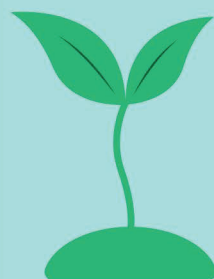
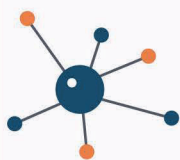
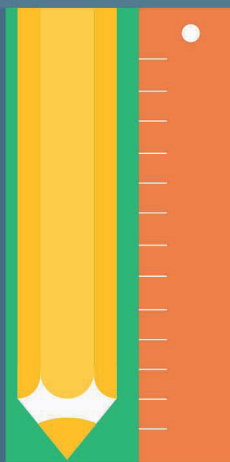
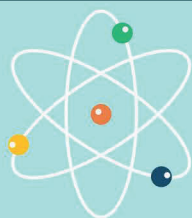
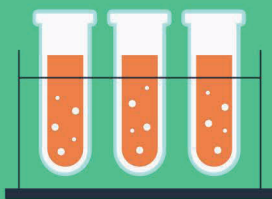


Alaide de Sá Barreto | Alex da Silva Sirqueira
Claudia Cristina Hastenreiter da Costa Nascimento
Glauco Diré Feliciano | Vania Emerich Bucco de Campos

CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA

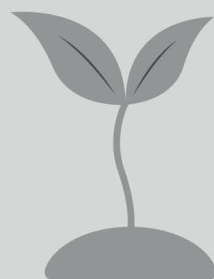
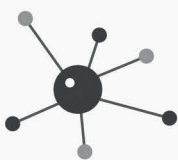
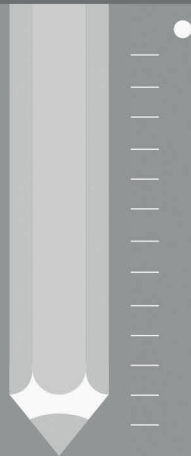
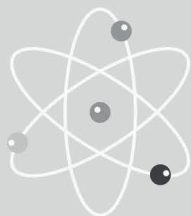
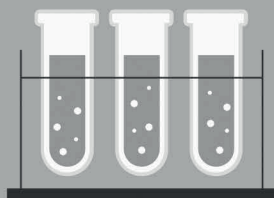
Aulas teóricas e práticas voltadas
para o ensino fundamental, médio e
de jovens adultos



Alaide de Sá Barreto | Alex da Silva Sirqueira
Claudia Cristina Hastenreiter da Costa Nascimento
Glauco Diré Feliciano | Vania Emerich Bucco de Campos

CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA

Aulas teóricas e práticas voltadas
para o ensino fundamental, médio e
de jovens adultos



2026 by Atena Editora

Copyright © 2025 Atena Editora

Copyright do texto © 2026, o autor

Copyright da edição © 2026, Atena Editora

Os direitos desta edição foram cedidos à Atena Editora pelo autor.

Open access publication by Atena Editora

Editora chefe

Prof^a Dr^a Antonella Carvalho de Oliveira

Editora executiva

Natalia Oliveira Scheffer

Imagens da capa

iStock

Edição de arte

Yago Raphael Massuqueto Rocha



Todo o conteúdo deste livro está licenciado sob a Licença Creative Commons Atribuição 4.0 Internacional (CC BY 4.0).

A Atena Editora tem um compromisso sério com a transparência e a qualidade em todo o processo de publicação. Trabalhamos para garantir que tudo seja feito de forma ética, evitando problemas como plágio, manipulação de informações ou qualquer interferência externa que possa comprometer o trabalho.

Se surgir qualquer suspeita de irregularidade, ela será analisada com atenção e tratada com responsabilidade.

O conteúdo do livro, textos, dados e informações, é de responsabilidade total do autor e não representa necessariamente a opinião da Atena Editora. A obra pode ser baixada, compartilhada, adaptada ou reutilizada livremente, desde que o autor e a editora sejam mencionados, conforme a Licença Creative Commons Atribuição 4.0 Internacional (CC BY 4.0).

Cada trabalho recebeu a atenção de especialistas antes da publicação. A equipe editorial da Atena avaliou as produções nacionais, e revisores externos analisaram os materiais de autores internacionais.

Todos os textos foram aprovados com base em critérios de imparcialidade e responsabilidade.

CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA: Aulas teóricas e práticas voltadas para o ensino fundamental, médio e de jovens adultos

| Autores:

Alaide de Sá Barreto

Glaucio Diré Feliciano

Claudia Cristina Hastenreiter da Costa Nascimento

Alex da Silva Sirqueira

Vania Emerich Bucco de Campos

| Revisão:

Os autores

| Diagramação:

Jeniffer Paula dos Santos

| Capa:

Yago Raphael Massuqueto Rocha

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

C569 Ciência viva na escola. Aulas teóricas e práticas voltadas para o ensino fundamental, médio e de jovens adultos / Alaide de Sá Barreto, Alex da Silva Sirqueira, Claudia Cristina Hastenreiter da Costa Nascimento, et al. – Ponta Grossa – PR: Atena Editora, 2026.

Outros autores

Glaucio Diré Feliciano

Vania Emerich Bucco de Campos

Formato: PDF

Requisitos de sistema: Adobe Acrobat Reader

Modo de acesso: World Wide Web

Inclui bibliografia

ISBN 978-65-258-4017-8

DOI <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

1. Ensino de Ciências. 2. Educação científica. 3. Práticas pedagógicas. 4. Aulas práticas de Ciências. I Barreto, Alaide de Sá. II. Sirqueira, Alex da Silva. III. Nascimento, Claudia Cristina Hastenreiter da Costa. IV. Título.

CDD 372.35

Atena Editora

+55 (42) 3323-5493

+55 (42) 99955-2866

www.atenaeditora.com.br

contato@atenaeditora.com.br

CONSELHO EDITORIAL

CONSELHO EDITORIAL

Prof. Dr. Alexandre Igor Azevedo Pereira – Instituto Federal Goiano
Profª Drª Amanda Vasconcelos Guimarães – Universidade Federal de Lavras
Prof. Dr. Antonio Pasqualetto – Pontifícia Universidade Católica de Goiás
Profª Drª Ariadna Faria Vieira – Universidade Estadual do Piauí
Prof. Dr. Arinaldo Pereira da Silva – Universidade Federal do Sul e Sudeste do Pará
Prof. Dr. Benedito Rodrigues da Silva Neto – Universidade Federal de Goiás
Prof. Dr. Cirênio de Almeida Barbosa – Universidade Federal de Ouro Preto
Prof. Dr. Cláudio José de Souza – Universidade Federal Fluminense
Profª Drª Daniela Reis Joaquim de Freitas – Universidade Federal do Piauí
Profª Drª. Dayane de Melo Barros – Universidade Federal de Pernambuco
Prof. Dr. Eloi Rufato Junior – Universidade Tecnológica Federal do Paraná
Profª Drª Érica de Melo Azevedo – Instituto Federal do Rio de Janeiro
Prof. Dr. Fabrício Menezes Ramos – Instituto Federal do Pará
Prof. Dr. Fabrício Moraes de Almeida – Universidade Federal de Rondônia
Profª Drª Glécilla Colombelli de Souza Nunes – Universidade Estadual de Maringá
Prof. Dr. Humberto Costa – Universidade Federal do Paraná
Prof. Dr. Joachin de Melo Azevedo Sobrinho Neto – Universidade de Pernambuco
Prof. Dr. João Paulo Roberti Junior – Universidade Federal de Santa Catarina
Profª Drª Juliana Abonizio – Universidade Federal de Mato Grosso
Prof. Dr. Julio Candido de Meirelles Junior – Universidade Federal Fluminense
Profª Drª Keyla Christina Almeida Portela – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Paraná
Profª Drª Miranilde Oliveira Neves – Instituto de Educação, Ciência e Tecnologia do Pará
Prof. Dr. Sérgio Nunes de Jesus – Instituto Federal de Educação Ciência e Tecnologia
Profª Drª Talita de Santos Matos – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
Prof. Dr. Tiago da Silva Teófilo – Universidade Federal Rural do Semi-Árido
Prof. Dr. Valdemar Antonio Paffaro Junior – Universidade Federal de Alfnas

PREFÁCIO

PREFÁCIO

Caros professores, pesquisadores e apaixonados pela arte de ensinar, é com imensa alegria e profundo respeito que me somo à proposta inspiradora desta obra. O livro “ **CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA** ”, surge como um verdadeiro convite à redescoberta da Química — não como um conjunto árido de fórmulas e conceitos, mas como uma ciência viva, colorida, dinâmica e, acima de tudo, presente no cotidiano de nossos estudantes e de nós mesmos, educadores.

Em tempos de rápidas transformações sociais, tecnológicas e educacionais, o professor é chamado, mais do que nunca, a se reinventar. A formação continuada, quando pensada com sensibilidade e rigor, como nesta obra, torna-se uma poderosa ponte entre o saber acadêmico e a prática pedagógica transformadora. É neste cenário que os conteúdos aqui apresentados ganham forma: A importância pedagógica do ensino de ciências no ensino fundamental, médio e de jovens adultos (EJA), estados físicos da matéria e suas características, as misturas e suas transformações, o átomo, a força dos ácidos e da base, as reações químicas, magia das cores. uma janela para o mundo — tudo isso é oferecido com linguagem clara, atividades práticas e reflexões teóricas que respeitam o saber docente e o cotidiano da escola.

O amor pela docência se revela, em cada página, pelo cuidado dos autores em tornar o conhecimento acessível, lúdico e significativo. A organização da professora Alaide de Sá Barreto, em parceria com os professores Alex da Silva Sirqueira, Claudia Cristina Hastenreiter da Costa Nascimento, Glaucio Diré Feliciano e Vania Emerich Bucco de Campos, nos oferece um caminho de aprendizado conjunto, em que teoria e prática se entrelaçam com coerência e afeto.

Mais do que um livro, esta obra é um gesto pedagógico. Um gesto que acolhe, estimula e valoriza o professor da Educação Básica, reafirmando sua potência como agente de transformação e de encantamento científico. Ao valorizarmos a Química como área do conhecimento e como linguagem de leitura do mundo, também nos aproximamos da missão maior da educação: **tocar vidas, provocar curiosidades, despertar sentidos.**

Aos professores, estudantes, pesquisadores e apaixonados pela arte de ensinar e aprender, deixo este prefácio como um abraço acadêmico: firme na base, mas aberto ao acolhimento.

PREFÁCIO

PREFÁCIO

Que esta leitura seja, portanto, uma experiência de crescimento profissional, de reencontro com a alegria de ensinar e de encantamento com o universo da Química. Que ela desperte em cada educador o desejo constante de aprender, criar e inspirar. Aos professores, estudantes, pesquisadores e apaixonados pela arte de ensinar e aprender, deixo este prefácio como um abraço acadêmico: firme na base, mas aberto ao acolhimento.

Com carinho e ciência,

Marta Relvas

(Professora, Bióloga, com titulação D.h.c. em Educação pela Emil Brunner World University – Flórida, EUA. Doutora e Mestre em Psicanálise, Neuroanatomista, Especialista em Bioética e Neurociência em Educação Especial e Inclusiva e, Psicopedagoga; Professora Universitária da AVM Educacional/ Universidade Candido Mendes, da Universidade Estácio de Sá).

APRESENTAÇÃO

APRESENTAÇÃO

De acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN), a observação, a experimentação, ou a constatação de fatos ou fenômenos **físicos e químicos**, são atividades que promovem a aprendizagem, o desenvolvimento de mentes investigativas e predispostas ao debate científico. A observação, a experimentação, ou a constatação de fatos ou fenômenos atuam, portanto como estratégia de ensino, para fundamentar o ensino de Ciências. Contudo, a forma como é propagado o ensino de Ciências atualmente, tem sido contrária à realidade da disciplina e as necessidades dos assuntos abordados.

A garantia da qualidade do livro didático é conferida pelo Plano Nacional do Livro Didático (PNLD). Cabe ao professor escolher o que mais se adequa a sua prática docente e a realidade do aluno. Contudo, quando o livro é o único meio utilizado pelo professor, os alunos acabam perdendo o interesse. Para que haja o desenvolvimento escolar de qualidade é necessário que o educando tenha curiosidade pelo novo que lhe está sendo apresentado. Um dos fatores mais importantes para a qualidade do ensino de ciências está na implementação de aulas práticas. As aulas práticas são pouco propagadas, sendo justificadas pela falta de tempo para preparar material, assim como a falta de materiais, aliados à falta de segurança em controlar os alunos e de salas adequadas (laboratórios). Apesar dessas dificuldades é possível que o professor veja seu trabalho recompensado onde há aula prática. Aulas práticas assistida e direcionada pode contribuir para a construção do conhecimento científico. Além disso, o acesso aos laboratórios de ciências na educação básica é fundamental para que os estudantes assimilem o planejamento, a execução do projeto e possam discutir os experimentos científicos.

Assim, é com grande satisfação que apresentamos esta compilação que consta como tópicos relevantes da educação básica com aulas práticas ao término de cada capítulo a fim de que os professores e jovens leitores possam desfrutar da Química e a tragam um pouco mais perto de si.

Boa leitura.

Os autores


SUMÁRIO

SUMÁRIO

CAPÍTULO 1 10

A IMPORTÂNCIA PEDAGÓGICA DO ENSINO DE CIÊNCIAS NO ENSINO FUNDAMENTAL, MÉDIO E ENSINO DE JOVENS ADULTOS (EJA)


Glauco Diré Feliciano

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606031>

CAPÍTULO 2 20

ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA E SUAS CARACTERÍSTICAS


Claudia Cristina Hastenreiter Costa Nascimento

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606032>

CAPÍTULO 3 29

AS MISTURAS E SUAS TRANSFORMAÇÕES

Claudia Cristina Hastenreiter Costa Nascimento

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606033>

CAPÍTULO 4 40

O ÁTOMO


Alaide De Sá Barreto

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606034>

CAPÍTULO 5 59

A FORÇA DOS ÁCIDOS E DA BASE


Alaide De Sá Barreto

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606035>

CAPÍTULO 6 77

AS REAÇÕES QUÍMICAS

Vania Emerich Bucco De Campos

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606036>

SUMÁRIO

SUMÁRIO

CAPÍTULO 7 90

MAGIA DAS CORES. UMA JANELA PARA O MUNDO

Alex Da Silva Sirqueira

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.1782606037>



C A P Í T U L O 1

A IMPORTÂNCIA PEDAGÓGICA DO ENSINO DE CIÊNCIAS NO ENSINO FUNDAMENTAL, MÉDIO E ENSINO DE JOVENS ADULTOS (EJA)

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Glaucio Diré Feliciano

A Química, como ciência que estuda a matéria, suas transformações e interações com o meio, desempenha papel fundamental na formação de cidadãos críticos e conscientes. No ambiente escolar, o ensino de Química deve ir além da memorização de fórmulas e reações. Ele precisa ser compreendido como ferramenta pedagógica que possibilita a leitura crítica do mundo, promovendo a integração entre conhecimento científico e os desafios sociais, ambientais, tecnológicos e éticos da contemporaneidade. A Química, enquanto ciência que investiga a matéria, suas transformações e interações com o meio, desempenha um papel essencial na construção de uma sociedade mais crítica, ética e sustentável. Muito além da memorização de fórmulas e reações, o ensino da Química no ambiente escolar deve ser compreendido como uma poderosa ferramenta pedagógica capaz de promover a leitura crítica do mundo e de conectar o conhecimento científico às vivências e desafios da contemporaneidade.

No contexto atual, marcado por crises ambientais, inovações tecnológicas aceleradas e profundas transformações sociais, a Química pode contribuir significativamente para a formação de estudantes capazes de compreender e intervir no mundo de forma consciente. Quando inserida de forma contextualizada, essa ciência estimula a reflexão sobre temas como consumo consciente, poluição, produção de energia, descarte de resíduos, uso de recursos naturais e desenvolvimento sustentável, promovendo o protagonismo dos alunos na busca por soluções para os problemas que afetam o meio ambiente e a sociedade.

A educação em Ciências, especialmente na Educação Básica, deve buscar a integração entre os conteúdos curriculares e as questões que atravessam o cotidiano dos estudantes. Para isso, é fundamental o papel do professor como mediador do conhecimento, que propõe experiências significativas, projetos interdisciplinares e práticas investigativas que despertem o interesse e a curiosidade científica. Vale

ressaltar que entre os fatores mais importantes para a qualidade do ensino de ciências está a implementação de aulas práticas. Aulas práticas assistida e direcionada pode contribuir para a construção do conhecimento científico e, por isso, o acesso aos laboratórios de ciências na educação básica é fundamental para que os estudantes assimilem o planejamento e a execução e possam discutir os experimentos científicos. O ensino de ciências na escola média, assim como o de outras disciplinas, serão auxiliados com a educação prévia dos alunos na escola fundamental. De modo geral, se os alunos oriundos do ensino fundamental têm boa expressão oral e escrita e se já realizaram observações da natureza e experimentos na escola, estes podem começar desde a 1ª série do ensino médio a realização de experimentos de laboratório, medições e observações, e mesmo pequenos projetos experimentais. O ensino de química na modalidade ensino de jovens adultos (EJA) é considerado um desafio, tendo em vista que os discentes apresentam dificuldades de compreensão dos conceitos químicos e insegurança por não se considerarem aptos a aprender. O professor geralmente necessita fazer uso de novas metodologias adequadas ao seu contexto educacional, de forma a desenvolver um ensino que correlacione os conteúdos escolares ao cotidiano de seus discentes. A implementação de aulas práticas pode auxiliar o professor na construção deste conhecimento científico. Afinal, como diz Paulo Freire “*ensinar não é transmitir conhecimento, mas criar as possibilidades para a sua produção ou a sua construção*”. Portanto, professor de Química, nesse cenário, assume um compromisso ético com a formação integral do sujeito, incentivando o pensamento crítico, a autonomia intelectual e a responsabilidade socioambiental. Nesse sentido, a Química torna-se um eixo articulador entre o saber científico e as práticas sustentáveis, colaborando com uma educação voltada para o futuro, para o bem comum e para o cuidado com o planeta. Valorizar o ensino de Química desde a tenra idade como parte de uma educação transformadora é reconhecer seu potencial para empoderar os estudantes e prepará-los para os desafios de um mundo em constante mudança.

1.1- Química como instrumento de leitura do mundo

O conhecimento químico está presente em inúmeras situações cotidianas: na composição dos alimentos, no tratamento da água, nos medicamentos, na indústria, nos cosméticos e na preservação ambiental. Dessa forma, o ensino de Química, quando bem contextualizado, permite ao estudante compreender fenômenos naturais e processos tecnológicos que afetam sua vida e o planeta. A pedagogia da Química deve ser pautada por situações-problema que despertem a curiosidade e o senso investigativo, levando os estudantes a perceberem a relevância do conteúdo estudado. Isso fortalece a construção de um saber científico significativo, com impacto direto na formação da cidadania. A Química é um instrumento poderoso para a

leitura crítica do mundo. Quando integrada à educação científica, especialmente no contexto da Educação Básica, ela ultrapassa os limites do conteúdo técnico para se tornar uma linguagem que possibilita compreender os fenômenos naturais, os processos industriais e os impactos das ações humanas no meio ambiente.

No cenário atual, em que os desafios ambientais, sociais e éticos se entrelaçam, o ensino de Química deve ser orientado por uma abordagem contextualizada, interdisciplinar e comprometida com os princípios da sustentabilidade. Essa perspectiva amplia o papel da Química, transformando-a em uma ferramenta para a formação de cidadãos críticos, capazes de identificar e refletir sobre questões como poluição, uso de recursos naturais, energia, resíduos e qualidade de vida.

Para os professores da Educação Básica esse desafio exige mais do que domínio técnico: requer sensibilidade para integrar os conteúdos químicos à realidade dos alunos, promovendo reflexões sobre temas atuais e relevantes. Ao trazer questões locais e globais para a sala de aula, o ensino de Química pode revelar-se como um espaço de investigação, questionamento e construção de soluções para um futuro mais sustentável.

Portanto, ensinar Química como instrumento de leitura do mundo é reconhecer seu potencial transformador. É formar sujeitos capazes de compreender a complexidade dos sistemas naturais e artificiais, de tomar decisões informadas e de agir com responsabilidade diante dos desafios contemporâneos. É, em última instância, educar para a vida, para a cidadania e para o planeta.

1.2- Interdisciplinaridade e integração com as ciências da natureza

No contexto da Base Nacional Comum Curricular (BNCC), o ensino de Química está inserido na área de Ciências da Natureza, junto com a Física e a Biologia. Essa integração favorece abordagens interdisciplinares que tratam de temas como energia, meio ambiente, saúde, biotecnologia e sustentabilidade. A abordagem interdisciplinar permite ao aluno perceber as interconexões entre os saberes e compreendê-los de forma mais ampla e integrada, estimulando a construção de soluções para problemas reais, o que contribui para um ensino mais humanizado e contextualizado.

O ensino de Ciências na Educação Básica tem como um de seus principais objetivos a formação de sujeitos críticos, reflexivos e capazes de compreender o mundo à sua volta por meio da leitura e interpretação dos fenômenos naturais e sociais. Dentro desse processo, a interdisciplinaridade surge como uma abordagem essencial para promover uma educação mais significativa, integrando saberes e rompendo com a fragmentação do conhecimento. No campo das Ciências da Natureza, essa integração permite que conteúdos de Química, Física e Biologia dialoguem entre si e com outras áreas, como Geografia, Matemática e Educação Ambiental.

A Química, inserida nesse contexto, ganha novo sentido. Ao ser ensinada de forma articulada com outras disciplinas, ela deixa de ser vista apenas como um conjunto de fórmulas, estruturas e reações, passando a ser compreendida como uma ferramenta para entender fenômenos reais — como a composição dos alimentos, o funcionamento do corpo humano, a qualidade da água e do ar, os processos industriais e as transformações ambientais. Essa abordagem favorece o desenvolvimento de competências e habilidades previstas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC), especialmente aquelas relacionadas à resolução de problemas, pensamento crítico, argumentação científica e tomada de decisões.

Para os professores da Educação Básica, trabalhar de forma interdisciplinar exige planejamento colaborativo, criatividade e abertura ao diálogo com outras áreas do conhecimento. É fundamental que os docentes construam pontes entre os conteúdos e a realidade dos estudantes, promovendo projetos, investigações e atividades que envolvam múltiplas perspectivas. Um experimento sobre o pH de substâncias, por exemplo, pode envolver química (propriedades ácido-base), biologia (função dos sucos gástricos), geografia (impacto da chuva ácida) e até matemática (análise de gráficos e medidas).

Além disso, a interdisciplinaridade contribui para uma aprendizagem mais contextualizada e significativa, pois permite ao aluno perceber a utilidade do conhecimento escolar para compreender e agir no mundo. Ao integrar a Química com outras Ciências da Natureza, os professores ampliam as possibilidades de exploração dos conteúdos e fortalecem o papel da educação científica na formação cidadã. Assim, promover a integração entre as Ciências da Natureza no ensino de Química é reconhecer que os problemas reais não se apresentam de forma compartimentalizada. É oferecer aos alunos uma visão mais holística do conhecimento, estimulando o pensamento crítico, a curiosidade investigativa e o compromisso com a sustentabilidade e com a transformação social.

1.3- Ensino de química e desenvolvimento de competências

O ensino de Química colabora com o desenvolvimento de competências cognitivas, sociais e emocionais dos estudantes. Por meio de experimentações, análises, argumentações e resoluções de problemas, os alunos desenvolvem habilidades como pensamento crítico, raciocínio lógico, capacidade de investigação e argumentação científica.

Além disso, atividades práticas e projetos colaborativos favorecem o trabalho em equipe, a autonomia intelectual e a ética no uso do conhecimento. Essas competências são essenciais para a formação de indivíduos que atuem de forma responsável e transformadora na sociedade.

O ensino de Química na Educação Básica vai muito além da simples transmissão de fórmulas, estruturas atômicas e reações químicas. Quando pensado a partir de uma perspectiva pedagógica crítica e transformadora, ele se torna uma importante ferramenta para o desenvolvimento de competências e habilidades fundamentais para a formação integral dos estudantes. Nesse sentido, o professor de Química assume um papel estratégico: mediar a aprendizagem de maneira significativa, conectando os conteúdos científicos à vida cotidiana, às questões sociais e aos desafios do mundo contemporâneo.

A Base Nacional Comum Curricular (BNCC) propõe uma educação voltada para o desenvolvimento de competências gerais, como o pensamento crítico, a argumentação, a resolução de problemas, o letramento científico e a responsabilidade socioambiental. No ensino de Química, essas competências ganham corpo por meio de práticas que estimulem a investigação, a curiosidade, a análise de dados, a tomada de decisões baseadas em evidências e o uso ético do conhecimento científico.

Ao promover um ensino contextualizado, o professor possibilita que os estudantes compreendam a Química como parte da realidade em que vivem. Estudar temas como poluição do ar, tratamento da água, produção de alimentos, uso de medicamentos, fontes de energia e sustentabilidade, por exemplo, permite integrar teoria e prática, ao mesmo tempo em que desenvolve competências cognitivas, sociais e comunicativas.

Além disso, o ensino por competências valoriza o protagonismo do aluno no processo de aprendizagem. Isso exige metodologias ativas que estimulem o pensamento investigativo e a construção coletiva do saber, como projetos interdisciplinares, estudos de caso, experimentação, resolução de problemas e debates. Essas estratégias favorecem não só o domínio dos conceitos químicos, mas também o desenvolvimento da autonomia, da colaboração e da criatividade.

No âmbito pedagógico, é fundamental que o professor esteja atento às diferentes realidades escolares e às necessidades dos estudantes, planejando ações que tornem o conhecimento acessível, relevante e transformador. A formação continuada e o trabalho colaborativo entre docentes também são caminhos importantes para fortalecer uma prática educativa alinhada ao desenvolvimento de competências.

Assim, o ensino de Química, quando pensado sob essa perspectiva pedagógica, contribui não apenas para a alfabetização científica, mas para a formação de cidadãos críticos, conscientes e preparados para atuar de forma responsável em uma sociedade em constante transformação.

1.4- A Química na educação para a sustentabilidade

A crise ambiental global exige a formação de cidadãos conscientes do impacto de suas escolhas no planeta. A Química é uma aliada fundamental nesse processo, pois permite compreender as causas e consequências de fenômenos como a poluição, o aquecimento global, a acidificação dos oceanos, o desmatamento e o uso excessivo de recursos naturais. O ensino de Química deve, portanto, incorporar tanto conjunto de saberes específicos, metodologia característica e epistemologia singular quanto os princípios da educação ambiental e da sustentabilidade, promovendo a reflexão ética e responsável sobre o uso da ciência e da tecnologia. A química verde, os biocombustíveis, a economia circular e o reaproveitamento de resíduos são temas que podem ser explorados de forma crítica e propositiva em sala de aula.

A Química, como ciência central para a compreensão da matéria e suas transformações, ocupa papel fundamental na construção de uma sociedade mais consciente e comprometida com a sustentabilidade. Quando integrada ao currículo da Educação Básica, ela se revela uma poderosa aliada na formação de estudantes críticos, capazes de compreender os impactos das ações humanas sobre o planeta e de atuar de forma responsável diante dos desafios socioambientais do século XXI.

No contexto da Educação para a Sustentabilidade, o ensino de Química deve ir além da abordagem tradicional de conteúdos isolados. Ele precisa incorporar conceitos práticos que permitiram entender de forma mais ampla às Ciências da Natureza e dialogar com temas transversais como meio ambiente, consumo consciente, mudanças climáticas, energia, uso da água, resíduos sólidos, poluição e saúde. Essa articulação promove uma visão sistêmica e integrada do conhecimento, favorecendo a aprendizagem significativa e a formação de uma consciência ecológica.

A escola, como espaço de reflexão e transformação, tem o dever de oferecer aos alunos oportunidades de desenvolver valores, atitudes e competências voltadas para a sustentabilidade. Nesse processo, o ensino de Química e Ciências pode ser orientado por projetos interdisciplinares, experimentações, investigações e estudos de caso que envolvam situações do cotidiano mesclados com conteúdo importantes da Base Nacional Comum Curricular (BNCC), estimulando o pensamento crítico e a tomada de decisões fundamentadas em evidências científicas. A adoção dos princípios da Química Verde, por exemplo, é uma estratégia eficaz para aproximar a ciência da realidade dos estudantes. Ao discutir a importância de processos limpos, do uso racional de recursos naturais e da redução de resíduos, os alunos são convidados a refletir sobre as implicações éticas, sociais e ambientais do desenvolvimento científico e tecnológico. Isso contribui diretamente para a formação de cidadãos comprometidos com a preservação do meio ambiente e com o uso responsável da ciência. Para os professores da Educação Básica, esse desafio exige não apenas

o domínio dos conteúdos químicos, mas também uma postura pedagógica que valorize o diálogo entre ciência, sociedade e ambiente. É necessário planejar aulas que provoquem questionamentos, despertem o interesse dos alunos e promovam a construção de soluções criativas e sustentáveis para problemas reais. O conhecimento químico, quando humanizado e contextualizado, torna-se instrumento de cidadania e de esperança para um futuro mais sustentável.

1.5- Desafios e potencialidades no ensino de química

Apesar de sua importância, o ensino de Química enfrenta desafios como a escassez de recursos didáticos, a dificuldade de acesso a laboratórios, a abstração dos conteúdos e a resistência de alguns estudantes. Para superar esses obstáculos, é necessário investir em formação continuada dos professores, metodologias ativas de ensino, uso de tecnologias educacionais e valorização do conhecimento prévio dos alunos. A utilização de metodologias como a aprendizagem baseada em projetos, experimentos simples com materiais acessíveis, gamificação, uso de vídeos, simulações e visitas técnicas são estratégias que aproximam a teoria da prática e tornam o ensino mais atrativo e significativo.

O ensino de Química na Educação Básica, especialmente nos anos finais do Ensino Fundamental e no Ensino Médio, ainda enfrenta desafios estruturais, pedagógicos e culturais que comprometem seu verdadeiro potencial formativo. Muitas vezes percebida como uma disciplina difícil, abstrata e desconectada da realidade do estudante, a Química acaba sendo reduzida à memorização de fórmulas, nomenclaturas e reações — um percurso que afasta o aluno do sentido real da ciência e empobrece sua experiência educativa. Contudo, é justamente nesse cenário de dificuldades que emergem potencialidades transformadoras, especialmente quando o professor assume seu papel como agente mediador e inovador do processo de ensino-aprendizagem. Boas práticas pedagógicas, baseadas na escuta ativa, no vínculo com os estudantes e na contextualização crítica dos conteúdos, revelam a Química como um campo de conhecimento vivo, dinâmico e profundamente conectado às questões do mundo contemporâneo. Entre os principais desafios, destacam-se:

- A fragmentação dos conteúdos e a falta de conexão entre teoria e prática;
- A carência de laboratórios ou materiais experimentais nas escolas públicas;
- A dificuldade em dialogar com o cotidiano do aluno, tornando o ensino pouco significativo;
- A formação inicial e continuada de professores que, por vezes, não contempla metodologias ativas ou perspectivas socioambientais.

Entretanto, é possível transformar essas barreiras em oportunidades pedagógicas. O professor que enxerga a Química como linguagem para interpretar o mundo é capaz de reinventar sua prática, mesmo com poucos recursos. Uma garrafa PET pode se tornar um reator, uma conversa sobre cosméticos pode se tornar uma aula sobre pH, e a análise da água da torneira pode abrir portas para discussões sobre saúde pública, saneamento básico e desigualdade social. Ao incorporar projetos interdisciplinares, metodologias investigativas, aulas ao ar livre, práticas de laboratório com materiais alternativos e temas geradores como meio ambiente, alimentação, energia e tecnologia, o ensino de Química se transforma em uma jornada de descobertas. Essa abordagem favorece o desenvolvimento de competências essenciais, como o pensamento crítico, a argumentação científica, a tomada de decisões informadas e a valorização do conhecimento como bem coletivo.

Além disso, o ensino de Química precisa ser orgânico, no sentido de ser integrado, vivo, sensível às realidades locais e às trajetórias dos estudantes. Ao permitir que os jovens reconheçam a Química nos alimentos que consomem, nos produtos que utilizam, nos problemas ambientais que enfrentam e nas soluções que podem criar, o professor promove um ensino crítico, que forma cidadãos capazes de questionar, propor e agir com responsabilidade. Portanto, mais do que ensinar equações, ensinar Química é criar pontes entre o saber científico e a vida real. É formar leitores do mundo, capazes de compreender os fenômenos da natureza e os impactos das ações humanas. É cultivar a curiosidade, a autonomia e o senso ético em sala de aula. O desafio é grande, mas a potência do ensino de Química, quando bem conduzido, é ainda maior.

1.6- O papel do professor de ciências como mediador

O professor de Ciências é peça-chave nesse processo. Sua atuação como mediador do conhecimento deve envolver sensibilidade para os contextos sociais e culturais dos estudantes, flexibilidade para adaptar estratégias e disposição para dialogar com outras áreas do saber. A mediação qualificada promove um ambiente de aprendizagem democrático, reflexivo e cooperativo, onde o erro é visto como parte do processo e o aluno é protagonista do seu aprendizado. No cenário educacional contemporâneo, o professor de Ciências deixa de ser apenas o transmissor de fórmulas e regras fixas para assumir um papel mais amplo e significativo: o de mediador do conhecimento, facilitador da aprendizagem e promotor de inclusão. Diante de uma sociedade plural, marcada por desafios ambientais, tecnológicos, sociais e culturais, o ensino de Química precisa ir além dos conteúdos tradicionais para tornar-se acessível, contextualizado e transformador. A mediação docente, nesse contexto, significa mais do que explicar conteúdos: é saber traduzir a linguagem científica em experiências compreensíveis, conectadas ao cotidiano do estudante. Envolve

escutar, observar, provocar questionamentos e adaptar estratégias didáticas de acordo com os diferentes ritmos, histórias de vida, habilidades e formas de aprender. Um professor mediador reconhece que ensinar Química é, antes de tudo, ensinar a pensar, a questionar e a enxergar a ciência como ferramenta de leitura do mundo.

Entre as boas práticas que favorecem um ensino mais inclusivo, destacam-se:

- Uso de recursos didáticos diversificados e acessíveis: vídeos, experimentos simples com materiais do dia a dia, jogos pedagógicos, maquetes, mapas conceituais e até podcasts podem tornar os conteúdos mais atrativos e compreensíveis para estudantes com diferentes estilos de aprendizagem.
- Valorização da realidade local e do conhecimento prévio: o ensino de Química se torna mais significativo quando parte de situações reais vividas pelos alunos, como a qualidade da água da comunidade, o uso de cosméticos, os alimentos industrializados ou os resíduos produzidos em casa.
- Incorporação de metodologias ativas e colaborativas: aprendizagem baseada em projetos, resolução de problemas, investigação científica e trabalho em grupo estimulam o protagonismo estudantil e favorecem a construção coletiva do saber.
- Atuação com empatia e escuta ativa: um professor que acolhe a diversidade dentro da sala de aula, seja ela cultural, social, cognitiva ou emocional, contribui para o desenvolvimento de um ambiente seguro, estimulante e respeitoso para todos.
- Atenção à acessibilidade e inclusão de estudantes com deficiência: adaptar materiais, utilizar recursos multissensoriais, considerar tecnologias assistivas e trabalhar em parceria com a equipe pedagógica são atitudes fundamentais para garantir o direito à aprendizagem de todos os alunos. Neste cenário, o professor de Ciências não atua mais como uma fonte única de saber, mas como um construtor de pontes, entre o conhecimento científico e a vivência dos alunos, entre a teoria e a prática, entre a escola e a sociedade. Ele compreende que incluir não é apenas integrar, mas valorizar cada sujeito como protagonista da sua própria aprendizagem, oferecendo oportunidades reais de acesso, permanência e sucesso no percurso escolar.

Um ensino de Química inclusivo é, portanto, aquele que faz sentido, que desperta a curiosidade, que dialoga com a diversidade e que prepara o estudante para pensar criticamente sobre o mundo que o cerca. Cabe ao professor, como mediador sensível e criativo, guiar esse processo com compromisso ético, sensibilidade social e paixão pelo conhecimento.

1.7- CONCLUSÃO

A Química, quando ensinada de forma contextualizada, no ensino fundamental e médio, crítica e interdisciplinar, contribui significativamente para a formação integral do estudante. Seu valor pedagógico está em promover não apenas o conhecimento científico, mas também a consciência ética, ambiental e cidadã. O ensino de Química deve ser um espaço de construção coletiva do saber, que motive os alunos a compreender e transformar o mundo em que vivem.

REFERENCIAS

BRASIL. Ministério da Educação. Base Nacional Comum Curricular – BNCC. Brasília: MEC, 2018. Disponível em: <https://basenacionalcomum.mec.gov.br/>

CARVALHO, A.M.P. de. Ensino de Ciências por investigação: condições para implementação em sala de aula. São Paulo: Cengage Learning, 2013.

KRASILCHIK, M. Ensino de Ciências: tendências e implicações. 4. ed. São Paulo: EPU, 2004.

FREIRE, P. Pedagogia da Autonomia: saberes necessários à prática educativa. 48. ed. Rio de Janeiro: Editora Paz e Terra, 2014.

DELIZOICOV, D.; ANGOTTI, J.A. PERNAMBUCO, E.A. Ensino de Ciências: fundamentos e métodos. 4. ed. São Paulo: Cortez, 2007.

SANTOS, W. L. P. dos. A importância do ensino de Ciências Naturais nos anos iniciais do Ensino Fundamental. Revista Ciência & Ensino, v.1, n.1, p. 55-68, 2008.

MORTIMER, E.F.; MACHADO, A.M. A construção do conhecimento científico: a importância do discurso em sala de aula. São Paulo: Editora Autêntica, 2008.

BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Básica. Diretrizes Curriculares Nacionais para o Ensino Fundamental. Brasília: MEC/SEB, 2013. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/>



CAPÍTULO 2

ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA E SUAS CARACTERÍSTICAS

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Claudia Cristina Hastenreiter Costa Nascimento

Você já parou para pensar que ao seu redor existem inúmeros materiais que se apresentam em diferentes formas? Os estados físicos da matéria são as diferentes formas em que a matéria pode ser encontrada com base em suas características e propriedades. Existem três estados físicos principais da matéria: sólido, líquido e gasoso. Em algumas situações, também se fala sobre um quarto estado, chamado de plasma. Vamos detalhar cada um deles, vejamos:

- **ESTADO SÓLIDO:** Características: No estado sólido, as partículas (átomos, moléculas ou íons) estão muito próximas umas das outras e organizadas em um padrão regular e definido. Isso confere ao sólido uma forma e um volume fixos, ou seja, ele mantém sua forma e não se expande para preencher o recipiente que o contém. Movimento das partículas: As partículas em um sólido possuem movimento vibracional, geralmente permanecem confinadas em suas posições. Elas não têm liberdade para se mover livremente, como acontece nos estados líquido e gasoso. Exemplos: Rochas, metais, madeira e gelo são exemplos de sólidos comuns.
- **ESTADO LÍQUIDO:** Características: No estado líquido, as partículas estão próximas, mas não tão próximas quanto no estado sólido. Elas têm mais liberdade de movimento do que no sólido, permitindo que o líquido flua e tome a forma do recipiente que o contém. No entanto, o líquido mantém um volume definido. Movimento das partículas: As partículas em um líquido têm movimento mais desordenado do que no estado sólido, permitindo que elas se desloquem umas em relação às outras. Exemplos: Água, óleo, álcool e mercúrio são exemplos de líquidos comuns.
- **ESTADO GASOSO:** Características: No estado gasoso, as partículas estão muito distantes umas das outras, o que lhes confere alta mobilidade. Os gases não têm forma nem volume definidos, eles se espalham para preencher

todo o espaço disponível em um recipiente. Movimento das partículas: As partículas em um gás têm movimento completamente aleatório e rápido, colidindo umas com as outras e com as paredes do recipiente. Exemplos: Oxigênio, nitrogênio, dióxido de carbono e hidrogênio são exemplos de gases comuns.

- **ESTADO DE PLASMA:** O plasma é um estado físico menos comum na Terra e é encontrado em altas temperaturas ou em situações especiais, como dentro das estrelas (Figura 1). É formado quando um gás é aquecido a altas temperaturas, resultando na ionização dos átomos e na formação de íons e elétrons livres. Movimento das partículas: As partículas em um plasma estão altamente ionizadas e, portanto, possuem movimentos muito energéticos, conduzindo eletricidade e exibindo interações eletromagnéticas.

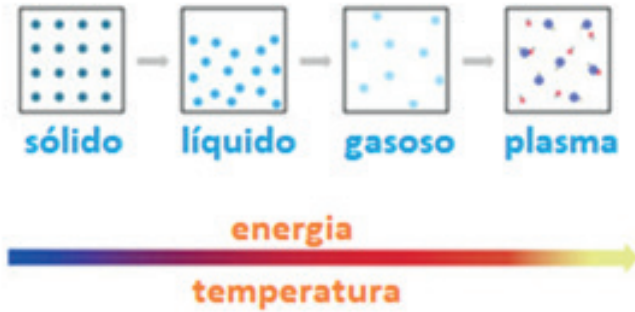
Esses estados físicos da matéria são determinados principalmente pelas forças de atração e repulsão entre as partículas que compõem a matéria (Figura 2). À medida que a energia térmica é adicionada ou removida, as partículas ganham ou perdem energia cinética, o que afeta suas interações e determina o estado físico em que a matéria se encontra.

Figura 1. O Sol e outras estrelas são exemplos de objetos que consistem principalmente em plasma.



Fonte: https://stock.adobe.com/br/images/blue-glowing-multidimensional-plasma-force-field-in-space/439912849?prev_url=detail

Figura 2. Estados da matéria



https://stock.adobe.com/br/images/four-states-of-matter-scientific-school-and-educational-physics-vector-illustration-poster-with-molecular-form-of-solids-liquids-gas-and-plasma-matter-in-different-states-for-example-water/588737721?prev_url=detail

2.1- Exploração das propriedades e mudanças de estado da matéria por meio de atividades práticas.

As propriedades e mudanças de estado da matéria são conceitos fundamentais na química e na física, pois nos ajudam a entender como a matéria se comporta em diferentes condições e circunstâncias. Vamos explorar esses conceitos em detalhes:

2.1.1- Propriedades da matéria:

As propriedades da matéria são características ou atributos que podem ser usados para descrever e identificar uma substância. Elas podem ser divididas em duas categorias principais: propriedades gerais e propriedades específicas. As propriedades gerais da matéria são:

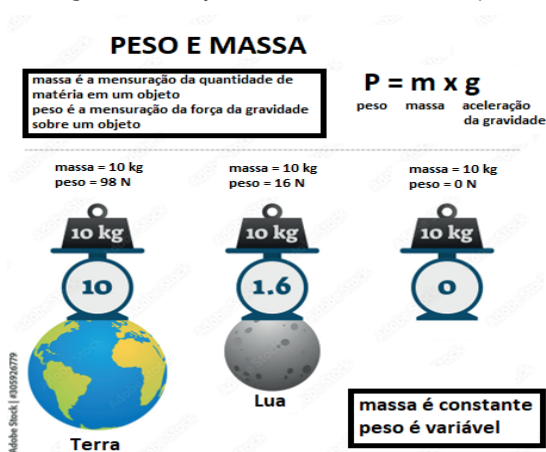
Massa: É a quantidade de matéria em um objeto ou substância.

- Volume: É o espaço ocupado por um objeto ou substância.
- Inércia: A tendência da matéria em permanecer em repouso ou em movimento retilíneo uniforme, de acordo com a primeira lei de Newton.
- Divisibilidade: A capacidade da matéria ser dividida em pedaços menores, até chegar ao nível dos átomos e moléculas.

Observação: Não confunda massa com peso. Embora apresentem conceitos relacionados, eles têm significados diferentes na química e na física. Vamos entender a diferença entre eles:

- A massa é uma propriedade intrínseca de um corpo e não muda, independentemente da localização do objeto no universo. A unidade padrão de massa no Sistema Internacional de Unidades (SI) é o quilograma (kg). A massa de um objeto é a mesma em qualquer lugar do universo.
- O peso, por outro lado, é a força da gravidade agindo sobre a massa de um objeto. Ele varia dependendo da localização do objeto, pois a força da gravidade não é a mesma em todos os lugares. A unidade de medida do peso também é o newton (N), que é uma unidade de força. A relação entre massa e peso é dada pela equação: $\text{Peso} = \text{Massa} \times \text{Gravidade}$ (Figura 3). Onde a gravidade é a aceleração devida à gravidade naquela localização específica. Na superfície da Terra, a gravidade é aproximadamente $9,81 \text{ m/s}^2$. Portanto, se você pegar um objeto com uma massa de 10 kg , o peso desse objeto na superfície da Terra seria: $\text{Peso} = 10 \text{ kg} \times 9,81 \text{ m/s}^2 = 98,1 \text{ N}$. No entanto, se você levar esse mesmo objeto para a Lua, onde a gravidade é muito mais fraca, o peso seria consideravelmente menor, embora a massa permaneça a mesma. Em resumo, a massa é a quantidade de matéria em um objeto e permanece constante, enquanto o peso é a força da gravidade agindo sobre a massa e varia com a localização.

Figura 3. Ilustração dos conceitos de massa e peso



Fonte: https://stock.adobe.com/br/images/weight-and-mass-vector-illustration-labeled-educational-comparison-scheme/305926779?prev_url=detail

Já as propriedades específicas da matéria são:

- Ponto de fusão: A temperatura em que uma substância passa do estado sólido para o líquido.
- Ponto de ebulição: A temperatura em que uma substância passa do estado líquido para o gasoso.
- Densidade: A relação entre a massa e o volume de uma substância.
- Solubilidade: A capacidade de uma substância se dissolver em outra substância.
- Condutividade térmica e elétrica: A habilidade de conduzir calor e eletricidade.

2.1.2- Mudanças de estado da matéria:

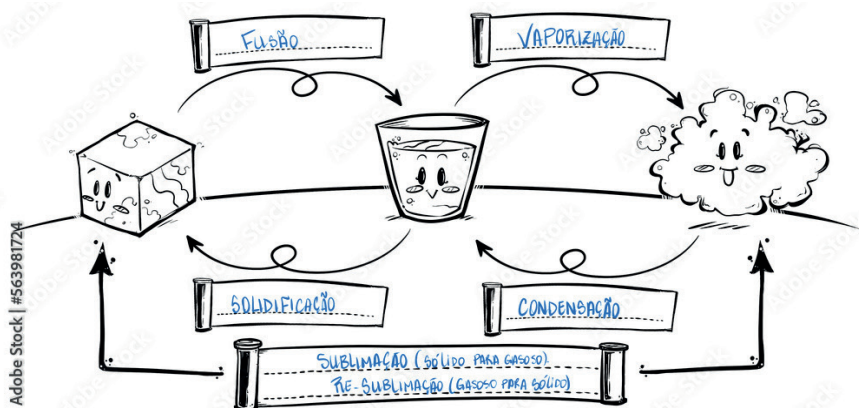
As mudanças de estado da matéria ocorrem quando a energia térmica é adicionada ou removida da substância. Isso pode resultar em transições entre os estados físicos da matéria (sólido, líquido e gasoso). As principais mudanças de estado são:

- Fusão: É a mudança do estado sólido para o líquido, ocorrendo quando a substância absorve energia térmica suficiente para que suas partículas tenham movimentos mais rápidos e desorganizados, rompendo o padrão cristalino do sólido.
- Solidificação: É a mudança do estado líquido para o sólido, ocorrendo quando a substância perde energia térmica suficiente para que suas partículas se tornem mais lentas e organizadas, formando uma estrutura cristalina.
- Vaporização: É a mudança do estado líquido para o gasoso e pode ocorrer em dois processos distintos:
- Evaporação: Acontece na superfície do líquido, mesmo em temperatura ambiente, quando as partículas mais energéticas escapam da superfície e se transformam em gás.
- Condensação: É a mudança do estado gasoso para o líquido, ocorrendo quando o gás perde energia térmica suficiente para que suas partículas se unam novamente e formem líquido.
- Sublimação: É a mudança direta do estado sólido para o gasoso, ou vice-versa, sem passar pelo estado líquido. Isso acontece quando a substância ganha energia térmica suficiente para saltar diretamente do sólido para

o gás ou perder energia térmica suficiente para passar diretamente do gás para o sólido.

Essas mudanças de estado são reversíveis (Figura 4), ou seja, podem ocorrer em ambas as direções, dependendo das condições de temperatura e pressão. A compreensão das propriedades e mudanças de estado da matéria é essencial para diversos campos, como a indústria, a meteorologia, a climatologia e a química.

Figura 4. Mudanças de estado da matéria



Fonte: https://stock.adobe.com/br/images/schemes-of-changes-in-the-physical-state-of-matter-change-of-physical-state-of-water-change-of-physical-state-solid-liquid-gaseous/563981724?prev_url=detail

2.2- Aplicação prática – A torre de líquidos.

Será possível construir uma torre de líquidos? Nesta sugestão de prática você verá que sim! Siga a sequência descrita no item “Procedimento Experimental” e responda:

- Qual propriedade específica permite que os líquidos utilizados na demonstração prática não se misturem e permaneçam “empilhados”?

Materiais e Reagentes

- Bécher, copo de vidro de 200 mL ou jarra de vidro.
- Palito de picolé.
- 3 colheres de sobremesa de açúcar

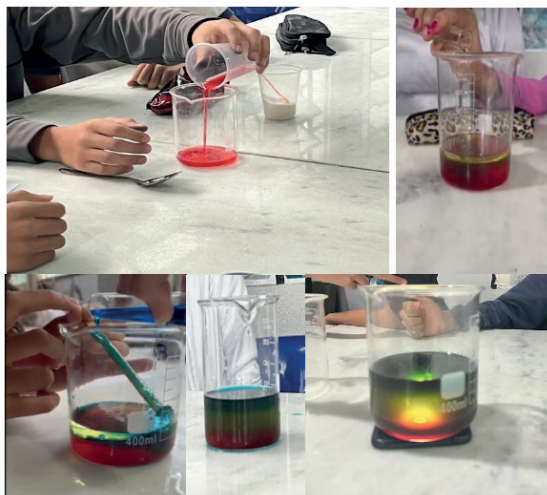
- 50 mL de gelatina vermelha já preparada em água quente (adição de 3 colheres de sobremesa de açúcar)
- 50 mL de gelatina amarela já preparada em água (pura, sem adição de açúcar), ou 50 mL de óleo de soja.
- 50 mL de álcool etílico (Etanol) 70% ou 92,8% colorido (adicionadas 6 gotas de corante alimentício azul).

Procedimento Experimental

Prepare em 50 mL de água quente 1 colher de sopa de gelatina vermelha. Deixe esfriar e adicione 3 colheres de açúcar. De igual modo prepare a gelatina de cor amarela, lembrando que nela não será adicionado açúcar. Se preferir, a segunda gelatina pode ser substituída por 50 mL de óleo de soja. Adicione em 50 mL de álcool, etanol, na concentração de 70% ou superior, 6 gotas de corante alimentício na cor azul. Transfira a gelatina vermelha, previamente preparada, para um béquer, proveta, copo, ou jarra de vidro, com capacidade mínima de 200 mL. Com o primeiro líquido em repouso adicione o segundo líquido (gelatina amarela ou óleo de soja), vagarosamente com o auxílio de uma seringa ou pipeta, deixando-o escorrer por um palito de picolé, tomando cuidado para que não caia diretamente sobre o primeiro. Após a estabilização completa do segundo líquido, adicione o terceiro componente, o álcool previamente adicionado do corante alimentício. Aguarde por 5 minutos deixando o recipiente parado. Se preferir, pode colocar uma fonte luminosa, como a lanterna de um celular para destacar a separação dos líquidos (Figura 5). Anote os eventos observados e discuta os resultados

Importante: Comece com a gelatina com açúcar, seguindo a ordem até o álcool. O recipiente em que os líquidos serão “empilhados” deve ser incolor, transparente, e, preferencialmente, cilíndrico.

Figura 5. Etapas do procedimento experimental “Torre de líquidos”



Fonte: Claudia C. H. C. Nascimento

CONCLUSÃO

O princípio desse experimento está baseado na diferença de densidade dos líquidos. O empilhamento é possível porque depositamos o mais denso primeiro, seguido de um intermediário e finalizando com o de menor densidade.

REFERENCIAS

VOGUEL, A.I. Química Analítica Qualitativa, 5ª Edição, Editora Mestre Jou, São Paulo, 1981.

KOTZ, J.C. TREICHEL JR., P. M. Química Geral, Ed. Thomson, 5ª edição, 2003.

BROWN, T. L., LEMAY, H.E., BURSTEN, B.E., MURPHY C.J., WOODWARD, P.M. STOLTZFUS, M.W. Química- A Ciência Central, 13ª edição, Pearson Education do Brasil, São Paulo, 2016.

DOS SANTOS, I.A.P., SANTOS, A.S. DOS SANTOS, A.P., DOS SANTOS, M.C., COELHO-JUNIOR, A., DA SILVA, M.B., SILVA, J. dos S. Torre de líquidos: A utilização da experimentação nas aulas de química no Ensino Médio. 54º Congresso Brasileiro de Química, Química e sociedade motores da sustentabilidade. Trabalhos: Ensino de Química, de 03 a 07 de novembro. 2014. Disponível em: <https://www.abq.org.br/cbq/2014/trabalhos/6/5621-10352.html> Acesso em: 28 ago. 2023.

PORTAL DO PROFESSOR MEC. A água e seu estado físico. Série Plano de Aula; Ciências. 2012. 10 p. Disponível em: <http://portaldoprofessor.mec.gov.br/storage/materiais/0000016762>. PDF Acesso em: 20 ago 2023.

ZUCCO, C. Química para um mundo melhor. Química Nova, v. 34, n. 5, p. 733–733, 2011. Disponível em: <https://doi.org/10.1590/S0100-40422011000500001> Acesso em: 15 ago 2023.



CAPÍTULO 3

AS MISTURAS E SUAS TRANSFORMAÇÕES

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Claudia Cristina Hastenreiter Costa Nascimento

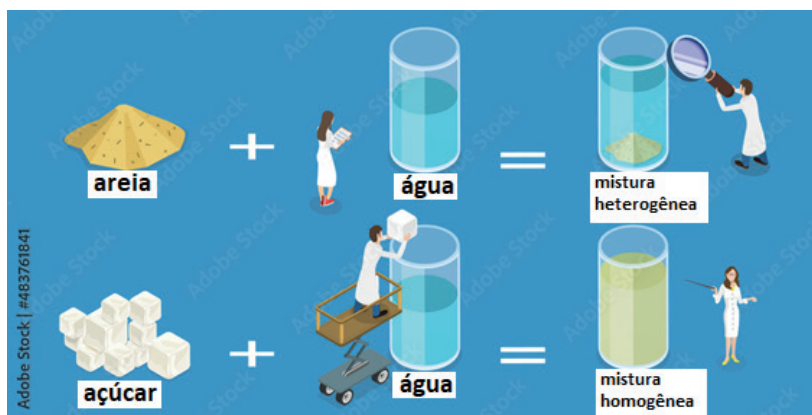
O estudo das misturas e suas transformações é uma parte fundamental da Química que estuda como diferentes substâncias podem ser combinadas e como essas combinações podem ser alteradas através de diversos processos. Outro alvo é o entendimento de como essas misturas podem ser separadas e como os seus componentes passam por transformações físicas e químicas. Esses princípios são essenciais para entender uma ampla gama de processos químicos que ocorrem em nosso mundo. Neste capítulo vamos discutir os principais conceitos relacionados a esse tema.

3.1- Estudo das misturas e sua classificação.

Uma mistura é uma combinação de duas ou mais substâncias que estão fisicamente juntas, mas não estão quimicamente combinadas. As substâncias em uma mistura mantêm suas propriedades químicas individuais.

Misturas podem ser classificadas em homogêneas (Figura 6) e heterogêneas. As misturas homogêneas, também denominadas soluções, são aquelas em que os componentes estão uniformemente distribuídos, como uma solução de sal em água. Já as misturas heterogêneas têm componentes que não estão uniformemente distribuídos, como uma mistura de óleo e água.

Figura 6. Mistura heterogênea versus mistura homogênea



Fonte: https://stock.adobe.com/br/images/3d-isometric-flat-vector-conceptual-illustration-of-homogeneous-and-heterogeneous-mixtures-solution-of-water-and-salt-and-mixture-of-water-and-sand/483761841?prev_url=detail

MISTURAS HOMOGÊNEAS (OU SOLUÇÕES):

São aquelas em que os componentes estão distribuídos de maneira uniforme e não é possível distinguir visualmente ou através de microscopia óptica as diferentes substâncias presentes.

A fase dispersa (substância dissolvida) é chamada de soluto, enquanto a fase dispersante (meio em que o soluto está dissolvido) é chamada de solvente.

Exemplos comuns de soluções incluem:

- Água salgada (água como solvente e sal como soluto).
- Ar atmosférico (uma mistura de gases onde o nitrogênio é o principal componente).
- Bebidas como refrigerantes (água como solvente e açúcar, dióxido de carbono e outros componentes como solutos).

MISTURAS HETEROGÊNEAS:

São aquelas em que os componentes não estão uniformemente distribuídos e podem ser distinguidos visualmente ou através de microscopia óptica. Essas misturas podem ser subdivididas em várias fases, cada uma contendo diferentes substâncias. Exemplos de misturas heterogêneas incluem:

- Uma mistura de óleo e água, onde você pode ver claramente a separação entre as duas fases.
- Uma salada de frutas, onde diferentes frutas são visíveis como componentes separados.
- Granito, uma rocha composta por minerais diferentes, como feldspato, quartzo e mica.

As misturas coloidais são um tipo especial de mistura heterogênea onde as partículas dispersas são maiores do que as moléculas em uma solução, mas menores do que as partículas em uma mistura heterogênea comum.

Um exemplo é a gelatina, onde partículas de gelatina se dispersam na água para formar uma mistura coloidal.

Suspensões são misturas heterogêneas em que partículas sólidas ou líquidas são suspensas em um meio líquido ou gasoso. As partículas de uma suspensão são geralmente maiores e não permanecem uniformemente dispersas; elas tendem a sedimentar com o tempo. Exemplos de suspensões incluem tinta, onde pigmentos sólidos são suspensos em um líquido, e água barrenta, onde partículas de terra ou argila estão suspensas na água. Essas classificações são úteis para entender as propriedades físicas e o comportamento das misturas. A escolha de qual tipo de mistura usar depende das necessidades específicas de uma aplicação ou processo, e a compreensão dessas categorias é fundamental para a química e a ciência dos materiais

3.2- Separação de misturas:

A separação de misturas é um processo importante na química e na vida cotidiana, envolvendo a separação dos componentes de uma mistura com base em suas diferentes propriedades físicas e/ou químicas. Existem várias técnicas de separação de misturas, cada uma adequada para tipos específicos de misturas e com base nas características dos componentes envolvidos. Veremos algumas das técnicas mais comuns de separação de misturas:

Filtração: A filtração é usada para separar uma mistura heterogênea que contém um sólido e um líquido, onde o sólido não se dissolve no líquido. Um papel de filtro ou uma malha fina é colocado em um funil, e a mistura é vertida através dele. O líquido passa pelo papel ou malha, enquanto o sólido é retido.

Decantação: A decantação é a separação de misturas heterogêneas de líquidos imiscíveis (não se misturam). A mistura é deixada em repouso, permitindo que os

componentes mais densos se depositem no fundo do recipiente. O líquido menos denso é então cuidadosamente drenado.

Centrifugação: A centrifugação é uma técnica de separação usada para misturas heterogêneas de sólidos em suspensão em um líquido. O recipiente contendo a mistura é colocado em uma centrífuga, que gira rapidamente. A força centrífuga faz com que os sólidos mais densos se depositem no fundo do recipiente.

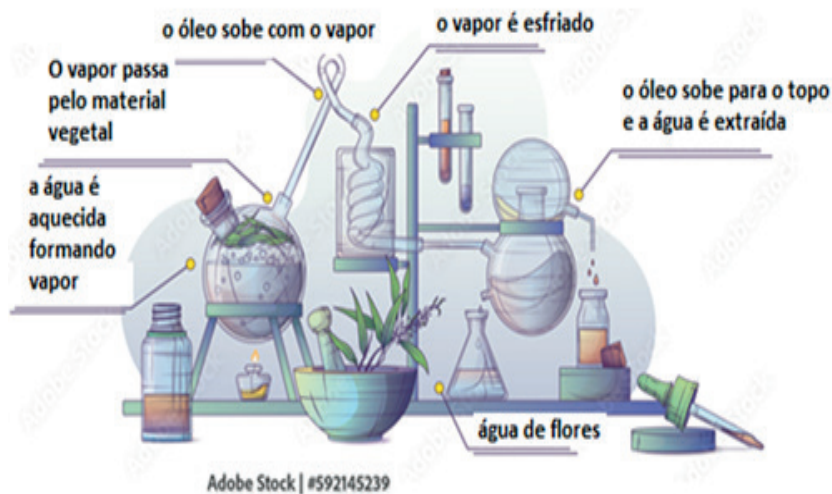
Peneiração: peneiração é usada para separar misturas de sólidos de diferentes tamanhos de partículas. A mistura é passada por uma peneira ou tela, que permite que as partículas menores passem através dela, enquanto as partículas maiores são retidas.

Cristalização: A cristalização é usada para separar um sólido dissolvido em um líquido, quando o sólido tem baixa solubilidade em temperaturas mais baixas. O líquido é aquecido para dissolver o sólido e depois resfriado, fazendo com que o sólido precipite na forma de cristais.

Evaporação: A evaporação é usada para separar um soluto de um solvente em uma mistura homogênea (solução) quando o soluto é volátil (evapora facilmente). O solvente é evaporado, abandonando o soluto.

Destilação: A destilação é usada para separar misturas homogêneas de líquidos com diferentes pontos de ebulição. A mistura é aquecida, e os componentes com menores pontos de ebulição evaporam primeiro. Os vapores são condensados de volta para líquido e coletados separadamente (Figura 7).

Figura 7. Separação de óleo essencial por destilação a arraste a vapor.



Fonte: https://stock.adobe.com/br/images/technological-production-of-essential-oil-and-flower-water-infographic-banner-steam-distillation-apparatus-vector-illustration-of-making-tea-tree-oil-in-a-chemical-laboratory/592145239?prev_url=detail

Cromatografia: A cromatografia é uma técnica usada para separar componentes de uma mistura homogênea com base em suas diferentes afinidades por uma fase móvel (líquido ou gás) e uma fase estacionária (sólido ou líquido). À medida que a fase móvel flui através da fase estacionária, os componentes da mistura se movem a diferentes velocidades e são separados.

Essas são algumas das principais técnicas de separação de misturas. A escolha da técnica apropriada depende das características da mistura e dos componentes a serem separados. Cada técnica explora as propriedades físicas e químicas dos componentes para alcançar uma separação eficaz.

3.3- Observação das transformações físicas e mudanças de propriedades das substâncias.

As transformações físicas são processos que ocorrem sem que as substâncias envolvidas sofram uma mudança na sua composição química. Em outras palavras, durante uma transformação física, as ligações químicas entre os átomos ou moléculas das substâncias não são quebradas ou formadas. Em vez disso, as mudanças ocorrem nas propriedades físicas das substâncias, como forma, estado físico, tamanho ou fase, enquanto suas identidades químicas permanecem inalteradas. Veremos mais

detalhadamente esse conceito, discutindo sobre algumas transformações físicas comuns, bem como as mudanças de propriedades associadas a elas:

- **Propriedades Físicas e Propriedades Químicas:** As substâncias têm várias propriedades que podem ser classificadas em dois tipos principais: propriedades físicas e propriedades químicas. Propriedades físicas são características que podem ser observadas ou medidas sem que ocorra uma mudança na composição química da substância. Exemplos incluem densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, cor, odor e condutividade elétrica. Propriedades químicas, por outro lado, descrevem como uma substância reage com outras substâncias e envolvem mudanças na composição química. Exemplos incluem a capacidade de combustão, a capacidade de reagir com ácidos ou bases, a formação de novos produtos químicos, entre outros.
- **Mudança de Estado Físico:** Uma das transformações físicas mais comuns é a mudança de estado da matéria, que envolve a passagem de uma substância de um estado físico para outro. Como visto anteriormente, os três estados físicos mais comuns são sólido, líquido e gasoso. Exemplo: A água pode mudar de estado sólido para líquido ao derreter (0°C a 100°C) e de líquido para gasoso ao ferver (100°C a 373°C), sem que sua composição química seja alterada.
- **Dissolução:** A dissolução é o processo pelo qual um soluto se mistura uniformemente em um solvente para formar uma solução. Exemplo: A dissolução de açúcar em água resulta em uma solução açucarada. O açúcar não se transforma em uma substância diferente; ele simplesmente se mistura com a água.
- **Mudança de Tamanho ou Forma:** A mudança de tamanho ou forma de um objeto é uma transformação física. Isso pode ocorrer através de processos como corte, dobração, esticamento ou compressão. Exemplo: Cortar uma folha de papel não altera a natureza química do papel; apenas muda sua forma e tamanho.
- **Mudanças de Estado Cristalino:** Muitas substâncias sólidas podem existir em diferentes formas cristalinas. A transformação de uma forma cristalina para outra é uma transformação física. Exemplo: O grafite e o diamante são duas formas cristalinas diferentes do carbono sólido.
- **Mudanças de Cor e Estado de Agregação:** Algumas substâncias podem mudar de cor ou de estado de agregação (por exemplo, de líquido para sólido) em resposta a mudanças de temperatura ou pressão. Exemplo: A cera de parafina muda de cor de sólido branco para líquido transparente à medida que é aquecida, mas sua composição química permanece a mesma.

É importante destacar que, embora as transformações físicas não alterem a composição química das substâncias envolvidas, elas podem alterar algumas propriedades físicas das substâncias, como densidade, solubilidade e condutividade elétrica. Portanto, compreender as transformações físicas é crucial para diversas aplicações em química, física, engenharia e outras áreas científicas e tecnológicas.

Mudança da propriedade química

A compreensão da mudança da propriedade química é fundamental na química, pois essas transformações são a base para a síntese de novos compostos químicos, a produção de produtos químicos industriais e a compreensão das reações químicas que ocorrem na natureza e em laboratórios. Além disso, a identificação das mudanças de propriedade química é importante para garantir a segurança em processos químicos e na manipulação de substâncias químicas. As principais características que possibilitam determinar que houve mudança na propriedade química da molécula são:

- **Formação de Novas Substâncias:** A característica mais marcante de uma mudança de propriedade química é a formação de novas substâncias com propriedades diferentes das substâncias originais.
- **Mudança de Composição Química:** Durante uma transformação química, os átomos ou íons nas moléculas dos reagentes são rearranjados para formar novas moléculas nos produtos. Isso resulta em uma mudança na composição química das substâncias envolvidas.
- **Liberação ou Absorção de Energia:** Muitas reações químicas liberam ou absorvem energia na forma de calor, luz ou som. A quantidade de energia envolvida varia de reação para reação.
- **Mudanças nas Propriedades Físicas:** As mudanças de propriedade química podem estar associadas a mudanças nas propriedades físicas das substâncias, como cor, odor, estado físico, solubilidade, densidade, ponto de fusão ou ponto de ebulição.

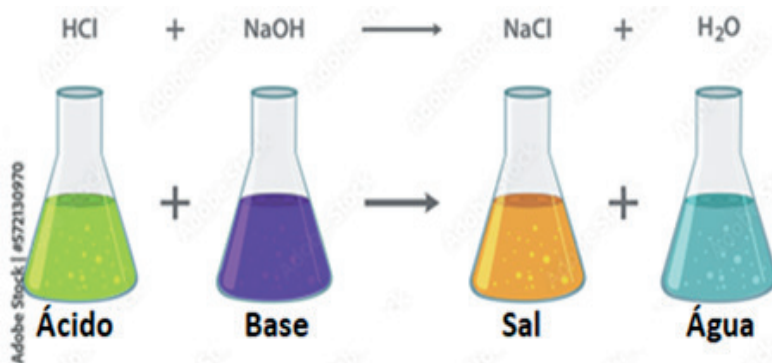
São exemplos das mudanças da propriedade química de uma substância:

- **Combustão:** A combustão é uma reação química em que uma substância (geralmente um combustível, como o hidrocarboneto) reage com oxigênio do ar para produzir dióxido de carbono, água e energia na forma de calor e luz. Exemplo: A queima de gasolina em um motor de automóvel é uma reação de combustão.
- **Fermentação:** A fermentação é uma reação química que envolve a conversão de açúcares em álcool e dióxido de carbono por microrganismos, como

leveduras. Exemplo: A fermentação é usada na produção de pão e bebidas alcoólicas, como cerveja e vinho.

- Oxidação e Redução: As reações de oxidação e redução (redox) envolvem a transferência de elétrons entre substâncias químicas. Exemplo: A oxidação do ferro (Fe) na presença de oxigênio do ar forma óxido de ferro (Fe_2O_3), conhecido como ferrugem.
- Hidrólise: A hidrólise é uma reação química na qual uma substância é quebrada em seus componentes originais pela adição de água. Exemplo: A hidrólise da sacarose (açúcar de mesa) resulta na formação de glicose e frutose.
- Reações de Decomposição: As reações de decomposição ocorrem quando uma substância se decompõe em duas ou mais substâncias diferentes. Exemplo: A decomposição térmica do bicarbonato de sódio (NaHCO_3) produz dióxido de carbono (CO_2), água (H_2O) e carbonato de sódio (Na_2CO_3).
- Reações Ácido-Base: As reações ácido-base (Figura 8) envolvem a transferência de prótons (íons H^+) entre substâncias químicas. Exemplo: A neutralização de um ácido forte, como o ácido clorídrico (HCl), com uma base forte, como o hidróxido de sódio (NaOH), resulta na formação de água (H_2O) e cloreto de sódio (NaCl).

Figura 8. Reação ácido-base. Formação de sal neutro (pH= 7)



Fonte: https://stock.adobe.com/br/search/images?load_type=search&is_recent_search=&search_type=usertyped&k=rea%C3%A7%C3%B5es+acido+base+quimica&native_visual_search=&similar_content_id=&asset_id=572130970

3.4- Aplicação prática - Cromatografia em Papel

Um método de separação físico, a cromatografia em papel pode ser utilizada para uma análise qualitativa. Além da separação, é possível a identificação de compostos apolares, tais quais pigmentos, íons metálicos, aminoácidos e açúcares. Mas será que precisamos de materiais sofisticados para realizar essa análise? A proposta de prática a seguir, demonstra que com materiais caseiros, é possível aplicar um método de separação baseado no diferencial de migração das substâncias sobre uma fase fixa, chamada de fase estacionária.

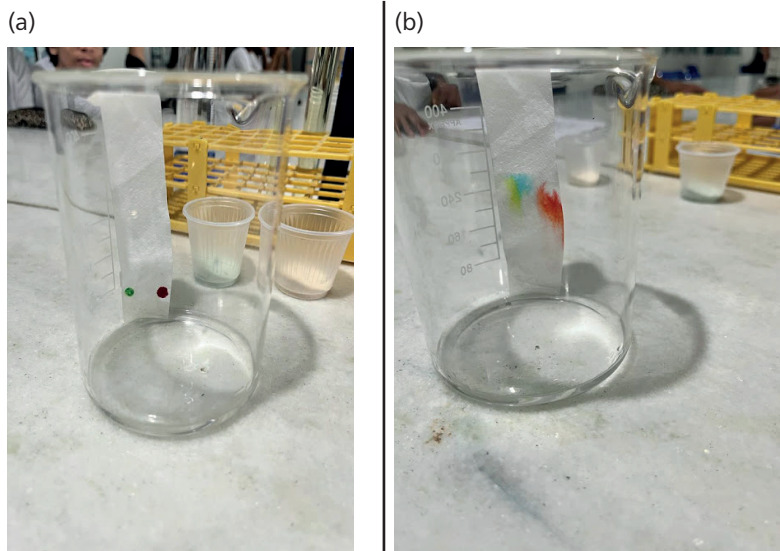
Materiais e reagentes

- Bécher, ou copo de vidro de 200 mL transparente.
- Uma tira de 2 cm de largura por 5 cm de comprimento de papel de filtro (pode ser o utilizado para cafeteiras, essa é nossa fase estacionária).
- 2 canetinhas hidrocores com cores secundárias ou terciárias (Amostras)
- Etanol 70% (fase móvel) em quantidade suficiente para cobrir o fundo do recipiente, porém, sem margear o analito (amostras de cores).
- Pregadores de madeira para segurar a fase estacionária no recipiente.

Procedimento experimental

Meça no Bécher o tamanho aproximado do papel antes de cortá-lo. O corte deve ser o mais reto possível (use régua). Utilizando uma régua, trace uma linha reta com um lápis a 1,5 cm da extremidade inferior do papel. Marque, sobre a linha, dois pontos equidistantes com um lápis, numerando-os de 1 a 2. Faça pequenos círculo sobre estes pontos com duas canetas hidrocores de cores diferentes. Deposite em um bécher ou copo de vidro transparente, uma pequena quantidade de etanol 70%, suficiente para cobrir o fundo e molhar a ponta da tira de papel sem alcançar a tinta (Figura 9). Fixe a tira de papel na borda do bécher com auxílio de um pregador de madeira se necessário. Mantenha a tira de papel na vertical e insira-a no bécher. Observe que a fase móvel (etanol 70%) “arrasta” os componentes da mistura pelo papel. Quando a linha do solvente atingir aproximadamente 1 cm antes da extremidade superior no papel, remova-o do bécher e deixe-o secar naturalmente na capela ou sobre a bancada. Anote os eventos observados e discuta os resultados.

Figura 9. Cromatografia em papel. (a)- Círculos preenchidos com duas cores diferentes de canetinhas hidrocor. Observe que a quantidade de fase móvel (etanol 70%) foi suficiente para molhar a ponta da tira de papel sem alcançar o círculo de tinta, (b)- Os componentes mais solúveis na fase estacionária serão seletivamente retidos, apresentando uma movimentação mais lenta.



Fonte: Claudia C. H. C. Nascimento

CONCLUSÃO

A cromatografia (Figura 9) é um método físico-químico de separação por meio da migração diferencial de seus componentes em duas fases imiscíveis (fase móvel e fase estacionária). A fase móvel será responsável por arrastar os componentes da mistura pela fase estacionária. A fase móvel desloca-se sobre o papel por ação de capilaridade. A separação dos componentes da mistura ocorre devido à interação entre os componentes da amostra (substâncias que compõem a tinta) e as fases estacionária e móvel. Já a distribuição dos componentes da mistura (substâncias que compõem a tinta) está relacionado com a solubilidade relativa de cada componente nas duas fases. As substâncias solúveis na fase móvel tendem a percorrer maior distância do ponto de aplicação. Já as menos solúveis, a fase móvel tende a ficar próximo ao ponto de aplicação da amostra. Vale ressaltar que a técnica de Cromatografia em papel (CP) é classificada como cromatografia por partição, onde a fase móvel (solvente) e a fase estacionária [o líquido (água) retido na parede celulósica do papel] são líquidos. Isto é, a separação dos componentes de uma mistura em CP ocorre pela distribuição destes, entre dois líquidos, a fase móvel e a fase estacionária sobre um suporte sólido (papel).

REFERÊNCIAS

AYRES-PEREIRA, T.I. Transformações químicas: visões e práticas de professores de ciências. Dissertação (Mestrado) Universidade de São Paulo, Faculdade de Educação, Instituto de Física, Instituto de Química e Instituto de Biociências. São Paulo, 2013. Disponível em: Acesso em: https://teses.usp.br/teses/disponiveis/81/81132/tde-10042014-200912/publico/Terezinha_Iolanda_Ayres_Pereira.pdf 20 jan. 2024.

COLLINS, C.H., BRAGA, G.L., BONATO, P.S. *Fundamentos de cromatografia*. Campinas: Editora da UNICAMP, 2006. 452p.

SILVA, D.S. da; COUTINHO, L.C. de S.; RIZZATTI, I.M.; OLIVEIRA, A.C. de. A contextualização e a experimentação cromatográfica em papel como auxílio na transmissão dos conceitos de misturas e métodos de separação. *Revista Educação Pública*, v. 20, nº 1, 7 de janeiro de 2020. Disponível em: <https://educacaopublica.cecierj.edu.br/artigos/20/1/a-contextualizacao-e-a-experimentacao-cromatografica-em-papel-como-auxilio-na-transmissao-dos-conceitos-de-misturas-e-metodos-de-separacao> Acesso em: 30 ago 2023.



C A P Í T U L O 4

O ÁTOMO

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Alaide De Sá Barreto

Já estudamos que a Química estuda a composição da matéria e tudo aquilo que está relacionado às suas transformações. Vimos também que a matéria é tudo que ocupa lugar no espaço e tem massa. Logo, a matéria é o material físico do universo. Portanto, estudar a estrutura da matéria significa estudar suas unidades fundamentais, propriedades, organização e as suas transformações.

Os átomos são as unidades fundamentais da matéria. Eles são os pilares centrais da química, no sentido de que quase todos os fenômenos químicos podem ser explicados em termos de suas propriedades. A natureza da matéria e suas propriedades sempre foram motivo de preocupações desde tempos remotos. Registros sobre o assunto foram encontrados em antigos povos que habitavam a Mesopotâmia. E ainda hoje existem vários pontos sobre a origem da vida que permanecem sem resposta. Esse é sem dúvida, um dos principais questionamentos feitos em todos os tempos pela humanidade.

Na antiga Grécia (460 a.C.) os filósofos Leucipo e Demócrito afirmavam que o mundo era formado por um número infinito de partículas muito pequenas e indivisíveis denominadas de átomos (do grego, a = “não” e tomo = “divisível”). Portanto, para os antigos gregos era impossível dividi-lo. Com o avanço da ciência vários cientistas tentaram definir o átomo quanto à sua forma. Surgiram no cenário científico várias teorias e modelos (Figura 10) sobre sua forma física, são eles:

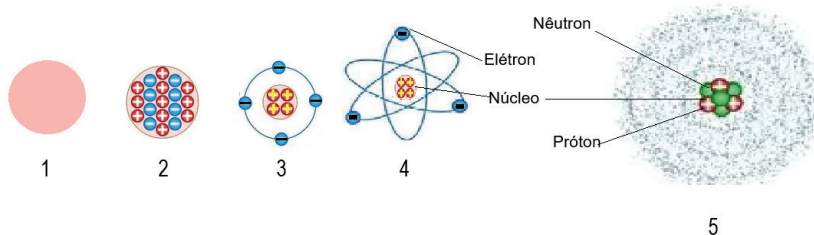
- **Modelo de Dalton.** O modelo baseado no conceito de Dalton ficou conhecido como modelo da bola maciça ou de bilhar (Figura 10). Este modelo (1803) tentou correlacionar às mudanças químicas que ocorrem durante as reações no nível de átomos individuais. O modelo de Dalton está fundamentado em cinco postulados:
 1. Toda a matéria é composta de átomos;

2. Átomos são permanentes e indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos;
 3. Os átomos de um elemento são idênticos, mas são diferentes dos átomos de outro;
 4. Transformações químicas consistem de combinações, separação ou rearranjo de átomos;
 5. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos em uma razão fixa (lei da composição definida).
- **Modelo de Thomson.** O modelo baseado no conceito do físico britânico Joseph J. Thomson ficou conhecido como modelo de pudim de passas ou ameixa (Figura 10). Neste modelo (~1900) Thomson admitiu que o átomo era formado por uma massa uniforme de matéria carregada positivamente dentro do qual circulavam milhares de elétrons de cargas negativas presas com o igual número de carga elétrica. Thomson chegou à conclusão, durante seus estudos, que os elétrons têm massas e os átomos são divisíveis.
 - **Modelo de Rutherford.** O modelo baseado no conceito do químico britânico ficou conhecido como modelo do sistema planetário (Figura 10). Nesse modelo (1911) Ernest Rutherford sugeriu que o átomo seria formado de prótons e elétrons, dispostos semelhantemente ao sistema solar. No centro se concentrariam as cargas positivas (prótons) e os elétrons, com carga negativa, representariam os planetas girando em orbitas circulares. Esta orbita circular foi denominado de eletrosfera. O modelo de Rutherford não conseguiu explicar, por que número de partículas positivas localizadas no centro do átomo não se repelia. A resposta deste questionamento só foi respondida em 1932, quando o cientista James Chadwick descobriu o nêutron. Ele observou que o núcleo do elemento berílio radioativo emitia partículas sem carga elétrica e de massa, ligeiramente, maior à dos prótons. Estas partículas foram denominadas de nêutrons. Os nêutrons promovem o isolamento dos prótons, evitando, conseqüentemente, aproximação e a repulsão das cargas positivas.
 - **Modelo de Bohr.** Em 1913 Niels Bohr, cientista dinamarquês, intensificou o conhecimento da estrutura interna da eletrosfera incorporando as ideias de outros cientistas. As contribuições dos estudos Bohr complementaram o trabalho de Rutherford. O modelo atômico de Bohr propôs que a eletrosfera é formada por camadas de energia nas quais se distribuem os elétrons (Figura 10). Utilizando os conceitos da Mecânica quântica (disciplina recém-descoberta), ele sugeriu um modelo de átomo similar ao sistema planetário

de Rutheford e, determinou que os elétrons ocupam camadas eletrônicas com valores de energia constante (definidos previamente) ao longo do seu movimento em orbitas circulares. Estas camadas eletrônicas são mais energéticas à medida que se afastam do núcleo. Os elétrons apenas se deslocam para uma camada de maior energia ao absorver energia (por meio de uma descarga elétrica, calor entre outros. de uma fonte externa. Contudo, esses elétrons ficam instáveis. Ao retornar a sua camada de origem, os elétrons liberam a energia absorvida sob a forma de luz ou calor. Vale ressaltar que são sete as camadas eletrônicas. Elas (camadas eletrônicas) são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.

- **Modelo de Schrödinger.** Em 1926, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) inseriu o conceito de orbital atômico (Figura 10). Logo, orbital é a região do espaço em torno do núcleo onde é máxima a probabilidade de se encontrar elétrons. Esta região foi definida através de uma equação, conhecida como equação de onda de Schrödinger, que incorpora a contribuição de outros cientistas e suas descobertas. Schrödinger concluiu que a eletrosfera não é formada de trajetórias determinadas, mas sim por regiões que se parecem a nuvens eletrônicas. Vale ressaltar que a teoria mais aceita na atualidade é a de Erwin Schrödinger.

Figura 10. Modelos atômicos. 1- Modelo da bola maciça ou de bilhar (Dalton 1808), 2- Modelo pudim de passas (Thomson, 1897); 3- Modelo planetário (Rutheford, 1911); 4- Modelo de órbitas estacionárias (Bohr, 1913); 5- Modelo quântico (Schrödinger, 1926)



Fonte Adaptado: <https://brasilecola.uol.com.br/fisica/modelos-atomicos.htm>

As principais experiências, observações e cálculos de outros cientistas que contribuíram para o modelo atômico atual foram:

- **Orbitas elíptica.** O físico Arnold Sommerfeld propôs que as órbitas eletrônicas não seriam circulares, mas sim elípticas, os elétrons teriam

velocidades diferentes uma vez que percorriam distancias diferentes em torno do núcleo;

- **Princípio da dualidade do elétron (partícula-onda).** Em 1924, o físico francês Louis Victor De Brooglie baseando-se na proposta que todo elétron possui trajetória constante quando se comporta com uma partícula ele determinou matematicamente, através uma equação de função de onda, que o elétron apresenta movimento ondulatório quando se comporta como onda característica (princípio da dualidade ou de De Broglie).
- **Princípio da Incerteza ou Indeterminação de Heisenberg.** Em 1926, Werner Heisenberg mostrou através de equações matemáticas que era impossível prever com absoluta precisão, a posição, a velocidade e a quantidade de movimentos de um elétron.

4.1- Origem dos átomos: Teoria do átomo primordial

A busca da origem do universo promoveu e, ainda proporciona debates, teorias e várias pesquisas. A teoria mais aceita sobre a origem diz que o universo teve início há cerca de pouco mais de 14 bilhões de anos. Esta teoria é denominada de teoria da Grande Expansão, em inglês Big Bang.

A teoria do Big Bang foi proposta em 1948, pelo cientista russo naturalizado estadunidense, George Gamow (1904-1968) e o padre e astrônomo belga Georges Lemaître (1894-1966). Estes pesquisadores propuseram que após esta grande explosão (BB, Big Bang), o Universo se resfriou e houve a fusão de partículas subatômicas (prótons e nêutrons), dando origem ao núcleo de átomos mais leves como, hidrogênio e o hélio, e a gigantescas nuvens dispersas no vácuo. Esses átomos se fundiram, liberando grandes quantidades de energia.

As primeiras estrelas nasceram após 3×10^8 anos, depois do surgimento dos primeiros elementos químicos (H e He). No interior dessas estrelas, maiores que o do Sol, houve a (e ainda há) fusão dos núcleos atômicos dando origem a elementos novos e mais complexos. A enorme gravidade dessas estrelas permitiu a fusão dos núcleos atômicos cada vez maiores (e, portanto, com uma carga elétrica maior). Isto resultou na formação dos elementos químicos como mais pesado, como por exemplo, o oxigênio, o nitrogênio e o carbono. Mais tarde, outros elementos ainda mais pesados e mais complexos formaram-se, chegando quase a totalidade dos elementos descritos na tabela periódica.

Explosões estelares (supernovas) dispersaram esses elementos químicos mais pesados no espaço sideral. Esses diferentes elementos, acabariam por começar a se unir entre si e a se esfriar, formando moléculas e substâncias químicas complexas.

Esses aglomerados de matéria complexa formariam mais tarde planetas, asteróides e todos os corpos astrais que conhecemos, incluindo o planeta Terra e novos sóis jovens, como o nosso. Essa matéria também é aquela que dentro de nosso planeta se combinaria em substâncias cada vez mais complexas e, eventualmente, em cadeias de moléculas que dariam início à própria vida. Portanto, como todos os seres vivos da Terra são formados por elementos químicos, podemos concluir que nós somos verdadeiramente filhos de estrelas que provavelmente nem existem mais.

4.2- A Identificação do Átomo

Os átomos são constituídos por partículas elementares: elétrons, os prótons e os nêutrons (Tabela 1). Estes dois últimos (prótons e nêutrons) formam o núcleo central denso positivamente carregado do átomo. As massas dos prótons e dos nêutrons são praticamente iguais (Tabela 1). Já a massa do elétron é aproximadamente 1836 vezes menor que a massa do próton. O núcleo atômico representa 99,9% da massa do átomo. Enquanto os elétrons, que rodeiam o núcleo, determinam o tamanho do átomo. Os elétrons são atraídos pelo núcleo através de forças eletrostáticas que impedem a sua separação do núcleo. Logo, os átomos são eletricamente neutros. Os nêutrons têm carga nula, os prótons apresentam a carga positiva e os elétrons têm carga negativa.

Observe a tabela 1. Note que a massa do elétron é muito menor do que a do próton e do nêutron. Portanto, se um átomo ganhar ou perder elétrons transformando-se, respectivamente em um íon negativo (ganhou elétrons) e um íon positivo (perdeu elétrons) não irá alterar em nada sua massa final.

Tabela 1. Características das três partículas subatômicas

Partícula	Massa		Carga	Símbolo
	Gramas	Massa relativa		
Próton	$1,672623 \times 10^{-24}$	1,007276	+1	p
Nêutron	$1,674986 \times 10^{-24}$	1,008665	0	e
Elétron	$9,109389 \times 10^{-28}$	0,0005485799	-1	n

4.2.1- Número atômico e Massa atômica

O número de prótons, de nêutrons e de elétrons constituem dados importantes para identificar um átomo. O número de massa (A) corresponde a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) existentes no núcleo (Tabela 2). Já a identificação de um átomo de um determinado elemento químico é feito a partir de seu número atômico (Z).

Tabela 2. Estrutura atômica

Número	Símbolo	Definição
Atômico	Z	Número de prótons
Nêutrons	N	$n = A - Z$
Massa	A	$A = Z + n$

4.2.2. Isótopos, Isóbaros, Isótonos e Isoletrônicos

Os átomos podem apresentar semelhanças em sua estrutura atômica, tais como a mesma quantidade de prótons ou igual número de massa, podendo se dividir em grupos, de acordo com a similaridade identificada. Deste modo, há quatro tipos básicos de átomos: isótopos, isóbaros, isótonos e isoletrônicos.

Existem na natureza átomos de um mesmo elemento químico, portanto com mesmo número atômico (Z) que possuem diferentes números de massa (A). Estes átomos apresentam quantidades de nêutrons diferentes (Tabela 3). Átomos com essa característica são chamados de isótopos, ou seja, possuem mesma quantidade de prótons (p).

Diversos elementos químicos possuem isótopos. Os átomos de estanho (Sn), por exemplo, podem ter dez massas diferentes. Contudo, somente em alguns casos [alumínio (Al), flúor (F) e o fósforo (P)] os átomos de um elemento químico oriundos de uma amostra natural, apresentam a mesma massa atômica. Vale ressaltar que existem isótopos, de um elemento químico, que são radioativos. Um bom exemplo de isótopo radioativo é o carbono-14, muito utilizado na datação arqueológica. O hidrogênio é o único elemento químico que possui uma nomenclatura especial para cada um dos seus três isótopos (Tabela 3).

A abundância isotópica de cada isótopo corresponde a fração do número de átomos de cada isótopo de determinado elemento químico em relação ao número total de átomos desse elemento presentes em uma amostra. Já a abundância relativa (ou abundância natural) corresponde ao valor obtido na abundância isotópica multiplicada por cem.

A massa de um átomo é expressa em unidade de massa atômica (u.m.a.). A unidade de massa atômica (u.m.a.) corresponde quantas vezes um determinado átomo é mais pesado do que é um doze avos ($1/12$) do isótopo 12 do carbono (Tabela 3). Por exemplo, a massa de um átomo de sódio (Na) é 1,92 vezes mais pesado que o átomo de carbono, portanto, 12 vezes a 1,92 é igual a 23,04, que corresponde a massa relativa do átomo de sódio. Quando há isotopia, isto é, o mesmo elemento químico é constituído de átomos com massas diferentes, a massa atômica desse elemento é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais que constituem

o elemento. Ela pode ser calculada pela equação: $A_r = w(1) \times A_r(1) + w(2) \times A_r(2) + w(3) \times A_r(3) + \dots w(n) \times A_r(n) / 100$, em que $w(i)$ massa atômica do isótopo i e $A_r(i)$ é a abundância relativa do isótopo de massa (i) . Portanto, se utilizarmos a equação descrita acima [$A_r = w(1) \times A_r(1) + w(2) \times A_r(2) + w(3) \times A_r(3) + \dots w(n) \times A_r(n) / 100$], para o átomo de cloro [$A_{Cl} = 34,9689 \times (75,77) + 36,9659 \times (24,23) / 100 = 35,453$ u.m.a.] chegaremos ao mesmo resultado descrito na tabela 3.

Tabela 3. Abundância isotópica e massas atômicas de alguns elementos químicos

Elemento Químico	Símbolo/ Isótopos	Abundância natural (%)	M. isotópica (u.m.a)	M. atômica	Nº. de massa (A)
Hidrogênio	H	99,985	1,0078	1,0094	1
	D (Deutério)	0,015	2,0141		2
	T (Trítio)	Traços	3,0161		3
Carbono	C	98,9	12,00	12,011	12
	C-13	1,1	13,003355		13
	C-14	Traços	14,00827		14
Cloro	Cl-35	75,77	34,9689	35,453	35
	Cl-37	24,23	36,9659		37
Nitrogênio	N-14	99,63	14,003074	14,0067	14
	N-15	0,37	15,000108		15

M.= Massa; Nº. = Número; u.m.a.= unidade de massa atômica

Os átomos de diferentes elementos químicos podem apresentar-se com os números de massa (A) idênticos. Átomos com essa característica são chamados de isóbaros (Tabela 4). Observe na tabela 4 que a massa atômica de um elemento é ligeiramente menor que o número de massa (soma dos prótons e nêutrons). Esta diferença é denominada na física nuclear de defeito de massa nuclear.

A natureza utiliza esta diferença de massa para unir as partículas subatômicas no núcleo durante a formação do átomo. Em outras palavras, este defeito de massa é denominado na física nuclear como energia de ligação, isto é, a natureza utiliza um pedaço de massa dos núcleos para convertê-la em energia de união ou ligação do núcleo coeso e sem repulsão ou separação. Vale ressaltar que quem descobriu esta dedução atômica foi Albert Einstein em 1905 em seu trabalho sobre a teoria da relatividade. Os átomos de elementos químicos diferentes que apresentam números de nêutrons iguais são chamados de isótonos (Tabela 4). Finalmente os átomos de elementos químicos diferentes que apresentam o mesmo número elétrons são denominados isoletrônicos.

Tabela 4. Isotopia, isobaria, isotonia e isoeletrônicos

Semelhança Química	Representação do Elemento Químico ${}_Z\text{X}^A$	A= número de massa; X= Átomo; Z= número atômico
Isótopos	Cloro; ${}_{17}\text{Cl}^{35}$	A=35; Z= 17; n= 18
	Cloro; ${}_{17}\text{Cl}^{37}$	A=37; Z= 17; n= 20
Isóbaros	Potássio; ${}_{19}\text{K}^{40}$	A=40; Z= 19; n= 21
	Argônio; ${}_{18}\text{Ar}^{40}\dots$	A=40; Z= 18; n= 22
Isótonos	Boro; ${}_5\text{B}^{11}$	A=11, Z= 5, n= 6
	Carbono; ${}_6\text{C}^{12}$	A= 12; Z= 6; n= 6
Isoeletrônicos	Cátion Sódio, A= 23; ${}_{11}\text{Na}^{1+}$	A= 23; Z= p= 11; n= 12; e= 10
	Neônio; ${}_{10}\text{Ne}^{20}$	A= 20; p= 10; n= 10; e= 10

4.3- Íons

Átomos em seu estado fundamental apresentam a carga elétrica igual a zero isto é, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Portanto, quando dizemos que o átomo de cloro (cloro) tem número atômico igual 17, isto quer dizer que, no núcleo desse átomo, existem 17 prótons e na eletrosfera 17 elétrons. Um átomo isolado ou unido a um grupo de átomos formando uma molécula podem ganhar ou perder elétrons da eletrosfera, sem sofrer alterações em seu núcleo. O resultado é a formação de partículas denominadas íons.

Quando os átomos ganham elétrons tornam-se um íon negativo, também chamado ânion. Já quando perde elétrons, tornam-se um íon positivo, também chamado cátion. Quando um átomo ganha elétrons, seu volume (tamanho) aumenta; quando ele perde elétrons o seu volume diminui. Vale ressaltar que durante o processo de perda ou ganho de elétrons não há alteração da massa do átomo, pois a massa do elétron é desprezível.

Os íons estão sempre presentes em nossa vida diária. Um perfeito equilíbrio entre os íons sódio (Na^+) e potássio (K^+), por exemplo, é fundamental para o funcionamento das células de nosso organismo. Ao colocarmos sal (cloreto de sódio ou NaCl) em nossos alimentos ou ao banharmos no mar em um dia de calor estamos na verdade

diante de íons de sódio (Na^+) e de cloro (Cl^-). Portanto, somente os elétrons são capazes de entrar ou sair da eletrosfera. Os prótons permanecem fixos no núcleo exceto, em processos radioativos no qual ocorrem a fissão ou fusão nuclear ambas com grande liberação de energia e radiação. Um exemplo de fusão nuclear foi a bomba atômica uma arma de destruição em massa que utilizou a energia liberada (fissão nuclear ou pela fusão nuclear) para gerar uma explosão extremamente poderosa. A bomba atômica foi empregada pelos Estados Unidos da América (EUA) para bombardear as cidades japonesas de Hiroshima e Nagasaki, em agosto de 1945, durante a segunda guerra mundial.

4.4- A tabela periódica

Grande parte dos elementos químicos foi descoberta entre 1669 e 1843 por vários cientistas. Contudo um dos grandes desafios foi ordenar esses elementos químicos respeitando as suas propriedades químicas e físicas e ainda possibilitasse a inclusão e a previsão de novos elementos ainda não descobertos.

Em 1869, Dmitri Ivanovitch Mendeleev da Universidade de Sao Petersburgo, na Rússia, (1834-1907) estava escrevendo um livro de química quando percebeu que, se os elementos químicos conhecidos fossem colocados em ordem crescente de massa atômica, tomando o cuidado de colocar na mesma vertical os elementos químicos com propriedades físicas e químicas semelhantes, estes apresentavam um padrão regular, isto é, uma periodicidade ou repetição periódica das propriedades dos elementos.

Mendeleev demonstrou intrepidez ao deixar espaços vazios em sua tabela. Ele previu que esses espaços poderiam ser preenchidos por elementos ainda não descobertos, com propriedades físicas e químicas similares aos citados na tabela. Um exemplo disto foram a previsão das propriedades do elemento de massa 72, denominado por Mendeleev de “eka-silício” (significa abaixo do silício). Este elemento químico foi descoberto por Clemens A. Winkler em Freiberg, na Alemanha, em 1886. Mendeleev que previu seu peso atômico, massa atômica e sua densidade. Vale ressaltar que além do germânio Mendeleev previu os elementos químicos gálio (massa atômica 68; denominado de “eka-alumínio” ou acima do alumínio; descoberto 1875) e escândio (massa atômica 44; denominado de “eka-boro” ou acima do boro; descoberto em 1879).

Tabela 5. Elemento químico Germânio Previsão de Mendeleev

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

Fonte adaptada: FEITOSA, E.M.A.; BARBOSA, F.G.; SAMPAIO, A.F. química geral i, 3. ed. - fortaleza : eduece, 2016. 133 p.

4.4.1- A classificação periódica moderna

Apesar do mérito tabela de Mendeleev ela apresentava o inconveniente de ter sido classificada de acordo com a ordem crescente das massas atômicas. A perspectiva da descoberta de novos isótopos, a classificação baseado na massa atômica tornou-se confusa e obsoleta. Pois quais dos isótopos deveriam estar listados na tabela? Desse modo, a necessidade em se buscar novas relações entre os elementos químicos tornou-se fundamental para comunidade científica. Em 1913, Henry Gwyn Jeffreys Moseley, sob a orientação de Ernest Rutherford, estabeleceu o conceito de número atômico, verificando que esse valor descrevia melhor um elemento químico do que sua massa atômica. A tabela atual apresenta 118 elementos. Muitos desses elementos químicos são os resultados de reações de fusões entre elementos mais leves para obter elementos cada vez mais pesados. A nova tabela foi proposta durante a Reunião da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) no dia 13 de julho de 2017. A IUPAC ratificou os nomes em inglês de quatro novos elementos químicos, que já estavam em uso desde janeiro de 2016, que são, em português, o nipônio (Z=113), o moscóvio (Z=115), o tennesso (Z=117) e o oganessônio (Z=118).

4.4.2- Períodos

As linhas horizontais existentes na tabela periódica são denominadas de períodos. Há sete períodos na tabela periódica. A tabela 6 seguir mostra o início e o término de cada período. O sexto e o sétimo períodos são os mais longos.

Tabela 6. Número de períodos na Tabela periódica

Período	Tamanho	Número total de Elementos	Elemento Inicial ao Elemento Final
1º	Muito curto	2	H ao He
2º	Curto	8	Li ao Ne
3º	Curto	8	Na ao Ar

4º	Médio	18	K ao Kr
5º	Médio	18	Rb ao Xe
6º	Longo	32	Cs ao Rn
7º	Longo	32	Fr ao Og

Na terceira “casa” do sexto período há um espaço vazio. Neste espaço vazio existem quinze elementos químicos. Estes quinze elementos estão descritos na linha fora e abaixo da tabela periódica, iniciando-se com o elemento lantânio até o lutécio (ou do La ao Lu). Esta primeira linha fora e abaixo da tabela periódica; começando com o lantânio até o lutécio, formam a chamada série dos lantanídeos. Já no sexto período existe também uma terceira “casa” vazia. Neste espaço vazio existem quinze elementos químicos. Estes quinze elementos estão descritos na segunda linha fora e abaixo da tabela periódica, iniciando-se com o elemento Iniciando-se do actínio até o laurêncio. Esta segunda linha fora e abaixo da tabela; começando com actínio até o laurêncio, formam a chamada série dos actinídeos.

4.4.3- Colunas

A tabela periódica apresenta-se dividida em dezoito linhas verticais denominadas de colunas, grupos ou famílias de elementos químicos. Na tabela periódica os elementos químicos estão arrumados de modo que aqueles com propriedades químicas e físicas similares encontrem-se nas mesmas colunas verticais, grupos ou famílias. Vale a pena ressaltar que as duas formas de designar as colunas verticais, grupos ou famílias na Tabela Periódica, são estes:

- Os grupos, colunas verticais, ou famílias são organizados em números que variam de 1 a 8, com cada número junto com a letra A ou B. As colunas A correspondem aos elementos químicos mais importantes da tabela (ou representativos). Seus elementos são denominados elementos típicos, ou característicos, ou representativos da Classificação Periódica. Em cada coluna A, a semelhança de propriedades químicas entre os elementos químicos é máxima. Já os elementos das colunas, grupos, ou famílias denominadas de 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B e 2B correspondem a os chamados elementos de transição. A coluna 8B é uma coluna tripla.
- Os grupos, colunas verticais, ou famílias são numerados de 1 a 18, da esquerda para a direita. Segundo as regras da União Internacional da Química Pura e Aplicada (IUPAC), as famílias da tabela periódica devem ser ordenadas de 1 a 18. Os elementos que constituem os grupos são denominados, atualmente, pelos números de 1 a 18, sendo que alguns

grupos dos elementos representativos possuem alguns nomes especiais, são eles:

- Grupo 1, os metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. O termo alcalino deriva da palavra árabe "ál-qali" que significa cinza de plantas. Todos são metais e sólidos a temperatura ambiente. O hidrogênio (H) não é um metal. Contudo, ele (H) é descrito no grupo um pois, semelhante aos demais elementos do grupo, ele possui apenas um elétron na última camada. Na Terra, o hidrogênio é o nono elemento em abundância. Ele é responsável por 0,9% da massa de nosso planeta. No universo, a concentração de hidrogênio é superior. Calcula-se que 75% de toda a massa do universo contenha hidrogênio em sua composição.
- Grupo 2, os metais alcalino-terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. O termo terroso significa existente na terra. O magnésio (Mg) e o cálcio (Ca) são, respectivamente, o sétimo e o quinto elementos químicos mais abundantes na superfície da terra.
- Grupos 3 a 12, Elementos de transição. Os elementos de transição são divididos em elementos de transição interna (série dos lantanídeos e dos actinídeos) e de transição externa (elementos do grupo 3 ao 12, exceto os elementos da série dos lantanídeos e dos actinídeos). Os elementos de transição externa são todos metais, bons condutores de eletricidade e de calor. São dúcteis e maleáveis. São abundantes na natureza e a grande maioria encontra-se combinados com outros elementos químicos. Contudo, existem elementos de transição que são poucos reativos e podem ser encontrados na natureza como substância simples pura, são eles: ouro (Au), prata (Ag) e platina (Pt). Os elementos de transição interna também, são metais, muito utilizados em produtos tecnológicos, como por exemplo, na produção de fornos auto-limpantes, nas lentes que protegem contra a radiação ultravioleta e nos tubos de imagem em aparelhos de TV coloridos.
- Grupo 13 a 15, a família do boro (B), Carbono (C) e Nitrogênio (N). Os grupos de 13 a 15 não tem um nome especial. Quando a família não tem nome especial costuma-se a chamá-la pelo nome do primeiro elemento que nela aparece.
- Grupo 16, a família dos Calcogênios: O, S, Se, Te, Po, Lv. A maior parte das reações que promovem a formação de vida No planeta é proveniente das reações em que o oxigênio se combina com outros elementos químicos. Na antiguidade o Se (selênio), Te (telúrio), e S (enxofre) eram conhecidos como calcogênicos (da palavra grega, "khalkos", que significa cobre), porque a maioria dos minérios de cobre (Cu) contém esses elementos.

- Grupo 17, a família dos Halogênios: F, Cl, Br, I, At, Ts. O termo halogênio deriva das palavras gregas “hals”, que significa sal e “genes”, que significa formador. Eles são um dos elementos mais reativos da tabela periódica. Eles reagem com os metais alcalinos formando sais, como por exemplo, o sal de cozinha (NaCl). Eles reagem com outros metais. Eles podem reagir com outros metais e elementos da tabela periódica formando várias substâncias. O tennesso (Ts), foi descoberto em 2009 e incluído na tabela periódica no final de 2015. Este elemento foi produzido artificialmente as suas propriedades químicas ainda não foram definidas.
- Grupo 18, a família dos Gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. . A maioria dos gases nobres foi encontrado no século 19. São os elementos químicos menos reativos. Contudo, sob condições especiais de pressão e de temperatura, é possível formar algumas substâncias com esses elementos. Todos os elementos são gases e muito pouco abundantes no planeta. apesar de do elemento oganessônio (Og) estar na mesma coluna dos gases nobres, ele não pertence a esse grupo. Ele foi produzido, artificialmente, em um acelerador de partículas. As suas propriedades químicas ainda não foram definidas. Acredita-se que o oganessônio (Og) seja sólido à temperatura ambiente. O hélio é o segundo elemento, depois do hidrogênio, mais abundante no Universo. Através da análise do espectro solar o hélio foi detectado no sol. O nome do elemento químico hélio é derivado da palavra grega “helios” que significa sol.

4.4.4- Metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio

De acordo com as propriedades dos elementos químicos, a Tabela Periódica pode ser dividida em: metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio (Tabela 7).

Tabela 7. Representação dos metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio

Divisão	Características do elemento químico
Metais	<ul style="list-style-type: none"> • Brilho metálico quando polidos; • São sólidos (exceto mercúrio que é líquido), dúcteis (podem ser transformado em fios) e maleáveis (podem ser enrolados em folhas); • São bons condutores de calor e eletricidade e apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição; • Apresentam tendência de perder elétrons e formar cátions.

Ametais (não metais)	<ul style="list-style-type: none"> • Têm propriedades completamente oposta aos metais e são encontrados nos três estados físicos da matéria (gasoso: nitrogênio, oxigênio, flúor e cloro; líquido: bromo e sólido: os outros ametais). • Apresentam 4 (Grupo 14, família do Carbono), 5 (Grupo 15, família do Nitrogênio), 6 (Grupo 16, família dos Calcogênios) ou 7 elétrons na camada de valência (Grupo 17, família do Halogênio); • Apresentam a tendência para ganhar elétrons e formar ânions.
Metaloides (semimetais)	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentam propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. • Os metaloides são apenas o B, Si, Ge, As, Sb e Te.
Gases nobres	<ul style="list-style-type: none"> • São pouco reativos. Reagem apenas sob condições especiais de pressão e de temperatura para formar algumas substâncias. Todos são exceto oganessônio (Og). Acredita-se este elemento seja sólido à temperatura ambiente.
Hidrogênio	<ul style="list-style-type: none"> • Não é metal alcalino e forma compostos com muitos elementos químicos.

Fonte adaptada: https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fwww.todamateria.com.br%2Fexercicios-tabela-periodica%2F&psig=AOvVaw138ksTd5_WHxq6uP2EdFAQ&ust=1694445956976000&source=images&cd=v-fe&opi=89978449&ved=0CBAQjRxqFwoTCKCgrZytoIEDFQAAAAAdAAAAABBW

4.5- Elementos essenciais

Existem elementos químicos que são essenciais na manutenção da vida. O elemento essencial é aquele que quando a deficiência de sua ingestão produz desordens em certas funções, e quando sua recuperação aos níveis fisiológicos é capaz de reverter essas desordens. Sem sua participação, o organismo não pode exercer as suas atividades com normalidade e nem completar seu ciclo vital, pois sua função não pode ser realizada de forma completa por outro sistema ou elemento. Atualmente, existem cerca de trinta elementos essenciais para os seres vivos.

Na tabela 8 abaixo observamos a composição elementar média normal para um ser humano adulto. Segundo a sua abundância relativa no organismo, esses elementos são classificados como: majoritários, traços e ultramicro-traços. O hidrogênio, carbono, nitrogênio e oxigênio assim como o enxofre, o fósforo, o cloro e os metais sódio, potássio, magnésio e cálcio são os constituintes majoritários. O ferro, zinco e cobre (elementos de transição) e os elementos flúor, silício, boro e bromo são os elementos - traços. Já os elementos ultramicro- traços correspondem alguns elementos não metálicos, como por exemplo o selênio e o iodo (Se e I) e, os alguns metais.

Tabela 8. Composição elementar média de um humano adulto normal de 70 Kg

ELEMENTOS	ELEMENTO QUÍMICO	g/ 70 kg.peso
MAJORITÁRIOS	O	43.500
	C	12.600
	H	7.000
	N	2.100
	Ca	1050
	P	700
	S	175
	K	140
	Na	105
	Cl	105
	Mg	35
TRAÇOS	Fe	4,2
	Zn	2,3
	Cu	0,1
	F, Si, B, Br	< (menor) 0,5
ULTRAMICRO-TRAÇOS	Vn, Mn, Ni	?
	Cr, Co, Mo	?
	Se, As, I	?

4.6- Aplicação prática - A química nos fogos de artifícios

Os chineses no século X foram responsáveis pela criação dos fogos de artifício. Os fogos de artifício quando explodem, eles emitem diversas cores de acordo com a composição dos sais empregados. Os brilhos que vemos em concertos de música, por exemplo, são misturas de Mg/ KClO_4 (magnésio/ perclorato de potássio). Já a luz vermelha é produzida por sais de estrôncio, o verde produzido por sais de bário [$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, nitrato de bário] e a amarela é produzida pelos sais de sódio que emitem luz intensa com o comprimento de onda de 589 nm.

Mas qual a razão de nos interessarmos por fogos de artifícios? Porque as suas cores provêm de átomos e moléculas energeticamente excitadas e desta forma podemos vislumbrar a estrutura do átomo. Lembremo-nos que modelo atômico de Bohr propõem que os elétrons apresentam certos estados de energia bem determinados, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um quantum. Baseado nesta ideia Niels Bohr sugeriu que os elétrons emitem ou absorvem uma quantidade bem definida de energia (térmica, elétrica ou luminosa),

chamada quantum de energia, quando saltam de uma órbita estacionária para outra. Deste modo, quando os átomos de um elemento são colocados na chama, o calor excita os elétrons, isto é, faz com que passem para níveis de maior energia. Eles liberam energia na forma de luz, ao voltarem aos seus níveis iniciais. Vale ressaltar que cada elemento químico é formado por um átomo diferente, que possuem orbitais com níveis de energia diferentes. A luz liberada por cada elemento químico terá um comprimento de onda e cor diferente.

A temperatura da chama do bico de Bunsen é suficiente para excitar uma quantidade de elétrons de certos elementos que emitem luz ao retornarem ao estado fundamental de cor e intensidade, que podem ser detectados com considerável certeza e sensibilidade através da observação visual da chama (Tabela 9; Figura 11). Portanto, o objetivo desta prática é demonstrar, experimentalmente, os conceitos teóricos do modelo de Bohr através da introdução da amostra em uma chama e a observação da cor resultante.

Tabela 9. Teste de Chama. Estrutura atômica

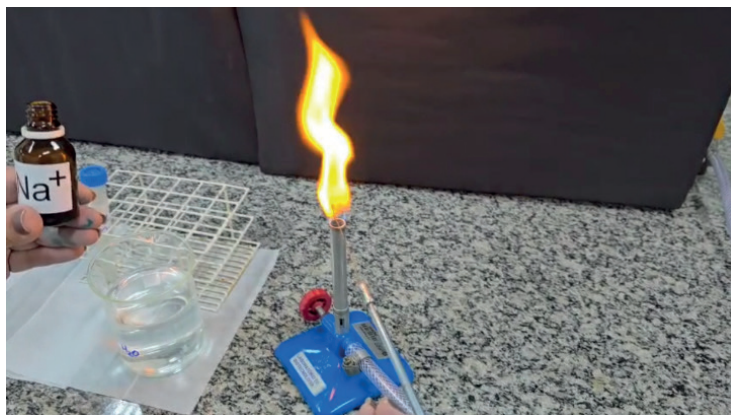
Elemento Químico	Símbolo	cor
Lítio	Li	Vermelho
Sódio	Na	Amarelo
Potássio	K	Violeta
Estrôncio	Sr	Vermelho
Cálcio	Ca	laranja
Ferro	Fe	Laranja dourado
Cobre	Cu	Verde
Cobalto	Co	Azul
Magnésio	Mg	Magnésio
Manganês	Mn	Branco brilhante

Figura 11. Teste de chama dos sais de cloreto de cálcio (a) e cloreto de sódio (b)

(a)



(b)



Fonte: Alaide de S. Barreto

Materiais e Reagentes

- Bico de Bunsen ou lamparina a álcool
- Alça de platina ou Fio de níquel-cromo
- Sais: cloreto de cálcio (CaCl_2) e cloreto de sódio (NaCl)
- Solução de HCl 6 mol/ L.

Procedimento Experimental:

Inicialmente, limpar o fio de níquel-cromo ou alça de platina. A limpeza inicia-se com o mergulho da extremidade da alça de platina em uma solução de HCl 6,0 mol/ L. Em seguida, deve-se inserir a extremidade da alça de platina na zona oxidante inferior da chama. Observar a coloração da chama. Repetir este processo no mínimo três vezes ou até que a alça esteja completamente limpa. A alça estará limpa quando não transmitir coloração à chama.

Após a limpeza, mergulhar a extremidade da alça limpa na amostra. Em seguida levar a alça contendo a amostra à zona oxidante inferior da chama e, então, observar a cor transmitida. Repetir o procedimento de limpeza da alça e testar outro sal.

Conclusão:

Durante a realização do teste de chama, uma certa quantidade de energia é transferida a um determinado elemento químico. Na chama, os cátions de sais voláteis transformam-se em átomos livres. Estes átomos livres absorvem e depois emitem radiação eletromagnética com comprimentos de onda que correspondem às transições entre os níveis de energia dos átomos.

Como a energia da chama excita um elétron a um nível de energia mais alto ao retornar ao nível de energia mais baixo, esta energia adicional é emitida na forma de luz. Vale ressaltar que a quantidade de energia necessária para excitar um elétron é única para cada elemento.

A cor de cada cátions de sais voláteis (Tabela 9) é decorrente de transições eletrônicas, em espécies de vida curta, que se formam momentaneamente na chama, que é rica em elétrons. Por exemplo, em uma solução de cloreto de sódio, na chama do bico de Bunsen, os cátions de sódio são reduzidos (ganham elétrons) aos seus átomos ($\text{Na}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Na}^0$). O átomo de sódio (Na^0) formado absorveu um fóton de luz (estado excitado). O átomo de sódio no estado excitado emite o fóton absorvido e retorna para o seu estado fundamental (Na^+). Portanto, as diferentes cores são observadas quando os elétrons dos íons metálicos (Figura 11) retornam para níveis menores de energia (mais internos), emitindo radiações com a coloração característica de cada "salto" energético (diferentes comprimentos de onda).

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BARRETO, F.C.DE S. RIBEIRO VAZ, L.P.; FRANCO, G.A.P. O universo vivo. Revista da Universidade Federal de Minas Gerais, 9(1 e 2), 182-205, 2012.

BERNER, R.A.; LASAGA, A.C. Modelling the Geochemical Carbon Cycle. *Scientific American*, 260(3): 74-81, 1989.

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

BUSTILLO, O.V. O Defeito de Massa na Espectrometria de Massas. *Revista Analytica*, n.19, 18-20, 2021.

FEITOSA, E.M.A.; BARBOSA, F.G.; SAMPAIO, A.F. *Química geral I*, 3. ed. - Fortaleza: EdUECE, 2016. 133 p.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P.; WEAVER, G. C. *Química geral e reações químicas*. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. 708 p. v. 1.

LIMA, G.M. de; BARBOSA, L.C.A.; FILGUEIRAS, C.A.L. Origens e consequências da Tabela Periódica, A mais concisa enciclopédia criada pelo ser humano. *Química Nova*, 42(10), 1125-1145, 2019.

TOMA, H.E. AITP 2019 - Ano Internacional da Tabela Periódica dos elementos químicos. *Química. Nova*, 42(4): 489-472, 2019.

VARELA, M.E. 2007. A química do Cosmo. Segredo revelado pelos meteoritos. *Ciência Hoje*, 40 (237): 18-23, 2007.

ZAIA, D.A.M. & ZAIA, C.T.B.V. Adsorção de Aminoácidos sobre minerais e a origem da vida. *Química Nova*, 29(4): 786-789, 2006.



C A P Í T U L O 5

A FORÇA DOS ÁCIDOS E DA BASE

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Alaide De Sá Barreto

Você já se alimentou de algo amargo, azedo, doce ou salgado? Certamente que sim. Acreditamos que a lembrança deve estar bem viva em sua memória. O sabor é uma experiência extraordinária que envolve várias sensações individuais, como olfato, tato e o paladar que contribuem, conjuntamente, para a experiência com um todo. No século XX, acreditavam-se que havia porções específicas na língua, responsáveis pela percepção dos sabores. Pesquisadores desta época acreditavam que sabor doce só era reconhecido na ponta da língua, já o azedo e salgado nas laterais e o amargo na parte superior da língua. Atualmente, acredita-se que a sensibilidade a cada gosto é distribuída igualmente em toda superfície da língua.

O gosto está relacionado à presença ou ausência de uma determinada classe de substância química. Na maioria das vezes, por exemplo, o sabor doce é atribuído à presença de açúcares e o sabor salgado de sais ionizados, principalmente por íons de sódio (Na^+). Já o gosto amargo pode ser atribuído a presença de bases e o sabor azedo por ácidos. Mas o que são substâncias ácidas, básicas e salinas?

Os ácidos, bases e sais são funções inorgânicas de grande importância para indústria química, têxtil e de alimentos. A palavra **ácido** é derivado do latim “acidus” e “acidume” que significa azedo e base ou álcali é derivado da palavra árabe “al-qalyi” que significa cinzas vegetais. Os sais são o resultado de reações químicas entre um ácido e uma base. Portanto um sal é o resultado de uma reação química de neutralização completa ou parcial entre um ácido e uma base. A medição do caráter ácido, básico e neutro de uma solução é feito pela determinação do valor de escala pH. Mas o que é pH? O pH é uma escala que varia de zero a quatorze que permite determinar a acidez, neutralidade ou basicidade de uma solução. Soluções com valores de pH maior ou igual a zero e menor que sete corresponde a soluções ácidas; com valor igual sete significa uma solução neutra e as com valores acima de sete ou com valores de pH menor ou igual a quatorze significa soluções básicas.

Mas como podemos classificar uma substância química como ácida, básica ou neutra? Através dos estudos das teorias, isto é, através de explicações generalizadas baseadas em observações ou experimentos científicos que permitiram a classificação das substâncias em ácido, base e sal. Os desenvolvimentos destas teorias possibilitaram os estudos do comportamento ácido básico em meio aquoso, em solventes orgânicos, em sistemas sólidos entre outros. Vale ressaltar que toda a teoria ácido-base proposta não se opunha à anterior, mas, ampliava o conhecimento dos fenômenos conhecidos. Além disso, as teorias ácidos bases vigente promoveram a discussão no meio científico e, conseqüentemente, o estabelecimento de novas linhas de pesquisa. Muito dessas novas linhas de pesquisa foram importantes para o estabelecimento das bases da química analítica. Dentre as teorias ácido-base surgidas no início do século XX destacam-se as de Arrhenius e Bronsted-Lowry. Neste tópico iremos abordar, separadamente, as teorias ácido-base de Arrhenius e de Bronsted-Lowry. Contudo, antes de compreender e diferenciar estas teorias nós definiremos eletrólitos, fenômenos de ionização, dissociação e grau de dissociação.

5.1- Dissociação eletrolítica

A teoria da dissociação foi desenvolvida por Svante Arrhenius, em 1884. Segundo Arrhenius alguns solutos, são capazes de conduzir a corrente elétrica quando são dissolvidas em água. Mas o que é solução, soluto e solvente? Bem solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. A substância em maior quantidade e o solvente e os demais são denominados de soluto. Quando em solução alguns solutos se dissociam ou se ionizam, formando íons preexistentes o que possibilita a condução de corrente elétrica. Esses solutos responsáveis pela condução da corrente elétrica em solução aquosa são denominados de **eletrólitos**. Os eletrólitos são classificados em eletrólitos fortes e fracos (Tabela 10). Os eletrólitos fortes são as que se dissociam ou ionizam totalmente em solução aquosa e os eletrólitos fracos são aquelas que se ionizam parcialmente em solução aquosa (Tabela 10). Já as substâncias que não alteram a condutividade da água são denominadas de não eletrólitos. Estes (não-eletrólitos), geralmente, são solúveis em meio aquoso, mas, não formam íons em solução. Alguns não eletrólitos conhecidos são a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), o etanol (CH_3CH_2OH) e o metanol (CH_3OH).

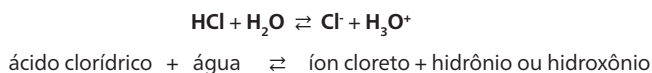
Tabela 10. Classificação de eletrólitos

Fortes	Fracos
1. Ácidos inorgânicos como: HNO_3 , $HClO_4$, HCl , HI , HBr , $HClO_3$, $HBrO_3$, $H_2SO_4^*$	1. Muitos ácidos inorgânicos incluindo: H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_2S , H_2SO_3
2. Hidróxidos alcalinos (família 1A) e alcalinos terrosos (família 2A)	2. A maioria dos sais orgânicos

3. A maioria dos sais	3. Amônia e a maioria das bases orgânicas
	4. Haletos, Cianetos, Tiocianatos e Hg, Zn e Cd

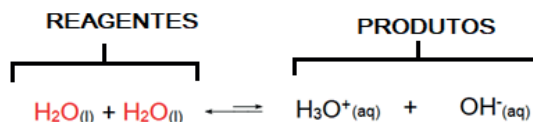
Qual a diferença entre dissociação iônica e ionização? A dissociação iônica é um processo físico de separação de substâncias iônicas. As bases e os sais são substâncias iônicas. Portanto, na dissociação iônica (ou eletrólitica) ocorre a separação dos íons que já existiam, por meio das moléculas de água. A ionização é o resultado de uma reação química que promove a formação de íons a partir de substâncias moleculares em meio aquoso. Os ácidos são substâncias moleculares (Figura 12). Na figura 12 observamos que durante a ionização do ácido clorídrico ocorre a formação do ânion cloreto (Cl^-). O íon hidrogênio (H^+) proveniente da quebra da molécula do ácido clorídrico é liberado e se une a molécula de água, formando o cátion H_3O^+ , chamado de hidrônio ou hidroxônio.

Figura 12. Ionização do ácido clorídrico



A água pura é uma substância molecular. Ela sofre ionização. Contudo, ela é um eletrólito fraco. Dependendo da técnica utilizada para medir a corrente elétrica pode não haver detecção da corrente conduzida. Isto porque a quantidade de íons produzidos (H_3O^+ e OH^-) não é suficiente no meio aquoso para conduzir fortemente a corrente elétrica. Imaginemos, por exemplo, um recipiente contendo uma tonelada de água, somente três moléculas estarão ionizadas. A água sofre autoionização (Figura 13), isto é, uma molécula de água reage quimicamente com outra molécula de água formando íons [H_3O^+ (íon hidrônio) e OH^- (íon hidroxila)].

Figura 13. A autoionização da água. A água pura sofre ionização, mas, não conduz corrente elétrica eficiente porque a reação esta deslocada para a formação dos reagentes (H_2O). A água é considerada um eletrólito fraco.



Fonte: Alaide de S. Barreto

5.2- Grau de Ionização (α)

O coeficiente que mede a extensão de uma ionização é denominado de grau de ionização (α). O grau de ionização varia entre 0 a 1 ou 0% a 100% quando trabalhamos com a percentagem. Se o valor de α é próximo a zero, significa que a substância esta pouca ionizada, logo é considerado um eletrólito fraco. Se o valor de α é próximo de 1, significa que a substância está muito ionizada, logo é considerado um eletrólito forte. O grau de ionização é calculado pela equação 1 abaixo.

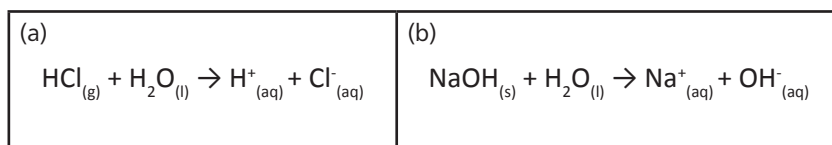
$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$ <p>ou em percentagem</p> $\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}} \times 100 =$	Equação 1
---	-----------

5.3- Definição de ácido e base segundo Arrhenius e Bronsted e Lowry (ou protônica)

O estudo do equilíbrio ácido básico é de fundamental importância no estudo das alterações metabólicas e no controle das reações químicas sejam elas em soluções aquosas ou não. Conceitualmente, a teoria ácido básico é bastante simples e remontam o início do século XX. As principais teorias ácido-base são as teorias de Arrhenius (1887) e a protônica (1923). Vejamos estas teorias:

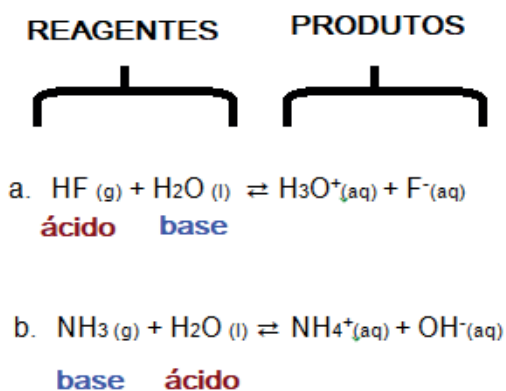
- **Teoria de Arrhenius.** Em 1887, o químico sueco Svante Arrhenius, propôs a teoria ácido-base. Para Arrhenius ácido é toda substância que em água produz íons H^+ e base é aquela que produz íons OH^- (Figura 14). A teoria de Arrhenius, embora útil, apresenta-se restrita a soluções solúveis em água. Vale ressaltar que esta teoria promoveu o estabelecimento das bases científicas da química e o desenvolvimento várias de pesquisas científica, entre elas destaca-se o conceito de pH (1909) que falaremos mais tarde.

Figura 14. Ácido e base de Arrhenius: (a)- A dissolução do gás cloreto de hidrogênio (ou ácido clorídrico, HCl) é altamente solúvel em água devido à sua reação química com a água; b) A dissolução do hidróxido de sódio (NaOH) em água.



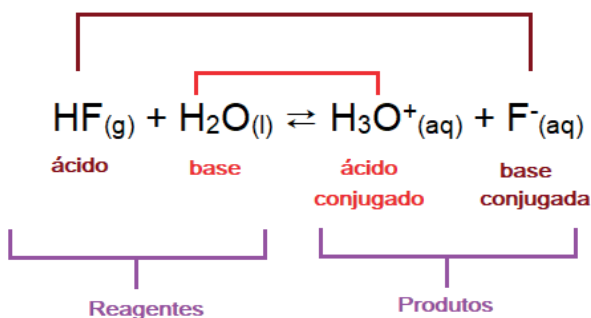
- Teoria protônica (ou Teoria de Bronsted e Lowry).** Em 1923, G. Lewis no EUA, T. Lowry na Inglaterra e J. Bronsted na Dinamarca propuseram, independentemente, a teoria protônica. Vale ressaltar que J. Bronsted foi quem mais contribuiu para o desenvolvimento desta teoria, por isso é denominada de Teoria de Bronsted –Lowry. Ácidos de Bronsted-Lowry (Figura 15) são substâncias capazes de doar um próton (H^+) para outra substância. Enquanto, as bases de Bronsted-Lowry são substâncias capazes de receber um próton (H^+). As reações químicas na figura 15 são denominadas de reações reversíveis (ou de equilíbrio químico). Mas o que são reações reversíveis (ou de equilíbrio químico)? São aquelas em que os reagentes se transformam em produtos e esses voltam a se transformar em reagentes. Portanto uma reação reversível (ou de equilíbrio químico) pode ocorrer em direção para frente (sentido dos produtos) e para trás (no sentido dos reagentes), produzindo uma mistura das substâncias presentes na reação. Vale lembrar que toda a reação reversível é representada pela seta dupla (\rightleftharpoons). Note que na reação de equilíbrio que a água participa nos dois equilíbrios de forma distinta: na na letra a da figura 15 a água age como receptora de H^+ , isto é, como uma base de Bronsted –Lowry e na letra b a água participa como doadora de H^+ , isto é, como ácido de de Bronsted-Lory. Espécies químicas, como a água, que são capazes de agir como ácido e base dependendo da substância que está em sua presença são denominadas espécies anfipróticas.

Figura 15. Ácidos e bases segundo a Teoria de Bronsted-Lowry. A natureza anfiprótica da água



Observe a figura 6. Já sabemos que se trata de uma reação reversível (ou de equilíbrio químico). Portanto, a reação química pode sentido dos produtos e dos reagentes, produzindo uma mistura das substâncias presentes na reação. Nós aprendemos também que em água, o íon hidrogênio (H^+ , ou próton), não existe livre em solução. Logo, o íon hidrogênio liberado pelo ácido fluorídrico (HF) combina-se com uma molécula de água para formar o íon hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+). Na reação inversa, isto é, no sentido dos reagentes o íon hidrônio (H_3O^+) doa um próton para o íon fluoreto (F^-) restabelecendo os reagentes originais. Assim o íon hidrônio (H_3O^+) é um ácido e o fluoreto (F^-) é uma base. Portanto, para se diferenciar o par ácido-base presente do lado dos reagentes do par ácido-base do lado dos produtos, inclui-se o termo conjugado ao ácido-base do lado dos produtos (Figura 6). Desse modo, as espécies químicas que diferem uma das outra apenas pelo íon hidrogênio (H^+) transferidos são chamadas conjugadas, isto é, o ácido dá origem a sua base conjugada e a base ao seu ácido conjugado (Figura 6).

Figura 16. Ácido e base de Bronsted-Lowry.



5.4- Classificações dos ácidos

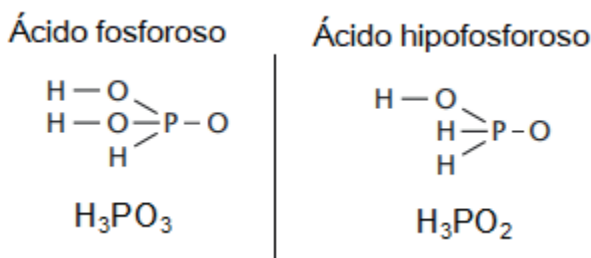
Os ácidos são classificados quanto o número de hidrogênios ionizáveis, a presença ou ausência de oxigênio na molécula e o grau de ionização.

a. Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis. De modo geral, os ácidos podem ser classificados em:

- Monoácidos. Aquele que libera um íon hidrogênio (H^+) durante a ionização. Exemplos: HBr, HF, HI, HCl, entre outros.
- Diácidos. Aquele que libera dois íons hidrogênio ($2H^+$) durante a ionização. Exemplos: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , entre outros.
- Triácidos. Aquele que libera três íons hidrogênio ($3H^+$) durante a ionização. Exemplos: H_3PO_4 , H_3BO_3 , entre outros.

- Tetrácidos. Aquele que libera quatro íons hidrogênio (4H^+) durante a ionização. Exemplos: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 , entre outros.

Vale ressaltar que nem todos os hidrogênios presentes na forma molecular são ionizáveis. Os ácidos H_3PO_3 (ácido fosforoso) e H_3PO_2 (ácido hipofosforoso), por exemplo, apresentam três hidrogênios na sua fórmula molecular. Contudo, nem todos os hidrogênios destes ácidos [H_3PO_3 (ácido fosforoso) e H_3PO_2 (ácido hipofosforoso)] são ionizáveis. A fórmula estrutural do ácido fosforoso, H_3PO_3 , demonstra que os dois primeiros hidrogênios ligados ao átomo de oxigênio são ionizáveis, e o terceiro, ligado diretamente ao átomo de fósforo, não o é. O ácido fosforoso é um diácido, isto é, libera dois íons hidrogênios ionizáveis. Já a estrutura molecular do ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , demonstra que o hidrogênio ligado ao átomo de oxigênio é ionizável. Contudo, os dois hidrogênios ligados diretamente ao átomo de fósforo, não o são ionizáveis. O ácido hipofosforoso é um monoácido, isto é, libera um hidrogênio durante a ionização.



b)- Quanto a presença ou ausência de oxigênio na molécula:

Hidrácidos. Qualquer ácido que não possui átomos de oxigênio em sua fórmula. A nomenclatura de todos os hidrácidos são denominados da seguinte maneira: Ácido + (nome do elemento químico) + ídrico (Tabela 11).

Tabela 11. Fórmula e nomenclatura de alguns hidrácidos

Fórmula	Nome
HF	Ácido fluorídrico
HCl	Ácido clorídrico
HBr	Ácido bromídrico
HI	Ácido iodídrico
HCN	Ácido cianídrico
H_2S	Ácido sulfídrico

Oxiácidos. Correspondem aos ácidos que apresentam átomos de oxigênio em sua composição. Quanto a sua nomenclatura os oxiácidos seguem as seguintes regras:

i. Quando elemento forma apenas um oxiácido: Ácido + (nome do elemento) + sufixo **íco**;

ii. Quando o elemento químico forma dois oxiácidos (Tabela 3):

(1)- Ácido + (nome do elemento) + sufixo **íco** [O elemento com o maior número de oxidação (N_{ox})];

(2)- Ácido + (nome do elemento) + sufixo **oso** [O elemento com o menor número de oxidação (N_{ox})]

iii. Quando o elemento químico forma três ou quatro oxiácidos (Tabela3):

(1)- Ácido + prefixo **per** + sufixo **íco** [maior de número de oxidação (N_{ox})];

(2)- Ácido + sufixo **íco** [segundo maior número de oxidação (N_{ox})];

(3)- Ácido + sufixo **oso** [terceiro maior número de oxidação (N_{ox})];

(4)- Ácido + prefixo **hipo** + sufixo **íco** [menor número de oxidação (N_{ox})].

Vide a tabela 12, os oxiácidos oriundos do átomo de fósforo (símbolo: P), a saber: H_3PO_4 (Ácido ortofosfórico), $H_4P_2O_7$ (Ácido pirofósforico) e HPO_3 (Ácido metafosfórico) são usados prefixos diferentes da regra descrita acima. Foram usados estes novos prefixos tendo em vista que não podemos diferenciá-los pela diminuição do número do N_{ox} . Já que todos têm o mesmo número de oxidação (+5). A grande diferença entre estes oxiácidos está no grau de hidratação. Mas, o que é grau de hidratação? O grau de hidratação é uma classificação dada, exclusivamente, a alguns oxiácidos que indica o número de moléculas de água que podem ser retiradas da molécula do oxiácido original. Lembrando que a molécula de água (H_2O) é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Quanto ao grau de hidratação os oxiácidos podem ser classificados em orto (o mais hidratado), piro (o segundo mais hidratado) e meta (o menos hidratado)

Tabela 12. Estrutura, nomenclatura, átomo que apresenta diferentes números de oxidações

Fórmula	Nomenclatura	Átomo Central	Número de oxidação
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	S	+6
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	S	+4
HNO_3	Ácido nítrico	N	+5

HNO_2	Ácido nítrico	N	+3
HClO_4	Ácido perclórico	Cl	+7
HClO_3	Ácido clórico	Cl	+5
HClO_2	Ácido cloroso	Cl	+3
HClO	Ácido hipocloroso	Cl	+1
H_3PO_4	Ácido ortofosfórico	P	+5
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido pirofosfórico	P	+5
HPO_3	Ácido metafosfórico	P	+5

Vejam agora algumas curiosidades dos hidrácidos e dos oxiácidos. O ácido clorídrico (HCl) é um importante exemplo de hidrácido (Tabela 11). Ele é utilizado na produção de tintas, couros e corantes, na limpeza e decapagem de metais e em reações de formação de haletos orgânicos. O ácido sulfúrico (H_2SO_4 , Tabela 12) é um dos mais importantes oxiácidos. Assim como o ácido clorídrico, o ácido sulfúrico também é utilizado na indústria petroquímica no refino do petróleo e decapante de ferro e aço. Já na indústria química o ácido sulfúrico é utilizado na produção de fertilizantes fosfatados, na produção de papel, corantes, medicamentos, tintas, inseticidas, explosivos além de outros ácidos. Já o ácido ortofosfórico (H_3PO_4 ; Tabela 12) é o único ácido inorgânico usado para fins alimentícios. O ácido fosfórico (ou ortofosfórico) é utilizado nas bebidas do tipo Cola, em Root beer (cerveja doce dos Estados Unidos da América), em produtos derivados do leite (queijo, manteiga entre outros) em molhos de salada e na produção de geleias e gelatinas.

d)- Quanto o grau de ionização (α).

Os ácidos podem ser classificados quanto o grau de ionização em:

i. Fortes. Quando o grau de ionização é maior que 50%. Exemplos: HCl ($\alpha=92\%$), HClO_4 ($\alpha=97\%$), HI ($\alpha=95\%$), .

ii. Moderados ou semifortes. Quando o grau de ionização é maior do que 5% e menor do que 50% ($5 < \alpha < 50\%$). Exemplo: H_2SO_3 ($\alpha=30\%$), H_3PO_4 ($\alpha=27\%$), HF ($\alpha=8\%$).

iii. Fracos. Quando o grau de ionização é inferior a 5%. Exemplos: HCN ($\alpha=0,008\%$), H_3BO_3 ($\alpha=0,075\%$), H_2CO_3 ($\alpha=0,18\%$), H_2S ($\alpha=0,076\%$)

5.5- Classificação da base ou hidróxido

As bases são muito utilizadas na indústria químico-farmacêutica na produção de cosméticos, medicamentos e produtos saneantes. Neste último, podemos destacar: produtos de limpeza em geral (sabões, sabonetes, shampoos entre outros). Vale a pena ressaltar que na antiguidade era difícil produzir estas bases. Registros da antiga Babilônia mostram que os primeiros sabões eram feitos com a fervura em água de gorduras animais, óleos vegetais e sais alcalinos que formavam as bases, possivelmente, oriundo de cinzas.

O hidróxido de sódio (ou soda caustica), hidróxido de potássio (KOH) e o hidróxido de magnésio são exemplos de base. O hidróxido de sódio é utilizado também na fabricação de papel, refino de petróleo e seus derivados, obtenção de compostos de sódio e produção de biodiesel. Já o hidróxido de potássio (KOH) é utilizado em mineração e no processamento de nióbio (Nb, elemento químico que apresenta a propriedade supercondutora e confere alta resistência as ligas metálicas). Outra base utilizada na indústria química na produção de fertilizantes, explosivos, produtos saneantes de limpeza em geral, na revelação e produção de filmes fotográficos é o hidróxido de amônio (NH_4OH). Já o hidróxido de magnésio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$; ou Leite de magnésia] é utilizado na indústria farmacêutica como antiácido para alívio de sintomas da úlcera, gastrite e como um laxante suave. De modo geral, as bases ou hidróxidos sofrem dissociação eletrolítica. Elas liberam um íon negativo denominado de ânion hidroxila (OH^-) e um radical positivo formado a grande maioria das vezes por um metal. Vale ressaltar que a única base não metálica é o hidróxido de amônio (NH_4OH). Quanto à nomenclatura a maioria das bases pode ser denominada através da combinação das palavras: hidróxido + nome do cátion (Tabela 13). Todavia, se o elemento químico formar duas bases que diferem quanto ao número de oxidação (N_{ox}) a nomenclatura tornar-se-á diferente (Tabela 13b-c). Algumas vezes faz-se necessário consultar uma tabela de cátions e ânions para nomear tanto as bases com os ácidos (Tabela 14).

Tabela 13. Nomenclatura das bases

Quando o elemento químico	Regra	Exemplo	Nome
(a)- Forma uma base	Hidróxido + nome do elemento	NaOH	Hidróxido de sódio
		NH_4OH	Hidróxido de amônio
		LiOH	Hidróxido de lítio
		$\text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de alumínio

(b)- Forma duas Bases	Hidróxido + nome do elemento ico (N_{ox} maior do elemento químico)	$Fe(OH)_3$	Hidróxido férrico
		$Sn(OH)_4$	Hidróxido estânico
		$Cu(OH)_2$	Hidróxido cúprico
	Hidróxido + nome do elemento oso (N_{ox} menor do elemento químico)	$Fe(OH)_2$	Hidróxido ferroso
		$Sn(OH)_2$	Hidróxido estanoso
		$CuOH$	Hidróxido cuproso
Ou			
(c)- Forma duas bases	Hidróxido + nome do elemento + algarismo romano indicando o N_{ox} do elemento	$Fe(OH)_3$	Hidróxido de ferro III
		$Sn(OH)_4$	Hidróxido de estanho IV
		$Fe(OH)_2$	Hidróxido de ferro II
		$Sn(OH)_2$	Hidróxido de estanho II
		$Cu(OH)_2$	Hidróxido de cobre II
		$CuOH$	Hidróxido de cobre I

Tabela 14. Cátions e ânions mais comuns

Ânion monovalente	Ânion bivalente	Cátion bivalente
Cl^{-1} Cloreto	S^{-2} Sulfeto	Be^{+2} Berílio
Br^{-1} Brometo	SO_3^{-2} Sulfito	Mg^{+2} Magnésio
I^{-1} Iodeto	SO_4^{-2} Sulfato	Ca^{+2} Cálcio
F^{-1} Fluoreto	$S_2O_7^{-2}$ Pirossulfato	Sr^{+2} Estrôncio
ClO^{-1} hipoclorito	HPO_3^{-2} Fosfito	Ba^{+2} Bário
ClO_2^{-1} Clorito	SiO_3^{-2} Metassilicato	Ra^{+2} Rádío
ClO_3^{-1} Clorato	CrO_4^{-2} Cromato	Zn^{+2} Zinco
ClO_4^{-1} Perclorato	$Cr_2O_7^{-2}$ Dicromato	Cu^{+2} Cobre II ou cúprico
BrO^{-1} Hipobromito	O^{-2} Óxido	Hg^{+2} Mercúrio II ou mercúrico
BrO_2^{-1} Bromito	O_2^{-2} Peróxido	Fe^{+2} Ferro II ou ferroso
BrO_3^{-1} Bromato	HPO_4^{-2} Hidrogenofosfato	Co^{+2} Cobalto II ou cobaltoso
IO^{-1} Hipiodido	Ânion trivalente	Ni^{+2} Níquel II
IO_3^{-1} Iodato	PO_4^{-3} Fosfato (ortofosfato)	Sn^{+2} Estanho II
IO_4^{-1} Periodato	AsO_4^{-3} Arsenato	Pb^{+2} Chumbo II ou plumboso
NO_2^{-1} Nitrito	$[Fe(CN)_6]^{-3}$ hexacianoferrato III ou ferricianeto	Pt^{+2} Platina II
NO_3^{-1} Nitrato	Ânion tetravalente	Mn^{+2} Manganês II

N_3^{-1} Azoteto	$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$ Pirofosfato	Pd^{+2} Paládio II
NH_2^{-1} Amideto	SiO_4^{-4} Ortossilicato	Cr^{+2} Cromo II ou crômico
CN^{-1} Cianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ Hexacianoferrato II ou Ferrocianeto	Co^{+2} Cobalto II ou cobaltoso
HSO_4^{-1} Bissulfato	Cátion monovalente	Cátion trivalente
HCO_3^{-1} Bicarbonato	Li^{+1} Lítio	Al^{+3} Alumínio
$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$ Diidrogenofosfato	Na^{+1} Sódio	Fe^{+3} Ferro III ou férrico
OCN^{-1} Cianato	K^{+1} Potássio	Co^{+3} Cobalto III ou cobáltico
SCN^{-1} Tiocianato	Rb^{+1} Rubídio	Y^{+3} Ítrio
PO_3^{-1} Metafosfato	Cs^{+1} Césio	Cr^{+3} Cromo III ou crômico
$\text{H}_2\text{PO}_2^{-1}$ Hipofosfito	Ag^{+1} Prata	Sc^{+3} Escândio
MnO_4^{-1} Permanganato	NH_4^{+1} Amônio	Cátion tetravalente
$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ Acetato	H_3O^{+1} Hidrônio	Sn^{+4} Estanho IV ou estânico
OH^{-1} Hidróxido	Cu^{+1} Cobre I	Pb^{+4} Chumbo IV ou plúmbico
H^{-1} Hidreto	Hg_2^{+2} Mercúrio I ou mercuroso	Pt^{+4} Platina IV
HS^{-1} Hidrogenossulfeto	H^{+} Hidrogênio	Pd^{+4} Paládio IV

As bases ou hidroxilas são classificadas quanto o número de hidróxila, o grau de dissociação e de acordo com a solubilidade em água.

a)- Quanto ao número de hidroxilas (OH^-). As bases ou hidróxidos podem ser classificados em:

I. Monobases: Liberam uma hidroxila (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: NaOH , KOH , LiOH , NH_4OH , entre outros

II. Dibases: Liberam duas hidroxilas (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, entre outros

III. Tribases: Liberam três hidroxilas (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, entre outros.

IV. Tetrabases: Liberam quatro (OH^-) durante a dissociação da base. Exemplos: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$ etc.

b)- Quanto ao grau de dissociação. As bases podem ser classificadas quanto o grau de ionização em:

I. Fortes. Quando o grau de ionização é praticamente igual a 100%. Exemplos: todas as bases de metais alcalinos e alcalinos terrosos [exceto a base $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que é fraca];

II. Fracas. Quando o grau de ionização é inferior a 5%. Exemplo: NH_4OH , bases moleculares e hidróxidos dos demais metais.

c)- Quanto a solubilidade em água. As bases podem ser classificadas em:

i. Solúveis: Todos os hidróxidos dos metais alcalinos (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH e FrOH) e o hidróxido de amônio (NH_4OH).

ii. Pouco solúveis: Todos os hidróxidos dos metais alcalinos terrosos (Família 2A).

iii. Insolúveis: Todos os demais hidróxidos metálicos.

5.6 As reações entre os ácidos e as bases: Os sais

Historicamente, o termo sal é conhecido desde a antiguidade. Os sais substâncias iônicas, sofrem dissociação eletrolíticas e formam pelo menos um cátion diferente do íon hidrogênio (H^+) e um ânion diferente da hidroxila (OH^-). Vejamos agora algumas curiosidades dos sais. O sal (cloreto de sódio) é conhecido há 200 a.C (antes de Cristo) era um produto considerado muito precioso. Era comum distribuir aos trabalhadores o sal como honrarias por serviços prestados. Historiadores acreditam que a palavra salário seja derivada etimologicamente do latim *salarium argentum*, que significa pagamento em sal. A mistura de sais de sódio [bicarbonato de sódio (NaHCO_3), sulfato de sódio (Na_2SO_4), cloreto de sódio (NaCl) e carbonato de sódio (Na_2CO_3)] formavam o "natron" ou "natrão", um poderoso agente secante utilizado no antigo Egito nos processos de mumificação. Após a retirada das vísceras, os corpos dos egípcios eram cobertos com grandes camadas de natron ou natrão. O natrão era encontrado, naturalmente, na região desértica a oeste do rio Nilo. Já os sais sulfitantes: sulfito de sódio (Na_2SO_3 anidro), bissulfito de sódio (NaHSO_3), metabissulfito de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$), metabissulfito de potássio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$), sulfito de potássio (K_2SO_3), sulfito de cálcio ($\text{CaSO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), bissulfito de cálcio [$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$] e bissulfito de potássio (KHSO_3) são utilizados nas indústrias de alimentos como aditivos alimentares. Estes sais apresentam grande ação inibitória contra os microorganismos (anaeróbicos e aeróbicos).

Os sais são o resultado proveniente de reações completas ou parciais entre um ácido e uma base. Dizemos que uma reação é completa quando todos os íons H^+

de um ácido forte reagem com OH^- de uma base forte. O resultado desta reação é classificado como sal neutro ou normal. A nomenclatura sal normal provêm do ácido e da base que lhe dão origem (Tabela 15). De forma geral, os sais apresentam uma vasta diversidade familiar. Alguns deles são os resultados de reações parciais entre um ácido e uma base.

Tabela 15. Nomenclatura dos sais normais

Sufixo do ácido	Sufixo do ânion formado	Reação de neutralização total ou completa Ácido + base → Formação do sal normal ou neutro + água
Ídrico	eto	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Ácido clorídrico + Hidróxido de sódio → Cloreto de sódio + água
Hipo...oso	Hipo...ito	$\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ Ácido hipocloroso + Hidróxido de sódio → Hipoclorito de sódio + água
-oso	-ito	$\text{HNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Ácido nitroso + Hidróxido de potássio → Nitrito de potássio + água
Íco	-ato	$\text{HNO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ Ácido nítrico + Hidróxido de cálcio → Nitrato de cálcio + água
Per...íco	Per...ato	$\text{HClO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ Ácido Perclórico + Hidróxido de potássio → Perclorato de potássio + água

5.7- A escala de pH

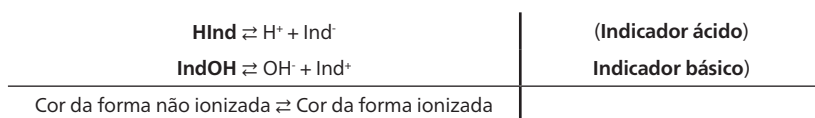
As reações de Bronsted-Lowry são denominadas de reações de transferência de íons hidrogênicos (H^+). A medida de acidez, basicidade e neutralidade de uma reação são baseadas na concentração de íons hidrônios ou hidroxônios (H_3O^+) em uma solução pode ser feita através da comparação com uma escala (escala de pH criada pelo bioquímico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen em 1909. Esta escala apresenta números que variam de zero a 14. Cabe ressaltar que estes limites são teóricos, por exemplo, o pH do HCl (ácido clorídrico) na concentração de 2,0 mol/L é de -0,301. Soluções ácidas tem o pH abaixo de 7, as básicas acima de 7, já as neutras apresentam o pH igual a 7.

5.8- Indicadores de pH e o pHmetro (ou peagmetro)

O uso de indicadores de pH foi introduzido no século XVII por Robert Boyle. Ele observou que o licor da flor de violeta tornava-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Apesar da teoria de Arrhenius ter surgido apenas no século XIX, Boyle já dizia no século 17, que ácido era qualquer substância que tornava vermelho

os extratos de plantas. Os indicadores visuais podem ser classificados de acordo com o mecanismo de mudança de cor ou os tipos de titulação nos quais são aplicados. Há dois métodos para determinação do pH, os colorimétricos e eletrométricos. Os colorimétricos são divididos em líquidos (com uma determinada faixa de pH), papéis e outros materiais indicadores que mudam de cor quando uma amostra de líquido ou gás é adicionada à sua superfície. Os eletrométricos são medidores de pH digitais.

Os líquidos são ácidos ou bases orgânicas fracas, com cores variadas, dentro de intervalos limitados, de acordo com a sua forma ácida ou básica. Para o bom funcionamento é necessário que a mudança de cor seja observada com clareza. As soluções incolores possibilitam a verificação da mudança de cor do indicador. As estruturas químicas desses indicadores são complexas, portanto, utilizaremos a notação HInd para um indicador ácido e IndOH para indicador básico. Os indicadores ácidos apresentam hidrogênio(s) ionizável(eis) na estrutura (HInd). Quando o meio está ácido ($\text{pH} < 7$), a molécula do indicador mantém seus hidrogênios. Nesta situação a molécula está neutra. Quando o meio está básico ($\text{pH} > 7$), os hidrogênios do indicador são fortemente atraídos pelos grupos OH^- (hidroxila) para formarem água, e neste processo são liberados os ânions do indicador (que possuem coloração diferente da coloração da molécula). Os indicadores básicos (IndOH) apresentam o grupo ionizável OH^- (hidroxila), portanto, em meio alcalino ($\text{pH} > 7$) as moléculas do indicador permanecem não-ionizadas (IndOH), e em meio ácido ($\text{pH} < 7$) os grupos hidroxila são retirados das moléculas do indicador para a formação de água, neste processo são liberados os cátions (de coloração diferente da coloração da molécula). O exemplo mais comum de indicador ácido-básico líquido é a fenolftaleína. Este indicador apresenta coloração vermelha à rósea em meio básico e torna-se incolor em meio ácido.



Os papéis indicadores são os mais antigos. O primeiro indicador em papel vendido foi o de tornassol (litmato de cálcio). Era vendido inicialmente na forma sólida, em grãos vermelhos (faixa ácida) ou azuis (faixa básica). A principal limitação deste método e a não apresentação do valor de pH exato ou estimado e a incapacidade de mudar para outras cores quando ele reage com certas substâncias. A evolução dos indicadores em papel permitiu obter os papéis de pH universal, bastantes utilizados desde os anos 1950. Esses indicadores são quimicamente imobilizados sob papel ou plástico. A utilização de plástico é para diminuir a rápida dissolução

do corante (sangramento) quando a tira fica por longo tempo imersa na solução. Os medidores de pH digitais surgiram em 1920.

Os procedimentos eletrométricos (potenciometria, condutimetria, amperometria), os viscosimétricos e o emprego de eletrodos de óxidos metálicos começaram a ganhar visibilidades no meio industrial. Contudo, somente em 1934, Arnold O. Beckman, desenvolveu um método, compacto, robusto e confiável para determinar a acidez de frutas, o pHmetro (ou peagametro) comercial. Atualmente, foram introduzidas grandes melhorias nos medidores de pH, com o objetivo de facilitar a visualização do pH e conforto ao usuário.

5.9- Aplicação prática - Sal hidratado

Sais hidratados são sais que possuem moléculas de água integradas ao seu arranjo cristalino. As moléculas de água encontram-se em uma proporção determinada em relação à fórmula do sal. A essa proporção damos o nome de grau de hidratação. Na fórmula de um sal hidratado, deve vir indicado o grau de hidratação.

Um bom exemplo é o sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), a sua estrutura apresenta-se na forma de cristais azuis, já o sulfato de cobre anidro, obtido por meio do aquecimento do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, apresenta-se como pó branco, muito higroscópico (tem facilidade de absorver umidade). O sulfato de cobre perde sua água de cristalização a cerca de 200°C . O objetivo desta atividade é identificar um sal hidratado através do aquecimento do mesmo em uma chama.

Materiais e reagentes

Sulfato de cobre (CuSO_4);

Água destilada;

Colher;

Pregador;

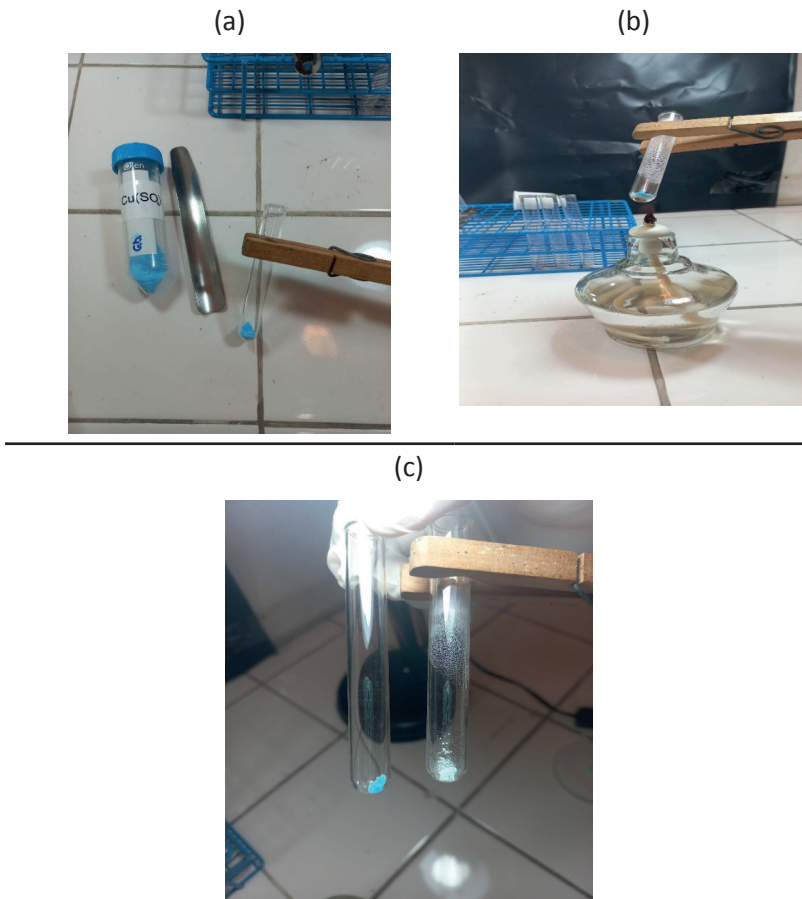
Tubo de ensaio

Bico de bunsen, lamparina, fogão ou outra fonte de aquecimento.

Procedimento experimental

Colocar alguns cristais de sulfato de cobre numa colher de chá. Transferir o sulfato de cobre para o tubo de ensaio. Levar o tubo de ensaio para a chama com o auxílio de um pregador. Observe que à medida que se aquece o tubo de ensaio pequenas gotículas de água são formadas e os cristais azuis do sulfato de cobre tornam-se branco (Figura 17).

Figura 17. Sulfato de cobre pentaidratado: (a)- cristais do sal no tubo de ensaio; (b)- formação de gotículas de água com o aquecimento do sal e (c)- diferença de coloração entre o sal hidratado (azul) e o anidro (branco).

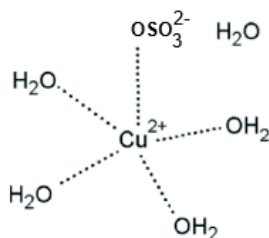


Fonte: Alaide de S. Barreto

CONCLUSÃO

A água contida nos cristais de sulfato de cobre e de muitos outros compostos é conhecida como água de hidratação e dizemos que o sulfato de cobre é um sal hidratado. O sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) apresenta-se na forma de cristais azuis, enquanto o sulfato de cobre anidro, obtido por meio do aquecimento do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, apresenta-se como cristais de coloração branca. Portanto, ao se aquecer o cristal, removemos a água de hidratação formando o composto anidro (sem água). A coloração azul do sulfato de cobre pentahidratado é característica dos

íons de cobre de carga 2+ na presença de água. Mas, onde estava a água nos cristais azul, que pareciam bem secos? Na forma pentahidratada, o cobre (II) está ligado a quatro moléculas de água e aos átomos de oxigênio de dois ânions sulfato (SO_4^{2-}), apresentando uma estrutura octaédrica destorcida. A quinta molécula de água não está coordenada diretamente ao cobre, mas, sim, ligada aos ânions sulfato por meio de ligações hidrogênio. Portanto, a geometria do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ cristalino é triclinica



Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Fonte: adaptado de SILVA & PINTO, 2020

REFERENCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

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.

VOGEL, A.I.; Química Analítica Qualitativa. Trad. A. Gimero. São Paulo, Mestre Jou, 1981.

SILVA, L.R. C. da; PINTO, R.M. Caracterização termoanalítica do sulfato cobre pentahidratado. Cadernos UniFOA, Volta Redonda, n.43, p. 25-31, 2020.



C A P Í T U L O 6

AS REAÇÕES QUÍMICAS

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Vania Emerich Bucco De Campos

Neste capítulo faremos uma viagem emocionante à ciência das Reações Químicas. Imagine que somos cientistas capazes de fazer coisas incríveis acontecerem usando tubos de ensaio e reagentes especiais!

Você já se perguntou o que acontece quando misturamos ingredientes simples como bicarbonato de sódio em vinagre, misturas de soluções coloridas ou até mesmo entender por que as maçãs ficam marrons depois de cortadas? Uma explicação para todas essas transformações enigmáticas é a “reação química”. Para descobrir como os átomos trabalham juntos e se escondem, embarcaremos em uma aventura emocionante hoje. Então vista o seu jaleco de cientista, prepare-se para a aventura e vamos explorar os segredos das reações químicas. Será uma viagem cheia de descobertas e alegria. Vamos!”

6.1- Definições

Reações químicas são processos em que substâncias químicas são transformadas em novas substâncias com diferentes propriedades químicas. Observemos a queima do carvão. Vamos descobrir o que acontece quando o carvão pega fogo? Parece simples, certo? Mas o que acontece dentro desse pedaço preto de carvão é realmente incrível!

Primeiro, o que é o carvão? Bem, é como uma rocha escura que vem da terra, e tem um segredo escondido em suas moléculas. Quando colocamos o carvão no fogo, algo mágico acontece – mas não é realmente magia, é química! O carvão é feito principalmente de carbono, que é como uma peça de Lego muito especial para os átomos. Quando aquecemos o carvão, os átomos de carbono começam a se mexer muito rápido, como se estivessem dançando uma música super animada. Essa dança química é o que chamamos de “queima” do carvão. Os átomos de carbono

do carvão se unem com o oxigênio do ar ao nosso redor, e isso promove a formação do produto dióxido de carbono (CO_2), que é um gás.

Além do CO_2 , a queima do carvão também libera calor e luz, o que é ótimo para nos aquecer em um dia frio ou iluminar nossas casas durante a noite. Então, resumindo, quando queimamos carvão, os átomos de carbono estão dançando com o oxigênio e criando dióxido de carbono, liberando calor e luz. É como se o carvão estivesse fazendo uma grande festa química!

Após a queima do carvão, não é possível recuperar aquele pedaço de rocha preta, o fenômeno torna-se irreversível. Essa é uma transformação, fenômeno ou reação química. Os átomos de Carbono [$\text{C}_{(s)}$] e as moléculas de oxigênio [$\text{O}_{2(g)}$], também chamadas de reagentes, são quebrados, e seus átomos se agrupam para formar as novas moléculas, os produtos da reação que são o gás dióxido de carbono (CO_2) e o calor liberado. A transformação química da queima do carvão é representada pela Equação Química. A equação química é a representação simbólica e abreviada de uma reação química. Assim, para indicar a queima do carvão, escreve-se: $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$. Resumindo, uma transformação é evidenciada pelas diferenças entre o estado inicial e o estado final.

Quando vemos um pedaço de carvão queimar, parece que ele desaparece. No entanto, essa impressão é incorreta; nos esquecemos da matéria que escapa das chamas durante a combustão. No próximo tópico veremos as leis que podem ser observadas nas reações químicas. Porém, antes de continuarmos, vamos explorar o carvão na natureza. Podemos encontrar na natureza dois tipos de carvão: o vegetal e o mineral. O carvão mineral e o carvão vegetal são substâncias à base de carbono, comumente usadas como fontes de combustível, uma diferença importante é a sua fonte:

O carvão mineral é um combustível fóssil natural formado a partir da decomposição de materiais orgânicos, como plantas e árvores, ao longo de milhões de anos, sob alta pressão e calor. Normalmente é extraído de minas subterrâneas ou de superfície.

O carvão vegetal é produzido pela queima de madeira ou outros materiais orgânicos (como cascas de coco ou serragem) em um ambiente com baixo teor de oxigênio. Este processo, denominado *pirólise* ou *carbonização*, remove água e compostos voláteis, formando um produto com alto teor de carbono.

6.2- Lei de Lavoisier

"Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma".

Você já ouviu essa frase algum dia? Pois é ... ela foi criada pelo químico Antoine Laurent Lavoisier. Lavoisier como ficou conhecido, nasceu em Paris na França em 1743, e foi um dos maiores cientistas da história, muitos o consideram como o pai da Química Moderna. Ele fazia observações detalhadas e planejava seus experimentos com cuidado, ao contrário da maioria. Ele media a massa dos materiais antes e depois das *reações químicas*.

No final do século XVIII, o cientista Antoine Lavoisier fez experimentos em recipientes fechados para garantir que nada entrasse ou escapasse do sistema em estudo. Usando balanças mais precisas do que os cientistas anteriores, ele chegou à seguinte conclusão: *“Numa reação química que ocorre em sistema fechado, a massa total antes da reação é igual à massa total após a reação”*.

Essa afirmação é uma lei natural que Lavoisier descobriu e ficou conhecida como *“lei da conservação da massa”*.

Exemplificando: Quando 2 gramas de hidrogênio reagem com 16 gramas de oxigênio verifica-se a formação de 18 gramas de água; ou seja, $2 + 16 = 18\text{g}$, ou seja, não houve perda. Ainda: $M_{(\text{reagentes})} = M_{(\text{produtos})}$, onde m corresponde a massa. Portanto, no interior de um recipiente fechado, a massa total não varia, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer. Aqui estão algumas evidências que ilustram essa lei:

- Experimento de queima de papel: Ao queimar um pedaço de papel em um recipiente fechado, observamos que o papel se transforma em cinzas, fumaça e calor. Apesar da mudança de forma, a massa total do papel, cinzas e fumaça continua a mesma antes e depois da queima, demonstrando a conservação da massa.
- Reações químicas simples: Quando misturamos vinagre (que tem ácido acético) com bicarbonato de sódio, ocorre uma reação química. Essa reação produz bolhas de gás dióxido de carbono (CO_2). As bolhas fazem a mistura efervescer e crescer. Portanto, quando você vir essa mistura borbulhando, lembre-se de que está acontecendo uma mágica química!
- Experimento de decomposição do peróxido de hidrogênio: Adicione peróxido de hidrogênio a uma solução de iodeto de potássio e detergente. A reação resultante produzirá oxigênio gasoso, água e uma coloração azul, indicando a presença de iodo. Ao final podemos observar que a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

6.3- Lei de Proust

Joseph Louis Proust fez muitas pesagens em várias experiências quase na mesma época de Lavoisier e chegou à seguinte conclusão:

“Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa.”

Por exemplo, o gás carbônico é sempre formado por carbono e oxigênio (Tabela 16) e a proporção entre as massas é de 3: 8: 11 (lê-se: três para oito para 11). No segundo experimento a proporção é de 6: 16: 22. (lê-se: seis para dezesseis para vinte dois). Nesta última, os números mudaram, mas obedecem a mesma proporção, isto é, 6 é o dobro de 3; 16 é o dobro de 8; e 22 é o dobro de 11.

Tabela 16. Lei de Proust ou lei das proporções constantes (ou fixas ou definidas)

Experimento	$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$		
	C (carbono)	O (oxigênio)	CO ₂ (gás carbônico)
I	3g	8g	11g
II	6g	16g	22g

Enfim, os números mudaram (Tabela 16), mas a proporção é a mesma, como se diz em Matemática. Essa conclusão é chamada de lei de Proust ou lei das proporções constantes (ou fixas ou definidas), isso quer dizer que: “uma substância pura sempre terá a mesma proporção de elementos, independentemente da quantidade da substância”. Vamos entender na prática como isso acontece, vejamos alguns exemplos:

- Experimento de formação de água: A água (H₂O) é formada pela combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 2:1. Podemos usar diversos modelos de moléculas ou representações visuais para demonstrar como dois átomos de hidrogênio (H) se combinam com um átomo de oxigênio (O) para formar uma molécula de água (H₂O).
- Experimento de eletrólise da água: A água pode ser decomposta em hidrogênio e oxigênio usando eletricidade. Independentemente da quantidade de água usada, a proporção de hidrogênio para oxigênio é sempre 2:1.
- Experimento de síntese de amônia: A amônia (NH₃) é formada a partir de nitrogênio (N) e hidrogênio (H) na proporção de 1:3. A reação de síntese da amônia sempre produzirá essa proporção, independentemente da quantidade de reagentes usados.

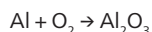
As duas leis enunciadas — a de Lavoisier e a de Proust — são denominadas leis ponderais, porque falam em massa das substâncias envolvidas. São leis importantíssimas, pois marcam o início (nascimento) da química como ciência.

6.4- Balanceamento das reações químicas

O balanceamento de equações químicas é uma etapa crucial na compreensão das reações químicas e está diretamente relacionado à Lei da Conservação da Massa, de Lavoisier. Isso porque uma equação química balanceada garante que a quantidade de cada elemento antes e depois da reação seja a mesma, obedecendo à lei mencionada. Para equilibrar uma equação química, você precisa garantir que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os lados da equação.

Existem vários métodos de balanceamento de uma equação química, porém o mais simples é seguir o passo a passo:

- Passo 1 - Escreva a equação química representando as substâncias envolvidas na reação.



- Passo 2 - Conte o número de átomos de cada elemento em ambos os lados da equação. Vejamos a reação: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, temos um átomo de alumínio (Al) e dois átomos de oxigênio no lado dos reagentes → dois átomos de alumínio e três átomos de oxigênio no lado dos produtos.
- Passo 3 - Introduza coeficientes para equilibrar a equação. Estes são números inteiros colocados antes das fórmulas químicas para ajustar o número de átomos de cada elemento. Vejamos a reação com os coeficientes introduzidos em azul: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- Passo 4 - Certifique-se de que o número total de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os lados da equação. Vejamos a reação: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$, temos quatro átomos de alumínio (Al) e seis átomos de oxigênio no lado dos reagentes → quatro átomos de alumínio e seis átomos de oxigênio no lado dos produtos.

6.5- Classificação das reações químicas

As reações químicas podem ser classificadas de várias maneiras, dependendo dos critérios utilizados.

- Quanto a natureza dos reagentes e produtos:

a. Reação de síntese ou adição. Duas ou mais substâncias se combinam para formar um único produto. Por exemplo: $A + B \rightarrow AB$. Abaixo estão alguns exemplos de reações de síntese ou adição:

- Síntese de água (hidrogenação): $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. Nesta reação, as moléculas de hidrogênio e o oxigênio se combinam para formar uma molécula de água.
- Síntese de amônia: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$. Nesta reação, as moléculas de nitrogênio e o hidrogênio se combinam para formar duas moléculas de amônia.
- Síntese de ácido clorídrico: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$. Nesta reação, as moléculas de hidrogênio e o cloro se combinam para formar uma molécula de ácido clorídrico.
- Síntese de etanol: $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$. Nesta reação, as moléculas de etileno (C_2H_4) e água se combinam para formar uma molécula de etanol.
- Síntese de cloreto de sódio (sal de cozinha): $\text{Na}_{(\text{s})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NaCl}_{(\text{s})}$. Nesta reação, um átomo de sódio e uma molécula de cloro se combinam para formar o sal cloreto de sódio.

b. Reação de análise (ou decomposição). Uma substância se decompõe em duas ou mais substâncias mais simples. Por exemplo: $AB \rightarrow A + B$. Nesse tipo de reação, uma substância de partida é quebrada em seus componentes constituintes. Aqui estão alguns exemplos de reações de análise:

- Decomposição térmica do carbonato de cálcio: $\text{CaCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$. Nesta reação, o carbonato de cálcio se decompõe sob aquecimento, formando óxido de cálcio e dióxido de carbono.
- Decomposição térmica do peróxido de hidrogênio: $2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})}$. Nesta reação, o peróxido de hidrogênio se decompõe em água e oxigênio quando aquecido.
- Decomposição do cloreto de mercúrio (II): $2\text{HgCl}_{2(\text{s})} \rightarrow 2\text{Hg}_{(\text{l})} + 2\text{Cl}_{2(\text{g})}$. Nesta reação, o cloreto de mercúrio (HgCl_2) se decompõe sob aquecimento, formando mercúrio líquido e gás cloro (Cl_2).
- Decomposição do perclorato de potássio: $2\text{KClO}_{4(\text{s})} \rightarrow 2\text{KCl}_{(\text{s})} + 3\text{O}_{2(\text{g})}$. Nesta reação, o perclorato de potássio se decompõe sob aquecimento, produzindo cloreto de potássio sólido e oxigênio gasoso.
- Decomposição do carbonato de hidrogênio e potássio: $\text{KHCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_{3(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. Nesta reação, o carbonato de hidrogênio

e potássio se decompõe em carbonato de potássio sólido, dióxido de carbono gasoso e água quando aquecido.

c. Reação de substituição (ou simples troca). Um elemento substitui outro em um composto. Pode ser de dois tipos:

- *Substituição simples*: Um elemento substitui outro em um composto. Por exemplo: $A + BC \rightarrow AC + B$. Vejamos o exemplo da reação a seguir: $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$. Nesta reação, o zinco (Zn) substitui o hidrogênio (H) no ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de zinco ($ZnCl_2$) e liberando hidrogênio gasoso. Geralmente ocorrem entre um metal e um composto iônico ou entre um metal e um ácido para formar um sal e hidrogênio.
- *Substituição dupla*: Os cátions e ânions de dois compostos trocam de lugar para formar dois novos compostos. Por exemplo: $AB + CD \rightarrow AD + CB$. Vejamos o exemplo a seguir da reação: $AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$. O íon prata (Ag^+) no nitrato de prata ($AgNO_3$) é trocado pelo íon sódio (Na^+) no cloreto de sódio (NaCl), resultando na formação de cloreto de prata ($AgCl$) precipitado e nitrato de sódio ($NaNO_3$) em solução. Em ambas as reações, ocorre uma substituição de átomos ou íons entre as substâncias reagentes, resultando na formação de novos compostos. As reações de substituição são comuns em química e têm várias aplicações em processos industriais e em laboratório.
- Quanto a energia envolvida:

d. Reações exotérmicas: As reações exotérmicas são aquelas nas quais energia é liberada na forma de calor para o ambiente. Isso significa que a energia dos produtos da reação é menor do que a energia dos reagentes. Como resultado, a diferença de energia é liberada na forma de calor, aquecendo o ambiente ao redor da reação. Aqui estão alguns exemplos de reações exotérmicas:

- **Combustão**: Nessa reação, a energia é liberada na forma de calor e luz. Vejamos a reação a seguir: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ (metano queimando em oxigênio). A queima de combustíveis, como a reação do carbono ou hidrocarbonetos com oxigênio, é um exemplo clássico de reação exotérmica.
- **Neutralização Ácido-Base**: Nesse caso, a energia é liberada na forma de calor quando os íons H^+ e OH^- se combinam para formar água. Reações entre ácidos e bases são frequentemente exotérmicas, como a reação entre ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH): $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$.
- **Reações de Precipitação**: Nesse caso, a energia é liberada quando os íons se combinam para formar o precipitado sólido. Algumas reações que resultam na formação de um precipitado são exotérmicas, como a reação

entre nitrato de chumbo(II) e iodeto de potássio (KI): $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + 2\text{KNO}_3(\text{aq})$.

- Reações de Oxidação-Redução: Nesse caso, a energia é liberada na forma de calor. Muitas reações de oxidação-redução também são exotérmicas, como a reação entre ferro e oxigênio para formar óxido de ferro: $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.

e. Reações endotérmicas: As reações endotérmicas são aquelas nas quais energia é absorvida do ambiente na forma de calor. Isso significa que a energia dos produtos da reação é maior do que a energia dos reagentes. Como resultado, a diferença de energia é absorvida do ambiente na forma de calor, reduzindo a temperatura ao redor da reação. Aqui estão alguns exemplos de reações endotérmicas:

- Dissolução de cloreto de amônio em água: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$. Neste caso, a dissolução do cloreto de amônio (NH_4Cl) requer uma quantidade significativa de energia, que é absorvida da água circundante, reduzindo a temperatura.
- Decomposição do bicarbonato de sódio (NaHCO_3): $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Nesta reação, a quebra do bicarbonato de sódio (NaHCO_3) requer uma quantidade significativa de energia, que é absorvida do ambiente.
- Fusão e Vaporização: A fusão (derretimento) de sólidos e a vaporização (evaporação) de líquidos são processos endotérmicos, pois requerem a absorção de calor para quebrar as forças intermoleculares e permitir a mudança de fase. Neste exemplo a seguir, o gelo (sólido) absorve energia do ambiente para se transformar em água líquida: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Reações de Síntese Complexas: Algumas reações de síntese, especialmente as que formam moléculas complexas, podem ser endotérmicas devido à necessidade de construir ligações químicas. No exemplo a seguir: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, observamos que a formação de dióxido de nitrogênio requer a absorção de energia na forma de calor.
- Quanto ao estado físico dos reagentes e produtos:

f. Reações em solução aquosa: Reações que ocorrem em meio aquoso. São elas:

- Reações de Precipitação: Isso ocorre quando os íons presentes nos reagentes formam um composto que é insolúvel em água. Vejamos o exemplo: $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$. Nesta reação, o cloreto de prata (AgCl) é um precipitado insolúvel que se forma quando soluções de nitrato de prata e cloreto de sódio são misturadas.

- **Reações de Neutralização:** São reações entre um ácido e uma base que resultam na formação de água e um sal. Vejamos o exemplo: $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Nesta reação, o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio (NaOH) reagem para formar cloreto de sódio (NaCl) e água.
- **Reações de Ácido-Base:** São um tipo específico de reação de neutralização que ocorre entre um ácido e uma base, resultando na formação de água e um sal. Vejamos o exemplo: $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Nesta reação, o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o hidróxido de sódio (NaOH) reagem para formar sulfato de sódio (Na_2SO_4) e água.
- **Reações de Dissociação Iônica:** São reações nas quais compostos iônicos se dissociam em seus íons constituintes quando dissolvidos em água. Vejamos o exemplo: $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$. Nesta reação, o cloreto de sódio (NaCl) se dissolve em água e se separa nos íons sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-).

g. **Reações gasosas:** As reações gasosas são aquelas que envolvem substâncias na fase gasosa como reagentes e/ou produtos. Essas reações são comuns em muitos contextos, desde processos industriais até fenômenos naturais e reações químicas em laboratório.

Aqui estão alguns tipos de reações gasosas comuns:

- **Combustão:** As reações de combustão são aquelas em que uma substância reage com oxigênio gasoso (O_2) para produzir calor, luz e produtos de combustão. Vejamos a reação de formação do dióxido de carbono (CO_2): $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Nesta reação, o metano (CH_4) reage com o oxigênio gasoso para produzir dióxido de carbono e água. Essas reações são frequentemente exotérmicas.
- **Síntese de Gás:** Algumas reações envolvem a síntese de gases a partir de seus elementos constituintes ou de substâncias precursoras. Vejamos a reação de formação de água: $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Nesta reação, o hidrogênio gasoso (H_2) e o oxigênio gasoso (O_2) reagem para formar água gasosa (H_2O).
- **Decomposição de Gás:** Reações de decomposição podem ocorrer na fase gasosa, onde uma substância gasosa se decompõe em produtos mais simples. Vejamos a reação de decomposição do ácido iodídrico (HI): $2\text{HI}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$. Nesta reação, o iodeto de hidrogênio gasoso (HI) se decompõe em hidrogênio gasoso (H_2) e iodo gasoso (I_2).
- **Reações de Troca de Gás:** Algumas reações envolvem a troca de gases entre os reagentes para formar novos produtos. Vejamos a reação de formação do metanol: $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$. Nesta reação, monóxido de carbono (CO) e hidrogênio gasoso (H_2) reagem para formar metanol gasoso (CH_3OH).

Esses são apenas alguns exemplos de reações gasosas. Elas desempenham um papel importante em muitos processos químicos e fenômenos naturais, e o estudo das reações gasosas é fundamental para entender a química e suas aplicações práticas.

h. **Reações em estado sólido:** Reações em que pelo menos um dos reagentes ou produtos é um sólido. Aqui estão alguns exemplos de reações que ocorrem no estado sólido:

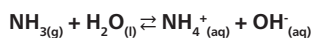
- **Reações de Síntese: Formação de Óxidos Metálicos:** Muitos metais reagem com o oxigênio para formar óxidos metálicos. Vejamos a reação de formação de óxido de ferro III (Fe_2O_3): $2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$. Nesta reação, o ferro sólido (Fe) reage com o oxigênio gasoso (O_2) para formar óxido de ferro (III) sólido (Fe_2O_3).
- **Síntese de Sais:** Compostos iônicos podem ser formados a partir da reação de metais com ácidos ou de reações entre íons em solução. Vejamos a reação de formação de cloreto de cálcio (CaCl_2): $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Nesta reação, o carbonato de cálcio sólido (CaCO_3) reage com ácido clorídrico aquoso (HCl) para formar cloreto de cálcio aquoso (CaCl_2), dióxido de carbono gasoso (CO_2) e água líquida (H_2O).
- **Reações de Decomposição:**
 - **Decomposição Térmica:** Alguns compostos sólidos podem se decompor em produtos mais simples quando aquecidos. Vejamos a reação de formação de cloreto de potássio (KCl): $2\text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$. Nesta reação, o clorato de potássio sólido (KClO_3) se decompõe sob aquecimento para formar cloreto de potássio sólido (KCl) e oxigênio gasoso (O_2).
 - **Decomposição por Eletrólise:** Certos compostos sólidos podem se decompor em seus elementos constituintes quando submetidos à eletrólise. Vejamos a reação de formação do gás cloro: $2\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow 2\text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$. Nesta reação, o cloreto de sódio sólido (NaCl) é decomposto em sódio sólido (Na) e gás cloro (Cl_2) durante a eletrólise.
- **Reações de Dupla Troca:**
 - **Formação de Precipitados:** Em algumas reações, compostos iônicos em solução aquosa podem reagir para formar precipitados sólidos insolúveis. Vejamos a reação: $\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NaNO}_{3(aq)}$. Nesta reação, o nitrato de prata aquoso (AgNO_3) reage com o cloreto de sódio aquoso (NaCl) para formar cloreto de prata sólido (AgCl) e nitrato de sódio aquoso (NaNO_3).

Esses são apenas alguns exemplos de reações que ocorrem no estado sólido. As reações sólidas são importantes em muitos campos da química e desempenham um papel crucial na produção de materiais, na síntese de compostos e em processos industriais.

6.6- Aplicação prática - Equilíbrio de ionização da amônia

O Hidróxido de amônio (NH_4OH) é uma base fraca, não metálica (Figura 18). Na figura 1 observamos que a ionização da amônia (NH_3), promove a formação dos íons NH_4^+ (aq) e OH^- (aq). A ionização da amônia ocorre em temperaturas baixas (processo exotérmico). Durante a ionização da amônia (NH_3) coexistem moléculas e íons num equilíbrio dinâmico denominado equilíbrio químico. O equilíbrio químico é estabelecido quando a velocidade de formação dos íons (produtos) se iguala à velocidade de formação das moléculas (reagentes). Este equilíbrio é representado pela seta dupla (\rightleftharpoons). Para as diversas substâncias químicas este equilíbrio pode ocorrer de forma diferente. Por exemplo, quando no momento do equilíbrio, há mais moléculas do que íons, dizemos que o eletrólito é fraco; se houver mais íons do que moléculas, o eletrólito é forte (Tabela 1). A reação de formação do NH_4OH é reversível, portanto, em temperaturas superiores a $50\text{ }^\circ\text{C}$ (processo endotérmico) inicia-se a formação e, conseqüente, liberação do gás NH_3 . Se continuarmos a aumentar a temperatura a valores acima de $450\text{ }^\circ\text{C}$ a amônia sofrerá decomposição liberando gás nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2). Vale a pena ressaltar que não existe a substância NH_4OH , mas o que temos é uma solução de NH_3 ionizada em água. Portanto, a substância chamada “hidróxido de amônio” na verdade é uma solução aquosa de amônia. A solução aquosa de amônia (NH_4OH) é estável se armazenado em temperaturas inferiores a $50\text{ }^\circ\text{C}$.

Figura 18. Reação entre a amônia anidra (NH_3) e a água e a formação do hidróxido de amônio (NH_4OH)



REAGENTES \rightleftharpoons PRODUTOS

aq= aquoso; g= gasoso; l= líquido

Material e reagentes

- Béquer de 500 mL;
- Um conta-gotas 3 a 5 mL ou pipeta pasteur de vidro ou de plástico;
- Vasilhame plástico ou de vidro com mistura gelo/ água ou água gelada;
- Tubo de ensaio (1);

- Pregador;
- Solução amoniacal para limpeza (Vim •®, Fort®, Ajax® entre outros) ou solução de hidróxido de amônio 0,1M;
- Solução alcoólica de fenolftaleína.
- Bico de Bunsen ou lamparina

Procedimento experimental:

Adicione 50 gotas da solução amoniacal em de 200 mL de água contidos em um béquer ou prepare a solução de hidróxido de amônio 0,1M.

Adicione 20 gotas (aproximadamente, 1mL) da solução amoniacal obtida ou da solução de hidróxido de amônio 0,1M em um tubo de ensaio. Em seguida, adicione de 2 a 5 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína (indicador de reações ácida e básica). Observe que a solução adquirirá a cor rosa, indicando pH básico (temperatura ambiente). Prenda o tubo de ensaio ao pregador e leve-o a chama do bico de Bunsen, lamparina, fogão ou fogareiro. Observe o esmaecimento da solução durante o aquecimento. Em seguida coloque o tubo de ensaio no banho de gelo ou água gelada. Observe o retorno da coloração rosa.

CONCLUSÃO

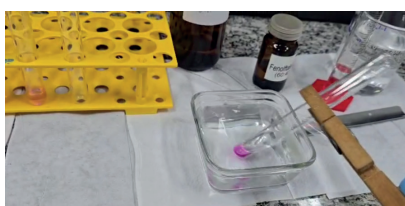
A amônia é um eletrólito fraco (Tabela 1). A reação de ionização da amônia ocorre em temperaturas baixas (processo exotérmico). O aquecimento da solução promove que o equilíbrio se desloque no sentido dos reagentes (processo endotérmico) e o esmaecimento da coloração até se tornar incolor. Ao se colocar o tubo aquecido no banho de gelo, ocorre a diminuição da temperatura, deslocamento do equilíbrio para os produtos (processo exotérmico) e o aumento da intensidade coloração rosa da fenolftaleína (Figura 19).

Figura 19. A reação de ionização da amônia. (a)- O esmaecimento da cor por causa do aquecimento; (b)- O retorno da coloração ao se colocar o tubo aquecido no banho de gelo, deslocamento do equilíbrio para os produtos (processo exotérmico).

(a)



(b)



Fonte: Alaide de S. Barreto

REFERÊNCIAS

FERREIRA, L.H.; HARTWIG, D.H.; ROCHA-FILHO, R.C. Algumas Experiências Simples Envolvendo o Princípio de Le Chatelier. Química Nova na Escola, v.5, p. 28-31, 1997.

FELTRE, R. Fundamentos de Química: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

KOTZ, J.C.; TREICHEL, P.M.; WEAVER, G.C. Química geral e reações químicas, v1, 5ª. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005, 864 p.



C A P Í T U L O 7

MAGIA DAS CORES. UMA JANELA PARA O MUNDO

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Alex Da Silva Sirqueira

As cores são uma parte fundamental de nossas vidas, moldando nossas percepções, emoções e interações com o mundo ao nosso redor. As cores são a expressão visual da luz visível e do espectro eletromagnético, entretanto, sob o olhar dos poetas ou artistas, são a essência da beleza e complexidade do universo. Mas então, o que são cores? As cores são fenômenos visuais resultantes da interação entre a luz, nossos olhos e nosso cérebro. No cerne da percepção das cores estão as células fotossensíveis na retina do olho humano. Existem dois tipos principais de fotorreceptores: cones e bastonetes. Os bastonetes são responsáveis pela visão periférica (lateral), pela visão noturna e incapazes de distinguir as cores. Os cones são os responsáveis pela visão precisa, central e detalhada e pela visão em cores, estando agrupados principalmente na mácula. Existem três tipos de cones, cada um sensível a diferentes partes do espectro de luz visível: vermelho, verde e azul. A combinação das informações desses cones permite que nosso cérebro interpreta variedade de cores.

As cores são essenciais para a percepção e compreensão do mundo, nos ajudam a distinguir objetos, identificar alimentos, interpretar sinais de perigo e muito mais. Imagine, por exemplo, tentar diferenciar entre um céu azul e uma maçã madura sem a capacidade de perceber as cores. A nossa percepção do ambiente é profundamente enriquecida pela presença das cores, pelo contraste percebemos o que está ao nosso redor.

Elas também têm impacto profundo em nossas emoções e comportamento. Por exemplo, o vermelho frequentemente evoca emoções de paixão, excitação e urgência, enquanto o azul transmite uma sensação de calma e tranquilidade. A publicidade e o design gráfico aproveitam essas associações para criar respostas emocionais específicas nas pessoas.

E como as cores influenciam nossa existência. Imagine uma antiga cidade no deserto, onde um jovem artista chamado Amir vivia. Nessa cidade, as casas eram todas construídas com tijolos de barro, sem qualquer cor ou decoração. A vida era monótona e sombria, com as pessoas lutando para encontrar alegria em suas rotinas áridas. Amir, no entanto, sonhava em trazer vida e alegria para sua cidade. Ele estava determinado a fazer algo especial. Com uma paleta de cores limitada, ele começou a pintar os tijolos das casas com tons vibrantes de vermelho, azul, verde e amarelo. À medida que as casas ganhavam vida com as novas cores, as pessoas começaram a notar e a sorrir. À medida que mais e mais casas eram pintadas, a cidade se transformou em um caleidoscópio de cores. As ruas tornaram-se vibrantes e acolhedoras, e as pessoas começaram a sair mais de suas casas para se reunir e apreciar a beleza que Amir havia trazido.

As cores também tiveram um impacto emocional profundo na cidade. O vermelho trouxe paixão e vitalidade, o azul trouxe calma e serenidade, o verde trouxe esperança e crescimento, e o amarelo trouxe alegria e otimismo. As emoções das pessoas foram tocadas, e a cidade se tornou um lugar mais feliz.

A história de Amir ilustra como as cores não apenas enriquecem nossa percepção do mundo, mas também têm o poder de transformar e elevar nossas vidas. As cores têm a capacidade de despertar emoções profundas, criar atmosferas e até mesmo influenciar nossas decisões. A utilização das cores na arte e na cultura remonta a milhares de anos atrás, e desempenha papel fundamental na expressão humana, comunicação e compreensão do mundo. A história das cores na arte e na cultura é rica e fascinante, revelando como diferentes sociedades ao longo do tempo atribuíram significados e usaram as cores de maneiras distintas.

As cores na arte começam com as pinturas rupestres pré-históricas. Em cavernas como Lascaux, na França, e Altamira, na Espanha, as primeiras civilizações utilizaram pigmentos naturais para criar representações de animais, cenas cotidianas e rituais. Ocre vermelho e amarelo, carvão vegetal e outros materiais eram usados para dar vida às imagens nas paredes das cavernas. Essas pinturas revelam a importância das cores na comunicação e na expressão desde os primórdios da humanidade.

Na antiguidade, as civilizações grega e romana valorizavam a utilização das cores em suas esculturas, cerâmica e arquitetura. Os gregos usavam pigmentos naturais e técnicas de pintura para criar esculturas realistas e estátuas que representavam deuses e heróis. Eles também usavam cores para realçar a cerâmica, tornando-a mais atrativa e informativa. Os romanos continuaram essa tradição, empregando cores vívidas em seus mosaicos e murais, muitos dos quais ainda podem ser vistos em sítios arqueológicos.

Durante a Idade Média na Europa, a utilização das cores na arte assumiu um significado simbólico profundo. Os artistas medievais frequentemente usavam cores para representar virtudes e vícios, bem como temas religiosos. O dourado simbolizava a divindade, o vermelho o martírio e o azul a Virgem Maria. As cores eram usadas para contar histórias e transmitir mensagens espirituais, já que grande parte da arte medieval estava ligada à igreja e à religião.

O Renascimento italiano viu uma revolução na pintura, com artistas como Leonardo da Vinci, Michelangelo e Rafael desenvolvendo técnicas inovadoras, incluindo a utilização de tintas a óleo. Essa mudança permitiu maior controle sobre a mistura de cores e a criação de efeitos luminosos. As cores eram agora usadas para representar a natureza com detalhes surpreendentes e realismo, como visto na “Mona Lisa” de Leonardo da Vinci e na “Capela Sistina” de Michelangelo.

O Barroco e o Rococó na Europa testemunharam uma explosão de cores na arte. Artistas como Caravaggio usavam o contraste dramático entre luz e sombra para criar efeitos intensos, enquanto o Rococó celebrava a ornamentação, com paletas de cores pastéis e elaboradas decorações em móveis e arquitetura. As cores eram usadas para criar atmosferas de drama, extravagância e elegância.

O século XX trouxe uma revolução na utilização das cores na arte. Movimentos como o Cubismo, o Expressionismo e o Abstracionismo exploraram a relação entre forma e cor de maneiras inovadoras. Artistas como Pablo Picasso, Wassily Kandinsky e Mark Rothko usaram cores de forma abstrata para evocar emoções e estados de espírito. Na arte contemporânea, a utilização das cores é frequentemente subjetiva, desafiando as convenções tradicionais e incentivando a interpretação individual.

Além da arte, as cores desempenham papéis significativos nas culturas em todo o mundo. Por exemplo, o vermelho é frequentemente associado à sorte na China, enquanto o branco é um símbolo de pureza em muitas culturas ocidentais. A forma como as cores são usadas em trajes tradicionais, cerimônias e celebrações varia amplamente e tem significados culturais profundos.

As cores exercem impacto em nossas emoções, percepções e comportamentos, desempenhando papel significativo no nosso cotidiano. O estudo da psicologia das cores, por exemplo, revela como as diferentes tonalidades podem evocar reações emocionais específicas e influenciar nossa maneira de ver o mundo. Desta maneira, pode-se afirmar que existe magia nas cores, e poder oculto que atua sobre nossa psique.

Cada cor possui associações emocionais distintas que se desenvolveram ao longo da história e da cultura. Por exemplo:

- O **vermelho** é frequentemente associado à paixão, energia, amor e excitação, mas também pode evocar sentimentos de raiva e perigo.
- O **azul** é geralmente relacionado à calma, serenidade, confiança e estabilidade. É uma cor que pode transmitir sensações de tranquilidade.
- O **amarelo** é associado à alegria, felicidade e otimismo, mas também pode ser percebido como ansiedade ou nervosismo em excesso.
- O **verde** é frequentemente relacionado à natureza, frescor, harmonia e crescimento. Ele pode induzir uma sensação de equilíbrio.
- O **roxo** está ligado à realeza, criatividade, espiritualidade e mistério. Pode inspirar sentimentos de nobreza.
- O **preto** é frequentemente associado ao poder, formalidade e elegância, enquanto o branco evoca pureza, simplicidade e paz.

Além de afetar as emoções, as cores também têm o poder de influenciar os comportamentos e decisões. Por exemplo, as cores no Marketing de produtos, empresas frequentemente usam cores em suas marcas e publicidade para criar associações emocionais e incentivar compras. O vermelho pode estimular o apetite, enquanto o azul pode criar a sensação de confiabilidade. A escolha das cores em casa pode afetar o humor e a atmosfera do ambiente. Cores quentes como o vermelho podem tornar o espaço mais acolhedor, enquanto tons frios como o azul podem criar a sensação de calma. As cores são usadas em sinais de trânsito para comunicar mensagens instantâneas. Por exemplo, o vermelho no semáforo significa parar e o verde significa em frente. A terapia da cor é usada em algumas abordagens da saúde mental para ajudar a aliviar o estresse e promover o bem-estar. Acredita-se que as cores possam influenciar positivamente o estado emocional das pessoas. É importante observar que as associações emocionais das cores podem variar culturalmente e dependem do contexto. O significado de uma determinada cor em uma cultura pode ser diferente em outra. Além disso, as experiências individuais e as preferências pessoais também influenciam na forma como as pessoas reagem às cores.

Pode-se concluir que as cores são elementos poderosos na vida do ser humano, sendo capazes de moldar emoções, influenciar escolhas e criar atmosferas. O estudo da psicologia das cores permite compreender como afetam a percepção e experiência diária. Ao escolher cores para roupas, ambientes ou marcas, é essencial considerar como essas escolhas podem impactar os sentimentos e comportamentos. As cores são uma linguagem silenciosa que se comunica diretamente com a psicologia, tornando-se ferramentas para o design e a comunicação visual. Além disso, ao longo da história, as cores desempenharam a expressão humana, na cultura e na arte, continuando a enriquecer a percepção do mundo e a melhorar as vidas dos

seres humanos. Elas são uma parte intrínseca da humanidade, transformando o mundo em um lugar mais vibrante e emocionante.

7.1- O Espectro de Cores

O que é o espectro de cores e como ele é formado?

A luz visível e a gama de cores.

A relação entre frequência, comprimento de onda e cor.

O espectro de cores refere-se à gama completa de cores visíveis que podem ser percebidas pelo olho humano quando a luz branca é decomposta ou dispersa. Essa dispersão da luz branca em suas cores componentes é frequentemente vista como um arco-íris, mas o espectro de cores inclui muito mais do que apenas as cores do arco-íris. Para entender como o espectro de cores é formado, é importante considerar os princípios da ótica e da natureza da luz.

O espectro de cores é formado principalmente por dois processos:

- **Dispersão da Luz:** A luz branca é uma mistura de todas as cores visíveis do espectro. Quando a luz branca passa por um prisma, uma gota de chuva, um prisma de vidro ou outro meio transparente e refrativo, ela é curvada ou refratada de maneira diferente para cada cor que a compõe. Isso ocorre porque a velocidade da luz em um meio transparente é diferente para cada comprimento de onda de cor. A dispersão resultante separa as cores da luz branca e cria o espectro visível.
- **Comprimento de onda:** As cores no espectro são organizadas de acordo com seus comprimentos de onda. Cada cor tem um comprimento de onda específico que determina sua posição no espectro. As cores do espectro de cores visíveis, em ordem, são: vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta. No entanto, o espectro completo inclui uma gama infinita de cores intermediárias entre essas.

Além disso, é importante notar que o espectro de cores pode ser representado de várias maneiras, como um círculo de cores ou uma linha linear. Essas representações ajudam a entender como as cores se relacionam e como podemos criar misturando as cores do espectro.

A formação do espectro de cores é um fenômeno natural e fundamental que desempenha um papel importante em várias áreas da ciência e da tecnologia, incluindo a ótica, a fotografia, a física das cores e a tecnologia de exibição de cores,

como monitores de computador e televisões. Compreender o espectro de cores é essencial para muitas aplicações práticas, como design gráfico, reprodução de cores em imagens e indústria de entretenimento.

A luz visível é parte do espectro eletromagnético que é perceptível ao olho humano. Ela é composta por uma faixa de comprimentos de onda específicos que se estendem aproximadamente de 380 nanômetros (nm) a 750 nm, embora esses valores possam variar ligeiramente de pessoa para pessoa. Essa faixa de comprimentos de onda corresponde às cores que vemos no espectro de cores visíveis, como vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta. A luz visível forma de energia eletromagnética que se propaga pelo espaço na forma de ondas eletromagnéticas. Quando a luz incide em um objeto, parte dela é absorvida pelo objeto, e parte é refletida de volta para nossos olhos. A cor que percebemos de um objeto está relacionada às frequências de luz que são refletidas por ele. Por exemplo, um objeto que reflete principalmente luz na faixa de comprimentos de onda correspondente ao vermelho será percebido como vermelho aos nossos olhos.

Ela permite diferenciarmos as cores, formas, texturas e detalhes em nosso ambiente. Além disso, a luz visível é essencial para muitos processos naturais, como a fotossíntese nas plantas, que converte a luz solar em energia química. Também é amplamente utilizada em tecnologia e aplicações práticas. Por exemplo, em dispositivos de exibição, como telas de computador e televisores, a luz visível é usada para criar imagens coloridas. Em fotografia, a luz visível é capturada por câmeras para criar fotografias coloridas. Na medicina, a luz visível é usada em procedimentos como a cirurgia a laser.

7.2- Qual é a química envolvida nas cores? Já sabemos de sua importância, mas como produzir nos materiais?

A química envolvida na criação de tintas e corantes é fascinante e complexa, envolvendo uma compreensão profunda de como diferentes substâncias interagem para produzir cores visíveis. Alguns aspectos-chave da química por trás desses processos:

- **Pigmentos e cores:** A cor é percebida quando a luz é refletida ou absorvida por objetos. Os pigmentos são substâncias que absorvem seletivamente certos comprimentos de onda da luz visível, refletindo outros. A cor que vemos é a cor refletida pelos pigmentos.
- **Cores primárias e composições:** As cores primárias, como o ciano, o magenta e o amarelo (CMY), ou o vermelho, o verde e o azul (RGB), são usadas para criar uma variedade de cores através da mistura aditiva ou subtrativa de pigmentos.

- **Síntese subtrativa:** Na síntese subtrativa, as cores são misturadas através da subtração das cores de luz branca incidente. Por exemplo, na pintura, a mistura de pigmentos CMY cria cores. Para entender melhor esse conceito, considere um objeto de cor ciano. Quando esse objeto é exposto à luz branca, que é uma mistura de todas as cores do espectro visível, incluindo vermelho, azul e verde, ele age como um filtro. O objeto absorve a luz vermelha e reflete as componentes verde e azul da luz. De maneira semelhante, um objeto de cor amarela absorverá a luz azul e refletirá a verde e a vermelha, enquanto um objeto magenta absorverá a luz amarela e refletirá a azul e a vermelha. A interação entre essas cores primárias é crucial para a formação de cores secundárias. Por exemplo, quando ciano, magenta e amarelo são sobrepostos, eles misturam suas propriedades de absorção e reflexão. Essa combinação resulta na cor preta, pois os três tons primários da síntese subtrativa se sobrepõem e absorvem todas as cores (ao contrário da síntese aditiva, na qual a soma das cores primárias resulta em branco). Esse sistema é denominado subtrativo porque as cores são formadas pela subtração de certas partes da luz branca incidente. Portanto, quando misturamos essas cores, o resultado é a absorção de todas as cores, o que percebemos como preto. Esse princípio é fundamental em diversas aplicações, como impressão gráfica, fotografia e design, onde o controle preciso das cores é importante para obter resultados desejados através da absorção seletiva de luz.
- **Corantes:** são substâncias, sejam elas de origem natural ou sintética, que, quando aplicadas a um material, conferem-lhe cor. Podem solúveis em líquidos, como água ou solventes orgânicos que são usados para colorir tecidos ou tintas. No entanto, é importante destacar que os corantes não alteram a cobertura do material, preservando sua transparência, ao contrário dos pigmentos. Esses corantes podem ser de origem sintética ou natural, e sua função é a mesma, independentemente da origem. A fixação do corante ao substrato pode ser realizada de várias maneiras, como dissolução ou por meio de ligações iônicas e covalentes. O método de fixação varia conforme o tipo de material e o corante utilizado.
- **Fixação de Corantes:** Para que os corantes permaneçam nas superfícies coloridas, é necessário fixá-los. Isso geralmente envolve processos químicos ou físicos para garantir que os corantes não sejam facilmente removidos em uma lavagem ou atrito.
- **Pigmentos:** Os pigmentos inorgânicos podem ser brancos ou apresentar cores metálicas. Esses pigmentos inorgânicos podem ser classificados em duas categorias: naturais e sintéticos. Os pigmentos inorgânicos naturais costumam ser compostos principalmente por óxidos e têm

algumas características distintas, como menor capacidade de cobertura, dificuldade de dispersão e poder de coloração reduzido. Por outro lado, os pigmentos inorgânicos sintéticos foram desenvolvidos com melhorias específicas, proporcionando maior capacidade de cobertura, uniformidade na coloração, maior poder de tingimento e dispersão aprimorada. Os pigmentos inorgânicos podem ser obtidos a partir de várias fontes, incluindo óxidos de ferro, dióxido de titânio, cromatos e cádmio. Eles se caracterizam por apresentar baixa toxicidade, resistência notável a altas temperaturas, durabilidade contra condições climáticas adversas, resistência à ação de ácidos e à exposição ao oxigênio.

7.3- Estabilidade das cores

A química também desempenha um papel importante na estabilidade das cores. Os fabricantes de tintas e corantes precisam considerar fatores como a luz, o calor e a exposição a produtos químicos ao criar produtos que não desbotam rapidamente.

7.4- Aplicações industriais

As tintas e corantes têm aplicações em diversas indústrias, incluindo têxtil, automobilística, cosmética, alimentos, impressão e arte. Cada indústria pode ter requisitos específicos em relação às propriedades químicas das cores.

A química por trás das tintas e corantes é um campo interdisciplinar que combina princípios da química orgânica, física e até mesmo da óptica. É fundamental para a criação de cores vibrantes e duradouras em produtos que usamos diariamente, desde roupas até obras de arte. A compreensão desses princípios químicos ajuda os cientistas e engenheiros a desenvolverem novas formulações de tintas e corantes com propriedades específicas para atender às necessidades de diferentes aplicações.

7.5- Aplicação prática - Arco-íris no CD

O arco-íris é um fenômeno meteorológico e físico (óptico) que dispersa a luz branca num espectro contínuo de cores e forma um arco colorido. Coube ao estadista e filósofo romano Sêneca (4 a.C. – 65 d.C.) a primeira observação do fenômeno de dispersão luminosa ao ver a luz solar sofrer uma decomposição, nas cores do arco-íris, ao atravessar um pedaço de vidro. Contudo, o entendimento dessa decomposição só foi possível com a lei da refração da luz deduzida no Século 17, pelo físico inglês Sir Isaac Newton (1642-1727), em 1666. Isaac Newton percebeu que a luz solar branca que passava pela fresta de uma janela do quarto escuro onde se encontrava era decomposta nas cores do arco-íris, depois de atravessar um prisma (comprado na

feira de Sturbridge, por volta de 1665). Ele se convenceu de que essas cores estavam presentes na própria luz branca solar e que estas não foram criadas no prisma. Então, Newton realizou outra experiência na qual fez passar as cores dispersadas, por um prisma, em seguida passava a luz decomposta por um segundo prisma invertido do em relação ao primeiro, reproduzindo, dessa forma e, em uma tela, a luz branca original. Observou ainda Newton que se apenas uma cor do arco-íris atravessar o prisma, não haveria a decomposição cromática, uma vez que o feixe de luz que emerge do prisma apenas alargava-se ou estreitava-se (dependendo da incidência inicial), permanecendo, assim, da mesma cor.

O objetivo deste experimento é decompor a luz, mostrando que ela é formada por componentes coloridas

Material:

- CD danificado ou fora de uso
- Vela
- Papel ou E.V.A;
- Tesoura;
- Cola;
- Fita adesiva (opcional);
- Secador de cabelo (opcional);
- Prendedor (opcional)

Procedimento:

Retire, sem danificar, a película do CD com a fita adesiva. Utilize o secador de cabelo para aquecer o disco e remover a película com a fita. Recorte um pedaço de papel ou E.V.A e cole no furo central do CD. em um ambiente escuro coloque a vela acesa na frente ao CD. Use o prendedor para segura o CD. Observe atentamente a decomposição da luz na película do CD.

CONCLUSÃO

O arco-íris que se forma no CD quando ele é colocado em frente a uma fonte de luz é chamado de “Dispersão da Luz Branca”. Este fenômeno ocorre devido à decomposição da luz em várias cores. O espectro eletromagnético propagado pelo CD é composto pela dispersão da luz branca, pela frequência da luz e pela refração (velocidade alterada). Esses fatores causam grandes desvios angulares nos raios ultravioleta e infravermelhos, formando, assim, o arco-íris.

REFERÊNCIAS

CLAYDEN, J.; GREEVES, N.; WARREN, S.; WOTHERS, P. Organic Chemistry, Oxford, 2008.

HELERBROCK, R. Dispersão da luz branca; Brasil Escola. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/fisica/a-dispersao-luz-branca.htm>. Acesso em 16 de dezembro de 2023.

MARCONDES, Ayrton Cesar; SARIEGO, José Carlos. Ciências: química e física - 1º Grau. São Paulo: Scipione, 1996.

MENDHAM, J.; DENNEY, R. C.; BARNES, J. D.; THOMAS, M. J. K. Vogel Análise Química Quantitativa, 6a. ed., LTC, 2008.

MINATTI, E. Corantes: a química nas cores. QMCWEB – Revista Eletrônica do Departamento de Química da UFSC. Disponível em: <<http://www.qmc.ufsc.br/qmcweb/artigos/dye/corantes.html>>. Acesso em 20 janeiro. 2025.

PAVIA, D. L.; LAMPMAN, G. M.; KRIZ, G. S. Introduction to Spectroscopy, 3a. ed., Thomson Learning, 2001.

PENTEADO, Paulo Cesar M; TORRES, Carlos Magno A. Física - ciência e tecnologia. São Paulo: Moderna, 2005. Vol. 2.

SILVA, F. M.; WOUTERS, A. D.; CAMILLO, S. B. A. Visualização Prática da Química Envolvida nas Cores e sua Relação com a Estrutura de Corantes. Química Nova na Escola, N. 29, 2008. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc29/11-EEQ-6606.pdf>. Acesso em 18 março. 2025.

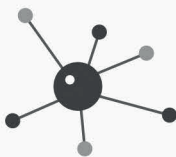
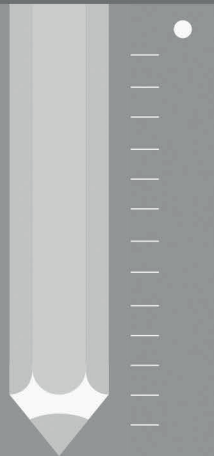
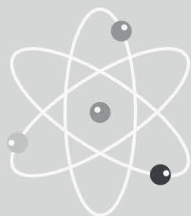
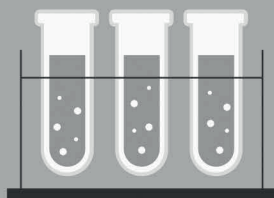
SKOOG, D. A.; HOLLER, F. J.; CORUCH, S. R. Princípios de Análise Instrumental, 6a. ed., Bookman, 2009.

SOLOMONS, T.W. Química orgânica, v. 1, n. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012

CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA

Aulas teóricas e práticas voltadas
para o ensino fundamental, médio e
de jovens adultos

 www.atenaeditora.com.br
 contato@atenaeditora.com.br
 @atenaeditora
 www.facebook.com/atenaeditora.com.br



CIÊNCIA VIVA NA ESCOLA

Aulas teóricas e práticas voltadas
para o ensino fundamental, médio e
de jovens adultos

 www.atenaeditora.com.br
 contato@atenaeditora.com.br
 @atenaeditora
 www.facebook.com/atenaeditora.com.br

