QUÍMICA

Explorando a **Estrutura da Matéria** com Realidade Aumentada



Luiz Fernando Belchior Ribeiro
Tiago da Rosa Augustinho
Yasmin Cani Viviani
Eliane Pozzebon

UFSC

LabTeC
Laboratório de Tecnologias Computacionais

QUÍMICA

Explorando os **Modelos Atômicos** e a **Geometria Molecular** com Realidade Aumentada

Realização:

LabTeC – UFSC | Laboratório de Tecnologias Computacionais

Universidade Federal de Santa Catarina

Área do Conhecimento:

Química e suas Tecnologias

1ª Edição
Araranguá, 2026

Luiz Fernando Belchior Ribeiro
Tiago da Rosa Augustinho
Yasmin Cani Viviani
Eliane Pozzebon

UFSC

LabTeC
Laboratório de Tecnologias Computacionais

QUÍMICA

Explorando os **Modelos Atômicos** e a **Geometria Molecular** com Realidade Aumentada

Idealização e Conteúdo:
Luiz Fernando Belchior Ribeiro
Tiago da Rosa Augustinho
Yasmin Cani Viviani
Eliane Pozzebon

Projeto Gráfico e Experiência Visual
Yasmim Tezza Bardini
Ananda Muxfeldt Palma

Revisão Técnica
Tiago da Rosa Augustinho

Revisão Gramatical e Ortográfica
Karla Goularte da Silva Gründler

Apoio Técnico
Elisa Hilsendeger Pereira de Oliveira
Débora Maria Russiano Pereira

Ribeiro, Luiz Fernando Belchior.
Química: explorando modelos atômicos e a geometria molecular com realidade aumentada / Luiz Fernando Belchior Ribeiro / Tiago da Rosa Augustinho / Yasmin Cani Viviani / Eliane Pozzebon. - Araranguá : LabTeC; UFSC, 2026.
116 p. : il.

ISBN: 978-65-02-45740-5

1. Química. 2. Modelos Atômicos. 3. Geometria Molecular. 4. Realidade Aumentada. I. LabTeC. II UFSC. III. Ribeiro, Luiz Fernando Belchior. IV. Augustinho, Tiago da Rosa. V. Viviani, Yasmin Cani. VI. Pozzebon, Eliane. VII. Título

Ficha catalográfica elaborada por: Débora Maria Russiano Pereira, CRB-14/1125

Apresentação

Prezados professores e estudantes,

A química está em todo lugar: no ar que respiramos, nas reações que cozinham nosso alimento, nas transformações que moldam o planeta e a vida. Ainda assim, por muito tempo, ela foi ensinada apenas em fórmulas e equações no quadro, distantes do fenômeno real que representam. Este livro nasce da vontade de mudar essa história.

Unindo conteúdo didático sólido e Realidade Aumentada (RA), esta obra convida professores e estudantes a enxergar a química além do papel. Átomos que se ligam, elétrons que se movem, moléculas que se rearranjam em uma reação: tudo isso pode agora ser visualizado, girado, ampliado e explorado em três dimensões, bem diante dos olhos de quem estuda.

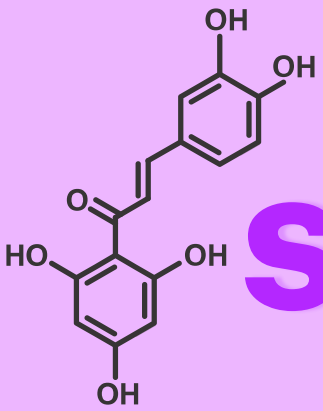
Para o professor, este material é um recurso a mais para tornar a aula mais dinâmica, despertando o interesse dos estudantes e facilitando a compreensão de conceitos que, tradicionalmente, exigem alto grau de abstração, como estrutura atômica, geometria molecular, ligações químicas e mecanismos de reação. Para o estudante, é um convite a experimentar a ciência de um jeito ativo, curioso e investigativo.

Alinhada à Base Nacional Comum Curricular (BNCC), esta obra vai além da memorização de fórmulas e nomenclaturas: ela busca desenvolver o pensamento científico, a capacidade de observação, o raciocínio lógico e o letramento digital, competências indispensáveis para compreender e atuar no mundo atual.

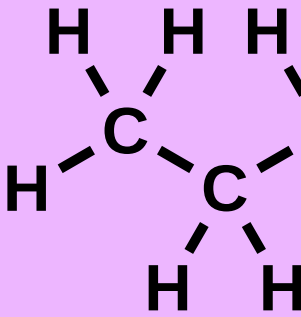
Que esta jornada revele a beleza escondida na matéria e desperte, em cada página, a curiosidade de investigar, questionar e entender como o universo se transforma molécula por molécula.

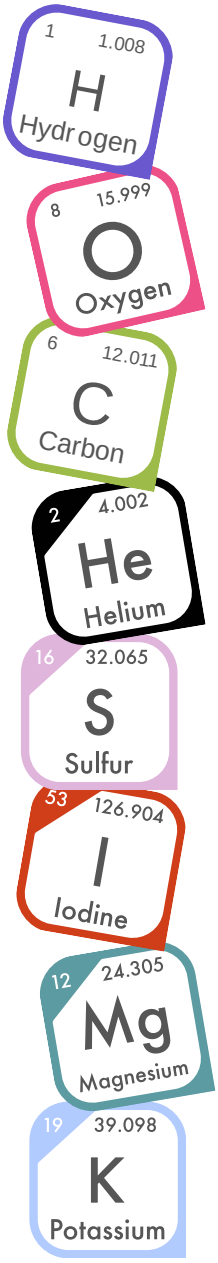
Boa jornada pela química!

Os autores



Sumário





CAPÍTULO 01

A Hipótese Atômica

1.1. Leis Ponderais 7
1.2. Modelo Atômico de Dalton 10
1.2.1. Representação dos átomos de Dalton 11
1.3. Guia Para o Professor 12

CAPÍTULO 02

A Descoberta do Elétron e a estrutura eletrônica da matéria

2.1. Evidências da Natureza Elétrica 18
2.2. Modelo Atômico de Thomson 21
2.3. Contribuições de Millikan 26
2.4. Guia Para o Professor 30

CAPÍTULO 03

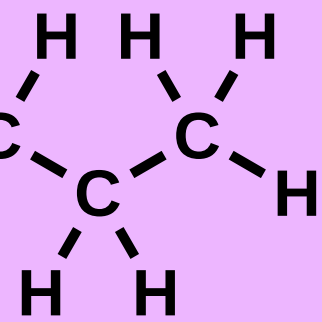
Desvendando a Estrutura do Átomo

3.1. Experimento da Partícula Alfa 35
3.2. Modelo Atômico de Rutherford 37
3.3. Núcleo Atômico 41
3.4. Guia Para o Professor 44

CAPÍTULO 4

Teoria Quântica e estrutura eletrônica dos átomos

4.1. Espectro de Emissão do Hidrogênio 51
4.2. Modelo Atômico de Bohr 54
4.3. Salto Quântico 58
4.4. Guia Para o Professor 60





A Teoria Atômica Moderna

CAPÍTULO 05

5.1. Orbitais Eletrônicos 65
5.2. Formas dos Orbitais 67
5.3. Ocupação e Distribuição de Elétrons 69
5.4. Guia Para o Professor 73

Ligações entre Átomos

CAPÍTULO 06

6.1. Ligações Químicas 77
6.2. Ligação Iônica 79
6.3. Ligação Covalente 82
6.4. Ligação Metálica 84
6.5. Guia Para o Professor 87

Forças entre Moléculas

CAPÍTULO 07

7.1. Dipolo-Dipolo 91
7.2. Ligação de Hidrogênio 93
7.3. Dipolo Induzido (Forças de London) 95
7.4. Guia Para o Professor 97

Formas das Moléculas

CAPÍTULO 08

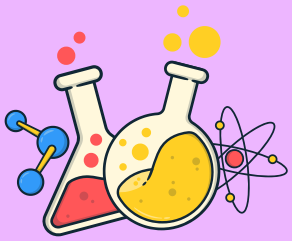
8.1. Geometria Molecular 101
8.2. Guia Para o Professor 106

Referências 110
Sobre os autores 111

CAPÍTULO 1:



A Hipótese Atômica



Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EF09CI02

TEMA 1

1.1. Leis Ponderais

Durante o desenvolvimento da química moderna, especialmente no final do século XVIII e início do século XIX, diversos cientistas passaram a investigar de forma sistemática os fenômenos relacionados às transformações da matéria.

Foi nesse contexto que surgiram as Leis Ponderais, um conjunto de leis experimentais fundamentais para a compreensão das reações químicas e, posteriormente, para a formulação da Teoria Atômica de Dalton.

As Leis Ponderais são baseadas em evidências experimentais e foram essenciais para estabelecer a ideia de que as reações químicas obedecem às proporções fixas e previsíveis entre os reagentes e os produtos.



- Para aprofundar seus conhecimentos de forma interativa, aponte a câmera do seu celular ou tablet para o **QR Code** acima.

- Em seguida, siga as instruções na tela para visualizar e explorar as Leis Ponderais com **Realidade Aumentada**.

São três as principais leis ponderais:

- **Lei da Conservação da Massa**, proposta por Antoine Lavoisier, afirma que:

"Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos."

Essa descoberta revolucionou a Química ao introduzir a ideia de que *"Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma"*.

Esse princípio foi essencial para Dalton formular seu terceiro postulado: os átomos são indestrutíveis em reações químicas, o que justifica a conservação da massa.

Essa lei permitiu compreender que a massa dos reagentes deve ser igual à massa dos produtos. Portanto, foi desenvolvido o conceito de balanceamento, ou seja, ao realizar os cálculos de uma reação química, é necessário, primeirmanete balanceá-la para que haja a mesma quantidade de cada elemento em ambos os lados da reação.

- **Lei das Proporções Definidas**, enunciada por Joseph Louis Proust, estabelece que:

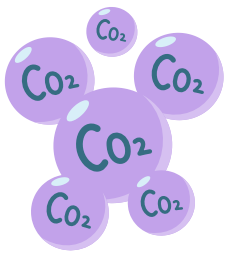
"Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa."

Isso significa que qualquer amostra pura de um composto contém os mesmos elementos combinados na mesma razão em massa.

Essa observação apoiou diretamente o quarto postulado de Dalton, segundo o qual compostos são formados por combinações fixas de átomos de diferentes elementos.

- **Lei das Proporções Múltiplas**, proposta por John Dalton, afirma:

"Quando dois elementos formam duas ou mais substâncias compostas diferentes, se a massa de um deles permanecer fixa, a do outro irá variar em uma relação de números inteiros e pequenos."



Por exemplo, o carbono e o oxigênio podem formar tanto o monóxido de carbono (CO) quanto o dióxido de carbono (CO_2). Se mantivermos constante a massa de carbono, a massa de oxigênio que se combina com ele estará na proporção 1:2.

Essa regularidade numérica só pode ser explicada admitindo a existência de partículas discretas — os átomos — se combinando em proporções definidas.

Essas leis forneceram uma base sólida para a formulação da Teoria Atômica de Dalton, que, mesmo com limitações, marcou o início da Química Moderna ao propor um modelo científico para explicar as propriedades e comportamentos da matéria.

Assim, as Leis Ponderais não apenas descreveram fenômenos observáveis, mas também serviram como pilares para o desenvolvimento da estrutura conceitual da Química.

Esses postulados têm uma influência atemporal, pois possobilitaram novas descobertas e práticas. A partir deles, foi possível realizar cálculos estequiométricos, utilizados para determinar a massa correta de reagentes a ser adicionada a uma reação.

Na prática

Onde esses cálculos são utilizados? Sua atuação é evidente na indústria para a formação de produtos químicos. Além disso, no setor farmacêutico sua necessidade é notável para proporções corretas na fabricação de medicamentos.

TEMA 1

1.2.

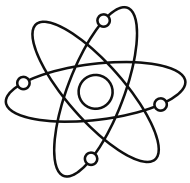
Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EF09CI03

Modelo Atômico de Dalton

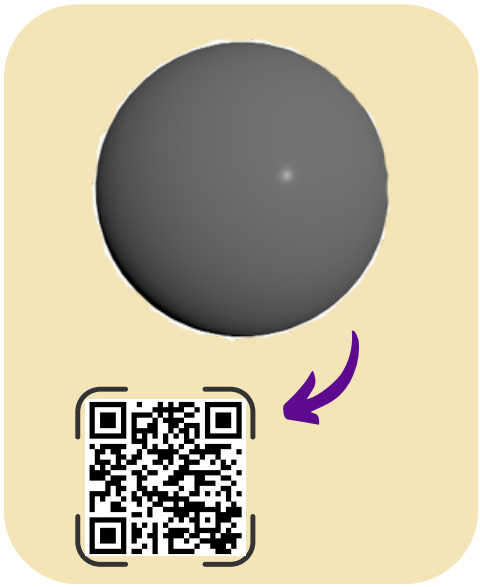
Durante muitos anos, procurou-se compreender a natureza da "matéria" fundamental da qual o mundo era feito.

Já na Grécia Antiga, alguns filósofos, tais como Demócrito de Abdera e Leucipo de Mileto, defendiam a ideia da existência de uma partícula fundamental que compunha toda a matéria. Eles acreditavam que o mundo material era formado por muitas pequenas partículas indivisíveis chamadas de **átomos** (nome que vem do grego e significa "não divisível").



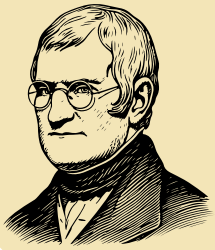
Porém, essa teoria foi desacreditada, pois Aristóteles defendia que não existia tal partícula e que, na verdade, a matéria era contínua, podendo ser dividida infinitamente.

Anos mais tarde, com os avanços da ciência, a teoria atômica foi resgatada por John Dalton, um professor inglês, no início do século XIX.



Para ele, a matéria era constituída por átomos: esferas sólidas, indivisíveis, indestrutíveis e neutras.

Esse modelo de Dalton ficou conhecido por alguns como modelo da **"bola de bilhar"**.



John Dalton (1766 – 1844) foi um químico, meteorologista e físico britânico.

Foi um dos primeiros cientistas a defender que a matéria é feita de pequenas partículas, os átomos.

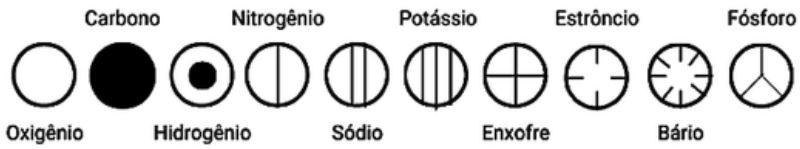
Para descrever sua teoria, Dalton fez um grande número de observações e postulou:

- Cada elemento é composto de partes extremamente pequenas chamadas átomos;
- Todos os átomos de um dado elemento são idênticos; os átomos de elementos distintos são diferentes e apresentam propriedades e massas próprias;
- Os átomos de um elemento não se convertem em diferentes tipos de átomos por meio de reações químicas; os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas;
- Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam; um determinado composto tem sempre o mesmo número relativos dos mesmos tipos de átomos.

1.2.1 Representação dos átomos de Dalton

A teoria de Dalton se baseava nas leis ponderais, as quais estavam sendo propostas na época e utilizadas para explicar reações químicas.

Uma dessas leis era a Lei da Conservação da Massa, de Antoine Lavoisier, que estabelecia que "Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos". Essa lei é uma outra forma de exprimir o terceiro postulado de Dalton.



TEMA 1

1.3.

Guia para o professor

Nesta unidade do capítulo 1 é feita a introdução das Leis Ponderais. A intenção é compreender como iniciaram alguns conceitos fundamentais para a química, estudos feitos há mais de 3 séculos e extremamente necessários ainda hoje.

Objetivos de aprendizagem

- Introduzir os principais conceitos de Leis Ponderais.
- Compreender as aplicação dessas leis no cotidiano.
- Explicar as Leis por meio de exemplos.
- Relacionar o assunto com o próximo conteúdo de Modelos Atômicos.

Roteiro Sugerido de Aula (Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situação-problema:

> *"Uma estudante decidiu fazer um bolo seguindo uma receita. Ela percebeu que, se colocar ingredientes em quantidades erradas, o resultado não sai como esperado. Na Química, acontece algo parecido: as substâncias também se combinam em proporções definidas."*

- **Pergunte:**

"Por que será que, nas transformações químicas, as quantidades das substâncias precisam seguir uma lógica?"

- **Explique:** Ao observar reações químicas, os cientistas perceberam que a matéria não se transforma de qualquer jeito. Existem regularidades nas massas das substâncias que participam das reações. Essas regularidades foram organizadas nas chamadas Leis Ponderais, que ajudam a compreender como os materiais se combinam e se transformam.

- **Exploração:** Pergunte à turma:

"Vocês já perceberam que uma receita culinária, uma mistura de tinta ou até o preparo de um remédio dependem de proporções corretas?"

Explique que, na Química, estudar essas proporções foi essencial para compreender a formação das substâncias.

Relembre, relacionando a temática com a reflexão sugerida, os pensadores responsáveis pela formulação das Leis Ponderais:

- Antoine Lavoisier: formulou a **Lei da Conservação das Massas**, mostrando que, em uma reação química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.
- Joseph Proust: formulou a **Lei das Proporções Constantes**, mostrando que uma substância composta é sempre formada pelos mesmos elementos em proporções fixas.
- John Dalton: contribuiu com a **Lei das Proporções Múltiplas**, explicando que, quando dois elementos formam mais de um composto, as massas que se combinam seguem relações simples.

Sugestão bônus

Roteiro Sugerido de Aula (Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situaação-problema:

"Uma estudante decidiu fazer um bolo e separou todos os ingredientes com cuidado: farinha, ovos, leite, açúcar e fermento. Ao somar os pesos dos ingredientes, ela imaginou que o bolo assado teria exatamente a mesma massa. Mas, ao final, percebeu que o peso do bolo pronto era menor."

- **Pergunte:**

"Se Antoine Lavoisier afirmou que, em uma transformação, a massa se conserva, por que o bolo pronto pode pesar menos do que a soma dos ingredientes?"

- **Explique:** Essa é uma excelente questão porque mostra que a ciência depende de observar as condições em que o fenômeno ocorre.

Lavoisier formulou a Lei de Conservação das Massas, segundo a qual, em uma transformação química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos, desde que o sistema esteja fechado.

No caso do bolo, o forno e a forma não constituem um sistema fechado: durante o preparo e o cozimento, parte da matéria pode escapar para o ambiente, como vapor de água e gases liberados pelo fermento. Por isso, o peso final do bolo pode ser menor sem contrariar a lei.

- **Exploração:** Pergunte à turma

"Vocês já perceberam que alguns materiais parecem 'sumir' durante um processo, como a água fervendo, a roupa secando ou o cheiro de algo assando?"

Explique que, muitas vezes, a matéria não desaparece: ela apenas se transforma e passa para o ambiente em outra forma, especialmente quando o processo acontece em ambiente aberto

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade 1: Experimento do Balão

- **Objetivo:**
  - Demonstrar a Lei de Lavoisier em um sistema fechado na prática.

- **Materiais:**
  - Uma garrafa PET pequena;
  - Vinagre;
  - Bicarbonato de Sódio;
  - Balão;

- **Passo a Passo:**
  1. **Experimentação**

a. Coloque o vinagre na garrafa.
b. Coloque o bicarbonato dentro do balão.
c. Prenda a boca do balão no gargalo da garrafa sem que o bicarbonato caia na garrafa.
d. Pese o conjunto em uma balança de precisão.
e. Erga o balão para que o bicarbonato caia na garrafa.
f. Pese novamente

2. **Dinâmica**

- O professor pode fornecer um questionário para compreender o pensamento dos estudantes:
  a. Qual a massa antes e depois da reação?
  b. O que você esperava que fosse acontecer?
  c. O que você compreendeu com esse experimento?
  d. A parte gasosa que resultada ficou mais leve?

Atividade 2: Proporções Definidas

- **Objetivo:** Compreender a Lei das Proporções Definidas utilizando a Realidade Aumentada e colocando-a em prática de forma criativa.
- **Passo a Passo:**

1. **Realidade Aumentada**
   - O professor distribui o QR code que dá acesso ao card de Leis Ponderais, onde ocorre a formação da molécula de água.

2. **Prática**
   - Para a segunda parte, o professor distribui clipes de papel de diferentes cores, cada cor assume um elemento.
   - A partir disso, os alunos devem formar as moléculas propostas pelo professor.
   - Pergunte aos alunos quantas moléculas de água podem ser formadas com 10 átomos de hidrogênio e duas moléculas de oxigênio, para perceberem como as proporções para compor as moléculas são fixas.

- **Avaliação**

Observe se os alunos:

- compreenderam que, em uma reação química, a massa total se conserva;
- identificaram que os compostos são formados por proorções fixas entre os elementos;
- perceberam que alguns elementos podem formar diferentes compostos em relações simples de massa;
- conseguiram relacionar o conteúdo com situações do cotidiano, como receitas, medicamentos, ligas metálicas e misturas.

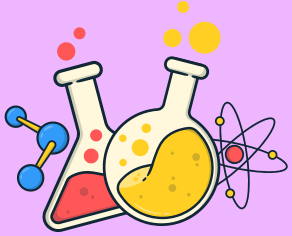
Promova uma autoavaliação reflexiva, perguntando:

- *"O que foi mais fácil de entender: a conservação da massa ou as proporções fixas?"*
- *"Como os exemplos do cotidiano ajudaram vocês a compreender as Leis Ponderais?"*
- *"Vocês conseguem explicar por que a Química depende de medidas e proporções?"*

CAPÍTULO 2:



A Descoberta da Natureza Elétrica da Matéria



TEMA 2

2.1.

Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EM13CNT301

Evidências da Natureza Elétrica

Durante a segunda metade do século XIX, diversos cientistas passaram a investigar a natureza elétrica da matéria, em especial os fenômenos associados à passagem de corrente elétrica em gases rarefeitos.



Nesse contexto, surgiu o tubo de raios catódicos, dispositivo experimental que se tornaria fundamental para a compreensão da constituição da matéria.

O primeiro a desenvolver esse tipo de tubo foi o físico alemão Julius Plücker, em 1859.



Seu aparato consistia em um tubo de vidro evacuado, contendo eletrodos ligados a uma fonte de alta tensão.

Quando a diferença de potencial era aplicada, observava-se o surgimento de uma luminosidade e um feixe emitido a partir do eletrodo negativo (cátodo), ao qual se deu o nome de raios catódicos.

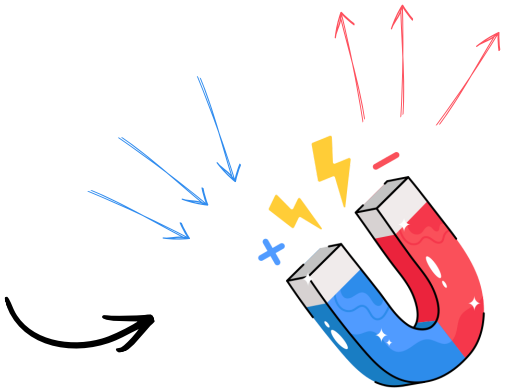
O físico e químico inglês William Crookes aperfeiçoou esses experimentos, utilizando tubos mais eficientes.

Ele demonstrou que os raios catódicos se propagavam em linha reta a partir do cátodo, projetavam sombras quando interceptados por objetos e eram capazes de movimentar pás metálicas colocadas em seu caminho.

Essas observações indicavam que os raios não se tratavam de simples ondas luminosas, mas sim de partículas materiais dotadas de massa.

Além disso, Crookes constatou que os raios podiam ser desviados por campos magnéticos, reforçando a hipótese de que eram compostos por partículas eletricamente carregadas.

O passo decisivo foi dado pelo físico britânico ***Joseph John Thomson,*** em 1897. Ele mostrou que os raios catódicos sofriam desvio também na presença de um campo elétrico, sendo **repelidos pelo polo negativo e atraídos pelo positivo**.



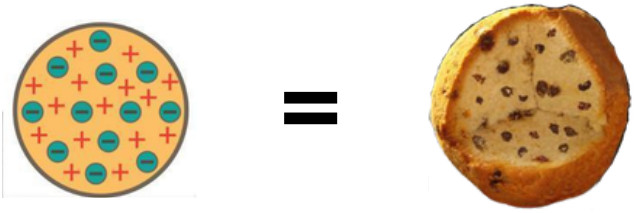
Com base em seus experimentos, Thomson concluiu que os raios catódicos eram constituídos por partículas de carga negativa, muito menores que os átomos, às quais chamou de corpúsculos, mais tarde conhecidas como elétrons.

Thomson foi além, determinando a razão entre a carga e a massa dessas partículas, encontrando o valor aproximado de $1{,}7 \times 10^{11}$ C/kg, bastante próximo ao valor atual aceito de $1{,}7588 \times 10^{11}$ C/kg.

Esse resultado demonstrou que os elétrons possuíam uma massa extremamente pequena quando comparada à de íons conhecidos, como o H^+, consolidando a ideia de que se tratava de constituintes fundamentais da matéria.

Assim, os estudos com tubos de raios catódicos não apenas evidenciaram a existência de partículas subatômicas, como também foram a base para o desenvolvimento do primeiro modelo atômico que considerava a divisibilidade do átomo.

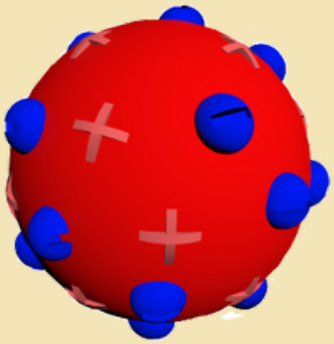
O modelo de Thomson, também conhecido como modelo do "**pudim de passas**".



Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EF09CI03

TEMA 2 — 2.2.

Modelo Atômico de Thomson



A partir do século XIX, alguns cientistas começaram a obter as primeiras evidências da natureza eletrônica da matéria.

Com destaque para os experimentos sobre **eletrólise**, de Michael Faraday, que percebeu haver uma relação de proporcionalidade entre uma dada quantidade de eletricidade aplicada e o peso equivalente de substâncias depositadas no eletrodo.

Esse fato indicava que as leis que regiam a eletrólise eram análogas às leis que descreviam as reações químicas.

Outro marco importante na definição da natureza elétrica da matéria foram os experimentos com tubo de raios catódicos, desenvolvidos por Julius Plücker.

Em 1859, Plücker construiu um dispositivo experimental que consistia em um tubo de vidro evacuado com eletrodos. Esse fato indicava que as leis que regiam a eletrólise eram análogas às leis que descreviam as reações químicas.

Ele observou que quando uma alta voltagem era aplicada entre os eletrodos, um feixe de luz era emitido a partir do eletrodo negativo, que ele chamou de "**raios catódicos**".

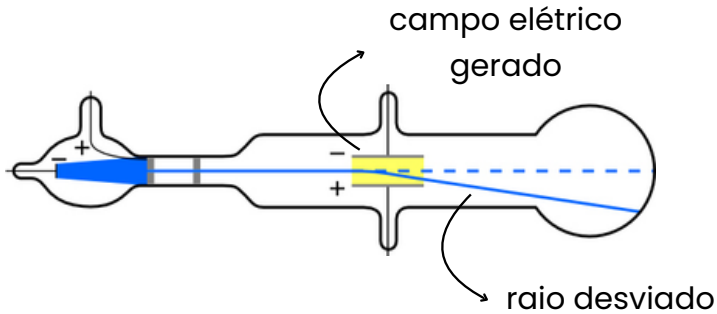
Esse experimento foi posteriormente aprimorado e popularizado pelo químico e físico inglês William Crookes.

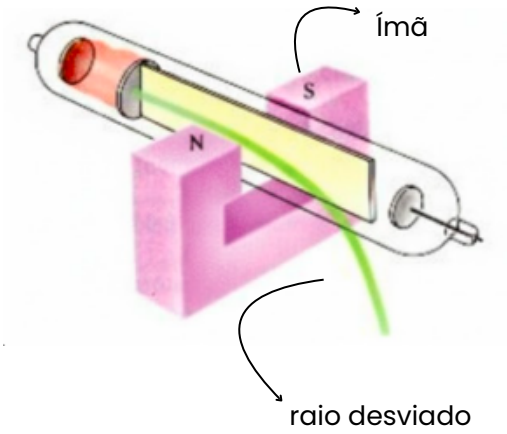
Em seus estudos, Crookes descobriu que os raios catódicos podiam ser desviados por campos magnéticos, fornecendo evidências convincentes de que eles eram constituídos por partículas carregadas negativamente.

A partir do século XIX, alguns cientistas começaram a obter as primeiras evidências da natureza eletrônica da matéria, com destaque para os experimentos sobre eletrólise, de Michael Faraday, que percebeu haver uma relação de proporcionalidade entre uma dada quantidade de eletricidade aplicada e o peso equivalente de substâncias depositadas no eletrodo.

Entretanto, a evidência decisiva sobre a existência de uma partícula elétrica fundamental só foi encontrada em 1897 por meio dos experimentos com tubos de raios catódicos conduzidos pelo físico britânico Joseph John Thomson.

O objetivo principal de Thomson era testar as propriedades das partículas, portanto, ao realizar seu experimento ele adicionou placas elétricas ao lado do tubo. Isso fez com que ele fosse o primeiro a demonstrar que esses raios são desviados pela ação de campo elétrico, sendo repelidos pelo eletrodo negativo e atraído pelo positivo.





Além disso, o experimento foi repetido com o uso de imãs nas laterais do tubo e o resultado obtido foi o mesmo observado anteriormente, com isso Thomson concluiu que tais “raios” apresentam massa, carga negativa e estão presentes em qualquer material.

E foi esse campo elétrico gerado com as placas e ímãs que permitiu o cálculo da relação entre massa e carga das partículas do raio, sendo tão preciso que se aproximou muito do valor atual medido com equipamentos mais sofisticados de 1,7588 x 1011 C/Kg. O valor dessa relação poderia ter 2 explicações: ou a carga elétrica do elétron era muito elevada ou a massa do elétron é muito pequena.

Thomson intuiu que a segunda estava correta, com base nos valores de carga/massa do íon H+, determinados por experimentos de eletrólise, que eram de mais de 1000 vezes menores que o valor encontrado por ele.

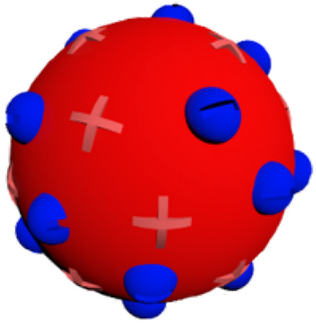
Isso levou à conclusão de que essas partículas não poderiam ser átomos negativamente carregados, mas sim fragmentos desse átomo que estavam sendo emitidos, os quais posteriormente seriam denominados de elétrons.

Como o modelo atômico de Dalton não estava de acordo com essas novas descobertas, J. J. Thomson sugeriu um novo modelo a fim de explicar os resultados encontrados nos seus experimentos.

Para alguns, esse modelo de Thomson ficou conhecido como modelo do **"pudim de passas"**.



Para ele, o átomo era uma esfera positiva incrustada de partículas negativas (os elétrons).



Esses corpúsculos carregados negativamente, segundo ele, estavam suspensos em uma esfera de material gelatinoso com carga positiva uniforme; além disso, os elétrons estavam em movimento circular e organizado dentro dessa esfera.



Joseph John Thomson (1856 – 1940), mais conhecido como J. J. Thomson foi um físico britânico vencedor do Nobel de Física, creditado com a descoberta e identificação do elétron, a primeira partícula subatômica a ser descrita.

O surgimento de um novo modelo trouxe diversas mudanças a respeito dos conceitos predefinidos sobre a matéria. O modelo de Thomson não foi o último, porém sua quebra de paradigma proporcionou avanços notáveis no estudo da matéria.

Suas contribuições foram diversas; entretanto é possível resumi-las em três principais.

- A Descoberta da Divisibilidade: com seu experimento foi capaz de provar a existência de uma partícula menor que o átomo o **elétron**.
- Natureza Elétrica da Matéria: Propôs que o átomo era constituído por uma parte carregada eletricamente de forma positiva e outra negativa, que se estabilizam.
- A Base para a Física Quântica: Ao comprovar o elétron Thomson permitiu que pudesse ser feito o estudo das ligações químicas e da condução elétrica.

Aplicações

- **Desenvolvimento da Espectometria de Massas**: Ao realizar seu experimento Thomson criou o fundamento principal da espectometria de massas, uma técnica utilizada atualmente para identificar a composição de substâncias e encontrar isótopos(átomos do mesmo elemento com a quantidade de nêutrons diferente).
- **Tecnologia de Tubos de Raios**: O experimento originou tecnologias como Televisores e monitores antigos, e até mesmo aparelhso de raio X.
- **Entendimento da condutividade**: O modelo atômico de Thomson permitiu explicar por que certos materiais conduzem eletricidade.

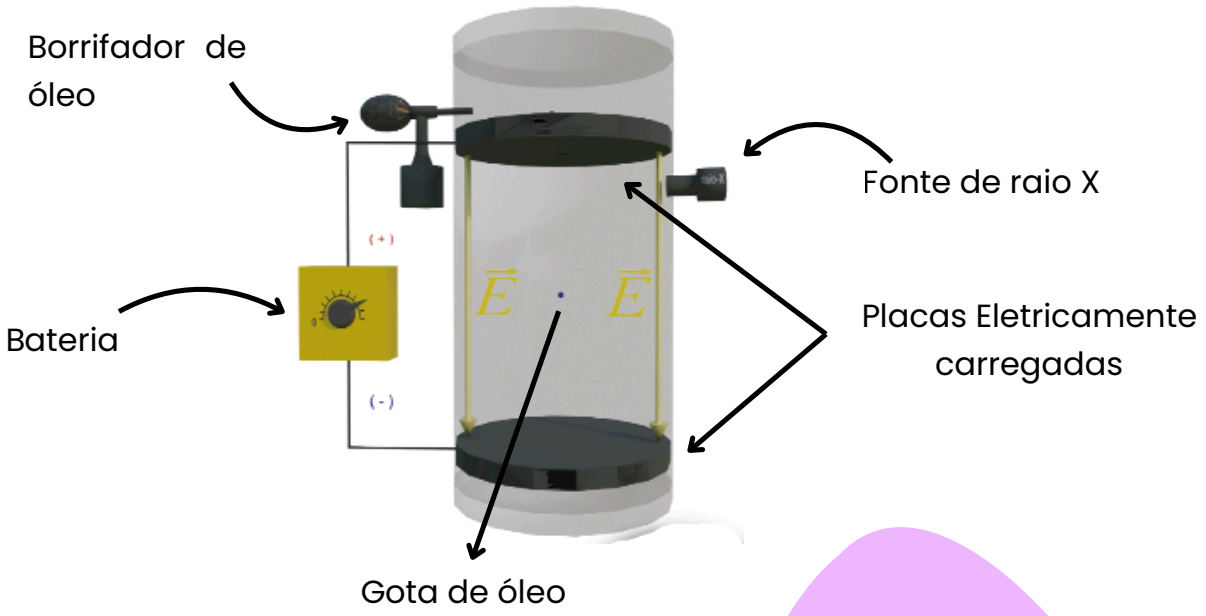
A demonstração incontestável de que a eletricidade é constituída por partículas veio dos experimentos de Robert Millikan com gotas óleo eletricamente carregadas.

Para realizar o experimento, Millikan liberou partículas de óleo provenientes de um atomizador no interior de uma câmera de observação.

Dentro dessa câmera, essas gotas adquiriram carga elétrica, pois entraram em contato com íons gasosos produzidos por um raio X.

Nesse sentido, após adquirir carga, essa partícula poderia interagir com um campo elétrico, e foi com esse princípio que as conclusões do experimento puderam ser aplicadas.

Além disso, devido à gravidade, a gota também estaria sob efeito da força peso. Foi baseado nesses fatores que Millikan foi capaz de descobrir a carga fixa do elétron ($q = 1{,}602 \times 10^{-19}$ coulombs) assim como correlacionar com as descobertas de Thompson e descobrir a massa do elétron ($m = 9{,}11 \times 10^{-31}$ kg).



TEMA 2

2.3.

Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EF09CI03

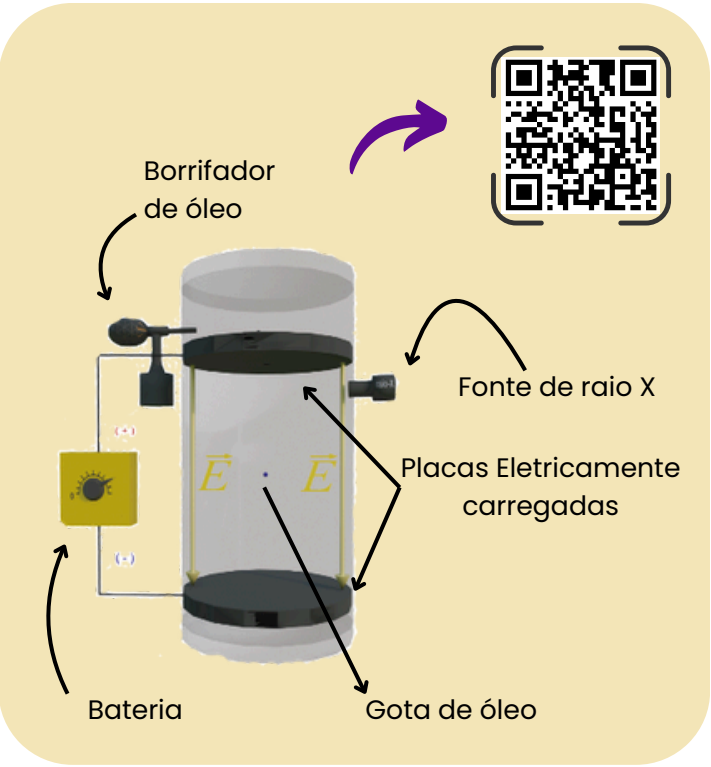
Contribuições de Millikan

Após a descoberta do elétron por J. J. Thomson, em 1897, um dos grandes desafios da ciência era determinar sua carga elétrica absoluta. Até então, conhecia-se apenas a razão carga/massa (e/m), mas não os valores individuais de cada grandeza.

A resposta veio a partir dos experimentos realizados pelo físico norte-americano Robert Andrews Millikan, entre 1909 e 1911, no famoso experimento da gota de óleo.

Nesse experimento, Millikan utilizou um atomizador para pulverizar minúsculas gotas de óleo no interior de uma câmara de observação.

Ao passar por um feixe de raios X, as gotas adquiriram carga elétrica, devido ao contato com íons gasosos formados pela radiação.



A câmara possuía duas placas metálicas paralelas ligadas a uma fonte de tensão, capazes de gerar um campo elétrico uniforme.

Quando as gotas carregadas ficavam entre as placas, estavam sujeitas a duas forças principais: a força peso (devido à gravidade) e a força elétrica (devida ao campo).

Ajustando a intensidade do campo elétrico, Millikan conseguiu equilibrar as duas forças, fazendo com que a gota permanecesse em suspensão.

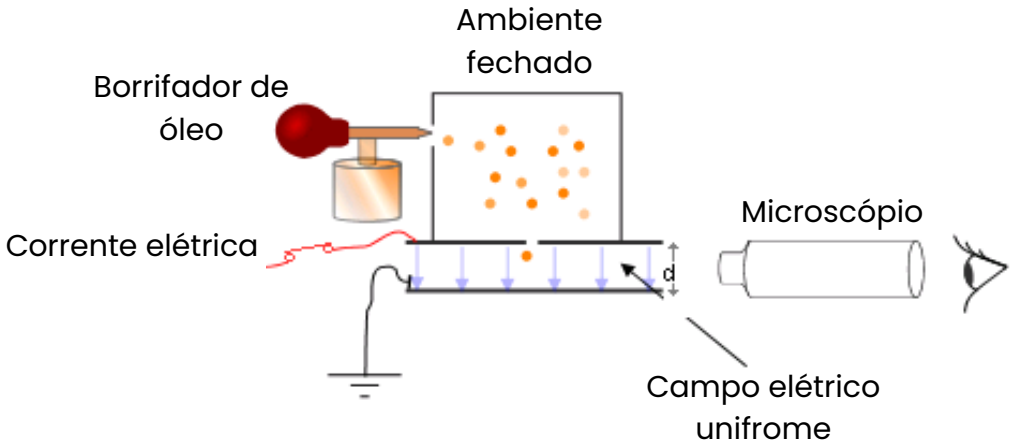
Medindo a velocidade de queda e de subida das gotas em diferentes condições, foi capaz de calcular a carga elétrica presente em cada uma delas.



Robert Andrews Millikan (1868 – 1953) foi um físico experimental estadunidense que recebeu o Prêmio Nobel de Física por sua medição de carga elementar do elétron e por seu estudos sobre o efeito fotoelétrico.

Após diversas repetições, Millikan observou que os valores de carga sempre eram múltiplos de uma quantidade fundamental, a qual correspondia à carga elementar do elétron, com valor de $1{,}602 \times 10^{-19}$ C.

Combinando esse resultado com a razão carga/massa determinada anteriormente por Thomson, foi possível calcular também a massa do elétron, obtendo $9{,}11 \times 10^{-31}$ kg.



O experimento de Millikan foi uma das confirmações mais importantes de que a eletricidade é constituída por partículas elementares discretas, fornecendo dados quantitativos essenciais para o avanço da teoria atômica e para o desenvolvimento da física moderna.

As contribuições de Millikan para a ciência foram diversas, com elas foi possível desvendar e aprimorar conceitos como:

- Quantização de Cargas: a carga elétrica não é um fluído, como água, ela é formada por unidades individuais e indivisíveis, ou seja, qualquer carga é a soma de um número inteiro de elétrons.

- Confirmação do Elétron: através de seus estudos foi possível confirmar a existência do elétron como uma partícula fundamental.

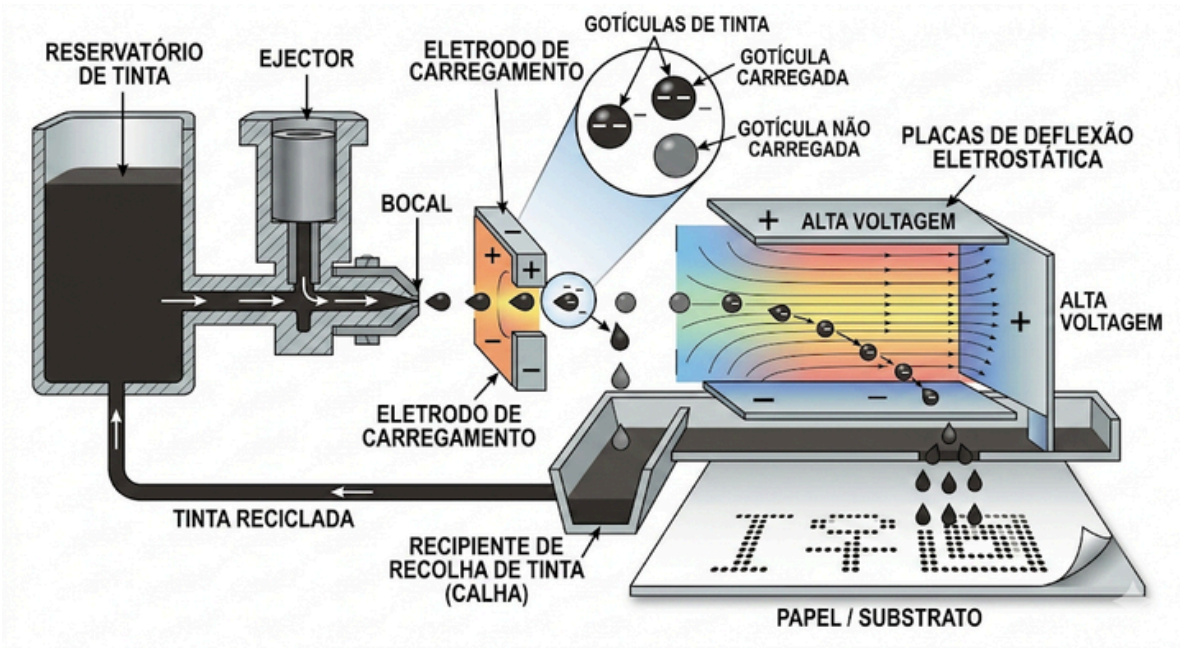
- Determinação da Massa: com o valor da carga descoberto por Thomson, Millikan foi capaz de calcular a massa do elétron, algo de grande impacto na física atômica.

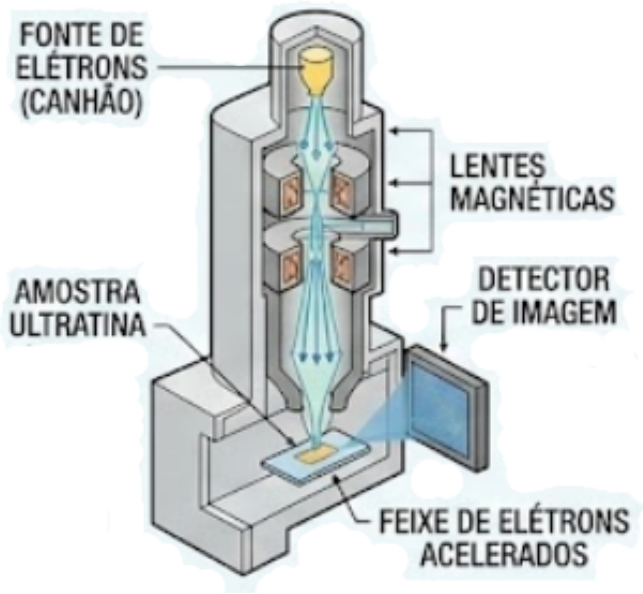
- Verficação do Efeito Fotoelétrico: Millikan conseguiu comprovar uma das teorias de Albert Einstein, ao descobrir que a energia dos elétrons tem relação direta com a emissão de luz, o que foi um marco para a teoria quântica.

- Estudo dos Raios Cósmicos: ele contribuiu para o estudo de radiação entrando na atmosfera terrestre, como exemplo partículas emitidas pelo Sol.

Na prática

- **Impressoras a Jato de Tinta Eletrostático:** o controle preciso de gotículas carregadas (como no experimento de óleo) é o princípio usado para direcionar a tinta em impressoras de alta resolução e, industrialmente, em aplicações de bioimpressão.



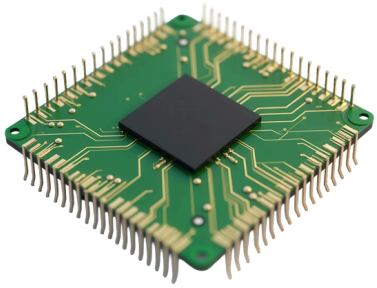


Na prática

- **Microscopia Eletrônica e Física de Partículas:** a compreensão da carga e massa do elétron permitiu o desenvolvimento de tecnologias que manipulam partículas subatômicas.

Na prática

- **Eletrônica: o** entendimento da carga elementar é essencial para o design de qualquer componente eletrônico que dependa do fluxo de elétrons.



TEMA 2 2.4

Guia para o professor

Nesta unidade é feita a introdução à natureza elétrica da matéria. A intenção é compreender como os experimentos de Thomson e Millikan contribuíram com a descoberta da matéria carregada negativamente, o elétron, embasando o modelo atômico de Thonsom.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender a natureza elétrica da matéria.
- Identificar a importância do experimento de raios catódicos de Thomson para a descoberta do elétron e para a proposição de um novo modelo atômico.
- Explicar as principais características do modelo atômico de Thomson, relacionando-o à organização interna do átomo.
- Reconhecer as contribuições do experimento da gota de óleo de Millikan para a determinação da carga do elétron e para o avanço dos estudos sobre a estrutura da matéria.

Roteiro Sugeridos de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situação-problema

> "Quando esfregamos uma bexiga no cabelo, ela pode grudar na parede. Quando aproximamos um pente do papel picado, ele pode atrair os pedacinhos. Se a matéria fosse totalmente neutra e sem partes carregadas, como esses fenômenos poderiam acontecer?"

- **Pergunte:**

"O que existe dentro da matéria para explicar essas atrações e repulsões elétricas?"

- **Explique:** Os cientistas começaram a desconfiar disso quando observaram fenômenos em que a matéria reagia à eletricidade. Em experimentos com tubos de descarga, perceberam a existência de feixes invisíveis que sofriam desvio ao passar por campos elétricos e magnéticos. Isso indicava que havia, dentro do átomo, partículas com carga elétrica. Assim, a ideia de átomo indivisível começou a ser substituída por modelos que buscavam explicar sua estrutura interna.

- **Exploração:** Pergunte à turma

"Vocês já levaram um pequeno choque ao tocar em alguém ou em um objeto? Já viram roupas se atraindo ou cabelo arrepiando?

Explique que a compreensão da natureza elétrica da matéria foi construída aos poucos, com base em experimentos muito importantes.

Apresente brevemente os contribuintes para a formulação dessa ideia:

- Joseph John Thomson: estudou os raios catódicos e concluiu que eles eram formados por partículas negativas, mais tarde chamadas de elétrons.
- Robert Millikan: realizou o experimento da gota de óleo e conseguiu determinar o valor da carga elétrica do elétron.
- Destaque que esses estudos ajudaram a mostrar que o átomo não era maciço e indivisível, mas possuía partículas subatômicas.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade 1: Experimento do Balão e do Papel

- **Objetivo:**
  - Demonstrar, na prática, que a matéria apresenta natureza elétrica.
  - Observar fenômenos de atração entre corpos eletrizados.
  - Relacionar o experimento ao modelo atômico, compreendendo que a matéria é constituída por partículas carregadas eletricamente.

- **Materiais:**
  - Balão;
  - Pedaços pequenos de papel;
  - Tecido de lã, cabelo seco ou pano;
  - Caneta ou pente plástico.

- **Passo a Passo:**

1. Experimentação
   - Encha o balão e amarre.
   - Corte pequenos pedaços de papel e espalhe-os sobre a mesa.
   - Esfregue o balão no cabelo seco ou em um tecido de lã por alguns segundos.
   - Aproxime o balão dos pedaços de papel sem encostar.
   - Observe o que acontece.
   - Repita o procedimento usando um pente ou caneta plástica esfregada no tecido ou no cabelo.
   - Peça aos estudantes que anotem suas observações.

Atividade 1: Experimento do Balão e do Papel

2. Dinâmica

- O professor pode conduzir uma conversa com a turma para compreender o raciocínio dos estudantes:
  - O que aconteceu quando o balão foi aproximado dos papéis?
  - Por que os papéis foram atraídos?
  - O balão passou a ter alguma propriedade diferente depois de ser esfregado?
  - O que esse experimento nos mostra sobre a matéria?
  - Como essa atividade pode ser relacionada à existência de partículas com carga elétrica no átomo?

3. Possível explicação para o professor

- Após a atividade, explique que o atrito entre o balão e o cabelo provoca uma redistribuição de cargas elétricas. Isso evidencia que a matéria possui natureza elétrica, pois é formada por partículas subatômicas carregadas, como os elétrons.

A partir dessa observação, o professor pode introduzir o conteúdo sobre:

- Joseph John Thomson, que demonstrou a existência do elétron por meio dos raios catódicos;
- O entendimento de que o átomo não é indivisível;
- As contribuições de Millikan, que ajudou a determinar a carga do elétron.

- **Sugestão de reflexão com a turma**

O professor pode aproximar o conteúdo do cotidiano com perguntas como:

- Por que o cabelo arrepia ao tirar uma blusa?
- Por que às vezes levamos pequenos choques ao tocar em outra pessoa ou na maçaneta?

Essas situações ajudam os estudantes a perceber que a eletricidade está presente no dia a dia e que ela se relaciona diretamente com a estrutura da matéria.

- **Avaliação**

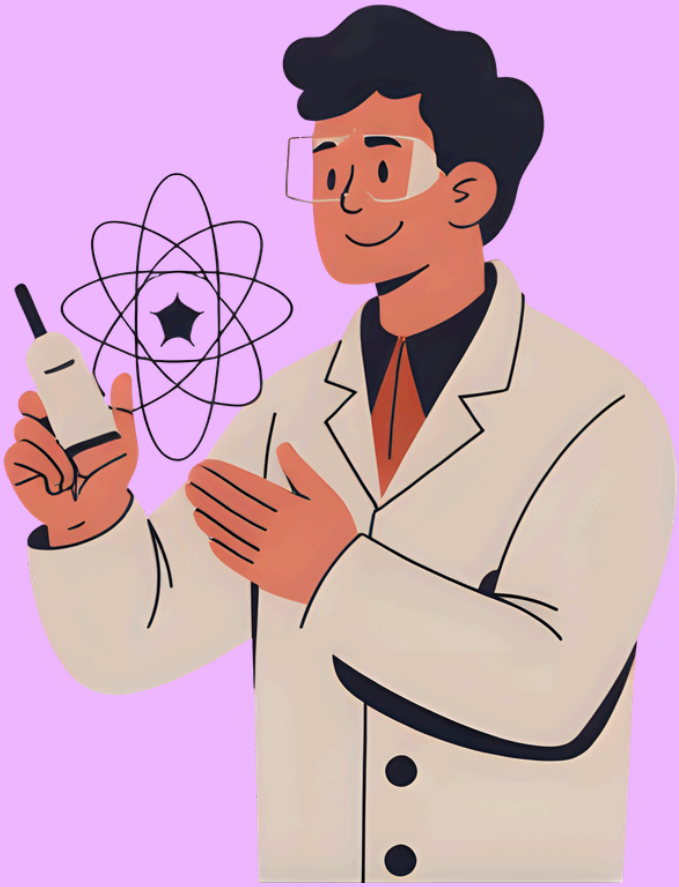
Observe se os alunos:

- Compreenderam que a matéria possui natureza elétrica;
- Identificaram o elétron como partícula de carga negativa;
- Entenderam a importância do experimento de Thomson com raios catódicos;
- Reconheceram o modelo atômico de Thomson como uma tentativa de explicar a neutralidade do átomo;
- Perceberam a relevância do experimento da gota de óleo de Millikan para medir a carga do elétron.

Promova uma autoavaliação reflexiva, perguntando:

- “Antes da aula, você imaginava que o átomo tinha partículas internas?”
- “O que o experimento de Thomson revelou de mais importante?”
- “Como a experiência de Millikan complementou essa descoberta?”
- “O que mais chamou sua atenção sobre a natureza elétrica da matéria?”

CAPÍTULO 3:



Desvendando a Estrutura do Átomo



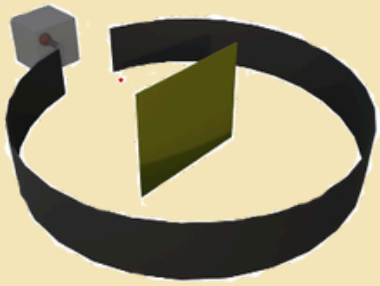
Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT301

TEMA 3 3.1.

Experimento da Partícula Alfa

No início do século XX, após a proposta do modelo atômico de Thomson, acreditava-se que o átomo era uma esfera maciça de carga positiva incrustada de elétrons, conhecido como “pudim de passas”.



Entretanto, esse modelo foi colocado à prova por meio de um experimento conduzido em 1909 pelos físicos Hans Geiger e Ernest Marsden, sob orientação de Ernest Rutherford, na Universidade de Manchester.

Esse estudo ficou conhecido como experimento da partícula alfa ou experimento da lâmina de ouro.

No aparato experimental, um feixe de partículas alfa (núcleos de hélio duplamente carregados positivamente, provenientes da desintegração do rádio) era emitido contra uma finíssima lâmina de ouro, com apenas algumas centenas de átomos de espessura.

Ao redor, um anteparo recoberto com sulfeto de zinco registrava os impactos das partículas, emitindo pequenos lampejos de luz visíveis ao microscópio.

De acordo com o modelo de Thomson, esperava-se que as partículas alfa atravessassem a lâmina quase sem sofrer desvios, já que a carga positiva estaria distribuída de maneira uniforme no átomo.

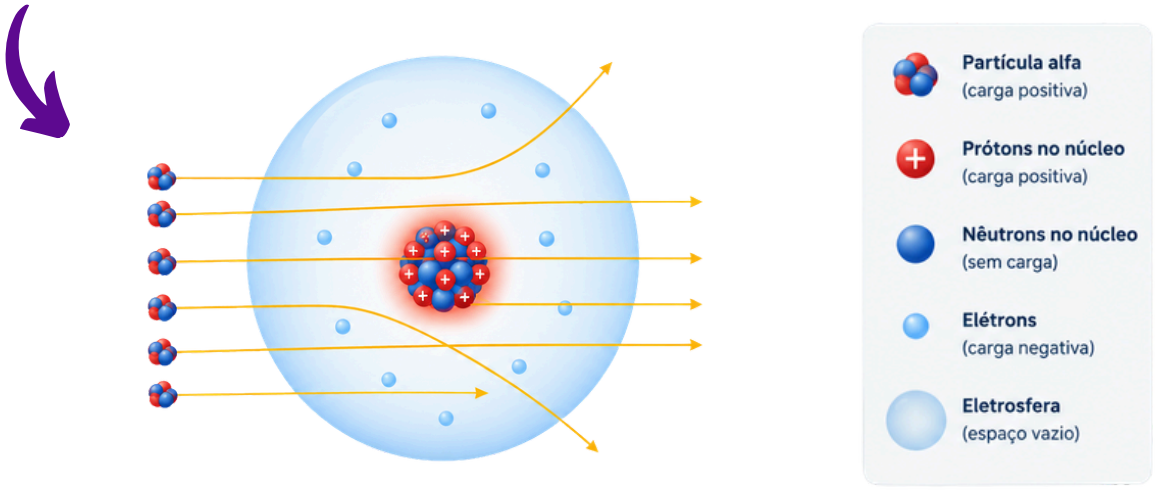
Porém, os resultados foram surpreendentes:

- A maior parte das partículas realmente atravessava a lâmina sem sofrer alteração significativa em sua trajetória.
- Uma pequena fração desviava em ângulos consideráveis.
- Um número extremamente reduzido de partículas (cerca de 1 em 8000) era refletido quase de volta.
- Um número extremamente reduzido de partículas (cerca de 1 em 8000) era refletido quase de volta.

Com base nessas observações, Rutherford concluiu que o modelo de Thomson não poderia explicar tais resultados.

Ele propôs que a carga positiva e praticamente toda a massa do átomo estavam concentradas em uma pequena região central, que chamou de núcleo atômico.

Dessa forma, as partículas alfa que passavam próximas ao núcleo sofriam repulsão intensa devido à carga positiva concentrada, enquanto a maioria atravessava sem desvio, pois o átomo era em sua maior parte vazio.



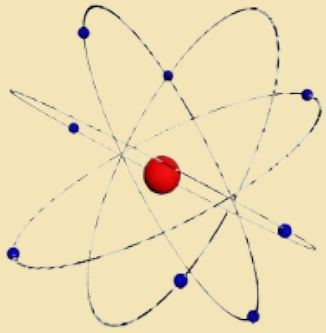
O modelo nuclear de Rutherford, resultante desse experimento, revolucionou a concepção da estrutura atômica e abriu caminho para os modelos subsequentes, que incorporariam a quantização da energia proposta por Niels Bohr.

Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EF09CI03

TEMA 3 3.2.

Modelo Atômico de Rutherford

Após a contribuição de J. J. Thomson para o entendimento da natureza do átomo, foi a vez de seu aluno Ernest Rutherford, físico e químico neozelandês, colaborar neste ramo da química, o que o fez se consagrar como Pai da Física Nuclear.



Através de observações do experimento realizado por seus alunos, Rutherford criou um modelo atômico que conseguisse explicá-lo.

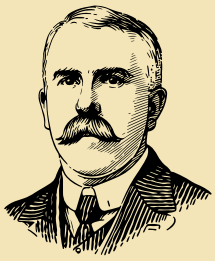
Este experimento é o de Espalhamento de Partículas Alfa, que consistia em observar o ângulo que as partículas alfa eram desviadas à medida que elas passavam por uma fina folha de ouro.

Na época, sabia-se da existência de 3 tipos de radiação: alfa (α), beta (β) e gama (γ); e Rutherford mostrou que os raios α e β eram compostos por partículas de cargas positivas e negativas, respectivamente.

No experimento, embora a maioria das partículas alfa passassem e sofressem um pequeno desvio, cerca de 1 em cada 20.000 partículas sofria um desvio superior a 90°, e algumas até voltavam na direção da trajetória inicial.

Ao observar tal feito, Rutherford declarou *"Foi quase inacreditável, foi como se você disparasse uma bala de canhão de 15 polegadas contra um lenço de papel e ela rebatesse e o atingisse"*.

Por meio deste experimento não apenas foi possível obter indícios da existência de um núcleo, como também possibilitou a medida da carga e do tamanho dele.



Ernest Rutherford (1871 – 1937) foi um físico e químico neozelandês naturalizado britânico, que se tornou conhecido como o pai da física nuclear.

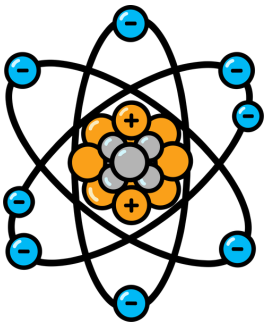
Foi premiado com o Nobel de Química em 1908 "por suas investigações sobre a desintegração dos elementos e a química das substâncias radioativas".

Como o modelo de uma partícula densa, como havia proposto Thomson, não era capaz de explicar tal experimento, Rutherford criou um novo modelo atômico.

Ele postulou que a maior parte da massa atômica se concentrava numa região pequena no centro do átomo junto à carga positiva (próton), o núcleo.

Porém, o maior volume deste átomo seria um espaço vazio, onde os elétrons se moviam ao redor do núcleo.

Dessa forma, o átomo deixava de ser considerado uma esfera sólida e densa, e passava a ser representado como um núcleo de cargas positivas com cargas negativas orbitando a sua volta.



Para alguns, esse modelo ficou conhecido como modelo do “átomo nucleado” ou modelo “planetário”, pela sua semelhança com o Sistema Solar.

Entretanto, apesar desse novo modelo atômico ser adequado para explicar o comportamento do experimento com partículas alfa, ele apresentava inconsistências com os princípios da física conhecidos até o momento.

Isso ocorre porque um átomo com elétrons em movimento translacional ao redor de um núcleo pequeno e positivo seria instável de acordo com as leis do eletromagnetismo, pois o elétron seria atraído pelo núcleo e acabaria colapsando.

O modelo de Rutherford, assim como os anteriores, foi um "degrau" no avanço científico e através dele foi possível introduzir novos modelos. E com ele novos conceitos foram palco de estudo, como:

- Compreensão da Radioatividade: o experimento com placa de ouro proposto por Rutherford utilizou partículas alfa(forma de radiação). Ele foi utilizado como meio de estudo do átomo e permitiu a compreensão da estrutura nuclear e o comportamento da emisão de radiação de uma molécula.
- Aplicações da Estrutura Atômica: o conceito de um núcleo mais denso é fundamental para a física moderna, em aplicações como energia nuclear, datação por carbono-14 e tratamentos de radioterapia.



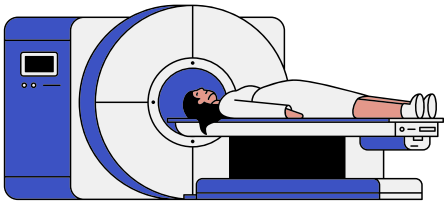
Na prática

- **Energia Nuclear:** seu funcionamento parte do princípio de Energia de Ligação Nuclear. A densidade do núcleo faz com que os prótons e nêutrons estejam sujeitos à Força Nuclear Forte que é maior do que a repulsão entre os prótons. Em núcleos muito densos, como do urânio-235, existe muita instabilidade. Ao bombardear esse núcleo, ele se divide e os fragmentos dessa fissão geram energia em grande escala

Na prática

- **Datação por Carbono-14:** durante a vida de um organismo, ele absorve uma quantidade tabelada de carbono-14. Quando ele morre, o núcleo do carbono começa a se desintegrar e a taxa de decaimento é constante; portanto, usando o processo de meia-vida é possível datar a idade de um fóssil.





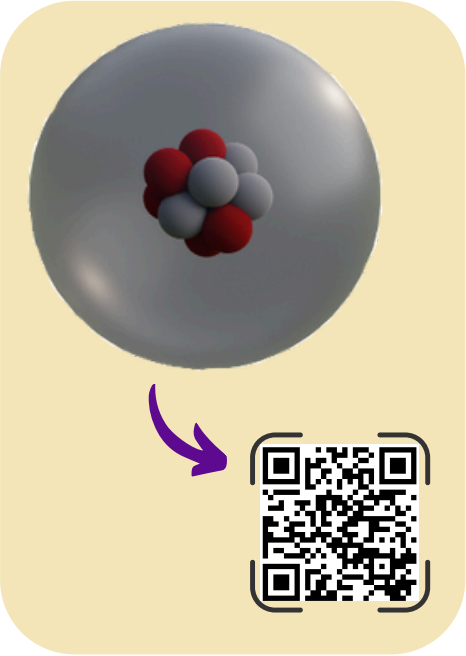
Na prática

- **Tratamentos de Radioterapia:** funcionam utilizando a emissão de partículas do núcleo de certos elementos, como Cobalto-60. Esses raios gama emitidos atravessam o corpo e agem sobre células tumorais.

TEMA 3 3.3.

Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EF09CI03

Núcleo Atômico



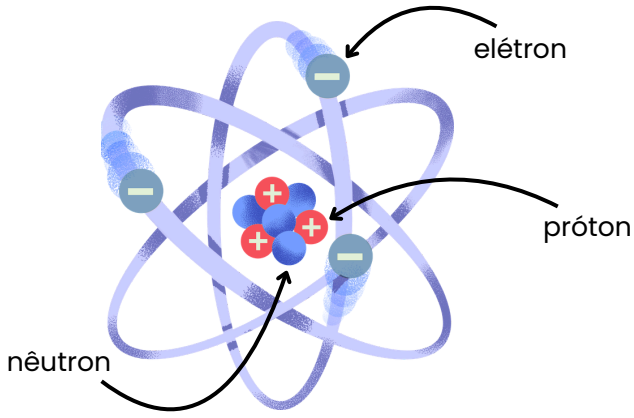
Um átomo é composto por 3 partículas: **elétrons**, **prótons** e **nêutrons**. Para chegar a tal conclusão, tivemos na história diversos cientistas que estudaram a composição atômica.

Já em 1920, Rutherford sugeriu a existência de uma partícula com o mesmo peso que o próton, sem carga elétrica.

Porém, foi James Chadwick, físico britânico, que evidenciou a existência do nêutron, como sendo uma partícula de carga neutra e que estabiliza a reação próton-próton.

Tal descoberta o levou ao prêmio Nobel de Física em 1935.

Dessa forma, temos um átomo formado por partículas carregadas eletricamente (prótons e elétrons), sendo a carga eletrônica no valor de $1{,}602 \times 10^{-19}$ C, e partículas sem carga (nêutrons), ou seja, eletricamente neutros.



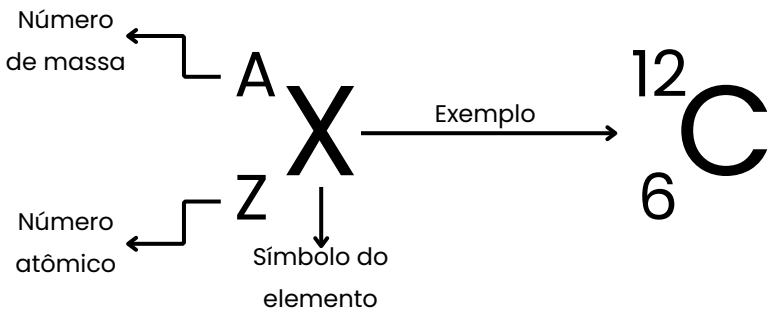
Cada átomo possui um número igual de prótons e elétrons, sendo assim, eles têm uma carga elétrica neutra em seu estado fundamental.

O **número atômico**, simbolizado pela letra Z, corresponde à quantidade de prótons existentes no núcleo do átomo de determinado elemento químico.

A **massa do átomo** é extremamente pequena e concentrada no núcleo atômico. Isso acontece porque a massa dos prótons e dos nêutrons (partículas presentes no núcleo) é muito maior que a dos elétrons.

A **grandeza** utilizada para determiná-la é a massa atômica, e sua unidade de medida é a unidade de massa atômica, simbolizada pela letra u.

Chamamos de **número de massa** o número de prótons mais nêutrons em um átomo, simbolizado pela letra A.



Todos os átomos de um elemento químico possuem o mesmo número de prótons em seu núcleo, e é isto que o caracteriza como pertencente àquele elemento.

Como o átomo possui carga elétrica neutra, então o número de elétrons é igual ao número de prótons. Um exemplo disso é a presença de 6 prótons e 6 elétrons no átomo do elemento carbono.

Porém, o número de nêutrons pode variar, e a isso damos o nome de isótopos, quando a quantidade de nêutrons (e número de massa) difere, mas ainda representando o mesmo elemento químico.

A descoberta do núcleo foi resultado de contribuição de diversos estudiosos e sua descoberta permitiu também outros avanços científicos como:

- Base da Física Nuclear: perceber a existência do núcleo permitiu o estudo das forças nucleares. Elas são classificadas em duas: a força nuclear forte, que une prótons e nêutrons no núcleo, e a força nuclear fraca, que é capaz de transformar prótons em nêutrons e vice-versa.

- Compreensão da matéria: através do estudo do átomo percebeu-se que 99,9% da massa do átomo está concentrada em seu núcleo.

- Identificação de partículas: o estudo do núcleo evidenciou a existência dos prótons e dos nêutrons e, com isso, foi possível estudar a estrutura da matéria, a estabilidade nuclear e as propriedades químicas.

Na prática

- Na indústria, o uso da radiação é utilizado para realizar a esterilização de equipamentos médicos, eliminar microrganismos dos alimentos, medição de densidade, tornar plásticos mais resistentes ao calor





Na prática

- Na Agricultura, é possível induzir mutação em sementes de plantas para ocorrer um melhoramento genético nelas. Além disso, com o uso de isótopos é possível calcular a quantidade de nutrientes absorvidos pela planta no uso de fertilizantes, evitando gastos e a poluição de lençóis freáticos.

TEMA 3 3.4.

Guia para o professor

Nesta unidade é abordada a estrutura do átomo, com o objetivo de compreender como a matéria é constituída a partir de partículas subatômicas organizadas em núcleo e eletrosfera. São apresentados os prótons, nêutrons e elétrons, bem como o experimento da lâmina de ouro e o modelo atômico de Rutherford, fundamentais para a compreensão da organização interna do átomo e para o avanço dos estudos da Química.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender a estrutura do átomo, identificando núcleo e eletrosfera como suas principais regiões.
- Reconhecer as características e a localização dos prótons, nêutrons e elétrons no átomo.
- Explicar as principais características do modelo atômico de Rutherford, relacionando-o à organização interna da matéria.

Roteiro Sugeridos de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situação-problema

> *"Imagine que você entra em um estádio de futebol lotado. De longe, parece que tudo está completamente preenchido. Mas, quando você olha melhor, percebe que há espaços entre as pessoas, corredores, arquibancadas, áreas vazias e uma organização interna. Algo parecido acontece com a matéria: por fora, ela parece compacta, mas por dentro possui uma estrutura organizada."*

- **Pergunte:**

"Se tudo ao nosso redor é feito de átomos, como será que eles são por dentro?"

- **Explique:** Durante muito tempo, os cientistas tentaram imaginar como era o átomo. Com novos experimentos, descobriram que ele não era uma esfera maciça e uniforme, mas possuía uma organização interna: uma região central, chamada núcleo, onde se encontram prótons e nêutrons, e uma região ao redor, chamada eletrosfera, onde estão os elétrons.

- **Exploração:** Pergunte à turma

"Vocês já perceberam que nem sempre aquilo que vemos por fora revela como algo é por dentro? Uma casa pode parecer pequena por fora e ser ampla por dentro; uma mochila pode parecer cheia, mas ainda ter espaços vazios."

Explique que, com o átomo, ocorreu algo semelhante. A ciência precisou investigar o interior da matéria para compreender sua verdadeira estrutura.

Apresente brevemente os cientistas envolvidos:

- Ernest Rutherford: realizou o experimento com partículas alfa em uma lâmina de ouro e concluiu que o átomo possui um núcleo pequeno, denso e positivo.
- A partir de seus estudos, consolidou-se a ideia de que o átomo possui:
  - Prótons, partículas de carga positiva no núcleo;
  - Nêutrons, partículas sem carga elétrica no núcleo;
  - Elétrons, partículas de carga negativa na eletrosfera.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade 1: Experimento de Rutherford em sala

- **Objetivo: d**emonstrar, de forma prática e visual, como Rutherford concluiu que o átomo possui:
  - Uma região quase toda vazia;
  - Um núcleo pequeno;
  - Um núcleo denso, capaz de desviar partículas.

- **Materiais:**
  - 1 caixa de papelão média ou grande;
  - Bolas de papel amassado pequenas ou bolas de gude;
  - 1 objeto mais rígido para ficar escondido dentro da caixa - Exemplos: borracha, bloco de madeira pequeno, caixinha, copo plástico firme;
  - fita adesiva;
  - tesoura ou estilete;

- **Ideia do experimento:**
  - Os alunos não verão o que há dentro da caixa. Eles irão lançar ou rolar bolinhas de papel por determinados caminhos e observar o que acontece:
    - algumas passam reto;
    - algumas mudam de direção;
    - algumas voltam.
  - A partir disso, eles deverão imaginar como é o interior da caixa, assim como Rutherford fez ao investigar o interior do átomo sem poder vê-lo diretamente.

- **Passo a Passo:**

1. Montando a caixa
   a. Pegue uma caixa de papelão que esteja fechada ou que possa ser fechada depois;
   b. No interior da caixa, fixe um objeto mais rígido em uma região próxima do centro, usando fita adesiva - esse objeto representará o núcleo do átomo.

- Importante:
  - o objeto deve ocupar pouco espaço em relação ao tamanho total da caixa;
  - ele não deve ficar visível aos alunos;
  - o restante da caixa deve ficar vazio.
  - Isso ajudará a representar a ideia de que o átomo é, em grande parte, espaço vazio.

c. Feche bem a caixa para que os alunos não consigam enxergar o interior;
d. Abra pequenos espaços ou entradas em um dos lados da caixa para que os alunos possam lançar ou rolar as bolinhas de papel.

- Você pode fazer:
  - 3 a 5 aberturas na lateral;
  - ou apenas 1 abertura larga, marcando no lado de fora diferentes posições de lançamento.
  - Essas entradas funcionarão como os “pontos de envio” das partículas alfa.
- No lado oposto da caixa, você pode:
  - deixar uma abertura para ver se a bolinha sai;
  - ou apenas observar se ela retorna, desvia ou não completa o trajeto.

2. Em sala de aula

1. Antes de mostrar qualquer explicação, diga algo como:

“Dentro desta caixa existe algo que vocês não podem ver. A missão é descobrir, com base no comportamento das bolinhas, como é a estrutura interna dela.”

   - Diga que eles deverão agir como cientistas: observando, registrando e levantando hipóteses.

2. Distribua pequenas bolas de papel amassado para os alunos ou grupos.
   - Explique que essas bolinhas representam as partículas alfa do experimento de Rutherford.

3. Peça que os alunos lancem ou rolem as bolinhas pelas entradas da caixa, uma de cada vez.

- Oriente que observem atentamente o que ocorre em cada tentativa:
  - a bolinha passou direto?
  - mudou um pouco de direção?
  - bateu e voltou?
  - ficou presa?
- O ideal é fazer vários lançamentos em diferentes posições.

3. Discussão

1. Pergunte:

   - *“Se a maioria passou reto, o que isso sugere sobre o interior da caixa?”*
   - *“Se algumas desviaram, o que isso indica?”*
   - *“Se poucas voltaram, o que deve existir dentro dela?”*

2. Conduza a interpretação:
   - a caixa é majoritariamente vazia;
   - existe um pequeno obstáculo interno;
   - esse obstáculo é mais concentrado e denso.

3. Agora faça a ponte com a Química:

- Explique que Rutherford lançou partículas alfa contra uma lâmina de ouro e observou que:
  - a maioria atravessava;
  - algumas desviavam;
  - poucas voltavam.

- A partir disso, ele concluiu que:
  - o átomo é quase todo vazio;
  - a carga positiva e a maior parte da massa estão concentradas em uma pequena região;
  - essa região é o núcleo.

4. Explicação

- Você pode dizer:

“Rutherford não podia abrir o átomo para olhar dentro. Então ele fez algo parecido com o que fizemos aqui: lançou partículas e observou o comportamento delas. Como quase todas passaram, ele percebeu que o átomo era quase vazio. Como algumas desviaram ou voltaram, concluiu que existia uma parte pequena, central e densa: o núcleo.”

- **Avaliação**

Observe se os alunos:

- Compreenderam que o átomo possui núcleo e eletrosfera;

- Entenderam que os prótons e nêutrons ficam no núcleo e os elétrons na eletrosfera;
- Perceberam que o experimento da lâmina de ouro mostrou que o átomo é, em grande parte, espaço vazio;
- Reconheceram a importância do modelo atômico de Rutherford para a ciência.

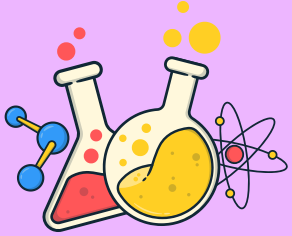
Promova uma autoavaliação reflexiva, perguntando:

- *"Antes da aula, como você imaginava o átomo?"*
- *"O que mais chamou sua atenção no experimento de Rutherford?"*
- *"Você consegue explicar a estrutura do átomo com suas próprias palavras?"*

CAPÍTULO 4:



Teoria Quântica e estrutura eletrônica dos átomos



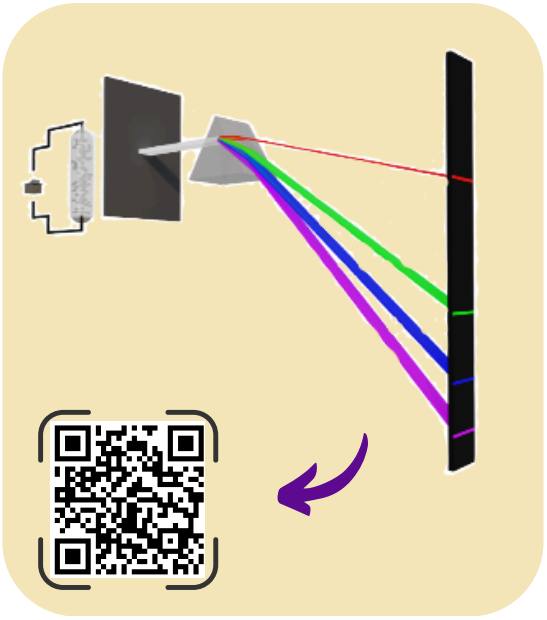
TEMA 4

4.1.

Por dentro da BNCC:
Habilidades:
EM13CNT209

Espectro de Emissão do Hidrogênio

No início do século XX, após a consolidação do modelo nuclear de Rutherford, ainda permanecia uma questão em aberto: como explicar a organização dos elétrons em torno do núcleo?



A chave para esse avanço veio a partir dos estudos do espectro de emissão do hidrogênio, realizados inicialmente por meio da análise da luz emitida quando esse elemento era submetido a descargas elétricas.

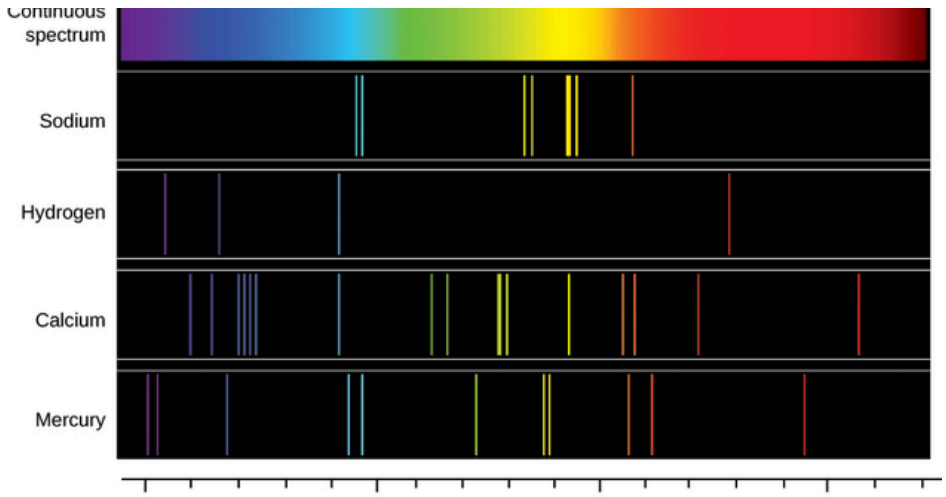
Quando o gás hidrogênio é excitado em um tubo de descarga, ele emite radiação luminosa.

Essa radiação, ao ser analisada por um prisma ou espectroscópio, não forma um espectro contínuo de cores, mas sim um espectro de linhas, constituído por faixas discretas de luz em comprimentos de onda específicos.

Essa descoberta indicava que a energia dos elétrons no átomo não podia assumir valores quaisquer, mas apenas valores quantizados.

O primeiro a sistematizar matematicamente essas linhas foi o físico suíço Johann Balmer, em 1885, que obteve uma fórmula simples para descrever os comprimentos de onda visíveis no espectro do hidrogênio.

Posteriormente, o físico Johannes Rydberg generalizou essa relação, chegando à chamada equação de Rydberg, capaz de prever todas as séries espectrais do hidrogênio, tanto no visível (série de Balmer) quanto no ultravioleta (série de Lyman) e no infravermelho (séries de Paschen, Brackett e Pfund).

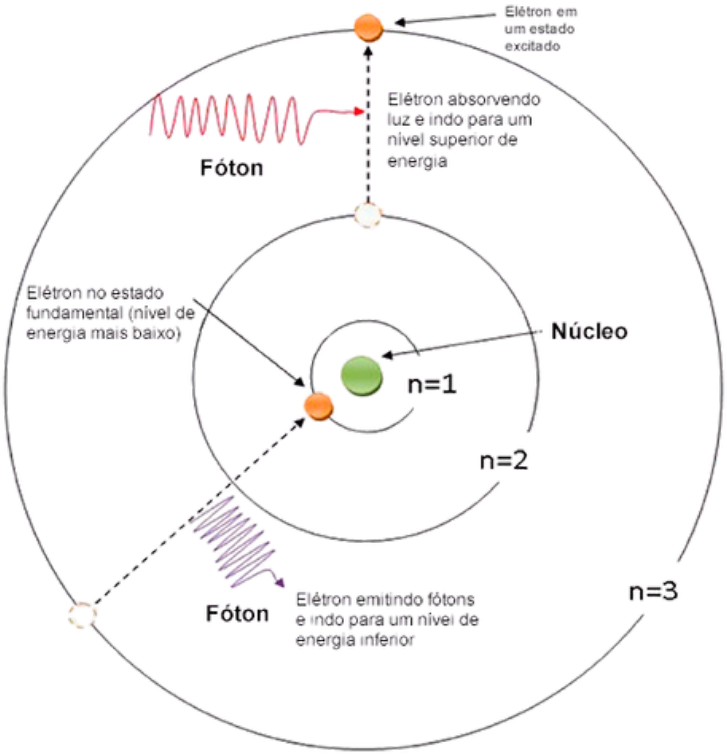


Apesar de seu sucesso matemático, essas equações ainda não explicavam por que o hidrogênio emitia apenas determinadas frequências de luz. A explicação foi proposta em 1913 pelo físico dinamarquês Niels Bohr, que incorporou a ideia de quantização da energia desenvolvida por Planck.

Segundo Bohr, os elétrons só poderiam ocupar órbitas circulares estáveis ao redor do núcleo com certos níveis de energia.

Quando um elétron passava de uma órbita mais externa para uma mais interna, emitia um fóton cuja energia correspondia exatamente à diferença entre os dois níveis, obedecendo à relação:

$E_{fóton} = h \cdot f = E_n - E_{em}$



Esse modelo foi capaz de justificar perfeitamente as linhas do espectro de emissão do hidrogênio, sendo um marco fundamental no desenvolvimento da teoria quântica.

Na prática

- **Fogos de Artifício:** quando os sais presentes nos fogos de artifício são aquecidos, seus elétrons saltam para níveis maiores de energia. Quando voltam à sua camada de origem, liberam energia em forma de luz de diferentes cores, elas são definidas pela quantidade de energia que o elétron libera.

  Cores e os elementos utilizados para reproduzi-las:
  - **Vermelho:** Estrôncio ou Lítio
  - **Verde:** Bário
  - **Azul:** Cobre
  - **Amarelo:** Sódio
  - **Laranja:** Cálcio
  - **Branco/Prateado:** Alumínio ou Magnésio
  - **Lilás:** Mistura de Estrôncio e Cobre

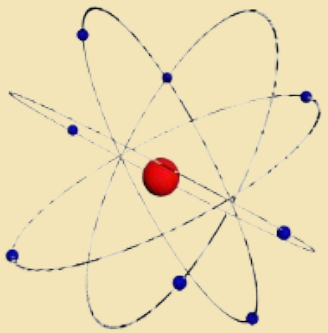
TEMA 4

4.2.

Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EF09CI03

Modelo Atômico de Bohr



No ano de 1913, foi desenvolvido pelo físico dinamarquês Niels Bohr uma nova teoria de modelo atômico, a fim de explicar os resultados dos experimentos de Rutherford.

Por este motivo, esse modelo atômico também é conhecido como **modelo de Rutherford-Bohr.**

Essa contribuição rendeu a Bohr um Nobel de física, por seus serviços na investigação da estrutura dos átomos e da radiação emitida por eles.

Além disso, seus estudos dão bases para a teoria atômica moderna.

O modelo atômico de Rutherford possuía algumas inconsistências, principalmente no que se referia ao arranjo dos elétrons em volta do núcleo, o que tornava o átomo instável.

Para resolver esse problema, Bohr utilizou-se da teoria quântica de energia, desenvolvida por Max Planck poucos anos antes, e desenvolveu um modelo que lhe permitiu explicar por que as frequências de luz emitidas pelo átomo de hidrogênio, em um experimento de espectroscopia de emissão, obedecia a leis tão simples.

O experimento de espectroscopia de emissão do hidrogênio consiste em observar as frequências de radiação emitida por esse gás ao ser fornecido uma dada quantidade de energia.

Para isso, um tubo contendo amostra de gás hidrogênio é submetido a uma alta descarga elétrica gerando a emissão de luz.

Isso ocorre porque os átomos de hidrogênio ficam energizados pelas colisões, e ao retornarem para seu estado normal, não excitado, os átomos liberam rapidamente essa energia na forma de radiação eletromagnética (luz).



Niels Henrik David Bohr (1885 – 1962) foi um físico e filósofo dinamarquês que fez contribuições fundamentais para a compreensão da estrutura atômica e da mecânica quântica, pela qual recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1922.

Quando essa luz emitida passa por um prisma ela é separada em frequências discretas e podem ser observadas em uma chapa reveladora na forma de linhas espectrais.

A ocorrência de linhas espectrais, ao invés de um espectro contínuo, é explicada pela existência de níveis de energia nos átomos, onde cada linha espectral revelada resulta da transição eletrônica entre dois desses níveis de energia.

A diferença entre as energias dos dois níveis corresponde à energia da radiação eletromagnética emitida pelo átomo, a qual pode ser determinada pelo produto da sua frequência pela constante de Planck.

Para explicar tal experimento, o modelo proposto por Bohr considera orbitais eletrônicos com níveis quantizados. As transições eletrônicas entre estados de maior e menor energia liberam radiação, observada no espectro, cuja frequência pode ser calculada e prevista.

Por isso, ele ficou conhecido como o “modelo quântico do átomo”.

Dessa forma, com esses orbitais, Bohr traz uma nova visão da matéria, ao incorporar as teorias quânticas que estavam nascendo na época ao seu modelo.

Para essa teoria, ele postulou que:

1. Um elétron em seu estado estacionário (órbita original) não ganha e nem perde energia;

2. Ao ganhar energia, o elétron passa para um nível de maior energia, neste caso dizemos que o elétron está excitado;

3. O estado excitável é instável e, após um curto espaço de tempo, o elétron volta ao seu nível de energia original, devolvendo ao meio energia externa que absorveu.

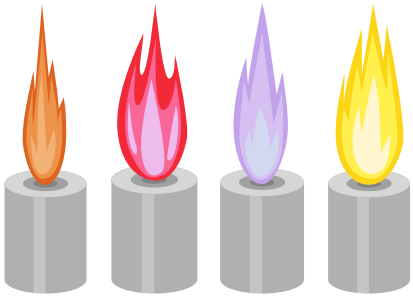
As contribuições do modelo proposto por Bohr podem ser compreendidas por:

- **Quantização de cargas:** sua maior contribuição é o estudo que realizou sobre os elétrons propondo que eles não ficam aleatoriamente espalhados, mas que possuem uma órbita específica, podendo transicionar entre elas, conforme absorvem ou perdem energia.
- **Estabilidade Atômica:** Bohr foi capaz de explicar o paradoxo de Rutherford, descrevendo por que os elétrons não perdem energia e colapsam.
- **Explicação dos Espectros Atômicos:** seu modelo foi capaz de explicar de forma coerente o as cores emitidas pelos gases, principalmente quando aquecidos, mostrando o salto que os elétrons realizam entre camadas.
- **Organização da Eletrosfera:** propôs que a eletrosfera fosse dividida em camadas; por isso, são organizadas em K, L, M, N, O, P, Q.
- **Compreensão da Tabela Periódica:** sua forma de organizar as camadas da eletrosfera moldou a forma como os elementos estão distribuídos na tabela periódica. Como exemplo, os gases nobres, que são estáveis, estão organizados na mesma família(coluna).

- **Base para a Mecânica Quântica**: a quantização descrita por Bohr é fundamental na introdução da mecânica quântica moderna.

Na prática

- **Teste de Chama e Espectroscopia:** o estudo da emissão de cores de Bohr é fundamental na análise da composição química de substâncias, visto que diferentes elementos são capazes de emitir diferentes cores.





Na prática

- **Lâmpadas Led, de Neon e Vapor de Sódio:** existem algumas lâmpadas que funcionam com base em gases emitindo luz como proposto por Bohr ao falar sobre a excitação dos elétrons.

TEMA 4

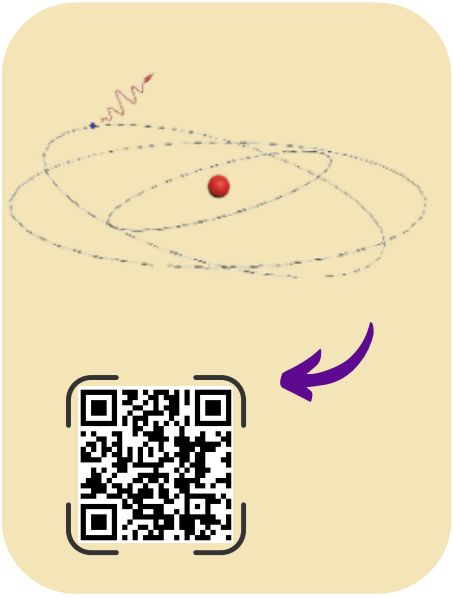
4.3.

Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT201

Salto Quântico

Com a proposta do modelo atômico de Niels Bohr, em 1913, tornou-se possível explicar de forma satisfatória os espectros de emissão e absorção do hidrogênio.



Uma das ideias centrais desse modelo foi a noção de que os elétrons não podiam ocupar qualquer órbita em torno do núcleo, mas apenas certas órbitas estáveis e quantizadas, associadas a níveis de energia bem definidos.

De acordo com Bohr, enquanto permanecesse em uma dessas órbitas, o elétron não emitiria nem absorveria energia, permanecendo em estado estacionário.

Contudo, quando o elétron passava de um nível de energia para outro, ocorria o fenômeno denominado salto quântico.

Esse salto correspondia à emissão ou absorção de um fóton, cuja energia era igual à diferença entre os dois níveis envolvidos, obedecendo à relação:

$$E_{fóton} = h \cdot f = E_n - E_{em}$$

Em que h é a constante de Planck e f a frequência da radiação emitida ou absorvida.

Quando o elétron “cai” de uma órbita mais externa para uma mais interna, o átomo emite um fóton, resultando em uma linha no espectro de emissão.

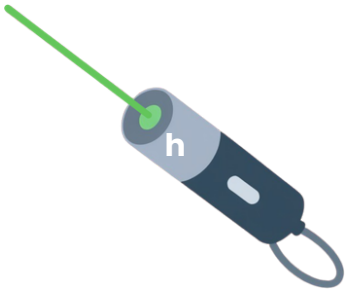
Já quando o elétron absorve energia suficiente para “saltar” de um nível mais baixo para outro mais alto, ocorre o espectro de absorção.

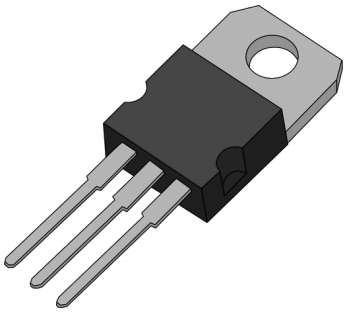
O conceito de salto quântico foi fundamental não apenas para explicar o espectro do hidrogênio, mas também para marcar o início da teoria quântica aplicada à estrutura da matéria.

Essa ideia demonstrou que a energia em sistemas atômicos não varia de forma contínua, mas em pacotes discretos, revolucionando a física e a química modernas.

Na prática

- **Lasers:** o funcionamentos de lasers em leitores de códigos de barras, cirurgias, entre outras aplicações baseia-se na emissão de fótons quando elétrons saltam para camadas menores.





Na prática

- **Componentes Eletrônicos (Chips):** transistores que compõem eletrônicos como celulares e computadores, funcionam com base nas bandas e os saltos de elétrons entre elas.



Guia para o professor

Nesta unidade é abordada a teoria quântica e a estrutura eletrônica dos átomos, com o objetivo de compreender como os elétrons se organizam em níveis de energia ao redor do núcleo.

A partir do modelo atômico de Bohr, busca-se explicar os saltos quânticos e a emissão de fótons, relacionando esses fenômenos à produção de luz por diferentes elementos e à compreensão da estrutura interna da matéria.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender que os elétrons se distribuem em níveis de energia ao redor do núcleo atômico.
- Identificar as principais características do modelo atômico de Bohr.
- Explicar o que são saltos quânticos e como ocorre a emissão de fótons.
- Relacionar a estrutura eletrônica dos átomos à emissão de luz por diferentes elementos químicos.

Roteiro Sugeridos de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situação-problema

> *"Em uma festa, os fogos de artifício iluminam o céu com cores intensas: vermelho, verde, azul e amarelo. Mas essas cores não aparecem por acaso. Elas estão relacionadas ao comportamento dos elétrons nos átomos."*

- **Pergunte:**

> ***"Como os átomos conseguem produzir luz de cores diferentes?"***

- **Exploração:** pergunte à turma

"Vocês já observaram que diferentes substâncias podem produzir diferentes cores quando aquecidas ou queimadas?"

Explique que esse fenômeno está relacionado à estrutura eletrônica dos átomos e ao modo como os elétrons absorvem e liberam energia.

Apresente brevemente o cientista principal da aula:

- Niels Bohr: propôs que os elétrons se distribuem em níveis de energia ao redor do núcleo e que só podem passar de um nível para outro absorvendo ou emitindo quantidades definidas de energia.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade 1: Emissão de fótons na prática

- **Objetivo:**
  - Observar que diferentes substâncias podem produzir cores distintas quando aquecidas.
  - Relacionar a emissão de luz ao salto de elétrons entre níveis de energia.
  - Introduzir a teoria quântica e o modelo atômico de Bohr de forma visual e concreta.

- **Materiais:**
  - Uma vela;
  - Fósforo ou isqueiro;
  - Sal de cozinha;
  - Colher metálica;
  - Prato ou bandeja de apoio;
  - Caderno para registro das observações.

- **Passo a Passo:**

1. *Local para a prática*
   - Organize os estudantes em local seguro e arejado, com acompanhamento do professor.

2. Prepare o material

- Acenda a vela e fixe-a em uma superfície segura;
- Coloque uma pequena quantidade de sal de cozinha em uma colher metálica ou palito.

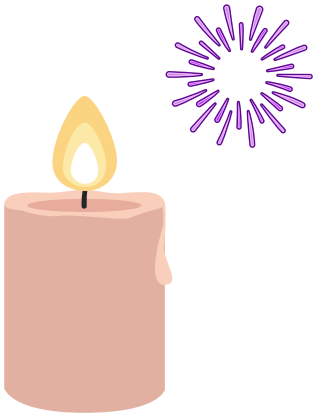
3.Início da atividade

- Aproxime o sal da chama com cuidado, sem exagerar na quantidade.

4.Observação

- Peça aos estudantes que observem a alteração de cor na chama;
- Oriente a turma a registrar o que foi observado: cor, intensidade e tempo de duração.

- **Reflexão**
  - O que aconteceu com a cor da chama quando o sal foi colocado?
  - Por que a chama mudou de cor?
  - O que essa mudança de cor pode indicar sobre os elétrons?
  - Como essa observação pode ser relacionada ao modelo atômico de Bohr?



Atividade 2: Usando a Realidade Aumentada

- **Objetivo:**
  - Entender de forma visual como se dá o modelo atômico de Bohr.

- **Materiais:**
  - Kit de cards de Realidade Aumentada da matéria de Química;
  - Aplicativo Zappar em um dispositivo eletrônico com câmera (celular ou tablet).

- **Passo a Passo:**

1.Os Cards

  - Distribua a turma em pequenos grupos, cada um com um dispositivo eletrônico;
  - Distribua o card do modelo atômico de Bohr.

2. Dinâmica

- Disponibilize de 15 a 30 minutos para que os alunos testem os cards;
- Peça para que eles analisem o modelo atômico e respondam o *quiz* para avaliar seus conhecimentos.

3. Reflexão

- *Os elétrons ficaram em qualquer lugar ou em posições organizadas?*
- *O que acontece quando um elétron recebe energia?*
- *O que acontece quando ele volta ao seu nível de origem?*
- *Como isso ajuda a explicar a emissão de luz?*
- *O que esse modelo mostra sobre a organização eletrônica dos átomos?*

- **Avaliação**

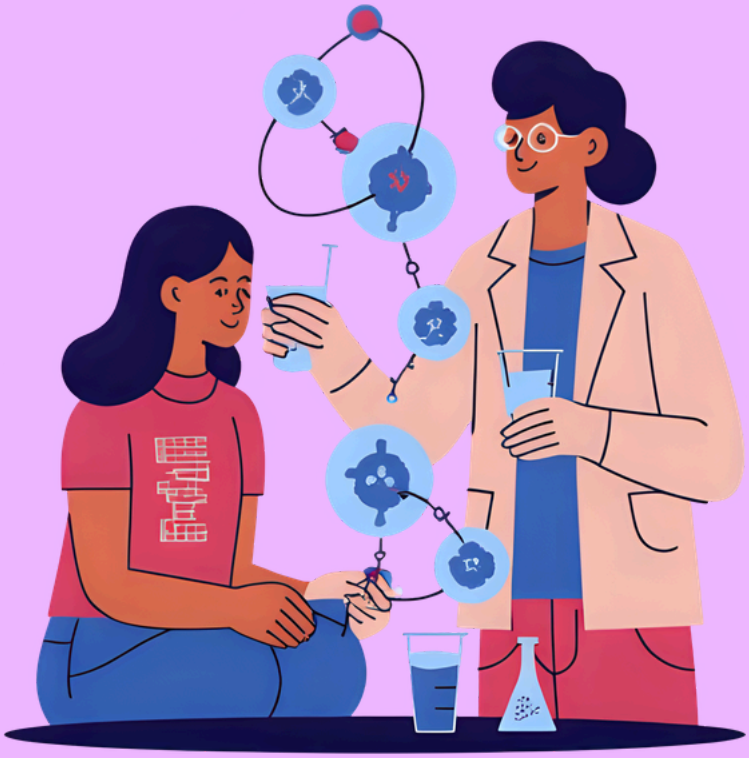
Observe se os alunos:

- Compreenderam que os elétrons ocupam níveis de energia definidos;
- Entenderam que o modelo de Bohr organiza os elétrons em camadas energéticas;
- Identificaram que o salto quântico ocorre quando o elétron absorve energia;
- Reconheceram que a emissão de fótons acontece quando o elétron retorna a um nível menos energético;
- Relacionaram esse processo às cores dos fogos de artifício.

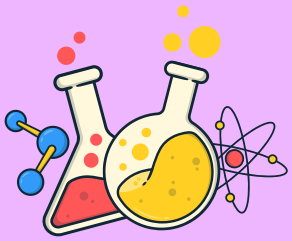
Promova uma autoavaliação reflexiva, perguntando:

- ***"O que acontece com o elétron quando ele recebe energia?"***
- ***"Por que o retorno do elétron produz luz?"***
- ***"Como os fogos de artifício ajudam a entender o modelo de Bohr?"***
- ***"O que mais chamou sua atenção sobre a teoria quântica?"***

CAPÍTULO 5:



A Teoria Atômica Moderna



TEMA 5

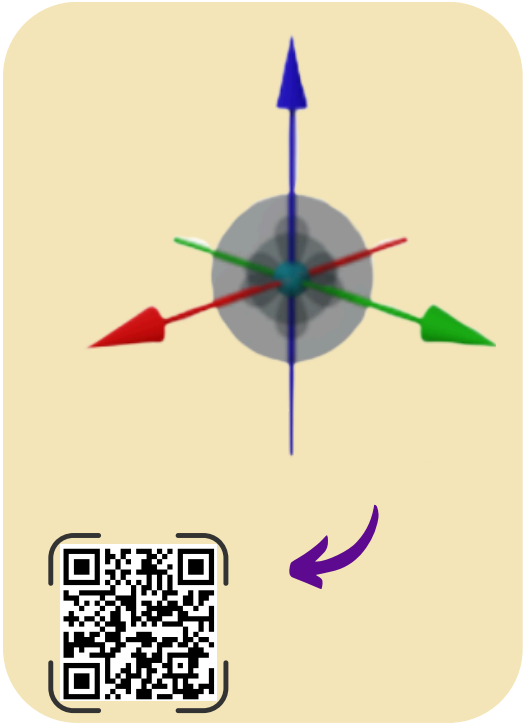
5.1.

Orbitais Eletrônicos

Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT301

O modelo de Bohr representou um importante avanço para a compreensão da estrutura atômica ao propor que os elétrons ocupam níveis de energia definidos. Entretanto, esse modelo não conseguia explicar adequadamente o comportamento de átomos mais complexos.

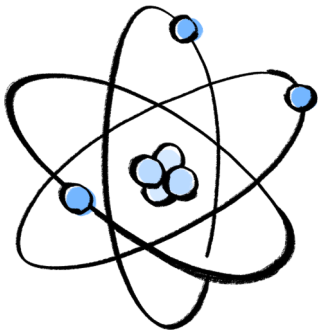


No início do século XX, novas descobertas mostraram que os elétrons apresentam características tanto de partículas quanto de ondas. Essa ideia levou ao desenvolvimento da Mecânica Quântica, uma nova forma de compreender a estrutura dos átomos.

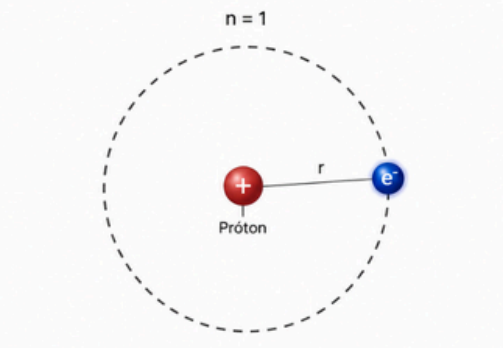
Em 1926, o físico Erwin Schrödinger desenvolveu uma equação matemática capaz de descrever o comportamento ondulatório dos elétrons. As soluções dessa equação são denominadas funções de onda (ψ).

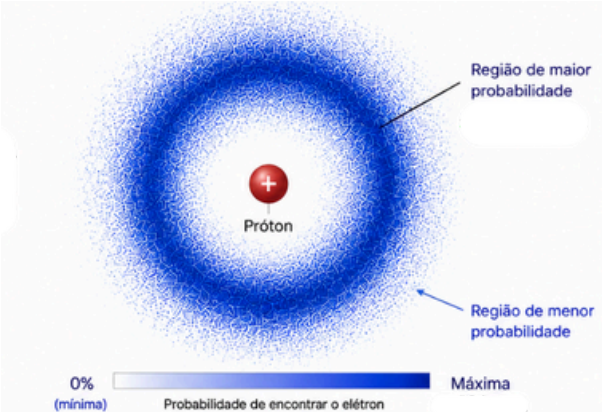
A interpretação física dessas funções foi proposta por Max Born, que demonstrou que o quadrado da função de onda está relacionado à probabilidade de encontrar um elétron em determinada região do espaço.

Dessa forma, os elétrons não são descritos por trajetórias definidas ao redor do núcleo, mas por regiões onde existe maior probabilidade de serem encontrados. Essas regiões são denominadas orbitais atômicos.



Os orbitais constituem a base da descrição moderna dos átomos e permitem compreender a distribuição dos elétrons, a formação das ligações químicas e diversas propriedades da matéria.





Neste modelo, o elétron está em uma órbita específica ao redor do núcleo.

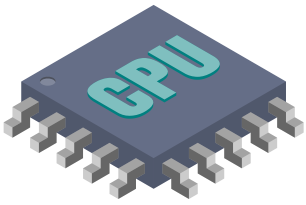
Probabilidade = 100% nessa órbita

Neste modelo, não é possível saber a posição exata do elétron. A posição mostrada representa apenas uma região de maior probabilidade de encontrá-lo.

Probabilidade < 100% nessa posição

A importância dos conceitos acerca de Orbitais Eletrônicos dá-se por meio de:

- **Estrutura Atômica:** é possível organizar os elétrons conforme o Princípio de Exclusão de Pauli.
- **Tabela periódica:** os orbitais possibilitam compreender a configuração dos elétrons e as propriedades dos elementos, fazendo com que seja mais simples de organizá-los.
- **Tecnologia:** permitem o que é chamado de Computação Quântica, a base para realizar cálculos complexos, que computadores normais são incapazes de realizar.
- **Espectroscopia:** os orbitais são utilizados para verificar as transições entre as camadas eletrônicas.



Na prática

- **Materiais:** fundamentais para a manipulação de materiais semicondutores e materiais magnéticos.

TEMA 5

5.2.

Formas dos Orbitais



Os orbitais podem apresentar diferentes formas, determinadas pelas soluções da equação de Schrödinger. Essas formas representam regiões do espaço onde a probabilidade de encontrar um elétron é maior.

Os principais tipos de orbitais são:

- **Orbital s**

  Os orbitais do tipo s possuem formato aproximadamente esférico e estão presentes em todos os níveis eletrônicos.

- **Orbital p**

  Os orbitais p apresentam formato semelhante a um haltere e podem assumir três orientações diferentes no espaço, associadas aos eixos x, y e z.

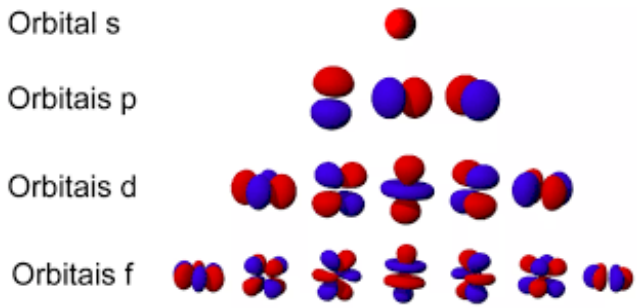
- **Orbital d**

  Os orbitais d possuem formas mais complexas, geralmente com quatro lóbulos distribuídos ao redor do núcleo.

- **Orbital f**

  Os orbitais f apresentam geometrias ainda mais complexas e são encontrados principalmente nos elementos de transição interna.

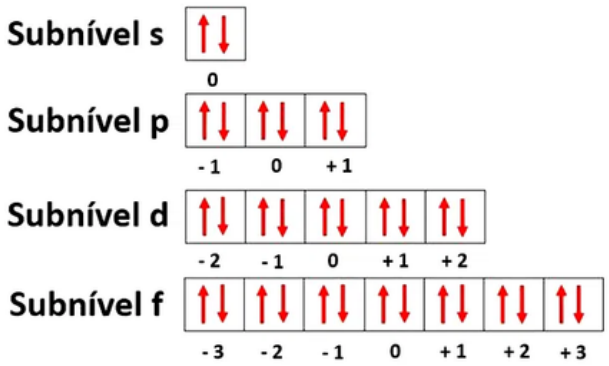
A forma dos orbitais influencia diretamente a maneira como os átomos interagem, determinando a geometria das moléculas e a orientação das ligações químicas.



Além da forma, cada orbital pode ser descrito por um conjunto de números quânticos, que fornecem informações sobre sua energia, forma e orientação espacial.

Números Quânticos:

- **Número quântico principal (n)**
  - Indica o nível de energia ocupado pelo elétron. Quanto maior o valor de n, maior tende a ser o tamanho do orbital e a energia associada ao elétron.
- **Número quântico azimutal (l)**
  - Determina a forma do orbital. Os valores de l estão associados aos subníveis eletrônicos:
    - l = 0 → subnível s
    - l = 1 → subnível p
    - l = 2 → subnível d
    - l = 3 → subnível f
- **Número quântico magnético (m_l)**
  - Define a orientação espacial do orbital. Seus valores variam de – 1 até +1, incluindo o zero.



- **Número quântico de spin (m_s)**
  - Descreve uma propriedade intrínseca do elétron denominada spin. Pode assumir apenas dois valores:
    - +½
    - –½
  - O conjunto desses números permite descrever completamente o estado quântico de um elétron em um átomo.

n	Número quântico secundário	Subcamada	Número quântico magnético	Número de orbitais na camada	Número máximo de elétron	
1 (K)	0	1*s*	0	1	2	2
2 (L)	0	2*s*	0	1	2	8
	1	2*p*	−1, 0, +1	3	6	
3 (M)	0	3*s*	0	1	2	18
	1	3*p*	−1, 0, +1	3	6	
	2	3*d*	−2, −1, 0, +1, +2	5	10	
4 (N)	0	4*s*	0	1	2	32
	1	4*p*	−1, 0, +1	3	6	
	2	4*d*	−2, −1, 0, +1, +2	5	10	
	3	4*f*	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3	7	14	

TEMA 5

5.3.

Ocupação e Distribuição de Elétrons

Os orbitais descrevem as regiões onde existe maior probabilidade de encontrar um elétron. Entretanto, para compreender a estrutura dos átomos, é necessário saber como esses elétrons ocupam os diferentes orbitais disponíveis.

A distribuição dos elétrons não ocorre de forma aleatória. Ela segue princípios estabelecidos pela Mecânica Quântica, que determinam a maneira como os elétrons se organizam em níveis e subníveis de energia.

Princípio da Exclusão de Pauli

Proposto pelo físico austríaco Wolfgang Pauli, esse princípio estabelece que um orbital pode acomodar, no máximo, dois elétrons, desde que apresentem spins opostos.

Essa regra garante que não existam dois elétrons em um mesmo átomo com os quatro números quânticos idênticos.

Regra de Hund

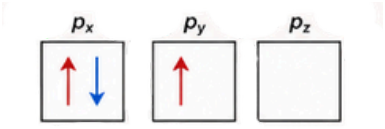
Quando existem orbitais de mesma energia disponíveis, os elétrons ocupam inicialmente orbitais separados. Somente após essa ocupação ocorre o emparelhamento. Isso ocorre pois elétrons com spins paralelos se repelem menos quando estão em orbitais diferentes, resultando em um estado de menor energia e maior estabilidade para o átomo.

Por exemplo, os três orbitais do subnível *p* são preenchidos individualmente antes que dois elétrons passem a compartilhar o mesmo orbital.

Aplicação da regra de Hund (Utilizando o subnível p)

Não segue a Regra de Hund

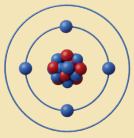
Os elétrons **emparelham** antes de ocupar todos os orbitais degenerados.



Exemplo: átomo de nitrogênio (Z = 7)

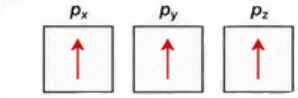
Configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

Subnível 2p possui 3 orbitais degenerados: px, py e pz e comporta até 6 elétrons.



Segue a Regra de Hund

Os elétrons ocupam primeiro orbitais vazios, com **spins paralelos**, e só então ocorre o emparelhamento.





Princípio da Aufbau

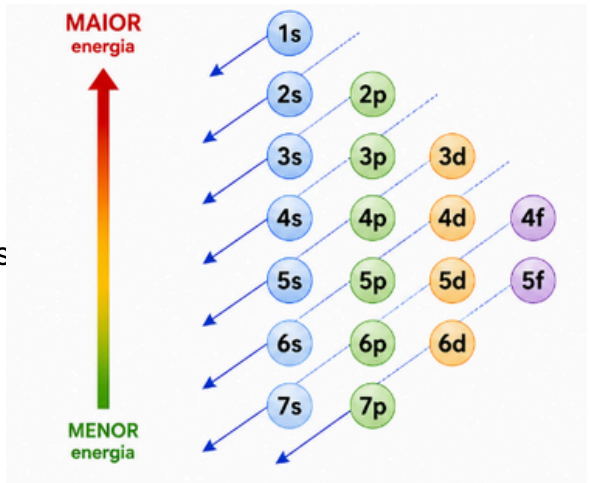
O Princípio da Aufbau estabelece que os elétrons ocupam primeiro os orbitais de menor energia e, posteriormente, os de maior energia.

A ordem de preenchimento dos subníveis pode ser representada pelo Diagrama de Linus Pauling.

A sequência de preenchimento é:

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s ...

Essa ordem permite determinar a configuração eletrônica dos elementos químicos.



As setas diagonais indicam a ordem de preenchimento dos orbitais, sempre do **menor** para o **maior** nível de energia.

Tipos de subníveis e capacidade máxima

Subnível	Símbolo	Nº máximo de elétrons
Subnível s	s	2 elétrons
Subnível p	p	6 elétrons
Subnível d	d	10 elétrons
Subnível f	f	14 elétrons

Configuração Eletrônica

A configuração eletrônica representa a distribuição dos elétrons nos diferentes níveis e subníveis de energia.

Como exemplo, considere o átomo de oxigênio, que possui número atômico igual a 8. Isso significa que ele possui oito elétrons. Distribuindo esses elétrons conforme a ordem energética dos orbitais, obtém-se:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$$

Outro exemplo é o sódio (Z = 11):

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

A configuração eletrônica fornece informações importantes sobre o comportamento químico dos elementos e permite prever diversas de suas propriedades.





Elétrons de Valência

Os elétrons localizados no nível mais externo do átomo são chamados elétrons de valência.

Esses elétrons são particularmente importantes porque participam diretamente da formação das ligações químicas.

No caso do sódio, a configuração eletrônica é:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

O elétron presente no subnível 3s pertence ao nível mais externo e, portanto, corresponde ao elétron de valência desse elemento.

De forma geral, elementos que apresentam o mesmo número de elétrons de valência tendem a possuir propriedades químicas semelhantes, razão pela qual aparecem agrupados em famílias da Tabela Periódica.

Orbitais Eletrônicos na Prática

Os orbitais eletrônicos desempenham um papel fundamental na compreensão da estrutura dos átomos e da distribuição dos elétrons ao redor do núcleo. A partir desse conceito, é possível explicar a organização da Tabela Periódica, as propriedades dos elementos químicos e a formação das ligações químicas.

Além disso, os orbitais ajudam a compreender fenômenos relacionados à absorção e emissão de energia pelos átomos, sendo importantes em técnicas de identificação de elementos químicos. O conhecimento sobre a distribuição dos elétrons também é essencial para o desenvolvimento de materiais e tecnologias modernas, como semicondutores, LEDs, lasers e painéis solares.

Dessa forma, os orbitais eletrônicos constituem um dos conceitos centrais da Química moderna, conectando a estrutura microscópica dos átomos às propriedades e aplicações observadas no mundo macroscópico.

TEMA 5

5.4.

Guia para o professor

O capítulo 5 aprofundou-se nos conceitos introduzidos por Bohr, a intenção desta seção é apresentar o modelo atômico moderno, mostrando que os elétrons não orbitam o núcleo em trajetórias definidas, mas ocupam regiões de probabilidade chamadas orbitais. Conceitos cruciais para determinar diversas características na estrutura atômica.

Objetivos de aprendizagem

- Entender o que são os orbitais e suas funções.
- Explicar as Leis por meio de exemplos.
- Dominar o Diagrama de Linus Pauling
- Conectar os assuntos com o próximo de Geometria Moleceular.
- Relacionar a distribuição eletrônica com a posição do elemento na tabela periódica e com sua reatividade química.

Roteiro Sugerido de Aula (Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte história:

> ***Imagine um prédio com vários andares (níveis de energia) e apartamentos (subníveis e orbitais). Cada apartamento pode abrigar no máximo 2 moradores (elétrons), e eles nunca dividem o mesmo apartamento do mesmo jeito — sempre um fica de um lado e o outro do outro. E claro: os moradores preferem ocupar os apartamentos do andar mais baixo antes de subir para os andares superiores."***

- **Explique:**
  - Os elétrons se organizam nos orbitais seguindo três regras fundamentais:

- Princípio de Aufbau: os elétrons preenchem os orbitais em ordem crescente de energia, conforme o Diagrama de Pauling.
- Princípio de Exclusão de Pauli: cada orbital comporta no máximo 2 elétrons, e com spins opostos (↑ ↓).
- Regra de Hund: quando há orbitais de mesma energia disponíveis (degeneredados), os elétrons se distribuem um em cada orbital antes de emparelhar.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade: Detetive da Tabela Periódica

- **Objetivo:**
  - Compreender como a configuração eletrônica atua como um endereço na tabela periódica, permitindo identificar um elemento químico apenas por sua distribuição.

- **Materiais:**
  - Tabela Periódica (física ou digital).
  - Cartões de "Investigação" (contendo distribuições eletrônicas parciais, ex: [Ne] $3s^2$ $3p^3$).
  - Ficha de registro (opcional: uma tabela onde o aluno anota: Distribuição, Período, Grupo, Nome do Elemento).

- **Passo a Passo:**

1. Distribua os cartões para os alunos. Cada cartão contém uma distribuição eletrônica codificada (usando o gás nobre como atalho).

2. Oriente os alunos a seguir este roteiro para cada cartão:
   - 1º passo: identificar o período. Dica: olhe o maior número da frente do subnível (ex: no $3s^2$, o 3 indica o 3º período).
   - 2º passo: identificar o grupo. Dica: some os elétrons da camada de valência (os números sobrescritos do maior nível).
   - 3º passo: identificar o elemento. Dica: some o total de elétrons (incluindo os do gás nobre) para achar o número atômico (Z) e localize-o na tabela.

3. Após completarem os cartões, peça para escolherem um elemento da tabela e escreverem a distribuição eletrônica dele para que um colega tente identificar.

4. Conclua a atividade perguntando: ***"O que o último elétron o diferenciador nos diz sobre onde o elemento mora na tabela?".*** Reforce que o bloco (s, p, d, f) e a camada de valência são as chaves para essa localização.

- **Questionário:**
  - Para reforçar alguns tópicos aprendidos durante a aula, considere os seguintes tópicos:
    - O que é um orbital eletrônico? Como ele difere de uma órbita no modelo de Bohr?
    - Quais são os quatro tipos de orbitais e quantos elétrons cada um comporta?
    - Enuncie o Princípio de Aufbau, o Princípio de Exclusão de Pauli e a Regra de Hund com suas próprias palavras.
    - Faça a distribuição eletrônica do enxofre (Z=16) e identifique sua camada de valência.
    - Por que elementos do mesmo grupo da tabela periódica tendem a ter propriedades químicas semelhantes?

- **Avaliação**

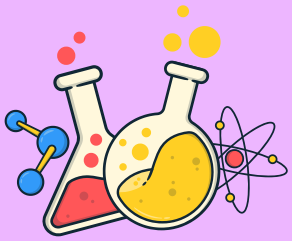
É necessário que os alunos:

- Compreendam que o modelo quântico descreve os elétrons como nuvens de probabilidade, não como partículas em trajetórias fixas.
- Saibam identificar os quatro tipos de orbitais (s, p, d, f), suas formas e capacidades de elétrons.
- Apliquem corretamente o Diagrama de Pauling para distribuir elétrons em ordem crescente de energia.
- Respeitem o Princípio de Exclusão de Pauli e a Regra de Hund.
- Percebam a conexão entre a distribuição eletrônica e a tabela periódica.
- Relacionem a distribuição eletrônica com a reatividade: elementos com camada de valência quase completa tendem a ganhar elétrons, os com poucos elétrons de valência tendem a cedê-los.

CAPÍTULO 6:



Ligações entre Átomos



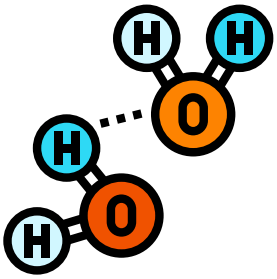
TEMA 6

6.1.

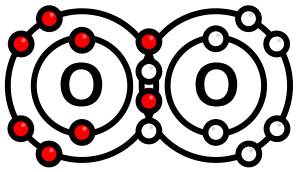
Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT307

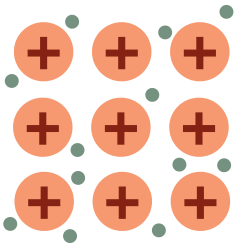
Ligações Químicas



Uma ligação química é a conexão entre átomos formada quando os elétrons de valência (os elétrons nas camadas mais externas) se deslocam para uma nova posição, arranjando-se em configurações de energias mais baixas.



É a partir dessa união de átomos que há a formação das substâncias químicas. Existem 3 tipos gerais de ligações químicas: iônica, covalente e metálica.



Essas ligações ocorrem para que o átomo adquira uma estabilidade eletrônica e são explicadas pela Teoria do octeto (cada átomo, para alcançar estabilidade, precisa ter em sua camada de valência oito elétrons).

A importância das ligações químicas faz-se evidente no âmbito do universo material. São elas que formam todas as substâncias a partir da união dos átomos. Sem as ligações, a matéria existiria apenas na forma de átomos isolados e apresentaria grande instabilidade, tornando impossível a formação de moléculas mais complexas e, consequentemente, a existência da vida.

Portanto, é possível descrever essa importância em diferentes áreas da ciência:

- Estabilidade: em sua maioria, os átomos isolados são instáveis e, apenas ao realizar ligações por meio do compartilhamento ou da transferência de elétrons com outros elementos, são capazes de existir de forma estável.

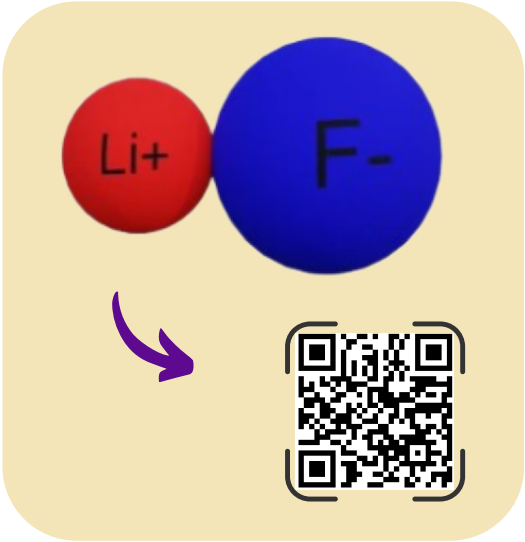
- Formação de Substâncias: por meio das ligações, é possível construir desde moléculas mais simples, como a água e o oxigênio, essenciais para a vida, até substâncias mais complexas que constituem o corpo humano.

- Base da Vida: processos biológicos, como a digestão e o metabolismo, ocorrem por meio de quebra e formação de ligações para produção de energia e nutrientes.

TEMA 6

6.2.

Ligação Iônica



A ligação iônica é caracterizada pela transferência de elétrons, ou seja, ela ocorre quando há uma troca completa de um ou mais elétrons de um átomo para o outro.

Quando ocorre essa transferência total, são formados os íons. As forças eletrostáticas existentes entre íons de cargas opostas é o que mantém o composto unido.

Geralmente essas ligações resultam da interação entre metais e não-metais.

O átomo que doa o elétron é chamado de **cátion** (íon de carga positiva) e o átomo que recebe o elétron é chamado de **ânion** (íon de carga negativa).

O exemplo mais conhecido de ligação iônica é o NaCl (cloreto de sódio ou sal de cozinha).

Nesse composto, o sódio (Na) doa um elétron para o cloro (Cl) e se torna um cátion, enquanto o cloro torna-se um ânion.

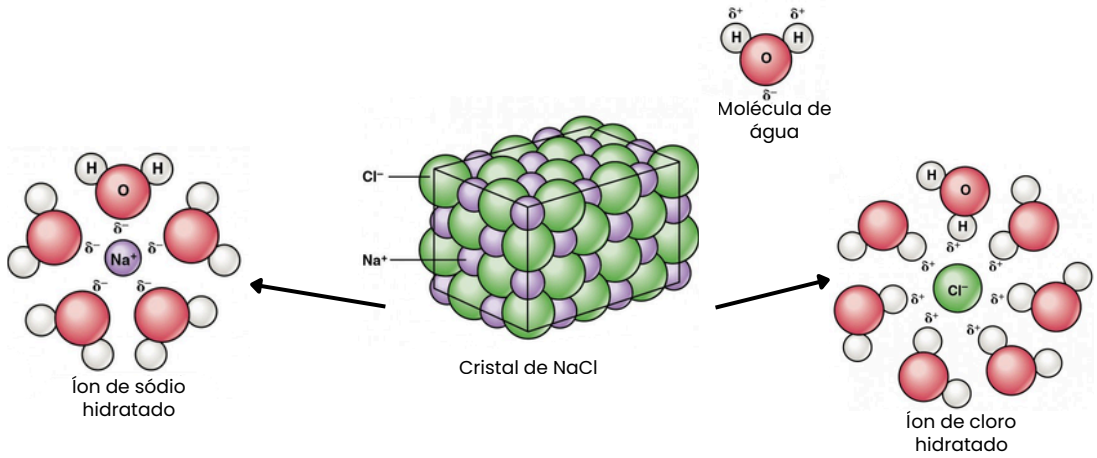
Outro exemplo é o LiF (fluoreto de lítio); nesse composto, o lítio (Li) doa um elétron para o flúor (F) e se torna um cátion, enquanto o flúor torna-se um ânion.

Além desses, podemos citar como exemplos de substâncias iônicas: sulfeto de cálcio (CaS), óxido de potássio (K_2O), hidreto de lítio (LiH) e carbonato de cálcio ($CaCO_3$).

Os sólidos iônicos possuem algumas propriedades típicas, que podem ser explicadas pelas fortes interações eletrostáticas existentes entre os íons.

São propriedades observadas nos compostos iônicos:

- Altos pontos de fusão e ebulição;
- Condutividade elétrica quando fundidos ou dissolvidos em água;
- Solubilidade em água (a maioria);
- Apresentam aspecto cristalino;
- São sólidos e possuem brilho (a maioria).

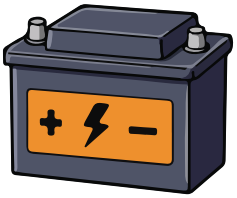


As ligações iônicas são de extrema importância, na natureza e na indústria também, seus usos são variados, desde a formação de cristais sólidos usados em baterias, à aplicação em fertilizantes e tratamento de água, assim como em medicamentos e no sal de cozinha. Sua essencialidade dá-se por outros meios como:

- Estabilidade Química: ocorre por meio da transferência de elétrons paraque os átomos alcancem uma configuração eletônica estável, conforme estabelecido pela teoria do octeto.
- Condutividade Elétrica: compostos iônicos são condutores quando dissolvidos em água ou fundidos em outras substâncias, isso ocorre em decorrência da mobilidade de íons(moléculas que tornam-se carregadas eletricamente com a transferência de elétrons).
- Importância Biológica: íons são elementos essenciais em impulsos nervosos, contrações musculares e balanço hídrico.

Na prática

- **Tecnologia e Eletrônica:** utilizados principalmente para constituir baterias utilizadas celulares, computadores e carros, assim como componentes eletrônicos.





Na prática

- **Indústria Química:** utilizada na produção de substâncias como sabões, detergentes e papel.

TEMA 6

6.3.

Ligação Covalente

A ligação covalente é caracterizada pelo compartilhamento de elétrons, ou seja, devido à baixa diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos na ligação, eles não doam ou recebem, mas compartilham um par de elétrons.

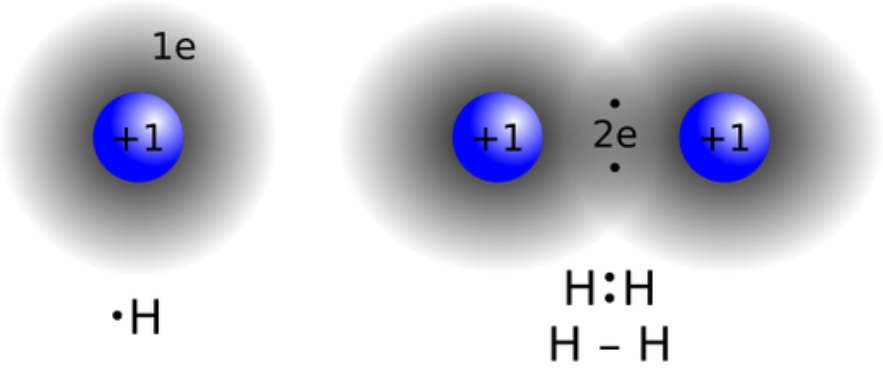


Essa ligação é comum de ser vista na interação entre elementos não-metálicos.

O termo valência é utilizado para apresentar o número de ligações que os átomos de um elemento podem realizar compartilhando pares de elétrons.

Um dos exemplos mais conhecidos de substância molecular, formada por ligações covalentes, é o H_2O (hidreto de oxigênio ou água), em que o átomo de oxigênio compartilha elétrons com 2 átomos hidrogênio, atingindo a estabilidade de 8 elétrons na camada de valência.

Outro exemplo de ligação covalente é a que ocorre entre dois átomos de hidrogênio, que compartilham seus elétrons, formando o gás hidrogênio (H_2).



Além desses, podemos citar como exemplos de substâncias moleculares: **ácido clorídrico (HCl)**, **gás oxigênio (O_2)**, **dióxido de enxofre (SO_2)**, **sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)** e **álcool (C_2H_6O)**.

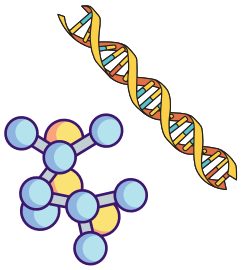
Os compostos moleculares possuem algumas propriedades físicas que podem ser explicadas pela ligação covalente entre os átomos e também pelo tipo de interação entre suas moléculas.

São propriedades observadas nas substâncias moleculares:

- existem nos estados gasoso, líquido e sólido. Quando no estado sólido, geralmente possuem pontos de fusão e ebulição mais baixos se comparados com os das substâncias iônicas ou metálicas;
- algumas são solúveis em água (polar), outros são solúveis em solventes apolares e outros, ainda, são solúveis em ambos;
- normalmente, não são condutoras de eletricidade, nem puros, nem quando dissolvidos em água. A exceção ocorre por conta dos ácidos, que quando em solução, conduzem corrente elétrica.

Na prática

- **Biologia e Saúde:** as ligações covalentes são responsáveis pela estruturação do DNA e das proteínas no corpo humano.



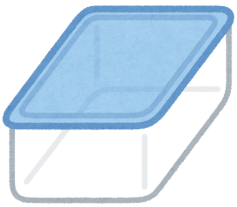


Na prática

- **Compostos orgânicos e Combustíveis:** a gasolina, o gás de cozinha e o etanol são exemplos de combustíveis constituídos por substâncias orgânicas que apresentam ligações covalentes.

Na prática

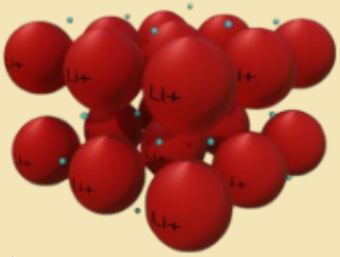
- **Indústria de Polímeros(plásticos):** itens como plásticos e borrachas são formados a partir de cadeias de carbono, sendo elas unidas por meio de ligações iônicas.



TEMA 6

6.4.

Ligação Metálica



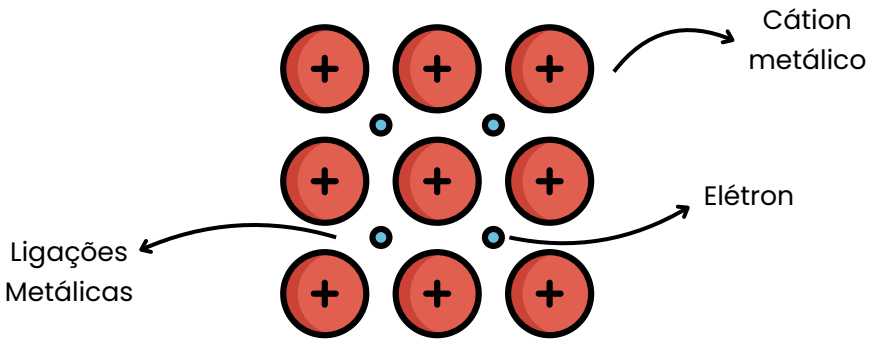
A ligação metálica é caracterizada pela ligação de um átomo a vários átomos vizinhos, ou seja, os elétrons ligantes estão semilivres circulando ao redor dos cátions, por toda a extensão da estrutura tridimensional do metal.

São ligações encontradas entre metais, que no geral são pouco eletronegativos, o que explica a baixa atração do átomo sobre os elétrons da última camada.

Um exemplo de ligação metálica pode ser vista no Na (sódio metálico).

O átomo de Na possui um elétron na camada de valência, que ficará semilivre para se movimentar através de todo o metal.

O conjunto de elétrons de valência de cada átomo forma um **"mar de elétrons"**, em que esses elétrons não estão presos a nenhum átomo, mas pertencem ao metal como todo.



Podemos citar como exemplo de substâncias metálicas: cobre (Cu), ferro (Fe) e alumínio (Al).

São propriedades observadas nas substâncias metálicas:

- São bons condutores de calor e eletricidade;
- Sólidos (a maioria);
- Possuem pontos de fusão (PF) e pontos de ebulição (PE) elevados (a maioria);
- São insolúveis em água (alguns metais mais reativos do grupo 1 e 2 da tabela, reagem com a água) e em solventes orgânicos;
- São maleáveis e dúcteis;
- Possuem brilho.



Na prática

- **Construção e Engenharia:** elas estão presentes na maioria das construções, em estruturas metálicas, compondo pontes, edifícios e em vergalhões.

Na prática

- **Transportes:** constituem basicamente todos os meios de transporte que existem: aeronaves, carros, trens, navios, entre muitos outros.





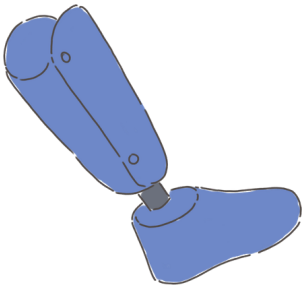
Na prática

- **Eletrônica:** compõem também fios elétricos, componentes de computadores e placas de circuito.

Na prática

- **Cotidiano:** mostram-se presentes em diversas áreas, até mesmo nos lares, panelas de cozinha, utensílios em geral e joias.





Na prática

- **Medicina:** na saúde estão presentes por meio de próteses e parafusos cirúrgicos compostos de titânio.

TEMA 6

6.5.

Guia para o professor

O capítulo 6 explora os fundamentos das Ligações Químicas, descrevendo a forma com que os átomos ligam-se e que o motivo dessas ligações ocorre devido à estabilidade energética das moléculas e exemplificando as aplicações de cada tipo de ligação.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender a busca pela estabilidade, segundo a Teoria do Octeto;
- Diferenciar os três tipos de ligações: iônica, covalente e metálica;
- Analisar a transferência e o compartilhamento de elétrons;
- Compreender a ligação metálica por meio do modelo do mar de elétons;
- Relacionar as ligações com as propriedades das substâncias(condutividade, ponto de fusão, solubilidade).

Roteiro Sugerido de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** apresente a seguinte situação:

> ***"Imagine dois vizinhos: Sódio, que tem um doce sobrando e não aguenta mais carregá-lo, e Cloro, que está doido para completar sua coleção de doces, faltando só mais um. Um dia eles se encontram na rua e Sódio diz: "Toma, fica com o meu!". Cloro fica radiante, completa sua coleção, e os dois ficam tão satisfeitos com a troca que decidem virar amigos inseparáveis, sempre andando juntos. "***

- **Pergunte:**

> ***"Pensando na história anterior, levando em consideração que o doce é um elétron, por qual motivo o Cloro precisa do doce?"***

- **Explique:** O cloro necessita do elétron para tornar-se estável segundo a teoria do octeto, o mesmo ocorre com o Sódio ao "doar" o elétron. E podemos classificar esses compartilhamentos em três tipos:

    - **Ligação Iônica**: um átomo cede elétrons e o outro recebe. Ocorre entre metais e não metais. Forma sólidos cristalinos com alto ponto de fusão.
    - **Ligação Covalente**: os átomos compartilham elétrons. Ocorre entre não metais. Pode ser simples (1 par), dupla (2 pares) ou tripla (3 pares).
    - **Ligação Metálica:** os elétrons da camada de valência ficam livres, formando o mar de elétrons. Explica a condutividade e maleabilidade dos metais.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade: Água x Álcool — quem evapora mais rápido?

- **Objetivo:**
    - Visualizar a formação das ligações iônicas e covalentes na prática.

- **Materiais:**
    - Fichas coloridas, que representam os elétrons;
    - Cartões com o nome e número de elétrons de valência de cada elemento;

- **Passo a Passo:**

1. Cada aluno recebe um cartão com o elemento e a quantidade de fichas de acordo com os elétrons de valência;
2. Os alunos precisam encontrar o outro colega que deixa seu elemento estável;
3. Se for uma ligação iônica um entrega as fichas para o colega e caso seja covalente eles deixam as fichas posicionadas entre eles.
4. Peça para que montem asligações no caderno utilizando estrutura de Lewis.

- **Questionário**

Para reforçar os tópicos no aprendizado dos estudantes, leve em consideração o seguinte questionário:

  - O que é a Regra do Octeto e qual sua relação com a formação de ligações químicas?
  - Qual a diferença entre ligação iônica e covalente em termos de movimento de elétrons?
  - O que são ligações covalentes duplas e triplas? Cite um exemplo de cada.
  - Por que metais conduzem eletricidade? Que tipo de ligação explica esse comportamento?
  - Como o tipo de ligação química influencia as propriedades de ponto de fusão e solubilidade de uma substância?

- **Avaliação**

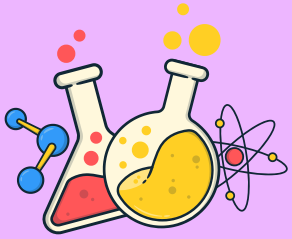
É necessário que os alunos:

- Compreendam que ligações químicas ocorrem para que os átomos atinjam maior estabilidade energética.
- Saibam diferenciar os três tipos de ligação: iônica (transferência), covalente (compartilhamento) e metálica (mar de elétrons).
- Consigam identificar o tipo de ligação de uma substância a partir de sua fórmula ou dos elementos que a compõem.
- Representem a estrutura de Lewis de moléculas simples, identificando os pares ligantes e os elétrons livres.
- Relacionem o tipo de ligação às propriedades observáveis: condutividade elétrica, ponto de fusão/ebulição, solubilidade e maleabilidade.
- Concluam, por exemplo, por que compostos iônicos conduzem eletricidade apenas quando dissolvidos em água ou fundidos, mas não no estado sólido.

CAPÍTULO 7:



Forças entre Moléculas



TEMA 7

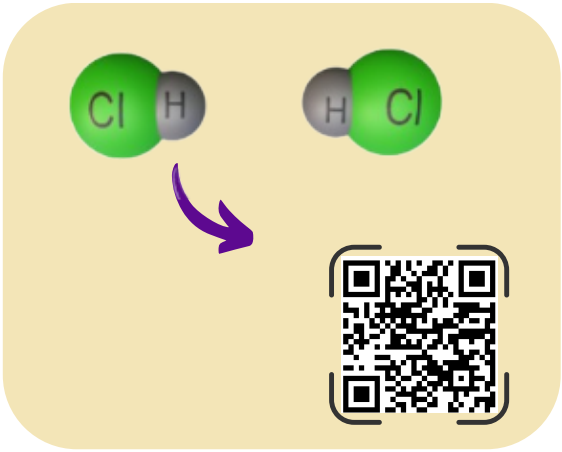
7.1.

Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT307

Dipolo-Dipolo

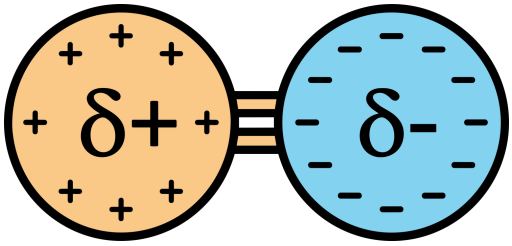
No estudo das forças intermoleculares, descobriu-se que não apenas as ligações químicas mantêm as moléculas unidas, mas também existem interações mais fracas, que influenciam propriedades físicas como ponto de fusão, ebulição e solubilidade.



Uma dessas interações é a interação **dipolo-dipolo**, presente entre moléculas polares.

Moléculas polares possuem uma distribuição desigual de cargas elétricas, originando um dipolo elétrico, com regiões parcialmente positivas (δ^+) e parcialmente negativas (δ^-).

Essa separação de cargas gera uma atração eletrostática entre o dipolo positivo de uma molécula e o dipolo negativo de outra, chamada de interação dipolo-dipolo.



O físico alemão Debye estudou essas interações no início do século XX, mostrando que sua intensidade depende da magnitude do dipolo e da distância entre as moléculas.

Em temperaturas elevadas, a energia térmica pode superar essa atração, enquanto em temperaturas baixas, o efeito do dipolo-dipolo se torna mais evidente, contribuindo para a coesão do líquido ou sólido.

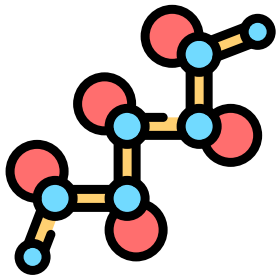
Essas interações explicam fenômenos importantes na química e na bioquímica, como a solubilidade de compostos polares em água, a orientação de moléculas em líquidos polares e a formação de estruturas organizadas em proteínas.

Embora sejam mais fracas que as ligações covalentes ou iônicas, as interações dipolo-dipolo desempenham papel crucial na propriedade física das substâncias.



Na prática

- **Química de Solventes:** a polaridade das moléculas está diretamente relacionada a como substâncias reagem entre si, se são miscíveis ou se repelem.



Na prática

- **Biologia e Estrutura:** sua atuação faz-se presente na interação entre moléculas orgânicas como proteínas.

Na prática

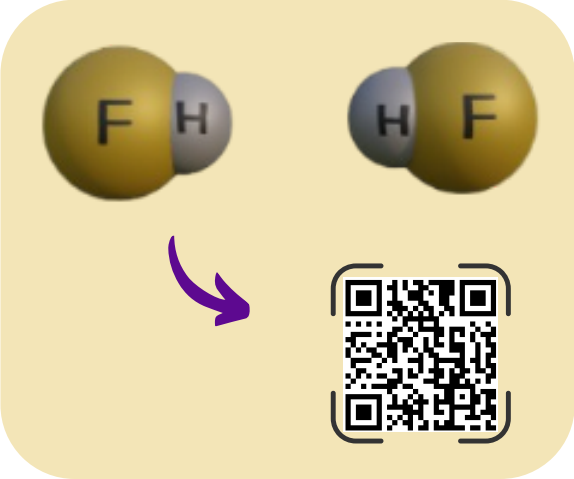
- **Produtos Cotidianos:** As forças intermoleculares justificam diversas interações entre substâncias e, portanto, estão altamente presentes em produtos farmacêuticos.



TEMA 7

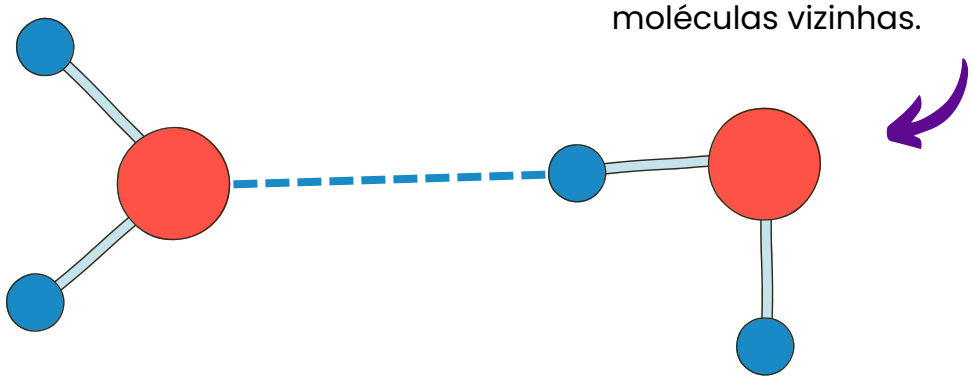
7.2.

Ligação de Hidrogênio



Entre as forças intermoleculares, a ligação de hidrogênio se destaca por sua intensidade relativamente elevada e por sua importância em diversos fenômenos químicos e biológicos.

Diferente das interações dipolo-dipolo comuns, a ligação de hidrogênio ocorre quando um átomo de hidrogênio está covalentemente ligado a um átomo altamente eletronegativo, como oxigênio, nitrogênio ou flúor, e interage com o par de elétrons não ligantes de outro átomo eletronegativo em moléculas vizinhas.



O fenômeno foi estudado pela primeira vez em meados do século XX, quando pesquisadores perceberam que certas substâncias, como água, amônia e fluorina, apresentavam pontos de fusão e ebulição muito mais altos do que o esperado apenas pelas interações dipolo-dipolo.

Isso indicava a presença de uma atração adicional mais forte, que hoje conhecemos como ligação de hidrogênio.

Essa ligação é responsável por propriedades fundamentais da matéria:

- No água, a ligação de hidrogênio explica a alta coesão, tensão superficial e calor específico elevado;
- Em moléculas biológicas, como DNA e proteínas, a ligação de hidrogênio mantém a estrutura da dupla hélice e a configuração terciária das proteínas;
- Ela também influencia a solubilidade de compostos polares, a formação de cristais e a estabilidade de líquidos.

Apesar de mais fraca que uma ligação covalente, a ligação de hidrogênio é consideravelmente mais forte que uma interação dipolo-dipolo comum, combinando caráter eletrostático com efeito de direcionamento espacial, garantindo estabilidade e orientação específica das moléculas.

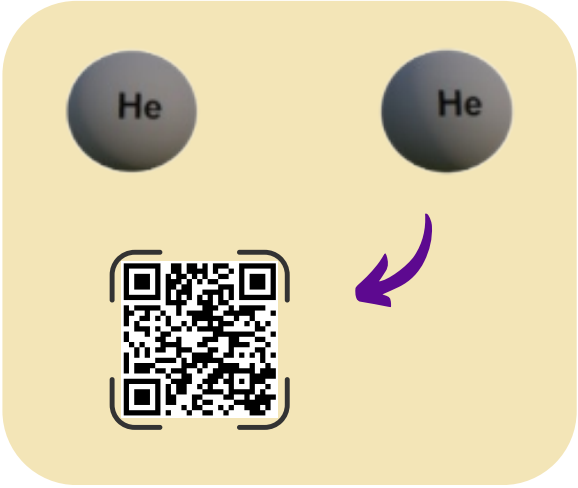
TEMA 7

7.3.

Dipolo Induzido

As propriedades físicas da matéria são determinadas pelas forças intermoleculares, isto é, as forças existentes entre as moléculas.

As ligações de Van der Waals, como são chamadas, são ligações muito mais fracas que as iônicas e covalentes.



Essas forças surgem a partir de dipolos atômicos ou moleculares.

Um dipolo existe sempre que há uma assimetria na distribuição dos elétrons em um átomo ou molécula, ou seja, quando há uma separação espacial das partes positivas e negativas.

Dessa forma, a ligação resulta da atração elétrica entre a extremidade positiva de um dipolo e a região negativa de outro dipolo.

Há 3 tipos de forças atrativas entre moléculas neutras:

- **dipolo induzido:** é a interação mais fraca e ocorre em todas as moléculas, predominando nas apolares;

  Isto ocorre pois, apesar da distribuição eletrônica simétrica em moléculas apolares, há determinados instantes em que os elétrons estão mais concentrados de um lado do núcleo, criando assim um dipolo induzido.

  Um exemplo é o hélio (He): em determinado instante, seus dois elétrons podem se concentrar momentaneamente em uma região do átomo, formando o dipolo induzido. Ao interagir com outro átomo de hélio, esse dipolo induz a formação de um dipolo elétrico no átomo vizinho.

- **dipolo-dipolo:** acontece entre moléculas polares, ou seja, moléculas que possuem dipolos permanentes. Isto ocorre porque há um arranjo assimétrico de regiões carregadas positiva e negativamente.

  Quanto maior for a polaridade das moléculas, mais fortes serão as interações entre elas. Um exemplo é o ácido clorídrico (HCl), nessa ligação temos o H sendo o dipolo positivo da molécula e o Cl o negativo.

  O dipolo positivo de uma molécula de HCl atrai o dipolo negativo da outra, mantendo assim a estrutura unida.

- **ligação de hidrogênio:** tipo especial de dipolo-dipolo, ocorre quando um átomo de hidrogênio está ligado diretamente a F (flúor), O (oxigênio) ou N (nitrogênio).

  Como exemplo podemos citar o ácido fluorídrico (HF), nesta molécula o H é dipolo positivo e o F o negativo.

  O dipolo positivo interage com o dipolo negativo de outra molécula, mantendo assim a estrutura unida.

Os pontos de fusão e ebulição são maiores conforme maior for a intensidade dessas forças intermoleculares.

TEMA 7

7.4.

Guia para o professor

O capítulo 7 aborda as Forças Intermoleculares. A intenção desta seção é levar os alunos a compreenderem por que substâncias com composição química similar podem apresentar propriedades físicas completamente diferentes como ponto de ebulição, solubilidade e estado físico, e que isso se deve, principalmente, ao tipo e à intensidade das forças que atuam entre suas moléculas.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender o conceito de força intermolecular;
- Identificar e diferenciar os três principais tipos de forças intermoleculares: Forças Dipolo Induzido, Forças Dipolo-dipolo e Ligações de Hidrogênio.
- Relacionar a intensidade das forças intermoleculares com as propriedades macroscópicas das substâncias (ponto de ebulição, ponto de fusão, viscosidade, tensão superficial).
- Justificar fenômenos cotidianos, como a alta tensão superficial da água ou o alto ponto de ebulição do etanol, com base nas forças intermoleculares.

Roteiro Sugeridos de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte situação à turma

> ***"Imagine que você está tentando separar dois ímãs que estão grudados. Quanto mais fortes os ímãs, mais difícil é separá-los. Agora pense: as moléculas também se atraem. Quando duas moléculas estão próximas, forças de atração atuam entre elas e as mantêm unidas. Para separar as moléculas de uma substância, como ocorre durante a ebulição, é preciso fornecer energia suficiente para vencer essas froças de atração."***

- **Pergunte:**

"Por que a água, sendo uma molécula tão pequena (H_2O), ferve a 100°C, enquanto o gás carbônico (CO_2), uma molécula maior, é gasoso à temperatura ambiente?"

- **Explique:** Assim como os ímãs, as moléculas possuem forças de atração entre si. Existem três tipos principais, e cada um depende das características das moléculas envolvidas. Introduza os três tipos de forças:
  - Forças de London (Dipolo Induzido): presentes em todas as moléculas, mesmo as apolares. São as mais fracas.
  - Forças Dipolo-dipolo: ocorrem entre moléculas polares que se atraem pela diferença de cargas.
  - Ligações de Hidrogênio: o tipo mais forte. Ocorrem quando o H está ligado a F, O ou N.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade: Água x Álcool — quem evapora mais rápido?

- **Objetivo:**
  - Observar na prática o efeito das forças intermoleculares na volatilidade.

- **Materiais:**
  - Água e álcool isopropílico (ou etanol);
  - Papel toalha ou gaze;
  - Relógio ou cronômetro.

- **Passo a Passo:**

1. Aplique uma pequena quantidade de cada líquido em um pedaço sobre a superfície escolhida(papel ou gaze);
2. Observe qual evapora primeiro.
3. Discuta com a turma: qual substância tem forças intermoleculares mais intensas? Por quê?
4. Relacione com os conceitos de ligação de hidrogênio (água) e dipolo-dipolo (álcool).

- **Questionário**
  - O que são forças intermoleculares e como elas diferem das ligações químicas intramoleculares?

- Quais são os três tipos de forças intermoleculares? Em quais situações cada uma ocorre?
- Por que a água tem ponto de ebulição muito mais alto do que o esperado para uma molécula de seu tamanho?
- Como a polaridade de uma molécula influencia o tipo de força intermolecular que ela estabelece?
- Compare os pontos de ebulição do metano (CH_4) e da amônia (NH_3) e explique a diferença com base nas forças intermoleculares.

- **Avaliação**

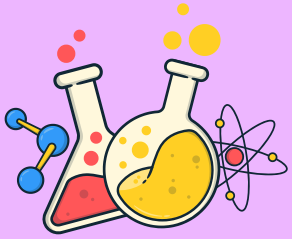
É necessário que os alunos:

- Compreendam que forças intermoleculares são forças de atração entre moléculas distintas, diferentes das ligações internas.
- Saibam identificar o tipo de força com base na estrutura e polaridade da molécula.
- Relacionem corretamente a intensidade das forças com as propriedades físicas das substâncias.
- Percebam o impacto das forças intermoleculares em fenômenos cotidianos, como a tensão superficial da água, a dissolução de substâncias e a evaporação.
- Concluam por que substâncias com ligação de hidrogênio tendem a ter pontos de ebulição mais altos do que substâncias de massa molar semelhante com outras forças.

CAPÍTULO 8:



Formas das Moléculas



Por dentro da BNCC:

Habilidades:
EM13CNT307

TEMA 8

8.1.

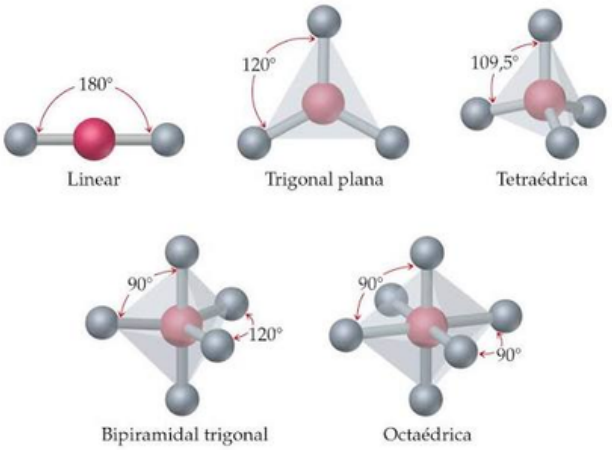
Geometria Molecular

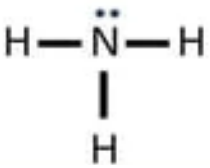
Um importante aspecto das moléculas é sua forma espacial, ou seja, como seus átomos se comportam tridimensionalmente para formar a molécula. As formas das moléculas determinam seus odores, seus sabores e sua ação como fármacos.

Além disso, elas interferem nas propriedades dos materiais, incluindo seus estados físicos e suas solubilidades.

Esse formato espacial é determinado pelos ângulos de ligação (ângulo formado pelas linhas que unem os núcleos) e comprimentos de ligação (distância entre os núcleos) dos átomos envolvidos na formação molecular.

A forma espacial de qualquer molécula do tipo ABn, geralmente pode ser derivada de uma das cinco estruturas geométricas básicas: **linear**, **trigonal plana**, **tetraédrica**, **bipiramidal trigonal** e **octaédrica**.



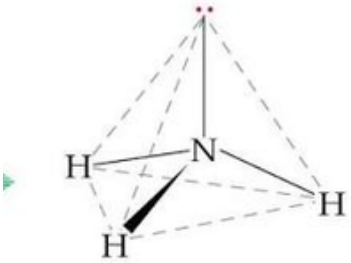


Para prever essas formas espaciais, usamos o modelo da Repulsão do Par de Elétrons no Nível de Valência (RPENV, ou no inglês VSEPR). Nesse modelo, temos regiões de domínio de elétron, uma região no espaço em que é mais provável que os elétrons sejam encontrados.

Tais domínios podem ser: uma ligação simples, uma ligação múltipla ou um par de elétrons não-ligantes. Por serem regiões de concentração dos elétrons (carregados negativamente), esses domínios se repelem ao redor do átomo central.

Dessa forma temos a conformação mais favorável para a molécula, com máxima distância entre as ligações, mínima repulsão entre as ligações e máxima estabilidade.

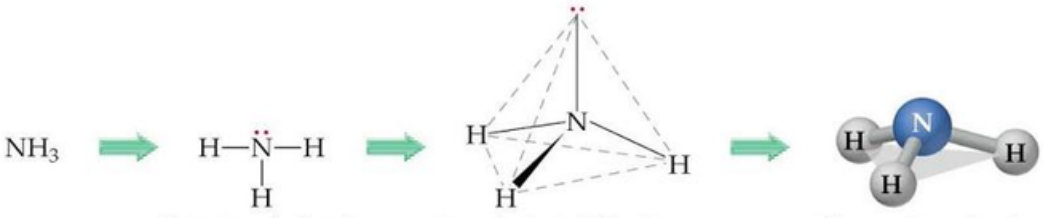
Chamamos de **arranjo** a distribuição dos domínios de elétrons ao redor do átomo central e geometria molecular a distribuição dos átomos no espaço.



Arranjo (tetraédrico)

Portanto, a forma espacial de cada molécula dependerá da quantidade de domínios eletrônicos que o átomo central possui. Pelo modelo RPENV, podemos determinar as formas espaciais moleculares seguindo alguns passos:

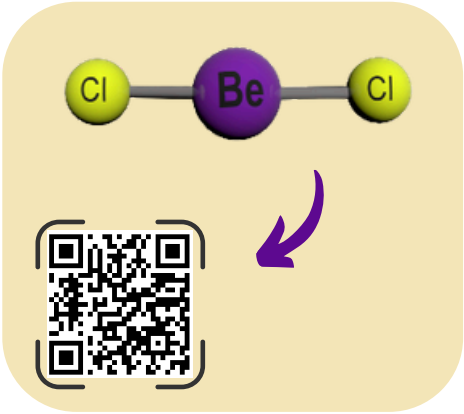
1. Desenhe a estrutura de Lewis da molécula ou íon e conte o número total de domínios de elétrons ao redor do átomo central. Lembre-se de que cada par de elétrons não-ligante, cada ligação simples, dupla e tripla são contados como um domínio de elétron;
2. Determine o arranjo organizando o número total de domínios de elétrons de tal forma que as repulsões entre eles sejam minimizadas;
3. Use a distribuição dos átomos ligados para determinar a geometria molecular.

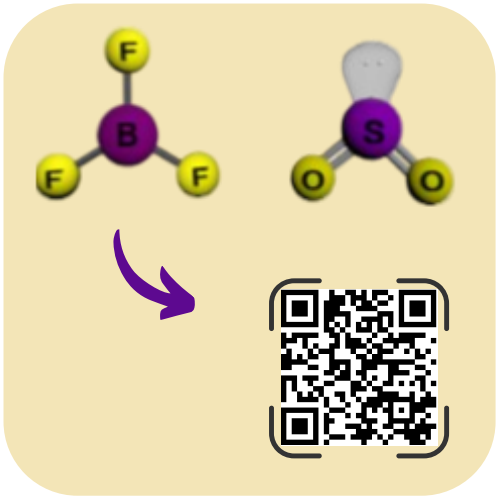


Estrutura de Lewis | Arranjo (tetraédrico) | Geometria molecular (piramidal trigonal)

Para uma molécula com dois domínios eletrônicos, seu arranjo é linear, e sua geometria molecular é **linear**.

- Exemplos de moléculas com geometria linear: CO_2 e $BeCl_2$.

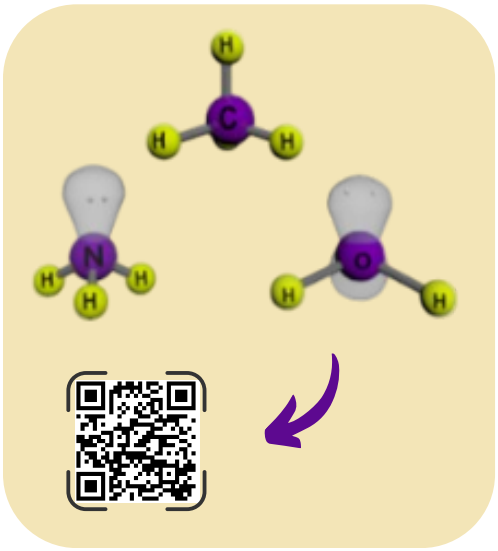




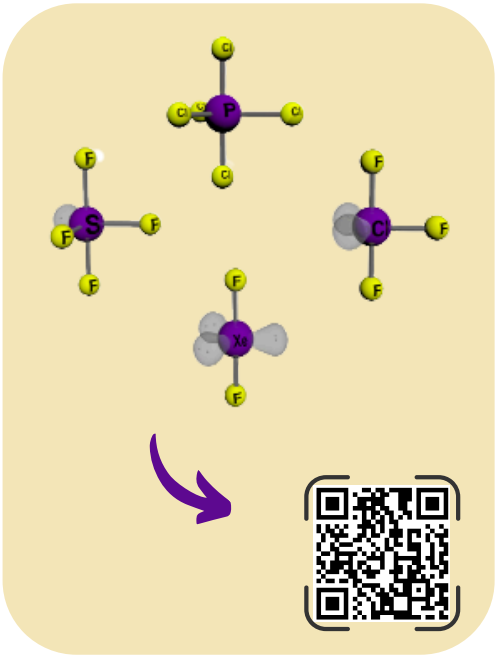
Para uma molécula com três domínios eletrônicos, seu arranjo é trigonal plano, e sua geometria molecular pode ser **trigonal plana** (quando há 3 átomos ligados ao átomo central) ou **angular** (quando há 2 átomos ligados ao átomo central). Exemplos de molécula com geometria trigonal plana: BF_3 e $AlCl_3$.

- Exemplos de molécula com geometria angular: SO_2 e NO_2.

Para uma molécula com quatro domínios eletrônicos, seu arranjo é tetraédrico. A geometria molecular pode ser **tetraédrica**, quando há quatro átomos ligados ao átomo central; **piramidal trigonal**, quando há três átomos ligados ao átomo central; ou **angular** quando há dois átomos ligados ao átomo central.



- Exemplos de molécula com geometria tetraédrica: CH_4 e $SiCl_4$.
- Exemplo de molécula com geometria piramidal trigonal: NH_3.
- Exemplo de molécula com geometria angular: H_2O.



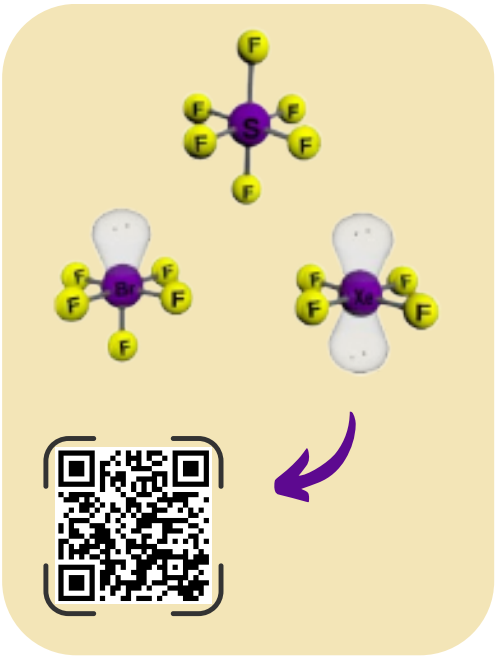
Para uma molécula com cinco domínios eletrônicos, seu arranjo é bipiramidal trigonal, e sua geometria molecular pode ser **bipiramidal trigonal** (quando há cinco átomos ligados ao átomo central), **gangorra** (quando há quatro átomos ligados ao átomo central), **em "T"** (quando há três átomos ligados ao átomo central) ou **linear** (quando há dois átomos ligados ao átomo central).

- Exemplo de molécula com geometria bipiramidal trigonal: PCl_5.
- Exemplo de molécula com geometria gangorra: SF_4.
- Exemplos de molécula com geometria em "T": ClF_3 e ICl_3.
- Exemplo de molécula com geometria linear: XeF_2.

Para uma molécula com seis domínios eletrônicos, seu arranjo é octaédrico, e sua geometria molecular pode ser **octaédrica** (quando há 6 átomos ligados ao átomo central).

  - **Piramidal quadrada** (quando há 5 átomos ligados ao átomo central)
  - **Quadrática plana** (quando há 4 átomos ligados ao átomo central).

- Exemplo de molécula com geometria octaédrica: SF_6.
- Exemplos de molécula com geometria piramidal quadrada: BrF_5 e IF_5.
- Exemplo de molécula com geometria quadrática plana: XeF_4.

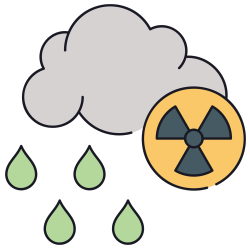


A geometria molecular é crucial para determinar alguns aspectos a respeito de substâncias. Com ela é possível:

- Determinar as propriedades físicas: a forma da molécula é a principal responsável por definir se uma substância será líquida, sólida ou gasosa. Além de influenciar em seu ponto de ebulição e solubilidade.
- Reatividade Química: a forma como os átomos estão dispostos influencia em como eles reagem com outros elementos.
- Interações Biológicas: o formato das moléculas permite que elas se encaixem em recepetores, responsáveis por funções enzimáticas e funcionamento de fármacos.

Na prática

- **Química Ambiental:** previsão de como poluentes interagem com o meio ambiente e se comportam na atmosfera.



TEMA 8

8.2

Guia para o professor

O capítulo 8 aborda a Geometria Molecular, o último assunto deste livro. A intenção desta seção é compreender a importância e o impacto que a forma da matéria tem sobre suas características e usos dela no cotidiano.

Objetivos de aprendizagem

- Compreender a definição de Geometria Molecular e sua origem (Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência - RPECV).
- Identificar a organização espacial das moléculas como uma resposta lógica à repulsão de cargas.
- Diferenciar desenhar a fórmula estrutural de visualizar a geometria em 3D.
- Relacionar a história lúdica da aula com a ideia de organização eficiente de espaço.

Roteiro Sugeridos de Aula(Aproximadamente 50 min)

- **Abertura:** Apresente a seguinte história:

> *"Existia um grupo de amigos em que certas pessoas(elétrons) desse grupo não se gostavam e toda vez que eles saíam juntos e estavam em uma festa(molécula), eles ficavam o mais longe possível uns dos outros. E sempre se organizam dessa forma: se um se aproxima, o outro se afasta e vai para outro canto da sala."*

- **Pergunte:**

> ***"Considerando a situação anterior, caso você precisasse organizar 3 pessoas o mais distante possível uma da outra, como elas estariam organizadas?"***

- **Resposta esperada:** Em forma de triângulo

- **Explique:** A mesma situação ocorre nas moléculas: elas não escolhem formas aleatórias para se organizarem. Existe uma força responsável por criar a repulsão entre os elétrons e causar as geometrias de cada ligação. Nesse momento, são introduzidas as regras da Teoria de Repulsão.

- **Exploração:** Pergunte à turma

"Vocês sabiam que a água e o gás carbônico são formados por átomos que fazem ligações muito parecidas, mas um é líquido que forma gotas e o outro é um gás que se dispersa no ar?"

Explique que esse fenômeno é explicado pela Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência, pois a geometria molecular determiona o chamado momento de dipolo resultante.

Em se tratando do exemplo anterior no CO_2,o carbono central realiza duas ligações duplas e não possui pares de elétrons isolados. Segundo a Teoria, para minimizar a repulsão, essas duas nuvens eletrônicas adotam a maior distância angular possível: 180º. Isso resulta em uma geometria linear.

Já no H_2O o oxigênio central possui quatro nuvens eletrônicas. Quatro nuvens se distribuem em um arranjo tetraédrico. Como os pares isolados exercem uma repulsão maior que os pares ligantes, eles fecham o ângulo entre os hidrogênios para aproximadamente 104,5º, resultando em uma geometria angular.

Sugestão de Atividades em Sala de Aula

Atividade: Montando moléculas

- **Objetivo:**
  - Compreender como a geometria é definida nas moléculas.
- **Materiais:**
  - Transferidor;
  - Balas de goma coloridas;
  - palitos de dente.



- **Passo a Passo:**

1. Separe cada cor para ser um elemento;
2. Forneça moléculas para os estudantes montarem;
3. Juntando as balas com o uso dos palitos, peça para formarem as geometrias.
4. Após formarem as moléculas, peça para compararem com os modelos disponíveis nos QR Code's abaixo:

- **Sugestões:**

1. Geometria Linear: CO_2 ou $BeCl_2$.
   - Espete dois palitos em uma bala central, um de cada lado, formando uma linha reta.
   - Desafio: peça para medirem o ângulo. Pergunte: Por que os palitos estão o mais longe possível um do outro?

2. Geometria Trigonal Plana: BF3.
   - Use uma bala central e três palitos.
   - Os alunos devem tentar colocar as três balas das pontas o mais longe possível uma da outra em cima da mesa.

3. Geometria Tetraédrica: CH4.
   - Peça para montarem uma molécula com 4 ligações, tendo uma bala como o carbono central.
   - Oriente-os de forma que percebam que ao levantarem a bala central, conseguem afastar mais os átomos no espaço 3D, chegando ao ângulo correto.

4. Geometria Bipiramidal Trigonal: PCl_5.
   - Agora farão uma molécula com 5 ligações
   - Para isso é necessário que tenha uma bala central e 5 balas ligadas a ela

- Para aprofundar seus conhecimentos de forma interativa, aponte a câmera do seu celular ou tablet para os **QR Codes** acima.
- Em seguida, siga as instruções na tela para visualizar e explorar cada uma das Geometrias em **Realidade Aumentada**.

- **Questionário**
  - Para reforçar alguns tópicos no aprendizado dos estudantes, leve em consideração o seguinte questionário:
    - *O que é a Teoria de Repulsão de elétrons(RPECV)?*
    - *O que são e qual a influência dos elétrons livres na formação da geometria?*
    - *Qual a geometria da molécula de dióxido de carbono(CO_2)?*
    - *A molécula de água (H_2O) apresenta geometria angular. Qual é a razão para que ela não seja linear?*

- **Avaliação**

É necessário que os alunos:

- Compreendam o papel da geometria na manipulação da molécula;
- Saibam o que a teoria RPECV propõe;
- Compreender que pares de elétrons livres repelem com mais força do que os elétrons que estão presos dentro de uma ligação;
- Entender que o arranjo dos elétrons na amônia (NH_3) é tetraédrico, mas a geometria da molécula é piramidal.
- Percebam o impacto da geometria nas propriedades da matéria:
  - Polaridade Molecular: cruzar a geometria com a eletronegatividade para prever se os vetores de momento dipolar se anulam ou se somam.
  - Forças Intermoleculares: compreender como o formato da molécula permite que ela se aproxime mais ou menos de outras, definindo se a substância fará ligações de hidrogênio, dipolo-dipolo ou forças dipolo induzido.
  - Propriedades Macroscópicas: concluir, por exemplo, por que a água é líquida à temperatura ambiente e o CO_2 é um gás, baseando-se estritamente na geometria de suas estruturas.

Referências

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2011.

- BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. **Química: a ciência central**. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

- FERREIRA, M. **Modelos de ligações químicas: explicação das propriedades físicas das substâncias**. Universidade Federal do Rio Grande do Sul, Instituto de Química - Área de Educação Química, Porto Alegre, 1998.

Sobre os autores:

Luiz Fernando Belchior Ribeiro



Possui graduação em Engenharia de Materiais pela Universidade Federal de São Carlos (2010) e doutorado pelo Programa de Pós-Graduação em Ciência e Engenharia de Materiais da Universidade Federal de Santa Catarina (PGMat - UFSC) (2017). Atualmente é professor adjunto a da UFSC - campus Araranguá - alocado na Coordenadoria Especial de Física, Química e Matemática (FQM). Tem experiência na área de Engenharia de Materiais, com ênfase em materiais poliméricos e cerâmicos, atuando principalmente nos seguintes temas: síntese e processamento de polímeros, cerâmicas derivadas de polímeros precursores e técnicas de caracterização de materiais.

Tiago da Rosa Augustinho



Tiago Augustinho é doutorando em Energia e Sustentabilidade pela UFSC, mestre em Engenharia Química pela mesma instituição, graduado em Química (Licenciatura, Bacharelado e Química Tecnológica) e especialista em Educação Inovadora. Possui sólida experiência docente no ensino médio técnico e superior, tendo ministrado disciplinas de Química Geral, Ciências da Natureza, Processos Industriais e Laboratórios de Química para cursos de Engenharia e ensino médio integrado, sempre pautando sua atuação em metodologias inovadoras de ensino.

Sobre os autores:

Yasmin Cani Viviani



Graduanda em Engenharia de Computação na Universidade Federal de Santa Catarina (UFSC). Bolsista de Iniciação Científica do CNPq no projeto Meninas Digitais: Integrando Universidades, Institutos e Escolas. É membro do Laboratório de Tecnologias Computacionais (LabTeC-UFSC).

Eliane Pozzebon

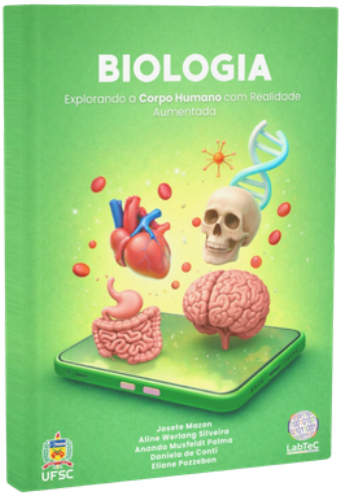


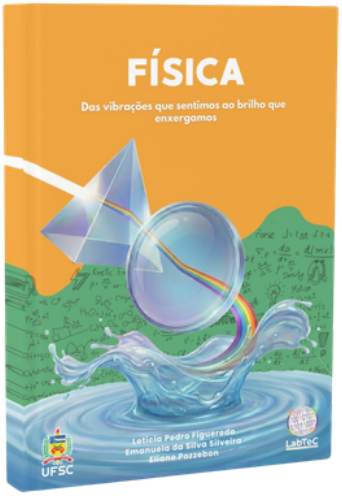
Professora Titular do Departamento de Computação da Universidade Federal de Santa Catarina (UFSC) e atua na área de Inteligência Artificial. Coordena o Laboratório de Tecnologias Computacionais (LabTeC-UFSC) e lidera o Grupo de Pesquisa em Tecnologias Computacionais certificado pelo CNPq. Possui pós-doutorado em Inteligência Artificial pela Universidade Federal do Rio Grande do Sul (UFRGS), doutorado em Engenharia Elétrica e mestrado em Ciência da Computação pela UFSC. Suas pesquisas envolvem inteligência artificial aplicada à educação e à saúde, tecnologias imersivas, reconhecimento facial e iniciativas voltadas à inclusão de mulheres na computação.

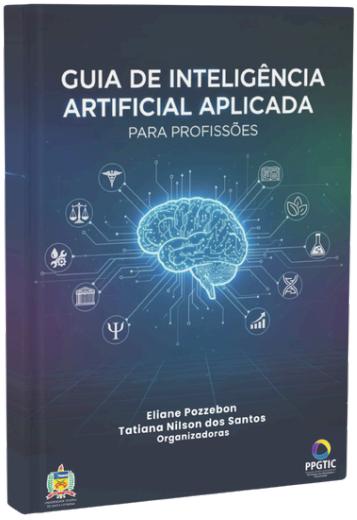
Gostou desta leitura? Confira também:

Visite https://labtec.ufsc.br/ebooks para conhecer a coleção completa e conferir outros lançamentos.



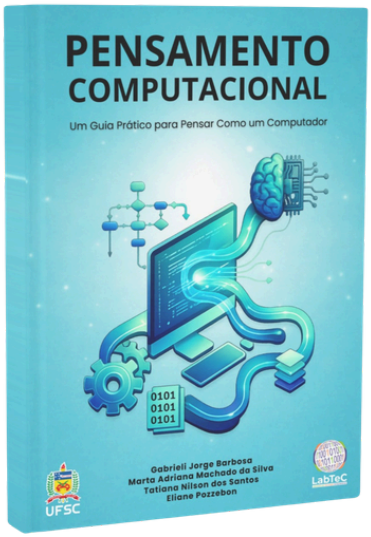


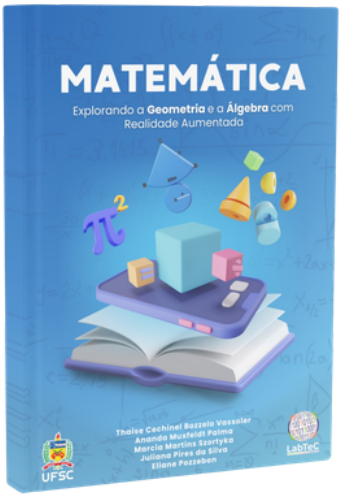


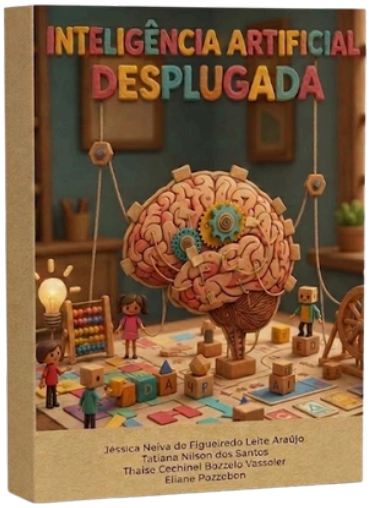


Gostou desta leitura? Confira também:









Gostou desta leitura? Confira também:



