



Programa de
Capacitação
e Integração
de Lideranças
Sociais

QUÍMICA

CIÊNCIAS DA NATUREZA

Realização:



Patrocínio:

Integração
Metropolitana



APRESENTAÇÃO

As apostilas para pré-vestibulares populares, sociais e comunitários do **PECEP** (Projeto de Ensino Cultural e Educação Popular) foram produzidas no âmbito do **Programa de Capacitação e Integração de Lideranças Sociais**, projeto contemplado pelo edital Integra Rio, uma realização da Secretaria Especial de Integração Metropolitana (SEIM) e da Prefeitura da Cidade do Rio de Janeiro.

Essas apostilas representam uma conquista coletiva dos cursinhos e educadores populares de todo o país, afinal, representam uma ferramenta concreta para a democratização do acesso ao material didático. Elas foram pensadas com carinho e compromisso para dialogar com a realidade das centenas de iniciativas populares espalhadas pelo Brasil e, também com aqueles que pensam em iniciar a luta de fundar o seu próprio pré-vestibular.

Sabemos que cada cursinho tem suas particularidades e dinâmicas próprias. Alguns, inclusive, elaboram seu próprio material didático. As apostilas do PECEP não têm como objetivo substituir esses esforços, muito menos propor uma padronização da prática pedagógica popular. Ao contrário, elas foram pensadas para que cursinhos, coletivos, educadores e líderes comunitários possam mitigar certas falhas aos quais podem estar suscetíveis.

Por exemplo, um professor de português que deseje iniciar um pré-vestibular, mas ainda não professores de outras áreas, pode usar essas apostilas como ponto de partida para que os estudantes não fiquem sem material de estudo. Da mesma forma, um educador que esteja começando a lecionar biologia, também pode usar as apostilas como material de apoio.

Importante ressaltar que tais apostilas foram elaboradas por voluntários de um pré-vestibular que funciona, de forma ininterrupta, há 25 anos na cidade do Rio de Janeiro. Ou seja, trazem em suas páginas o olhar atento e sensibilidade de quem está na linha de frente da luta por transformação através da educação.

Essas apostilas não tem a pretensão de serem uma solução definitiva. Elas são um passo importante em um caminho longo, penoso, porém, infinitamente recompensante.

Por fim, importante ressaltar que esta é a versão 2025 das nossas apostilas. A proposta é que esse material siga sendo desenvolvido e aprimorado de forma contínua, afinal, o aprendizado sobre o ensino popular não tem fim.

Se você tiver sugestões, críticas, dúvidas ou ideias, entre em contato com a gente pelo e-mail:

contato@pecep.org e acompanhe as nossas redes sociais: **@pecep.org**

Com muito carinho,

A Direção do PECEP

PREFÁCIO

A Química é uma das ciências centrais e essenciais para compreendermos a matéria e suas transformações, sendo indispensável para explicar desde os fenômenos mais simples do cotidiano até processos complexos que ocorrem no nosso corpo ou no meio ambiente. Ela nos permite entender reações, composições e propriedades de substâncias, ajudando a explicar por que certos materiais têm determinadas características, como ocorre a digestão dos alimentos ou como funcionam os medicamentos. O estudo da Química desenvolve o raciocínio lógico, a capacidade de observação e a análise crítica, competências fundamentais para a formação pessoal e intelectual.

Além disso, a Química é uma disciplina que dialoga diretamente com outras áreas do conhecimento, como a Biologia, a Física, a Geografia e até mesmo a Matemática. Em aplicações industriais, é essencial para o desenvolvimento de combustíveis, cosméticos, alimentos, produtos de limpeza, plásticos, fertilizantes e muitos outros. No ambiente doméstico e profissional, a Química está presente na higiene, na conservação de alimentos, na limpeza e na saúde, sendo uma ferramenta constante na nossa vida, mesmo que nem sempre tenhamos ciência disso.

Nos vestibulares e no Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM), a Química é parte fundamental da prova de Ciências da Natureza, exigindo dos candidatos não apenas memorização, mas também a compreensão de conceitos e sua aplicação prática. Ter um bom desempenho nessa disciplina pode ser decisivo para a conquista de uma vaga no ensino superior, especialmente em cursos das áreas de saúde, engenharias e ciências exatas. Mais do que isso, compreender Química é essencial para formar cidadãos conscientes, preparados para lidar com os desafios científicos e tecnológicos do futuro.

AUTOR: LUCAS VITOR SCALIONI

É Bacharel em Química pela Universidade Estadual de Campinas - UNICAMP, Bacharel em Cinema e Audiovisual pela Universidade Federal Fluminense – UFF e Mestre em Engenharia Química e Biossensores pela UFF.

Preservador Audiovisual desde 2015 e atual supervisor da equipe de preservação audiovisual do setor de acervo e difusão do Centro Técnico do Audiovisual – CTAv. Professor de química, coordenador de ciências da natureza e membro do conselho consultivo do Projeto de Educação Comunitária PECEP, ONG que atua há mais de 20 anos em comunidades da cidade do Rio de Janeiro. Atuou como professor em diversos pré-vestibulares comunitários como o pré-vestibular comunitário da UNICAMP em Campinas SP e na Rede Só Cria de Educação Popular no polo da Rocinha no Rio de Janeiro.

Fundador da produtora Rã Vermelha que fomenta desde 2018 a criação de conteúdos para internet, a realização de curtas metragens como “Toda Festa” e “Na cor do Vento” de Eduardo Brandão, “Noitada” e o documentário “Relembra” de Fabrício Basílio e “Tunalux el conto Minero” de Lucas Scalioni. Festivais como o Primeiro Festival de Cinema Brasileiro Fantástico, cursos e cineclubismos em equipamentos culturais e escolas públicas do Rio de Janeiro, com o Projeto Cineclubes Rã Vermelha, que ocorre desde 2014 em Niterói e Rio de Janeiro.

SUMÁRIO

O QUE É QUÍMICA? 6

1. CONCEITOS FUNDAMENTAIS 7
2. ESTRUTURA ATÔMICA 20
3. TABELA PERIÓDICA 32
4. LIGAÇÕES QUÍMICAS 42
5. LIGAÇÕES INTERMOLECULARES 49
6. NÚMERO DE OXIDAÇÃO E FUNÇÕES DA QUÍMICA INORGÂNICA 53
7. RELAÇÕES NUMÉRICAS 60
8. ESTEQUIOMETRIA 62
9. RADIOATIVIDADE 66
10. TEORIAS MODERNAS DE ÁCIDO E BASE 70
11. HIDROCARBONETOS 75
12. FUNÇÕES OXIGENADAS E NITROGENADAS 82
13. ISOMERIA 87
14. REAÇÕES ORGÂNICAS 92
15. PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS 97
16. SOLUÇÕES 99
17. TERMOQUÍMICA 105
18. CINÉTICA QUÍMICA 113
19. EQUILÍBRIO QUÍMICO 117
20. EQUILÍBRIO IÔNICO – PH E POH 121
21. PILHA 124
22. ELETROLÍSE 128

O QUE É QUÍMICA?

O QUE É QUÍMICA?

DICIONÁRIO

Definições de Oxford Languages

substantivo feminino

1. química

estudo científico da constituição da matéria, suas propriedades, transformações e as leis que as regem.

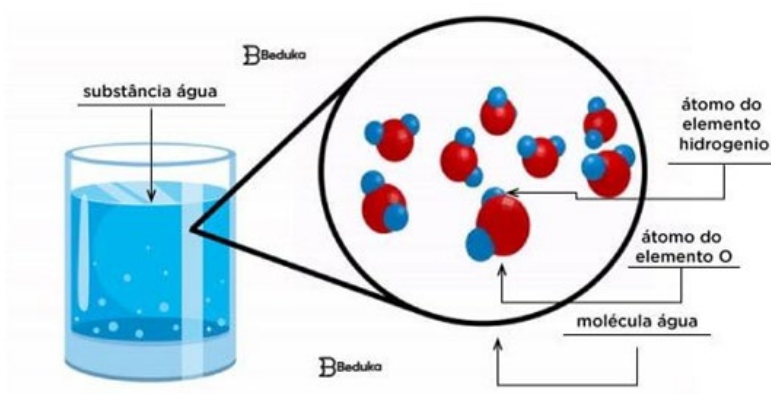
2. figurado

interação entre duas personalidades.

"a q. entre os músicos de uma orquestra"

A Química é um ramo das Ciências da Natureza que estuda a matéria, suas propriedades, constituição, transformações e a energia envolvida nesses processos.

A Matéria é o principal objeto de estudo da Química e pode ser definida como tudo aquilo que ocupa lugar no espaço e tem massa, ou seja, todo o mundo material ao nosso redor e, inclusive, nós mesmos. Vale lembrar que matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa um lugar no espaço. Um material é composto por átomos, que se agrupam e formam as diferentes substâncias químicas existentes.



1) CONCEITOS FUNDAMENTAIS

1.1 ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

A matéria pode se apresentar em três estados físicos principais: **sólido, líquido e gasoso**. Cada um desses estados tem características específicas, que dependem da organização e da energia das partículas que compõem a matéria.



CARACTERÍSTICAS DOS ESTADOS FÍSICOS:

Sólido:

- As partículas estão muito próximas umas das outras, formando uma estrutura rígida e organizada.
- Possuem forma e volume definidos.
- As partículas vibram em torno de posições fixas, mas não se movem livremente.
- **Exemplo:** Um cubo de gelo mantém sua forma e volume, independentemente do recipiente em que está.

Líquido:

- As partículas estão mais afastadas que no estado sólido, mas ainda próximas o suficiente para manterem coesão.
- Possuem volume definido, mas a forma é variável, adaptando-se ao recipiente.

- As partículas deslizam umas sobre as outras, permitindo o fluxo.
- **Exemplo:** A água em um copo assume a forma do copo, mas mantém o mesmo volume.

Gasoso:

- As partículas estão muito afastadas umas das outras, movendo-se rapidamente e em todas as direções.
- Não possuem forma nem volume definidos, expandindo-se para ocupar todo o espaço disponível.
- **Exemplo:** O vapor de água se espalha pelo ar, ocupando todo o ambiente.

1.2 MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

As mudanças de estado físico ocorrem quando a matéria ganha ou perde energia, geralmente na forma de calor. Essas mudanças são processos físicos reversíveis.

Tipos de Mudanças de Estado:

1. **Fusão:**
 - Passagem do estado sólido para o líquido.
 - Ocorre quando o sólido recebe calor, aumentando a energia das partículas até que elas se soltem da estrutura rígida.
 - Exemplo: Derretimento do gelo em água líquida.
2. **Solidificação:**
 - Passagem do estado líquido para o sólido.
 - Ocorre quando o líquido perde calor, diminuindo a energia das partículas até que elas se organizem em uma estrutura rígida.
 - Exemplo: Água líquida congelando e formando gelo.
3. **Vaporização:**
 - Passagem do estado líquido para o gasoso.
 - Pode ocorrer de duas formas:
 - Evaporação: Lenta e ocorre à temperatura ambiente (exemplo: roupa secando no varal).
 - Ebulição: Rápida e ocorre a uma temperatura específica (exemplo: água fervendo).

- Exemplo: Água líquida transformando-se em vapor.

4. **Condensação:**

- Passagem do estado gasoso para o líquido.
- Ocorre quando o gás perde calor, diminuindo a energia das partículas até que elas se aproximem e formem um líquido.
- Exemplo: Vapor de água condensando em gotículas no espelho do banheiro.

5. **Sublimação:**

- Passagem direta do estado sólido para o gasoso, sem passar pelo estado líquido e vice e versa, também chamada de ressublimação.
- Exemplo: Gelo seco (CO_2 sólido) transformando-se diretamente em gás. Formação de geada a partir do vapor de água no ar.

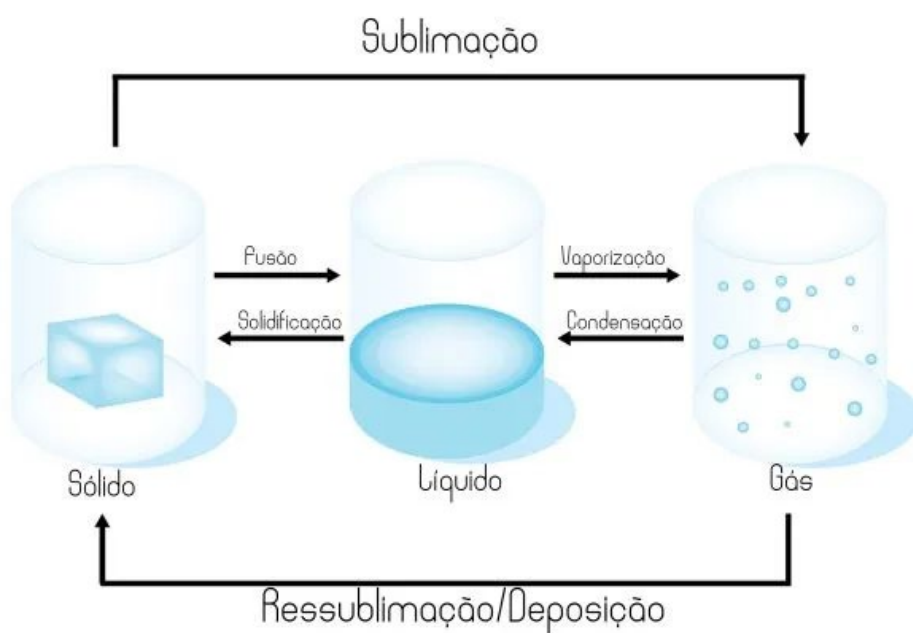


Tabela Resumo:

Mudança de Estado	Processo	Exemplo
Fusão	Sólido → Líquido	Gelo derretendo
Solidificação	Líquido → Sólido	Água congelando
Vaporização	Líquido → Gasoso	Água fervendo
Condensação	Gasoso → Líquido	Vapor virando água
Sublimação	Sólido → Gasoso	Gelo seco virando gás
Ressublimação	Gasoso → Sólido	Formação de geada

1.3 TRANSFORMAÇÕES (FENÔMENOS) FÍSICOS E QUÍMICOS

As transformações da matéria podem ser classificadas em **físicas** ou **químicas**, dependendo se há ou não alteração na natureza da substância.

TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS:

- São mudanças que **não alteram a natureza da substância**.
- Apenas a forma, o estado físico ou a aparência são modificados.
- **Exemplos:**
 - Derretimento do gelo (a água continua sendo H_2O).
 - Dissolução do açúcar em água (o açúcar continua sendo sacarose).

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS:

- São mudanças que **alteram a natureza da substância**, formando novas substâncias.
- Envolvem a quebra e formação de ligações químicas.
 - Liberação de gases;
 - Mudança de coloração;
 - Mudança de textura;
 - Mudança de viscosidade;
 - Formação de sólidos;
- **Exemplos:**
 - Queima de uma vela (a parafina reage com o oxigênio, formando CO_2 e H_2O).
 - Ferrugem do ferro (o ferro reage com o oxigênio, formando óxido de ferro).

DIFERENÇA CHAVE:

- Nas transformações físicas, a substância original pode ser recuperada (exemplo: evaporar a água para recuperar o açúcar dissolvido).
- Nas transformações químicas, a substância original não pode ser recuperada facilmente (exemplo: não podemos recuperar a parafina após a queima da vela).

1.4 DIAGRAMA DE MUDANÇA DE FASES

Em uma pressão padronizada, a temperatura em que cada uma dessas transformações ocorre é uma característica de cada substância e assim é possível a identificação de determinadas substâncias

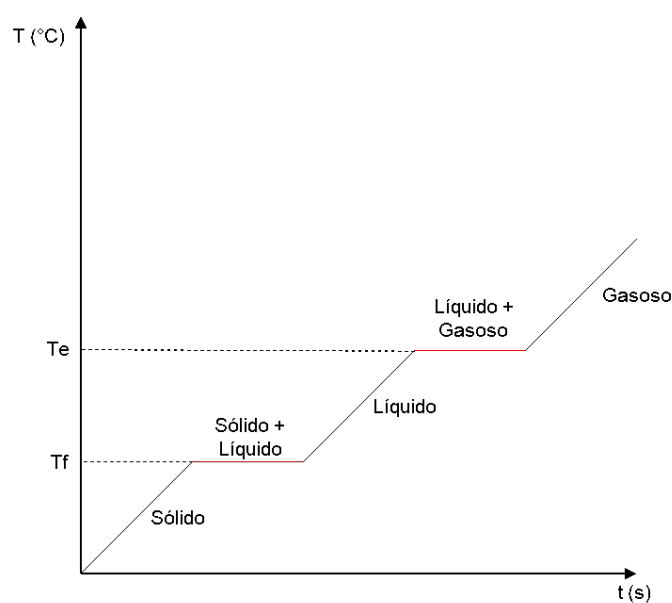
• **Ponto de Fusão**

Temperatura em que uma substância sólida se torna líquida. A água tem ponto de fusão (a 1 atm de pressão) em 0°C .

• **Ponto de Ebulição**

Temperatura em que uma substância líquida ferve - entra em ebulição. A água tem ponto de ebulição (a 1 atm de pressão) em 100°C .

Note que estes pontos são como passagens de um estado para o outro e essas determinadas temperaturas se estabilizam enquanto não há a mudança completa do estado físico da matéria. Assim, quando uma substância vai passar por uma mudança no sentido contrário, ela passa pelos mesmos pontos - de fusão e de ebulição - só que no sentido de abaixar a temperatura.



O **diagrama de fases** é um gráfico que representa as transformações entre os estados da matéria. Ele nos permite visualizar como a temperatura e a pressão estão relacionadas (diretamente) com as mudanças dos estados físicos. Vejamos um exemplo de diagramas de fases e como interpretá-lo:



- Curva de **fusão**: separa as áreas que correspondem aos estados sólido e líquido.
- Curva de **vaporização**: separa as áreas que correspondem às fases líquida e vapor.
- Curva de **sublimação**: separa as áreas que correspondem às fases sólida e vapor.
- **Ponto triplo**: ponto de interseção das três curvas (fusão, vaporização e sublimação). Este ponto indica os valores de temperatura e pressão que a substância pode simultaneamente estar nos três estados.
- **Ponto crítico**: indica a maior temperatura que a substância é vapor. A partir desse ponto não é mais possível diferenciar os estados líquido e vapor. Para temperaturas acima do ponto crítico a substância passa a ser um gás.

1.5 PROPRIEDADES COLIGATIVAS

As propriedades coligativas são características das soluções que dependem apenas do número de partículas do soluto dissolvidas e não da natureza dessas partículas.

PONTOS IMPORTANTES:

- **Soluto**: é a substância que se encontra dispersa no solvente. Corresponde a substância que será dissolvida e, geralmente, apresenta-se em menor quantidade na solução.
- **Solvente**: é a substância na qual o soluto será dissolvido para formação de um novo produto. Apresenta-se em maior quantidade na solução.

Essas propriedades são:

1. **Ebulioscopia (Elevação do Ponto de Ebulição):**

- A adição de um soluto aumenta o ponto de ebulição do solvente.
- **Exemplo:** Adicionar sal à água faz com que ela ferva a uma temperatura mais alta.

2. **Crioscopia (Abaixamento do Ponto de Congelamento):**

- A adição de um soluto diminui o ponto de congelamento do solvente.
- **Exemplo:** O sal é usado para derreter o gelo nas estradas.

3. **Osmose:**

- Passagem do solvente através de uma membrana semipermeável, de uma região menos concentrada para uma mais concentrada.
- **Exemplo:** Absorção de água pelas raízes das plantas.

4. **Tonoscopia (Abaixamento da Pressão de Vapor):**

- A presença de um soluto não volátil reduz a pressão de vapor do solvente.
- **Exemplo:** A água do mar evapora mais lentamente que a água pura.

FÓRMULAS IMPORTANTES:

• $\Delta T = K \cdot m \cdot i$

- ΔT : Variação da temperatura (ebulioscopia ou crioscopia).
- K: Constante do solvente.
- m: Molalidade (mol/kg).
- i: Fator de Van't Hoff (número de partículas em solução).

1.6 ALOTROPIA

Alotropia é o fenômeno em que um mesmo elemento químico forma **substâncias simples diferentes**, devido à organização dos átomos, mas que possuem propriedades físico-químicas diferentes em razão do arranjo estrutural dos átomos.

Exemplos Clássicos:

1. **Carbono:**

- **Grafite:** Estrutura em camadas, condutor de eletricidade.
- **Diamante:** Estrutura rígida e tetraédrica, não condutor.
- **Fulereo:** Moléculas esféricas (exemplo: C_{60}).

2. **Oxigênio:**

- **O₂:** Gás essencial para a respiração.
- **O₃ (Ozônio):** Gás que protege a Terra dos raios UV.

Importância:

- A alotropia mostra como a organização dos átomos pode alterar drasticamente as propriedades de um material.

1.7 SUBSTÂNCIAS E MISTURAS

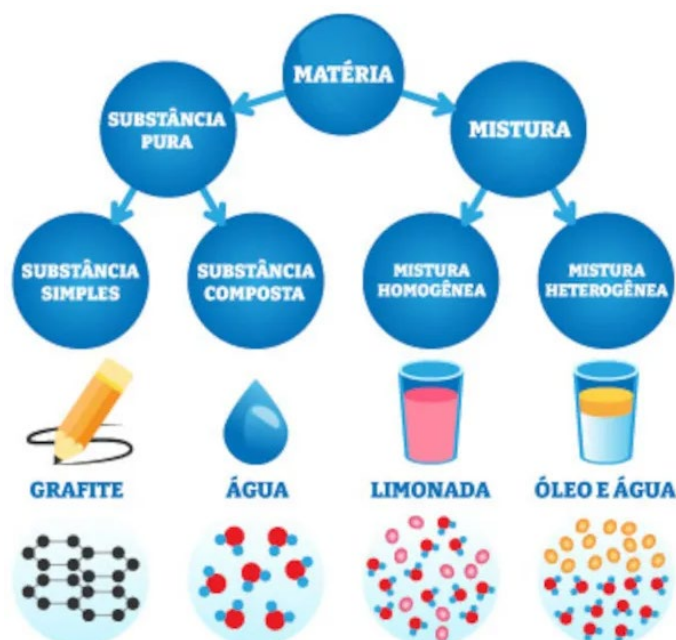
Substância pura e mistura são duas formas de se classificar a matéria. As substâncias puras são formadas por um único tipo de elemento químico (ou moléculas), tendo propriedades físicas e químicas definidas e constantes. As misturas, por sua vez, são formadas por duas ou mais substâncias puras

SUBSTÂNCIAS PURAS:

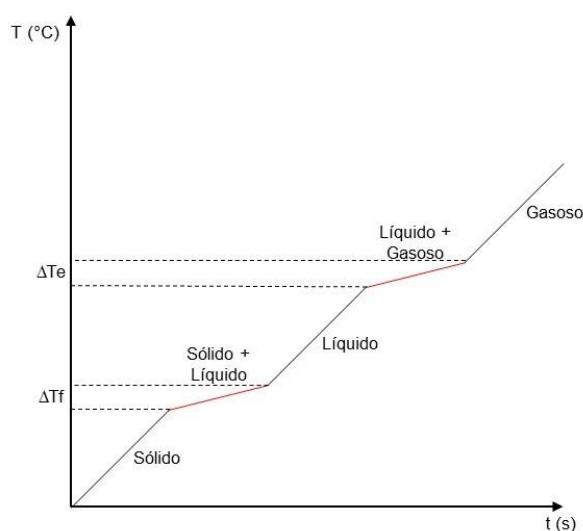
- São materiais com composição fixa e propriedades definidas.
- Podem ser:
 - **Substâncias Simples:** Formadas por um único elemento (exemplo: O₂, H₂).
 - **Substâncias Compostas:** Formadas por dois ou mais elementos (exemplo: H₂O, CO₂, HCl, SF₆, Fe₂O₃).

MISTURAS:

- São combinações de duas ou mais substâncias, sem proporção fixa.
- Podem ser:
 - **Homogêneas:** Apresentam uma única fase (exemplo: água e sal dissolvido).
 - **Heterogêneas:** Apresentam mais de uma fase (exemplo: água e óleo, sangue, leite).

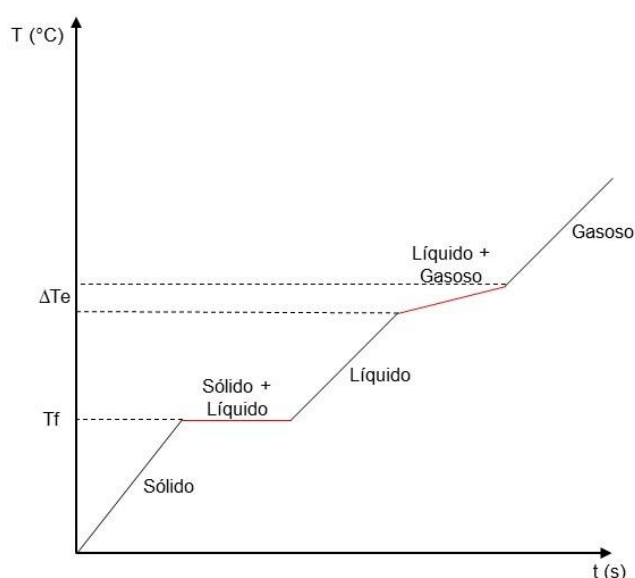


Nas misturas comuns, ocorre uma variação de temperatura durante a mudança dos estados físicos destas substâncias. Desta maneira, ao invés de termos temperaturas de fusão e ebulição, teremos intervalos de temperatura de fusão e ebulição, como apresentado na figura a seguir:



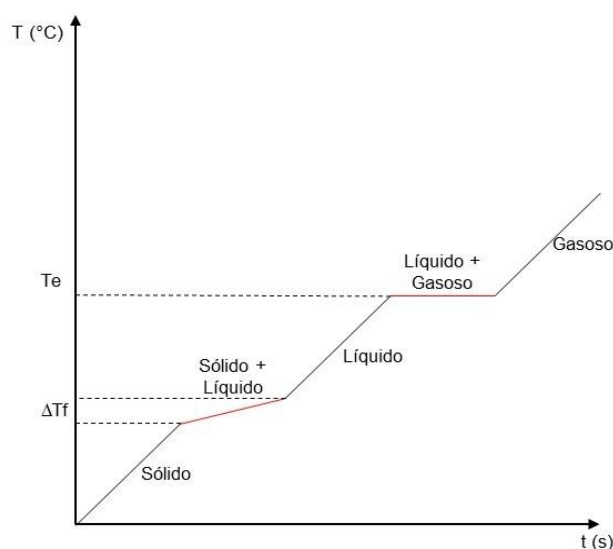
MISTURAS EUTÉTICAS

Já as misturas eutéticas, assim como as azeotrópicas, podem ser classificadas como casos especiais das misturas comuns. No caso das misturas eutéticas, as temperaturas de fusão e solidificação permanecem constantes, enquanto os processos de ebulição e condensação irão assumir uma faixa de temperaturas. Com isso, as mudanças de fases de uma mistura eutética estão apresentadas a seguir:



MISTURAS AZEOTRÓPICAS

Por fim, temos as misturas azeotrópicas. Como você deve imaginar. Nas misturas azeotrópicas as temperaturas de ebulição e condensação permanecerão constantes, enquanto os processos de fusão e solidificação irão assumir uma faixa de valores. Deste modo, o gráfico de mudança de fases de uma mistura azeotrópica assumirá a seguinte forma:



1.8 MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

São técnicas usadas para separar os componentes de uma mistura, baseadas nas propriedades físicas das substâncias.

MÉTODOS COMUNS:

1. **Filtração:** Separa sólidos de líquidos (exemplo: coar café).
2. **Decantação:** Separa líquidos imiscíveis ou sólidos de líquidos por gravidade (exemplo: água e óleo).
3. **Destilação:** Separa líquidos com pontos de ebulição diferentes (exemplo: água e álcool).
4. **Centrifugação:** Separa componentes por densidade, usando força centrífuga (exemplo: separação do sangue em plasma e células).

5. **Cromatografia:** Separa substâncias com base na afinidade por um solvente (exemplo: separação de pigmentos em uma folha).
6. **Peneiração:** Separa-se substâncias sólidas através de peneiras.
7. **Separação magnética:** Separa-se substâncias quando uma delas é metálica, como limalha de ferro.
8. **Ventilação:** Separa-se sólidos com pesos diferentes através de um jato de ar.
9. **Dissolução fracionada:** Separa-se dois sólidos quando um deles se dissolve em um líquido.
10. **Fusão fracionada:** Separa-se substâncias sólidas que se liquefazem em temperaturas diferentes.
11. **Evaporação:** Separa-se o líquido do sólido aquecendo a mistura.

2) ESTRUTURA ATÔMICA

2.1 Modelos Atômicos

A evolução dos modelos atômicos foi essencial para entender a estrutura da matéria.

Um modelo é constituído de conhecimentos, experiências e instrumentos disponíveis na época em que é postulado. O modelo é válido e aceito enquanto explicar satisfatoriamente os fenômenos observados até aquele momento. Quando novos fatos são descobertos e não são explicados pelo modelo, ele é alterado ou substituído por outro. O modelo não é uma realidade, mas uma possibilidade imaginada pela mente humana, sempre passível de evolução.

O conceito de que a matéria é composta por pequenas porções de matéria surgiu com Demócrito (460 - 370 a.C.), filósofo grego. Demócrito desenvolveu uma teoria de que o universo é formado por espaço vazio e por um número (quase) infinito de partículas invisíveis, que se diferenciam umas das outras em sua forma, posição e disposição. Em sua teoria postula que toda matéria é feita das partículas indivisíveis chamadas átomos.

Vamos estudar os principais modelos:

MODELO DE DALTON (1808)

Em 1807, o professor e químico inglês, John Dalton, baseado no conceito grego de átomos indivisíveis, realizou experimentos que estudavam a razão das massas dos elementos que se combinavam para formar compostos.

Ideia central: Átomos são esferas maciças e indivisíveis.

Postulados:

1. Toda matéria é composta por átomos.
2. Átomos de um mesmo elemento são idênticos.
3. Átomos não podem ser criados, divididos ou destruídos.
4. Reações químicas envolvem a combinação, separação ou rearranjo de átomos.

Essa hipótese ficou conhecida como “Modelo da bola de bilhar”.

MODELO DE THOMSON (1897)

O físico britânico Joseph John Thomson, em 1897, estava investigando os raios catódicos em tubos de Crookes (tubos bombeados até quase esgotar-se o ar), e constatou que os átomos são indivisíveis, mas constituídos de partículas carregadas negativamente – os elétrons – pois podem sofrer desvios em campos elétricos e/ou magnéticos em direção a placa positiva.

- **Descoberta do elétron:** Thomson descobriu partículas negativas (elétrons) usando o tubo de raios catódicos.
- **Modelo do "pudim de passas":** Átomo é uma esfera positiva com elétrons incrustados, como passas em um pudim.
- **Exemplo:** Esse modelo explicou a existência de partículas subatômicas.

MODELO DE RUTHERFORD (1911)

Em 1908, Ernest Rutherford aprimorou a teoria de Thomson baseando-se em observações sobre o espalhamento de partículas alfa (α) por finas folhas de metal.

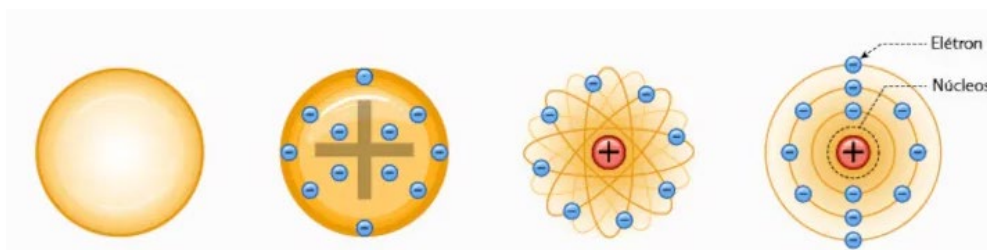
- **Experimento da folha de ouro:** Rutherford bombardeou uma fina folha de ouro com partículas alfa. A maioria passou direto, mas algumas foram desviadas.
- O átomo consiste de entidades neutras, positivas e negativas (prótons, elétrons e nêutrons).
- Os prótons e nêutrons estão localizados no núcleo do átomo, que é pequeno. A maior parte da massa do átomo se deve ao núcleo.

- Os elétrons estão localizados fora do núcleo. Grande parte do volume do átomo se deve aos elétrons.
- **Exemplo:** Esse modelo explicou a existência do núcleo atômico.

MODELO DE BOHR (1913)

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr, baseando-se no Modelo do átomo de Rutherford, na teoria quântica da energia de Max Planck e nos espectros de linhas dos elementos, propôs que se os átomos só emitem radiações de certos comprimentos de onda ou de certas frequências bem definidas, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um *quantum*.

- **Melhorias de Bohr:** Elétrons orbitam o núcleo em níveis de energia fixos (camadas).
- **Quantização de energia:** Elétrons só podem ocupar certos níveis de energia.

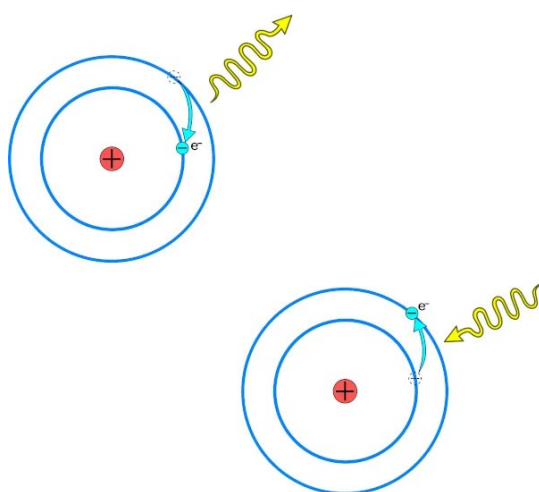


Modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr

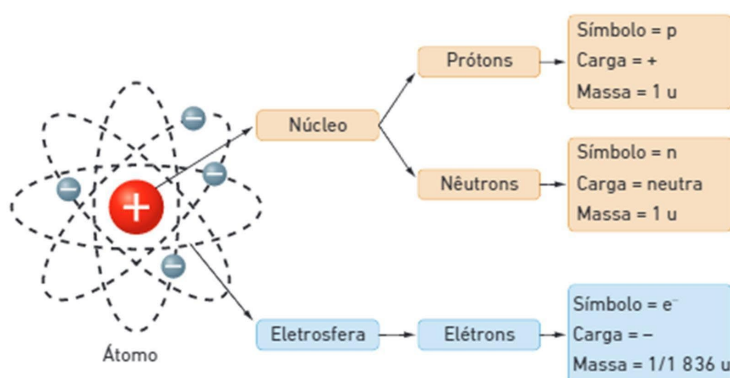
Bohr explicou o espectro de emissão dos átomos, onde elétrons emitem energia ao saltar para níveis mais baixos.

- O átomo está no seu estado fundamental (**estado mais estável**) quando todos os seus elétrons estiverem se movimentando em seus respectivos **níveis de menor energia**.

- Se um elétron no seu estado fundamental absorve um fóton (quantum de energia), ele “**salta**” para o nível de energia imediatamente superior e entra num estado ativado (situação de instabilidade).
- Quando um elétron passa de um estado de energia elevada para um estado de energia menor, o elétron emite certa quantidade de energia radiante (luz), sob a forma de um fóton de comprimento de onda específico, relacionado com uma das linhas do espectro desse elemento.

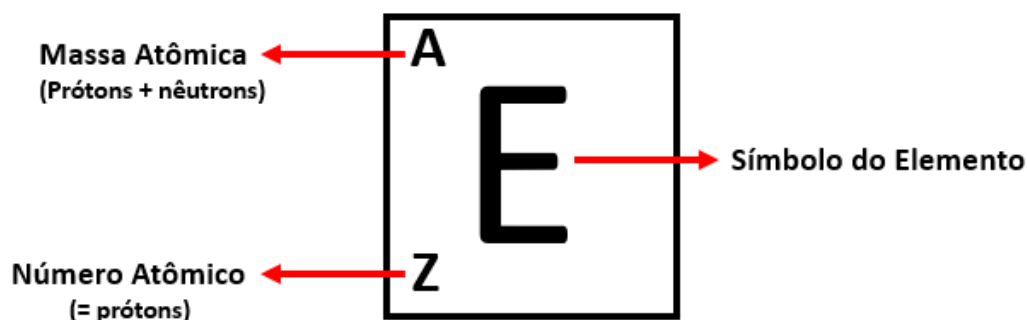


2.2 NÚMEROS ATÔMICOS E DE MASSA



- **Número atômico (Z):** Número atômico (Z) é igual ao número de **prótons (P)** no núcleo. Esse valor é responsável por definir um elemento químico.

- **Número de massa (A):** Soma do número de **prótons (P)** e de **nêutrons (N)** no núcleo.



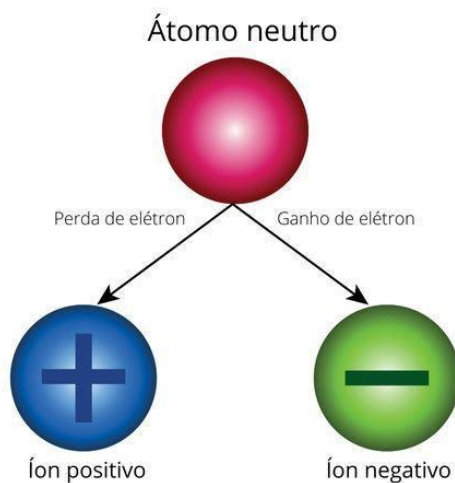
$$A = P + N \text{ ou}$$

$$A = Z + N$$

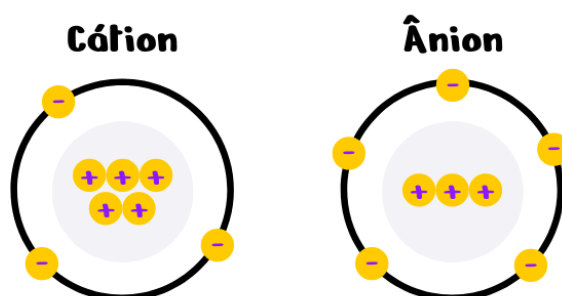
- **Átomo neutro:** Número de **prótons (P)** carga +1 = número de **elétrons (e)** carga -1.
- **Íons:** São átomos que perdem ou ganham elétrons. Apresentam um sinal positivo ou negativo posicionado na parte superior direita da sua representação, como no modelo a seguir:



- **Íon positivo:** é denominado de **cátion** e o sinal positivo indica que ele perdeu elétrons.
- **Íon negativo:** é denominado de **ânion** e o sinal negativo indica que ele ganhou elétrons.



- **Cátion:** Perde elétrons (carga positiva).
- **Ânion:** Ganha elétrons (carga negativa).



- **Exemplo:** O sódio (Na) tem $Z = 11$ e $A = 23$. Em seu estado de neutralidade, o sódio também possui 11 elétrons. Porém perdendo 1 de seus elétrons, forma-se o cátion Na^+ .

2.3 ISÓTOPOS, ISÓBAROS, ISÓTONOS E ISOELETRÔNICOS

- **Isótopos:** Átomos do mesmo elemento com diferentes números de nêutrons.
 - Exemplo: Hidrogênio (^1H), Deutério (^2H) e Trítio (^3H) (todos eles possuem número atômico igual a 1).

- **Isóbaros:** Átomos de elementos diferentes com o mesmo número de massa.
 - Exemplo: ^{40}K e ^{40}Ca (ambos têm massa igual a 40).
- **Isótonos:** Átomos com o mesmo número de nêutrons.
 - Exemplo: ^{14}C e ^{15}N (ambos têm 8 nêutrons).
- **Isoeletrônicos:** Espécies com o mesmo número de elétrons.
 - Exemplo: Na^+ , Mg^{2+} e F^- (todos têm 10 elétrons).

	Z = P	A	N	e
IsótoPos	iguais	x	x	x
IsóbAros	x	iguais	x	x
IsótoNos	x	x	iguais	x
IsoEletrô nicos	x	x	x	iguais

2.4 DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

O átomo é composto por prótons, nêutrons e elétrons. Os elétrons estão distribuídos em camadas ou níveis de energia ao redor do núcleo. A distribuição eletrônica descreve como os elétrons ocupam esses níveis e subníveis.

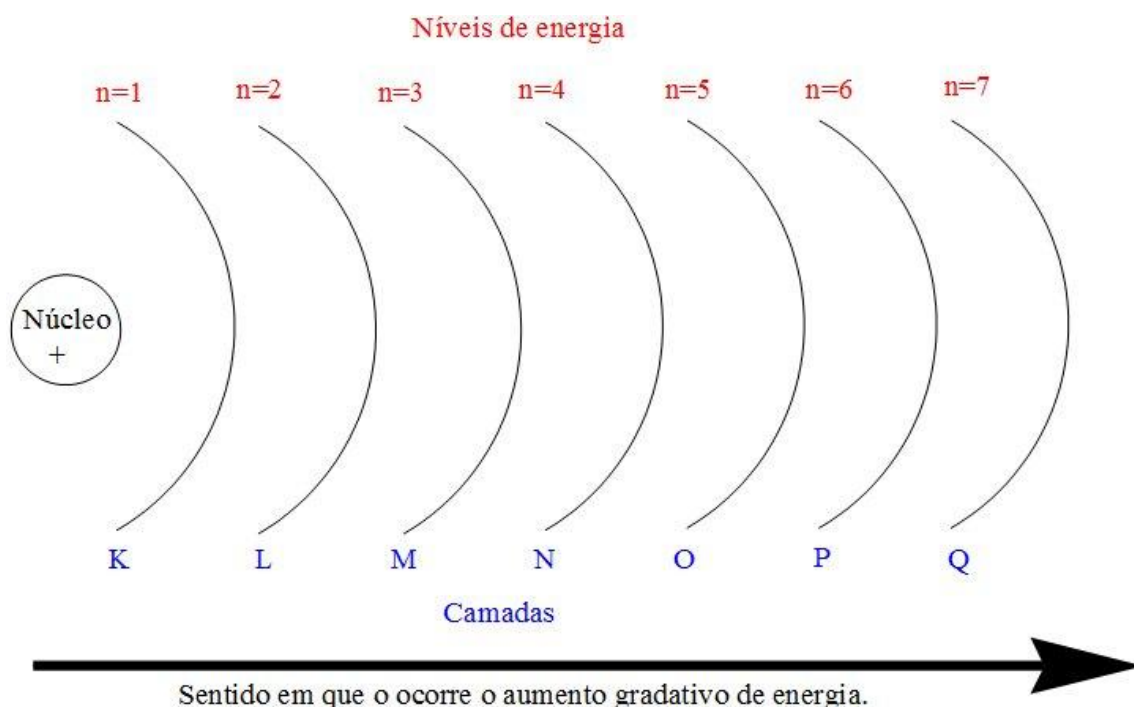
NÚMEROS QUÂNTICOS

Os números quânticos descrevem as propriedades dos elétrons em um átomo. Existem quatro números quânticos:

1. Número quântico principal (n):

○ O **número quântico principal (n)** define o **nível de energia** ou a camada que os elétrons possuem, definindo também a distância do orbital em relação ao núcleo e o tamanho do orbital ocupado pelo elétron.

○ Valores: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$



2. Número Quântico Secundário ou Azimutal (l):

O número quântico secundário, também conhecido como número quântico azimutal, é um dos números quânticos que caracteriza as subcamadas de um orbital atômico. Ele é representado pela letra "l".

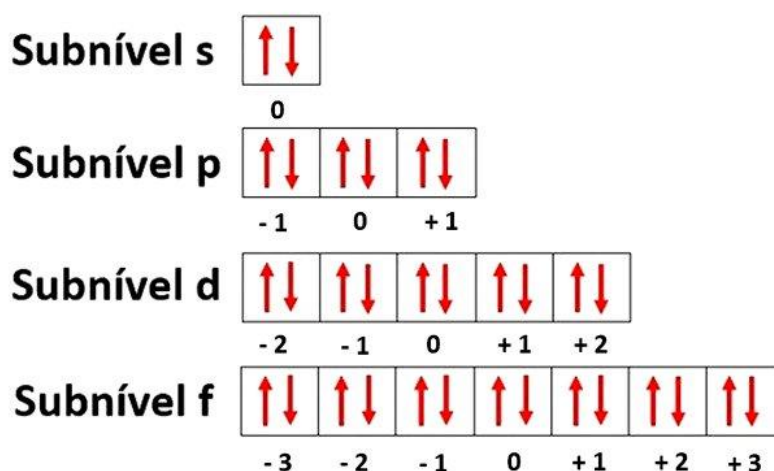
- Indica o subnível de energia (s, p, d, f).
- O valor de "l" pode ser obtido a partir da fórmula $l = n - 1$, onde "n" é o número quântico principal. Valores: $l = 0$ (s), $l = 1$ (p), $l = 2$ (d), $l = 3$ (f).

3. Número Quântico Magnético (m):

O número quântico magnético é um código matemático que indica a orientação de um orbital no espaço. Ele é usado para distinguir estados quânticos de um elétron ou outra partícula.

○ Indica a orientação do orbital no espaço.

○ Valores: $-l, \dots, 0, \dots, +l$.



4. Número Quântico de Spin (s):

- Indica o sentido de rotação do elétron.
- Valores: $+1/2$ ou $-1/2$.

CAMADAS ELETRÔNICAS

As camadas eletrônicas são regiões ao redor do núcleo onde os elétrons se movem. Elas são numeradas de 1 a 7 (ou K, L, M, N, O, P, Q) e correspondem aos níveis de energia. Cada camada pode conter um número máximo de elétrons:

- Camada K ($n=1$): 2 elétrons
- Camada L ($n=2$): 8 elétrons
- Camada M ($n=3$): 18 elétrons
- Camada N ($n=4$): 32 elétrons
- Camada O ($n=5$): 32 elétrons
- Camada P ($n=6$): 18 elétrons
- Camada Q ($n=7$): 8 elétrons

SUBNÍVEIS DE ENERGIA

Dentro de cada camada, os elétrons ocupam subníveis de energia, que são identificados pelas letras s, p, d, f. Cada subnível tem uma capacidade máxima de elétrons:

- Subnível **s**: 2 elétrons
- Subnível **p**: 6 elétrons
- Subnível **d**: 10 elétrons
- Subnível **f**: 14 elétrons

DIAGRAMA DE PAULING

O diagrama de Pauling é uma ferramenta usada para determinar a ordem de preenchimento dos subníveis de energia. Ele segue a regra de que os elétrons ocupam primeiro os subníveis de menor energia.



A ordem é:

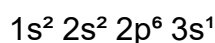
1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d → 7p.

Portanto ordem crescente de energia dos subníveis é: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

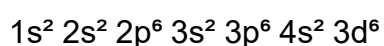
DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

A distribuição eletrônica é feita seguindo o diagrama de Pauling. Exemplo:

● **Sódio (Na) - Z = 11:**

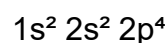


● **Ferro (Fe) - Z = 26:**

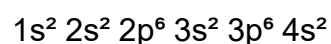


Exemplos Práticos:

Distribuição Eletrônica do Oxigênio (O) - Z = 8:

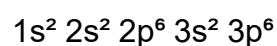


Distribuição Eletrônica do Cálcio (Ca) - Z = 20:



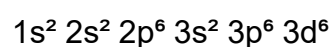
Distribuição Eletrônica do Cálcio (Ca^{2+}) - Z = 20:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; porém o Ca perdeu 2 dos seus elétrons que são retirados do subnível da camada mais externa, a camada 4, portanto:



Distribuição Eletrônica do Ferro (Fe^{2+}) - Z = 26:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. porém o Fe perdeu 2 dos seus elétrons que são retirados do subnível da camada mais externa, a camada 4, portanto:



ELÉTRON DIFERENCIADOR E DE VALÊNCIA

- **Elétron diferenciador:** Último elétron a ser adicionado na distribuição.

- **Elétrons de valência:** Elétrons na **camada** mais externa, responsáveis pelas ligações químicas.
- **Exemplo:** Carbono (C): $1s^2 2s^2 2p^2$. Elétrons de valência: 4.

3) TABELA PERIÓDICA

A Tabela Periódica é uma ferramenta essencial na química, organizando todos os elementos químicos conhecidos de acordo com suas propriedades e estruturas atômicas. Ela foi criada por Dmitri Mendeleev em 1869 e, desde então, vem sendo aprimorada, é uma ferramenta indispensável para o estudo da química, permitindo compreender as propriedades dos elementos e suas interações. Ela permite:

- Previsão de propriedades químicas e físicas dos elementos.
- Identificação de tendências periódicas.
- Auxílio no estudo de ligações químicas e reações.

3.1 DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA PELA TABELA PERIÓDICA

A tabela periódica é uma ferramenta poderosa para prever a distribuição eletrônica dos elementos.

A distribuição eletrônica dos elementos pode ser feita com base na posição do elemento na tabela.

- Camadas Eletrônicas: K, L, M, N, O, P, Q.
- Subníveis: s, p, d, f.
- Ordem de Preenchimento: Segue a regra do diagrama de Linus Pauling:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$.

Exemplo: Sódio (Na) – $Z = 11$:

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

Portanto o Sódio (Na) está localizado no terceiro período (camada de valência **3**) e na família número 1 ou 1A (subnível energético **s¹**)

Relembrando:

- **Elementos Químicos:** São substâncias puras compostas por átomos com o mesmo **número atômico (Z)**, ou seja, o mesmo número de **prótons**. Eles são representados na tabela periódica por símbolos
 - Exemplo: O de oxigênio, F de flúor e C de carbono
- **Número Atômico (Z):** Indica a quantidade de prótons no núcleo de um átomo.
- **Massa Atômica (A):** Representa a soma de prótons e nêutrons no núcleo.

3.2 ESTRUTURA DA TABELA PERIÓDICA

A Tabela Periódica é dividida em **períodos** (linhas horizontais) e **grupos ou famílias** (colunas verticais).

PERÍODOS

- São as 7 linhas horizontais da tabela.
- Indicam o número de níveis de energia (**camadas eletrônicas**) de um átomo.
- Exemplo: O sódio (Na) está no 3º período, pois possui elétrons distribuídos em 3 camadas (K, L, M).

GRUPOS OU FAMÍLIAS

- São 18 colunas verticais.
- Elementos do mesmo grupo possuem propriedades químicas semelhantes, pois têm o mesmo número de elétrons na camada de valência.
 - Grupo 1 ou 1A - Metais Alcalinos
 - Grupo 2 ou 2A - Metais Alcalino- Terrosos
 - Grupo 13 ou 3A- Grupo ou Família do Boro
 - Grupo 14 ou 4A- Grupo ou Família do Carbono
 - Grupo 15 ou 5A - Grupo ou Família do Nitrogênio
 - Grupo 16 ou 6A - Calcogênios

- **Exemplo:** O grupo 1 (metais alcalinos) tem 1 elétron na camada de valência.



3.3 CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS

A classificação periódica é o agrupamento dos elementos químicos adotando como critério suas características em comum. Cada elemento possui propriedades próprias. No entanto, algumas dessas propriedades são compartilhadas com outros elementos químicos. Com base nisso, os cientistas agrupam os elementos químicos conhecidos em grupos ou famílias, junto a outros elementos com propriedades químicas semelhantes.

Os elementos também podem ser classificados em metais, ametais, semimetais e gases nobres.

1A 1 H	2A 2 He																	3A 13 B	4A 14 C	5A 15 N	6A 16 O	7A 17 F	8A 18 Ne
3 Li	4 Be																	5 Al	6 Si	7 P	8 S	9 Cl	10 Ar
11 Na	12 Mg	3 Sc	4 Ti	5 V	6 Cr	7 Mn	8 Fe	8 Co	8 Ni	10 Cu	11 Zn	12 Ga	13 Ge	14 As	15 Se	16 Br	18 Kr						
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	57-71 La-Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
87 Fr	88 Ra	89-103 Ac-Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og						

1A

1

2A

2

3A

13

4A

14

5A

15

6A

16

7A

17

8A

18

AMETAL

METAL

SEMIMETAL

GÁS NOBRE

NÃO CLASSIFICADO

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

METAIS

- Localizados à esquerda e no centro da tabela.
- São bons condutores de calor e eletricidade, maleáveis e dúcteis.
- São sólidos em temperatura ambiente, com exceção do mercúrio (líquido).
- Possuem elevados pontos de fusão e de ebulição.
- Brilho metálico característico.
- Possuem tendência em formar cátions.
- Exemplos: Sódio (Na), Ferro (Fe), Ouro (Au).

AMETAIS

- Localizados à direita da tabela.
- São sólidos ou gases em temperatura ambiente, com exceção do bromo (líquido).
- Quando sólidos, são quebradiços.
- Possuem baixos pontos de fusão e de ebulição.
- São maus condutores térmicos e elétricos (isolantes).
- Possuem tendência em formar ânions.
- Exemplos: Oxigênio (O), Enxofre (S), Cloro (Cl).

SEMIMETAIS

- Possuem propriedades intermediárias entre metais e ametais.
- Brilho metálico
- São sólidos quebradiços.
- Podem formar cátions ou ânions.
- São semicondutores, ou seja, possuem característica condutora ou isolante, dependendo da circunstância.
- Exemplos: Silício (Si), Germânio (Ge).

GASES NOBRES

- Localizados no grupo 18.
- Os gases nobres constituem um grupo singular de elementos químicos em razão de suas propriedades únicas. São encontrados na natureza de forma estável e isolada, pois não possuem tendência em formar compostos com outros elementos espontaneamente.
- São estáveis, com camada de valência completa (8 elétrons, exceto o hélio, que tem 2).
- Exemplos: Hélio (He), Neônio (Ne), Argônio (Ar).

BLOCOS DA TABELA:

- **Bloco s:** Grupos 1 e 2 (metais alcalinos e alcalinos terrosos) + hélio.
- **Bloco p:** Grupos 13 a 18 (incluindo ametais, semimetais e gases nobres).
- **Bloco d:** Grupos 3 a 12 (metais de transição).
- **Bloco f:** Lantanídeos e actinídeos.
- **Exemplo:**
 - Sódio (Na): Pertence ao grupo 1 (bloco s). Sua distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
 - Cloro (Cl): Pertence ao grupo 17 (bloco p). Sua distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

3.4 PROPRIEDADES PERIÓDICAS

As propriedades periódicas variam de maneira previsível ao longo da tabela.

- São propriedades atômicas que apresentam periodicidade dentro da Tabela Periódica.

- Uma propriedade periódica apresenta o mesmo comportamento em todos os grupos e períodos da tabela.
- As propriedades periódicas estão relacionadas à carga nuclear efetiva, que é a atração líquida causada pelo núcleo e à eletrosfera.
- Vamos analisar as seguintes propriedades periódicas: Raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica e raio atômico.

RAIO ATÔMICO

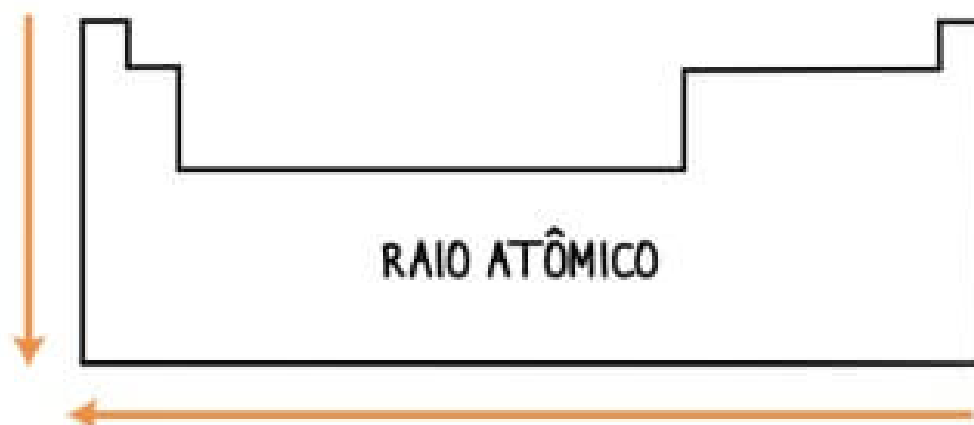
- **Definição:** Metade da distância entre dois núcleos de átomos vizinhos.

- **Variação:**

- **Ao longo de um grupo:** Aumenta de cima para baixo, pois novos níveis de energia são adicionados, ou seja, mais camadas eletrônicas vão sendo adicionadas.

- **Ao longo de um período:** Diminui da esquerda para a direita, pois o número de prótons aumenta e em consequência a carga nuclear efetiva também aumenta, atraindo os elétrons dispostos em suas camadas eletrônicas mais fortemente em direção a seu núcleo. Comprimindo-se

- **Exemplo:** O raio atômico do sódio (Na) é maior que o do cloro (Cl).



ENERGIA DE IONIZAÇÃO

- **Definição:** Energia necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso.

- **Variação:**

- **Ao longo de um grupo:** Diminui de cima para baixo, pois os elétrons estão mais distantes do núcleo em consequência menos atraído energeticamente. Em resumo, um elétron mais distante de seu núcleo é mais facilmente removido.

- **Ao longo de um período:** Aumenta da esquerda para a direita, pois a carga nuclear efetiva aumenta. Um núcleo que atrai mais fortemente seus elétrons, demanda maior energia para removê-lo de sua camada mais externa.

Exemplo: A energia de ionização do flúor (F) é maior que a do sódio (Na).

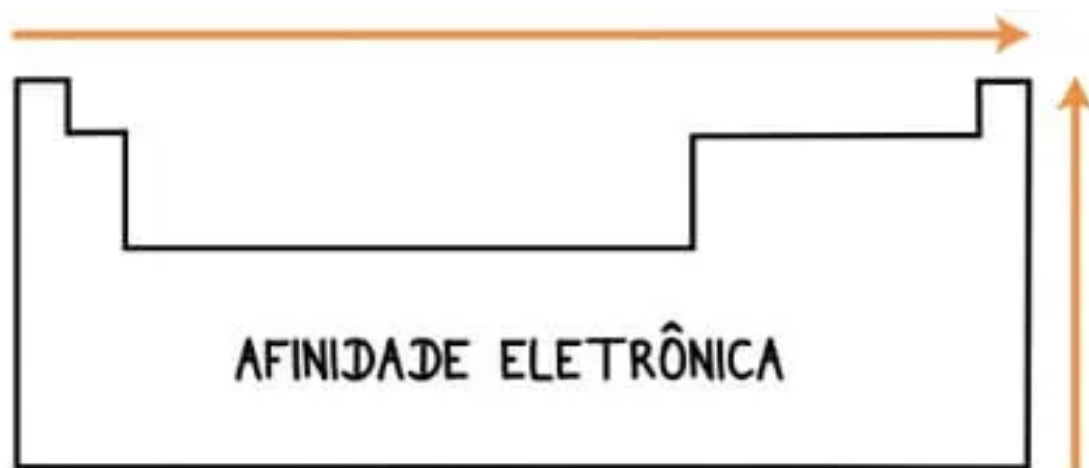


AFINIDADE ELETRÔNICA

- **Definição:** Energia liberada quando um átomo no estado gasoso ganha um elétron.

- **Variação:**

- **No grupo:** Diminui de cima para baixo.
- **No período:** Aumenta da esquerda para a direita.



ELETRONEGATIVIDADE

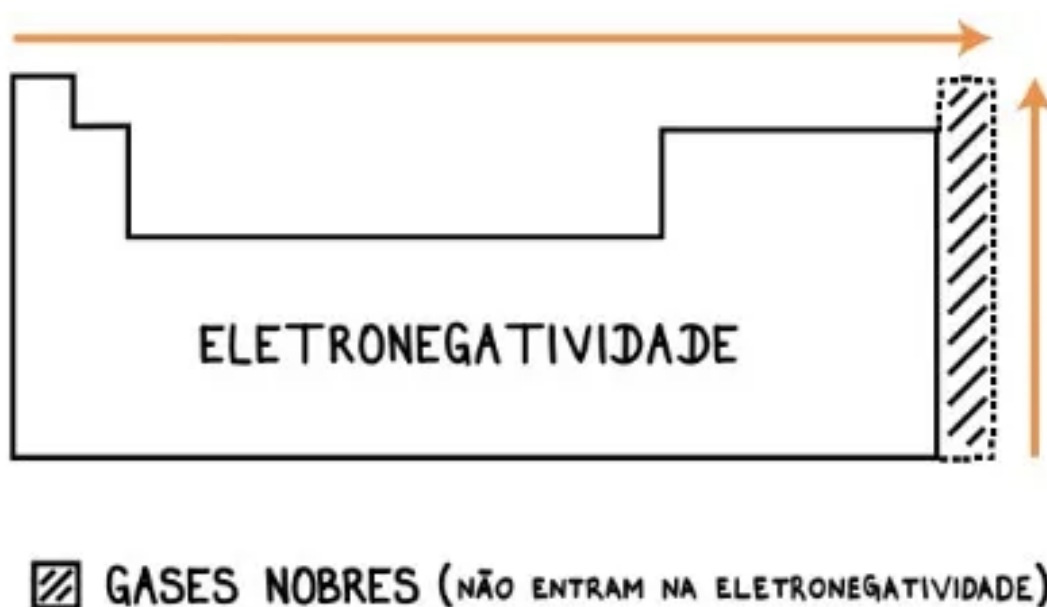
- **Definição:** Capacidade de um átomo de atrair elétrons em uma ligação química. Foi um conceito introduzido por Linus Pauling, sendo a capacidade que um átomo tem de atrair elétrons para si. Pode ser considerada a propriedade mais importante da tabela periódica. Isso porque a eletronegatividade induz o comportamento dos átomos, a partir do qual são formadas as moléculas.

- **Variação:**

- **Ao longo de um grupo:** Diminui de cima para baixo, pois os elétrons estão mais distantes do núcleo.
- **Ao longo de um período:** Aumenta da esquerda para a direita, pois a carga nuclear efetiva vai aumentando a partir do incremento de prótons nos núcleos dos elementos químicos.

Exemplo: O flúor (F) é o elemento mais eletronegativo da tabela.

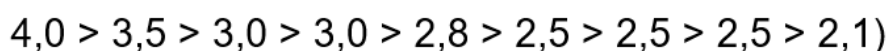
Lembrete importante: Os gases nobres não possuem eletronegatividade pois não realizam ligações químicas.



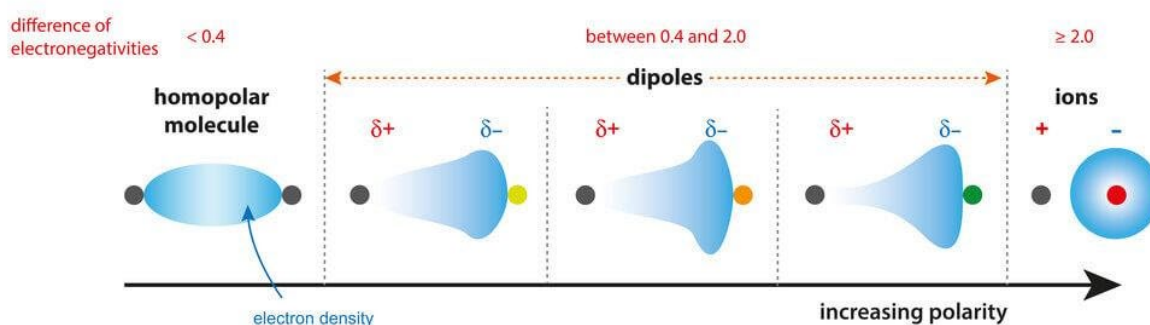
Há valores de eletronegatividade atribuídos aos elementos químicos e encontrados na literatura.



(Valores da eletronegatividade:



Em uma ligação química a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos nessa ligação, é um bom indicativo para se identificar o tipo de ligação envolvida entre esses átomos.



Se a diferença dos valores de eletronegatividade for grande entre os átomos envolvidos a ligação tende a ser uma ligação iônica, se a diferença for pequena a ligação tende a ser uma ligação covalente.

CAPÍTULO 4: LIGAÇÕES QUÍMICAS

Definição:

União de átomos pela interação de suas camadas de valência.

Por que ocorrem?

Para que os átomos alcancem estabilidade eletrônica.

Como a estabilidade é alcançada?

Teoria do octeto: a interação atômica acontece para que cada elemento adquira a estabilidade eletrônica de um gás nobre.

4.1 REGRA DO OCTETO

A regra do octeto é a base para entender as ligações químicas. Ela afirma que os átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons para atingir uma configuração estável com 8 elétrons na camada de valência (semelhante aos gases nobres).

- **Exceções:**
 - Hidrogênio (H): Atinge a estabilidade com 2 elétrons (semelhante ao hélio).
 - Berílio (Be): Pode formar ligações com apenas 4 elétrons.
 - Boro (B): Pode formar ligações com apenas 6 elétrons.

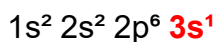
4.2 LIGAÇÃO IÔNICA

- **Definição:** Ligação entre um metal (que perde elétrons) e um ametal (que ganha elétrons), ou um metal e um hidrogênio..
- **Formação:** Os envolvidos formam íons com cargas opostas que se atraem.
- **Propriedades:**
 - Sólidos cristalinos em temperatura ambiente.
 - Altos pontos de fusão e ebulição.

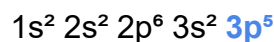
○ Conduzem eletricidade quando dissolvidos em água ou fundidos.

- **Exemplo:** NaCl (cloreto de sódio). O sódio (Na) doa 1 elétron para o cloro (Cl), formando Na^+ e Cl^- .

Na



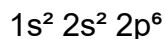
Cl



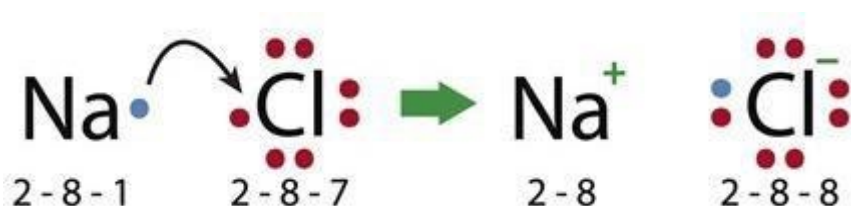
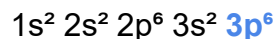
A perda de elétron ocorre com relação aos elétrons que estão na camada de valência, logo, o átomo de sódio perde apenas um elétron. Com isso, ele passa a ter uma nova camada de valência, a segunda, que contém oito elétrons (obedecendo, assim, a **regra do octeto**).

O ganho de elétron ocorre na camada de valência, dessa forma, o átomo de cloro ganha um elétron, pois falta apenas um para atingir a regra do octeto. Com isso, ele passa a ter oito elétrons na sua camada de valência

Na^+



Cl^-



O Que É Íon-Fórmula?

A fórmula de um composto iônico é chamada de íon-fórmula. Ela representa a quantidade de átomos necessários para a formação de um determinado composto iônico.

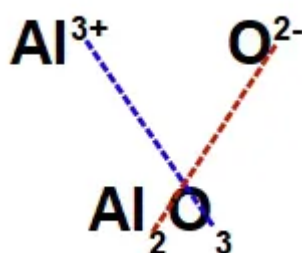
A regra para construir a fórmula de uma ligação iônica é cruzar as cargas do cátion e do ânion.

Regra para construir a fórmula de uma ligação iônica

1. Determinar a carga do cátion

2. Determinar a carga do ânion
3. Cruzar as cargas, de forma que a carga do cátion seja o índice atômico do ânion, e vice-versa
4. Escrever primeiro o cátion e depois o ânion
5. Os números em subscrito que aparecem do lado direito de cada íon indicam a proporção entre os átomos do cátion e os do ânion

Exemplo:

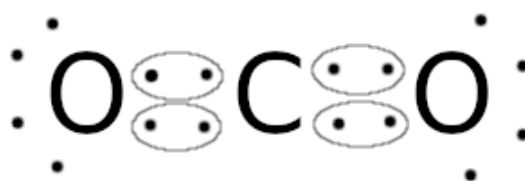


4.3 LIGAÇÃO COVALENTE

- **Definição:** Ligação entre dois ametais, onde os elétrons são compartilhados.
- **Formação:** Os átomos compartilham pares de elétrons para atingir a estabilidade.
- **Propriedades:**
 - Podem ser sólidos, líquidos ou gases em temperatura ambiente.
 - Baixos pontos de fusão e ebulição.
 - Não conduzem bem eletricidade (exceto em casos específicos, como grafite).
 - Polares e apolares.

Como exemplo de Ligação Covalente, temos a molécula de água H_2O : $\text{H} - \text{O} - \text{H}$, formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio em que cada traço corresponde a um par de elétrons compartilhado formando um molécula neutra, uma vez que não há perda nem ganho de elétrons nesse tipo de ligação.

Da mesma maneira, são ligações covalentes o O_2 (O-O) e F_2 (F-F).



Fórmula de Lewis ou Fórmula Eletrônica	Fórmula Estrutural	Fórmula Molecular
		H ₂ O
		CH ₄
	O=O	O ₂
	H-C≡N	HCN

4.4 GEOMETRIA MOLECULAR

A geometria molecular refere-se à disposição tridimensional dos átomos em uma molécula. Ela determina como os átomos estão organizados no espaço e influencia as propriedades físicas e químicas da substância, como polaridade, reatividade e estado físico.

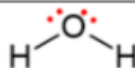
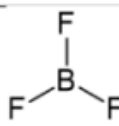
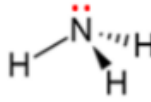
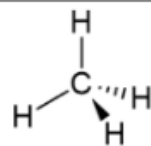
A geometria molecular é predita com base na Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV).

TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES DE ELÉTRONS DA CAMADA DE VALÊNCIA (TRPECV)

Essa teoria afirma que os pares de elétrons (ligantes ou não ligantes) na camada de valência de um átomo central se repelem e se organizam de forma a maximizar a distância entre si, resultando em uma geometria específica.

Alguns tipos de geometria:

- **Linear:** Os átomos estão alinhados em uma linha reta, como todas as moléculas diatômicas (ex: HCl, CO₂).
- **Angular:** Dois átomos ligados a um átomo central, com pares de elétrons não ligantes (ex: H₂O).
- **Trigonal plana:** Os átomos estão dispostos em um plano triangular (ex: BF₃).
- **Piramidal trigonal:** Três átomos formam uma base triangular e um átomo fica acima do plano (ex: NH₃).
- **Tetraédrica:** Os átomos formam uma estrutura com quatro vértices (ex: CH₄).

Nº de átomos	Elétrons não ligantes no átomo central?	Geometria	Exemplo
2	Não há átomo central	Linear	H—Cl
3	Não	Linear	O=C=O
	Sim	Angular	
4	Não	Trigonal plana	
	Sim	Piramidal	
5	Não	Tetraédrica	

A geometria molecular depende do número de átomos ligados ao átomo central e da presença de pares de elétrons não ligantes. Esses fatores determinam a forma final da molécula.

4.5 POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

A polaridade de uma molécula refere-se à distribuição desigual de cargas elétricas dentro dela. Isso ocorre devido às diferenças de eletronegatividade entre os átomos que formam as ligações químicas.

- **Eletronegatividade:** É a capacidade de um átomo de atrair elétrons em uma ligação química. Átomos com maior eletronegatividade "puxam" os elétrons com mais força.
- **Momento dipolar (μ):** É uma medida da polaridade de uma ligação ou molécula. Ele é representado por um vetor que aponta do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo.

4.6 LIGAÇÕES POLARES E APOLARES

- **Ligação polar:** Ocorre quando há uma diferença significativa de eletronegatividade entre os átomos. Exemplo: H-Cl (o Cl é mais eletronegativo que o H, criando um dipolo).
- **Ligação apolar:** Ocorre quando os átomos têm eletronegatividades iguais ou muito próximas. Exemplo: O₂ (os dois átomos de oxigênio têm a mesma eletronegatividade).

Dipolo é um par de cargas elétricas opostas, uma positiva e outra negativa, separadas por uma distância curta. Dipolos são comuns em átomos e moléculas.

Nas moléculas ocorrem quando os elétrons são compartilhados de forma desigual entre dois átomos em uma ligação

A polaridade de uma molécula depende de dois fatores:

1. **Polaridade das ligações:** Se há ou não um átomo mais eletronegativo nas ligações criando uma polaridade.
2. **Geometria molecular:** A forma como os átomos estão dispostos no espaço.

- **Molécula polar:** Quando a soma dos vetores de momento dipolar (dipolos) não é zero. Isso ocorre quando há uma assimetria na distribuição de cargas.

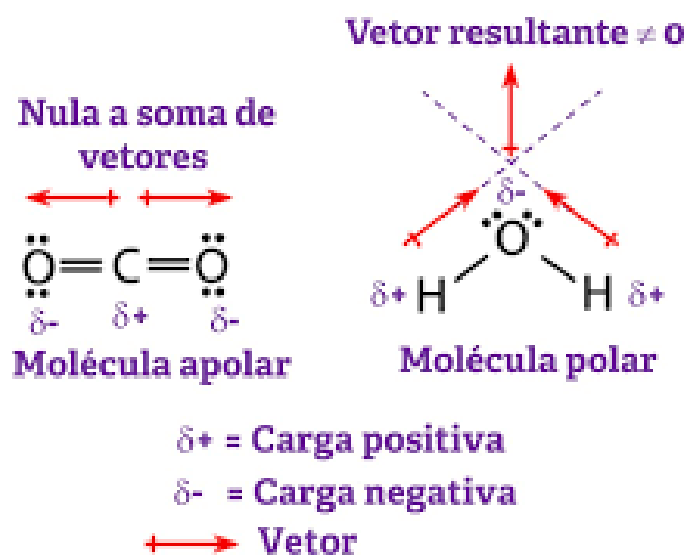
Exemplo: Água (H_2O).

- As ligações O-H são polares.
- A geometria angular da água faz com que os dipolos não se cancelem, resultando em uma molécula polar.

- **Molécula apolar:** Quando a soma dos vetores de momento dipolar é zero. Isso ocorre quando os dipolos se cancelam devido à simetria da molécula.

Exemplo: Dióxido de carbono (CO_2).

- As ligações C=O são polares.
- A geometria linear faz com que os dipolos se cancelem, resultando em uma molécula apolar

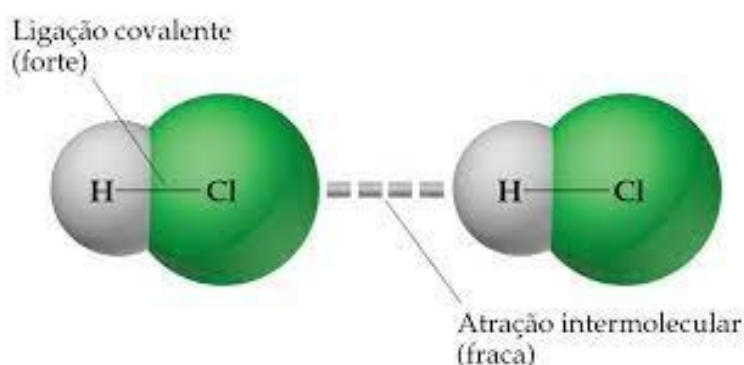


A polaridade influencia várias propriedades das substâncias:

- **Solubilidade:** Substâncias polares dissolvem-se em solventes polares (ex: água), e substâncias apolares dissolvem-se em solventes apolares (ex: óleo).
- **Pontos de fusão e ebulição:** Moléculas polares geralmente têm pontos de fusão e ebulição mais altos devido às fortes interações intermoleculares.

5) LIGAÇÕES INTERMOLECULARES

Forças intermoleculares são forças de natureza elétrica existentes nas interações intermoleculares. Tais interações são responsáveis por propriedades físicas das substâncias, como o ponto de ebulição, e são mais fracas que as forças intramoleculares, também conhecidas como ligações químicas.



5.1 INTERAÇÃO DIPOLO-DIPOLO

As interações dipolo-dipolo ocorrem entre moléculas polares, ou seja, moléculas que possuem um momento dipolar permanente. Um dipolo é uma separação de cargas elétricas dentro de uma molécula, onde uma região é parcialmente positiva (δ^+) e outra é parcialmente negativa (δ^-).

- **Como funciona?**

Moléculas polares se alinham de modo que o polo positivo de uma molécula fique próximo ao polo negativo de outra. Essa atração eletrostática entre os dipolos é chamada de interação dipolo-dipolo.

- **Exemplo:**

O cloreto de hidrogênio (HCl) é uma molécula polar. O átomo de cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, criando um dipolo. As moléculas de HCl se atraem mutuamente por interações dipolo-dipolo.

- **Importância:**

Essas interações são responsáveis por manter moléculas polares unidas em líquidos e sólidos, afetando propriedades como pontos de ebulição e fusão.

5.2 LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO (PONTES DE HIDROGÊNIO)

A ligação de hidrogênio é um tipo especial de interação dipolo-dipolo, mas é mais forte e ocorre em situações específicas.

- **Como funciona?**

Ocorre quando um átomo de hidrogênio (H) está ligado a um átomo altamente eletronegativo (como nitrogênio, oxigênio ou flúor) e é atraído por um par de elétrons não compartilhado de outro átomo eletronegativo em uma molécula vizinha.

- **Exemplo:**

Na água (H_2O), o hidrogênio de uma molécula é atraído pelo oxigênio de outra molécula, formando uma ligação de hidrogênio. Isso explica por que a água tem um ponto de ebulição anormalmente alto para o seu tamanho molecular.

- **Importância:**

As ligações de hidrogênio são cruciais em sistemas biológicos, como na estrutura do DNA e das proteínas, e também explicam propriedades únicas da água.

5.3 INTERAÇÕES ÍON-DIPOLO

Essas interações ocorrem entre um íon (cátion ou ânion) e uma molécula polar (dipolo).

- **Como funciona?**

Um íon carregado positivamente (cátion) é atraído pelo polo negativo de uma molécula polar, enquanto um íon carregado negativamente (ânion) é atraído pelo polo positivo.

- **Exemplo:**

Quando o sal ($NaCl$) é dissolvido em água, os íons Na^+ são atraídos pelo oxigênio

parcialmente negativo da água, e os íons Cl^- são atraídos pelo hidrogênio parcialmente positivo.

- **Importância:**

Essas interações são fundamentais para a dissolução de sais em solventes polares, como a água.

5.4 INTERAÇÕES DIPOLO-DIPOLO INDUZIDO

Essas interações ocorrem entre uma molécula polar (dipolo permanente) e uma molécula apolar (que não possui dipolo permanente).

- **Como funciona?**

O dipolo permanente de uma molécula polar induz um dipolo temporário em uma molécula apolar, distorcendo sua nuvem eletrônica. Isso cria uma atração fraca entre as moléculas.

- **Exemplo:**

Uma molécula de HCl (polar) pode induzir um dipolo temporário em uma molécula de CO_2 (apolar).

- **Importância:**

Essas interações são mais fracas que as dipolo-dipolo, mas ainda contribuem para a coesão entre moléculas em misturas.

5.5 Interações Dipolo Induzido-Dipolo Induzido (Forças de London ou Forças de Dispersão)

Essas são as forças intermoleculares mais fracas e ocorrem entre moléculas apolares.

- **Como funciona?**

Em moléculas apolares, os elétrons estão em constante movimento, e em um dado instante, pode haver uma distribuição assimétrica de carga, criando um dipolo temporário. Esse dipolo induz dipolos em moléculas vizinhas, resultando em uma atração fraca.

- **Exemplo:**

Em gases nobres como o argônio (Ar) ou em moléculas como o metano (CH₄), as forças de London são responsáveis por mantê-las unidas em estados líquidos ou sólidos.

- **Importância:**

Essas forças são universais e atuam em todas as moléculas, mas são especialmente importantes para moléculas apolares. Elas explicam por que substâncias apolares podem liquefazer ou solidificar em baixas temperaturas.

Tipo de Interação	Força Relativa	Ocorre Entre	Exemplo
Interação Íon-Dipolo	Forte	Íons e moléculas polares	NaCl em água
Ligação de Hidrogênio	Forte	Moléculas com H ligado a N, O ou F	Água (H ₂ O)
Interação Dipolo-Dipolo	Moderada	Moléculas polares	HCl
Dipolo-Dipolo Induzido	Fraca	Moléculas polares e apolares	HCl e CO ₂
Dipolo Induzido-Dipolo Induzido	Muito Fraca	Moléculas apolares	CH ₄ , Xe

6) NÚMERO DE OXIDAÇÃO E FUNÇÕES DA QUÍMICA INORGÂNICA

A Química Inorgânica foi definida pela primeira vez pelo químico sueco Torbern Olof Bergman, no ano de 1777, como sendo a parte da Química que estuda os compostos originados no reino mineral. Essa definição foi proposta juntamente à definição de Química Orgânica (química que estuda as substâncias originadas nos seres vivos) com o objetivo de distinguir os compostos orgânicos dos inorgânicos.

A definição atual de Química inorgânica é: “Ramo da Química que estuda os compostos inorgânicos, os quais não apresentam na sua constituição obrigatoriamente os elementos químicos carbono (formando encadeamentos) e hidrogênio.”

6.1. NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

O número de oxidação (NOX) é um valor que indica a carga elétrica que um átomo teria se os elétrons de uma ligação química fossem completamente tran-

sferidos para o átomo mais eletronegativo. Ele é útil para entender reações redox (oxirredução) e balanceamento de equações químicas.

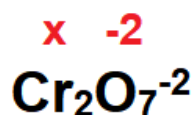
Regras para determinar o NOX:

1. Elementos livres (não combinados) têm NOX = 0. Ex.: O_2 , H_2 , Fe.
2. Íons monoatômicos têm NOX igual à carga do íon. Ex.: Na^+ (NOX = +1), Cl^- (NOX = -1).
3. Hidrogênio tem NOX = +1, exceto em hidretos metálicos (Ex.: NaH, NOX do H = -1).
4. Oxigênio tem NOX = -2, exceto em peróxidos (Ex.: H_2O_2 , NOX do O = -1).
5. A soma dos NOX em uma molécula neutra é zero. Em íons poliatômicos, a soma é igual à carga do íon.

Elementos	Situação	Nox
Metais Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr)	Em substâncias compostas	+1
Metais Alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra)	Em substâncias compostas	+2
Prata: Ag	Em substâncias compostas	+1
Zinco: Zn	Em substâncias compostas	+2
Alumínio: Al	Em substâncias compostas	+3
Enxofre: S	Em sulfetos (quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo)	-2
Halogênios (F, Cl, Br e I)	Ligado a ametais (quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo)	-1
Hidrogênio: H	Ligado a ametais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento mais eletronegativo que ele)	+1 -1
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas em peróxidos, em superóxidos e em fluoretos	-2 -1 -1/2 +2 ou +1

Exemplos:

- H_2O : H (+1) e O (-2). Soma: $2(+1) + (-2) = 0$.
- SO_4^{2-} : S (+6) e O (-2). Soma: $(+6) + 4(-2) = -2$.



$$2x + (-2 \times 7) = -2$$

$$x = +6$$

Baseado nesses estudos, Arrhenius observou que determinados grupos de substâncias inorgânicas liberavam os mesmos cátions, quando colocados em água. Já em outro grupo, as substâncias liberavam os mesmos ânions. Desse modo, observou-se que era possível dividir as substâncias inorgânicas em grupos menores ou funções inorgânicas, que ficaram sendo quatro: **ácidos, bases, sais e óxidos**.

6.2. ÁCIDOS

Definição de Arrhenius:

Um ácido é uma substância que, em solução aquosa, libera íons H^+ (prótons).

Ionização:

É o processo em que um ácido libera íons H^+ em água.

Exemplo: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

Classificação:

- Quanto à presença de oxigênio:
 - Hidrácidos: Não contêm oxigênio.
Ex.: HCl , H_2S .
 - Oxiácidos: Contêm oxigênio.
Ex.: H_2SO_4 , HNO_3 .
- Quanto ao número de H^+ liberados:
 - Monopróticos: Liberam 1 H^+ .
Ex.: HCl .
 - Dipróticos: Liberam 2 H^+ .
Ex.: H_2SO_4 .
 - Tripróticos: Liberam 3 H^+ .
Ex.: H_3PO_4 .

Os ácidos podem ser classificados de acordo com sua força ácida e quanto ao número de hidrogênio ionizável:

Força ácida: O meio ácido é caracterizado pela presença de íons H^+ que são gerados pela ionização. A facilidade com que os ácidos se ionizam em água e outros solventes é medida pela força do ácido, sendo que, ácidos fortes liberam H^+ com maior facilidade

Nomenclatura:

- Hidrácidos: Ácido + nome do elemento + ídrico.

Ex.: HCl = ácido clorídrico.

- Oxiácidos: Ácido + nome do elemento + sufixo (ico ou oso, dependendo do NOX do elemento central).

Ex.: H_2SO_4 = ácido sulfúrico.

Nox do elemento central	Nomenclatura do ácido			Exemplo
+1 e +2	Hipo-	Nome do ânion	-oso	Ácido hipocloroso $HClO$
+3 e +4	—		-oso	Ácido cloroso $HClO_2$
+5 e +6	—		-ico	Ácido clórico $HClO_3$
+7	Per-		-ico	Ácido perclórico $HClO_4$

6.3 BASES

Definição de Arrhenius:

Uma base é uma substância que, em solução aquosa, libera íons OH^- (hidroxila).

Dissociação:

É o processo em que uma base libera íons OH^- em água.

Exemplo: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

Classificação:

- Quanto à solubilidade:
 - Solúveis: Todas as bases formadas pelos metais alcalinos são solúveis.
 - Pouco solúveis: São as bases formadas pelos metais alcalino-terrosos em geral.

Insolúveis: As demais bases.

- Solúveis: NaOH, KOH.
- Pouco solúveis: Ca(OH)_2 .

- Quanto ao número de OH^- :

- Monobases: 1 OH^- .

Ex.: NaOH.

- Dibases: 2 OH^- .

Ex.: Ca(OH)_2 .

- Tribases: 3 OH^- .

Ex.: Al(OH)_3 .

- **Bases fortes:** São as que dissociam muito. Em geral os metais alcalinos e alcalino-terrosos.

- **Bases fracas:** São as bases formadas pelos demais metais e o hidróxido de amônio.

- **Nomenclatura:**

- Hidróxido de + nome do cátion. Ex.: NaOH = hidróxido de sódio.

Fe(OH)_2 – hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II (nox do Fe igual a 2)

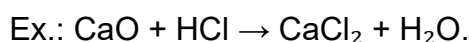
Fe(OH)_3 – hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III (nox do Fe igual a 3)

6.4 ÓXIDOS

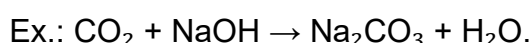
Definição: Compostos binários (diatômicos) formados por oxigênio e outro elemento qualquer.

Classificação:

- Óxidos básicos: Reagem com ácidos formando sal e água.



- Óxidos ácidos: Reagem com bases formando sal e água.



- Óxidos anfóteros: Reagem com ácidos e bases.



- Óxidos neutros: Não reagem com ácidos ou bases.



Peróxidos: compostos que possuem em sua fórmula o grupo $(\text{O}_2)^{2-}$.

Ex: Água oxigenada (H_2O_2) e Peróxido de sódio (Na_2O_2). Aplicação: são usados na indústria como alvejantes para clarificar tecidos e polpa de celulose (confeção de papel).

Nomenclatura:

- Óxido de + nome do elemento. Ex.: CaO = óxido de cálcio.
- Se o elemento tiver mais de um NOX, usa-se sufixo ou prefixo para indicar o NOX. Ex.: Fe_2O_3 = óxido de ferro III ou óxido férrico.

6.5 SAIS

Os sais são substâncias parecidas com os ácidos e as bases, pois liberam íons em contato com a água. São formados a partir da neutralização de um ácido por uma base. Essa reação

pode ser chamada de reação de neutralização ou salinização, na qual são liberados um sal e uma molécula de água.

Reações de Neutralização:

Os sais são formados pela reação entre um ácido e uma base, com liberação de água.

Exemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Nomenclatura:

- Nome do ânion + nome do cátion.
Ex.: NaCl = cloreto de sódio.
- Para sais derivados de oxiácidos, usa-se o sufixo ato ou ito no ânion.
Ex.: Na_2SO_4 = sulfato de sódio.

Caráter ácido/básico:

- Sais neutros: Provenientes de ácidos e bases fortes.
Ex.: NaCl .
- Sais ácidos: Provenientes de ácidos fortes e bases fracas.
Ex.: NH_4Cl .
- Sais básicos: Provenientes de ácidos fracos e bases fortes.
Ex.: NaHCO_3 .

7) RELAÇÕES NUMÉRICAS

7.1 MASSA ATÔMICA E MASSA MOLECULAR

- **Massa atômica (u):** Massa de um átomo, medida em unidades de massa atômica (u).
 - Exemplo: Massa atômica do carbono (C) = 12 u.
- **Massa molecular (u):** Soma das massas atômicas dos átomos em uma molécula.
 - Exemplo: Massa molecular da água (H₂O) = 2(1 u) + 16 u = 18 u.

7.2 MOL E MASSA MOLAR

- **Mol:** É um valor convencionado que corresponde a uma quantidade de matéria que contém:

1 mol = 6,022 x 10²³ partículas (número de Avogadro).

- **Massa molar (g/mol):** Massa de 1 mol de uma dada substância.
 - Exemplo: Massa molar do carbono (C) = 12 g/mol.
 - Exemplo: Massa molar da água (H₂O) = 18 g/mol.

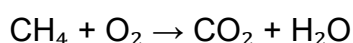
1 MOL
corresponde a {

- 6,02 x 10²³ moléculas
(segundo a Constante de Avogadro)
- Massa Molar (gramas)
- Volume = 22,4L (CNTP)

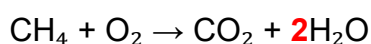
7.3 BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

- **Lei da Conservação das Massas:** O número de átomos de cada elemento deve ser igual nos reagentes e nos produtos.
- **Método de balanceamento:**
 1. Contar o número de átomos de cada elemento nos reagentes e nos produtos.
 2. Ajustar os coeficientes estequiométricos para igualar o número de átomos.

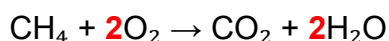
● **Exemplo:** Balanceamento da reação de combustão do metano



(há 4 hidrogênios nos reagentes e 2 nos produtos, é necessário igualar)



(Agora há 2 oxigênios nos reagentes e 4 nos produtos, é necessário igualar)



Dica: Optou-se por não começar a ajustar os coeficientes estequiométricos pelo oxigênio, pois nos produtos ele aparece em ambas as moléculas, que pode gerar dificuldades nos cálculos de balanceamento.

CAPÍTULO 8: ESTEQUIOMETRIA

8.1 ESTEQUIOMETRIA SIMPLES

A estequiometria estuda as relações quantitativas entre reagentes e produtos em uma reação química.

Cálculos estequiométricos são a relação de quantidade de substâncias que reagem entre si em um processo químico e as quantidades de produtos que são formadas. Tais quantidades são avaliadas mediante uma equação estequiométrica, que é a representação esquemática da reação ou processo químico. A equação estequiométrica correlaciona os participantes da reação química em proporções molares fixas e determinadas.

Os cálculos estequiométricos podem ser realizados de diversas formas, contudo entende-se que desenvolver metodologias auxilia na sua compreensão e realização. A ideia central é prever a quantidade de um produto formado ao longo de um processo químico ou estimar quanto de reagente será necessário para a produção de determinada massa de produto.

1. **Lei de Lavoisier:** Também chamada de “Lei de Conservação das Massas”. Baseia-se no seguinte princípio: “A soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual à soma das massas dos produtos da reação”.
2. **Lei de Proust:** Também chamada de “Lei das Proporções Constantes”. Ela baseia-se em “Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”.

● **Passos para resolver problemas estequiométricos:**

- Escrever a equação química balanceada.
- Converter massas ou volumes em mols (usando massa molar ou volume molar).
- Usar a proporção estequiométrica da equação para relacionar mols de reagentes e produtos (regra de três).
- Converter mols de volta para massa ou volume, se necessário.

Quantos moles do gás hidrogênio são necessários para a formação de amônia (NH_3), sabendo que a quantidade do gás nitrogênio é de 4 moles?

Passo 1: $N_2 + H_2 = NH_3$ (reação química)

Passo 2: Na equação as quantidades de átomos não estão equilibradas. Há 2 átomos de nitrogênio e 2 de hidrogênio nos reagentes, enquanto no produto há 1 átomo de N e 3 de hidrogênio.

Começando pelo nitrogênio, acertamos o coeficiente no produto: $N_2 + H_2 = 2NH_3$

O nitrogênio ficou equilibrado nos dois lados, mas o hidrogênio não.



Passo 3: Valor dado pelo exercício: 4 moles de N_2

Valor pedido pelo exercício: quantos moles de H_2 ? Escrevemos: x moles de H_2

Passo 4: Estabelecer as relações correspondentes quando necessário. Nesse exemplo não há necessidade, porque é de mol com mol.

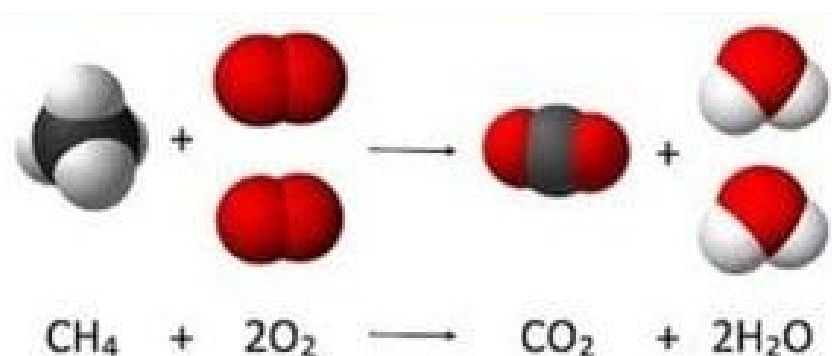
Na reação equilibrada acima, observa-se que a relação é de 1 mol de N_2 que reage com 3 moles de H_2 .

Passo 5: Fazer a regra de três.

Atenção! Coloque sempre os valores de uma substância sobre ela mesma ao montar a regra de três, quer dizer, no exemplo, nitrogênio sobre nitrogênio e hidrogênio sobre hidrogênio, como se vê abaixo:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol de } N_2 \text{ — } 3 \text{ moles de } H_2 \\
 4 \text{ moles de } N_2 \text{ — } x \text{ moles de } H_2 \\
 x \text{ moles de } H_2 = \frac{3 \text{ moles de } H_2 \cdot 4 \text{ moles de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} \\
 x \text{ moles de } H_2 = 12 \text{ moles de } H_2
 \end{array}$$

- **Exemplo:** Quantos gramas de água são produzidos na combustão de 16 g de metano (CH_4)?

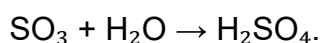
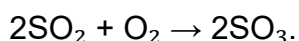
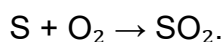


- Equação balanceada: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$.
- Massa molar do CH_4 = 16 g/mol.
- 16 g de CH_4 = 1 mol de CH_4 .
- Proporção estequiométrica: 1 mol de CH_4 produz 2 mols de H_2O .
- Massa molar da H_2O = 18 g/mol.
- 2 mols de H_2O = 36 g de H_2O .

8.2 ESTEQUIOMETRIA SUCESSIVA

Envolve uma série de reações químicas consecutivas. A quantidade de produto final depende das proporções estequiométricas de todas as reações envolvidas.

- **Exemplo:** Produção de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de enxofre (S):



Para calcular a quantidade de H_2SO_4 produzida a partir de uma dada quantidade de S, é necessário considerar todas as etapas.

8.3 PUREZA E RENDIMENTO

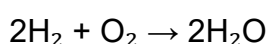
- **Pureza:** Fração da massa total de uma amostra que é realmente o reagente desejado.
 - Exemplo: Uma amostra de 100 g com 90% de pureza contém 90 g do reagente.
- **Rendimento:** Fração da quantidade teórica de produto que é realmente obtida.
 - Exemplo: Se a quantidade teórica de produto é 50 g e são obtidos 40 g, o rendimento é 80%.

8.4 REAGENTE LIMITANTE E EM EXCESSO

Reagente limitante: Aquele que é completamente consumido na reação, limitando a quantidade de produto formado.

Reagente em excesso: Aquele que não é completamente consumido.

Exemplo: Reação entre 2 mols de H_2 e 2 mol de O_2 para formar água



- O H_2 é o reagente limitante, e o O_2 está em excesso.

9) RADIOATIVIDADE

A radioatividade é a propriedade de certos núcleos atômicos emitirem radiação espontaneamente, transformando-se em outros elementos ou isótopos. Esse processo ocorre porque o núcleo possui excesso de energia ou partículas, tornando-se instável.

- Núcleos estáveis: Possuem equilíbrio entre prótons e nêutrons.
- Núcleos instáveis (radioativos): Têm um desequilíbrio e emitem radiação para se estabilizar.

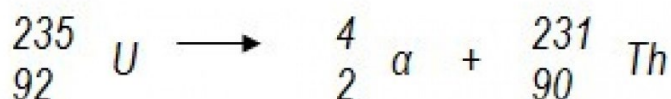
A radioatividade foi descoberta por Henri Becquerel em 1896 e posteriormente estudada por Marie Curie e Pierre Curie.

9.1 PARTÍCULAS RADIOATIVAS

As partículas emitidas pelos núcleos radioativos são classificadas em três tipos principais:

Partículas Alfa (α)

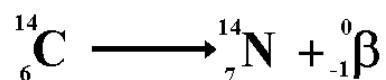
- São núcleos de hélio (He), compostos por **2 prótons e 2 nêutrons**.
- Carga: +2.
- Massa: 4 unidades de massa atômica.
- Poder de penetração: Baixo (podem ser bloqueadas por uma folha de papel ou pela pele).
- Exemplo de emissão:



Partículas Beta (β)

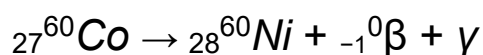
- São elétrons (β^-) ou pósitrons (β^+) emitidos pelo núcleo.
- Carga: -1 (β^-) ou +1 (β^+).
- Massa: Desprezível em comparação com partículas alfa.

- Poder de penetração: Médio (podem atravessar papel, mas são bloqueadas por chapas de metal fino).
- Exemplo de emissão β^- :



Radiação Gama (γ)

- São ondas eletromagnéticas de alta energia (fótons).
- Carga: 0.
- Massa: 0.
- Poder de penetração: Alto (são bloqueadas por materiais densos, como chumbo).
- A radiação gama geralmente acompanha a emissão de partículas alfa ou beta.
- Exemplo:

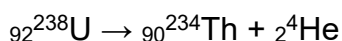


9.2 EQUACIONAMENTO DE REAÇÕES RADIOATIVAS

As reações radioativas podem ser representadas por equações nucleares, onde a soma dos números atômicos (prótons) e dos números de massa (prótons + nêutrons) deve ser igual em ambos os lados da equação.

Exemplos:

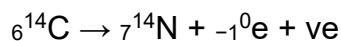
1. Decaimento Alfa:



Número atômico: $92 = 90 + 2$.

Número de massa: $238 = 234 + 4$.

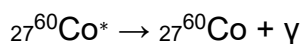
2. Decaimento Beta:



Número atômico: $6 = 7 - 1$.

Número de massa: $14 = 14 + 0$.

3. Emissão Gama:



O asterisco (*) indica um estado excitado do núcleo.

9.3 MEIA-VIDA

A meia-vida ($t_{1/2}$) é o tempo necessário para que metade dos átomos de uma amostra radioativa se desintegre. É uma característica constante para cada isótopo radioativo.

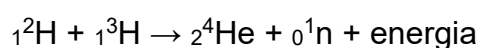
- Exemplo: A meia-vida do carbono-14 é 5.730 anos. Se uma amostra tem 10 g de ${}^{14}\text{C}$, após 5.730 anos restarão 5 g.

O isótopo ${}_{53}^{131}\text{I}$ (iodo-131) tem meia-vida de 8 dias. Se começarmos com 100 g, após 8 dias restarão 50 g, após 16 dias restarão 25 g, e assim por diante.

9.4 FUSÃO E FISSÃO NUCLEARES

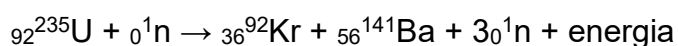
Fusão Nuclear

- É a união de dois núcleos leves para formar um núcleo mais pesado, liberando energia.
- Ocorre no Sol e em outras estrelas.
- Exemplo:



Fissão Nuclear

- É a divisão de um núcleo pesado em núcleos menores, liberando energia e nêutrons.
- Usada em usinas nucleares e bombas atômicas.
- Exemplo:



9.5 APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE

- **Medicina:** Radioterapia, diagnóstico por imagem (PET, CT).
- **Indústria:** Medição de espessuras, esterilização de equipamentos.
- **Energia:** Usinas nucleares.
- **Arqueologia:** Datação por carbono-14.

9.6 RISCOS E PROTEÇÃO

- A exposição à radiação pode causar danos celulares e câncer.
- **Proteção:** Uso de blindagens (chumbo para raios gama), distância da fonte e limitação do tempo de exposição.

10) TEORIAS MODERNAS DE ÁCIDO E BASE

10.1 TEORIA DE ARRHENIUS (CONTEXTO HISTÓRICO)

Antes de falar sobre as teorias modernas, é importante mencionar a teoria de Arrhenius, que foi uma das primeiras a definir ácidos e bases:

- **Ácido:** Substância que, em solução aquosa, libera íons H^+ (prótons).
- **Base:** Substância que, em solução aquosa, libera íons OH^- (hidroxila).
- **Limitação:** A teoria de Arrhenius só se aplica a soluções aquosas e não explica reações em outros solventes ou sem a presença de OH^- .

10.2 TEORIA DE BRØNSTED-LOWRY (1923)

Proposta independentemente por Johannes Brønsted e Thomas Lowry, essa teoria expande o conceito de ácidos e bases, tornando-o mais geral.

Definições:

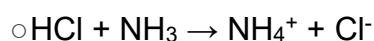
- **Ácido:** Qualquer espécie química capaz de doar um próton (H^+).
- **Base:** Qualquer espécie química capaz de aceitar um próton (H^+).

CARACTERÍSTICAS PRINCIPAIS:

Transferência de Prótons:

A reação ácido-base envolve a transferência de um próton de um ácido para uma base.

Exemplo:



- HCl doa um próton (ácido).
- NH_3 aceita um próton (base).

Pares Conjugados:

Após doar um próton, o ácido se transforma em sua base conjugada.

Após aceitar um próton, a base se transforma em seu ácido conjugado.

Exemplo:

- Ácido: $\text{HCl} \rightleftharpoons$ Base conjugada: Cl^-
- Base: $\text{NH}_3 \rightleftharpoons$ Ácido conjugado: NH_4^+

Anfoterismo:

Algumas espécies podem atuar como ácidos ou bases, dependendo do contexto. Por exemplo, a água (H_2O) pode doar ou aceitar prótons:

- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ (água como base)
- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$ (água como ácido)

Aplicação em Solventes Não Aquosos:

A teoria de Brønsted-Lowry pode ser aplicada em solventes diferentes da água, como amônia líquida ou ácido sulfúrico.

Limitações:

A teoria não explica reações onde não há transferência de prótons, como reações envolvendo óxidos ácidos ou básicos.

5.3 TEORIA DE LEWIS (1923)

Proposta por Gilbert N. Lewis, essa teoria é ainda mais abrangente que a de Brønsted-Lowry, focando na transferência de elétrons.

Definições:

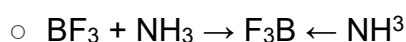
- **Ácido:** Qualquer espécie química capaz de aceitar um par de elétrons.
- **Base:** Qualquer espécie química capaz de doar um par de elétrons.

CARACTERÍSTICAS PRINCIPAIS:

• Interação Ácido-Base:

A reação envolve a formação de uma ligação covalente coordenada, onde a base doa um par de elétrons e o ácido o aceita.

Exemplo:

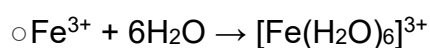


- BF_3 (ácido de Lewis) aceita um par de elétrons.
- NH_3 (base de Lewis) doa um par de elétrons.

• Amplo Alcance:

A teoria de Lewis explica reações que não envolvem prótons, como reações com óxidos, metais e complexos de coordenação.

Exemplo:



Fe^{3+} (ácido de Lewis) aceita pares de elétrons das moléculas de água (base de Lewis).

• Aplicação em Catálise:

Muitos catalisadores em química orgânica e inorgânica funcionam como ácidos de Lewis, como AlCl_3 e ZnCl_2 .

Limitações:

A teoria de Lewis é muito ampla e pode incluir reações que não são tradicionalmente consideradas ácido-base.

5.4 COMPARAÇÃO ENTRE AS TEORIAS

Característica	Arrhenius	Brønsted-Lowry	Lewis
Definição de Ácido	Libera H^+ em água	Doador de H^+	Receptor de par de elétrons
Definição de Base	Libera OH^- em água	Receptor de H^+	Doador de par de elétrons
Alcance	Limitado a água	Solventes variados	Todas as reações
Exemplo	HCl em água	$HCl + NH_3$	$BF_3 + NH_3$

Aplicações Práticas

- **Brønsted-Lowry:**
 - Explica equilíbrios ácido-base em soluções aquosas e não aquosas.
 - Útil em bioquímica, onde prótons são frequentemente transferidos.

Lewis:

- Explica reações de complexação, catálise e reações em fase gasosa.
- Amplamente usada em química orgânica e inorgânica.

CAPÍTULO 11: QUÍMICA ORGÂNICA – HIDROCARBONETOS

Proposta pelo químico alemão Friedrich August Kekulé: “Química Orgânica é o ramo da Química que estuda os compostos do carbono”. Praticamente todo composto orgânico contém carbono, porém, nem todo composto que contém carbono é orgânico. Por exemplo, o **dióxido de carbono (CO₂)**, o **ácido carbônico (H₂CO₃)** e o grafite não são compostos orgânicos.

A Química Orgânica estuda a estrutura, as propriedades, a composição, as reações e a síntese de compostos orgânicos. Esses compostos, além do carbono, podem conter outros átomos, como o hidrogênio, o **oxigênio, nitrogênio, fósforo, enxofre e halogênios**.

CARACTERÍSTICAS DO CARBONO

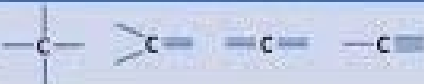
O carbono é o elemento químico principal que forma todos os compostos orgânicos. Ele é um ametal e conforme a tabela periódica, possui as seguintes características:

- Massa atômica (A) igual a 12;
- Número atômico (Z) igual a 6;
- Configuração eletrônica: K = 2 e L = 4;
- Distribuição eletrônica em estado fundamental: 1s² 2s² 2p²;
- Apresenta quatro elétrons na camada de valência;
- Pode formar quatro ligações covalentes;
- Pode formar cadeias curtas ou longas e com várias disposições;
- Alta capacidade de se ligar a outros átomos. O carbono é classificado de acordo com a posição que ocupa na cadeia carbônica. Ele pode ser primário (ligado a um carbono), secundário (ligado a dois carbonos), terciário (ligado a três carbonos) ou quaternário (ligado a quatro

11.1 HIBRIDIZAÇÃO DO CARBONO

O carbono pode formar diferentes tipos de ligações devido à sua capacidade de sofrer hibridização, que é a mistura de orbitais atômicos para formar novos orbitais híbridos. Os principais tipos de hibridização são:

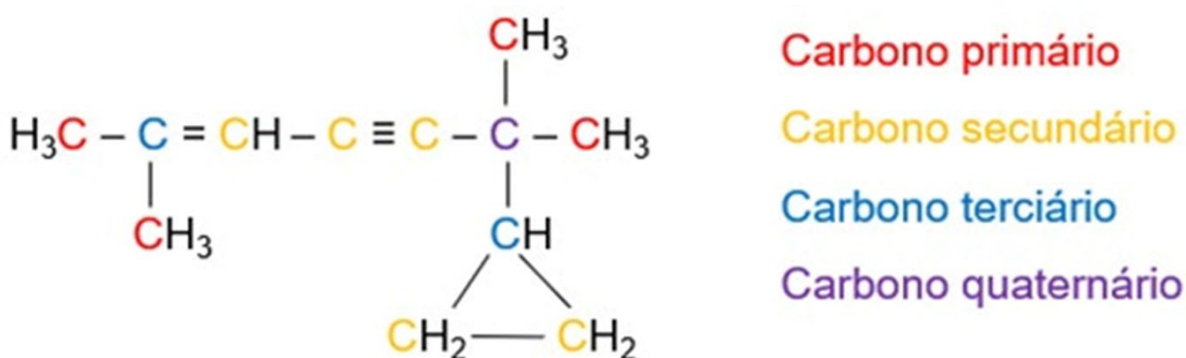
- **sp³ (hibridização tetraédrica):**
 - O carbono forma 4 ligações simples (σ).
 - Ângulo entre as ligações: 109,5°.
 - Exemplo: metano (CH₄).
- **sp² (hibridização trigonal):**
 - O carbono forma 3 ligações σ e 1 ligação π (dupla ligação).
 - Ângulo entre as ligações: 120°.
 - Exemplo: eteno (C₂H₄).
- **sp (hibridização linear):**
 - O carbono forma 2 ligações σ e 2 ligações π (tripla ligação ou duas duplas).
 - Ângulo entre as ligações: 180°.
 - Exemplo: etino (C₂H₂).

Elementos	Valências	Ligações
Carbono	Tetravalente	
Hidrogênio	Monovalente	
Oxigênio	Divalente	
Nitrogênio	Trivalente	
Halogênios	Monovalente	

11.2 CLASSIFICAÇÃO DE CARBONOS E CADEIAS CARBÔNICAS

Os carbonos em uma cadeia podem ser classificados de acordo com o número de outros carbonos aos quais estão ligados:

- **Carbono primário (1°):** Ligado a apenas 1 outro carbono.
- **Carbono secundário (2°):** Ligado a 2 outros carbonos.
- **Carbono terciário (3°):** Ligado a 3 outros carbonos.
- **Carbono quaternário (4°):** Ligado a 4 outros carbonos.



● Cadeias carbônicas:

As cadeias carbônicas podem ser **abertas, fechadas ou mistas**:

- **Cadeias carbônicas abertas, acíclicas ou alifáticas:** são aquelas que possuem duas ou mais extremidades livres.
- **Cadeias carbônicas fechadas, cíclicas ou alicíclicas:** são aquelas em que não há extremidades livres, ou seja, forma-se um ciclo.
- **Cadeias carbônicas mistas:** são aquelas que possuem uma porção com extremidade livre e outra porção fechada.

As cadeias carbônicas podem ainda ser **homogêneas, heterogêneas, saturadas, insaturadas e ramificadas ou não ramificadas**:

- **Cadeias carbônicas homogêneas:** as que possuem apenas átomos de carbono e hidrogênio.
- **Cadeias carbônicas heterogêneas:** as que apresentam heteroátomo.
- **Cadeias carbônicas saturadas:** apresentam apenas ligações simples entre os átomos de carbono.
- **Cadeias carbônicas insaturadas:** apresentam alguma ligação dupla ou tripla entre os átomos de carbono.
- **Cadeias carbônicas ramificadas ou não ramificadas:** uma cadeia ramificada é uma cadeia que possui mais de duas extremidades e, pelo menos, um carbono terciário ou quaternário.

	Cadeia ABERTA (ou ACÍCLICA ou ALIFÁTICA)		Cadeia FECHADA (ou CÍCLICA)
	Cadeia HETEROGÊNEA Apresenta heteroátomo.		Cadeia HOMOGÊNEA Não apresenta heteroátomo.
	Cadeia INSATURADA Apresenta pelo menos uma ligação dupla ou tripla.		Cadeia SATURADA Não apresenta ligação dupla nem tripla.
	Cadeia RAMIFICADA Possui mais de duas extremidades.		Cadeia NÃO RAMIFICADA (ou NORMAL) Possui apenas duas extremidades.
	Cadeia AROMÁTICA Possui anel benzênico.		Cadeia NÃO AROMÁTICA (ou ALICÍCLICA) Não possui anel benzênico.

11.3 NOMENCLATURA DE HIDROCARBONETOS

A nomenclatura dos hidrocarbonetos segue as regras da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).

A nomenclatura de substâncias formadas por cadeia aberta contém três partes:

1. O prefixo, que indica a quantidade de átomos de carbono presentes na cadeia principal;
2. O intermediário, que indica o tipo de ligação entre os átomos de carbonos;
3. O sufixo, que indica a função a que pertence o composto orgânico.

Vamos ver os principais tipos:

Alcanos

- **Fórmula geral:** C_nH_{2n+2}
- **Terminação:** -ano
- **Exemplo:** Metano (CH_4), Etano (C_2H_6).

Alcenos

- **Fórmula geral:** C_nH_{2n}
- **Terminação:** -eno
- **Exemplo:** Eteno (C_2H_4), Propeno (C_3H_6).

Alcinos

- **Fórmula geral:** C_nH_{2n-2}
- **Terminação:** -ino
- **Exemplo:** Etino (C_2H_2), Propino (C_3H_4).

Alcadienos

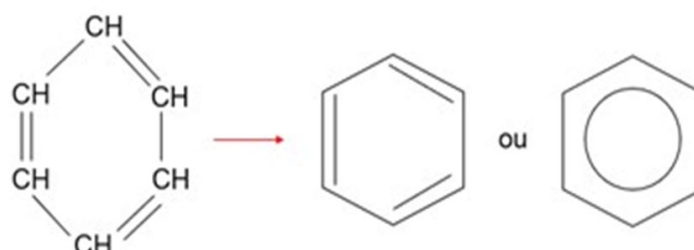
- **Fórmula geral:** C_nH_{2n-2}
- **Terminação:** -dieno
- **Exemplo:** Butadieno (C_4H_6).

Nomenclatura			
Prefixo (nº de carbonos)	Intermediário (Saturação da cadeia)	Sufixo (função)	Estrutura do grupo funcional
1 C → MET	Saturadas → AN Insaturadas 1 dupla → EN 2 duplas → DIEN 3 duplas → TRIEN 1 tripla → IN 2 triplas → DIIN 3 triplas → TRIIN 1 dupla e 1 tripla → ENIN	Hidrocarbonetos O	C, H
2 C → ET		Álcool OL	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \end{array} OH$
3 C → PROP			
4 C → BUT		Aldeído AL	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C \\ \\ H \end{array}$
5 C → PENT			
6 C → HEX			
7 C → HEPT		Cetona ONA	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$
8 C → OCT			
9 C → NON		Ácido carboxílico ÓICO	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C \\ \\ OH \end{array}$
10 C → DEC			
11 C → UNDEC			

AROMÁTICOS

Cadeias aromáticas são aquelas que possuem pelo menos um anel benzênico. O composto mais simples que esse anel apresenta é o benzeno.

O círculo dentro do hexágono mostra o fenômeno estrutural que ocorre nesses compostos: a ressonância, que consiste na deslocação das ligações π ao longo de todo o anel, formando duas nuvens eletrônicas (uma superior, e outra inferior) que recobrem o anel aromático.



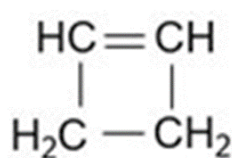
- **Fórmula geral:** C_nH_n (para anéis simples)
- **Exemplo:** Benzeno (C_6H_6), Tolueno (C_7H_8).

Estrutura	Classificação	Fórmula Geral
	Alcano	C_nH_{2n+2}
	Alceno	C_nH_{2n}
	Alcino	C_nH_{2n-2}
	Alcadieno	C_nH_{2n-2}
	Anel aromático	C_6H_6

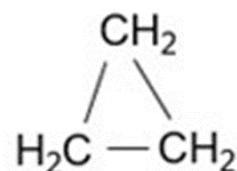
Para compostos cíclicos, segue a mesma regra de nomenclatura acima, porém deve-se adicionar o prenome ciclo. Exemplo:

Ciclanos

- **Fórmula geral:** C_nH_{2n}
- **Terminação:** -ciclo + -ano
- **Exemplo:** Ciclopropano (C_3H_6).



Ciclo buteno



Ciclo propano

Ciclenos

- **Fórmula geral:** C_nH_{2n-2}
- **Terminação:** -ciclo + -eno
- **Exemplo:** Ciclohexeno (C_6H_{10}).

12) FUNÇÕES OXIGENADAS E NITROGENADAS

As funções orgânicas são grupos de compostos orgânicos que possuem propriedades químicas semelhantes em razão da presença do mesmo grupo funcional em sua estrutura.

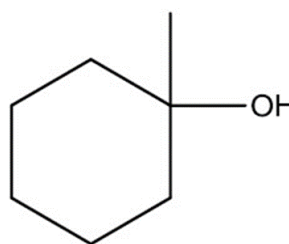
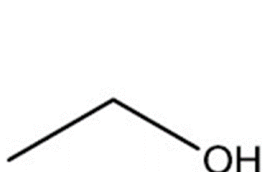
As semelhanças dos compostos orgânicos são resultado de grupos funcionais, que os caracterizam e nomeiam as substâncias de forma específica.

12.1 FUNÇÕES OXIGENADAS

São compostos orgânicos que contêm oxigênio em sua estrutura. Vamos estudar as principais:

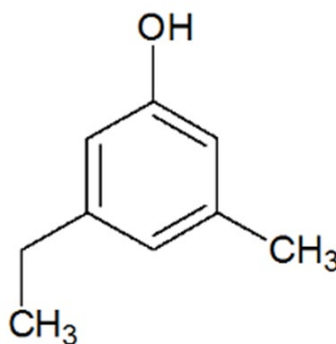
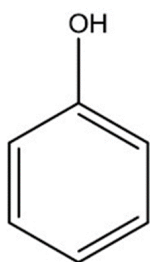
ÁLCOOIS

- **Estrutura:** Grupo hidroxila (-OH) ligado a carbono saturado.
- **Nomenclatura:** [Prefixo indicando o número de carbonos] + "ol".
 - Exemplo: Metanol (CH_3OH), Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).
- **Propriedades:** Solúveis em água, pontos de ebulição mais altos que hidrocarbonetos de massa molar similar.



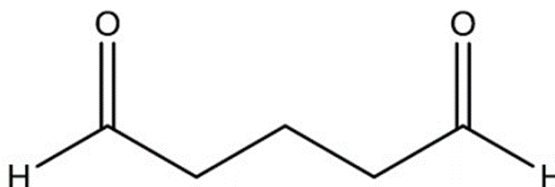
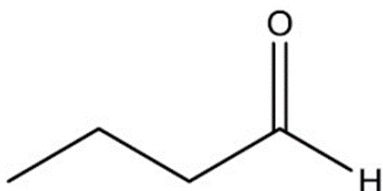
FENÓIS

- **Estrutura:** Grupo hidroxila (-OH) ligado diretamente a um anel aromático.
- **Nomenclatura:** [Nome do hidrocarboneto aromático] + "ol".
 - Exemplo: Fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$).
- **Propriedades:** Ácidos fracos, usados em desinfetantes e síntese de polímeros.



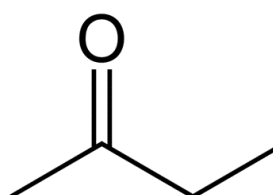
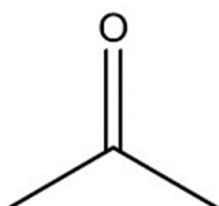
ALDEÍDOS

- **Estrutura:** Grupo carbonila (C=O) no final da cadeia.
- **Nomenclatura:** [Prefixo indicando o número de carbonos] + "al".
 - Exemplo: Metanal (HCHO), Etanal (CH₃CHO).
- **Propriedades:** Odor característico, usados em síntese orgânica.



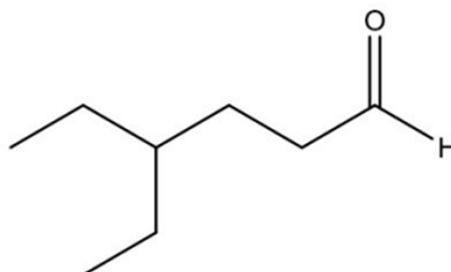
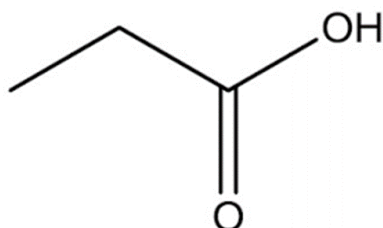
CETONAS

- **Estrutura:** Grupo carbonila (C=O) no meio da cadeia.
- **Nomenclatura:** [Prefixo indicando o número de carbonos] + "ona".
 - Exemplo: Propanona (CH₃COCH₃).
- **Propriedades:** Solventes comuns, como a acetona.



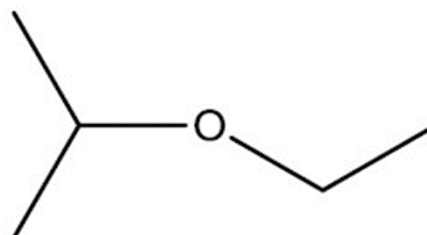
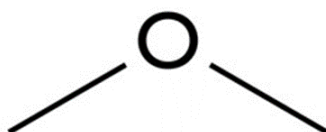
ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

- **Estrutura:** Grupo carboxila (-COOH).
- **Nomenclatura:** [Prefixo indicando o número de carbonos] + "óico".
 - Exemplo: Ácido acético (CH_3COOH).
- **Propriedades:** Ácidos fracos, presentes em vinagre e alimentos.



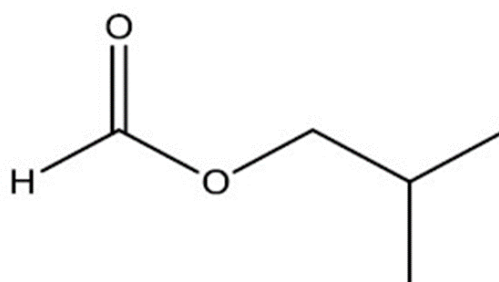
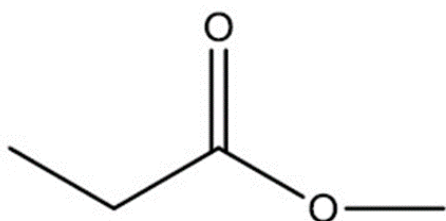
ÉTERES

- **Estrutura:** Oxigênio ligado a dois grupos alquila ou arila.
- **Nomenclatura:** [Nome dos grupos ligados ao oxigênio] + "éter".
 - Exemplo: Éter etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$).
- **Propriedades:** Voláteis, usados como solventes.



ÉSTERES

- **Estrutura:** Derivados de ácidos carboxílicos, com -OH substituído por -OR.
- **Nomenclatura:** [Nome do grupo alquila] + [nome do ácido carboxílico com terminação "ato"].
 - Exemplo: Acetato de etila ($\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$).
- **Propriedades:** Aromas agradáveis, usados em fragrâncias e sabores.

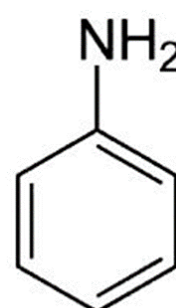
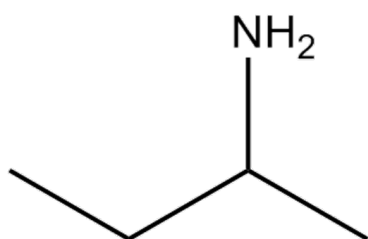


12.2 FUNÇÕES NITROGENADAS

São compostos orgânicos que contêm nitrogênio em sua estrutura. Vamos estudar as principais:

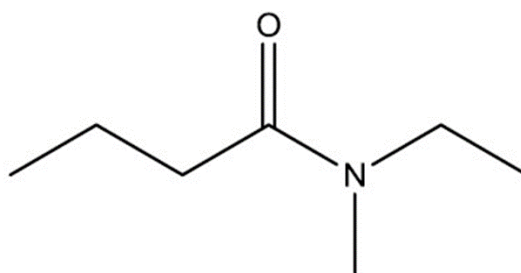
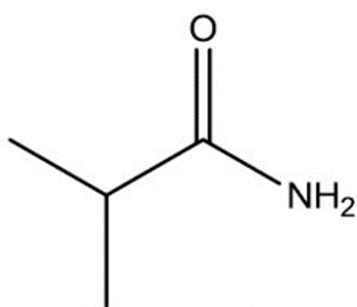
AMINAS

- **Estrutura:** Derivados da amônia (NH_3), com hidrogênios substituídos por grupos alquila ou arila.
- **Nomenclatura:** [Nome dos grupos ligados ao nitrogênio] + "amina".
 - Exemplo: Metilamina (CH_3NH_2).
- **Propriedades:** Básicas, usadas em síntese de fármacos.



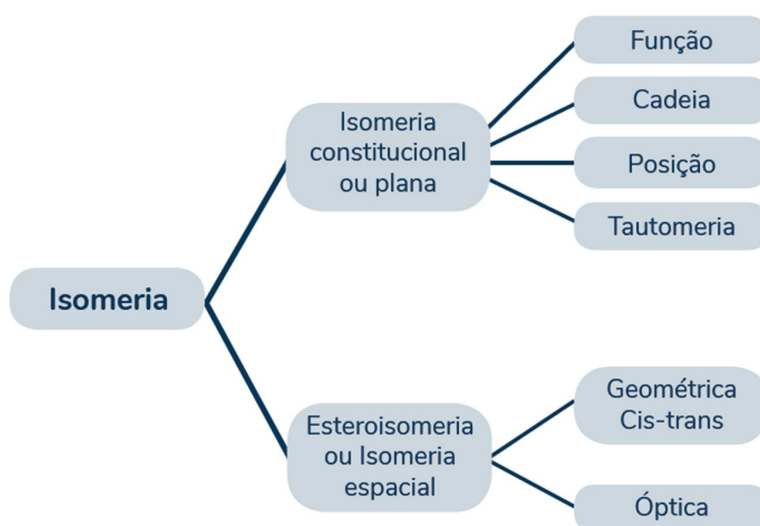
AMIDAS

- **Estrutura:** Grupo carbonila ($\text{C}=\text{O}$) ligado a um nitrogênio.
- **Nomenclatura:** [Nome do ácido carboxílico correspondente] + "amida".
 - Exemplo: Acetamida (CH_3CONH_2).
- **Propriedades:** Presentes em proteínas e polímeros.



13) ISOMERIA

A isomeria é um fenômeno químico em que duas ou mais substâncias diferentes compartilham a mesma fórmula molecular, mas possuem estruturas distintas, o que resulta em propriedades físicas e químicas diferentes. A isomeria pode ser dividida em dois grandes grupos: isomeria plana (ou constitucional) e isomeria espacial (ou estereoisomeria). Vamos explorar cada um desses tipos em detalhes.



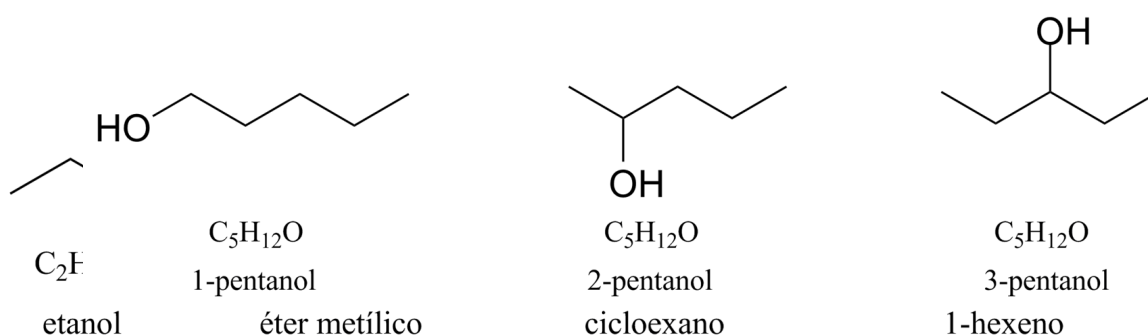
13.1 ISOMERIA PLANA

A isomeria plana ocorre quando os isômeros diferem na forma como os átomos estão conectados na cadeia carbônica. Ela pode ser classificada em:

A) ISOMERIA DE FUNÇÃO

Os isômeros pertencem a funções orgânicas diferentes. Isso ocorre porque os grupos funcionais são distintos. Exemplos clássicos incluem:

- Álcool e Éter: $C_2H_6OC_2H_6O$
 - Etanol (CH_3CH_2OH): álcool.
 - Dimetiléter (CH_3OCH_3): éter.
- Aldeído e Cetona: $C_3H_6OC_3H_6O$
 - Propanal (CH_3CH_2CHO): aldeído.

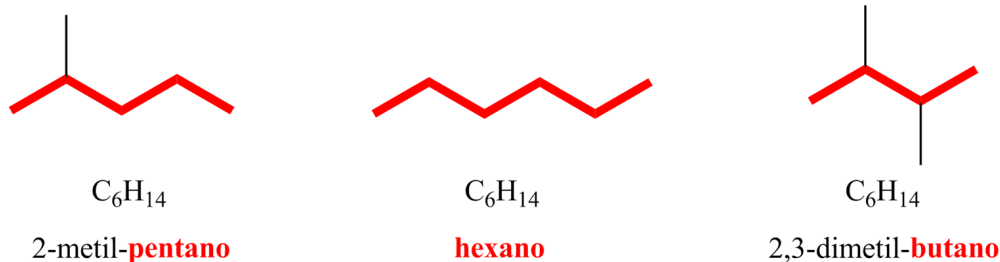


- Propanona (CH_3COCH_3): cetona.

B) ISOMERIA DE CADEIA

Os isômeros diferem na estrutura da cadeia carbônica, que pode ser aberta (acíclica) ou fechada (cíclica), ramificada ou linear. Exemplos:

- Butano ($CH_3CH_2CH_2CH_3$): cadeia linear.
- Metilpropano ($CH_3CH(CH_3)CH_3$): cadeia ramificada.



C) ISOMERIA DE POSIÇÃO

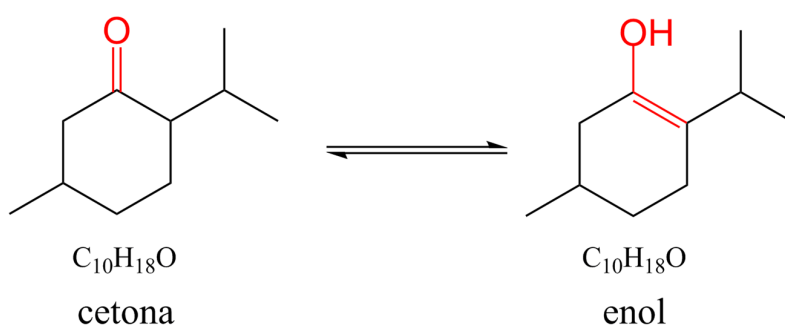
Os isômeros possuem o mesmo grupo funcional, mas ele está localizado em posições diferentes na cadeia carbônica. Exemplos:

- Propan-1-ol ($CH_3CH_2CH_2OH$): grupo OH no carbono 1.
- Propan-2-ol ($CH_3CH(OH)CH_3$): grupo OH no carbono 2.

D) TAUTOMERIA

É um caso especial de isomeria de função, onde os isômeros coexistem em equilíbrio dinâmico, geralmente envolvendo a migração de um átomo de hidrogênio e a mudança de posição de uma ligação dupla. O exemplo mais comum é a tautomeria ceto-enólica:

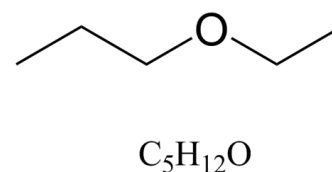
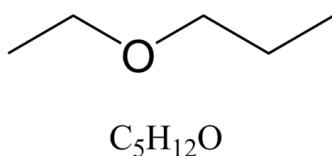
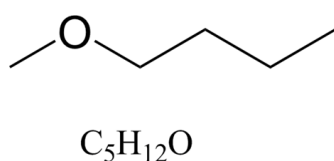
- Forma ceto: CH_3COCH_3 (propanona).
- Forma enol: $\text{CH}_2=\text{C}(\text{OH})\text{CH}_3$ (enol).



E) METAMERIA

Também chamada de isomeria de compensação, ocorre em compostos que possuem heteroátomos (como oxigênio, nitrogênio ou enxofre) na cadeia. Os isômeros diferem na posição do heteroátomo. Exemplo:

- Metoxipropano ($\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$) oxigênio entre o carbono 1 e 2.
- Etoxietano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$): oxigênio entre o carbono 2 e 3.



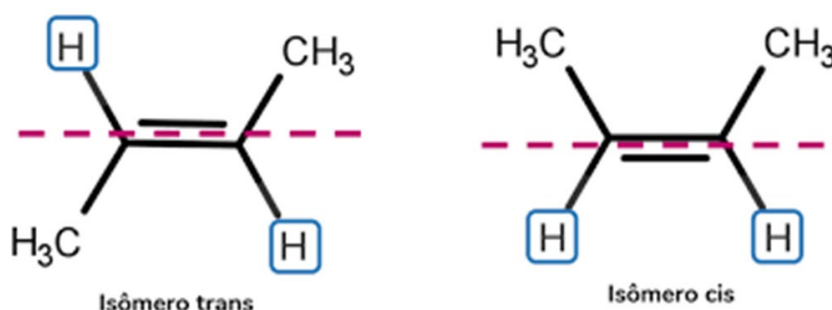
13.2 ISOMERIA ESPACIAL

A isomeria espacial ocorre quando os isômeros possuem a mesma fórmula molecular e a mesma sequência de ligações, mas diferem na disposição espacial dos átomos. Pode ser dividida em:

A) ISOMERIA GEOMÉTRICA (CIS-TRANS)

Ocorre em compostos com ligações duplas (C=C) ou em compostos cíclicos, onde há restrição à rotação. Os grupos ligados aos carbonos da ligação dupla ou ao ciclo podem estar do mesmo lado (cis) ou em lados opostos (trans). Exemplos:

- Cis-2-buteno: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ (grupos metil do mesmo lado).
- Trans-2-buteno: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ (grupos metil em lados opostos).



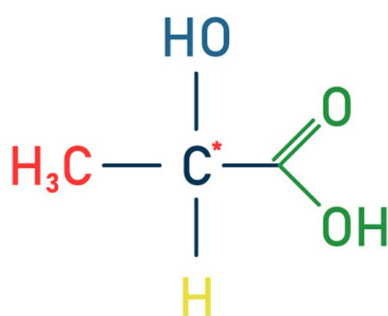
B) ISOMERIA ÓPTICA

Ocorre em moléculas que possuem carbonos assimétricos (ou quirais), ou seja, carbonos ligados a quatro grupos diferentes. Essas moléculas são capazes de desviar o plano da luz polarizada, sendo chamadas de opticamente ativas. Existem dois tipos de isômeros ópticos:

- Enantiômeros: são imagens especulares não sobreponíveis. Um desvia a luz polarizada para a direita (++) e o outro para a esquerda (--).
- Diastereoisômeros: não são imagens especulares e possuem propriedades físicas e químicas diferentes.

Exemplos:

- Ácido láctico: $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ (possui um carbono assimétrico).
- Gliceraldeído: $\text{CH}_2\text{OHCH}(\text{OH})\text{CHO}$ (possui um carbono assimétrico).



14) REAÇÕES ORGÂNICAS

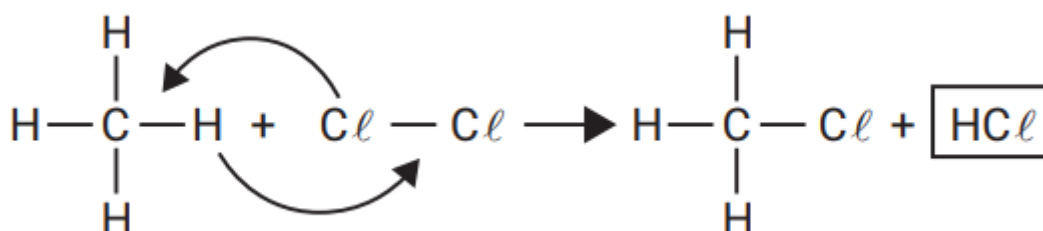
Essas reações são fundamentais na química orgânica e têm aplicações práticas em sínteses industriais, farmacêuticas e biológicas.

14.1 REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO

Nas reações de substituição, um átomo ou grupo de átomos é substituído por outro em uma molécula. Podem ocorrer em compostos saturados (alcanos) ou aromáticos.

A) HALOGENAÇÃO DE ALCANOS

- O que é: Substituição de um hidrogênio por um halogênio (Cl_2 , Br_2 , etc.).
- Mecanismo: Radicál livre, iniciado por luz ou calor.
- Exemplo:
 $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
- Detalhes: Ocorre em etapas: iniciação, propagação e terminação.



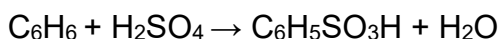
B) NITRAÇÃO DE AROMÁTICOS

- O que é: Introdução de um grupo nitro ($-\text{NO}_2$) em um anel aromático.
- Reagentes: Ácido nítrico (HNO_3) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- Mecanismo: Eletrofílico, com formação do íon nitrônio (NO_2^+).
- Exemplo:
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

C) SULFONAÇÃO DE AROMÁTICOS

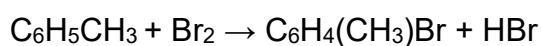
- O que é: Introdução de um grupo sulfônico ($-\text{SO}_3\text{H}$) em um anel aromático.

- Reagentes: Ácido sulfúrico (H_2SO_4) ou trióxido de enxofre (SO_3).
- Mecanismo: Eletrofílico, com formação do íon SO_3H^+ .
- Exemplo:



D) SUBSTITUIÇÃO EM AROMÁTICOS

- O que é: Aromaticidade é mantida após a substituição.
- Orientação: Grupos já presentes no anel influenciam a posição do novo substituinte (orto, meta ou para).
- Exemplo:

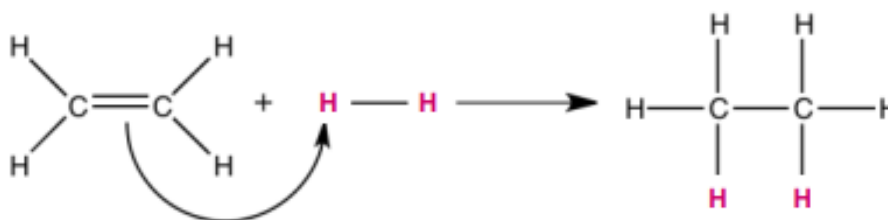
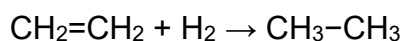


14.2 REAÇÕES DE ADIÇÃO

Nas reações de adição, átomos ou grupos são adicionados a uma molécula insaturada (alcenos ou alcinos).

A) HIDROGENAÇÃO

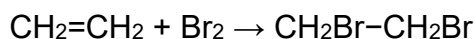
- **O que é:** Adição de hidrogênio (H_2) a uma ligação dupla ou tripla.
- **Catalisador:** Ni, Pd ou Pt.
- **Exemplo:**



B) HALOGENAÇÃO

- **O que é:** Adição de halogênios (Cl_2 , Br_2) a uma ligação dupla.

- **Exemplo:**



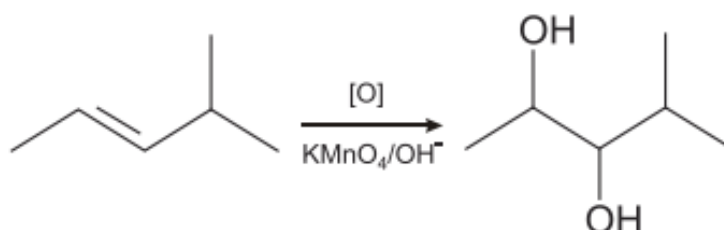
C) ADIÇÃO DE HX (HALOGÊNIOS ÁCIDOS)

- **O que é:** Adição de HX (HCl, HBr) a uma ligação dupla.
- **Regra de Markovnikov:** O hidrogênio se liga ao carbono mais hidrogenado.
- **Exemplo:**



14.3 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO

- O que é: Quebra da ligação dupla com formação de compostos oxigenados.
- **Reagentes:** KMnO_4 (permanganato de potássio) ou OsO_4 (tetróxido de ósmio).
- **Produtos:** Diols (glicóis) ou ácidos carboxílicos, dependendo das condições.
- Exemplo:



14.4 REAÇÕES DE ELIMINAÇÃO

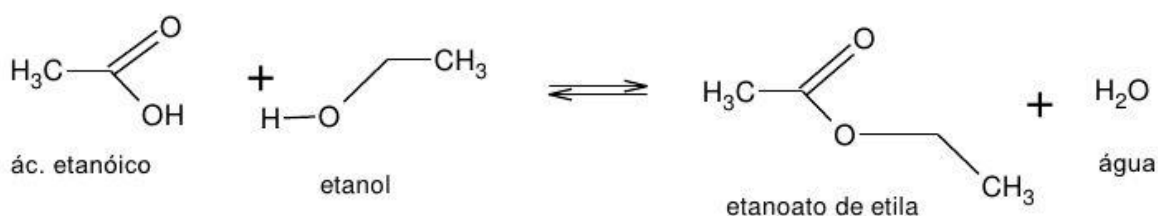
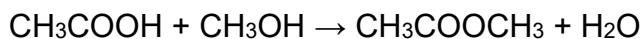
OXIDAÇÃO DE ÁLCOOIS

- **O que é:** Conversão de álcoois em compostos carbonílicos (aldeídos ou cetonas) ou ácidos carboxílicos.
- **Reagentes:** KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ou PCC (clorocromato de piridínio).
- **Exemplos:**
 - Álcoois primários $\rightarrow$ Aldeídos $\rightarrow$ Ácidos carboxílicos.
 - Álcoois secundários $\rightarrow$ Cetonas.
 - Álcoois terciários $\rightarrow$ Não oxidam facilmente.

14.5 ESTERIFICAÇÃO E HIDRÓLISE

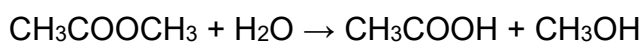
A) ESTERIFICAÇÃO

- **O que é:** Reação entre um ácido carboxílico e um álcool para formar um éster.
- **Catalisador:** Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- **Exemplo:**



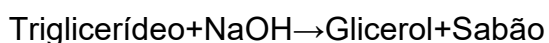
B) HIDRÓLISE DE ÉSTERES

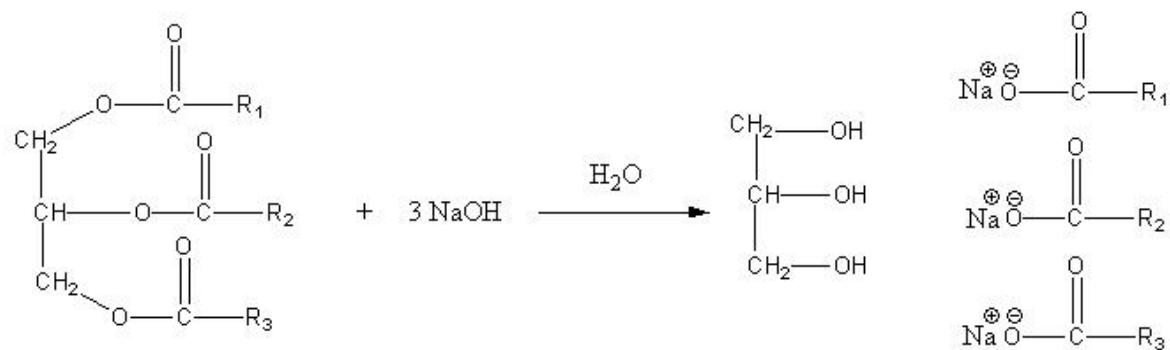
- **O que é:** Quebra de um éster em ácido carboxílico e álcool.
- **Condições:** Meio ácido ou básico.
- **Exemplo:**



14.6 SAPONIFICAÇÃO

- **O que é:** Hidrólise básica de ésteres (especialmente triglicerídeos) para formar sabões.
- **Reagentes:** NaOH ou KOH .
- **Exemplo:**





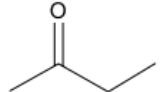
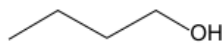
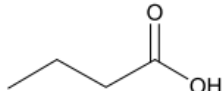
15) PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

15.1 ACIDEZ E BASICIDADE

- **Acidez:** Compostos orgânicos podem doar prótons (H^+). A acidez é influenciada pela estabilidade do ânion formado após a doação do próton.
 - **Exemplo:** Ácidos carboxílicos ($R-COOH$) são mais ácidos que fenóis ($Ar-OH$), que são mais ácidos que álcoois ($R-OH$).
- **Basicidade:** Compostos orgânicos que podem aceitar prótons (H^+). Aminas ($R-NH_2$) são bases orgânicas comuns.
 - **Exemplo:** A metilamina (CH_3NH_2) é mais básica que a anilina ($C_6H_5NH_2$) devido ao efeito do anel aromático.

15.2 TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

- **Fatores que influenciam:**
 - **Forças intermoleculares:** Compostos com ligações de hidrogênio têm pontos de ebulição mais altos.
 - **Massa molar:** Compostos com maior massa molar tendem a ter pontos de ebulição mais altos.
 - **Ramoificação:** Compostos ramificados têm pontos de ebulição mais baixos que os lineares.
- **Exemplo:** O etanol (CH_3CH_2OH) tem ponto de ebulição mais alto que o éter dimetílico (CH_3OCH_3) devido às ligações de hidrogênio.

Substância	Fórmula estrutural	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água (g/L)	Ponto de ebulição (°C)
Butano		58	$6,1 \times 10^{-2}$	-0,5
Butanona		72	290	80
Butan-1-ol		74	90	118
Ácido butanoico		88	miscível	163

15.3 SOLUBILIDADE

- **Regra geral:** "Semelhante dissolve semelhante".
 - Compostos polares são solúveis em solventes polares (ex: água).
 - Compostos apolares são solúveis em solventes apolares (ex: hexano).
- **Exemplo:** O etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) é solúvel em água, enquanto o hexano (C_6H_{14}) não é.

16) SOLUÇÕES

Uma solução química é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Ela é composta por um solvente (o componente em maior quantidade) e um ou mais solutos (os componentes em menor quantidade). O solvente é geralmente um líquido, mas também pode ser um gás ou um sólido. O soluto pode ser sólido, líquido ou gás.

16.1 TIPOS DE SOLUÇÃO

As soluções podem ser classificadas de acordo com o estado físico do solvente e do soluto:

- **Solução Líquida:** O solvente é um líquido. Exemplo: água com sal (solvente: água; soluto: sal).
- **Solução Sólida:** O solvente é um sólido. Exemplo: ligas metálicas como o bronze (solvente: cobre; soluto: estanho).
- **Solução Gasosa:** O solvente é um gás. Exemplo: ar atmosférico (solvente: nitrogênio; soluto: oxigênio, argônio, etc.).

16.2 COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

O coeficiente de solubilidade é a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em uma determinada quantidade de solvente, a uma dada temperatura e pressão. Ele é expresso em gramas de soluto por 100 gramas de solvente.

- **Solução Saturada:** Contém a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida a uma dada temperatura.
- **Solução Insaturada:** Contém menos soluto do que o máximo que pode ser dissolvido.
- **Solução Supersaturada:** Contém mais soluto do que o máximo que pode ser dissolvido em condições normais. Essas soluções são instáveis e podem precipitar o excesso de soluto.



16.3 UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

Unidades de concentração são medidas que expressam a quantidade de uma substância (soluto) presente em uma solução em relação à quantidade total da solução. Elas são usadas para descrever a composição de soluções, misturas e suspensões em diversas áreas, como química, análises clínicas e outras aplicações.

A concentração de uma solução descreve a quantidade de soluto presente em uma determinada quantidade de solvente ou solução. Existem várias maneiras de expressar a concentração:

A) CONCENTRAÇÃO COMUM (C)

A concentração comum é a razão entre a massa do soluto (m) e o volume da solução (V). É expressa em g/L.

$$C = \frac{m \text{ soluto}}{V \text{ solução}}$$

B) MOLARIDADE (M)

A molaridade é a razão entre o número de mols do soluto (n) e o volume da solução em litros (V). É expressa em mol/L.

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ solução}}$$

Onde:

$$n = \frac{m \text{ soluto}}{M \text{ massa molar}}$$

C) TÍTULO (T)

O título é a razão entre a massa do soluto (m_{soluto}) e a massa total da solução ($m_{\text{solução}}$). Pode ser expresso em porcentagem ($\tau\%$) ou em fração.

$$\tau = \frac{m \text{ soluto}}{m \text{ solução}}$$

$$\tau\% = \tau \times 100$$

D) PORCENTAGEM EM MASSA (%M/M)

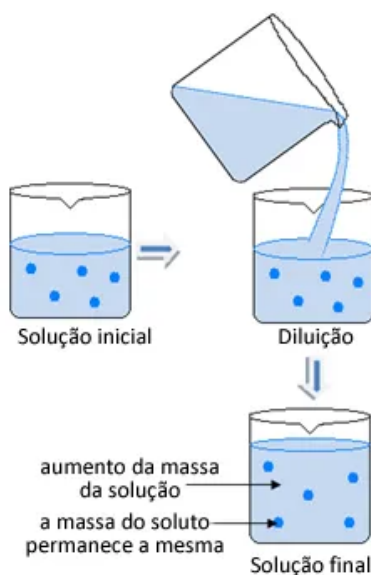
É a porcentagem da massa do soluto em relação à massa total da solução.

$$\%m/m = \left(\frac{m \text{ soluto}}{m \text{ solução}} \right) \times 100$$

E) PORCENTAGEM EM VOLUME (%V/V)

É a porcentagem do volume do soluto em relação ao volume total da solução.

$$\%v/v = \left(\frac{V \text{ soluto}}{V \text{ solução}} \right) \times 100$$



16.4 DILUIÇÃO

Diluição é o processo de adicionar mais solvente a uma solução para diminuir a concentração do soluto. A relação entre as concentrações antes e depois da diluição é dada por:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Onde:

- C_1 e V_1 são a concentração e o volume antes da diluição.
- C_2 e V_2 são a concentração e o volume após a diluição.

16.5 MISTURAS DE SOLUÇÕES

A) MISTURAS SEM REAÇÃO QUÍMICA

Quando duas soluções são misturadas e não há reação química entre os solutos, a concentração final pode ser calculada considerando a conservação da massa e do volume.

Mistura de Soluções de Mesmo Solute:

$$C_f = \frac{(C_1V_1 + C_2V_2)}{(V_1 + V_2)}$$

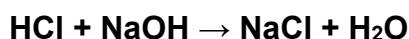
Mistura de Soluções de Solutos Diferentes:

A concentração de cada soluto na solução final é calculada separadamente.

B) MISTURAS COM REAÇÃO QUÍMICA

Quando as soluções misturadas contêm solutos que reagem entre si, é necessário considerar a estequiometria da reação para determinar a concentração final dos produtos e reagentes.

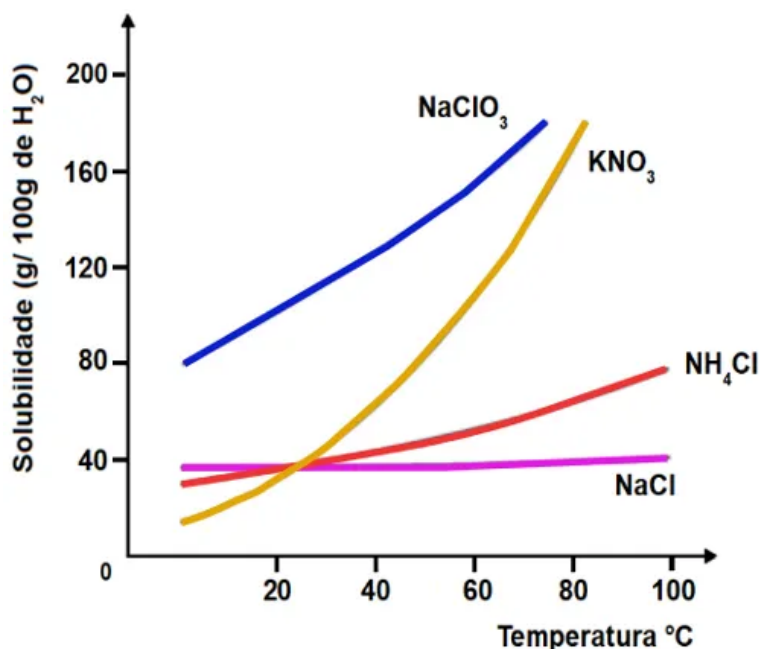
Exemplo: Mistura de uma solução de ácido clorídrico (HCl) com uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) resulta em uma reação de neutralização:



Neste caso, a concentração final dos íons Na^+ e Cl^- será determinada pela quantidade de mols de cada reagente que reage.

16.6 CURVA DE SOLUBILIDADE

A solubilidade de um soluto em um solvente varia com a temperatura. A curva de solubilidade é um gráfico que mostra a quantidade de soluto que pode ser dissolvida em 100 g de solvente em função da temperatura. Para a maioria dos sólidos, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura, enquanto para os gases, a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.



Fatores que Afetam a Solubilidade

- **Temperatura:** A solubilidade de sólidos geralmente aumenta com a temperatura, enquanto a de gases diminui.
- **Pressão:** A pressão afeta principalmente a solubilidade de gases em líquidos (Lei de Henry).
- **Natureza do Solute e do Solvente:** Substâncias polares tendem a se dissolver em solventes polares, e substâncias apolares em solventes apolares (regra "semelhante dissolve semelhante").

17) TERMOQUÍMICA

A Termoquímica é o ramo da Termodinâmica que estuda as trocas de calor associadas a reações químicas e processos físicos. Ela analisa como a energia é absorvida ou liberada durante essas transformações, permitindo prever a viabilidade e as condições ideais para reações.

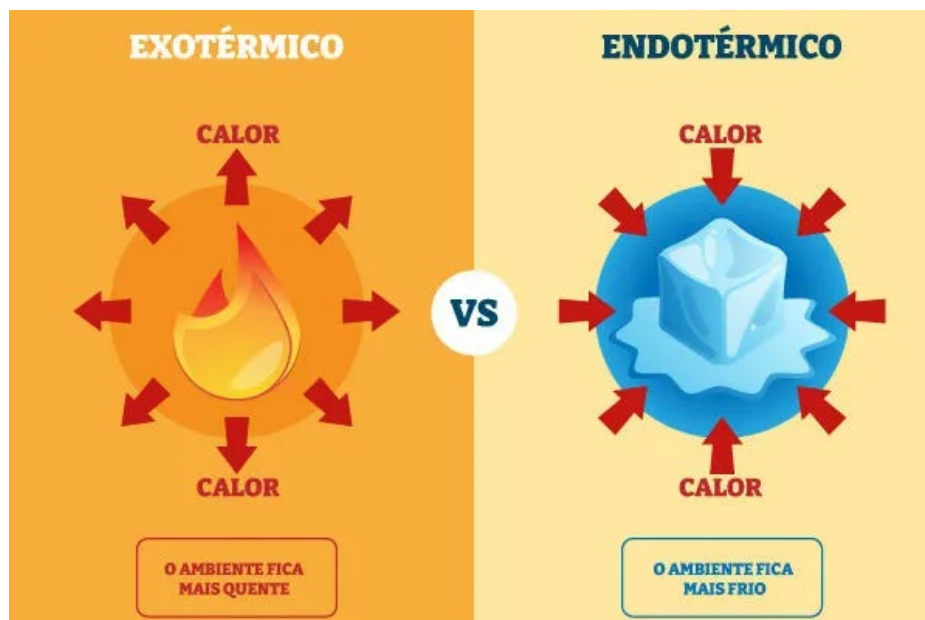
17.1 PROCESSOS ENDOTÉRMICOS E EXOTÉRMICOS

Na termoquímica, estudamos as trocas de energia, principalmente na forma de calor, que acompanham as reações químicas.

- **Reações exotérmicas** são aquelas que liberam calor para o meio ambiente. Isso ocorre quando os produtos possuem menor energia do que os reagentes. Exemplo: combustão de hidrocarbonetos (como a gasolina), que libera calor e luz.
- **Reações endotérmicas** são aquelas que absorvem calor do ambiente. Isso significa que os produtos ficam com mais energia do que os reagentes. Exemplo: a fotossíntese, onde a planta absorve energia solar para transformar CO₂ e água em glicose.

A identificação de uma reação como endotérmica ou exotérmica é feita observando o sinal da variação de entalpia (ΔH):

Processos exotérmicos e endotérmicos são processos que envolvem a troca de energia com o ambiente.

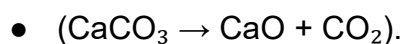


PROCESSOS EXOTÉRMICOS

- Definição: Liberam calor para o ambiente ($\Delta H < 0$).
- Exemplos:
 - Combustão (queima de madeira, gasolina).
 - Neutralização de ácidos e bases.
 - Respiração celular.
- Características:
 - A temperatura do ambiente aumenta.
 - A energia dos produtos é menor que a dos reagentes.

PROCESSOS ENDOTÉRMICOS

- Definição: Absorvem calor do ambiente ($\Delta H > 0$).
- Exemplos:
 - Fotossíntese.
 - Evaporação da água.
 - Decomposição térmica do carbonato de cálcio



- Características:

- A temperatura do ambiente diminui.
- A energia dos produtos é maior que a dos reagentes.

17.2 ENTALPIA (H)

Entalpia é o conteúdo de energia de uma substância sob pressão constante, representada por H . Como não é possível medir a entalpia absoluta, trabalha-se com a variação de entalpia (ΔH) entre reagentes e produtos.

A entalpia é uma função de estado, o que significa que depende apenas do estado inicial e final do sistema, não do caminho percorrido.

CONCEITO

- Entalpia (H): Medida da energia total de um sistema, incluindo energia interna e trabalho de expansão (pressão $\times$ volume).
- Variação de Entalpia (ΔH): A quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação, a pressão constante, é chamada de calor de reação ou entalpia de reação.

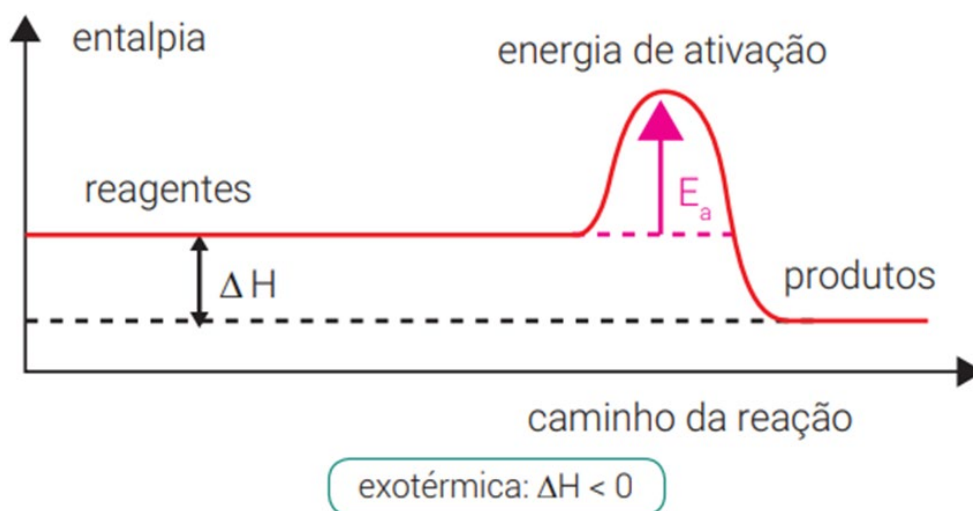
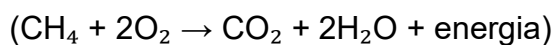
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Tipos de ΔH

- $\Delta H > 0$ (Endotérmico): O sistema absorve energia.
- $\Delta H < 0$ (Exotérmico): O sistema libera energia.

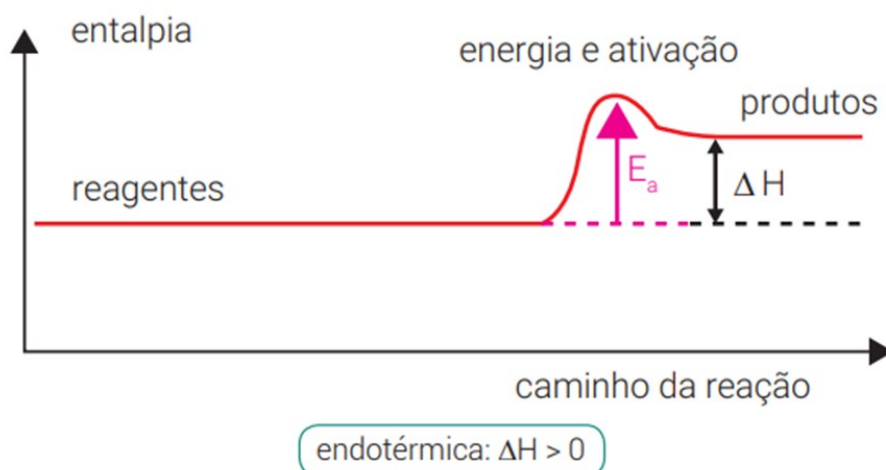
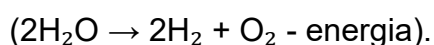
17.3 DIAGRAMAS DE ENTALPIA

- **Reação Exotérmica:**
 - Os produtos têm menor entalpia que os reagentes.
 - Gráfico decrescente.
 - Exemplo: Combustão do metano



• **Reação Endotérmica:**

- Os produtos têm maior entalpia que os reagentes.
- Gráfico crescente.
- Exemplo: Decomposição da água



Energia de Ativação (E_a)

- Energia mínima necessária para iniciar uma reação, é a quantidade de energia necessária para que uma reação química ocorra. Abaixo dessa quantidade definida, a reação química não se processa.

Quando uma reação química se processa, ocorrem choques entre as moléculas dos reagentes. Nesses choques, as ligações dos reagentes são enfraquecidas e inicia-se a formação de novas ligações. Essa etapa representa o estado intermediário, também chamado de complexo ativado.

Essa energia de ativação pode sofrer alteração na presença de um catalisador no meio reacional. O catalisador é uma substância que tem a capacidade de reduzir a energia de ativação. Esse catalisador não participa efetivamente da reação, ou seja, não é consumido no processo.

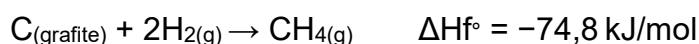
- Representada como uma "barreira" no gráfico.

17.4 ENTALPIA DE FORMAÇÃO E COMBUSTÃO

ENTALPIA DE FORMAÇÃO (ΔH_f°)

Entalpia de formação (ΔH_f°) é a energia envolvida na formação de 1 mol de uma substância a partir de seus elementos em seus estados padrões. Por definição, de elementos no estado padrão é zero.

- Definição: Variação de entalpia quando 1 mol de substância é formado a partir de seus elementos no estado padrão (25°C, 1 atm).
- Exemplo:



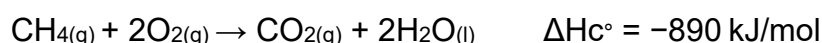
Substâncias com $\Delta H_f^\circ = 0$: Elementos em seu estado padrão

($\text{O}_{2(\text{g})}$, $\text{H}_{2(\text{g})}$, $\text{C}_{(\text{grafite})}$).

ENTALPIA DE COMBUSTÃO (ΔH_c°)

Entalpia de combustão (ΔH_c°) é a energia liberada na queima completa de 1 mol de uma substância. Sempre é negativa (exotérmica).

- Definição: Calor liberado na queima de 1 mol de substância em excesso de O_2 .
- Exemplo:



17.5 LEI DE HESS

A Lei de Hess afirma que a variação total de entalpia de uma reação é a mesma, independentemente do caminho realizado. Se uma reação pode ser dividida em etapas, a global é a soma das etapas intermediárias.

Princípio

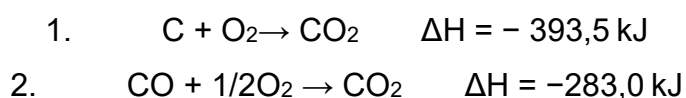
- "A variação de entalpia de uma reação depende apenas dos estados inicial e final, não do caminho percorrido."
- Permite calcular ΔH de reações difíceis de medir experimentalmente.

Aplicação

- Exemplo: Calcular ΔH da reação:



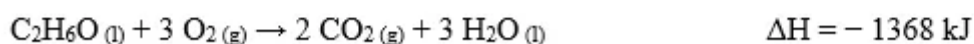
Dadas as reações:



Solução:

$$\Delta H = (-393,5) - (-283,0) = -110,5 \text{ kJ}$$

Exemplo:



17.6 ENERGIA DE LIGAÇÃO

É a quantidade de energia necessária para romper uma ligação covalente em 1 mol de moléculas no estado gasoso. É usada para calcular a variação de entalpia aproximada:

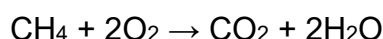
Conceito

- Energia necessária para quebrar 1 mol de ligação no estado gasoso.
- Exemplo:
 - $\text{H}-\text{H} \rightarrow 436 \text{ kJ/mol}$ (energia para romper a ligação H_2).
 - $\text{O}=\text{O} \rightarrow 498 \text{ kJ/mol}$.

Cálculo de ΔH a partir de Energias de Ligação

$$\Delta H = \sum(\text{Energia das ligações quebradas}) - \sum(\text{Energia das ligações formadas})$$

Exemplo:



- Ligações quebradas:

$$4 \text{C}-\text{H} (414 \text{ kJ/mol} \times 4) + 2 \text{O}=\text{O} (498 \text{ kJ/mol} \times 2) = 1656 + 996 = 2652 \text{ kJ.}$$

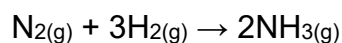
- Ligações formadas:

$$2 \text{ C=O } (804 \text{ kJ/mol} \times 2) + 4 \text{ O-H } (463 \text{ kJ/mol} \times 4) = 1608 + 1852 = 3460 \text{ kJ.}$$

$$\Delta H = 2652 - 3460 = -808 \text{ kJ (exotérmica).}$$

EXERCÍCIO PRÁTICO

Calcule ΔH para a síntese da amônia (NH_3) a partir de:



Dados:

- Energia de ligação $\text{N}\equiv\text{N}$: 945 kJ/mol.
- H-H : 436 kJ/mol.
- N-H : 391 kJ/mol.

Resposta:

$$\Delta H = [945 + 3(436)] - [6(391)] = 2253 - 2346 = -93 \text{ kJ (exotérmica)}$$

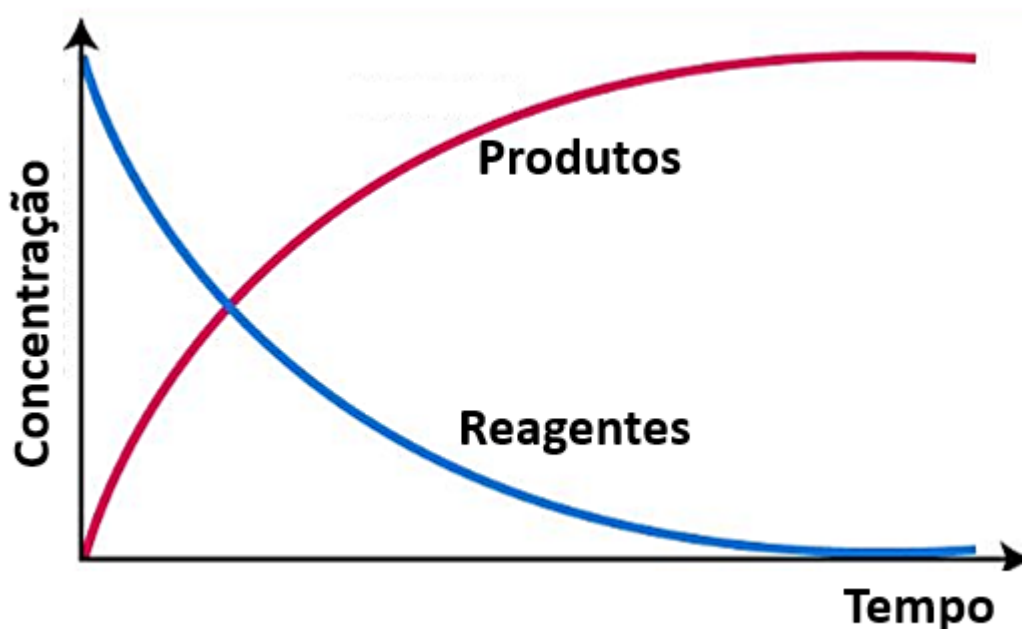
18) CINÉTICA QUÍMICA

18.1 VELOCIDADE DE REAÇÃO

Em química, velocidade de reação refere-se à rapidez com que uma reação química ocorre, ou seja, a taxa na qual reagentes são consumidos e produtos são formados. Essa velocidade pode variar amplamente, dependendo de vários fatores, como temperatura, concentração dos reagentes, presença de catalisadores e superfície de contato

Velocidade de reação representa a variação da concentração dos reagentes ou produtos por unidade de tempo:

- Velocidade de formação: aumento da concentração dos produtos.
- Velocidade de consumo: diminuição da concentração dos reagentes.



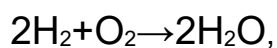
- **Definição:** Medida da rapidez com que os reagentes são transformados em produtos.
- **Velocidade média de formação de produtos:**

$$v = \frac{\Delta[\text{produto}]}{\Delta t}$$

- **Velocidade média de consumo de reagentes:**

$$v = \frac{-\Delta[\text{reagente}]}{\Delta t}$$

- **Exemplo:** Na reação



se a concentração de H_2 diminui 0,1 mol/L em 10 segundos, a velocidade média de consumo de H_2 é

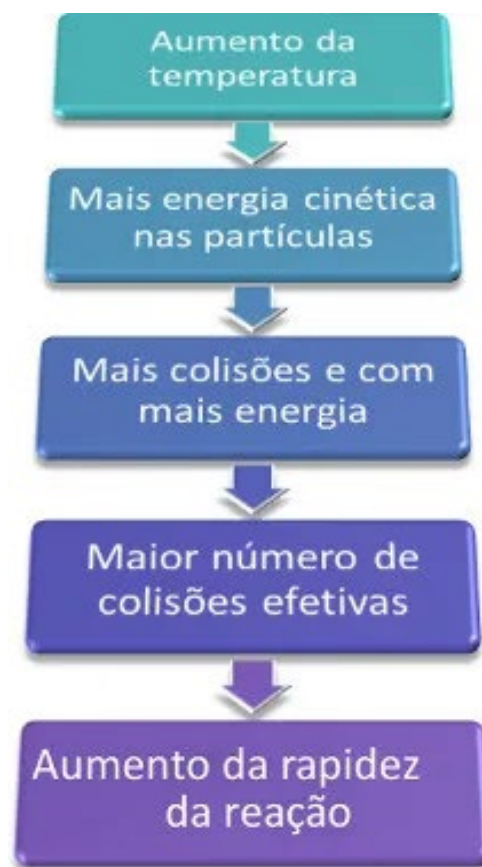
$$v = -0,1 / 10$$

$$v = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

18.2 FATORES QUE INFLUENCIAM A VELOCIDADE DE REAÇÃO

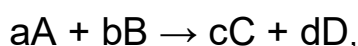
- **Concentração dos reagentes:** Aumentar a concentração geralmente aumenta a velocidade.

- Exemplo: Reação entre HCl e Zn é mais rápida com HCl concentrado.
- **Temperatura:** Aumentar a temperatura aumenta a velocidade.
 - Exemplo: Alimentos cozinham mais rápido em temperaturas mais altas.
- **Pressão (para gases):** Aumentar a pressão aumenta a velocidade.
 - Exemplo: Reações em sistemas fechados sob alta pressão.
- **Catalisadores:** Substâncias que aumentam a velocidade sem serem consumidas.
 - Exemplo: Enzimas são catalisadores biológicos.
- **Superfície de contato:** Aumentar a superfície de contato aumenta a velocidade.
 - Exemplo: Pó de zinco reage mais rápido que uma barra de zinco.



18.3 LEI DA VELOCIDADE

- **Definição:** Relação matemática entre a velocidade de reação e as concentrações dos reagentes.
- Para uma reação



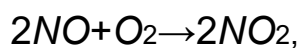
a lei da velocidade é

$$v = k[A]^m[B]^n,$$

onde k é a constante de velocidade e, m e n são as ordens da reação em relação a A e B.

A ordem da reação na cinética química descreve como a velocidade de uma reação química varia com a concentração dos reagentes. É determinada experimentalmente e expressa pela soma dos expoentes das concentrações na equação de velocidade

- **Exemplo:** Para a reação



a lei da velocidade pode ser

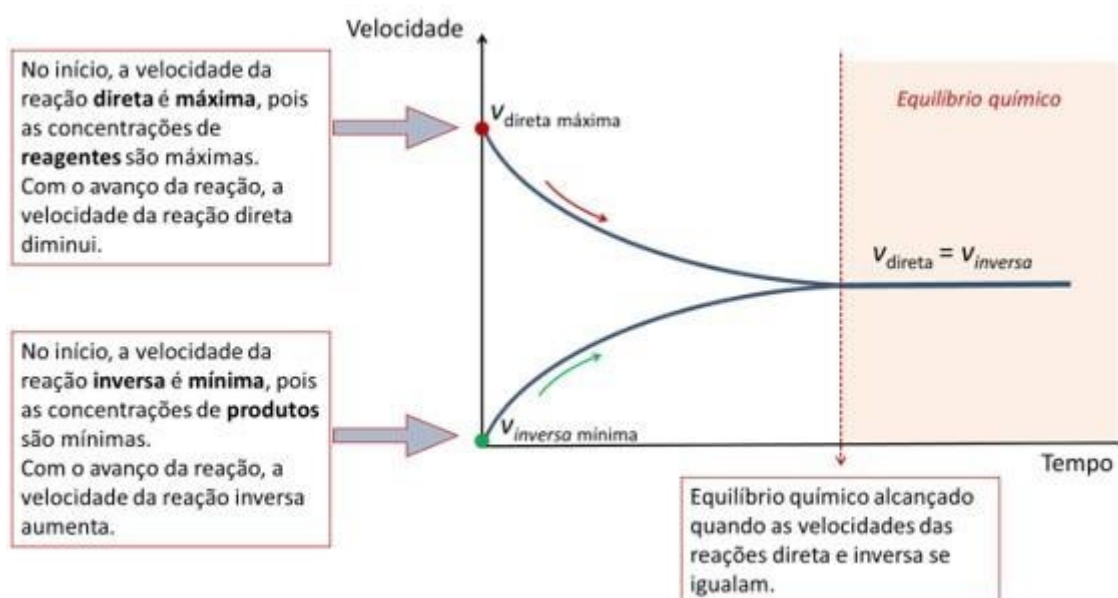
$$v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2].$$

19) EQUILÍBRIO QUÍMICO

19.1 CONCEITO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Equilíbrio químico ocorre quando uma reação reversível atinge um ponto em que as velocidades das reações direta e inversa se igualam. Isso não significa que as concentrações dos reagentes e produtos são iguais, mas que permanecem constantes ao longo do tempo.

- **Definição:** Estado em que as velocidades das reações direta e inversa são iguais, e as concentrações dos reagentes e produtos permanecem constantes.
- **Exemplo:** Na reação $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, o equilíbrio é alcançado quando as velocidades de formação e decomposição da amônia são iguais.



19.2 CONSTANTES DE EQUILÍBRIO (K_C E K_P)

A constante de equilíbrio, representada por K, é um valor que caracteriza o estado de equilíbrio de uma reação química, indicando a relação entre as quantidades de produtos e reagentes em equilíbrio. Em outras palavras, ela informa à extensão em que uma reação ocorre até atingir o equilíbrio.

- **K_c**: Refere-se à constante de equilíbrio expressa em termos de concentrações molares (mol/L) dos participantes da reação.

Para a reação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$,

$$K_c = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^c [D]^d}$$

- **K_p**: Refere-se à constante de equilíbrio expressa em termos das pressões parciais dos gases participantes da reação. Constante de equilíbrio em termos de pressão parcial (para gases).

$$K_p = \frac{(P_A)^a (P_B)^b}{(P_C)^c (P_D)^d}$$

- **Exemplo:** Para a reação $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$,

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_3]^2}$$

19.3 DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO (PRINCÍPIO DE LE CHATELIER)

- **Definição:** Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele se ajusta para minimizar a perturbação.
- **Fatores que deslocam o equilíbrio:**
 - **Concentração:** Aumentar a concentração de reagentes desloca o equilíbrio para os produtos.



Ao elevar a concentração de um reagente,
o sistema responde consumindo o excesso e
deslocando a reação no sentido dos produtos

Quando alguma das espécies participantes tem sua concentração diminuída ou é removida do sistema, o equilíbrio é deslocado a fim de produzir mais dessa substância.



Ao diminuir a quantidade de um reagente,
o sistema responde no sentido de restabelecer a sua concentração,
deslocando a reação no sentido dos reagentes

- **Pressão:** Aumentar a pressão desloca o equilíbrio para o lado com menos mols de gás.



- **Temperatura:** Aumentar a temperatura desloca o equilíbrio para o lado endotérmico.



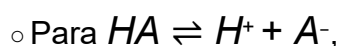
• **Exemplo:** Na reação $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (exotérmica), aumentar a temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.

20) EQUILÍBRIO IÔNICO – PH E POH

20.1 CONSTANTES DE IONIZAÇÃO (KA, KB E KW)

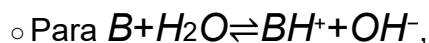
As constantes de ionização, também conhecidas como constantes de dissociação, são valores que indicam o grau de ionização de um ácido ou base em solução aquosa, ou seja, a medida da capacidade de uma substância se dissociar em íons. Quanto maior o valor da constante, mais forte é o ácido ou base, indicando maior grau de dissociação em íons.

- **Ka:** Constante de ionização de ácidos.



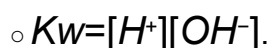
- $Ka = \frac{[HA]}{[H^+][A^-]}$

- **Kb:** Constante de ionização de bases.



- $Kb = \frac{[B]}{[BH^+][OH^-]}$

- **Kw:** Constante de ionização da água ($1,0 \times 10^{-14}$ a 25°C).



20.2 CÁLCULOS DE PH E POH

O pH, que significa "potencial hidrogeniônico", é uma medida da acidez ou alcalinidade de uma solução aquosa. Ele varia em uma escala de 0 a 14, sendo que valores abaixo de 7 indicam acidez, 7 é neutro e valores acima de 7 indicam alcalinidade (ou basicidade). O pH é determinado pela concentração de íons hidrogênio (H^+) na solução. Já o pOH possui os valores e indicativos de acidez e basicidade contrários ao pH.

Em resumo:

pH: Indica o grau de acidez ou alcalinidade de uma solução.

Escala: Varia de 0 a 14.

- Ácido: pH menor que 7.
- Neutro: pH igual a 7.
- Básico/Alcalino: pH maior que 7.

Exemplos:

Ácido: Suco de limão, vinagre.

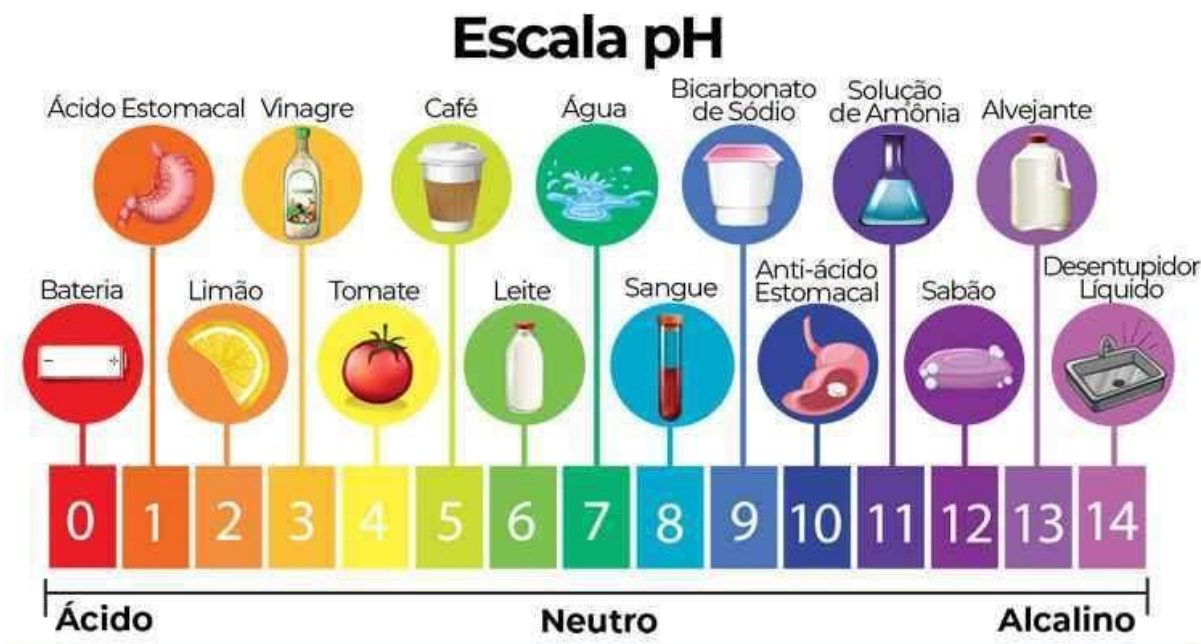
Neutro: Água pura.

Básico/Alcalino: Água sanitária, sabão.

O pH é importante em diversas áreas, como na química, biologia e até mesmo na nossa pele, onde um pH equilibrado ajuda a proteger contra bactérias e outros microrganismos.

- **pH:** Medida da concentração de íons H^+ .
 - $pH = -\log[H^+]$.
- **pOH:** Medida da concentração de íons OH^- .
 - $pOH = -\log[OH^-]$.
- **Relação entre pH e pOH:**
 - $pH + pOH = 14$ (a 25°C).

- **Exemplo:** Se $[H^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, então $pH = 3$.



20.3 SOLUÇÕES TAMPÃO

- **Definição:** Soluções que resistem a mudanças de pH ao adicionar ácidos ou bases. São soluções que resistem às modificações de pH quando a elas é adicionada uma pequena quantidade de um ácido forte ou de uma base forte ou ainda quando sofrem uma diluição. As variações de pH ocorridas nas soluções tamponadas são insignificantes quando comparadas às variações nas soluções não tamponadas.
- **Composição:** Ácido fraco e sua base conjugada, ou base fraca e seu ácido conjugado.
- **Exemplo:** Solução de ácido acético (CH_3COOH) e acetato de sódio (CH_3COONa).

21) PILHAS

21.1 CONCEITOS BÁSICOS

PILHA

Em química, uma pilha é um dispositivo que converte energia química em energia elétrica através de reações de oxidação-redução espontâneas. Ela é formada por dois eletrodos (um ânodo e um cátodo) imersos em um eletrólito, e a diferença de potencial entre os eletrodos faz com que os elétrons fluam através de um circuito externo, gerando corrente elétrica.

Em termos mais simples:

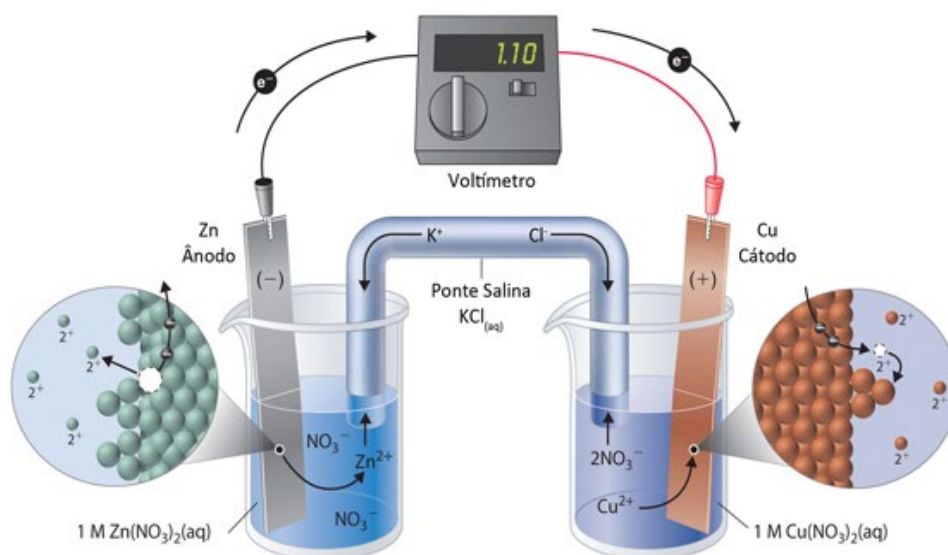
Uma pilha é uma espécie de "bateria" que não pode ser recarregada, onde a reação química dentro dela produz eletricidade. Pense em uma pilha de controle remoto ou uma pilha de relógio - quando a reação química não mais ocorre, a pilha "morre" e precisa ser descartada.

COMPONENTES:

- **Ânodo:** Eletrodo onde ocorre a oxidação (perda de elétrons). É também o polo negativo da pilha.
- **Cátodo:** Eletrodo onde ocorre a redução (ganho de elétrons). É também o polo positivo da pilha.
- **Ponte salina:** Conduz íons para manter a neutralidade elétrica.
- **Exemplo:** Na pilha de Daniell, o zinco (Zn) é oxidado no ânodo, e o cobre (Cu^{2+}) é reduzido no cátodo.

21.2 PILHA DE DANIELL

A pilha de Daniell é um tipo de pilha eletroquímica, inventada por John Frederic Daniell em 1836, que converte energia química em energia elétrica através de reações de oxidação-redução. Ela é composta por dois eletrodos (ânodo e cátodo) separados em duas semicelas, cada uma com uma solução eletrolítica diferente. O ânodo, geralmente de zinco, sofre oxidação, enquanto o cátodo, geralmente de cobre, sofre redução. Uma ponte salina ou parede porosa conecta as duas semicelas, permitindo o fluxo de íons e completando o circuito.



• Reações:

- Ânodo (oxidação): $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.
- Cátodo (redução): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.
- Reação global: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.

FUNCIONAMENTO:

- Os elétrons fluem do ânodo (Zn) para o cátodo (Cu) através de um circuito externo, gerando corrente elétrica.
- O zinco é um metal com maior tendência de perder elétrons e, por isso, formam-se cátions na solução. O eletrodo de zinco começa a apresentar um desgaste e perda de massa porque o zinco é liberado na solução ao formar os cátions Zn^{2+} .
- Os elétrons provenientes do ânodo chegam ao cátodo e os cátions do metal ao recebê-los transformam-se em cobre metálico, que se deposita no eletrodo e aumenta sua massa.

- A ponte salina é uma corrente iônica responsável pela circulação de íons no sistema para mantê-lo eletricamente neutro.

21.3 CÁLCULO DA DIFERENÇA DE POTENCIAL (DDP)

A **ddp** (Diferença de Potencial) de uma pilha, pode ser calculada subtraindo o potencial de redução do eletrodo menos o potencial de redução do cátodo. Em outras palavras, a ddp é a diferença entre o potencial de oxidação e o potencial de redução dos eletrodos, ou seja, é a diferença entre o potencial do ânodo e o potencial do cátodo.

Cálculo da ddp:

Identificar os potenciais de redução: Em exercícios de pilhas, os potenciais de redução dos metais envolvidos são fornecidos.

Determinar o ânodo e o cátodo: O ânodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação (perda de elétrons), e o cátodo é o eletrodo onde ocorre a redução (ganho de elétrons).

- **Fórmula:** $ddp = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$.

$E^{\circ}(\text{cátodo})$ é o potencial de redução do cátodo.

$E^{\circ}(\text{ânodo})$ é o potencial de redução do ânodo.

É importante ressaltar que os potenciais de redução devem ser usados na fórmula, mesmo que no ânodo ocorra a oxidação, pois os potenciais de oxidação são numericamente iguais aos de redução, porém com sinal contrário.

- **Potenciais padrão de redução (E°):**
 - $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$.
 - $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$.

Exemplos de semirreações de redução, valores padrão encontrados na literatura:

Semirreação de redução	E^0 (V)
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,87
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$	0,34
$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$	0,52
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77

- **Exemplo:** Para a pilha de Daniell,

$$ddp = 0,34 - (-0,76) = 1,10\text{V}.$$

21.4 ESPONTANEIDADE DA REAÇÃO

- **Condição:** A reação é espontânea se $ddp > 0$.

Exemplo: Na pilha de Daniell,

$ddp = 1,10\text{V}$ (reação espontânea)

22) ELETRÓLISE

22.1 CONCEITOS BÁSICOS

Eletrólise: Processo que usa energia elétrica para provocar reações de oxirredução não espontâneas.

Eletrólise é um processo químico não espontâneo que envolve a decomposição de substâncias através da passagem de corrente elétrica, resultando em reações de oxirredução. O processo ocorre em células eletrolíticas, utilizando eletrodos (cátodo e ânodo) imersos em um eletrólito, que pode ser uma substância fundida ou uma solução aquosa.

Conceito:

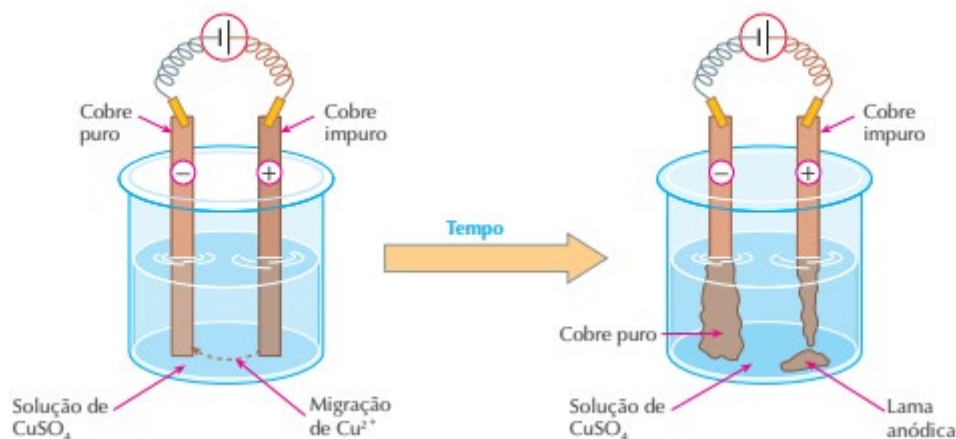
- A eletrólise é um processo artificial, ou seja, não ocorre naturalmente e precisa ser induzido pela aplicação de corrente elétrica.
- Ela envolve a movimentação de íons em um eletrólito, onde cátions migram para o cátodo (polo negativo) e ânions para o ânodo (polo positivo).
- No cátodo, ocorre a redução, onde os cátions recebem elétrons.
- No ânodo, ocorre a oxidação, onde os ânions perdem elétrons.

Componentes:

- **Eletrodos:** Condutores onde ocorrem as reações.
- **Eletrólito:** Solução ou líquido que conduz íons.

• Tipos:

- **Eletrólise ígnea:** Eletrólise de substâncias fundidas.
- **Eletrólise aquosa:** Eletrólise de soluções aquosas.



22.2 ELETRÓLISE ÍGNEA

Ocorre com substâncias iônicas fundidas, onde não há água presente.

● **Exemplo:** Eletrólise do NaCl fundido.

- Ânodo (oxidação): $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$.
- Cátodo (redução): $Na^+ + e^- \rightarrow Na$.
- Produtos: Sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl_2).

22.3 ELETRÓLISE AQUOSA

Ocorre em soluções aquosas, onde a água pode participar da reação, competindo com os íons do soluto.

● **Exemplo:** Eletrólise da água acidulada (H_2SO_4).

- Ânodo (oxidação): $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$.
- Cátodo (redução): $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.

- Produtos: Gás hidrogênio (H₂) e gás oxigênio (O₂).

22.4 ASPECTOS QUANTITATIVOS (LEIS DE FARADAY)

As Leis de Faraday descrevem a relação quantitativa entre a quantidade de eletricidade utilizada na eletrólise e a quantidade de substância formada ou consumida.

Em resumo, a eletrólise é um processo fundamental na indústria química, permitindo a obtenção de diversas substâncias e materiais importantes.

- **Primeira Lei:** A massa de substância produzida é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica.

$$m = \frac{n \cdot F}{Q \cdot M}$$

onde Q é a carga, M é a massa molar, n é o número de elétrons e F é a constante de Faraday (96.500 C/mol).

- **Segunda Lei:** A massa de substância produzida é proporcional à sua massa molar equivalente.
-
- **Exemplo:** Na eletrólise do NaCl, calcular a massa de sódio produzida por uma corrente de 10 A em 1 hora.

$$Q = I \cdot t$$

$$Q = 10\text{A} \times 3600\text{s} = 36.000\text{C}.$$

$$m = \frac{36.000 \times 23}{1 \times 96.500} \approx 8,6 \text{ g}.$$

22.5 APLICAÇÕES

- Produção de metais como sódio, potássio, magnésio e alumínio.
- Produção de ametais como cloro e flúor.
- Produção de hidróxido de sódio (NaOH).
- Galvanoplastia (deposição de metais sobre outras superfícies).
- Eletrólise da água (decomposição em hidrogênio e oxigênio).

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Química [recurso eletrônico] / Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira, Klaus Schlünzen Junior [e] Elisa Tomoe Moriya Schlünzen (Coordenadores) – São Paulo : Cultura Acadêmica : Universidade Estadual Paulista : Núcleo de Educação à Distância, [2013]. – (Coleção Temas de Formação; v. 3)

Ciências da natureza: química / Amadeu Moura Bego, organizador. – [2. ed.] – São Paulo: Cultura Acadêmica, 2016. 276 p.: il. - (Cadernos dos cursinhos pré-universitários da Unesp; 5)

CASDinho – Curso Alberto Santos Dumont; Química – Escritores Voluntários: Ingrid Christiny Lima de Oliveira; Suzanne dos Santos Marcondes Leite; Victor Hugo de Oliveira - Bastinho T25

APOSTILA DE QUÍMICA: PRÓ-TÉCNICO; CEFET – MG; CENTRO FEDERAL DE EDUCAÇÃO TECNOLÓGICA DE MINAS GERAIS UNIDADE VARGINHA DEPARTAMENTO DE FORMAÇÃO GERAL. Gilze Belém Chaves Borges; Juliana Alvarenga Alves

Veja mais sobre "O que é Química?" em: <https://brasilecola.uol.com.br/o-que-e/quimica>

<https://infoenem.com.br/estudando-os-graficos-de-mudancas-do-estado-fisico/>

<https://www.todamateria.com.br/diagrama-de-fases/>

Veja mais sobre "Substâncias puras e misturas" em:

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/mistura-e-substancias-puras.htm>

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/classificacao-dos-elementos.htm>

<https://resumos.mesalva.com/propriedades-periodicas-aperiodicas/>

<https://brasilecola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-sao-forcas-intermoleculares.htm>

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/estequiometria-reacoes.htm>

<https://www.respondeai.com.br/conteudo/quimica/introducao-a-quimica-organica/hidrocarbonetos-e-funcoes-oxigenadas/1987>

<https://edinamarquimica.blogspot.com/p/modulo-2-aula-18.html>

<https://exercicios.brasilescola.uol.com.br/>

<https://proenem.com.br/enem/quimica/termoquimica-conceito-de-entalpia-tipos-de-reacoes-termoquimicas-e-graficos/>

<https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/equilibrio-quimico.htm>

Realização:



Patrocínio:



Integração
Metropolitana



Projeto Gráfico:





Programa de
**Capacitação
e Integração
de Lideranças
Sociais**