

1. LIGAÇÕES QUÍMICAS

Forças que unem os átomos para formar substâncias mais estáveis, diminuindo a energia do sistema.

Objectivo da ligação:

atingir configuração eletrônica mais estável (regra do octeto e dueto para o H).

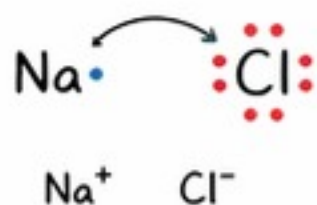


2. TIPOS DE LIGAÇÕES

IÔNICA

Transferência de elétrons (geralmente metal + ametal).

Exemplo: NaCl



Sólidos cristalinos, altos PF e PE, conduzem eletricidade em solução ou fundidos.

COVALENTE

Compartilhamento de elétrons (entre ametais).

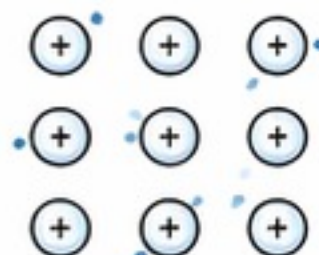
Exemplo: H_2O



Podem ser moleculares ou formarem redes covalentes.

METÁLICA

Atração entre cátions metálicos e elétrons deslocalizados.



Boa condutividade elétrica e térmica, maleabilidade e ductilidade.

3. LIGAÇÕES COVALENTES

Quanto ao número de pares eletrônicos compartilhados:

- Simples ($\text{H}-\text{H}$)
- Dupla ($\text{O}=\text{O}$)
- Tripla ($\text{N}\equiv\text{N}$)

Quanto à polaridade:

- Apolar: compartilhamento igual (Ex.: Cl_2)
 $\cdot \ddot{\text{Cl}} : : \ddot{\text{Cl}} \cdot$
- Polar: compartilhamento desigual (Ex.: $\text{H}-\text{Cl}$)
 $\delta^+ \text{H} : \delta^- \ddot{\text{Cl}} \cdot$

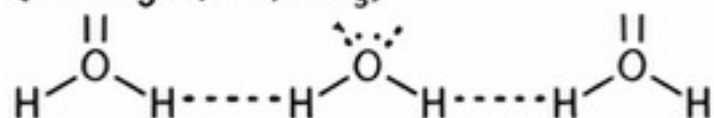
4. FORÇAS INTERMOLECULARES

Atrações entre moléculas.

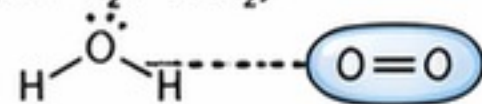
- Dipolo permanente - dipolo permanente (Ex.: HCl , acetona)



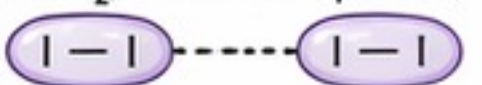
- Ligações de hidrogênio δ^- (Ex.: água, HF , NH_3)



- Dipolo induzido - dipolo permanente (Ex.: $\text{H}_2\text{O} \cdots \text{O}_2$)



- Dipolo induzido - dipolo induzido (Ex.: I_2 , moléculas apolares)



Influenciam PF, PE, solubilidade e outras propriedades físicas.



6. SUBSTÂNCIAS

- Formadas pela união de átomos por ligações químicas.

SUBSTÂNCIAS SIMPLES

Formadas por átomos de um único elemento químico.

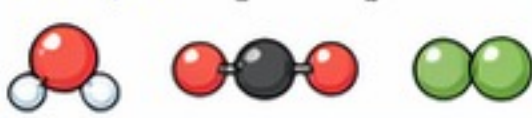
Exemplos: O_2 , S_8 , Fe



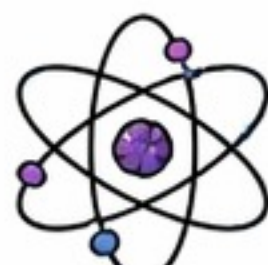
SUBSTÂNCIAS COMPOSTAS

Formadas por átomos de elementos diferentes.

Exemplos: H_2O , CO_2 , NaCl



O ÁTOMO LIGADO: LIGAÇÕES E SUBSTÂNCIAS



7. PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS

Dependem do tipo de ligação e das forças intermoleculares.



- Iônicas: sólidas, duras, quebradiças, altos PF e PE, solúveis em água, conduzem eletricidade em solução ou fundidas.



- Covalentes moleculares: PF e PE baixos, podem ser gases, líquidos ou sólidos, geralmente não conduzem eletricidade.



- Covalentes em rede: muito duros, altíssimo PF, não conduzem (ex.: diamante, SiO_2).

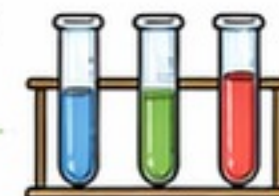


- Metálicas: brilho, maleabilidade, boa condutividade.

8. IMPORTÂNCIA

Compreender as ligações químicas permite:

- Explicar as propriedades das substâncias.
- Prever reatividade e estabilidade.
- Desenvolver novos materiais e tecnologias.
- Entender fenômenos do cotidiano e processos naturais.



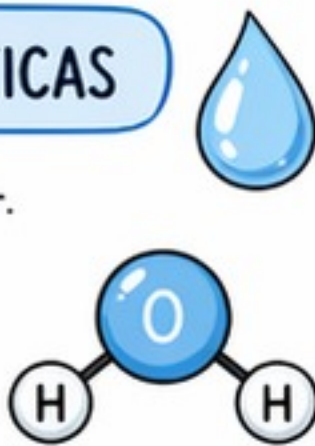
RESUMINDO

- Ligações químicas unem átomos.
- Podem ser iônicas, covalentes ou metálicas.
- Essas ligações formam substâncias com diferentes propriedades.
- As forças intermoleculares também influenciam o comportamento das substâncias.



1. ÁGUA: CARACTERÍSTICAS

- Molécula polar: geometria angular.
- Fórmula: H_2O
- Ligações de hidrogênio entre moléculas → responsável por suas propriedades únicas.
- Essencial para a vida e para inúmeros processos.



Propriedades da água

- Alto calor específico: resiste a variações de temperatura.
- Alto calor de vaporização: difícil de passar para o estado gasoso.
- Excelente solvente: dissolve muitas substâncias iônicas e polares.
- Coesão e adesão: formação de gotas e capilaridade.

5. FATORES QUE AFETAM A SOLUBILIDADE

- Natureza do soluto e do solvente: "semelhante dissolve semelhante".
- Temperatura: para a maioria dos sólidos, o aumento da temperatura aumenta a solubilidade.
- Pressão: influencia principalmente a solubilidade de gases (aumenta com o aumento da pressão).
- Agitação: acelera o processo de dissolução, mas não altera a solubilidade final.



6. TIPOS DE SOLUÇÕES (QUANTO À QUANTIDADE DE SOLUTO)

Diluída

Pequena quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.



Concentrada

Grande quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.



Saturada

Contém a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida naquela temperatura.



Solução supersaturada

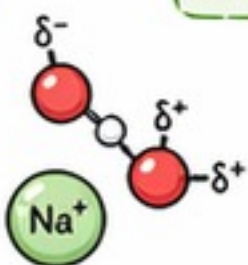
Contém mais soluto do que o máximo permitido. É instável e o excesso pode se precipitar.



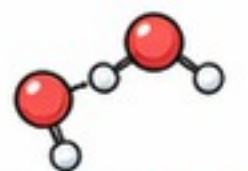
2. SOLVENTE UNIVERSAL

A água dissolve muitas substâncias porque suas moléculas polares interagem com íons ou moléculas polares, separando-as.

Interações



Íon-dipolo: atração entre íons e a água.



Ligação de hidrogênio: interação entre moléculas polares.

ÁGUA E SOLUÇÕES AQUOSAS



3. SOLUÇÕES AQUOSAS

Mistura homogênea formada quando uma ou mais substâncias (soluto) são dissolvidas na água (solvente).



- **Soluto:** substância que é dissolvida.
- **Solvente:** substância que dissolve (geralmente água).

Exemplo:

Sal (soluto) + água (solvente) → solução de cloreto de sódio.



4. CONCENTRAÇÕES DAS SOLUÇÕES

Concentração comum (C)

$$C = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{volume da solução (L)}}$$

Concentração em massa (g/L)

$$C_m = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{volume da solução (L)}}$$

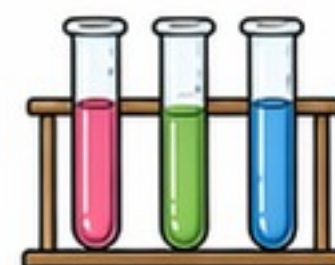
Concentração molar (M)

$$M = \frac{\text{número de mol do soluto (mol)}}{\text{volume da solução (L)}}$$

Título (% m/m)

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \times 100$$

A concentração indica a quantidade de soluto presente em uma quantidade definida de solução.



7. DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

- Dissociação iônica: substâncias iônicas se separam em íons ao se dissolverem em água.
Ex.: $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$
- Ionização: substâncias covalentes polares formam íons ao reagirem com a água.
Ex.: $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$

Esses íons são responsáveis pela condução elétrica das soluções.



8. IMPORTÂNCIA DAS SOLUÇÕES AQUOSAS

- Processos biológicos: sangue, sucos gástricos, fotossíntese.
- Indústria: fabricação de medicamentos, produtos químicos, alimentos e bebidas.
- Cotidiano: limpeza, preparo de alimentos, irrigação, entre outros.
- Meio ambiente: rios, lagos e oceanos são grandes soluções naturais.



RESUMINDO



A água é polar e um excelente solvente.



Soluções são misturas homogêneas de soluto em solvente.



A concentração indica a quantidade de soluto na solução.



Fatores como temperatura, pressão e natureza das substâncias afetam a solubilidade.



Soluções aquosas estão presentes na natureza, na indústria e no nosso dia a dia.

1. O QUE SÃO?



Transformações químicas são processos em que uma ou mais substâncias iniciais (**reagentes**) se transformam em novas substâncias (**produtos**), com mudança na composição da matéria.

REAGENTES → PRODUTOS

6. REAGENTE LIMITANTE

É o reagente que se esgota primeiro na reação, determinando a quantidade máxima de produto que pode ser formada.

Como identificar?

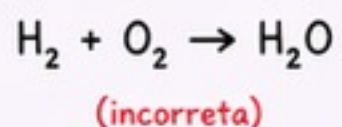
- Calcule a quantidade (em mol) de produto que cada reagente pode formar.
- O que produzir a menor quantidade de produto é o reagente limitante.

Excesso: reagente que sobra após a reação.

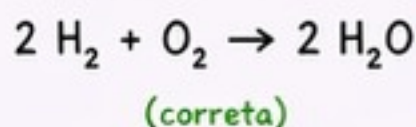
5. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Baseiam-se na relação entre as quantidades dos reagentes e produtos, determinada pela **equação química balanceada**.

Equação não balanceada



Equação balanceada



Passos básicos:

- 1 Ajustar e balancear a equação química.
- 2 Converter as quantidades dadas para mol.
- 3 Usar a razão molar (coeficientes da equação).
- 4 Encontrar a quantidade desejada e converter para a unidade pedida.

2. EVIDÊNCIAS DE TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

- Mudança de cor
- Formação de gás
- Formação de precipitado
- Variação de temperatura
- Emissão de luz
- Liberação ou absorção de energia (calor, som, etc.)



3. LEI DA CONSERVAÇÃO DAS MASSAS

Em uma transformação química, a **massa total** dos reagentes é igual à massa total dos produtos.



massa dos reagentes =
massa dos produtos

4. QUANTIFICAÇÃO NAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

Envolve medir e calcular as quantidades de substâncias participantes e formadas na reação.

Unidades mais usadas:

- mol (quantidade de matéria)
- massa (g)
- volume (L) – para gases
- concentração (mol/L) – em soluções



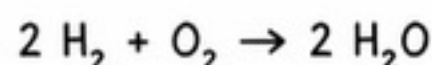
7. IMPORTÂNCIA

- Permite prever e controlar reações químicas.
- Essencial em indústrias químicas, farmacêuticas, alimentícias, ambientais, etc.
- Contribui para o uso eficiente de matérias-primas e redução de resíduos.

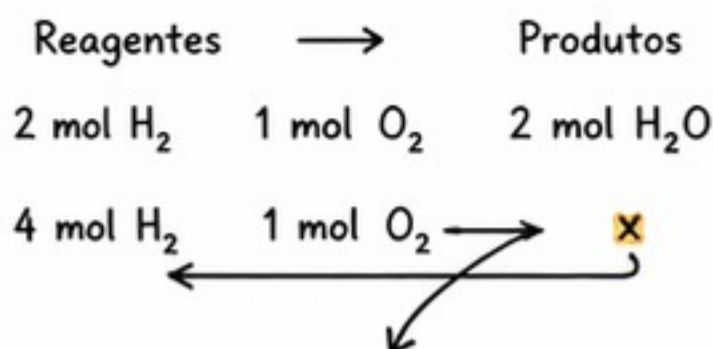


EXEMPLO DE CÁLCULO

Na reação balanceada:



Se 4 mol de H_2 reagem com 1 mol de O_2 , quantos mol de H_2O são formados?



$$x = 4 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

★ Resumindo: **evidências** mostram que a reação ocorreu; a **quantificação** permite saber "quanto" e "como" ela acontece!

1. ÁCIDOS

O que são?

Substâncias que, em solução aquosa, liberam íons H^+ .

Características

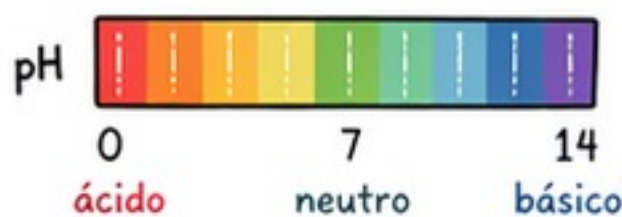
- Sabor azedo
- $pH < 7$
- Conduzem eletricidade em solução
- Reagem com metais liberando H_2
- Indicador: tornassol azul fica vermelho

Exemplos

- HCl – ácido clorídrico
- H_2SO_4 – ácido sulfúrico
- HNO_3 – ácido nítrico
- CH_3COOH – ácido acético (vinagre)

Fórmula geral

H_nA
(H = hidrogênio)



2. BASES

O que são?

Substâncias que, em solução aquosa, liberam íons OH^- .

Características

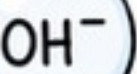
- Sabor amargo
- Toque escorregadio
- $pH > 7$
- Conduzem eletricidade em solução
- Indicador: tornassol vermelho fica azul

Exemplos

- $NaOH$ – hidróxido de sódio (soda cáustica)
- $Ca(OH)_2$ – hidróxido de cálcio (água de cal)
- KOH – hidróxido de potássio

Fórmula geral

$M(OH)_n$
(M = metal)



3. SAIS

O que são?

Substâncias iônicas formadas geralmente na reação entre um ácido e uma base (neutralização).

Características

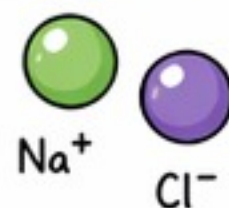
- pH pode ser ácido, básico ou neutro (depende do sal)
- Sólidos cristalinos na maioria
- Conduzem eletricidade quando em solução

Exemplos

- $NaCl$ – cloreto de sódio (sal de cozinha)
- KNO_3 – nitrato de potássio
- $CaCO_3$ – carbonato de cálcio (calcário)

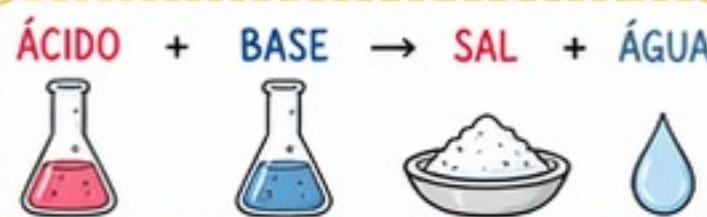
Fórmula geral

M_aX_b
(M = cátion | X = ânion)

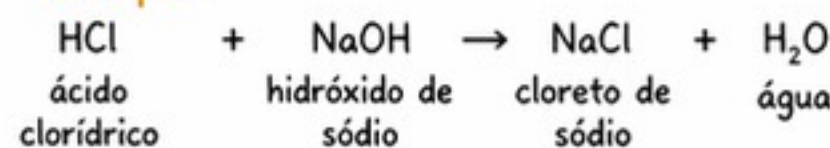


5. NEUTRALIZAÇÃO

Reação entre um ácido e uma base formando sal + água.



Exemplo:



4. ÓXIDOS

O que são?

Compostos binários formados por oxigênio e outro elemento químico.

Classificação

- **Óxidos ácidos:** reagem com bases formando sal + água. (Ex.: CO_2 , SO_3)
- **Óxidos básicos:** reagem com ácidos formando sal + água. (Ex.: CaO , Na_2O)
- **Óxidos neutros:** não reagem com ácidos nem com bases. (Ex.: CO , NO)

Exemplos

- CO_2 – dióxido de carbono (óxido ácido)
- CaO – óxido de cálcio (óxido básico)
- CO – monóxido de carbono (óxido neutro)

RESUMINDO

• **ÁCIDOS:** liberam H^+ , $pH < 7$, sabor azedo.

• **BASES:** liberam OH^- , $pH > 7$, sabor amargo, toque escorregadio.

• **SAIS:** formados na neutralização, compostos iônicos.

• **ÓXIDOS:** compostos de oxigênio com outro elemento.

1. O QUE SÃO?

Gases são substâncias que, em condições ambientes, não possuem forma nem volume definidos.

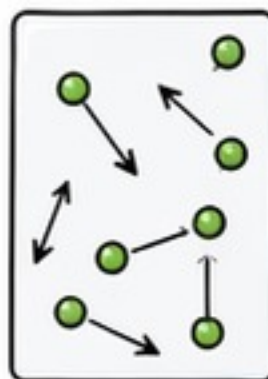
Características:

- Sem forma própria
- Sem volume próprio (ocupam todo o recipiente)
- Alta compressibilidade
- Baixa densidade
- Difusão: se espalham pelo ambiente



2. TEORIA CINÉTICO-MOLECULAR

- Gases são formados por partículas muito pequenas e distantes entre si.
- Estão em movimento constante e rápido, em linhas retas e desordenadas.
- As colisões entre as partículas e com as paredes do recipiente são elásticas.
- A temperatura está relacionada à energia cinética média das partículas.



GASES

MATÉRIA NO ESTADO GASOSO



4. EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

Combina as três leis em uma única equação:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde:

P = pressão (atm, Pa)

V = volume (L, m³)

n = quantidade de matéria (mol)

R = constante dos gases (0,082 L·atm/mol·K ou 8,31 J/mol·K)

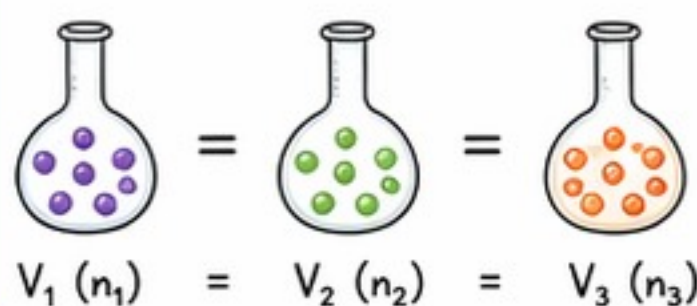
T = temperatura absoluta (K)



6. LEI DE AVOGADRO

Em mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de gases diferentes contêm o mesmo número de moléculas.

$$V \propto n \quad (T \text{ e } P \text{ constantes})$$



7. GASES NA NATUREZA E NO COTIDIANO

Principais gases e usos:

- O₂ – respiração
- N₂ – composição do ar, fertilizantes
- CO₂ – fotossíntese, bebidas gaseificadas, extintores
- He – balões, criogenia
- GLP (propano e butano) – combustível

Exemplos do dia a dia:

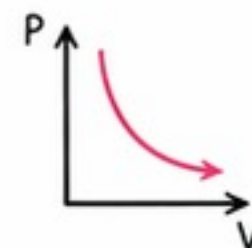
- Encher um balão
- Gás de cozinha
- Pneus de carros
- Aerossóis
- Mergulho (ar comprimido)

3. LEIS DOS GASES

Lei de Boyle (T constante)

A pressão é inversamente proporcional ao volume.

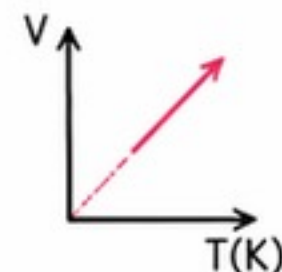
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



Lei de Charles (P constante)

O volume é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

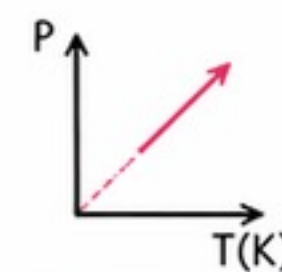
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Lei de Gay-Lussac (V constante)

A pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Lei Geral dos Gases

Relaciona pressão, volume e temperatura.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$



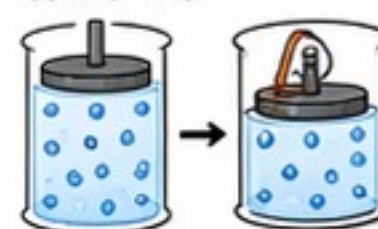
5. PRESSÃO DOS GASES

- Resulta das colisões das partículas com as paredes do recipiente.
- Unidades comuns: atm, mmHg (torr), Pa.
- 1 atm = 760 mmHg = 1,013 × 10⁵ Pa

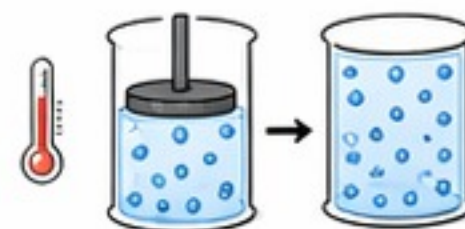


8. EFEITOS DA PRESSÃO E TEMPERATURA

- Aumento da pressão → diminui o volume.
- Aumento da temperatura → aumenta o volume.
- Gases se expandem com o calor e se contraem com o frio.



↑ P → ↓ V



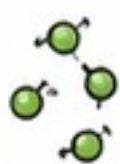
↑ T → ↑ V



RESUMINDO



Gases não têm forma nem volume próprios.



Suas partículas estão em movimento constante e desordenado.



A pressão resulta das colisões das partículas com as paredes.



Temperatura e pressão alteram o volume dos gases.



A equação de Clapeyron relaciona P, V, n e T dos gases.

1. O QUE É UM ÁTOMO?

Menor parte de um elemento químico que mantém suas propriedades. É eletricamente neutro.

CARACTERÍSTICAS

- Tamanho muito pequeno ($\approx 10^{-10}$ m)
- Formado por partículas subatômicas
- Composto por núcleo e eletrosfera



2. PARTÍCULAS SUBATÔMICAS

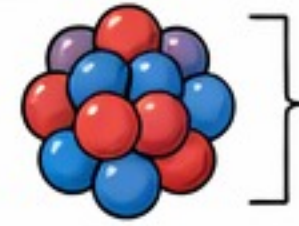
Partícula	Carga elétrica	Massa (u)	Localização
Próton (p)	+1	≈ 1	Núcleo
Nêutron (n)	0	≈ 1	Núcleo
Elétron (e ⁻)	-1	$\approx 1/1836$	Eletrosfera

u (unidade de massa atômica) = $1,6605 \times 10^{-27}$ kg

3. ESTRUTURA ATÔMICA

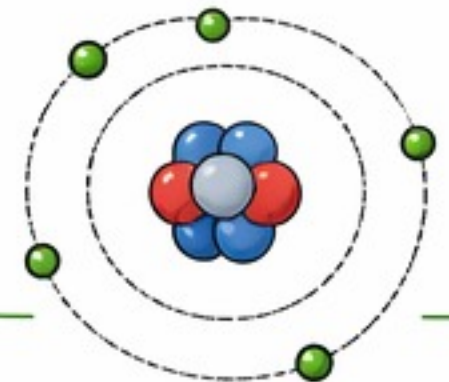
NÚCLEO

Região central, muito pequena e densa, onde estão prótons e nêutrons. Concentra quase toda a massa do átomo.



ELETROSFERA

Região ao redor do núcleo, onde os elétrons se movimentam em altos níveis de energia.



4. NÚMERO ATÔMICO (Z) E NÚMERO DE MASSA (A)

- Número atômico (Z): quantidade de prótons no núcleo.
- Número de massa (A): soma de prótons e nêutrons.

Relação:

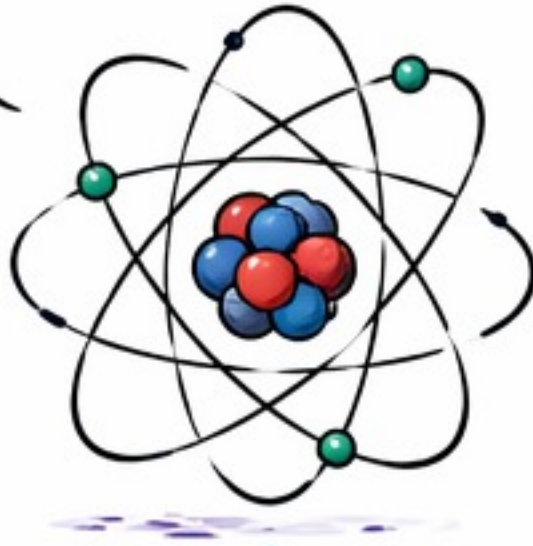
$$\rightarrow A = Z + N$$

onde N = número de nêutrons

Exemplo: $^{23}_{11}\text{Na}$

- Z = 11 (prótons)
- A = 23 (prótons + nêutrons)
- N = A - Z = 23 - 11 = 12

O ÁTOMO ISOLADO E SUA ESTRUTURA



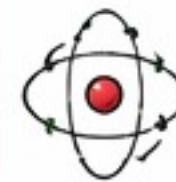
5. MODELOS ATÔMICOS



- Dalton (1803)**
Átomo como uma esfera maciça e indivisível.



- Thomson (1904)**
"Pudim de passas": elétrons incrustados em uma massa positiva.



- Rutherford (1911)**
Modelo nuclear: núcleo pequeno e positivo; elétrons ao redor.



- Bohr (1913)**
Elétrons em órbitas circulares e níveis de energia definidos.



- Modelo atual (quântico)**
Elétrons em orbitais: regiões de probabilidade (nuvem eletrônica).

6. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

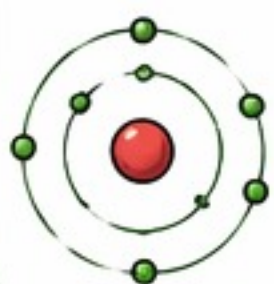
Os elétrons ocupam níveis (camadas) e subníveis de energia ao redor do núcleo.

CAPACIDADE DAS CAMADAS

Camada (n)	1	2	3	4	...
Máx. de elétrons	2	8	18	32	...

Exemplo: $^{16}_8\text{O}$ (oxigênio)

Z = 8 $\rightarrow$ 8 elétrons



Distribuição: 2 - 6
ou K - L

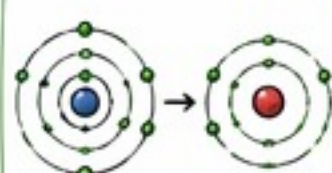
7. ÍONS

Átomos podem ganhar ou perder elétrons e se tornar íons (partículas carregadas).

CÁTION (+)

Perde elétrons
Nº de prótons >
Nº de elétrons

Ex.: Na⁺

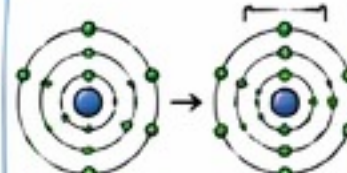


Na (11 e⁻) $\rightarrow$ Na⁺ (10 e⁻)

ÂNION (-)

Ganha elétrons
Nº de prótons <
Nº de elétrons

Ex.: Cl⁻



Cl (17 e⁻) $\rightarrow$ Cl⁻ (18 e⁻)

8. IMPORTÂNCIA DO ESTUDO DO ÁTOMO



- Explica as propriedades dos elementos e das substâncias.



- Base para entender ligações químicas e reações.



- Fundamenta o desenvolvimento de tecnologias e materiais.



- Essencial em áreas como: medicina, energia, eletrônica, meio ambiente e indústria.

RESUMINDO



O átomo é formado por prótons, nêutrons e elétrons.



O núcleo concentra carga positiva e quase toda a massa.



Os elétrons ocupam a eletrosfera em níveis de energia.



A estrutura atômica explica o comportamento da matéria.

1. O QUE SÃO?

Transformações químicas envolvem mudanças nas substâncias e estão sempre associadas a trocas de energia com o ambiente.

REAGENTES

Substâncias iniciais.

PRODUTOS

Novas substâncias formadas.

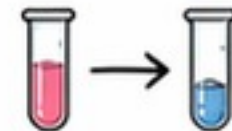
Energia pode ser:

- Liberada (exotérmica)
- Absorvida (endotérmica)



2. MANIFESTAÇÕES DE ENERGIA NAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

- Liberação de calor
- Emissão de luz
- Formação de gás
- Formação de precipitado
- Alteração de cor
- Absorção de energia (resfriamento)



3. TIPOS DE TRANSFORMAÇÕES E ENERGIA ENVOLVIDA

EXOTÉRMICAS

Liberam energia para o ambiente, geralmente na forma de calor ou luz.

Exemplos: combustão, neutralização ácido-base, oxidação de metais.



ENDOTÉRMICAS

Absorvem energia do ambiente para ocorrer.

Exemplos: fotossíntese, decomposição de substâncias, dissolução de alguns sais.



5. LEI DA CONSERVAÇÃO DA ENERGIA

A energia não é criada nem destruída, apenas transformada de uma forma em outra.

Energia química $\rightleftharpoons$ energia térmica
energia luminosa $\rightleftharpoons$ energia elétrica
...

Em toda transformação, a quantidade total de energia do sistema + ambiente permanece constante.

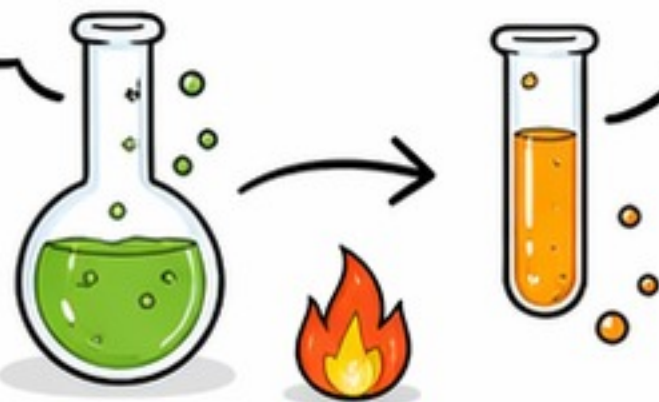


6. FATORES QUE INFLUENCIAM NAS TRANSFORMAÇÕES

- Concentração dos reagentes
- Temperatura
- Superfície de contato
- Catalisadores
- Pressão (em sistemas gasosos)



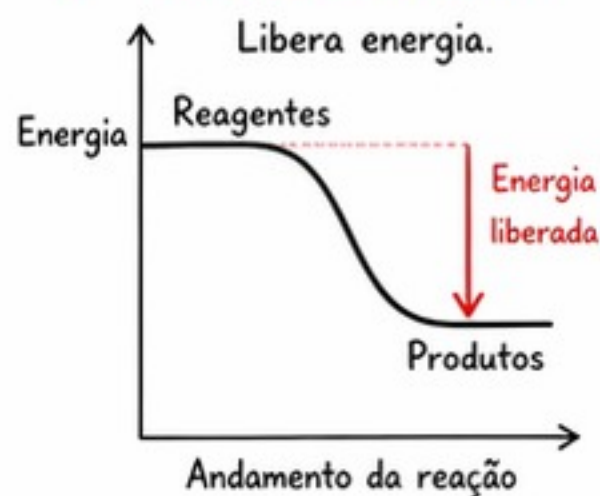
TRANSFORMAÇÕES DE SUBSTÂNCIAS E ENERGIA



7. DIAGRAMA DE ENERGIA

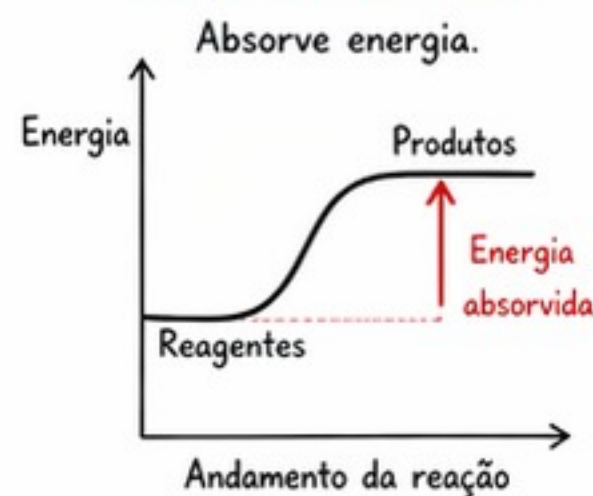
Reação exotérmica

Libera energia.



Reação endotérmica

Absorve energia.



4. EXEMPLOS DO COTIDIANO

- Combustão do gás de cozinha: libera calor.
- Pilha e bateria: reações químicas transformam energia química em energia elétrica.
- Fotossíntese: transforma energia luminosa em energia química.
- Respiração celular: libera energia para as atividades do organismo.
- Ferrugem do ferro: reação de oxidação que libera calor.



8. IMPORTÂNCIA

- Permite compreender fenômenos naturais e tecnológicos.
- Essencial em processos industriais, produção de energia, alimentos, medicamentos, combustíveis, etc.
- Contribui para o desenvolvimento sustentável e para o uso consciente das fontes de energia.



RESUMINDO



Transformações químicas sempre envolvem trocas de energia.



Energia pode ser liberada ou absorvida.



A energia se transforma, mas não se perde.



Entender essas transformações é fundamental para a vida e para a tecnologia.

1. O QUE SÃO?

São mudanças em que substâncias iniciais (**reagentes**) se transformam em novas substâncias (**produtos**).

Envolvem quebra e formação de ligações químicas.

EXEMPLOS:

- Ferrugem do ferro
- Queima de papel
- Digestão dos alimentos



2. PROCESSO DINÂMICO

- A reação acontece ao longo do tempo.
- As partículas estão em constante movimento.
- Pode ocorrer em dois sentidos:



3. EQUILÍBRIO QUÍMICO



- Estado em que a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
- As concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes.

NÃO SIGNIFICA QUE A REAÇÃO PAROU!

O sistema continua reagindo $\rightarrow$ EQUILÍBRIO DINÂMICO.

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS: PROCESSO DINÂMICO



7. EVIDÊNCIAS DE TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA



Mudança de cor



Formação de gás (efervescência)



Formação de sólido (precipitado)



Liberação ou absorção de energia (calor, luz, cheiro, etc.)

6. ENERGIA NAS REAÇÕES



EXOTÉRMICA

Libera energia para o ambiente (geralmente na forma de calor).



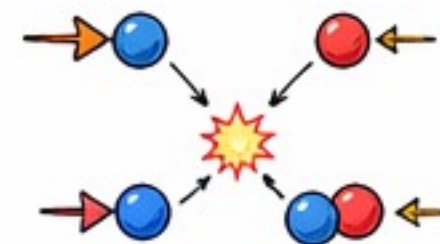
ENDOTÉRMICA

Absorve energia do ambiente.

5. TEORIA DAS COLISÕES

Para que uma reação ocorra, as partículas precisam:

- ✓ Colidir entre si
- ✓ Ter energia suficiente (energia de ativação)
- ✓ Estar na orientação correta



Nem toda colisão resulta em reação!

4. VELOCIDADE DA REAÇÃO

Mede quão rápido uma reação acontece.

Depende de:



Temperatura: quanto maior, maior a velocidade.



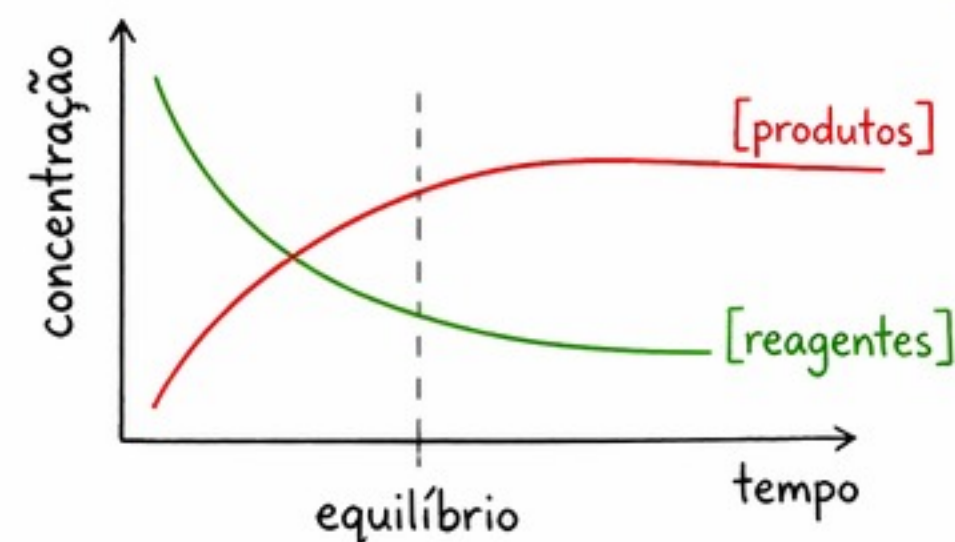
Concentração: maior concentração de reagentes, maior velocidade.



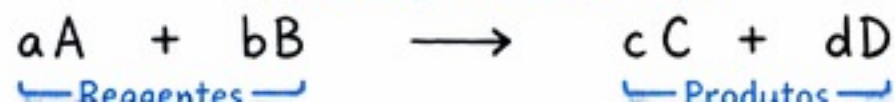
Superfície de contato: maior área de contato, maior velocidade.



Catalisadores: aceleram a reação, sem serem consumidos.



EQUAÇÃO QUÍMICA



- Representa as transformações usando fórmulas químicas.



1. O QUE SÃO MATERIAIS?

- Tudo que tem massa e ocupa espaço.
- Usados para fabricar objetos do dia a dia.
- Podem ser:
 - **Naturais**  (madeira, algodão)
 - **Sintéticos**  (plástico, nylon)



2. PROPRIEDADES

2.1 FÍSICAS

Observadas sem mudar a substância:

- Cor 
- Densidade 
- Ponto de fusão/ebulição 
- Condutividade elétrica 
- Dureza 

2.2 QUÍMICAS

Relacionadas à reação com outras substâncias:

- Combustão 
- Oxidação (ferrugem) 
- Reatividade 

3. TIPOS DE MATERIAIS

3.1 METAIS

- Bons condutores
- Maleáveis e dúcteis
- Ex: ferro, cobre, alumínio



3.2 POLÍMEROS (PLÁSTICOS)

- Leves e flexíveis
- Isolantes elétricos
- Ex: PET, PVC



3.3 CERÂMICOS

- Resistentes ao calor
- Quebradiços
- Ex: vidro, porcelana



3.4 NATURAIS

- Origem vegetal, animal ou mineral
- Ex: madeira, lã, couro



4. USO DOS MATERIAIS

Depende das propriedades:

-  • Fios elétricos → cobre (boa condução)
-  • Panelas → alumínio (boa condução térmica)
-  • Construção → concreto (resistência)
-  • Roupas → algodão (conforto)

5. SUSTENTABILIDADE

- Reutilização 
- Reciclagem 
- Redução do consumo 
- Impacto ambiental dos materiais 

6. RELAÇÃO PROPRIEDADE × APLICAÇÃO

A escolha do material depende de:



Resistência



Peso



Durabilidade



Custo



Impacto ambiental

Cada material tem propriedades específicas que o tornam mais adequado para determinadas finalidades!

