substituição ao Zn na dieta humana? Justifique.

Leituras, filmes e sites



Leituras

TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R.C.; CHAGAS, A. P. **Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos.** Química Nova, v. 20, n.1, 1997, p. 103-117.

Capítulo

4

Matéria e energia

Objetivo

- Definir matéria e saber como ela se transforma; Classificar os diversos tipos de matéria; Conhecer os diversos tipos de misturas e os principais métodos de separação; Ter noção de energia, conhecer suas diferentes formas e o princípio de conservação de energia.

Introdução

Matéria (do latim *materia*) é o termo usado para definir qualquer coisa que possui massa e ocupa lugar no espaço. Assim, tudo o que nós vemos ou tocamos é matéria. Tudo o que existe é matéria. A uma porção limitada da matéria, damos o nome de corpo, e ao corpo que possui uma utilidade chamamos de objeto. A matéria é constituída de átomos que, por sua vez, podem se agregar e formar substâncias elementares ou compostos complexos ou ainda uma mistura de compostos.

A matéria pode existir em três estados de agregação dependendo da temperatura e da pressão as quais se submete um corpo: o **estado sólido**, quando as partículas elementares se encontram fortemente ligadas, e o corpo possui tanto forma quanto volume definidos; o **estado líquido**, no qual as partículas elementares estão unidas mais fracamente do que no estado sólido e no qual o corpo possui apenas volume definido; e o **estado gasoso**, no qual as partículas elementares encontram-se fracamente ligadas, não tendo o corpo nem forma nem volume definidos.

A matéria pode sofrer diversas transformações, tanto físicas, como a mudança de um líquido para o estado gasoso, quanto químicas, quando uma substância pode ser transformada ou degradada em outras.

Como a matéria é constituída de átomos, e estes, por sua vez, constituídos de partículas subatômicas com energia, pode-se dizer que, à matéria, está associada uma certa quantidade de energia. A energia pode ter diversas formas, mas a mais conhecida é a energia térmica, chamada comumente de calor e que não deve ser confundida com temperatura. Esta e outras formas de energia são conservadas durante as transformações físicas e químicas a que a matéria pode ser submetida.

1. Constituição da matéria, substâncias elementares e compostos químicos

Como vimos no capítulo anterior, toda matéria é constituída por átomos. Estes átomos pertencem a diferentes tipos de elementos químicos. Quando a matéria é constituída por um único tipo de elemento químico, dá-se o nome de **substância elementar**. Exemplos de substância elementar são o gás hidrogênio (H_2), o gás oxigênio (O_2), o enxofre (S_8), o sódio (Na), o ouro (Au) e a prata (Ag) (figura 4.1)



Figura 4.1 – Exemplos de materiais compostos apenas por substâncias elementares.

Costumamos dizer que a água potável, ou seja, aquela apropriada para beber, deve ser pura. No entanto, a água que bebemos não é pura. Nela está dissolvida uma grande quantidade de compostos químicos, como sais de cálcio e magnésio, dentre outros.

Uma pequena quantidade de iodo (I_2) é adicionada ao cloreto de sódio (sal de cozinha) para se evitar o bócio, que é o aumento do tamanho da tireoide. O aumento da tireoide pode levar ao mau funcionamento desta glândula responsável pela liberação de hormônios que atuam regulando o crescimento, a digestão e o metabolismo do nosso organismo.

As substâncias elementares podem ser constituídas por um único átomo de um elemento químico, como o sódio, ou dois ou mais átomos de um mesmo elemento químico, como o gás oxigênio.

Quando uma substância é constituída por dois ou mais tipos de elementos químicos ou duas ou mais substâncias elementares, é conhecida como **composto químico**. A água (H_2O) é um exemplo de composto químico, pois é formada pelas substâncias elementares: hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2). A passagem de uma corrente elétrica através da água provoca sua decomposição em hidrogênio e oxigênio gasosos (figura 4.2)

Quando duas ou mais substâncias elementares se unem para formar um composto químico, suas propriedades originais são substituídas por propriedades características do novo composto formado. Um exemplo é o composto cloreto de sódio, nosso sal de cozinha. O cloreto de sódio é constituído das substâncias elementares: sódio (Na), que se trata de um metal sólido, brilhante, composto de átomos de sódio arranjados de forma compacta, com ponto de fusão e ebulição elevados e que reage violentamente com a água; e o cloro (Cl_2), gás amarelo-claro, com odor forte e irritante, pouco solúvel em água. Da reação entre o sódio e o cloro, forma-se o cloreto de sódio ($NaCl$), um sólido cristalino de coloração branca, solúvel em água (figura 4.3).

Outra característica de um composto químico é que cada substância elementar que constitui o composto químico se encontra em quantidade fixa ou, pode-se dizer, todo composto químico possui uma **composição percentual fixa**.

Exemplo: 100g de cloreto de sódio possui 50g de sódio (50%) e 50g de cloro (50%)

75g de cloreto de sódio possui 37,5 g de sódio (50%) e 37,5 g de cloro (50%)

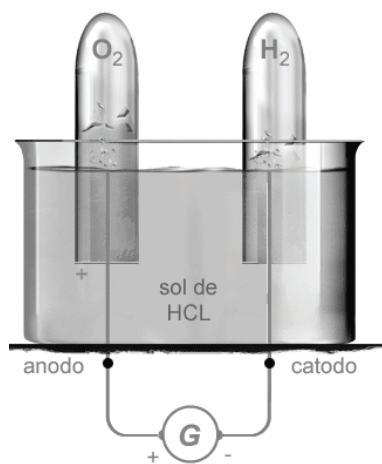


Figura 4.2 – Eletrólise da água. A água é decomposta em seus constituintes elementares: hidrogênio e oxigênio.

Alguns compostos químicos são constituídos de **íons**, que são átomos que perderam ou ganharam elétrons, tornando-se eletricamente carregados, como o cloreto de sódio (NaCl), formado pelos íons Na^+ e Cl^- . Outros compostos químicos são constituídos por **moléculas**, que são as menores unidades de uma substância que mantêm as características químicas e de composição do composto, como a água, que é constituída por moléculas de H_2O (dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio).

2. Propriedades físicas da matéria

As substâncias químicas apresentam diversas propriedades que as diferenciam umas das outras. As propriedades que podem ser observadas e medidas macroscopicamente, sem alterar a composição das substâncias, são chamadas de **propriedades físicas**. A tabela 4.1 mostra as principais propriedades físicas de algumas substâncias. Entre as propriedades físicas podemos citar:

Ponto de fusão: Temperatura na qual um composto químico muda do estado físico sólido para o estado físico líquido.

Ponto de ebulição: Temperatura na qual um composto químico muda do estado líquido sólido para o estado físico gasoso.

Densidade: É a razão entre a massa de um corpo e o volume que ele ocupa.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \text{ou} \quad d = \frac{m}{v}$$

As unidades mais comuns utilizadas em densidade são g/cm^3 para sólidos e g/mL para solução. No anexo A, encontram-se algumas tabelas de unidades aplicadas às propriedades físicas e à conversão de unidades.

Tabela 4.1.

Propriedades físicas de algumas substâncias				
Propriedade	chumbo	cloreto de sódio	etanol	oxigênio
Cor	prateado	branco	incolor	incolor
Estado físico a 25°C	sólido	sólido	líquido	gasoso
Ponto de fusão (°C)	327,46	801,0	-114,3	-222,8
Ponto de ebulição(°C)	1.749,0	1.465,0	78,4	-182,97
Densidade (g/cm^3)	11,35	2,16	0,7894	$1,43 \times 10^{-3}$
Condutividade elétrica ($\text{m}^{-1} \cdot \Omega^{-1}$)	$4,81 \times 10^6$	-	-	-

A temperatura de uma substância pode ser medida em três escalas diferentes: escala Celsius, Fahrenheit e Kelvin.

A escala Celsius (°C) foi proposta pelo astrônomo sueco Anders Celsius (1701-1744), que se baseou nas propriedades físicas da água. Assim, o zero grau Celsius (0°C) corresponde ao ponto de fusão da água, e 100°C, o ponto



Figura 4.3. Cloreto de sódio (sal de cozinha). Sólido cristalino de coloração branca.

Disponível em <<http://www.grupoescolar.com/a/b/CFFEF.jpg>>

Considera-se que, no **zero absoluto**, os átomos e as moléculas de uma substância possuem energia cinética zero ou, em outras palavras, não possuem movimento.

de ebulição da água. Com exceção dos Estados Unidos, esta escala é utilizada na maioria dos países e no meio científico.

A escala Fahrenheit foi criada pelo físico alemão Gabriel Fahrenheit (1686-1736) que definiu o zero (0°F), como o ponto de congelamento de uma solução contendo água e sal, e cem (100°F), como a temperatura normal do corpo humano. Pela escala Fahrenheit, a água se funde a 32°F e entra em ebulição a 212°F.

A conversão de temperatura entre as unidades Celsius e Fahrenheit pode ser feita pelas equações abaixo:

$$T(^{\circ}\text{C}) = [T(^{\circ}\text{F}) - 32] / 1,8 \text{ ou } T(^{\circ}\text{F}) = T(^{\circ}\text{C}) \times 1,8 + 32$$

Tanto a escala Celsius quanto a escala Fahrenheit podem utilizar números negativos. William Thomson, conhecido como *Lord Kelvin*, foi o primeiro a propor uma escala de temperatura que utilizasse somente números positivos. Nesta escala, o zero (0 K) é chamado de zero absoluto e equivale a $-273,15^{\circ}\text{C}$. As escalas Celsius e Kelvin possuem unidades do mesmo tamanho, assim a conversão de uma temperatura em Celsius a graus Kelvin é feita apenas somando esta temperatura a 273,15.

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \text{ ou } T(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15$$

Na escala Kelvin, portanto, o ponto de fusão da água é 273,15 K, e o ponto de ebulição, 373,15 K. Note que a escala Kelvin não usa o símbolo de grau (°). Esta escala é usada como padrão internacional em ciência.

Muitas propriedades físicas da matéria são influenciadas pela temperatura. Por exemplo: dependendo da temperatura em que a água se encontra, sua densidade pode variar, mesmo que em pequena extensão, como podemos ver na tabela 4.2.

Tabela 4.2.

Influência da temperatura sobre a densidade da água.*	
Temperatura (°C)	Densidade da água (g/mL)
0	0,91700
2	0,99984
4	0,99997
10	0,99970
25	0,99707
100	0,95836

*adaptada de Kotz, J. C. & Treichel Jr, P.M. *Química Geral e reações químicas*, v.1, 5ª ed., 2005.

Os estados físicos de uma substância também são afetados pela variação da temperatura. A 0°C, a água se encontra no estado sólido, entre 0,1°C e 99,9°C, no estado líquido, e se encontra no estado gasoso quando a temperatura alcança 100°C (figura 4.4).

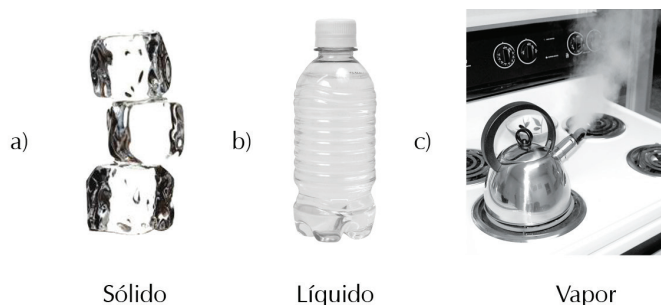


Figura 4.4 – Estados físicos da água: sólido, líquido e gasoso.

Quando uma substância muda de estado físico (**mudança física**), suas características continuam inalteradas, ou seja, a água continua sendo água, não importando em qual estado físico ela se encontre. Mas, quando uma corrente elétrica passa através da água líquida, ela é decomposta em suas substâncias elementares: gás hidrogênio e gás oxigênio. Nesse caso, houve uma **mudança química** ou **reação química**, ou seja, uma transformação da matéria na qual ocorreram mudanças qualitativas na composição química de uma ou mais substâncias reagentes, resultando em um ou mais produtos.



Os estados físicos da matéria dependem da forma como as partículas (átomos, moléculas ou íons) de uma substância interagem entre si. No estado sólido, as partículas estão muito próximas umas das outras, geralmente em um arranjo regular. Por este motivo, o sólido possui forma e volume definidos. A **energia cinética** ou a energia necessária para que as partículas se movam é muito pequena, por isso partículas apenas vibram permanecendo no mesmo lugar.

No estado líquido, as partículas têm um pouco de energia cinética, podendo então mover-se e afastar-se um pouco umas das outras. Desta forma, os líquidos possuem volume definido, mas a forma varia de acordo com o recipiente que os contém.

Em temperaturas mais elevadas, as substâncias atingem o estado gasoso. Nesse estado físico e dependendo da **pressão**, as partículas encontram-se totalmente afastadas umas das outras, pois possuem grande energia cinética e podem, portanto, mover-se mais rapidamente (figura 4.5). Os gases não possuem nem volume nem formas definidas.

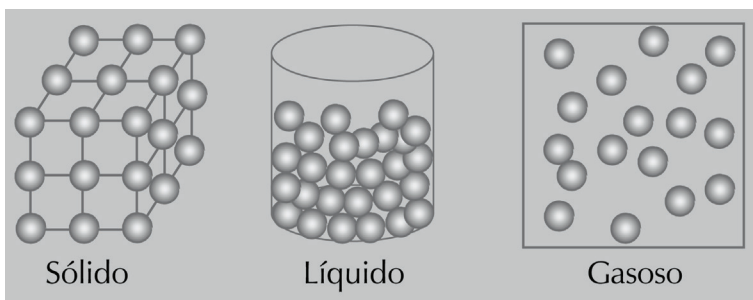


Figura 4.5 – Forma de agregação das partículas nos estados sólido, líquido e gasoso.

Com o aumento da temperatura, pode ocorrer mudança de estado físico, pois o aumento da temperatura fornece energia cinética suficiente para que as interações que mantêm as partículas unidas sejam rompidas e as partículas possam mover-se mais rapidamente. No caso da água líquida, o aumento da temperatura fornece energia para que as ligações de hidrogênio (v. capítulo 05) sejam rompidas e as moléculas possam, então, se separar e passar para o estado gasoso. Cada mudança de estado físico recebe um nome específico que está sendo apresentado na figura 4.6.

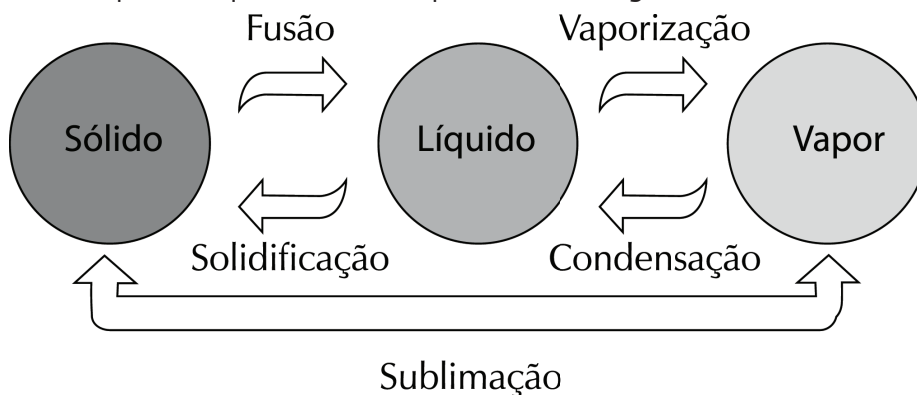


Figura 4.6 – Mudanças de estados físicos.

Além dos três principais estados de agregação da matéria, foram propostos mais dois outros estados físicos. No final do século XX, foi demonstrado que existe um quarto estado, o **plasma**, no qual as moléculas já não existem mais, e os átomos se encontram desagregados em seus componentes. A temperaturas superiores a $1.000.000^{\circ}\text{C}$, todas as substâncias se encontram no estado de plasma. Em 1925, Albert Einstein, juntamente a um físico indiano de nome Satyendra Nath Bose, previu que havia um quinto estado da matéria, que só se manifestaria em temperaturas baixíssimas, próximas do zero absoluto, valor até então impossível de ser atingido. O zero absoluto seria exatamente a temperatura de um corpo no qual todos os átomos tivessem parado de se movimentar. O quinto estado da matéria recebeu o nome de **Condensado Bose-Einstein**.

3. Classificação da matéria

Os compostos químicos podem se apresentar como substâncias puras ou como misturas de substâncias.

As substâncias puras apresentam duas características:

I – Apresentam um conjunto de propriedades únicas pelas quais elas podem ser reconhecidas. O etanol ou álcool etílico é incolor, possui odor característico, se funde a $-114,3^{\circ}\text{C}$ e evapora a $78,4^{\circ}\text{C}$. Nenhuma outra substância irá apresentar as mesmas propriedades físicas e químicas do etanol.

II – Não podem ser separadas em duas ou mais substâncias por nenhum método físico. A água (H_2O), por exemplo, só pode ser decomposta por métodos químicos, como a eletrólise.

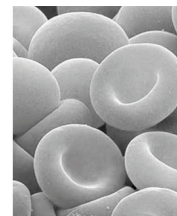
As misturas podem ainda ser classificadas em **mistura homogênea** e **mistura heterogênea**. Quando uma mistura é totalmente uniforme, ou seja, apresenta uma única fase em que seus componentes não podem ser observados e a composição é a mesma em qualquer porção da mistura, diz-se que a mistura é **homogênea**. As misturas homogêneas são frequentemente chamadas de soluções. A mistura álcool e água e ar atmosférico são exemplos de misturas homogêneas. Algumas substâncias, à primeira vista, parecem ser uma mistura homogênea, como o sangue humano, no entanto, sob um microscópio, verifica-se que ele é composto de diversos materiais orgânicos, como células brancas e vermelhas. Sob o microscópio, o sangue humano é, na verdade, uma mistura heterogênea.

Uma mistura heterogênea é caracterizada por apresentar duas ou mais fases distintas, ou seja, é possível a olho nu observar seus componentes. A composição não é a mesma em todas as partes da mistura. Como exemplo, podemos citar a mistura água e óleo, que forma duas fases distintas (figura 4.7).

A decantação de uma mistura sólido-líquida pode ser acelerada através da centrifugação. Nesse método, utiliza-se um aparelho chamado de centrífuga. Neste equipamento, devido aos movimentos de rotação, as partículas com maior densidade são “atiradas” para o fundo do recipiente geralmente um tubo de ensaio.



Água e Álcool Etílico
Mistura
Homogênea



Sangue
Mistura
Heterogênea



Água e óleo
Mistura
Heterogênea

Figura 4.7 – Misturas homogêneas e heterogêneas.

4. Processos de separação de misturas

Ao contrário das misturas homogêneas, as misturas heterogêneas podem ser separadas por métodos físicos. Entre os principais métodos destacam-se:

Decantação: Esta técnica é aplicada a misturas entre um líquido e um sólido ou entre dois líquidos **imiscíveis** (que não são solúveis um no outro). Nas estações de tratamento da água, esta é uma das técnicas utilizadas para separar a água de areia e outros materiais orgânicos. No laboratório, pode ser utilizado um **funil de decantação** para separar uma mistura de óleo e água, a água mais densa fica na parte inferior do funil (figura 4.8).

Filtração: É um método utilizado geralmente para separar misturas sólido-líquido. No processo de filtração, o sólido é separado do líquido por um filtro poroso que retém as partículas maiores que o diâmetro de seus “poros” e permite que as partículas de menor tamanho o atravessem (figura 4.9).

Destilação simples: Este processo serve para separar misturas homogêneas (soluções sólido-líquido e líquido-líquido). A técnica é baseada na dife-

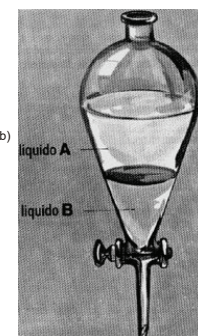


Figura 4.8 – Separação de mistura por decantação. a) mistura sólido-líquido. O sólido mais pesado decanta para o fundo do recipiente. b) mistura líquido-líquido. O líquido mais denso forma a fase inferior.



Figura 4.9 – Filtração de uma mistura sólido-líquido.

rença de pontos de ebulição das substâncias a serem separadas. O processo consiste em colocar a solução em um balão de destilação e aquecê-la até que a substância com menor ponto de ebulição comece a evaporar. A boca do balão é fechada com uma rolha, na qual está inserido um termômetro. O balão possui uma saída lateral, inclinada para baixo, na sua parte superior. Nessa saída é acoplado o condensador. Ao evaporar, a substância passa para o condensador, cujas paredes são resfriadas com água fria. Ao entrar em contato com as paredes do condensador, o vapor se condensa, retornando ao estado líquido, que é recolhido em um recipiente localizado no final do condensador (figura 4.10).

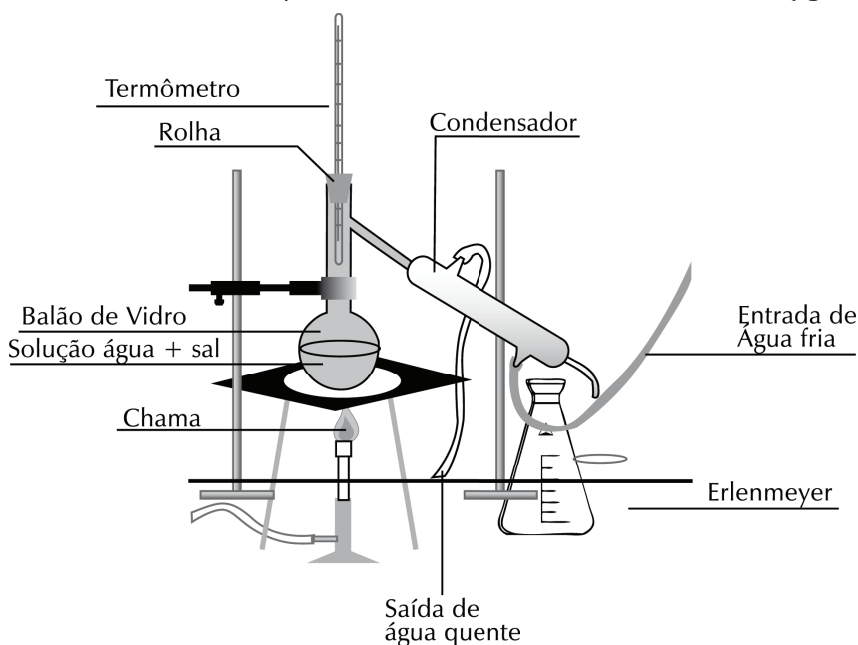


Figura 4.10 – Sistema de destilação simples para separação de misturas homogêneas sólido-líquido e líquido-líquido.

5. Energia e tipos de energia

Podemos definir energia como a capacidade da matéria em realizar trabalho. A energia pode ser classificada em energia cinética e energia potencial (figura 4.11). A energia cinética é a energia associada ao movimento das partículas e subdivide-se em:

- Energia térmica das partículas (átomos, íons e moléculas).
- Energia mecânica de objetos macroscópicos com o carro em movimento.
- Energia elétrica dos elétrons que se movem do ânodo para o cátodo.
- Som que compreende as alterações do espaço existente entre as partículas por compressão ou expansão.
- A energia potencial resulta da posição de um objeto e inclui:
- Energia potencial química, resultante das atrações entre os elétrons e os núcle-

os atômicos nas moléculas. Quando ocorre uma reação química, os elétrons e os núcleos atômicos são rearranjados alterando suas energias potenciais.

- Energia gravitacional, resultado da queda de um corpo.
- Energia eletrostática, que resulta da pequena distância que separa os íons positivos (cátions) dos íons negativos (ânions).
- A energia potencial é a energia armazenada pela matéria que pode ser utilizada para produzir outros tipos de energia, como energia térmica. Quando o gás hidrogênio é queimado, ele utiliza a energia potencial química para produzir luz e calor (energia térmica).

Vários experimentos demonstraram que a energia não pode ser criada nem destruída, mas convertida uma forma de energia em outra forma de energia. Este é o princípio da conservação da energia ou lei da conservação da energia, conhecida como a primeira lei da termodinâmica.

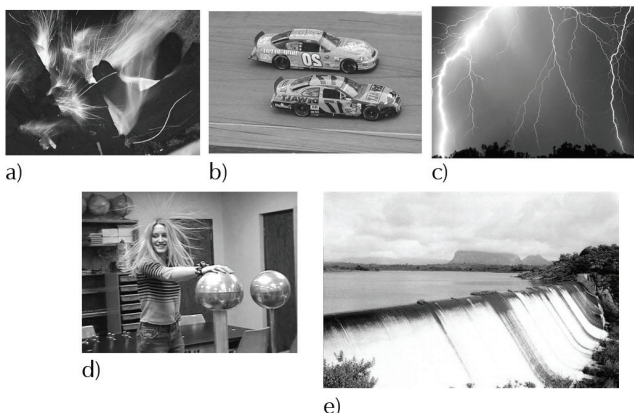


Figura 4.11. Várias formas de energia. a) energia térmica fornecida pela queima do carvão. b) energia mecânica que faz o carro se mover. c) energia elétrica resultante do movimento dos elétrons em um raio. d) energia eletrostática que faz o cabelo arrepiar-se. e) energia gravitacional da água de uma represa.

6. Calor e temperatura

Calor e temperatura, portanto, são termos com significados diferentes. A temperatura mede a intensidade dos movimentos das partículas que constituem um corpo. Quanto maior o movimento, maior a temperatura. Já o calor corresponde à transferência de energia térmica entre dois corpos.

A energia térmica (e o calor) medem-se em unidade de energia denominada de Joule no sistema SI, mas comumente usa-se caloria. A definição de caloria é a quantidade de calor (energia) necessária para elevar em 1 grau Celsius, 1 grama de água.

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

Como vimos anteriormente na seção 3.2, a temperatura é medida geralmente em graus Celsius e Kelvin. A transferência de calor ocorre sempre de um objeto mais quente (com maior temperatura) para um objeto mais frio (com menor temperatura). Esta transferência continua até que ocorra um equilíbrio térmico entre os dois objetos. A quantidade de calor perdida pelo objeto mais quente é numericamente igual à quantidade de calor ganho pelo objeto mais

Nos rótulos dos alimentos, encontra-se uma tabela de informação nutricional por porção do alimento. Nesta tabela, o primeiro item é o valor energético da referida porção. Este valor é dado geralmente em kilocaloria ($\text{kcal} = 1.000 \text{ cal}$) ou kilojoule ($\text{kJ} = 1.000 \text{ J}$) e equivale à quantidade de energia liberada quando o alimento é metabolizado. Nos Estados Unidos, usa-se o Cal (caloria nutricional) que equivale a 1000 cal ou 1 kcal.

frio, como requerido pela lei da conservação da energia.

Muitas reações químicas liberam para o ambiente energia na forma de calor. A estes processos, damos o nome de **exotérmico**. Outras reações retiram calor do ambiente, estas reações são chamadas de **endotérmicas**.

A quantidade de calor transferido de um objeto mais quente para outro mais frio depende de três fatores:

- A quantidade de material.
- A magnitude da diferença de temperatura entre os dois objetos.
- A identidade do material que ganha e a identidade do material que perde calor.

Uma propriedade que leva em consideração todos estes parâmetros é a capacidade calorífica específica (C), também chamada de calor específico, que é definida pela quantidade de calor necessária para aumentar em um kelvin a temperatura de 1 grama de uma substância. A unidade utilizada para calor específico é joule por grama por kelvin (J/g.K). A quantidade de calor transferida ou recebida pode ser calculada pela equação abaixo:

$$q = C \cdot m \cdot \Delta T$$

Na equação, q é a quantidade de calor transferida ou recebida, C é o calor específico do objeto em estudo, m é a massa do objeto mais quente ou do objeto mais frio, e T é a variação de temperatura em kelvin do objeto em observação.

Quando o valor de q é negativo, isso significa que o calor foi transferido do objeto para o ambiente e o processo é exotérmico. Quando, ao contrário, o valor de q é positivo, isso indica que o objeto retirou calor do ambiente e o processo é endotérmico. O sinal $+$ ou $-$ indica apenas a direção da transferência de calor, pois o calor, que representa uma quantidade de energia, não pode ser negativo.

Algumas substâncias apresentam maior capacidade calorífica que outras. Alguns exemplos estão reunidos na tabela 4.2. Quanto maior for o calor específico e a massa de uma substância, maior é a quantidade de energia térmica que uma substância pode armazenar.

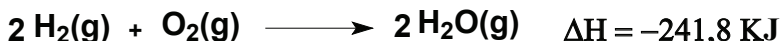
Tabela 4.2.

Valores de calor específico de algumas substâncias		
Substância	Nome	Calor específico (J/g.K)
H_2O	água(líquida)	4,184
H_2O	água(sólida)	2,06
Fe	ferro	0,449
Cu	cobre	0,385
Au	ouro	0,129

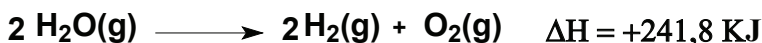
Como vimos, em muitas reações químicas pode ocorrer transferência de calor para o ambiente (reação exotérmica) ou para que a reação ocorra, o calor

deve ser retirado do ambiente (reação endotérmica). A quantidade de calor de uma substância à pressão constante é denominada de **entalpia** e seu símbolo é **H**. Cada substância participante de uma reação possui entalpia. Esta energia varia quando a reação se processa, pois os reagentes são transformados em produtos. Ocorre então uma variação de entalpia representada por **H** e correspondente à diferença de entalpia entre os produtos e os reagentes da reação. Quando o valor de ΔH é negativo, uma determinada quantidade de calor é transferida para o ambiente, a reação que se processa é uma reação exotérmica.

A reação entre o gás hidrogênio e o gás oxigênio para formar água libera energia térmica para o ambiente.



A reação inversa, ou seja, a decomposição da água em hidrogênio e oxigênio é uma reação endotérmica. Nesse caso, é necessário que a energia térmica seja transferida do ambiente para a reação e o valor de **H** seja positivo.



As variações de entalpia (H) são específicas para os reagentes e produtos e suas quantidades. O valor da variação de entalpia para a reação acima depende da quantidade molar de água, ou seja, para se decompor um mol de água são necessários 241,8 KJ, logo, para se decompor 2 mols de água, será necessário o dobro da energia (483,6 KJ). Tanto a identidade quanto o estado físico dos reagentes e produtos são importantes. Em reações químicas que sejam o inverso uma da outra, os valores de H são numericamente iguais, mas com sinal oposto.

Síntese do Capítulo



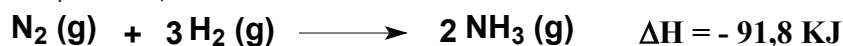
A matéria é constituída de partículas (átomos, íons ou moléculas) podendo formar substâncias elementares (formadas por um único tipo de elemento químico) ou compostos, formados por dois ou mais elementos químicos, em uma composição percentual fixa. As substâncias possuem diversas propriedades físicas, como ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade, que podem ser utilizadas para diferenciar uma substância de outra. Dependendo da temperatura e da pressão, as substâncias podem se apresentar em três estados da matéria, caracterizados pelo rearranjo e pela energia cinética das partículas que constituem a substância: estado sólido (partículas rearranjadas de forma regular e pouca energia cinética), estado líquido (partículas rearranjadas de forma aleatória e energia cinética intermediária) e o estado gasoso em que as partículas encontram-se distantes umas das outras e possuem energia cinética elevada. As substâncias podem ser misturadas formando soluções (misturas homogêneas), como o vinho; e misturas heterogêneas com fases distintas visíveis a olho nu, como a mistura água e óleo. Vários métodos podem ser utilizados para separar

misturas, como filtração, decantação e destilação. As substâncias apresentam dois tipos de energia importantes: a energia cinética e a energia potencial. Uma das formas de energia cinética mais estudada é a energia térmica, principalmente no que se refere à quantidade de calor que pode ser fornecida por uma reação química (reação exotérmica) ou a quantidade de calor necessária para que uma reação ocorra (reação endotérmica). Esta quantidade de calor é representada pela variação de entalpia da reação, simbolizada por ΔH .

Exercícios Resolvidos



1. A reação entre o gás nitrogênio e o gás hidrogênio para formar amônia ocorre pela reação abaixo:



A reação é exotérmica ou endotérmica? Qual o valor da variação de entalpia quando 56 g de gás nitrogênio são colocados para reagir com o hidrogênio?

Solução:

Um valor negativo para ΔH indica que a reação é exotérmica. Pela reação, a formação da amônia a partir de 1 mol de nitrogênio (28,0 g) libera 91,8 KJ de energia ou tem uma variação de entalpia de 91,8 KJ. Deseja-se saber que quantidade de energia será liberada quando 56 g de N_2 reagir. Inicialmente devemos calcular a quantidade de mols de N_2 correspondente a 56 g através de uma regra de três simples.

1 mol de N_2	\longrightarrow	28 g de N_2		$x = \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2 \cdot 56 \text{ g de } \text{N}_2}{28 \text{ g de } \text{N}_2}$
x mol de N_2	\longrightarrow	56 g de N_2		$x = 2 \text{ mol}$

Sabendo-se que 1 mol de N_2 reage liberando 91,8 KJ de energia, 2 mol de N_2 irão reagir liberando o dobro de energia ou seja, 183,6 KJ.

2. Uma amostra de chumbo ($C = 0,13 \text{ J/g.K}$), pesando 500 g e estando na temperatura de 35°C , absorve 27 kJ de calor. Qual a temperatura final da amostra de chumbo?

Solução:

Inicialmente relembre a equação matemática que envolve os dados apresentados no enunciado da questão.

$$q = C \cdot m \cdot \Delta T$$

Das incógnitas da equação acima, somente ΔT é desconhecido. Portanto, substituindo os valores apresentados no enunciado na equação, temos

$$27.000 \text{ J} = 0,13 \text{ J/g.K} \times 500\text{g} \times \Delta T$$

$$\Delta T = \frac{27.000 \text{ J}}{0,13 \text{ J/g.K} \times 500\text{g}} = 415,38 \text{ K}$$

Achado o valor de T , deve-se convertê-lo para $^{\circ}\text{C}$ ou converter 35°C em K. Seguindo-se a primeira opção, 415,38 K corresponde a $142,23^{\circ}\text{C}$.

Sabe-se que $T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$. O que se deseja calcular é a temperatura final. Substituindo-se os valores de temperatura nesta equação

$$142,23 = T_{\text{final}} - 35$$

$$T_{\text{final}} = 142,23 + 35 = 177,23^{\circ}\text{C}$$

Atividades de avaliação



1. Pesquise: Qual a composição percentual da pirita de ferro e do gesso?
2. Quem tem maior massa: 24 mL de mercúrio ($d = 13,534 \text{ g/mL}$) ou 26 cm^3 de chumbo ($11,35 \text{ g/cm}^3$)?
3. O ponto de ebulição do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) é $78,4^{\circ}\text{C}$. Qual é esta temperatura em $^{\circ}\text{F}$ e em graus Kelvin?
4. A temperatura média em Fortaleza fica em torno de 303,15 K. Qual é esta temperatura em $^{\circ}\text{F}$?
5. Pesquise. O mercúrio é um metal líquido na nossa temperatura ambiente. Em quais temperaturas ele seria sólido e gasoso?
6. O leite bovino é uma mistura homogênea ou heterogênea? Justifique.
7. Dê exemplos de misturas homogêneas e heterogêneas que você pode encontrar no cotidiano.
8. Pesquise.
 - a) Quais os processos de separação de misturas que você utiliza no seu cotidiano?
 - b) É possível usar o processo de filtração para separar uma mistura sólido-gás? Caso seja possível, dê exemplo.
 - c) O que é destilação fracionada? Descreva o processo.
 - d) Que outros métodos de separação podem ser utilizados para separar misturas heterogêneas?
 - e) Que método de separação pode ser utilizado para separar soluções gás-gás? Dê exemplo.

9. A dissolução de 4g de hidróxido de sódio em água libera 1.287,25 cal. Qual é esta energia em joules?
10. Numa barra de cereal, está indicado que seu valor energético é de 115 kcal. Qual é esta energia em joule?
11. Um pedaço de ferro (0,850 g) é aquecido a 393,15 K e depois resfriado em água até 329,6 K. Qual a quantidade de calor transferida do ferro aquecido para a água, sabendo-se que o calor específico do ferro é 0,449 J/g.K.?
12. Os alunos devem se dividir em grupos. Cada grupo deve pesquisar sobre uma forma de energia alternativa (motores movidos a hidrogênio, eólica, solar, etc.). Os alunos devem montar um mural colocando informações, figuras, fotos e, se possível, construir modelos sobre as formas de energia alternativas pesquisadas, incluindo as vantagens e as desvantagens. O mural pode ser colocado na parede da sala de aula ou em outro ambiente, de forma que possa ser visto por outras pessoas. Os grupos devem trocar informações sobre suas pesquisas, de forma que todos os alunos tenham noção sobre todas as formas de energia alternativa utilizadas em nossa sociedade.
13. (UFV-96) Ao derramarmos éter sobre a pele, sentimos uma sensação de resfriamento em consequência de:
- a) o éter contrair os pelos, proporcionando a sensação de resfriamento.
 - b) o éter limpar a pele, permitindo maior troca de calor com o ambiente.
 - c) a pele fornecer ao éter a energia responsável por sua mudança de fase.
 - d) o éter, por ser líquido, encontrar-se a uma temperatura inferior à da pele.
 - e) o éter penetrar nos poros, congelando imediatamente os vasos sanguíneos.
14. (Direito C.L./96) A função de uma roupa de inverno é:
- a) retirar frio do corpo.
 - b) fornecer calor ao corpo.
 - c) impedir o ganho de frio pelo corpo.
 - d) dificultar a perda de calor do corpo.
15. (UNIPAC-97) Usando um agasalho de lã, as pessoas sentem-se aquecidas. Isso acontece porque:
- a) a lã impede a transpiração.
 - b) a lã fornece calor ao corpo.
 - c) a lã é boa condutora de calor.
 - d) a lã reduz a transferência de calor do corpo para o meio exterior.
16. (PUC MG 98) “_____ é a energia que flui entre um sistema e sua vizinhança como consequência da diferença de temperatura que existe entre eles.”

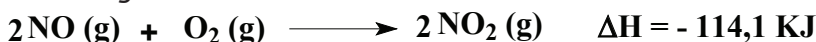
A lacuna será corretamente preenchida por:

- a) calor.
- b) entropia.
- c) trabalho.
- d) energia livre.
- e) energia interna.

17. Indique se os processos abaixo são do tipo endotérmico ou exotérmico.

- a) $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$
- b) $\text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$
- c) $\text{NaOH (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Na (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

18. A reação abaixo entre o monóxido de nitrogênio (NO) e o gás oxigênio é exotérmica. Calcule a variação de entalpia quando 836 g de NO reagem como o oxigênio.



19. Faça as seguintes conversões:

- a) 780 cal em J
- b) 2.150 J em kcal
- c) 2.400 kcal em J
- d) 150°C em °F
- e) 800 °C em K
- f) 1.200°F em K
- g) 132,15 K em °C
- h) 980,15 K em °F

20. A olho nu, 10 mL de sangue é uma mistura homogênea ou heterogênea? Justifique.

21. A legislação brasileira permite que se adicione álcool (etanol) à gasolina. A mistura álcool/gasolina é homogênea. Como você faria para separar a gasolina do etanol?

22. Que quantidade de calor é necessária para se aquecer um pedaço de prata (25 g) de 25°C a 63°C, sabendo que a capacidade calorífica específica da prata é 0,235 J/g.K?

23. Quando um bloco de ferro ($C = 0,449 \text{ J/g.K}$) pesando 25,850g absorve 130,418 cal, sua temperatura vai de X °C a 89 °C. Determine a temperatura inicial (X) do ferro.

24. Determine o calor específico de uma amostra de alumínio pesando 335 g que, ao absorver 10,517 kJ de calor, apresenta uma variação de temperatura de 35 K.

25. A 20°C a densidade do mercúrio é 13,546 g/cm³. Calcule a capacidade calorífica específica para o 25 mL de mercúrio, sabendo que, ao absorver 1402,011 J de calor, sua temperatura é elevada a 50°C.

26. Um pedaço de alumínio com 10 g de massa a 85 °C é imerso em água até atingir a temperatura de 298,15 K. Calcule a quantidade de calor envolvida no processo. O processo é endotérmico ou exotérmico? Justifique.

27. Quem pesa mais: 1 litro de água a 25°C ou 1 litro de água a 4°C? (Utilize os valores da tabela 3.2).

28. Sabendo que a densidade do chumbo é $11,35 \text{ g/cm}^3$, a quantos mols correspondem 310 cm^3 de chumbo? (Dado: considere 1 mol de chumbo igual 207,2 g).

Leituras, filmes e sites



Leituras

SILVA, J. L. P. B. **Porque não estudar entalpia no ensino médio.** Química Nova na Escola, nº 22, p. 22-25, 2005.

Sites

Prass, A. R. Plasma: o quarto estado da matéria. http://www.fisica.net/nuclear/plasma_o_quarto_estado_da_materia. > Acesso 24 jan. 2009.

5

Capítulo

Ligações Químicas

Objetivo

- Compreender as diferenças básicas entre as ligações iônicas, covalente e covalente coordenada; Escrever estruturas de Lewis para moléculas simples; Compreender a teoria da hibridização; Compreender os motivos que levam as moléculas a terem diferentes geometrias; Compreender as diferenças dos diversos tipos de interação entre as moléculas.

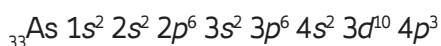
Introdução

As propriedades exibidas pelas substâncias químicas dependem da sua estrutura, ou seja, dependem da maneira como os átomos dos elementos que as constituem estão arrançados no espaço e dependem, também, do tipo de ligação que mantém estes átomos unidos. Sabe-se que as ligações químicas envolvem geralmente os elétrons mais externos do átomo, chamados elétrons de valência. Tanto as ligações químicas como os elétrons, que não participam destas ligações, influenciam na geometria das moléculas das substâncias químicas e, dependendo da geometria e do tipo de ligação em um composto químico, as partículas que o constituem podem apresentar diversos tipos de interação entre si e, conseqüentemente, propriedades químicas e físicas diferentes.

1. Elétrons de valência

Antes de iniciarmos nossa discussão sobre ligações químicas, vamos analisar o tipo de elétron envolvido nestas ligações. O átomo possui dois tipos de elétrons: os elétrons das camadas internas, que não participam de reações químicas, e os elétrons da camada mais externa, chamados **elétrons de valência**. Estes últimos são os que determinam as propriedades químicas do elemento químico, pois as reações químicas das quais o elemento químico participa envolve a perda, o ganho ou o rearranjo dos elétrons de valência de seus átomos.

Nos elementos do grupo principal (grupos 1A a 8A), também chamado de grupo principal, os elétrons de valência pertencem aos subníveis **s** e **p**. Quando um elemento possui o subnível **d** totalmente preenchido, os elétrons deste subnível são considerados elétrons de camada interna, como é o caso do arsênio (grupo 5A) cuja configuração eletrônica se encontra a seguir.

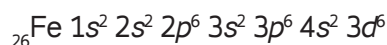


Os elétrons do subnível $3d$ são elétrons internos, não participam de reações químicas. Os elétrons de valência são os elétrons da camada mais externa (nível 4) e são no total de cinco, dois no subnível s e três no subnível p . Para os elementos do grupo principal, o número de elétrons de valência é igual ao número do grupo (tabela 5.1).

Tabela 5.1.

Elétrons de valência de alguns elementos do grupo principal			
Elemento químico	Grupo	Configuração eletrônica	Nº de elétrons de valência
Sódio (Na)	1A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
Berílio (Be)	2A	$1s^2 2s^2$	2
Alumínio (Al)	3A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3
Carbono (C)	4A	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
Nitrogênio (N)	5A	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
Oxigênio (O)	6A	$1s^2 2s^2 2p^4$	6
Flúor (F)	7A	$1s^2 2s^2 2p^5$	7

Nos elementos de transição, os elétrons de valência se encontram nos subníveis ns e $(n-1)d$, onde n é o nível mais externo. A configuração eletrônica para o ferro com 26 elétrons é mostrada abaixo.



Para o ferro, a última camada é a N (nível 4) ou n é igual a quatro ($n = 4$), logo $n-1$ é igual a três. Assim, os elétrons de valência para o ferro estão em $4s^2$ e $3d^6$. Diferentemente dos elementos do grupo principal, o número de elétrons de valência não é necessariamente igual ao número do grupo.

Quando se representa um elemento químico, geralmente se representa os elétrons de valência do átomo deste elemento. Este tipo de representação é denominada de estrutura de Lewis.

2. Estrutura de Lewis

Os elétrons de valência de um átomo são representados através das estruturas de Lewis ou dos símbolos de Lewis. Nesta estrutura, o núcleo do átomo é representado pelo seu símbolo. Os elétrons de valência representados por um ponto são colocados ao redor do símbolo, um de cada vez até o total de quatro.



Quando o átomo possui cinco ou mais elétrons de valência, os elétrons excedentes são colocados ao lado dos quatros já existentes formando pares.



De acordo com os símbolos de Lewis, um átomo pode acomodar até quatro pares de elétrons em sua última camada, num total de oito elétrons, chamado de octeto de elétrons. Isto é válido para os elementos do grupo principal. Os gases nobres, como o neônio (Ne), apresentam um octeto de elétrons de valência. Como os gases hélio, neônio e argônio são não reativos, e os outros gases do grupo 8A têm reatividade extremamente limitada, considera-se que estes elementos possuem configuração eletrônica estável e que, portanto, toda espécie química que possua oito elétrons de valência, ou seja, tenha configuração eletrônica semelhante do gás nobre, é também estável, o que é conhecido como **regra do octeto**.

Comparando-se a configuração eletrônica dos gases nobres com as configurações eletrônicas dos demais elementos da tabela periódica, verifica-se que os últimos não possuem a mesma estabilidade apresentada pelos elementos do grupo 8A. A forma encontrada por esses elementos para que adquiram a mesma estabilidade de um gás nobre é participar de reações químicas. Através de uma reação química que envolve o rearranjo de elétrons de valência, ligações entre átomos são formadas de maneira que cada átomo participante da ligação possua um octeto de elétrons de valência, como os gases nobres. Os elementos químicos podem fazer dois tipos básicos de ligações: as ligações iônicas e as ligações covalentes.

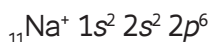
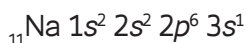
O átomo de hélio possui apenas dois elétrons em um orbital **s**, portanto não possui um octeto de elétrons na última camada. No entanto, o gás hélio é inerte, de forma que se considera que ele seja estável e siga a regra do octeto.

Gilbert Newton Lewis (1875-1946), famoso físico-químico americano, ficou conhecido pela descoberta da ligação covalente.

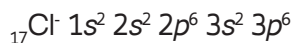
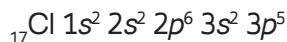
3. Ligação iônica

Na química, existem dois tipos básicos de compostos químicos: os compostos em que os átomos estão ligados por ligações iônicas (**compostos iônicos**), e os compostos em que os átomos estão ligados por ligações covalentes (**compostos covalentes** ou **moleculares**). Um exemplo de composto iônico muito comum é o cloreto de sódio (NaCl), largamente utilizado na culinária.

Um átomo de elemento químico pode adquirir a configuração de um gás nobre, perdendo, ganhando ou compartilhando seus elétrons de valência. Quando um átomo perde elétrons, forma-se uma espécie química, denominada de **cátion** ou **íon positivo**, como o sódio (Na), que, ao perder um elétron, forma o cátion Na^+ indicando que ele possui mais prótons (11) que elétrons (10).

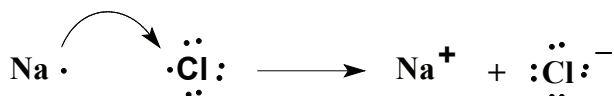


Como podemos observar, o íon Na^+ possui oito elétrons em sua última camada e, portanto, tem a configuração eletrônica do gás nobre neônio. Já o átomo de cloro, para atingir a configuração eletrônica de um gás nobre, precisa ganhar um elétron. Quando isso acontece, forma-se um **ânion** ou **íon negativo**, pois possui mais elétrons que prótons.



O íon cloro negativo (Cl^-) tem a mesma configuração eletrônica que o gás nobre do mesmo período da tabela periódica, o gás argônio.

Durante a reação química entre o metal sódio, que possui baixa energia de ionização e, portanto, pode facilmente perder um elétron; e o gás cloro, que possui uma alta afinidade por elétrons, o átomo de sódio transfere um elétron para o átomo de cloro para formar-se os íons Na^+ e Cl^- .



Os íons de cargas opostas então formados são atraídos de maneira que ocorra uma ligação entre eles, a ligação iônica. Portanto podemos definir a **ligação iônica** como a **força de atração** que mantém cátions e ânions unidos, formando os compostos ditos iônicos, como o cloreto de sódio (NaCl).

A **força de atração**, também chamada de **energia de ligação** entre os íons positivos e negativos, depende do valor das cargas dos íons e também do tamanho dos íons formados. A força de atração entre íons pequenos é maior que a força de atração entre íons maiores, pois a distância entre eles é menor. Assim, o fluoreto de lítio (LiF) tem maior energia de ligação ($-1.037,0$ kJ/mol) que o iodeto de lítio ($-761,0$ kJ/mol), pois o íon fluoreto (F^-) é menor que o íon iodeto (I^-), e o óxido de magnésio (MgO) possui maior energia de ligação ($-4.050,0$ kJ/mol) que o fluoreto de lítio (LiF). No óxido de magnésio, o íon magnésio possui carga $+2$ e o íon oxigênio carga -2 , que são maiores que as cargas do íon lítio ($+1$) e do íon flúor (-1).

Geralmente os compostos iônicos são formados por metais que formam cátions e por não-metais que comumente dão origem a ânions. Metais do grupo principal formam cátions com carga numericamente igual ao número do grupo. Desta forma, o sódio do grupo 1A tende a perder um elétron para formar íon de carga $+1$, o berílio, assim como os elementos do grupo 2A tendem a perder dois elétrons para dar íons positivos de carga $+2$. Já os halogênios (grupo 7A) e os elementos do grupo 6A, principalmente oxigênio e enxofre, têm sua carga igual ao número do grupo menos oito (n° do grupo -8).

4. Ligação covalente

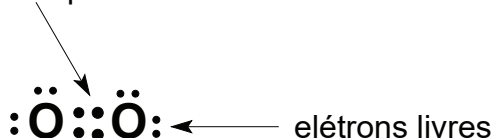
Muitos compostos químicos são constituídos por elementos pertencentes ao grupo dos não-metais. Estes elementos não apresentam a tendência de perder ou de ganhar elétrons. Para adquirir a configuração de um gás nobre, estes elementos então compartilham seus elétrons com outro elemento não metálico, de forma a obter um octeto de elétrons. Este compartilhamento de

um par de elétrons é chamado de **ligação covalente**. Os compostos, cujos elementos constituintes formam ligações covalentes entre si, são chamados de **compostos moleculares** e suas menores partículas, constituintes de **moléculas**. A molécula do gás oxigênio (O_2), por exemplo, é formada por dois átomos de oxigênio (um elemento não-metal), sendo que cada um apresenta seis elétrons de valência.

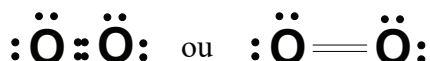


Para formar a molécula de O_2 , os dois átomos de oxigênio se ligam compartilhando dois pares de elétrons. Quando um par de elétrons é compartilhado entre dois átomos, estes dois elétrons passam a pertencer, ao mesmo tempo, a ambos os átomos. Desta forma, cada átomo de oxigênio fica com oito elétrons de valência: quatro elétrons livres ou não ligantes e quatro elétrons compartilhados.

elétrons compartilhados



Cada par de elétrons compartilhado compreende uma ligação covalente, assim, a molécula de O_2 é constituída de duas ligações covalentes que são representadas cada uma por um traço.



Esta forma de representar ou desenhar o composto químico, com as ligações covalentes em forma de traços, e os elétrons não ligantes, em forma de pontos ao redor do símbolo do elemento químico, é denominada de **Estrutura de Lewis**.

Para moléculas com três ou mais átomos, como o CO_2 , o desenho da estrutura de Lewis segue cinco passos descritos a seguir.

Passo 01. Escolha o átomo central. Geralmente este átomo é aquele que apresenta a menor afinidade eletrônica ou é o menos eletronegativo. No caso da molécula de CO_2 , este átomo é o carbono, logo ele deve ser representado entre os dois átomos de oxigênio.



Passo 02. Calcule o número total de elétrons de valência na molécula somando os elétrons de valência de cada átomo constituinte. Se a molécula

Os pares de elétrons livres ou não ligantes, assim como os pares de elétrons ligantes influenciam na geometria de uma molécula.

Na molécula da água (H_2O), o átomo de hidrogênio é menos eletronegativo que o átomo de oxigênio. No entanto, o hidrogênio só pode fazer uma única ligação, pois possui somente um elétron de valência. Desta forma, **o átomo de hidrogênio é sempre um átomo terminal**, de maneira que o átomo de oxigênio, neste caso, é o átomo central. O mesmo ocorre em outras moléculas que possuem hidrogênio, como a amônia, NH_3 , em que o nitrogênio mais eletronegativo é o átomo central.

for um cátion, some todos os elétrons de valência e subtraia um número de elétrons igual à carga do cátion. Se a molécula for um ânion, some todos os elétrons de valência e adicione um número de elétrons igual à carga do ânion. A molécula de CO_2 é neutra, somando-se os elétrons de valência de seus átomos tem-se:

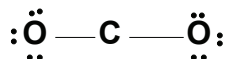
$$\begin{aligned} 2 \times \text{O} &= 2 \times 6 \text{ elétrons de valência} = 12 \\ 1 \times \text{C} &= 1 \times 4 \text{ elétrons de valência} = 4 \\ \text{total de elétrons de valência} &= 16 \end{aligned}$$

O número de pares de elétrons de valência é igual à metade do número total de elétrons de valência calculado ou oito pares de elétrons de valência.

Passo 03. Coloque um par de elétrons de valência entre cada par de átomos, formando uma ligação covalente e representando-a com um traço. Para a molécula de CO_2 , um par de elétrons de valência deve ser colocado entre o primeiro átomo de oxigênio e o átomo de carbono, e um segundo par de elétrons de valência entre o átomo de carbono e o segundo átomo de oxigênio.



Passo 04. Distribua os pares de elétrons de valência restantes como pares de elétrons livres em torno dos átomos terminais com exceção do hidrogênio, de maneira que cada átomo terminal tenha um octeto de elétrons de valência. No caso do CO_2 , deve-se distribuir os seis pares restantes de forma igual em torno dos átomos de oxigênio.



Quando ocorrerem casos em que, distribuindo-se os pares de elétrons de valência entre os átomos terminais, ainda sobram pares de elétrons, estes devem ser atribuídos ao átomo central, pois muitos elementos químicos não seguem a regra do octeto, como veremos adiante.

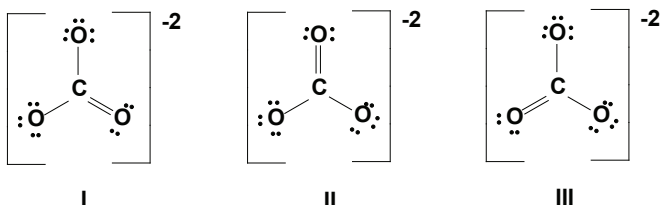
Passo 05. Se o átomo central tiver menos que oito elétrons de valência, deve-se mover um ou mais pares de elétrons dos átomos terminais para a posição entre estes e o átomo central formando ligações covalentes múltiplas. Na molécula de CO_2 , o carbono está com apenas quatro elétrons de valência (dois pares). Um par de elétrons livre de cada oxigênio deve então ser movido de forma a formar mais duas ligações covalentes.



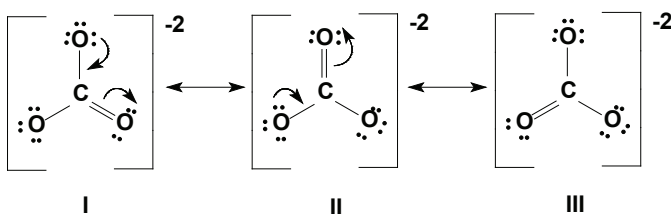
Cada átomo agora possui um octeto de elétrons de valência. A ligação covalente entre o carbono e o oxigênio é chamada de ligação múltipla ou ligação dupla.

5. Ressonância

Algumas moléculas ou íons podem ser representadas por mais de uma estrutura de Lewis, como o íon carbonato CO_3^{2-} .

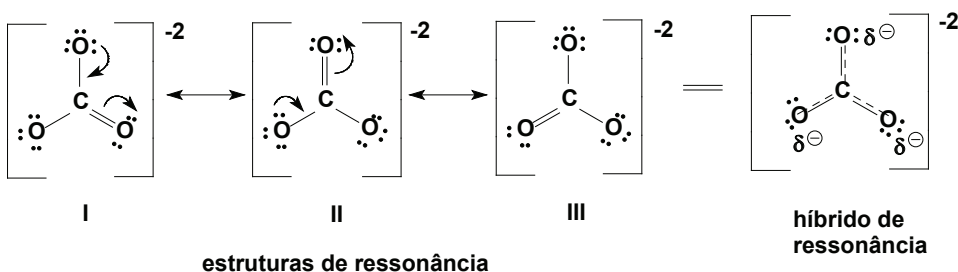


As formas I, II e III são equivalentes e diferem apenas na posição da ligação dupla. Uma forma pode ser convertida na outra através do movimento de pares de elétrons de valência.



Se qualquer uma destas estruturas (I a III) representasse o ânion, teríamos dois tipos de ligação covalente com comprimentos diferentes: a ligação simples $\text{C}-\text{O}$, medindo 143 pm, e a ligação dupla $\text{C}=\text{O}$ mais curta, medindo 122 pm. No entanto, experimentos de cristalografia de raios-X mostram que o comprimento das três ligações carbono-oxigênio são iguais a 129 pm, que é um valor intermediário entre o tamanho de uma ligação simples e o tamanho de uma ligação dupla, sugerindo que as três ligações carbono-oxigênio no íon nem são ligações simples nem são ligações duplas, mas um tipo intermediário de ligação. Linus Pauling propôs que, quando uma molécula ou íon não puder ser representada por uma única estrutura de Lewis, as estruturas representativas possíveis fossem chamadas **estruturas de ressonância**, e a verdadeira estrutura da molécula ou do íon, estrutura híbrida, denominada de **híbrido de ressonância**.

O símbolo δ^- indica que sobre cada átomo de oxigênio existe uma carga parcial negativa ou que a carga de -2 do ânion é distribuída entre os três átomos de oxigênio.



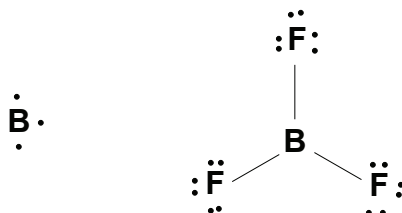
A ligação representada por um traço cheio e um tracejado indica uma ligação covalente híbrida.

A seta cheia indica que o átomo está pra frente do plano do átomo central. A seta tracejada indica que o átomo ligado ao átomo central está para trás do plano.

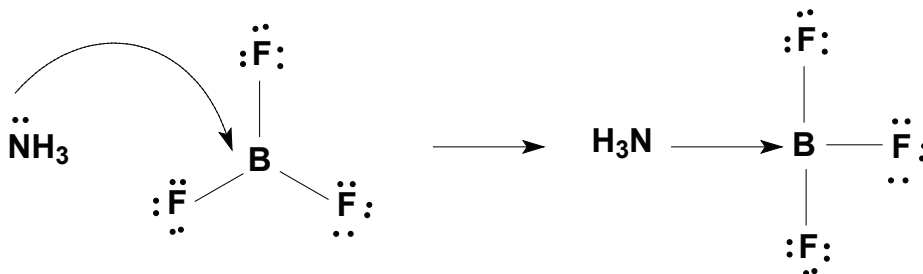
6. Exceções à regra do octeto

Como vimos anteriormente, alguns elementos químicos apresentam mais de oito elétrons de valência. Estes elementos representam uma exceção à regra do octeto.

Os elementos do grupo 3A da tabela periódica possuem apenas três elétrons de valência, de forma que só podem fazer três ligações covalentes.

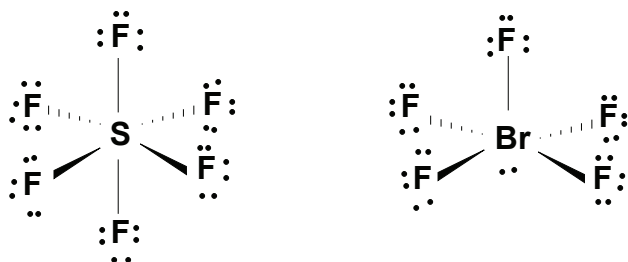


Os compostos de boro e dos outros elementos do grupo 3A possuem apenas seis elétrons de valência, dois a menos que a regra do octeto, logo são deficientes em elétrons. Compostos de boro e alumínio são bastante reativos, pois podem agir como ácido de Lewis (capítulo 06). Nestes compostos, tanto o boro quanto os outros elementos do grupo podem receber um par de elétrons de outro átomo. A amônia possui um par de elétrons livres no átomo de nitrogênio. Este par de elétrons pode ser usado para formar uma ligação entre o nitrogênio e o átomo de boro.



Quando o par de elétrons da ligação covalente origina-se de um dos átomos ligado, a ligação é chamada de **ligação covalente dativa** ou **ligação covalente coordenada** e pode ser representada por seta que aponta para o átomo que recebe o par de elétrons.

Os elementos a partir do terceiro período também não seguem a regra do octeto. Pode-se encontrar vários compostos em que o átomo central apresenta mais de oito elétrons de valência, como PF_5 ou H_2SO_4 . A explicação reside no fato de que os elementos do segundo período (Na, Be, B, C, N, O e F) possuem apenas um orbital *s* e três orbitais *p* na última camada, indicando que, no máximo, esta camada pode ter oito elétrons de valência, já que cada orbital pode conter até dois elétrons. Já os elementos do terceiro período, além dos orbitais *s* e *p*, apresentam também orbitais *d*, que podem acomodar até 10 elétrons. Desta forma, a camada de valência pode ter mais de oito elétrons de valência, como SF_6 e BrF_5 , que possui um par de elétrons livres que também são elétrons de valência.



7. Propriedades da ligação covalente

Duas propriedades estão associadas às ligações covalentes: o comprimento da ligação e a energia de ligação.

O **comprimento de ligação** é a distância entre os núcleos dos átomos ligados. O comprimento da ligação depende do tamanho dos átomos ligados e do tipo de ligação, simples ou múltipla.

Observa-se que as ligações simples são maiores que as ligações múltiplas. A ligação simples C—C mede em média 154 pm, a ligação dupla, C=C 134 pm, e a ligação tripla, C≡C, 121 pm. Quanto mais pares de elétrons ligarem dois átomos, mais curta é a ligação, pois aumenta a atração entre o núcleo positivo de um átomo e os elétrons negativos do outro.

Quando se compara o comprimento da ligação em grupo da tabela periódica em relação a um dos átomos da ligação, verifica-se que ao descer no grupo, o tamanho da ligação aumenta, pois também aumenta o tamanho do átomo (tabela 5.1).

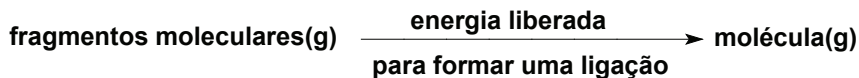
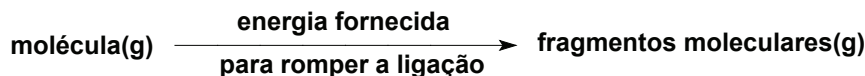
pm = picômetro é igual a 10^{-12}m .

Tabela 5.1.

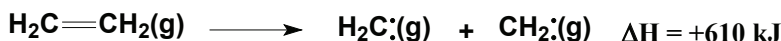
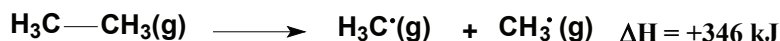
Comparação dos comprimentos de ligação no grupo 7A e no 2º período da tabela periódica em relação ligação H—X	
Ligação	Comprimento da ligação em pm
Grupo 7A	
H-F	92
H-Cl	127
H-Br	142
H-I	161
2º Período	
C-C	154
C-N	147
C-O	143
C-F	141

Em um mesmo período da tabela periódica, o comprimento da ligação aumenta da direita para a esquerda no mesmo sentido do aumento do raio atômico.

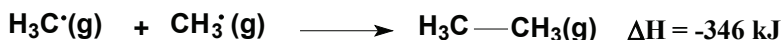
A **energia de ligação** é a variação de entalpia observada quando uma ligação covalente é rompida ou formada em molécula na fase gasosa sob condições-padrão.



Quanto mais curta a ligação, mais próximos estão os átomos ligados e, portanto, maior a atração entre eles, de forma que para romper a ligação mais energia deve ser fornecida. O rompimento de uma ligação é sempre um **processo endotérmico**.



A formação de uma nova ligação sempre libera energia (**processo exotérmico**) e a quantidade de energia liberada na formação de uma ligação é sempre igual à quantidade de energia necessária para rompê-la.



Observa-se que a formação de uma ligação mais curta libera mais energia que a formação de uma ligação de maior comprimento.

8. Geometria molecular

As propriedades químicas e físicas dos compostos químicos estão intimamente ligadas à geometria de suas moléculas constituintes.

A geometria de uma molécula pode ser prevista pelo modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (VSEPR). Este modelo é baseado na idéia de que os pares de elétrons livres e os pares de elétrons de ligação se repelem entre si e tendem a ficar o mais distante uns dos outros. A posição adotada por estes elétrons dá a geometria da molécula. O modelo VSEPR só é válido quando utilizado para elementos do grupo principal. Vamos analisar aqui três casos em que o modelo pode ser visualizado.

I - O átomo central da molécula é cercado somente por ligações simples.

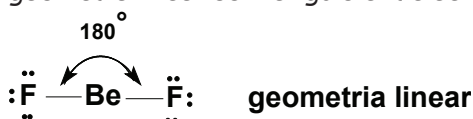
Quando o berílio, o boro e o carbono são os átomos centrais de compostos químicos, geralmente eles podem formar duas, três ou quatro ligações simples com outros elementos. A partir do terceiro período, como já discutimos, os elementos dos grupos 3A e 4A podem apresentar cinco ou seis pares de elétrons ligados com outros átomos.

Os valores de energia mostrados aqui são valores médios, pois a energia da ligação depende também do tipo e da estrutura da molécula em que está inserida.

VSEPR, do inglês **V**alence **S**hell **E**lectron-**P**air **R**epulsion. No Brasil, alguns pesquisadores preferem chamar de modelo **VESPER**.

O berílio, por ser o menor átomo do grupo 2A, pode formar compostos moleculares, pois a energia de ionização necessária para retirar os dois elétrons da camada de valência, de forma a produzir o íon Be^{2+} para formar os compostos iônicos, é muito elevada. Alguns compostos moleculares de magnésio também são conhecidos, mas os outros elementos do grupo, só formam compostos iônicos.

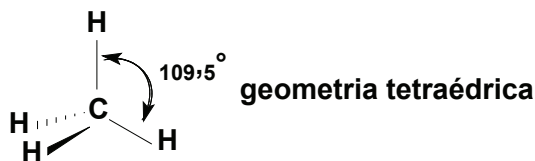
O berílio forma compostos do tipo BeX_2 . Para que os pares de elétrons ligantes estejam o mais distante possível um do outro, a molécula assume a geometria linear com ângulo entre as ligações de 180° .



O boro forma compostos do tipo BX_3 . Os pares de elétrons das ligações se posicionam a 120° uns dos outros e a molécula adquire a geometria trigonal planar.

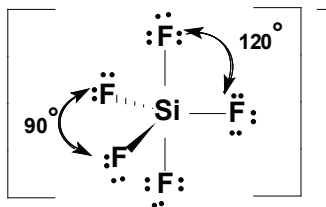


Observe que, tanto nos compostos moleculares de berílio quanto nos compostos de boro, estes átomos não têm um octeto de elétrons, são, portanto, compostos muito reativos e elétron-deficientes. Nos compostos de carbono, o átomo de carbono obedece à regra do octeto, pois pode formar quatro ligações covalentes simples com quatro outros átomos. A geometria assumida por estas moléculas é a tetraédrica cujo ângulo de ligação é de $109,5^\circ$.

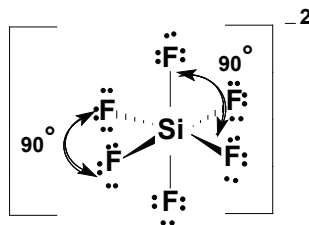


Os íons complexos de silício: SiCl_5^- e SiCl_6^{2-} apresentam respectivamente as geometrias bipiramidal trigonal, que se assemelha a duas pirâmides de base triangular ligadas entre si pelas bases, e a octaédrica, semelhante à anterior, sendo que a pirâmide tem a base quadrada. Na geometria bipiramidal trigonal, as ligações equatoriais, aquelas que ficam na base da pirâmide, possuem ângulos de 120° entre si e de 90° com relação às ligações axiais (aquelas ligam os átomos nos ápices da pirâmide). Na geometria octaédrica, todos os ângulos são iguais a 90° .

O berílio, por ser o menor átomo do grupo 2A, pode formar compostos moleculares, pois a energia de ionização necessária para retirar os dois elétrons da camada de valência, de forma a produzir o íon Be^{2+} para formar os compostos iônicos, é muito elevada. Alguns compostos moleculares de magnésio também são conhecidos, mas os outros elementos do grupo, só formam compostos iônicos.



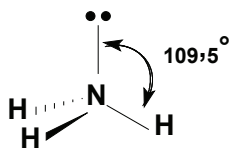
**geometria bipirâmide
trigonal**



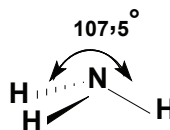
geometria octaédrica

II - O átomo central possui pares de elétrons livres

Quando o átomo central possui pares de elétrons livres, a molécula ou íon apresenta duas geometrias: uma com relação aos elétrons (geometria dos pares de elétrons de valência) e uma com relação somente aos átomos ligados (geometria molecular). Os pares de elétrons livres ocupam um lugar no espaço, de forma que influencia na geometria molecular. Na molécula de amônia NH_3 , por exemplo, o átomo de nitrogênio possui um par de elétrons livres. A geometria adotada pelos quatro pares de elétrons ligantes e não ligantes na molécula é a tetraédrica, e o ângulo de ligação deveria ser de $109,5^\circ$. No entanto sabe-se que o ângulo de ligação $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ é de $107,5^\circ$, o que indica que o par de elétrons livres no nitrogênio, ocupa um espaço maior que o espaço ocupado pelos pares de elétrons das três ligações $\text{N}-\text{H}$. Assim, a geometria da molécula é um pouco deformada em relação à geometria tetraédrica. Sem representar o par de elétrons livre, a geometria molecular da amônia é piramidal trigonal, com o átomo de nitrogênio no ápice da pirâmide.

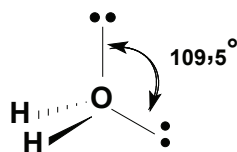


geometria tetraédrica

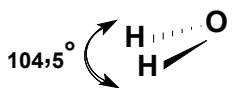


geometria piramidal trigonal

Na molécula de água, o átomo de oxigênio possui dois pares de elétrons livres. Da mesma forma que na molécula de amônia, os dois pares de elétrons livres e os dois pares de elétrons ligantes, no total de quatro, deveriam assumir a geometria tetraédrica, mas o ângulo de ligação $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ é de $104,5^\circ$ e a molécula adquire a geometria angular.



geometria tetraédrica



geometria angular

Em moléculas ou íons em que o átomo central apresenta cinco ou seis pares de elétrons de valência ligados a ele e onde um mais destes pares são de elétrons livres, a geometria molecular é pouco mais complicada. Os pares de elétrons livres podem ocupar tanto posições axiais, quanto posições equatoriais, sendo que as últimas são preferidas. A figura 5.1 mostra alguns exemplos de geometria com os pares de elétrons livres ocupando as posições axiais e equatoriais.

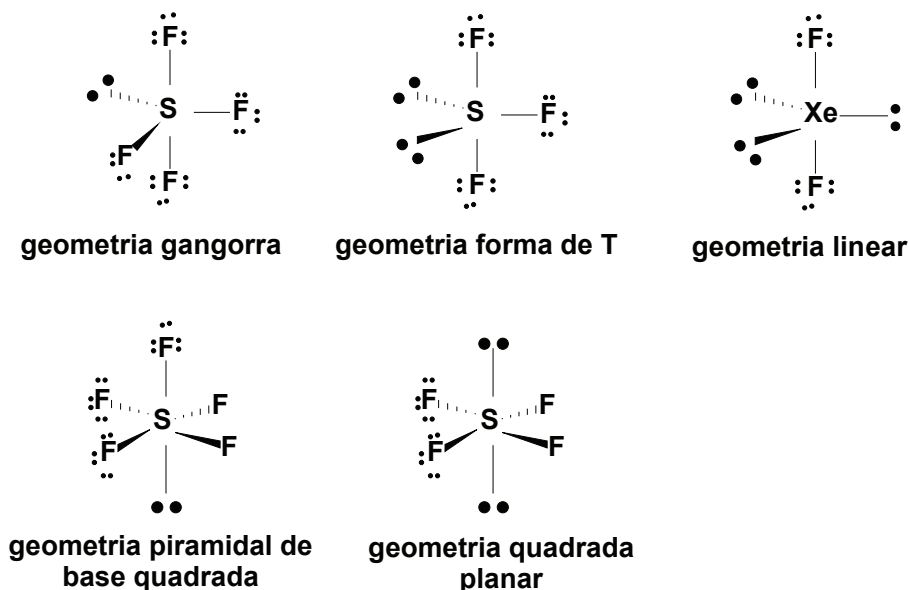
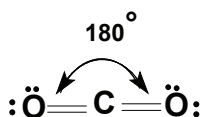


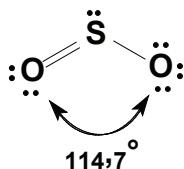
Figura 5.1 – Geometrias adotadas por algumas moléculas que apresentam um átomo central com pares de elétrons livres e com mais de quatro pares de elétrons de valência ligados a ele.

III - Geometria das moléculas com ligações múltiplas.

As ligações duplas e triplas não afetam a geometria molecular, pois os pares de elétrons das ligações múltiplas são compartilhados pelos mesmos dois átomos da ligação e ocupam, portanto, o mesmo espaço de uma ligação simples. A molécula de CO_2 (gás carbônico) possui geometria linear, pois cada ligação dupla conta como uma ligação simples.

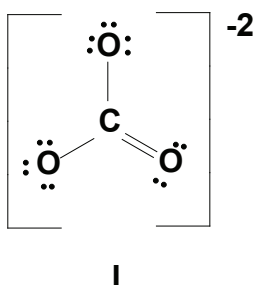


Quando o átomo central apresenta pares de elétrons livres, a geometria é semelhante à geometria para moléculas e íons com apenas ligações simples. A molécula de dióxido, SO_2 , em que o enxofre apresenta um par de elétrons livres tem a geometria angular.

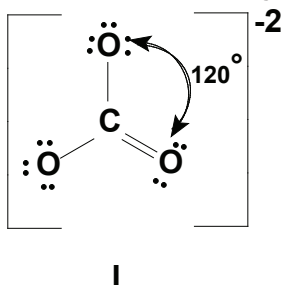


Exemplo 5.1. Qual a geometria do íon carbonato CO_3^{-2} ?

Solução: Inicialmente, desenha-se a estrutura de Lewis para uma das formas de ressonância do íon.

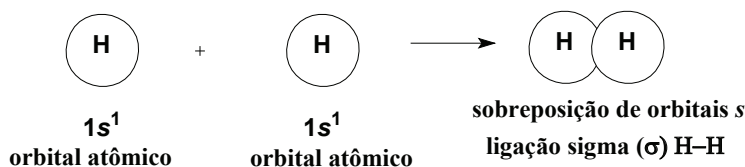


Como o carbono (átomo central) não possui nenhum par de elétrons livre, o íon é do tipo AB_3 , em que A é o átomo central, e B representa os átomos ligados a ele. A geometria para moléculas ou íons em que o átomo central está ligado a três átomos e não possui pares de elétrons livres é a trigonal planar que vimos para o BF_3 .



9. Hibridização

Como vimos no capítulo 2, tanto os elétrons internos quanto os elétrons de valência que participam de uma ligação química, residem em uma região do espaço ao redor do núcleo atômico chamado de orbital. Quando uma ligação química covalente é formada entre dois átomos, ocorre uma sobreposição de orbitais, de forma que os **orbitais atômicos** de cada átomo se unem para formar **orbitais moleculares**. Esta é a base, a teoria de ligação de valência. Como exemplo, temos a molécula de hidrogênio formada por uma ligação covalente simples entre dois átomos de hidrogênio. Os orbitais 1s de cada átomo de hidrogênio, contendo um elétron, se sobrepõem formando um novo orbital (orbital molecular) que acomoda o par de elétrons da ligação.



Quando dois átomos se aproximam para formar uma ligação química, suas nuvens eletrônicas se deformam de forma que ocorra a sobreposição de orbitais e ainda que ocorra uma maior probabilidade de o par de elétrons da ligação se encontrar entre os dois átomos, para que sejam igualmente atraídos pelos dois núcleos positivos.

Ainda de acordo com a teoria de ligação de valência, cada orbital molecular formado, pode acomodar até no máximo dois elétrons com spins opostos.

A sobreposição de orbitais, um de cada átomo, forma uma ligação simples denominada de ligação sigma (σ). A probabilidade de se encontrar o par de elétrons é maior ao longo do eixo da ligação sigma. A ligação sigma também pode ocorrer entre orbitais **s e p**, **p e p** e **p e d** (figura 5.2).

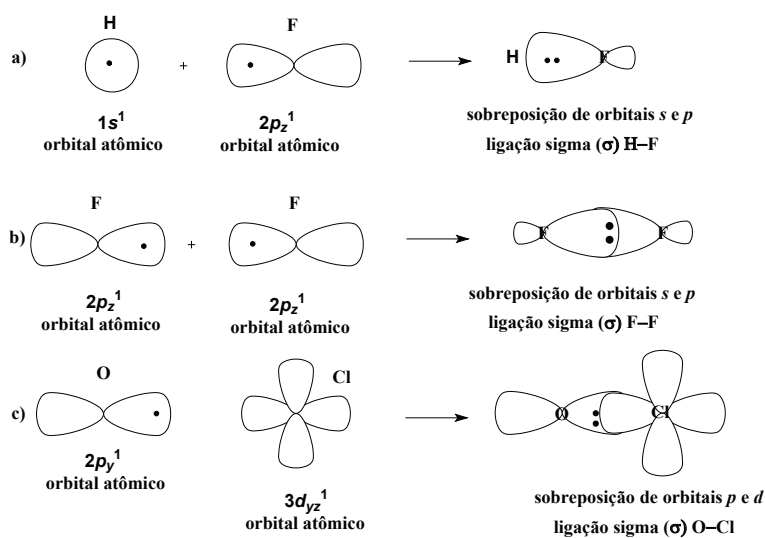
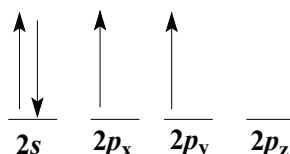
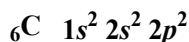


Figura 5.2 – Ligações sigmas formadas pelas sobreposições dos orbitais:

a) s e p b) p e p c) p e d.

Para que a ligação química ocorra, é necessário que os átomos envolvidos possuam um elétron desemparelhado em um orbital, para compartilhar com outro átomo, ou um orbital vazio, para que possa acomodar um par de elétrons em uma ligação covalente coordenada. A molécula de H_2 satisfaz esta condição, sendo formada pela simples sobreposição de orbitais s. No entanto, existem moléculas com mais de dois átomos cuja explicação para descrever a sua formação não é tão simples. Este é o caso do metano, CH_4 .

No estado fundamental, o átomo de carbono possui 4 elétrons de valência, mas somente dois elétrons desemparelhados e um orbital p vazio, logo se esperaria que o carbono fizesse apenas duas ligações covalentes simples e uma ligação covalente coordenada, no total de três ligações. No entanto, na grande maioria dos compostos de carbono, ele faz quatro ligações.



elétrons de valência do carbono

Uma explicação para o metano e outras moléculas foi dada por Linus Pauling através da teoria da **hibridização de orbitais**. Ele propôs que os orbitais atômicos s e p e em alguns casos o orbital d poderiam ser misturados, dando origem a um novo conjunto de orbitais, chamados de **orbitais híbridos**. O número de orbitais híbridos formados é igual ao número de orbitais atômicos mesclados. Cada orbital híbrido também comporta até dois elétrons com spins opostos. Dependendo do tipo de hibridização, a geometria adotada pela molécula é diferente. Quando um orbital s se combina com um orbital p , forma-se dois orbitais híbridos sp , que se dispõem em um ângulo de 180° entre si. A combinação de um orbital s e dois orbitais p cria três orbitais sp^2 separados entre si por um ângulo de 120° . Uma mistura de um orbital s e os três orbitais p fornece quatro orbitais sp^3 levando a uma geometria tetraédrica e as combinações entre os orbitais s , p e d podem levar a dois conjuntos de orbitais híbridos: orbitais sp^3d e sp^3d , cuja geometria são, respectivamente, bipiramidal trigonal e octaédrica.

Para a molécula do metano, por exemplo, ocorre a combinação de um orbital s com os três orbitais p , de maneira a se formar quatro orbitais sp^3 (figura 5.3).

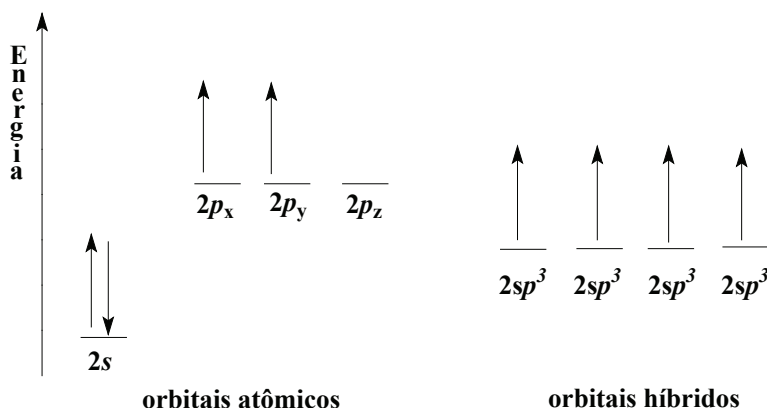
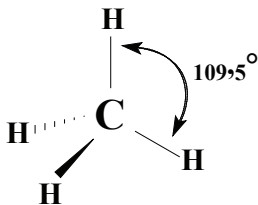


Figura 5.3 – Formação dos quatros orbitais híbridos sp^3 para o carbono.

Os quatros orbitais híbridos sp^3 formados separam-se entre si por um ângulo de $109,5^\circ$ dando para a molécula do metano uma geometria tetraédrica.



Cada ligação C—H no metano é formada a partir da sobreposição de um orbital sp^3 do carbono com um orbital s do hidrogênio, formando uma ligação sigma sp^3 - s .

Na molécula da amônia NH_3 vista anteriormente, o átomo de nitrogênio possui cinco elétrons de valência. Usando a teoria de hibridização de orbitais, quatros orbitais híbridos sp^3 são formados (figura 5.4), sendo que o par de elétrons livres no nitrogênio ocupa um destes orbitais. Os outros três orbitais possuem um elétron desemparelhado e se sobrepõem aos orbitais s dos três átomos de hidrogênio formando três ligações sigma.

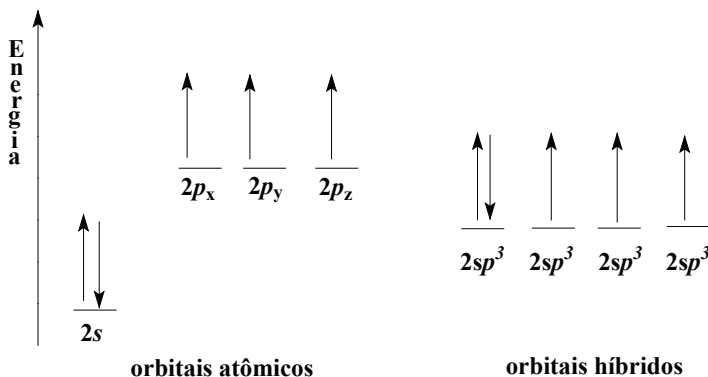
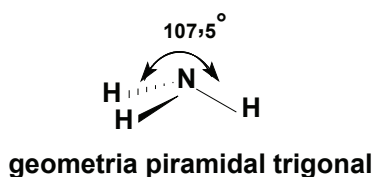
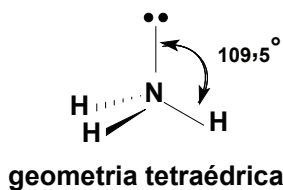


Figura 5.4 – Formação dos quatros orbitais híbridos sp^3 para o nitrogênio.

Os quatros orbitais híbridos sp^3 do nitrogênio dão uma geometria tetraédrica para a amônia, mas como já foi discutido antes, esta geometria é deformada pelo fato do par de elétrons livres ocuparem um espaço maior que os pares de elétrons ligantes, dando um ângulo ligeiramente menor que $109,5^\circ$. Lembre-se de que a geometria dos pares de elétrons é diferente da geometria molecular formada pelos ângulos das ligações. No caso da amônia, a geometria molecular é piramidal trigonal.



Em algumas moléculas e íons, como no eteno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ e no trifluoreto de boro BF_3 , ocorre hibridização do tipo sp^2 (figura 5.5).

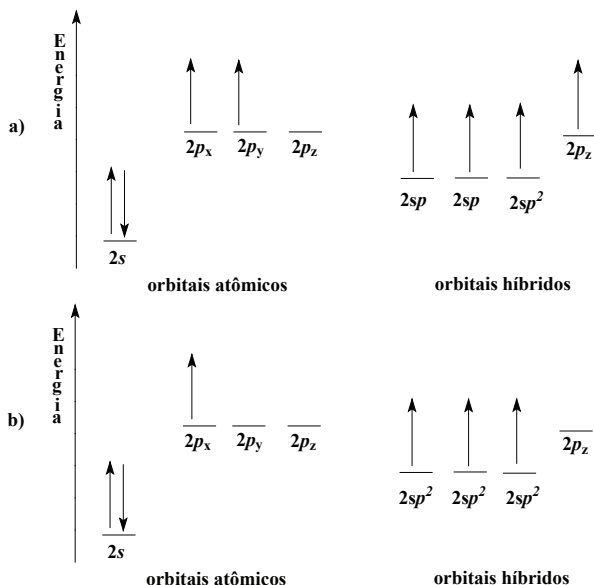
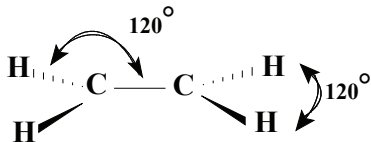


Figura 5.5 – Hibridização sp^2 a) do carbono b) do boro

Na molécula do eteno, cada átomo de carbono usa dois orbitais sp^2 para se sobrepor aos orbitais s de dois átomos de hidrogênio, e um orbital sp^2 para se sobrepor ao orbital sp^2 de outro carbono, formando três ligações sigma separadas entre si por um ângulo de 120° .



A geometria das três ligações sp^2-s é, portanto trigonal plana. Cada carbono possui um orbital p ($2p_z$) não hibridizado. Quando orbitais p não hibridizados pertencentes a carbonos adjacentes, contendo um elétron desemparelhado, estão perpendiculares ao plano formado pelas seis ligações sp^2-s , estes orbitais podem se sobrepor, lateralmente, formando uma segunda ligação C-C, chamada de ligação pi (π). A sobreposição ocorre acima e abaixo do plano das seis ligações sigma (figura 5.6). A ligação pi é mais fraca que a ligação sigma já que a sobreposição lateral não é tão eficiente quanto a sobreposição frontal. Moléculas, como o eteno, possuem uma ligação dupla constituída de uma ligação sigma e uma ligação pi.

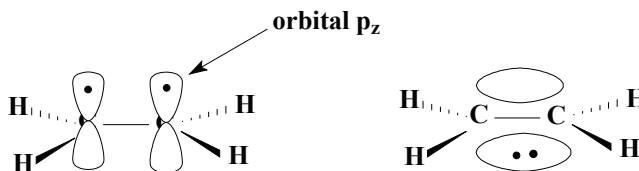


Figura 5.6 – Formação da ligação pi por sobreposição lateral de orbitais p .

Na molécula de BF_3 , o boro não possui elétrons desemparelhados, assim, não forma ligação dupla. As ligações no composto são todas sigmas, oriundas da sobreposição dos orbitais sp^2 do boro e dos orbitais s dos átomos de flúor.



O etino $\text{HC}\equiv\text{CH}$ e o cloreto de berílio BeCl_2 na fase gasosa são exemplos de moléculas em que o átomo central é hibridizado em sp (figura 5.7) e a geometria molecular é linear.

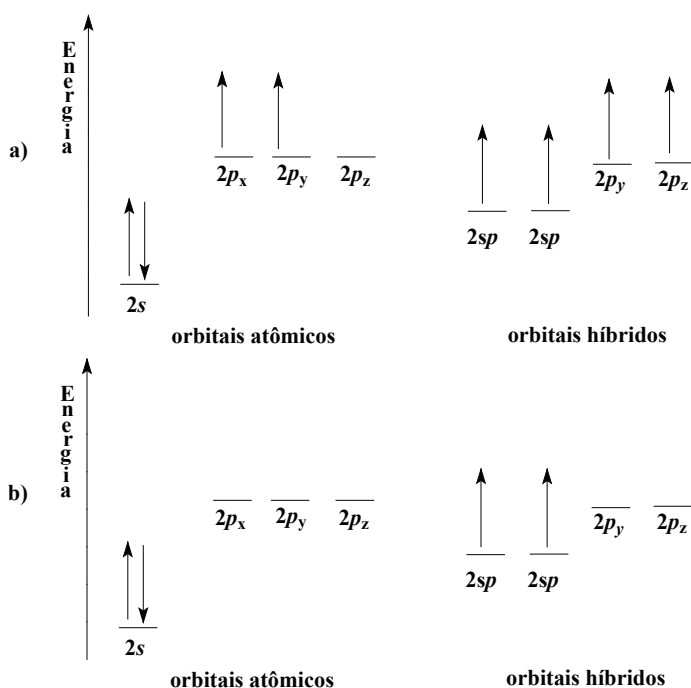
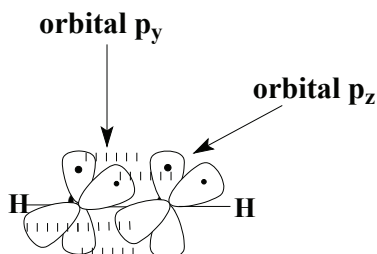
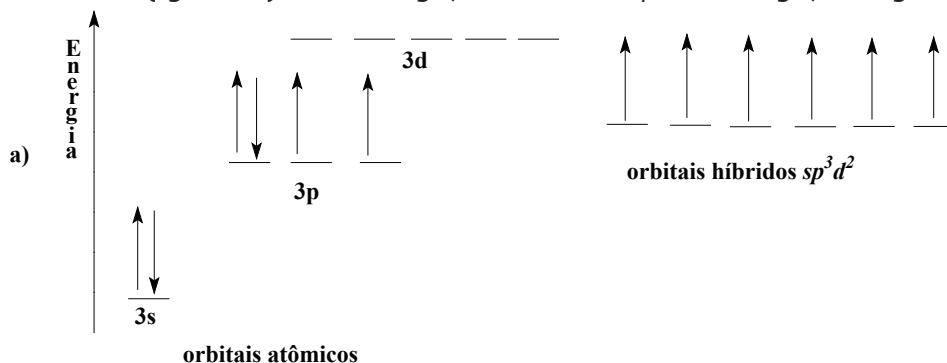


Figura 5.7 – Hibridização sp a) do carbono b) do berílio

O etino apresenta dois orbitais p não hibridizados com elétrons desemparelhados que podem se sobrepor, formando duas ligações π . Os dois orbitais híbridos sp de cada carbono são utilizados para formar as ligações sigma $sp-s$ com um átomo de hidrogênio e com o outro átomo de carbono (figura 5.8). As duas ligações π e a ligação sigma $\text{C}-\text{C}$ formam a ligação tripla.



Na molécula de hexafluoreto de enxofre SF_6 , o enxofre apresenta hibridização sp^3d^2 . Os seis orbitais híbridos formados assumem uma geometria octaédrica (figura 5.8). Todas as ligações neste composto são ligações sigma.



A eletronegatividade de um átomo é a habilidade deste átomo em uma molécula de atrair elétrons para si. É representada pela letra grega χ .

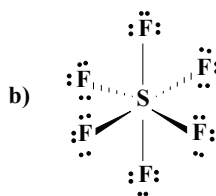


Figura 5.8 – a) hibridização sp^3d^2 do enxofre b) estrutura octaédrica para o SF_6 .

A polaridade de ligação também pode ser representada por uma seta que aponta para a extremidade negativa da ligação e possui um sinal de positivo, indicando a extremidade da ligação com carga positiva:

$\text{+} \longrightarrow$

10. Interações intermoleculares

A maioria das ligações covalentes é formada por dois átomos de **eletronegatividades** diferentes. Na molécula de ácido clorídrico HCl , o átomo de hidrogênio ($\chi=2,1$) é menos eletronegativo que o átomo de cloro ($\chi=3,0$), isso implica em que o par de elétrons da ligação $\text{H}-\text{Cl}$ não está distribuído uniformemente entre os átomos, mas está mais próximo do átomo mais eletronegativo que é o cloro. Assim, o átomo de hidrogênio adquire uma carga parcial positiva (δ^+) e o cloro uma carga parcial negativa (δ^-), formando um dipolo e tornando a **molécula polar** (figura 5.9).

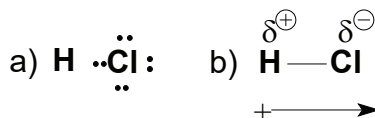


Figura 5.9. a) distribuição dos elétrons da ligação covalente na molécula de HCl b) distribuição das cargas na molécula de HCl .

Como a maioria das moléculas possui várias ligações polares, estas moléculas também podem ser polares, possuindo uma extremidade positiva e outra negativa (figura 5.10a). Uma característica das moléculas polares é que elas podem se alinhar sob ação de um campo elétrico, ou seja, a parte positiva da molécula é atraída pela placa carregada negativamente, e a extremidade

negativa da molécula se alinha com a placa positiva (figura 5.10b). A extensão com que as moléculas se alinham com o campo elétrico depende do seu momento dipolar (μ) que é definido como o produto da magnitude das cargas parciais positivas e negativas pela distância entre elas. A unidade mais usada para expressar o momento dipolar é debye (D) em que $1D = 3,34 \times 10^{-30} \text{ C.m}$.

No sistema internacional SI, o momento dipolar é expresso em Coulomb-metro, C.m

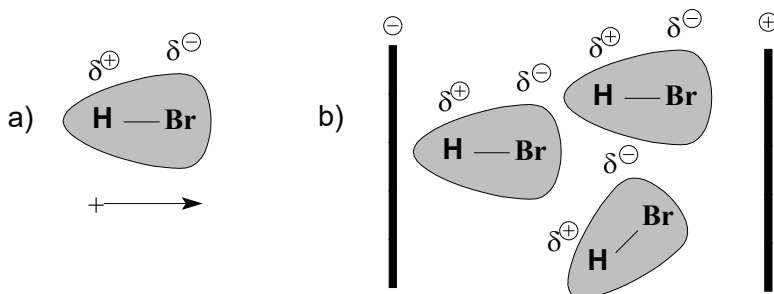
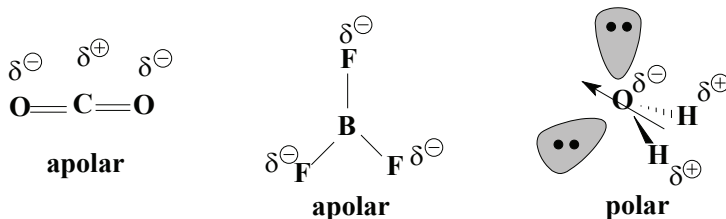


Figura 5.10 – a) Molécula polar b) Molécula polar alinhada com um campo elétrico.

A polaridade de uma molécula depende da sua geometria. Moléculas cujo átomo central está ligado a grupos iguais localizados a mesma distância de forma simétrica, geralmente não são polares (**apolares**), como a molécula de CO_2 linear. As duas ligações $\text{C}=\text{O}$ são polares, pois o oxigênio ($\chi=3,5$) é mais eletronegativo que o carbono ($\chi=2,5$). No entanto a molécula é simétrica, pois os dois átomos de oxigênio das extremidades da molécula estão a igual distância em relação ao átomo de carbono (átomo central). O mesmo raciocínio pode ser feito para a molécula BF_3 (trigonal plana). As três ligações $\text{B}-\text{F}$ são polares, mas se encontram distribuídas de forma simétrica na molécula, tornando-a apolar. Já a água é uma molécula polar, sua geometria angular, devido aos dois pares de elétrons livres no átomo de oxigênio, faz com que a molécula não seja simétrica de forma a gerar um momento dipolar líquido.



Várias propriedades físicas, como ponto de fusão e ebulição, estado físico e solubilidade de substâncias químicas polares e apolares são influenciadas pelas forças que fazem com que uma molécula seja atraída por outra molécula da mesma substância. Estas forças de atração são chamadas de **forças intermoleculares**.

Os compostos iônicos são formados por íons positivos (cátions) e negativos (ânions) que são ligados fortemente por atração eletrostática entre car-

gas opostas (**interação íon-íon**), fazendo com que os pontos de fusão e ebulição sejam extremamente elevados quando comparados com as mesmas propriedades físicas dos compostos moleculares, que geralmente possuem ponto de fusão e ebulição mais baixo. Isso ocorre porque nos composto moleculares, as cargas são apenas parciais e não totais, como nos compostos iônicos. Os compostos moleculares apresentam basicamente três tipos de interação intermoleculares:

I - Interação entre moléculas polares (interação dipolo-dipolo).

Toda molécula polar é um dipolo permanente. Quando uma molécula polar se aproxima de outra molécula polar igual ou diferente, a extremidade positiva de uma molécula é atraída pela extremidade negativa da outra molécula (figura 5.11), gerando uma atração **dipolo-dipolo**.

Um tipo importante de interação dipolo-dipolo é a **ligação de hidrogênio** ou ponte de hidrogênio. Uma ligação de hidrogênio é a atração entre um átomo de hidrogênio de uma ligação $X-H$ e um outro átomo Y com pares de elétrons livres. Os átomos X e Y devem ser átomos pequenos e muito eletronegativos para que a ligação de hidrogênio seja efetiva. Geralmente estes X e Y são os elementos O , N e F . A ligação de hidrogênio causa efeitos profundos nas propriedades dos compostos que contêm o grupo OH e NH . Enquanto o ponto de ebulição do ácido sulfídrico H_2S é $-58^\circ C$, a temperatura de ebulição da água H_2O é de $100^\circ C$. Teoricamente, como o enxofre está abaixo do oxigênio na tabela periódica e possui massa maior, o composto H_2S deveria ter um ponto de ebulição maior que a água. No entanto o que se observa é mais que o oposto. A explicação é que as moléculas da água fazem ponte de hidrogênio entre si, aumentando a atração entre suas moléculas de forma que mais energia deve ser fornecida para separá-las, assim o ponto de ebulição é mais elevado (figura 5.12). Cada átomo de oxigênio de uma molécula de água possui dois pares de elétrons livres, que podem ser usados para fazer pontes de hidrogênio com duas outras moléculas de água, e pode ter seus dois átomos de hidrogênio atraídos pelos pares de elétrons livres de dois átomos de oxigênio de duas outras moléculas de água, de forma que as quatro moléculas de água que circundam a molécula de água central formam junto com ela um arranjo tetraédrico, sendo que as ligações de hidrogênio são maiores que as ligações covalentes.

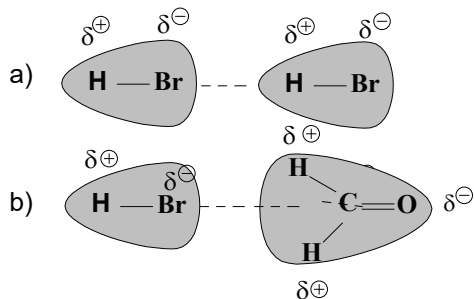


Figura 5.11 – Interação dipolo-dipolo entre duas moléculas polares a) iguais e b) diferentes

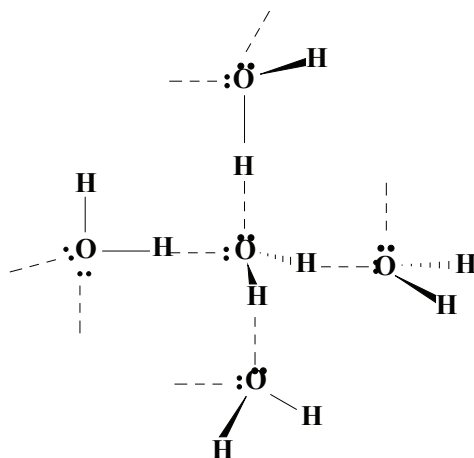


Figura 5.12 – Ligação de hidrogênio na água. O átomo de hidrogênio da ligação $O-H$ possui uma carga parcial positiva e é atraído pelo par de elétrons livres de um átomo de oxigênio de outra molécula de água. O átomo de hidrogênio forma uma ponte entre as duas moléculas. A ligação de hidrogênio é representada pela linha tracejada.

II - Interação entre moléculas polares e apolares (interação dipolo-dipolo induzido).

Quando uma molécula polar, como a água, se aproxima de uma molécula apolar, como a molécula do gás carbônico CO_2 ou a molécula do gás oxigênio O_2 , ela induz a formação de dipolo temporário nessas moléculas apolares. A indução ocorre quando a nuvem eletrônica da molécula apolar é polarizável ou, em outras palavras, os elétrons de valência não estão firmemente ligados ao núcleo dos átomos que constituem a molécula. Logo, quanto maior a molécula apolar, mais polarizável ela será. Quando a extremidade negativa da molécula de água se aproxima da molécula do gás oxigênio, os elétrons de valência em torno do átomo de oxigênio na molécula de água, e os elétrons de valência em torno do átomo de oxigênio da molécula de O_2 se repelem, de maneira que a extremidade da molécula de O_2 mais próxima da molécula de água adquire uma carga parcial positiva e a outra extremidade, uma carga parcial negativa, ocorrendo uma atração entre as duas moléculas, uma interação entre um dipolo permanente ou simplesmente dipolo e um dipolo induzido (figura 5.13).

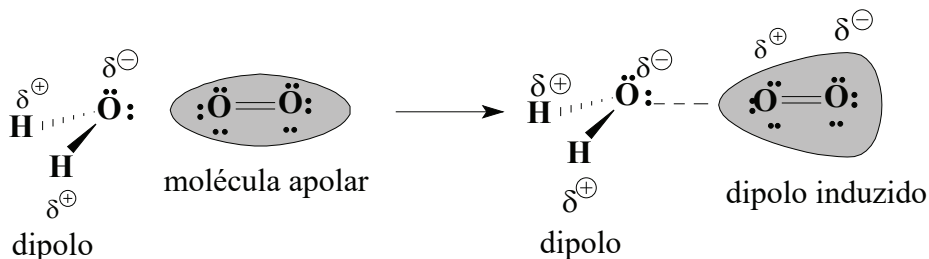


Figura 5.13 – Interação dipolo/dipolo induzido entre a molécula de água polar e a molécula de gás oxigênio apolar.

A interação dipolo-dipolo induzido é muito fraca, de forma que o gás oxigênio se solubiliza na água apenas cerca de 0,001% em massa, no entanto esta pequena quantidade de oxigênio é imprescindível para manter a fauna e a flora subaquática.

III - Interação entre moléculas apolares (interação dipolo induzido-dipolo induzido).

As moléculas apolares também apresentam um tipo de interação intermolecular que as mantém unidas. O iodo I_2 é um exemplo de uma molécula apolar que mostra interação intermolecular, já que o iodo é um sólido na temperatura ambiente. Dois cientistas, o físico alemão Fritz London e o físico-químico holandês Johannes Van Der Waals, estudaram este tipo de interação de forma que muitas vezes ela é chamada de **interação de Van Der Waals** ou **dispersão de London**.

As moléculas polares também podem apresentar forças de dispersão de London, além das interações dipolo-dipolo, pois uma molécula, dependendo de sua massa, pode conter diversas ligações polares e apolares. As ligações polares formam dipolos permanentes, e as ligações apolares, os dipolos induzidos. Assim, uma mesma molécula pode apresentar vários tipos de interações intermoleculares.

A explicação para este tipo de interação reside no fato de que os elétrons estão em constante movimento na molécula. Em média uma molécula apolar apresenta uma nuvem eletrônica simétrica (fig. 5.14a). No entanto, em dado momento, devido ao movimento dos elétrons, a nuvem eletrônica torna-se assimétrica formando um dipolo instantâneo (fig. 5.14b). Quando o dipolo instantâneo formado aproxima-se de uma outra molécula apolar (fig. 5.14c), este induz a formação de um dipolo instantâneo na molécula vizinha. Os dois dipolos induzidos então formados atraem-se mutuamente (fig. 14d).

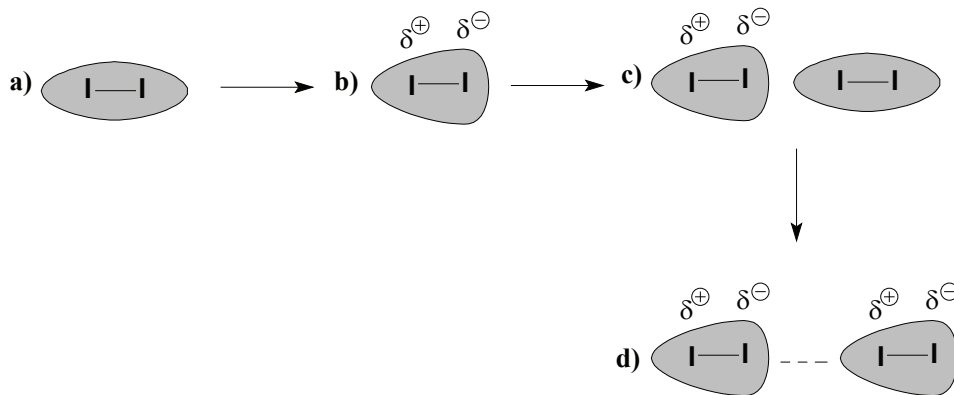


Figura 5.14 – a) Molécula de I_2 simétrica. b) Formação de dipolo instantâneo na molécula de I_2 , devido ao movimento dos elétrons e tornando a molécula assimétrica. c) Aproximação do dipolo induzido formado de outra molécula apolar de I_2 . d) O dipolo induzido criado induz a formação de outro dipolo na molécula de iodo vizinha, de forma que as duas moléculas se atraem (interação dipolo induzido-dipolo induzido).

A intensidade das interações dipolo induzido-dipolo induzido depende da capacidade de polarização das moléculas, ou seja, da facilidade com que suas nuvens eletrônicas podem ser deformadas e depende também da massa molar. Geralmente, quanto maior a massa de uma molécula, maior é a intensidade das forças de London, pois, quanto maior a molécula, maior o número de pontos de contato com outra molécula (figura 5.15).

IV - Interação íon-dipolo.

Este tipo de interação ocorre quando compostos iônicos são dissolvidos em solventes polares. A dissolução de um composto iônico separa os cátions dos ânions. Se o cloreto de sódio ($NaCl$), um composto iônico, é dissolvido em água, as moléculas de água quebram a atração eletrostática entre os íons Na^+ e Cl^- , que formam o composto iônico, separando-os por solvatação, ou seja, os íons Na^+ e Cl^- são cercados pelas moléculas do solvente, no caso, a água, através de interações íon-dipolo (figura 5.16).

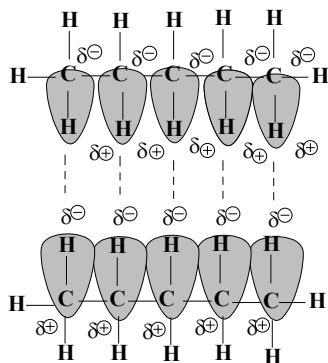


Figura 5.15 – Interações dipolo-induzido-dipolo induzido entre duas moléculas de pentano C_5H_{12} .

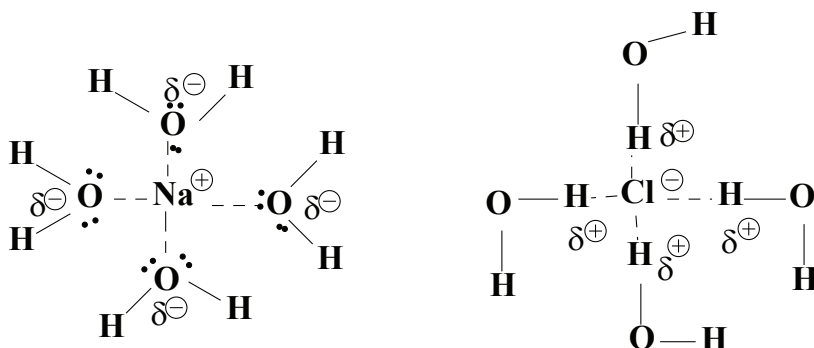


Figura 5.16 – Interação íon-dipolo entre os íons Na^+ e Cl^- e as moléculas de água (solvatação). Note que o cátion interage com a parte negativa da molécula de água que são os átomos de oxigênio, que possuem pares de elétrons livres, e o ânion interage com a parte positiva da molécula, que são os átomos de hidrogênio, pois carregam uma carga parcial positiva.

A intensidade da interação íon-dipolo aumenta com o aumento da carga do íon, mas diminui à medida que o tamanho do íon ou da molécula aumentam.

Síntese do Capítulo



As **propriedades físicas e químicas** das substâncias químicas dependem principalmente do tipo de ligação que existem no composto e do tipo de interação exibida entre seus íons ou moléculas. As ligações químicas são formadas pela perda e ganho ou compartilhamento de **elétrons de valência** entre dois átomos. Quando um átomo cede elétrons de valência para outro átomo, formam dois íons: um positivo e um negativo que se atraem eletrostaticamente formando uma **ligação iônica**. Quando dois átomos compartilham um ou mais pares de elétrons, forma-se uma **ligação covalente**. O objetivo das ligações é que cada átomo da ligação atinja a estabilidade de um gás nobre, ou seja, adquira um **octeto** de elétrons de valência. As ligações covalentes podem ser **polares** se os átomos envolvidos apresentarem uma grande diferença de **eletronegatividade** entre si, e **apolares**, se esta diferença for muito pequena. Moléculas com ligações polares formam **dipolos permanentes**, que se atraem em **interações intermoleculares** do tipo **dipolo-dipolo**. Uma molécula dipolar pode induzir a formação de um dipolo em uma molécula apolar, de forma a existir entre as duas moléculas, polar e apolar, uma força de atração. As moléculas que possuem somente ligações apolares também demonstram um tipo de interação chamada de interação **dipolo induzido-dipolo induzido** ou **Forças de Dispersão de Lodo** ou **Forças de Vander Waals**. Todas estas

interações juntamente com a ligação de Hidrogênio (um tipo de interação dipolo-dipolo) são responsáveis por propriedades físicas, como ponto de fusão e ebulição e solubilidade das substâncias.

Atividades de avaliação



1. Desenhe as estruturas de Lewis para os átomos de cálcio, germânio e cloro.
2. Determine as cargas dos íons que formam os compostos iônicos abaixo:
 - a) MgS
 - b) Na_2O
 - c) KI
 - d) NaBr
 - e) CaI_2
 - f) CaO
3. Explique detalhadamente por que o íon Na^{2+} é improvável.
4. O composto iônico K_3Cl pode existir? Justifique sua resposta.
5. Desenhe as estruturas de Lewis para as moléculas e íons moleculares abaixo:
 - a) ClO_4^-
 - b) CH_3CH_3
 - c) NH_4^+
6. Escreva as estruturas de ressonância para os ânions:
 - a) NO_3^-
 - b) OCN^-
7. Determine as geometrias de:
 - a) NO_2^- e
 - b) SiBr_4
8. Que possíveis geometrias você poderia sugerir para PBr_3 ? Na sua opinião, qual a mais provável? Justifique.

9. Que tipo de hibridização ocorre para o átomo de oxigênio na molécula de água, H_2O ? Justifique.
10. Que tipo de hibridização ocorre para o átomo de oxigênio na molécula de SF_5 ? Justifique.
11. A molécula do metano, CH_4 , é polar ou apolar? Justifique.
12. Explique por que o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) possui ponto de ebulição (p.e. $78,5^\circ\text{C}$) maior que o ponto de ebulição de metóximetano (CH_3OCH_3), p.e. igual a $-24,8^\circ\text{C}$, já que os dois possuem a mesma massa molar.
13. Desenhe as estruturas de Lewis para as moléculas e íons abaixo:
- a) HNO_3
 - b) NH_4^+
 - c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 - d) NO_3^-
 - e) OH^-
14. Escreva as estruturas de ressonância para as moléculas e íons a seguir.
- a) O_3
 - b) NO_2
 - c) NO_3^-
 - d) OCN^-
15. Explique por que o decano $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$, uma molécula apolar, possui ponto de ebulição ($174,1^\circ\text{C}$) maior que a água (p.e. = 100°C).
16. O metanol CH_3OH (p.e. = 54°C) possui massa maior que a da água H_2O (p.e. = 100°C), no entanto entra em ebulição a uma temperatura menor. Justifique este fato.
17. Qual dos compostos abaixo apresenta formação de ligação de hidrogênio entre suas moléculas? Justifique.
- a) tetracloreto de carbono, CCl_4
 - b) ácido cianídrico, HCN
 - c) etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 - d) acetona, CH_3COCH_3
18. Explique o porquê do Cl_2 ser um gás e o I_2 ser um sólido à temperatura ambiente.
19. Quem deve possuir maior ponto de ebulição: o metanol, CH_3OH , ou o gás carbônico, CO_2 ? Por quê?

20. O átomo de enxofre pertence ao grupo 6A. Qual tipo de hibridização o enxofre apresenta no composto H_2SO_4 , ácido sulfúrico?
21. Indique o tipo de hibridização (se houver) em cada átomo constituinte dos compostos abaixo.
- a) CO_2
 - b) H_2O
 - c) CH_3CH_3
 - d) MgF_2
 - e) ClBr_3
22. Escreva as estruturas de Lewis, desenhe as geometrias e indique o tipo de hibridização do átomo central em cada um dos íons a seguir.
- a) SCl_3^+
 - b) NO_3^-
23. Qual a diferença entre molécula polar e molécula apolar?
24. Quais os tipos de interação que existem entre as moléculas do heptanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)?
25. Quais os tipos de ligação que existem no ânion BF_4^- ? Qual a geometria deste íon? Qual tipo de hibridização é apresentado pelo boro?
26. Qual das moléculas abaixo teria o maior tamanho? Explique.
- a) CH_3CH_3 ou b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
27. Qual ligação é a mais curta nos pares a seguir? Por quê?
- a) $\text{C}=\text{N}$ ou $\text{C}=\text{O}$
 - b) $\text{C}=\text{N}$ ou $\text{C}=\text{P}$
 - c) $\text{N}-\text{O}$ ou $\text{N}-\text{S}$

Leituras, filmes e sites



Leituras

FILGUEIRAS, C. A. L. **Geometria Molecular**. *Química Nova*, v.8, n. 4, São Paulo, 1985, p. 329-332.

SUBRAMANIAN, N.; SALDANHA, T. C. B. I – Sobre o Procedimento para Escrever Estrutura de Lewis. *Química Nova*, v. 12, n. 1, 1989, p. 59-66.

MORTIMER, E. F., MOL, G., DUARTE, L. P. **Regra do octeto e teoria da ligação química no ensino médio: dogma ou ciência?** *Química Nova*, v. 17, n. 3, 1994, p. 243-252.

6

Capítulo

Ácidos e Bases

Objetivo

- Conhecer as teorias que definem ácidos e bases; Compreender a teoria das reações de ionização de ácidos e bases; Compreender e aplicar as regras de nomenclatura para ácidos e bases.

Introdução

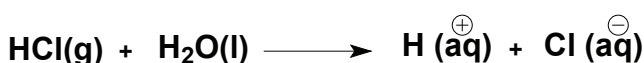
A maioria das substâncias que encontramos na natureza ou que são sintetizadas pelo homem possuem caráter ácido ou caráter básico. A palavra ácido (do latim *acidus*) significa azedo, e este termo era inicialmente aplicado ao vinagre, mas outras substâncias com propriedades semelhantes passaram a ter esta denominação. O termo base ou *álcali* tem sua origem na palavra árabe “*alkali*”, que significa cinzas. Durante cerca de dois séculos, muitos químicos, utilizando-se de resultados obtidos em diversos experimentos, formularam várias teorias para definir quando uma substância pode ser chamada de **ácido** ou **base**. Neste capítulo, iremos discutir as teorias formuladas por **Arrhenius**, **Bronsted-Lowry** e **Lewis** sobre ácidos e bases e as regras utilizadas para nomear estes compostos químicos. Veremos, ainda, como se comportam os ácidos e as bases em solução aquosa e como substâncias químicas chamadas de indicadores podem ser utilizados para indicar se uma determinada solução aquosa é ácida ou básica.

1. Teoria ácido-base, segundo Arrhenius

Para Svante Arrhenius, para que uma substância seja considerada **ácido**, ela deve liberar íons positivos de hidrogênio (H^+), conhecidos como prótons, quando dissolvida em solução aquosa.

Exemplo:

Quando o ácido clorídrico (HCl) se dissolve em água, ioniza-se, produzindo dois íons, entre eles o íon H^+ .



Atualmente, sabe-se que o íon hidrogênio H^+ não existe isoladamente, mas agregado a uma molécula de água, formando o íon H_3O^+ , denominado

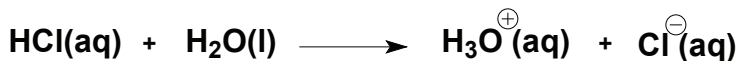
A soda cáustica era utilizada na antiguidade pelos egípcios para produzir uma forma primitiva de sabão. Até hoje, o processo para se produzir alguns tipos de sabão ainda inclui a soda cáustica na reação de saponificação de ácidos graxos (ácidos orgânicos de longas cadeias de carbono).



Svante Arrhenius

O ácido clorídrico é produzido por células que recobrem o interior do estômago, juntamente com enzimas e o muco, formando o suco gástrico responsável pela metabolização dos alimentos ingeridos. A função do ácido clorídrico é auxiliar a enzima pepsina na quebra de proteínas em moléculas menores. A função do muco é proteger a parede que recobre o interior do estômago da acidez do suco gástrico, formando uma camada protetora. O rompimento desta camada, ou pela ação da bactéria *Helicobacter pylori* ou pelo uso indevido da aspirina, leva à formação da úlcera gástrica.

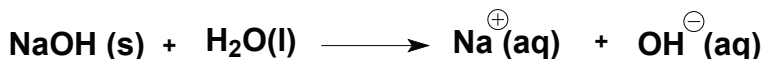
de íon hidrônio. Então podemos reescrever a equação química anterior da seguinte forma:



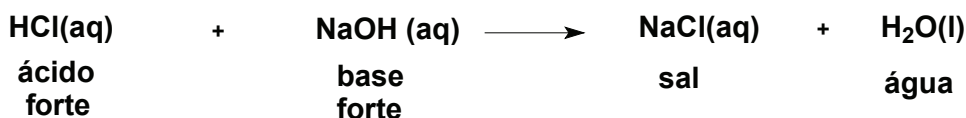
Uma substância é considerada **básica** se, quando dissolvida em solução aquosa, íons negativos OH^- (íon hidroxila) forem liberados.

Exemplo:

O hidróxido de sódio (NaOH), também conhecido como soda cáustica, quando dissolvido em água, libera íons hidroxila.



Quando uma substância ácida e uma substância básica são misturadas, a reação entre elas é geralmente exotérmica, ou seja, libera calor e tem como produtos sal e água. Se a reação for entre um ácido forte e uma base forte, a reação é dita de neutralização.



Teoria ácido-base, segundo Bronsted-Lowry

O físico-químico dinamarquês, Johannes Nicolaus **Bronsted** (1879-1947), e o físico-químico britânico, Thomas Martin **Lowry**, trabalhando de forma independente, mas simultânea, formularam juntos uma nova teoria para definir os compostos ácidos e os compostos básicos. Eles verificaram que outros compostos que não continham o grupo hidroxila, como a amônia (NH_3), também podiam agir como uma base, pois reagiam com ácidos.



Esta nova teoria ficou conhecida como a teoria ácido-base de Bronsted-Lowry.

Segundo Bronsted-Lowry, **ácido** é toda espécie química capaz de doar um ou mais íon hidrogênio H^+ (próton) a uma outra substância.



A **base** de Bronsted-Lowry é toda e qualquer espécie química capaz de receber um ou mais prótons. A teoria de Bronsted-Lowry ampliou o conceito de base de Arrhenius, pois leva em conta vários compostos com caráter básico que não liberam o íon hidroxila, quando dissolvidos em solução aquosa. Além disso, a dissociação dos compostos ácidos e básicos não necessariamente precisa ocorrer em meio aquoso, ou seja, a dissociação pode ocorrer em outros solventes, como a amônia líquida, por exemplo.

Uma espécie química pode ser uma molécula, como a água (H_2O), um cátion, como o íon amônio (NH_4^+), ou um ânion, como o íon hidrogenosulfato (HSO_4^-).

2. Ácidos e bases conjugadas

Quando um ácido de Bronsted-Lowry doa ou transfere um próton para uma base, a substância química produzida nesta transferência é chamada de **base conjugada** do ácido. Da mesma forma, quando uma base recebe um próton, é formada outra substância, denominada de **ácido conjugado** da base.



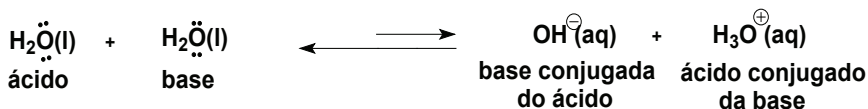
3. Autoionização da água e pH

A água é uma substância que, dependendo da reação da qual faça parte, pode agir tanto como ácido, tanto como base. Diz-se que a água é **anfótera**.

Como veremos adiante, a água é tanto um ácido fraco como uma base fraca. Isso significa dizer que a água se dissocia muito pouco ou que a água, quando dissociada, produz poucos íons H^+ (prótons) e poucos íons hidroxila (OH^-). Mesmo em pequena escala (2 moléculas dissociadas para cada bilhão), esta dissociação ocorre de forma que a água pura é capaz de conduzir eletricidade.

Toda solução contendo íons positivos (cátions) e íons negativos (ânions) é capaz de conduzir eletricidade.

Quando duas moléculas de água reagem entre si, uma transfere um próton para a outra.



Se você tiver um recipiente contendo um litro de água pura, bilhões de moléculas de água estarão presentes. Algumas moléculas irão se dissociar formando íons H_3O^+ e OH^- , e os íons formados poderão juntar-se para formar as moléculas de água não dissociadas. Haverá então um equilíbrio entre o número de moléculas dissociadas e o número de moléculas não dissociadas. Este equilíbrio é representado por uma seta dupla (\rightleftharpoons) entre as espécies reagentes à esquerda, e os produtos da reação ou dissociação, à direita. No caso da água, o equilíbrio é deslocado para a esquerda (seta maior), pois a dissociação da água ocorre em pequena escala.

A dissociação da água pode ser melhor descrita como uma expressão matemática que relaciona a quantidade de íons formados (produtos da reação) e a quantidade de moléculas não dissociadas (reagentes).

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Nesta expressão, a quantidade das espécies químicas representadas entre colchetes é dada em quantidade de mol de cada espécie existente em um litro de solução. Esta quantidade é chamada de concentração da espécie química e sua unidade é Molar ou M. O símbolo K é chamado de constante de equilíbrio para a reação.

Como a concentração das moléculas de água não dissociadas é uma constante, ela foi adicionada ao valor de K, de forma que a expressão para a dissociação da água é conhecida como expressão da constante de dissociação da água, K_w .

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Na água pura, a concentração de íons hidrônio é igual à concentração de íons hidroxila.

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} M$$

A concentração de íons H^+ ou íons hidrônio (H_3O^+) é utilizada para indicar a acidez ou a basicidade de uma solução. Construiu-se uma escala de acidez baseada na concentração dos íons hidrônios em solução (Figura 6.1). Nesta escala, utiliza-se o logaritmo negativo da concentração de íons hidrônios, denominado de pH.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Assim, como o pH, o pOH = $-\log [OH^-]$

A escala de pH varia de 0 a 14. Podemos verificar isto se aplicarmos o logaritmo negativo a todos os termos da expressão de K_w .

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$-\log K_w = -\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-])$$

$$14 = pH + pOH$$

Quando a concentração de íons hidrônio em solução é grande, o pH varia de 0 a 6,9 e diz-se que a solução é ácida. Quando a concentração de íons hidrônio na solução é pequena, o pH varia entre 7,1 e 14 e diz-se que a solução é básica. Quando o pH é igual a sete, a solução é considerada neutra.

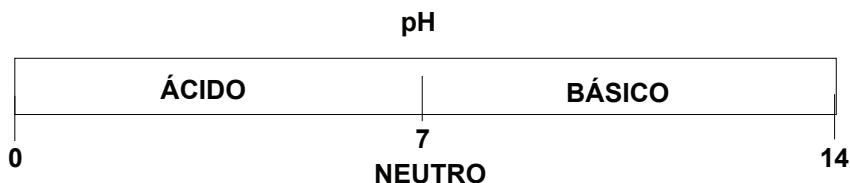


Figura 6.1 – Escala de pH

4. Propriedades dos ácidos de Bronsted-Lowry

Os ácidos podem ser gases, ou seja, podem ser voláteis com baixo ponto de fusão, como o ácido clorídrico (HCl), que é vendido comercialmente na forma de uma solução aquosa concentrada, ou podem ser fixos, com alto ponto de fusão, como o ácido sulfúrico H_2SO_4 .

Dentre estes ácidos, aqueles que são totalmente ionizáveis ou se ionizam numa fração maior que 50 % de suas moléculas são considerados ácidos fortes; aqueles que se ionizam apenas numa fração menor de 5 % são considerados ácidos fracos, e aqueles, cujo grau de ionização fica numa faixa entre 5 e 50%, são denominados ácidos moderados, alguns exemplos estão na tabela 6.1.

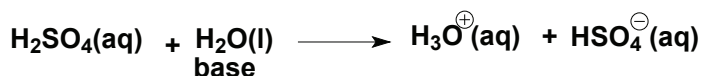
Tabela 6.1.

Exemplos de ácidos quanto ao grau de ionização		
Grau de ionização	Classificação	Exemplos
Maior que 50%	Forte	HCl, H_2SO_4 , HI, HBr, HNO_3
Entre 5% e 50%	Moderado	HF, H_2SO_3
Menor que 5%	fraco	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, H_2S

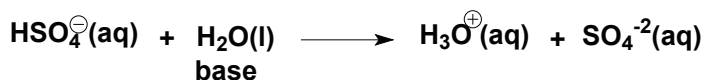
5. Ácidos de bases polipróticas

A maioria dos exemplos de ácido de Bronsted-Lowry que vimos até aqui são denominados **monopróticos**, como o HCl, pois são capazes de doar apenas um próton (H^+) para uma base. Alguns ácidos podem doar mais de um próton a uma substância que atua como base. A este tipo de ácido dá-se o nome de **poliprótico**. Um exemplo comum é o ácido sulfúrico H_2SO_4 . Este ácido é capaz de doar dois íons H^+ a uma base. A reação ocorre em duas etapas:

1ª etapa



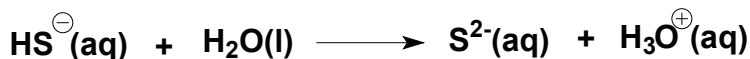
2ª etapa



Algumas bases também podem ser chamadas de polipróticas, pois são capazes de receber dois ou mais prótons de um ácido. É o caso do íon fosfato (PO_4^{3-}).

1ª etapa**2ª etapa****3ª etapa**

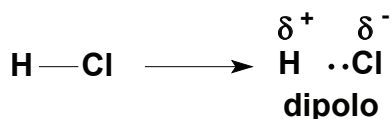
Ocorrem ainda casos em que um ânion ou uma molécula tanto pode agir como ácido, cedendo um próton, como pode se comportar como base, aceitando um próton. Este tipo de ânion ou molécula é chamado de anfiprótico, um exemplo é o íon hidrogenossulfeto (HS^-).

como ácido**como base****6. Teoria ácido-base, segundo Lewis**

Em 1923, o químico norte-americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946) lançou uma nova teoria ácido-base que englobava tanto a teoria ácido-base de Arrhenius como a teoria ácido-base de Bronsted-Lowry.

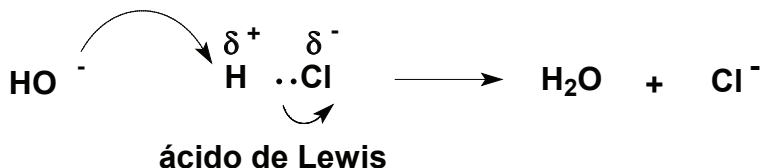
Pela teoria de Lewis, **ácido** é toda espécie química que em qualquer meio é capaz de receber um par de elétrons de outra espécie química.

Um ácido de Lewis pode ser uma molécula neutra, como o ácido clorídrico (HCl). Nesta molécula, o par da ligação hidrogênio—cloro está mais próximo do átomo de cloro do que do átomo de hidrogênio. Isto se deve ao fato de o elemento cloro ser mais eletronegativo que o elemento hidrogênio, de forma que os elétrons da ligação covalente são atraídos para o núcleo do átomo de cloro. Esta distribuição não uniforme dos elétrons da ligação entre os dois átomos leva à formação de um dipolo na molécula, sendo a parte positiva no hidrogênio e a parte negativa no átomo de cloro.

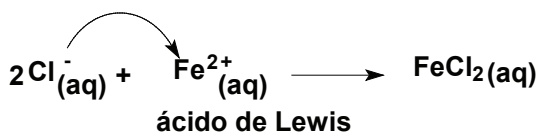


O símbolo δ significa parcialmente, pois os elétrons não foram perdidos ou ganhos por um dos átomos da molécula, apenas estão mais próximos de um ou mais longe do núcleo, permanecendo dentro do orbital ligante.

A carga parcialmente positiva sobre o átomo de hidrogênio na molécula de HCl atrai pares de elétrons de outras espécies químicas ou pode –se dizer que o átomo de hidrogênio parcialmente positivo pode receber um par de elétrons, de forma que a molécula de HCl é uma ácido de Lewis.



Qualquer cátion pode ser um ácido de Lewis, já que possui deficiência de elétrons, assim como os elementos do grupo 3A da tabela periódica (grupo do boro). Estes elementos não possuem um octeto de elétrons e, portanto, apresentam deficiência de elétrons em sua camada de valência.



O símbolo δ significa parcialmente, pois os elétrons não foram perdidos ou ganhos por um dos átomos da molécula, apenas estão mais próximos de um ou mais longe do núcleo, permanecendo dentro do orbital ligante.

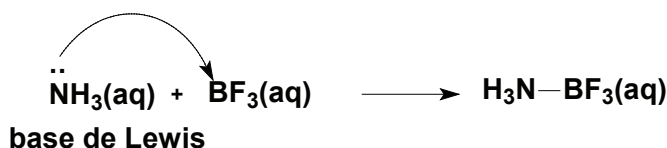
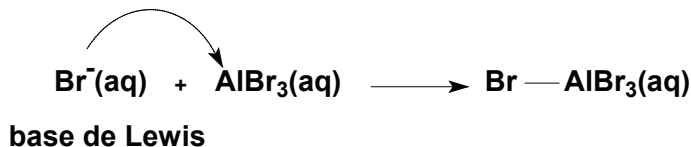


Lewis em seu laboratório em Berkeley

Disponível em <http://pt.wikipedia.org/wiki/Gilbert_Newton_Lewis> Acesso em 12 de jan. de 2009.

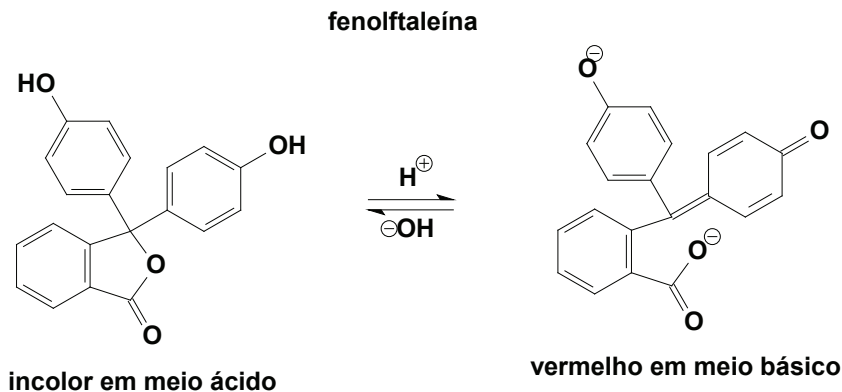
A seta curva indica a direção de deslocamento do par de elétrons, sempre da base para o ácido.

Segundo Lewis, uma **base** é qualquer espécie química que em qualquer meio é capaz de doar um par de elétrons a outra espécie química. Assim, todos os ânions e moléculas que possuem um par de elétrons livres podem ser considerados bases de Lewis.



7. Indicadores ácido-base

Algumas substâncias orgânicas são utilizadas para indicar se uma dada solução de um composto químico é ácida ou básica. Estas substâncias são chamadas de **indicadores ácido-base**. Os indicadores ácido-base são geralmente um ácido ou base fraca que apresenta cores diferentes quando estão em meio ácido ou básico. O exemplo mais comum em laboratório é a fenolftaleína. Este indicador apresenta coloração vermelha à rósea em meio básico e torna-se incolor em meio ácido.



A fenolftaleína é um sólido branco que já foi utilizado como laxante, sendo um dos principais constituintes do Lacto-Purga e do remédio homeopático Almeida Prado nº 46. Seu uso foi proibido no Brasil pela ANVISA, depois que estudos mostraram o desenvolvimento de tumores cancerígenos em ratos, devido ao uso da substância.

Diversos outros compostos podem ser utilizados como indicadores ácido-base (figura 6.2).

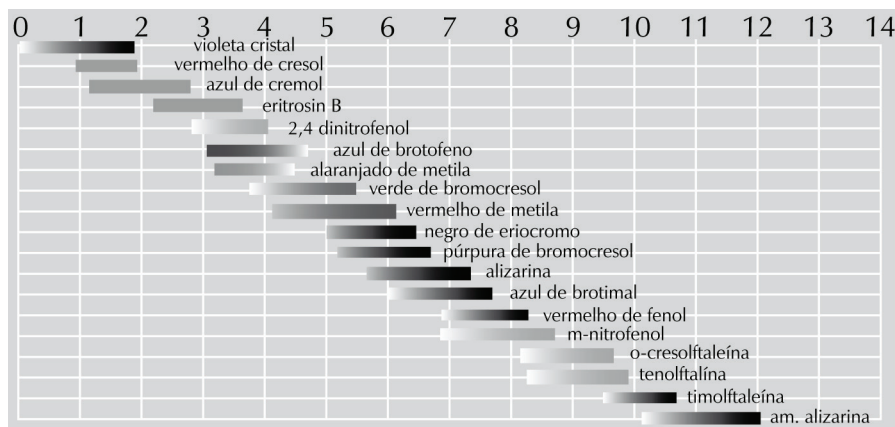


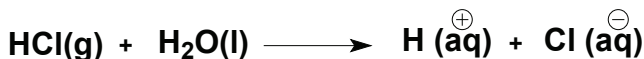
Figura 6.2 – Alguns indicadores ácido-base.

Algumas folhas e flores de plantas, fungos e até insetos podem ser usados como indicadores naturais ácido-base. Com a casca do feijão preto, por exemplo, pode-se preparar uma solução aquosa que, em meio básico, apresenta a coloração verde e, em meio ácido, a coloração vermelha.

8. Classificação dos ácidos e bases

Os ácidos podem ser classificados em dois tipos:

Hidroácidos: aqueles que não possuem o elemento oxigênio em sua estrutura. São formados por hidrogênio e um elemento químico geralmente não-metal. Quando dissociado, o ácido fornece ânions cujo nome termina em *eto*, como o cloro (Cl), cujo ânion denomina-se *cloreto*.



Exemplos: HCl, HBr, H₂S

Oxiácidos: aqueles que apresentam o elemento químico oxigênio em sua estrutura química. Quando dissociado, o ácido forma, além do íon hidrônio, um poliânion (formado por mais de um elemento químico).

Exemplos: H₂CO₃, H₃PO₄, HClO₄

O nome destes ânions varia de acordo com número de átomos de oxigênio na estrutura. Em um série de dois ânions, aquele com o menor número de oxigênio recebe a terminação **ito**, e aquele com maior número de oxigênio, a terminação **ato**.

Exemplo: SO₃²⁻ **sulfito** → três átomos de oxigênio

SO₄²⁻ **sulfato** → quatro átomos de oxigênio

Em uma série de quatro ânions, os dois do meio (segundo e terceiro membros da série) recebem as terminações **ito** e **ato**, como descrito acima.

O primeiro ânion da série recebe, além da terminação **ito**, o prefixo **hipo**, e o quarto membro da série, além da terminação **ato**, recebe o prefixo **per**.

Exemplo: ClO^- **hipoclorito** → um átomo de oxigênio

ClO_2^- **clorito** → dois átomos de oxigênio

ClO_3^- **clorato** → três átomos de oxigênio

ClO_4^- **perclorato** → quatro átomos de oxigênio

Os ácidos podem ainda ser classificados em **orto**, **meta** e **piro**. Nestes ácidos, o elemento químico central possui o mesmo valor de Nox, mas diferem no grau de hidratação. O prefixo **orto** indica que o ácido pode dar origem a outro ácido por desidratação (perda de uma molécula de água). Já o prefixo **meta** é usado para ácidos que foram obtidos pela retirada de uma molécula de água de ácido orto, e o prefixo **piro** é usado para indicar que o ácido foi obtido pela retirada de uma molécula de água de duas moléculas do ácido **orto**.

Exemplo:

ácido ortofosfórico → H_3PO_4

ácido metafosfórico → HPO_3

ácido pirofosfórico → $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

9. Nomeclatura dos ácidos e bases

9.1. Nomeclatura dos hidroácidos

O nome de um hidroácido é composto pela palavra “ácido”, seguida do nome do elemento químico ligado ao hidrogênio com a terminação **ídrico**.

Ácido + nome do elemento + ídrico

Exemplos: HCl → ácido clorídrico

HI → ácido iodídrico

9.2. Nomeclatura dos oxiácidos

O nome dos oxiácidos é um pouco mais complexo devido aos nome dos ânions que eles podem formar quando dissociados. Se a terminação do nome do ânion for **ito**, o ácido recebe o sufixo **oso**. Se a terminação do nome do ânion for **ato**, o ácido recebe o sufixo **ico**.

Ácido + prefixo (quando houver) + nome do elemento + sufixo

Exemplos: HClO → ácido **hipocloroso**

HClO_4 → ácido **perclórico**

9.3. Nomenclatura das bases

Veremos nesta seção como se nomeia as bases que contêm o íon hidroxila (HO^-). Estas bases podem ser formadas por cátions de metais do grupo principal e por cátions de metais de transição.

Nomeclatura das bases de metais do grupo principal

O nome é formado pela junção do nome do metal posteriormente à palavra **hidróxido**.

Hidróxido + de + nome do metal

Exemplo: $\text{NaOH} \rightarrow$ hidróxido de sódio

Nomeclatura das bases de metais de transição

Neste caso, pode-se nomear as bases de duas maneiras: acrescentando-se Nox do elemento em algarismo romano à forma de nomeação descrita anteriormente para as bases dos metais do grupo principal, ou acrescentando o sufixo **oso** ao nome do metal com menor valor de Nox, e o sufixo **ico** ao nome do metal com maior Nox.

Hidróxido + de + nome do metal + Nox em algarismo romano

Ou

Hidróxido + de + nome do metal + oso (menor Nox)

Ou

Hidróxido + de + nome do metal + ico (maior Nox)

Exemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow$ hidróxido de ferro II ou hidróxido **ferroso**

$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$ hidróxido de ferro III ou hidróxido **férrico**

Síntese do Capítulo



Durante os séculos XIX e XX, três teorias foram propostas para definir se uma dada substância é um ácido ou uma base. A primeira teoria formulada por **Arrhenius** considerava **ácido** todo composto capaz de doar **prótons** em meio aquoso, e **base**, todo composto capaz de doar em meio aquoso **íons hidroxila**. Este conceito foi posteriormente ampliado por **Bronsted-Lowry** que definiu a **base** como sendo toda substância capaz de **receber um próton**. A base, não necessariamente, necessita possuir o grupo hidroxila, como na definição de Arrhenius, outros solventes podem ser utilizados para dissolver os ácidos e bases. Quando um ácido doa um próton, forma-se a base conjugada deste ácido, da mesma forma, a base, ao receber um próton, dá origem ao ácido conjugado da base. Assim, em solução, os ácidos e as bases existem como pares **ácido/base conjugada** e vice-versa. As teorias descritas anteriormente

foram englobadas na definição de **Lewis** em que **ácido** é toda espécie química capaz de receber um **par de elétrons** enquanto a **base** é definida como toda espécie química capaz de doar o par de elétrons, ampliando o número de substâncias químicas que podem atuar como ácido e como base.

Exercícios Resolvidos



1. Calcule a concentração de íons H^+ em cada uma das amostras a seguir:

a) cerveja, $pH = 4,4$

Solução:

$pH = -\log [H_3O^+]$, logo para se encontrar a concentração de H_3O^+ basta aplicar o inverso da equação do pH que é o antilogaritmo do pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,4} = 3,98 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Lembre-se: a concentração representada pelos colchetes é sempre mol/litro ou Molar ou M.

b) refrigerante coca-cola ($pH = 2,8$)

c) suco de limão ($pH = 2,38$)

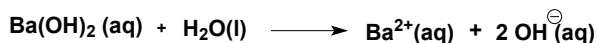
d) alvejante doméstico ($pH = 12$)

2. Calcule o pH e o pOH das seguintes soluções:

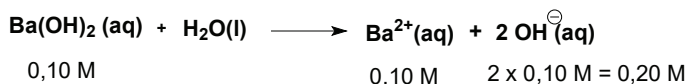
a) Solução aquosa de $Ba(OH)_2$ 0,10 M

Solução:

ácidos e bases fortes se dissociam totalmente em água.
O hidróxido de bário, $Ba(OH)_2$ é uma base forte, assim :



a concentração dos íons formados é igual a concentração inicial da base vezes o índice de cada íon na fórmula química:



aqui calcula-se inicialmente o valor de pOH

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,20 = 0,7$$

$$\text{como } pH + pOH = 14$$

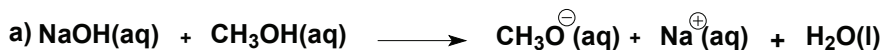
$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,7 = 13,3$$

- b) Solução aquosa de NaOH 0,025 M
- c) Solução aquosa de $\text{Sr}(\text{OH})_2$ 0,0003M
- d) Solução aquosa de HNO_3 0,00056 M
- e) Solução aquosa de HI 0,18 M

Atividades de avaliação



1. Faça uma pesquisa sobre a estrutura molecular da vitamina C, também conhecida como ácido ascórbico. A vitamina C pode ser considerada um ácido de Arrhenius? Justifique sua resposta.
2. Cite os íons formados pela dissociação, em água, das bases a seguir:
a) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ b) $\text{Al}(\text{OH})_3$ c) RbOH
3. Explique a seguinte afirmação:
Toda base de Arrhenius é uma base de Bronsted-Lowry, mas nem toda base de Bronsted-Lowry é uma base de Arrhenius.
4. a) Dê as bases conjugadas dos ácidos abaixo.
i) NH_4^+ ii) H_2O iii) CH_4 iv) HBr v) CH_3OH vi) H_2SO_4
b) Quais os ácidos conjugados das bases abaixo?
i) H_2O ii) NH_3 iii) H_2PO_4^- iv) F^- v) HCOO^- vi) OH^-
5. Pesquise e responda.
a) Qual o pH do sangue humano ? E o pH do sangue de um lagarto? Existe diferença? Por quê?
b) Indique três substâncias do seu cotidiano que sejam ácidos e três que sejam básicas.
6. Uma solução de ácido acético (vinagre) possui pH igual a 4,89. Qual a concentração de íons hidrônio na solução?
7. Se uma solução de hidróxido de sódio possui uma concentração de íons hidroxila igual 0,001 M, qual o pOH da solução? Qual o pH?
8. Pesquise e responda.
Além do exposto anteriormente, que outra explicação pode ser dada para que os elementos do grupo 3A possam agir como ácido de Lewis?
9. O ácido orgânico heptanoico ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_2\text{COOH}$) insolúvel em água pode ser um ácido de Lewis? Justifique.
10. Indique o ácido e a base de Lewis nas reações abaixo.



11. Pesquise e indique o nome, a estrutura química e as cores desenvolvidas em meio ácido e em meio básico de pelo menos três indicadores ácido-base.
12. Divida os alunos em equipes de três. Juntamente com eles, faça um passeio pela escola, por uma praça ou por qualquer lugar onde exista uma diversidade de plantas, de preferência com flores coloridas. Peça aos alunos para coletarem flores e fazerem uma pesquisa sobre as plantas das quais as flores foram retiradas. Cada grupo deve macerar 20 gramas do material coletado em 20 mL de álcool etílico, filtrar o líquido obtido, transferindo para um recipiente conta-gotas de remédio previamente limpo, rotular com o nome da planta e testá-lo com suco de limão e alvejante. Depois, devem construir uma tabela (em papel cartolina) com os resultados obtidos e apresentá-los aos demais colegas da sala, descrevendo também a planta coletada.
13. Dê o nome dos ácidos abaixo:
a) H_2SO_3 b) H_2SO_4
14. Faça uma pesquisa sobre os principais ácidos utilizados na indústria. Indique estrutura química, nome, classificação e formas de uso.
15. Dê o nome das bases abaixo:
a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ b) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ c) $\text{Mn}(\text{OH})_3$
16. Escreva todas as etapas da reação entre o ácido fosfórico e a água. Quantos prótons este ácido pode doar?
17. (ACAFE) Em regiões industriais, o anidrido sulfuroso (SO_2), resultante da queima de combustíveis fósseis, dá origem à chuva ácida na atmosfera, devido a sua oxidação e contato com a precipitação pluviométrica. Em relação a estas regiões, a alternativa **falsa** é:
a) São Paulo e Cubatão são exemplos de cidades onde a incidência de chuvas ácidas é bastante acentuada;
b) Ocorre uma oxidação dos portões de ferro com uma intensidade bem maior que em regiões distantes das regiões industriais;
c) As plantações são bastante afetadas, pois a chuva diminui o pH do solo, retardando o crescimento das mesmas;
d) A vegetação pode secar completamente, caso o período das chuvas seja prolongado;
e) Não é recomendada a utilização de portões de alumínio porque este é atacado pela chuva ácida.
18. Qual dos seguintes ácidos é monoprótico e oxiácido? Justifique. Qual o nome deste ácido?
a) HBr b) H_2SO_3 c) H_2O d) HOCl
19. Dê o nome dos seguintes ácidos:
a) HCN b) H_2CO_3 c) NH_4^+ d) HNO_3 e) H_2S

20. Dê o nome das seguintes bases:

a) ScOH b) CsOH c) Mg(OH)₂ d) Os(OH)₆ e) Al(OH)₃

21. Escreva as estruturas das bases conjugadas dos ácidos abaixo:

a) NH₄⁺ b) HNO₂ c) HClO₄ d) C₆H₅CO₂H e) H₂S

22. Escreva as estruturas dos ácidos conjugados das bases a seguir:

a) HPO₄²⁻ b) HSO₃⁻ c) F⁻ d) CN⁻ e) H₂O

23. Qual a diferença estrutural entre um ácido e sua base conjugada?

24. O íon Cu⁺ é um ácido de:

a) de Bronsted-Lowry

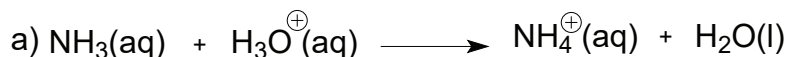
b) de Lewis

c) de Arrhenius

d) nas três teorias

Justifique sua resposta.

25. Indique o ácido, a base, o ácido conjugado e a base conjugada nas reações abaixo. Qual dos ácidos é um ácido de Lewis? Por quê?



26. A metilamina (CH₃NH₂) pode ser considerada tanto uma base de Bronsted-Lowry como uma base de Lewis? Justifique.

27. O íon hidrogenocarbonato (HCO₃⁻) pode ser considerado uma espécie anfiprótica? Justifique.

28. O indicador azul de bromotimol apresenta coloração amarela em meio ácido e coloração azul em meio básico. Se você tem uma solução cuja concentração de íons H⁺ é de 1,83 x 10⁻¹⁰ M, que coloração a solução apresentará quando se adicionar o indicador? Justifique.

Leituras, filmes e sites



Leituras

TERCI, D. B. L. & ROSSI, A. V. **Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução?** Química Nova, vol. 25, n.4, 2002, p.684-688.

GEPEQ. **Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH.** Química Nova na Escola, v. 1, n. 1, 1995, p.32-33.

Sites

FRANCISCO, R. H. P. Meio ambiente e chuva ácida. Revista Eletrônica de Ciências, n. 15, 2003.

http://www.cdcc.usp.br/ciencia/artigos/art_15/chuvaacida.html> Acesso em 27 de jan. de 2009.

Sobre os Autores

Edinilza Maria Anastácio Feitosa: é professora Adjunta do curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Educação de Itapipoca da Universidade Estadual do Ceará - FACEDI/UECE. É graduada em Química Industrial, com mestrado em Química e Doutorado em Química Orgânica pela Universidade Federal do Ceará – UFC. Tem experiência na área de Química Orgânica, com ênfase em Química dos Produtos Naturais. Atualmente é coordenadora do Curso de Licenciatura em Química na FACEDI/UECE.

Francisco Geraldo Barbosa: é professor Adjunto da Universidade Federal do Ceará no Departamento de Química Orgânica e Inorgânica. Graduado em Química Industrial pela Universidade Federal do Ceará, onde fez Mestrado e Doutorado em Química Orgânica. Foi professor Assistente da Universidade Estadual do Ceará, no Curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Educação de Itapipoca – FACEDI/UECE. Atualmente é professor Adjunto da Universidade Federal do Ceará. Atua na graduação e pós graduação da UFC. Atua na área de Química de Produtos Naturais de plantas e de fungos, com ênfase, no isolamento e caracterização de moléculas bioativas.

Cristiane Maria Sampaio Forte: é professora Assistente do curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Educação de Itapipoca da Universidade Estadual do Ceará - FACEDI/UECE. Possui graduação em Química Industrial pela Universidade Federal do Ceará e mestrado em Geociências (área de concentração Geoquímica Ambiental) pela Universidade Federal Fluminense. Atua na área de Química Analítica e Eletroanalítica. Atualmente está cursando Doutorado em Química Analítica na Universidade Federal do Ceará desenvolvendo metodologias eletroanalíticas para determinação de fármacos em medicamentos e em amostras de interesse ambiental.



A não ser que indicado ao contrário a obra **Química Geral I**, disponível em: <http://educapes.capes.gov.br>, está licenciada com uma licença **Creative Commons Atribuição-Compartilha Igual 4.0 Internacional (CC BY-SA 4.0)**. Mais informações em: http://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/deed.pt_BR. Qualquer parte ou a totalidade do conteúdo desta publicação pode ser reproduzida ou compartilhada. Obra sem fins lucrativos e com distribuição gratuita. O conteúdo do livro publicado é de inteira responsabilidade de seus autores, não representando a posição oficial da EdUECE.



Química

Fiel a sua missão de interiorizar o ensino superior no estado Ceará, a UECE, como uma instituição que participa do Sistema Universidade Aberta do Brasil, vem ampliando a oferta de cursos de graduação e pós-graduação na modalidade de educação a distância, e gerando experiências e possibilidades inovadoras com uso das novas plataformas tecnológicas decorrentes da popularização da internet, funcionamento do cinturão digital e massificação dos computadores pessoais.

Comprometida com a formação de professores em todos os níveis e a qualificação dos servidores públicos para bem servir ao Estado, os cursos da UAB/UECE atendem aos padrões de qualidade estabelecidos pelos normativos legais do Governo Federal e se articulam com as demandas de desenvolvimento das regiões do Ceará.



UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CEARÁ

