

CLUBE DE CIÊNCIAS
MARGARET BURBIDGE

Do planeta ao Universo

O GUIA COMPLETO
PARA A OLIMPÍADA
BRASILEIRA DE
QUÍMICA



Você na
trilha do
conhecimento



Caro leitor,

Este material foi desenvolvido por estudantes da Escola Estadual Senador Rui Palmeira, localizada na região central de Arapiraca, Alagoas. O desenvolvimento deste material foi um dos principais objetivos do “Clube de Ciências Margaret Burbidge: Aprendendo, Construindo e Competindo”, um projeto que participou do edital Nº 10/2024 do Programa de Bolsas de Iniciação Científica Júnior de Alagoas (Pibic Jr Alagoas), com financiamento da Fundação de Amparo à Pesquisa do Estado de Alagoas (FAPEAL).

O projeto propôs a criação e divulgação gratuita desse material de apoio para estudantes de todo Brasil que tenham interesse em participar das olimpíadas científicas brasileiras, como a Olimpíada Brasileira de Astronomia e Astronáutica (OBA), a Olimpíada Brasileira de Química (OBQ) e da Olimpíada Brasileira de Biologia (OBB).

Esperamos que faça um bom proveito e tenha bons estudos,
Atenciosamente, equipe Clube de Ciências Margaret Burbidge.



ÍNDICE

| | |
|---|----|
| 1. Matéria: elemento, substância, mistura..... | 3 |
| 2. Alotropia..... | 9 |
| 3. Propriedades Físicas | 12 |
| 4. Diagrama de fases | 13 |
| 5. Átomos e partículas subatômicas | 14 |
| 6. Tabela periódica | 16 |
| 7. Modelos atômicos..... | 18 |
| 8. Ligações químicas..... | 23 |
| 9. Estudo das diferentes forças intermoleculares..... | 29 |
| 10. funções inorgânicas | 31 |
| 11. Soluções..... | 34 |
| 12. Propriedades coligativas | 44 |
| 13. entalpia..... | 47 |
| 14. Termodinâmica | 48 |
| 15. Cinética química | 50 |
| 16. Química Ambiental | 54 |
| 17. Noções de laboratório | 55 |
| 18. O átomo de carbono..... | 70 |
| 19. Funções orgânicas..... | 74 |
| 20. Isomeria | 80 |
| 21. Polímeros | 87 |

1. Matéria

Elemento, substância, mistura

No cotidiano nos referimos a muitos compostos utilizando a palavra “substância” ou “mistura”. No entanto, será que estamos fazendo o uso correto dessas palavras? Em Química, o que significam substância e mistura?

O que é substância?

Substância pura, ou simplesmente substância, é qualquer material que apresenta as propriedades físicas definidas, determinadas e praticamente invariáveis nas mesmas condições de temperatura e pressão.

A água destilada, por exemplo, é uma substância, pois ela é constituída unicamente de água, ou seja, H_2O , e suas propriedades físicas, tais como o ponto de fusão, o ponto de ebulição e a densidade, são bem definidas, conforme mostrado nos dados abaixo, ao nível do mar (1 atm):

- $PF = 0\text{ }^\circ\text{C}$;
- $PE = 100\text{ }^\circ\text{C}$;
- $d = 1,0\text{ g/cm}^3$ a $3,98\text{ }^\circ\text{C}$;

Substâncias simples e compostas

A água é um exemplo de substância composta, ou seja, é formada por moléculas com mais de um tipo de elemento: hidrogênio e oxigênio. Não existem duas substâncias que tenham todas as propriedades exatamente iguais.

O que é mistura?

Não seria correto nos referirmos à água da chuva, do mar, à água mineral, da torneira, à água potável ou de um rio como sendo substâncias. Na realidade essas águas possuem outras substâncias dissolvidas nelas. Por exemplo, a água do mar contém vários sais, como o

sal de cozinha (cloreto de sódio — NaCl), que pode ser extraído dela por evaporação e cristalização. O correto seria dizermos que elas são misturas.

Misturas são os materiais constituídos por mais de uma substância (componente) e cujas propriedades físicas variam para cada amostra nas mesmas condições de temperatura e pressão.

A fusão e a ebulição das misturas ocorrem em determinada faixa de temperatura e apresentam densidades diferentes em função de sua composição. O álcool hidratado, por exemplo, tem a sua densidade variando de acordo com a porcentagem de álcool etílico e de água que constituem a mistura.

Misturas homogêneas e heterogêneas.

Uma mistura homogênea apresenta uma única fase da matéria. Alguns exemplos de misturas homogêneas são o soro caseiro, o soro fisiológico, a gasolina, o vinagre etc.

No entanto, quando a mistura apresenta mais de uma fase, como uma mistura de areia e água, dizemos que é uma mistura heterogênea. Também são misturas heterogêneas: quartzo, água e óleo, areia, madeira, sangue, leite, água com gás, entre outros. Na natureza, a grande maioria das coisas são misturas, e não substâncias. Veja alguns exemplos de misturas:

- Petróleo: mistura complexa de hidrocarbonetos em porcentagens variadas.
- Vinagre: formado basicamente de ácido acético e água.
- Madeira: composto de celulose, lignina, álcool pirolenhoso, água, ácido acético e outras substâncias em porcentagens variadas.
- Granito: formado por três fases — quartzo, mica e feldspato.
- Aço: 98,5% de ferro e 1,5% de carbono em massa.
- Ar atmosférico: aproximadamente 78% de gás nitrogênio; 20% de oxigênio e 2% de outros gases.

Processo de separação de misturas

A separação de misturas é o processo utilizado para separar duas ou mais substâncias e isolar o componente de interesse. A necessidade de separar essas substâncias surge por diversos motivos. São exemplos, a separação da água do mar para obter sal, a separação de poluentes no tratamento da água e a própria separação de lixo.

O processo de separação pode ocorrer de várias formas e o método a ser utilizado depende dos seguintes aspectos:

- Tipo de mistura: homogênea ou heterogênea;
- Natureza das substâncias que formam as misturas;
- Densidade, temperatura e solubilidade dos componentes da mistura.

Separação de misturas homogêneas

Os principais meios de separação de misturas homogêneas são:

Destilação simples

É a separação entre substâncias sólidas dissolvidas em substâncias líquidas através de seus pontos de ebulição. Exemplo: a mistura água com sal submetida à temperatura de ebulição da água (100 °C) evapora este componente com menor ponto de ebulição, sobrando apenas o sal.

Destilação fracionada

A destilação fracionada é a separação entre substâncias líquidas miscíveis (substâncias que se misturam em qualquer proporção, formando uma mistura homogênea, ou seja, com apenas uma fase) através da temperatura de ebulição (TE). Para que esse processo seja possível, os líquidos são separados por partes, iniciando com os de menor ponto de ebulição até que obtenha o líquido que tem o maior ponto de ebulição. Exemplo: separar água (TE = 100 °C) de acetona (TE = 58 °C).

Vaporização

A vaporização, cujo tipo mais conhecido é a evaporação, consiste em aquecer a mistura sólido-líquido até o líquido passar para o estado gasoso, separando-se do soluto na forma sólida. Nesse caso, o componente líquido é separado lentamente. Exemplo: processo para obtenção de sal marinho a partir da água do mar.

Liquefação fracionada

A liquefação fracionada é realizada através de equipamento específico, no qual a mistura de gases é resfriada ou se eleva a pressão do sistema até um dos componentes

tornar-se líquido. Após isso, passa-se pela destilação fracionada e a separação ocorre conforme o ponto de ebulição. Exemplo: separação dos componentes do ar atmosférico.



Esquema que ilustra alguns métodos para a separação de misturas homogêneas. Fonte: Toda Matéria.

Separação de misturas heterogêneas

Os principais meios de separação de misturas heterogêneas são:

Centrifugação

A centrifugação ocorre através da força centrífuga, a qual separa o componente mais denso do que é menos denso pela rotação do equipamento em alta velocidade. Exemplo: centrifugação no processo de lavagem de roupas, a qual separa a água das peças de vestuário.

Filtração

A filtração é a separação entre substâncias sólidas insolúveis em uma fase líquida ou gasosa ao fazer a mistura passar por um filtro. Exemplo: fazer café utilizando coador. Para obter a bebida, ela é coada separando o pó do líquido.

Decantação

A decantação é a separação entre substâncias que apresentam densidades diferentes. Ela pode ser realizada entre líquido-sólido e líquido-líquido imiscíveis. Pela ação da gravidade, o componente mais denso fica na parte inferior, ou seja, o sólido ficará depositado

no fundo do recipiente. Para esse processo, é utilizado o funil de decantação. Exemplo: separação de água e areia ou separar água de um líquido menos denso, como o óleo.

Dissolução fracionada

A dissolução fracionada é usada para separação de substâncias sólidas ou sólidas e líquidas. Ela é utilizada quando há na mistura alguma substância solúvel em solventes, como a água, que é adicionado para promover a separação. Após o método de dissolução, a mistura deve passar por outro método de separação, como a filtração e destilação. Exemplo: separação de areia e sal cloreto de sódio (NaCl). A adição de água faz com que o sal se solubilize e, assim, a areia seja separada da mistura.

Separação magnética

A separação magnética é a separação de metal de outras substâncias sólidas mediante o uso de ímã. Exemplo: separar limalha de ferro (metal) de enxofre em pó ou areia.

Ventilação

A ventilação é a separação de substâncias com densidades diferentes utilizando a força de uma corrente de ar. Exemplo: separação de cascas de arroz, amendoim ou cereais, que são mais leves, e que vêm misturadas antes de prepará-los.

Levitação

A levitação é a separação entre substâncias sólidas mediante a passagem de água pela mistura. É o processo utilizado pelos garimpeiros e que é possível graças à densidade diferente das substâncias. Exemplo: o ouro se separa da areia na água porque o metal é mais denso do que a areia.

Peneiração ou Tamisação

A peneiração é a separação entre substâncias sólidas de diferentes tamanhos através de uma peneira. Exemplo: peneirar o açúcar para separar grãos maiores para fazer um bolo apenas com o açúcar mais fino. Os sólidos menores passam pela peneira enquanto os maiores ficam retidos.

Flotação

A flotação é a separação de substâncias sólidas e substâncias líquidas, o que é feito através da adição de substâncias que propiciam a formação de bolhas. As bolhas formam, então, uma espuma, separando as substâncias que se aglutinaram nela. Exemplo: remoção de gorduras no tratamento de água.

Floculação

A floculação consiste na adição de substâncias coagulantes, como o sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), adicionado a água juntamente com óxido de cálcio (CaO). A reação entre essas duas substâncias origina o hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$).

As partículas pequenas em suspensão na água se agregam e unem-se ao hidróxido de alumínio, formando flóculos/flocos maiores, o que permite a decantação. Esse processo é uma das etapas do tratamento da água. Ele é extremamente importante pois partículas muito pequenas não se sedimentam e ficam em suspensão na água, o que dificulta a retirada.

Catação

A catação é um método simples de separação de misturas. Trata-se de uma operação manual, separando partes sólidas de tamanhos diferentes.

Separação de misturas heterogêneas
As misturas heterogêneas são aquelas que apresentam pelo menos duas fases.

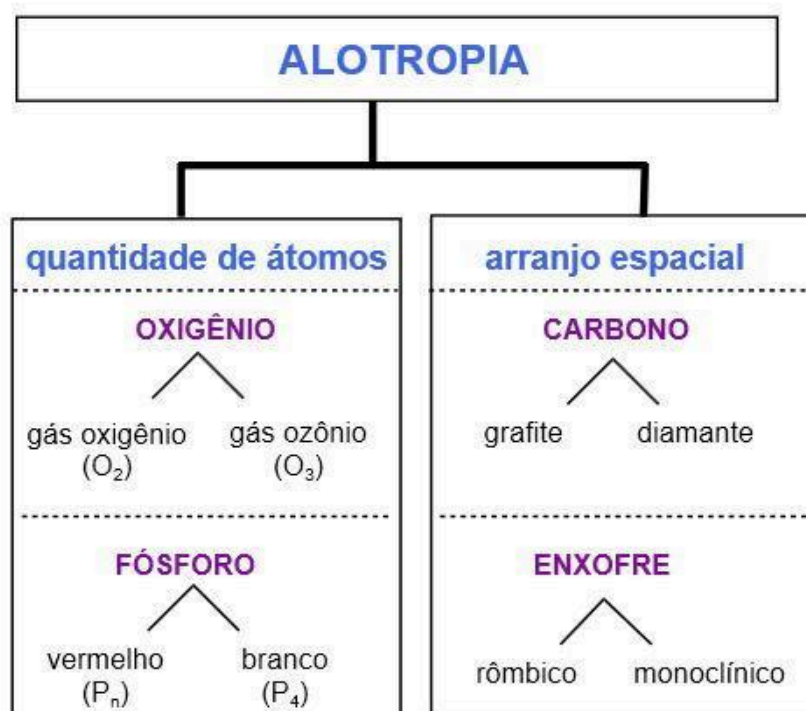
| | | | |
|---|--|--|---|
|  |  |  |  |
| Centrifugação Separação acelerada dos componentes de uma mistura pela diferença de densidade. | Decantação Separação de componentes de uma mistura em repouso pela diferença de densidade. | Separação magnética Separação de substância magnética com o uso de um ímã em uma mistura de sólidos. | Dissolução fracionada Separação de mistura pela adição de um solvente para solubilizar um componente. |

TodaMatéria

Esquema que ilustra alguns métodos para separação de misturas heterogêneas. Fonte: Toda Matéria.

2. Alotropia

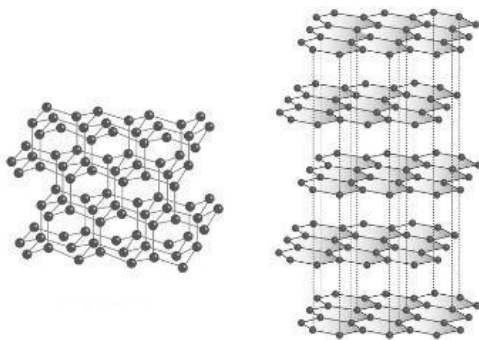
A alotropia é quando um mesmo elemento químico pode formar diferentes substâncias simples. Um exemplo é o carbono, que pode formar o grafite e o diamante. Outro exemplo é o oxigênio, que pode formar o ozônio. Isso acontece de duas maneiras: ou muda a quantidade de átomos na molécula (como O_2 e O_3), ou muda o jeito como os átomos estão organizados (como no grafite e no diamante).



Alotropia. Fonte: Toda Matéria.

Alotropia do carbono

Os alótropos de carbono mais comuns são o grafite e o diamante, mas há outros alótropos de carbono. São exemplos fulereno, nanotubo de carbono e diamante lonsdaleíta. A alotropia do carbono decorre da organização atômica, ou seja, a forma como os átomos se dispõem geometricamente.

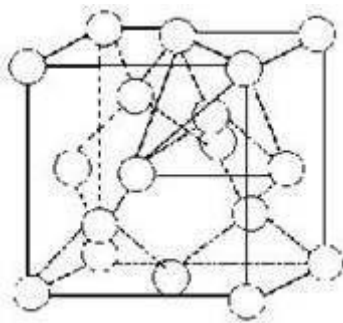


Alotropia do carbono: diamante (à esquerda) e grafite (à direita). Fonte: Toda Matéria.

Os átomos de grafite são unidos de três em três e apresentam a forma de hexágono. Uma camada de grafite corresponde ao nanomaterial grafeno. Os átomos de diamante, por sua vez, são atraídos de quatro em quatro e apresentam a forma de octaedro.

Alotropia do enxofre

O enxofre possui várias formas alotrópicas (S₂, S₄, S₆). Dentre as mesmas se destacam o enxofre ortorrômbico, ou rômboico, e o enxofre monoclinico, ambas representadas por S₈, mas agrupadas de formas diferentes.



Alotropia do Enxofre. Fonte: Toda Matéria.

A alotropia do enxofre decorre da organização atômica, ou seja, a forma como os átomos se dispõem geometricamente.

Alotropia do oxigênio

O oxigênio forma dois alótropos: o gás oxigênio (O₂) e o gás ozônio (O₃).

Pelo fato de ser formado de átomos de oxigênio em número de dois a dois, formam moléculas biatômicas. Quanto aos átomos de ozônio, eles se unem de três em três, formando moléculas triatômicas.

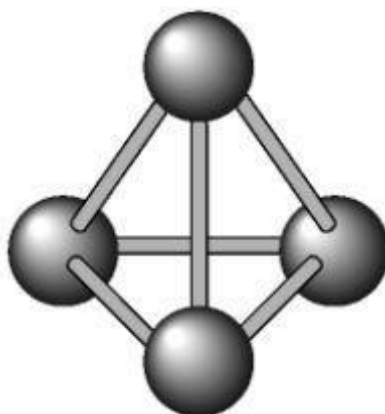


Alotropia do oxigênio: gás oxigênio (acima) e gás ozônio (abaixo). Fonte: Toda Matéria.

A alotropia do oxigênio acontece em função do número de átomos presentes nas moléculas, o que é chamado de alotropia por atomicidade.

Alotropia do fósforo

As formas de alotropia do fósforo mais conhecidas são o fósforo vermelho e o fósforo branco. Enquanto o fósforo vermelho não tem uma estrutura definida (P_n), o fósforo branco é formado pela estrutura tetraédrica, ou seja, por quatro átomos de fósforo (P₄).



Alotropia do fósforo. Fonte: Toda Matéria.

A alotropia do fósforo, tal como a do oxigênio, é feita por atomicidade, o que significa que ela depende do número de átomos presentes nas moléculas.

3. Propriedades físicas

Propriedades físicas como temperaturas de fusão e ebulição, densidade e solubilidade, são observadas sem alterar a composição da substância.

- **Ponto de fusão (PF):** é a temperatura na qual uma substância muda do estado sólido para o estado líquido, mantendo a pressão constante.
- **Ponto de ebulição (PE):** é a temperatura na qual uma substância líquida passa para o estado gasoso, quando a pressão de vapor da substância se iguala à pressão externa.
- **Densidade:** é uma propriedade física que relaciona a massa de uma substância com o volume que ela ocupa. Em termos simples, a densidade indica o grau de compactação da matéria num determinado espaço. Essa propriedade é fundamental para identificar e diferenciar materiais, além de ser amplamente utilizada em áreas como Química, Física e Engenharia
- **Solubilidade:** é a capacidade de uma substância se dissolver em outra, formando uma solução homogênea. Um exemplo é o sal de cozinha (NaCl), solúvel em água, enquanto o óleo não é.
- **Condutividade elétrica:** é a capacidade de uma substância conduzir corrente elétrica. Por exemplo, metais como o cobre são bons condutores de eletricidade, enquanto a borracha é um isolante.
- **Maleabilidade:** é a capacidade de um material ser deformado em lâminas finas por meio de martelos ou rolos, sem se romper. Um exemplo é o ouro, um metal altamente maleável que pode ser transformado em folhas muito finas.
- **Ductibilidade:** é a capacidade de um material ser deformado em fios finos por meio de tração. Por exemplo, o cobre é um metal dúctil, utilizado na fabricação de fios elétricos.

- **Magnetismo:** é a propriedade de um material atrair ou repelir outros materiais magnéticos. Exemplos muito comuns são os ímãs, que têm propriedades magnéticas e atraem materiais ferrosos, como o ferro.
- **Dureza:** é a resistência de um material à penetração ou abrasão. Um exemplo é o diamante, o material natural mais duro conhecido.
- **Viscosidade:** é a resistência de um fluido ao escoamento. Por exemplo, a água tem baixa viscosidade, enquanto a mel tem alta viscosidade.

4. Diagrama de Fases

O diagrama de fases é um gráfico muito particular que mostra, por meio de diversas regiões, como o estado físico de uma substância se comporta em função de seus valores de temperatura e pressão. Cada setor do diagrama de fases é demarcado por uma curva específica: fusão, vaporização e sublimação. Em alguns pontos específicos, é possível apresentar as condições para que mais de um estado físico de uma substância possa coexistir.

Além do mais, é possível ainda encontrar uma zona crítica onde seja impossível distinguir a substância entre líquido e gasoso. É muito comum usar a água como um exemplo prático para ilustrar os estados característicos, já que é uma substância com mudanças de estado bem perceptíveis.

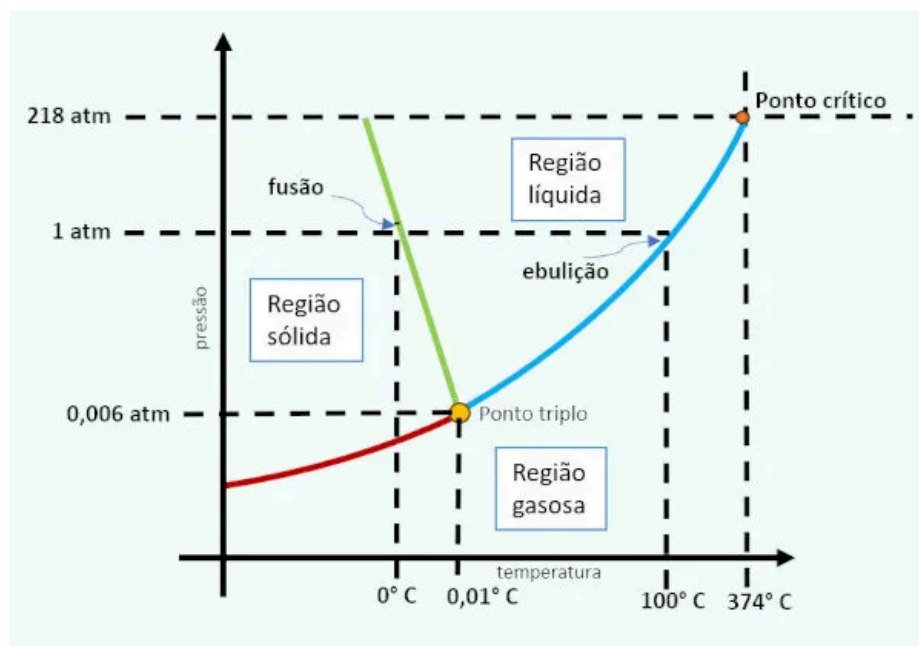


Diagrama de fases da água. Fonte: Brasil Escola.

- **Curva de fusão:** curva que representa a transição do estado sólido para o estado líquido.
- **Curva de vaporização:** curva que representa a transição do estado líquido para o estado gasoso.
- **Curva de sublimação:** curva que representa a transição do estado sólido para o estado gasoso.
- **Ponto triplo do diagrama de fases:** ponto específico do diagrama onde os três estados físicos coexistem em equilíbrio termodinâmico.
- **Ponto crítico:** ponto no final da curva de vaporização, marcando a condição limite onde não é mais possível distinguir entre os estados líquido e gasoso. Acima desse ponto, não é possível distinguir as propriedades entre líquidos e gases.

Para compreender um diagrama de fases, é necessário saber os seguintes detalhes:

- **Eixos:** o eixo horizontal demarca os valores de temperatura, enquanto o eixo vertical mostra os valores de pressão.
- **Regiões:** as áreas demarcadas no diagrama apresentam os estados da matéria.
- **Curvas de equilíbrio:** linhas que separam as regiões do estado físico e marcam as condições onde duas fases podem coexistir em equilíbrio térmico.
- **Ponto triplo:** único ponto onde os três estados coexistem em equilíbrio térmico.

Então, para interpretar um diagrama de fases, é preciso verificar quais mudanças de estado ocorrem pelas curvas de equilíbrio, ou seja, pela influência da temperatura e pressão.

5. Átomos e partículas subatômicas.

O átomo é a partícula fundamental da matéria. O nome átomo foi dado pelo filósofo grego Demócrito, que acreditava que todos os materiais possuíam uma menor parte subatômica. Esse conhecimento foi essencial para o entendimento das reações químicas, ionização e a ligação entre diferentes elementos. A estrutura do átomo é composta por nêutrons, prótons, elétrons que circulam o núcleo, e são chamadas de partículas subatômicas.

- **Nêutrons:** não tem carga nenhuma, ou seja, são eletricamente neutros.

- **Prótons:** tem carga elétrica positiva (+e) de mesmo valor absoluto que a carga dos elétrons, um próton e um elétrons tendem a se atrair eletricamente.
- **Elétrons:** possui carga elétrica negativa (-e) e quase não possui massa, são partículas minúsculas que orbitam ao redor do núcleo atômico.

Semelhanças atômicas

As semelhanças atômicas são quando os átomos têm a mesma quantidade de números de prótons, nêutrons, massa e número atômico. Se utiliza letras para representar:

- Número de prótons: P
- Número de nêutrons: n
- Número de massa: A
- Número atômico: Z

Átomos isótopos e espécies isoeletrônicas

Os isótopos são átomos que possuem o mesmo número de prótons, mas se diferenciam no número de nêutrons. A maioria dos elementos químicos possuem isótopos naturais ou artificiais, estáveis ou instáveis, isso quer dizer que os isótopos mantêm sua estrutura atômica ao longo do tempo, sem sofrer decaimento radioativo e sem emissão de radiação. E os isótopos não podem ser confundidos com os isóbaros e isótonos.

Os Isoeletrônicos são átomos de íons que possuem a mesma quantidade de elétrons, íons se define como átomo que ganha ou perde elétrons e pode se apresentar como ânion ou cátion. E com isso precisamos saber o número de elétrons, assim usamos a fórmula:

$$P = \frac{Ze}{e}$$

- P : número de prótons
- Z: número atômico
- e: número de elétrons

Tabela periódica

A maior parte dos elementos químicos foram descobertos entre 1669 e 1843 por diversos cientistas, e durante os séculos XIX e o início do século XX, vários cientistas tentaram organizar os elementos, e isso resultou na tabela periódica que conhecemos. A Tabela Periódica foi criada para estudar as propriedades periódicas, conhecer o tamanho dos átomos, e como essas propriedades podem afetar o elemento em relação com outro.

A Tabela Periódica passou por várias mudanças até a forma que conhecemos atualmente, a primeira tentativa foi em 1829, pelo professor de Química da Universidade de Jena, na Alemanha, Johann Wolfgang Döbereiner, onde ele surgiu o modelo de Tríades de Döbereiner, onde elementos foram organizados em grupos de três e cada trio apresentava elementos que possuíam características químicas semelhantes, mas não obteve sucesso.

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

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

Tríades de Döbereiner. Fonte: Brasil Escola.

O segundo tentativa foi criada pelo químico inglês John Alexander Reina Newlands na metade do século XIX, em 1864, onde ele organizou os elementos em ordem crescente de massa atômica e colocou em grupos horizontal contendo sete elementos cada, de modo que o oitavo elemento possuem propriedades semelhantes ao primeiro elementos do grupo anterior. Newlands deu o nome de "Lei das oitavas".

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

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

Lei das oitavas de Newlands. Fonte: Brasil Escola.

A terceira tentativa foi em 1969, chamada de tabela de Mendeleev, onde o químico russo Dimitri Mendeleev e o alemão Lothar Meyer, publicaram um modelo semelhante ao que conhecemos atualmente, nessa tabela os elementos foram organizados em ordem crescente de massa atômica, posicionou os elementos em colunas horizontais e verticais, respeitando as características e as semelhanças.

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

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

A tabela de Mendeleev. Fonte: Brasil Escola.

A tabela atual tem algumas modificações em relação à tabela de Mendeleev, alguns elementos estão em ordem invertida, devido à suposição de que as propriedades químicas dependem somente da massa do átomo está incorreta. A tabela atual foi montada a partir da tabela de Mendeleev, onde o químico inglês Henry Moseley em 1913 montou a Tabela Periódica nos padrões que conhecemos. Moseley organizou os elementos em ordem crescente de número atômico, manteve a organização em colunas horizontais e verticais, mas posicionou os elementos de mesmas características químicas nas mesmas colunas verticais. Atualmente existem 118 elementos químicos, 92 são naturais e 26 artificiais.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--------------------------|-----------------------|----------------------------|-----------------------|-------------------------|------------------------|-----------------------|-------------------------|---------------------------|--------------------------|--------------------------|-----------------------|-------------------------|------------------------|--------------------------|-------------------------|------------------------|--------------------|--------------------------|-----------------------|------------------------|----------------------|----------------------|------------------------|---------------------|------------------------|---------------------|--------------------|---------------------|-----------------------|----------------------|---------------------|--------------------------|--------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|--------------------|-----------------------|-------------------------|-------------------------|----------------------|--------------------------|-----------------------|-------------------------|
| 1 H Hydrogen | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He Helium | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 Li Lithium | 4 Be Beryllium | | | | | | | | | | | 5 B Boron | 6 C Carbon | 7 N Nitrogen | 8 O Oxygen | 9 F Fluorine | 10 Ne Neon | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 11 Na Sodium | 12 Mg Magnesium | | | | | | | | | | | 13 Al Aluminium | 14 Si Silicon | 15 P Phosphorus | 16 S Sulfur | 17 Cl Chlorine | 18 Ar Argon | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 19 K Potassium | 20 Ca Calcium | 21 Sc Scandium | 22 Ti Titanium | 23 V Vanadium | 24 Cr Chromium | 25 Mn Manganese | 26 Fe Iron | 27 Co Cobalt | 28 Ni Nickel | 29 Cu Copper | 30 Zn Zinc | 31 Ga Gallium | 32 Ge Germanium | 33 As Arsenic | 34 Se Selenium | 35 Br Bromine | 36 Kr Krypton | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 37 Rb Rubidium | 38 Sr Strontium | 39 Y Yttrium | 40 Zr Zirconium | 41 Nb Niobium | 42 Mo Molybdenum | 43 Tc Technetium | 44 Ru Ruthenium | 45 Rh Rhodium | 46 Pd Palladium | 47 Ag Silver | 48 Cd Cadmium | 49 In Indium | 50 Sn Tin | 51 Sb Antimony | 52 Te Tellurium | 53 I Iodine | 54 Xe Xenon | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 55 Cs Caesium | 56 Ba Barium | 57 La Lanthanum | 72 Hf Hafnium | 73 Ta Tantalum | 74 W Tungsten | 75 Re Rhenium | 76 Os Osmium | 77 Ir Iridium | 78 Pt Platinum | 79 Au Gold | 80 Hg Mercury | 81 Tl Thallium | 82 Pb Lead | 83 Bi Bismuth | 84 Po Polonium | 85 At Astatine | 86 Rn Radon | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 87 Fr Francium | 88 Ra Radium | 89 Ac Actinium | 104 Rf Rutherfordium | 105 Db Dubnium | 106 Sg Seaborgium | 107 Bh Bohrium | 108 Hs Hassium | 109 Mt Meitnerium | 110 Ds Darmstadtium | 111 Rg Roentgenium | 112 Cn Copernicium | 113 Nh Nihonium | 114 Fl Flerovium | 115 Mc Moscovium | 116 Lv Livermorium | 117 Ts Tennessine | 118 Og Oganesson | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <table border="1"> <tbody> <tr> <td>58 Ce Cerium</td> <td>59 Pr Praseodymium</td> <td>60 Nd Neodymium</td> <td>61 Pm Promethium</td> <td>62 Sm Samarium</td> <td>63 Eu Europium</td> <td>64 Gd Gadolinium</td> <td>65 Tb Terbium</td> <td>66 Dy Dysprosium</td> <td>67 Ho Holmium</td> <td>68 Er Erbium</td> <td>69 Tm Thulium</td> <td>70 Yb Ytterbium</td> <td>71 Lu Lutetium</td> </tr> <tr> <td>90 Th Thorium</td> <td>91 Pa Protactinium</td> <td>92 U Uranium</td> <td>93 Np Neptunium</td> <td>94 Pu Plutonium</td> <td>95 Am Americium</td> <td>96 Cm Curium</td> <td>97 Bk Berkelium</td> <td>98 Cf Californium</td> <td>99 Es Einsteinium</td> <td>100 Fm Fermium</td> <td>101 Md Mendelevium</td> <td>102 No Nobelium</td> <td>103 Lr Lawrencium</td> </tr> </tbody> </table> | | | | | | | | | | | | | | | | | | 58 Ce Cerium | 59 Pr Praseodymium | 60 Nd Neodymium | 61 Pm Promethium | 62 Sm Samarium | 63 Eu Europium | 64 Gd Gadolinium | 65 Tb Terbium | 66 Dy Dysprosium | 67 Ho Holmium | 68 Er Erbium | 69 Tm Thulium | 70 Yb Ytterbium | 71 Lu Lutetium | 90 Th Thorium | 91 Pa Protactinium | 92 U Uranium | 93 Np Neptunium | 94 Pu Plutonium | 95 Am Americium | 96 Cm Curium | 97 Bk Berkelium | 98 Cf Californium | 99 Es Einsteinium | 100 Fm Fermium | 101 Md Mendelevium | 102 No Nobelium | 103 Lr Lawrencium |
| 58 Ce Cerium | 59 Pr Praseodymium | 60 Nd Neodymium | 61 Pm Promethium | 62 Sm Samarium | 63 Eu Europium | 64 Gd Gadolinium | 65 Tb Terbium | 66 Dy Dysprosium | 67 Ho Holmium | 68 Er Erbium | 69 Tm Thulium | 70 Yb Ytterbium | 71 Lu Lutetium | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 90 Th Thorium | 91 Pa Protactinium | 92 U Uranium | 93 Np Neptunium | 94 Pu Plutonium | 95 Am Americium | 96 Cm Curium | 97 Bk Berkelium | 98 Cf Californium | 99 Es Einsteinium | 100 Fm Fermium | 101 Md Mendelevium | 102 No Nobelium | 103 Lr Lawrencium | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Tabela periódica atual. Fonte: Animação da Google.

7. Modelos Atômicos

Os modelos atômicos são teorias desenvolvidas por cientistas que tentam explicar o funcionamento da matéria e de seus fenômenos. Todas elas se baseiam na existência de uma partícula fundamental, o átomo. A interpretação do átomo vai evoluindo a cada modelo atômico, de acordo com os conhecimentos científicos da época. Os modelos atômicos desenvolvidos foram: modelo atômico de Dalton, modelo atômico de Thomson, modelo atômico de Rutherford, modelo atômico de Bohr e modelo atômico de Schrödinger.

Modelo atômico de Dalton

O modelo atômico de Dalton foi a primeira teoria proposta para tentar explicar a construção da matéria e foi desenvolvida por John Dalton em 1808. Esse modelo supõe que o átomo é uma esfera maciça, homogênea, indivisível e indestrutível e, por isso, é também conhecido como modelo da “bola de bilhar”.



Modelo de Dalton e bola de bilhar. Fonte: InfoEscola.

Dalton determinou alguns princípios que explicavam a matéria e seus fenômenos, baseado na ideia de que o átomo é uma esfera indivisível:

- A matéria é formada por pequenas partículas que não se dividem, os átomos.
- Os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos.
- Os átomos de elementos químicos diferentes possuem propriedades físicas e químicas distintas.
- Átomos não são criados ou destruídos.
- Um elemento é definido pelo peso do seu átomo.
- Ao formar substâncias, os átomos não se alteram.
- Uma reação química ocorre mediante a simples reorganização dos átomos, os quais mantêm a sua identidade.

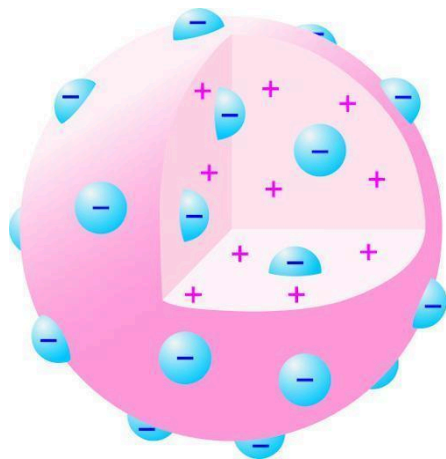
Atualmente, se conserva a maioria desses princípios, com exceção de que o átomo é maciço e indivisível e que os elementos são definidos pelo seu peso (na realidade, é pelo seu número atômico).

Antes de Dalton propor a primeira teoria atômica, o homem já se questionava sobre a composição da matéria. No século V a.C., na Grécia Antiga, os filósofos Demócrito e Leucipo utilizaram pela primeira vez o termo átomo para se referir às partículas pequenas, indivisíveis e indestrutíveis, que eles acreditavam ser a unidade constituinte da matéria.

Modelo atômico de Thomson

O modelo atômico proposto por Joseph John Thomson, em 1898, afirma que o átomo possui natureza elétrica, é divisível e formado por partículas subatômicas. Thomson descobriu a existência de partículas carregadas negativamente (elétrons) no átomo, derrubando o conceito de Dalton, que afirmava que o átomo seria indivisível.

Por meio de experimentos, Thomson construiu uma nova teoria atômica, na qual defendeu a existência de cargas elétricas negativas presas a um núcleo, com carga elétrica positiva. Devido a essa estrutura, esse modelo atômico é conhecido como modelo do “pudim de passas”.



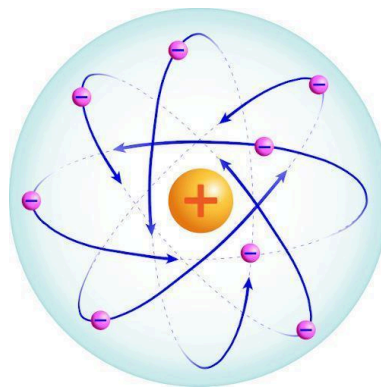
As considerações do modelo atômico de Thomson. Fonte: Brasil Escola.

- O átomo é esférico e divisível.
- O átomo é eletricamente neutro, possuindo a mesma quantidade de partículas negativas e positivas.

- Os elétrons não estão presos no núcleo positivo, podendo ser transferidos a outros átomos, em determinadas condições.
- As cargas elétricas negativas estão uniformemente distribuídas ao redor do núcleo positivo, por repulsão eletrostática."

Modelo atômico de Rutherford

Ernest Rutherford propôs um novo modelo atômico em 1911, no qual afirma que o átomo é formado por uma região central de massa elevada e com caráter elétrico positivo. Em torno dele, há uma região de massa desprezível em que orbitam os elétrons (partículas de carga negativa). Em razão dessa configuração, o átomo de Rutherford é comparado ao Sistema Solar, assumindo o núcleo como o Sol e os elétrons como os planetas, e conhecido como modelo do sistema planetário.



Modelo de Rutherford. Fonte: Brasil Escola.

Nesse modelo, o átomo é formado por duas principais regiões: o núcleo e a eletrosfera. O núcleo é a região central do átomo. Apresenta alta massa e alta densidade por concentrar as partículas de carga elétrica positiva (prótons) em um pequeno volume. A eletrosfera é a região em torno do núcleo que abriga os elétrons. Como os elétrons são partículas minúsculas, assume-se que a eletrosfera é formada por extensos espaços vazios, por isso possui baixa densidade.

Modelo atômico de Bohr

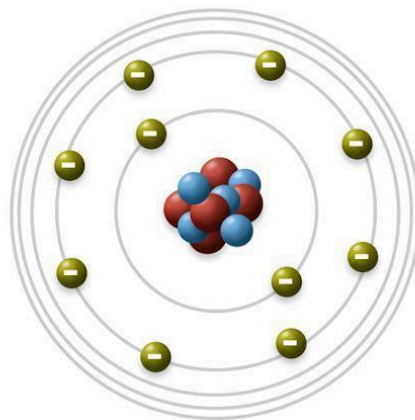
O modelo atômico de Bohr, proposto por Niels Bohr em 1913, determina que a eletrosfera é formada por camadas de energia nas quais se distribuem os elétrons. Esse modelo é

conhecido também como modelo atômico de Rutherford-Bohr, pois é uma evolução do modelo de Rutherford e resolve uma de suas falhas, que trata da estabilidade dos átomos. O modelo de Rutherford, apesar de explicar muitos aspectos da matéria, desobedecia a alguns princípios de energia da Mecânica Clássica, como o fato de os elétrons não perderem energia durante sua trajetória circular em torno do núcleo.

Empregando os conceitos recém-descobertos da Mecânica Quântica, o físico Niels Bohr conseguiu justificar essa observação, determinando que os elétrons ocupam camadas eletrônicas com valores pré-definidos de energia, de maneira que a energia do elétron em uma camada se mantém constante ao longo de sua movimentação.

As camadas eletrônicas são mais energéticas conforme mais distantes do núcleo se encontrem. Os elétrons podem transitar entre as camadas apenas por meio da absorção ou liberação da diferença de energia existente entre duas camadas. Esse processo é conhecido como transição eletrônica.

As camadas eletrônicas do modelo atômico de Bohr **são representadas pela sequência de letras K, L, M, N, O, P e Q**, cada uma possuindo uma determinada capacidade de acomodar elétrons.



Modelo atômico de Bohr. Fonte: Brasil Escola.

O modelo atômico de Rutherford-Bohr é construído com base em alguns postulados:

- Os elétrons descrevem órbitas eletrônicas circulares ao redor do núcleo, em razão da atração eletrostática entre cargas elétricas de sinais opostos.
- Essas órbitas são as camadas ou níveis eletrônicos.
- As camadas eletrônicas possuem apenas valores de energia constantes e determinados (conceito de quantização de energia).

- A movimentação dos elétrons em uma camada eletrônica não envolve emissão ou absorção de energia de forma espontânea.
- Os elétrons não ocupam regiões intermediárias entre as camadas.
- Os elétrons apenas transitam para uma camada de maior energia ao absorver energia de uma fonte externa, situação em que ficam instáveis. Para retomar a estabilidade, os elétrons retornam ao seu nível inicial, liberando a energia absorvida sob a forma de luz ou calor. Esse conceito é conhecido como transição eletrônica.

O modelo de Bohr é o mais empregado para entender a estrutura atômica, no entanto também apresenta algumas limitações, como a falha para explicar a ocorrência de ligações químicas e o comportamento de átomos maiores.

Modelo atômico de Schrödinger

Com a evolução da ciência e da Mecânica Quântica, novas teorias foram desenvolvidas para entender o átomo. O modelo atômico atualmente aceito é o modelo proposto por Schrödinger em 1926, que conta com a contribuição de outros cientistas e suas descobertas. Antes de Schrödinger propor sua teoria para explicar o átomo, o físico Arnold Sommerfeld fez uma relevante contribuição ao modelo atômico de Rutherford-Bohr, propondo que as órbitas eletrônicas não seriam circulares, mas sim elípticas. Isso foi importante, porque determinava que os elétrons possuíam velocidades diferentes, uma vez que estavam a diferentes distâncias do núcleo.

O físico Louis de Broglie, baseando-se no conceito da dualidade onda-partícula, determinou que o elétron possui trajetória constante quando se comporta como partícula e movimento ondulatório quando se comporta como onda. Assim, reunindo todos esses conceitos e fazendo uso de cálculos matemáticos, Schrödinger concluiu que a eletrosfera não é formada por órbitas de trajetória determinada, mas sim por regiões que se assemelham a nuvens eletrônicas.

Com essa ideia, o modelo atômico de Schrödinger inseriu o conceito de orbital atômico, explicado como sendo uma região de alta probabilidade de se encontrar elétrons e que é definida matematicamente por meio de uma equação matemática, conhecida como função de onda.

8. Ligações Químicas

Ligações químicas são interações entre átomos para alcançar estabilidade eletrônica, geralmente com oito elétrons na camada de valência (regra do octeto). Os principais tipos são iônica (transferência de elétrons), covalente (compartilhamento de elétrons) e metálica (elétrons livres em uma nuvem metálica).

Regra do Octeto

A Teoria do Octeto, criada por Gilbert Newton Lewis (1875-1946), químico estadunidense, e Walter Kossel (1888-1956), físico alemão, surgiu a partir da observação dos gases nobres e algumas características como, por exemplo, a estabilidade dos elementos que apresentam 8 elétrons na Camada de Valência. Portanto, a Teoria ou Regra do Octeto explica a ocorrência das ligações químicas da seguinte forma:

“Muitos átomos apresentam estabilidade eletrônica quando possuem 8 elétrons na camada de valência (camada eletrônica mais externa).”

Assim, o átomo procura sua estabilidade doando ou compartilhando elétrons com outros átomos, donde surgem as ligações químicas. Vale lembrar que existem muitas exceções à Regra do Octeto, principalmente entre os elementos de transição.

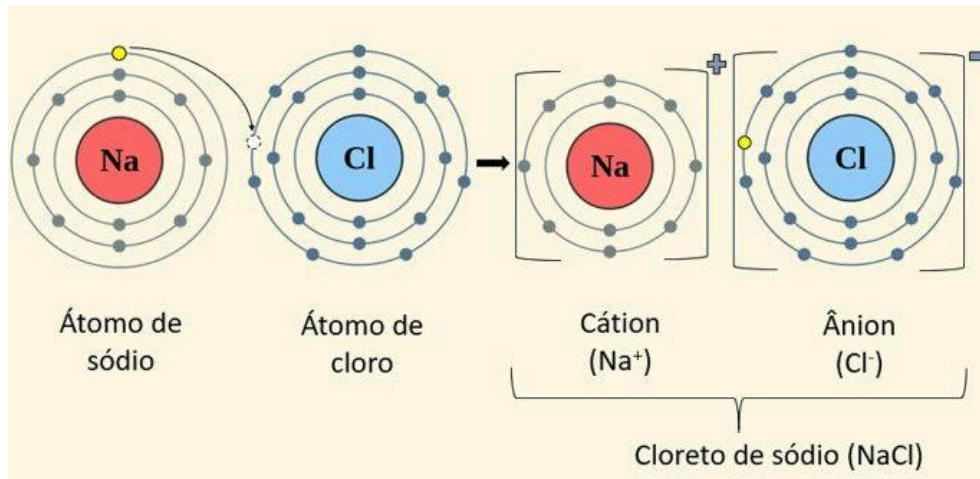
Tipos de Ligações Químicas

Ligação Iônica

Também chamada de ligação eletrovalente, esse tipo de ligação é realizada entre íons (cátions e ânions), daí o termo "ligação iônica". Para ocorrer uma ligação iônica os átomos envolvidos apresentam tendências opostas: um átomo deve ter a capacidade de perder elétrons enquanto o outro tende a recebê-los.

Portanto, um ânion, de carga negativa, se une com um cátion, de carga positiva, formando um composto iônico por meio da interação eletrostática existente entre eles.

Exemplo: $\text{Na} + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$ (cloreto de sódio ou sal de cozinha). Nesse composto, o sódio (Na) doa um elétron para o cloro (Cl) e se torna um cátion (carga positiva), enquanto o cloro torna-se um ânion (carga negativa).



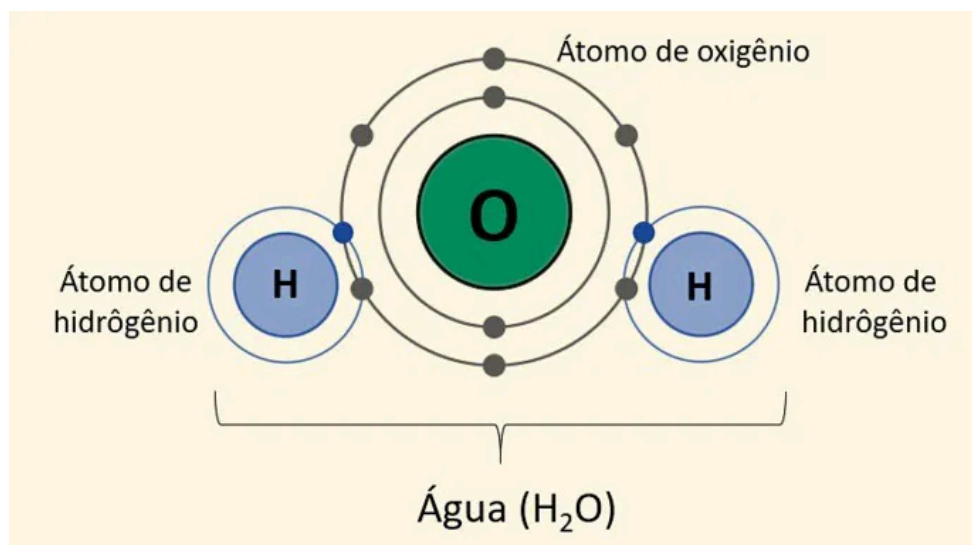
Ligação iônica que forma o Cloreto de sódio (NaCl). Fonte: Toda Matéria.

Os compostos iônicos geralmente são encontrados no estado sólido em condições ambientes e apresentam elevados pontos de fusão e ebulição. Quando dissolvidos em água, essas substâncias são capazes de conduzir corrente elétrica, já que seus íons são liberados em solução.

Ligação Covalente

Também chamada de ligação molecular, as ligações covalentes são ligações em que ocorre o compartilhamento de elétrons para a formação de moléculas estáveis, segundo a Teoria do Octeto; diferentemente das ligações iônicas, em que há perda ou ganho de elétrons. Além disso, pares eletrônicos é o nome dado aos elétrons cedidos por cada um dos núcleos, figurando o compartilhamento dos elétrons das ligações covalentes.

Exemplo: H_2O : H - O - H (molécula de água) formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Cada traço corresponde a um par de elétrons compartilhado formando uma molécula neutra, uma vez que não há perda nem ganho de elétrons nesse tipo de ligação.



Ligação covalente que forma a água (H₂O). Fonte: Toda Matéria.

As ligações covalentes podem ser classificadas em polares ou apolares. No caso da água temos uma ligação covalente polar, pois os átomos que compõem a molécula apresentam diferentes eletronegatividades. Já o oxigênio (O₂) apresenta uma ligação covalente apolar, pois é formado por átomos de um único elemento químico e, por isso, não apresenta diferença de eletronegatividade.

Ligação covalente dativa

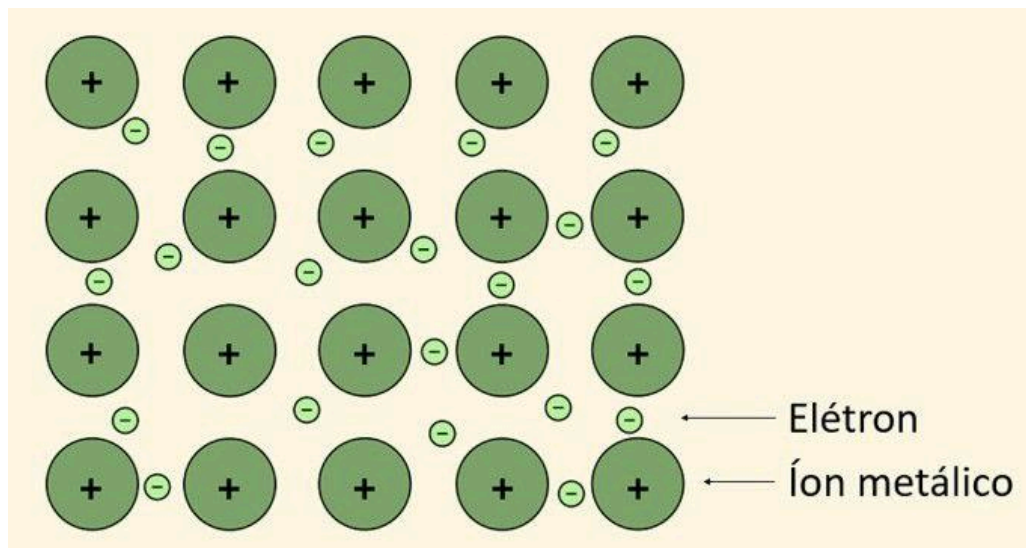
Também chamada de ligação coordenada, ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto completo, ou seja, oito elétrons na última camada e o outro, para completar sua estabilidade eletrônica, necessita adquirir mais dois elétrons. Esse tipo de ligação é representada por uma seta e um exemplo é o composto dióxido de enxofre SO₂: O = S → O.

Isso ocorre porque é estabelecida uma dupla ligação do enxofre com um dos oxigênios para atingir sua estabilidade eletrônica e, além disso, o enxofre doa um par de seus elétrons para o outro oxigênio para que ele fique com oito elétrons na sua camada de valência.

Ligação Metálica

É a ligação que ocorre entre os metais, elementos considerados eletropositivos e bons condutores térmico e elétrico. Para tanto, alguns metais perdem elétrons da sua última

camada chamados de "elétrons livres" formando assim, os cátions. A partir disso, os elétrons liberados na ligação metálica formam uma "nuvem eletrônica", também chamada de "mar de elétrons" que produz uma força fazendo com que os átomos do metal permaneçam unidos.



Esquema de uma ligação metálica. Fonte: Toda Matéria.

Os metais apresentam estado físico sólido em temperatura ambiente, com exceção do mercúrio, o único metal líquido nessas condições. As substâncias metálicas são boas condutoras de calor e eletricidade e, além disso, apresentam um brilho característico.

Número de oxidação

O Número de Oxidação (NOX) é a carga que um elemento adquire depois de realizar qualquer tipo de ligação para atingir a estabilidade ou de se manter no seu estado fundamental. Em compostos iônicos, número de oxidação (Nox) é a própria carga elétrica do íon, ou seja, o número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou.

No caso dos compostos covalentes, por não ter perda ou ganho de elétrons, pode estender o conceito de número de oxidação, dizendo que seria a carga elétrica teórica que o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

Fórmulas eletrônicas e estruturais

A fórmula eletrônica, também chamada de fórmula de Lewis, é representada por pontos. Através desses pontos é que são mostradas as quantidades dos elétrons presentes nas camadas de valência. Por exemplo, a molécula de hidrogênio (H_2) é formada por dois átomos de hidrogênio unidos por uma ligação simples. A fórmula de Lewis para o composto é H:H. Já a ligação dupla que une dois átomos na molécula de oxigênio (O_2) são representados através da fórmula de Lewis da seguinte maneira: O:O.

A fórmula estrutural é o esquema que indica a estrutura, ou seja, a disposição dos átomos de elementos químicos que compõem a cadeia, bem como a ligação entre eles. Para demonstrar a ligação entre os átomos, utilizam-se traços para simbolizar os elétrons compartilhados em cada ligação. Por exemplo, a água (H_2O) é uma molécula formada por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio. A sua fórmula estrutural é $H - O - H$.

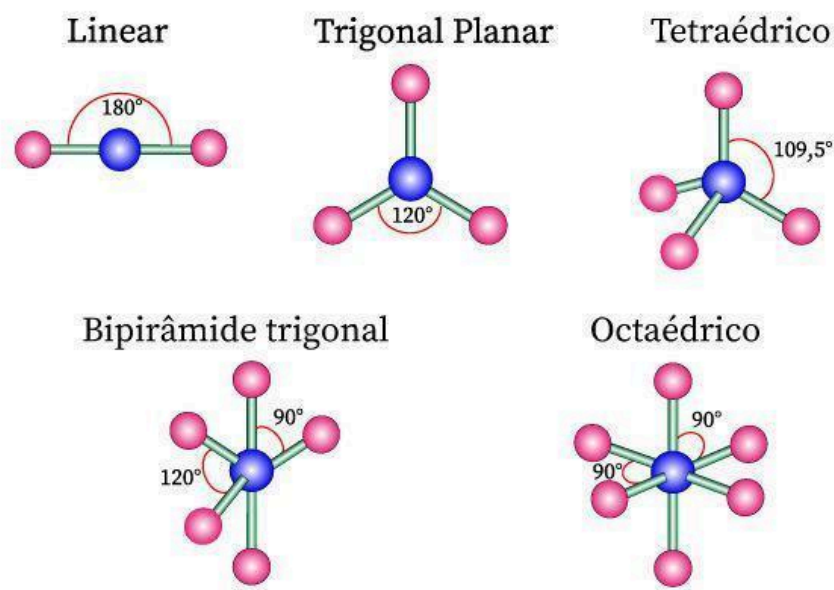
Geometria Molecular

A geometria molecular é uma forma de representar o arranjo espacial adotado pelos átomos de uma molécula. Apesar de a geometria de uma molécula não ser prevista pelas estruturas de Lewis, ela é obtida por meio delas. A teoria utilizada para determinar a geometria das moléculas se chama teoria da repulsão do par de elétrons da camada de valência, RPECV.

A geometria molecular de uma molécula é a sua forma espacial mais estável, pois, segundo a RPECV, os elétrons, tanto ligantes quanto não ligantes, exercem repulsão eletrônica, buscando ficar o mais distante possível. O estudo da geometria molecular é importante não só para o campo teórico da Química, mas também para aplicações, como em biotecnologia.

Tipos de geometria molecular

As geometrias das moléculas são oriundas dos arranjos espaciais das moléculas. Tal arranjo é dependente dos pares de elétrons do átomo central, sejam esses pares ligantes ou não. Por meio do número de pares de elétrons e não ligantes, determina-se a geometria molecular. A tabela a seguir lista os tipos de geometria possíveis para cada molécula, de acordo com seus arranjos e pares de elétrons.



Arranjos espaciais possíveis a depender do número de pares de elétrons. Fonte: Brasil Escola.

Como determinar a geometria da molécula?

A melhor forma de determinar a geometria de uma molécula é pela teoria da repulsão do par de elétrons da camada de valência, a RPECV (também comumente referida como VSEPR, do inglês *valence-shell electron-pair repulsion model*). Tal teoria foi inicialmente proposta a partir dos estudos de repulsão eletrostática dos pares de elétrons dos químicos ingleses Nevil Sidgwick e Herbert Powell, em 1940, e então desenvolvida pelo químico canadense Ronald Gillespie e pelo químico australiano Ronaldo Nyholm, em 1957.

Apesar de simples, sua previsibilidade para determinação da geometria das moléculas é muito boa, com favorável comparação aos resultados obtidos experimentalmente (difração de raios X, por exemplo). Essa teoria parte do pressuposto de que os elétrons se repelem, uma vez que possuem a mesma carga elétrica e, assim sendo, as moléculas adotam um arranjo espacial em que os pares de elétrons buscarão ficar o mais distante possível, minimizando os efeitos de repulsão elétron-elétron. No RPECV, as moléculas podem ser descritas na forma genérica AX_mE_n , em que:

- “A” é o átomo central;
- “X” representa qualquer átomo ou grupo atômico ligado ao elemento central;
- “E” representa um par de elétron isolado (não ligante).

O somatório “m + n” é conhecido como número estéreo (NE), que acaba sendo o número total de posições ocupadas por ligantes ou pares de elétrons em torno do átomo central. A geometria resultante, segundo a RPECV, será consequência do arranjo adotado pelos pares de elétrons ligantes. Os pares de elétrons são importantes para determinar o arranjo espacial da molécula, e influenciam na forma espacial final da molécula, mas não são levados em conta para a determinação da geometria molecular final.

Outro ponto importante do RPECV é que as ligações múltiplas (duplas ou triplas) são tratadas como uma única região de alta concentração de elétrons, ou seja, não faz diferença para a geometria final se a ligação é simples ou múltipla.

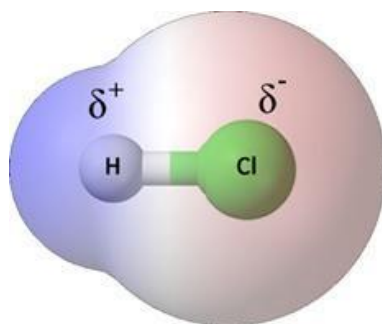
Por fim, vale destacar ainda que o RPECV cria uma escala de repulsões eletrônicas, a fim de trazer maior aproximação com os valores obtidos experimentalmente. Assim sendo, os elétrons em pares isolados (π), ou seja, não ligantes, apresentam uma repulsão mais forte que os elétrons em pares ligantes (pl). Assim, a escala decrescente de força de repulsão eletrônica é: repulsão π - π > repulsão π - pl > repulsão pl - pl

9. Estudo das diferentes forças intermoleculares

Existem três tipos de forças intermoleculares, que são: dipolo permanente, dipolo induzido e ligações de hidrogênio (antigamente chamada de pontes de hidrogênio).

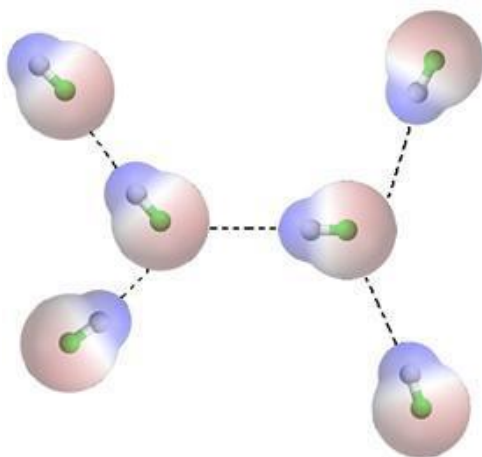
Força de dipolo permanente

Ocorre somente em moléculas polares, em que os elétrons estão distribuídos de forma assimétrica, ou seja, uma parte da molécula possui maior densidade eletrônica. No caso de moléculas diatômicas, o elemento mais eletronegativo atrai os elétrons da ligação e forma um dipolo elétrico, como ocorre com o cloreto de hidrogênio (HCl) mostrado abaixo:



Moléculas polar de cloreto de hidrogênio. Fonte: Guia do Estudante.

Em moléculas assim, a parte positiva atrai a parte negativa de outra molécula e assim sucessivamente.



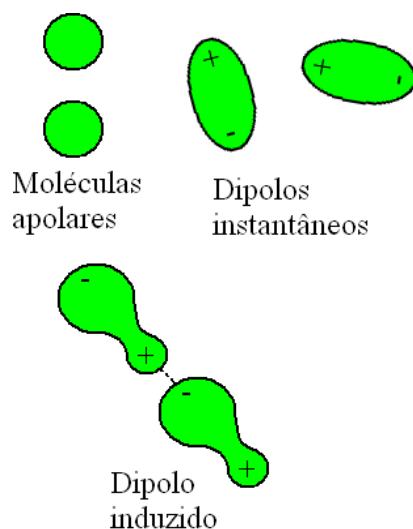
Força de dipolo permanente entre moléculas de cloreto de hidrogênio. Fonte: Guia do Estudante.

Essa é a força de dipolo permanente que possui intensidade média (é mais intensa que a força de dipolo induzido, mas é menos intensa que a força da ligação de hidrogênio).

Força de dipolo induzido (forças de London)

Ocorre em moléculas polares e apolares (que são aquelas em que os elétrons estão distribuídos uniformemente, não havendo um dipolo elétrico na molécula). No entanto, quando essas moléculas (ou átomos, como no caso dos gases nobres) aproximam-se, pode acontecer que ocorram deformações nas nuvens de elétrons, pois há atrações e repulsões entre os elétrons e os núcleos dos átomos. Essa deformação é apenas temporária, mas forma regiões do átomo ou da molécula que ficam com maior quantidade de elétrons, ou seja, são formados dipolos instantâneos.

Ao se aproximar de outras moléculas, esse dipolo instantâneo pode induzir a molécula vizinha a também se polarizar e assim surgem forças atrativas, que são as forças de dipolo induzido.



Atração intermolecular do tipo dipolo induzido. Fonte: Brasil Escola.

A força de dipolo induzido é a de menor intensidade e é também chamada de Força de London. As forças intermoleculares existentes entre moléculas apolares foram explicadas e relacionadas com o movimento dos elétrons pelo cientista: Fritz Wolfgang London (1900-1954).

Ligações de Hidrogênio

Essa é a força intermolecular mais intensa e é uma atração que ocorre entre o hidrogênio e átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio.

É esse tipo de força intermolecular que ocorre, por exemplo, entre as moléculas de água. Tais moléculas são polares, sendo que o oxigênio possui carga parcial negativa (δ^-) e os hidrogênios possuem carga parcial positiva (δ^+). Assim, acontece que um hidrogênio de uma molécula de água é atraído pelo oxigênio de outra molécula de água e assim por diante, formando ligações de hidrogênio.

10. Funções inorgânicas

Funções inorgânicas são moléculas que não apresentam átomos de carbono em cadeias. Existem quatro conjuntos de substâncias inorgânicas que se comportam de maneira semelhante e têm características similares. São os óxidos, os sais, os ácidos e as bases. Essas

interações estão relacionadas com os estudos químicos de Svante Arrhenius, que identificou as reações elétricas de cada um dos átomos .

Ácidos

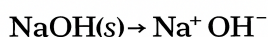
Os ácidos se formam por meio de ligações covalentes , sendo assim ao entrar em contato com a água sofrem ionização (quando os átomos se separam), formam o cátion hidrônio (H₃O⁺). Essas substâncias são divididas em ácidos fortes, moderados e fracos. E descobrimos isso por meio do pH da substância, quanto menor o número mais forte é o ácido. Um exemplo de ácidos é o HCl (ácido clorídrico) que possui o pH baixo (pH= 2) ,que é presente no suco gástrico, no estômago, responsável por fazer a digestão.



Bases

As bases são substâncias que ao entrar em contato com a água sofrem dissociação (separação de um composto em íons ou moléculas menores), liberando o ânion (OH⁻) que é a hidroxila que se trata de uma propriedade básica (alcalina). As bases podem ser classificadas de acordo com o grau de dissociação, bases fortes tem o pH alto que indica acidez e alta alcalinidade, já os com pH baixo possuem alta acidez e pouca propriedade básica.

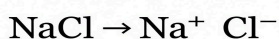
Um exemplo de base é a soda cáustica, hidróxido de sódio (NaOH), que é presente em vários produtos de limpeza.



Sais

São compostos iônicos, que dissociar na água, quando um cátion (íons com carga positiva) diferente de hidrogênio (H⁺) interage com um ânion (íons com carga negativa) diferente da hidroxila (OH⁻), e do oxigênio (O²⁻) , formando uma substância.

Um exemplo de substância que é formada por essa relação é o Na⁺ e o Cl⁻ , cloreto de sódio, conhecido como sal de cozinha.

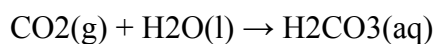


Óxidos

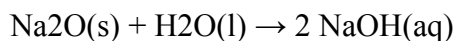
São compostos binários, formados por apenas dois elementos distintos, sendo o mais eletronegativo o oxigênio. Como o oxigênio é um elemento muito reativo, é difícil encontrar um elemento que não reaja com o oxigênio. Por isso essa classe engloba um número grande de substâncias. Com exceção do flúor que é mais eletronegativo que o oxigênio, por isso o flúor é o único elemento da tabela periódica que não reage com o oxigênio. Quando um óxido tem reação com ácidos ou bases forma os sais.

Como essa classe é muito ampla suas propriedades variam. Por isso é dividida em quatro grupos: óxidos ácidos, óxidos básicos, óxidos neutros e óxidos anfóteros.

- **Óxidos ácidos:** Quando é dissolvido em água e forma ácidos.

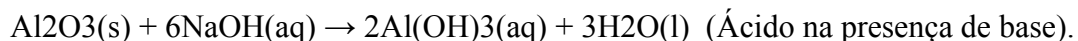
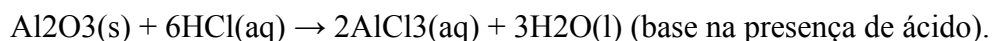


- **Óxidos básicos:** Quando é dissolvido em água e forma bases.



- **Óxidos neutros:** Quando não reagem com água.

- **Óxidos anfóteros:** Se comporta como base na presença de ácido e ácido na presença de base.



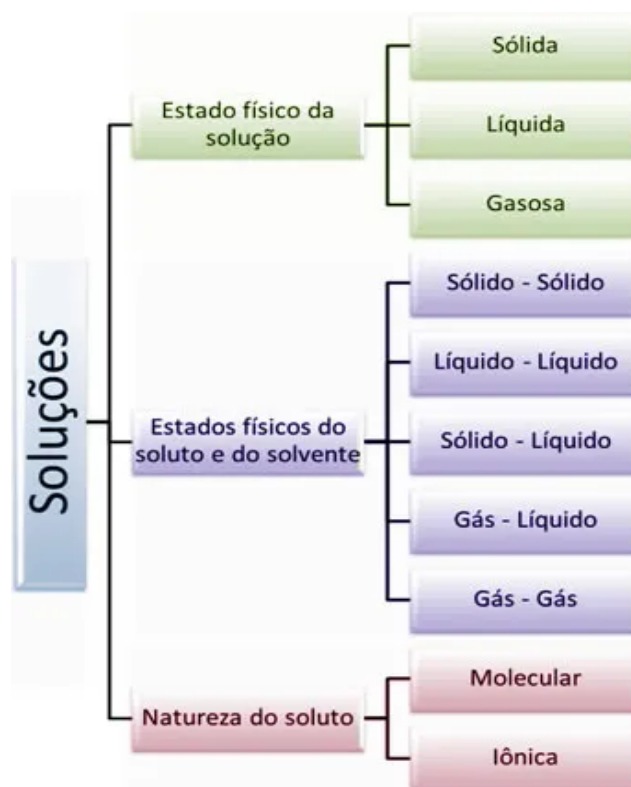
11. Soluções

Classificação das soluções

Soluções são misturas de duas ou mais substâncias e apresentam um aspecto uniforme, ou seja, são homogêneas. Elas são formadas por um ou mais solutos (substâncias dissolvidas) e um solvente, que é a substância presente em maior quantidade e que dissolve as outras substâncias.

Quando falamos de soluções, na maioria das vezes, pensamos em soluções aquosas usadas em laboratórios. Elas geralmente são formadas por um soluto sólido ou líquido dissolvido na água. No entanto, não são apenas esses tipos de soluções químicas que existem, mas muitas outras, que podem ser classificadas de acordo com 3 critérios principais:

- Estado físico da solução
- Estados físicos do soluto e do solvente
- Natureza do soluto



Esquema de classificação das soluções. Fonte: Brasil Escola.

Segundo cada um desses critérios, as soluções podem ser classificadas de acordo com o estado físico da solução:

Soluções sólidas

As soluções sólidas são formadas apenas por solutos e solventes sólidos. No cotidiano, os principais exemplos desse tipo de solução são as ligas metálicas. A medalha a seguir, por exemplo, foi produzida com a liga de bronze, que é uma mistura de aspecto homogêneo formada por estanho e cobre.

Soluções líquidas

As soluções líquidas possuem o solvente líquido, geralmente a água, e os solutos podem ser sólidos, líquidos ou gasosos.

Exemplo: Sólido - líquido

Quando misturamos sal ou açúcar (sólidos) na água (líquido), temos exemplos desse tipo de solução. Outros exemplos são: água do mar, que é formada por vários sais dissolvidos nela; o álcool iodado (tintura de iodo), que contém iodo dissolvido em álcool; e o soro fisiológico (solução aquosa com 0,9% em massa de cloreto de sódio – sal de cozinha).

Exemplo: Líquido - líquido

Tanto o soluto quanto o solvente são líquidos. A água oxigenada, que é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, e o álcool desinfetante ou álcool combustível, que é uma mistura de álcool e água.

Exemplo: Gás - líquido

O soluto é um gás e o solvente é um líquido. Exemplos: águas de aquários, mares, lagos e rios possuem os gases do ar dissolvidos, permitindo que os seres aquáticos sobrevivam. Além disso, os refrigerantes e a água com gás possuem o gás carbônico dissolvido.

Soluções gasosas

Esse tipo de solução é formado pela mistura de gases. O ar é um exemplo, pois sua composição aproximada é de 78% de gás nitrogênio, 21% de gás oxigênio e 1% de outros gases, o ar atmosférico é uma solução gasosa.

As soluções também podem ser classificadas **de acordo com a natureza do soluto**:

Soluções moleculares

São aquelas que possuem solutos moleculares que apenas se dissolvem em água e geram uma solução não eletrolítica, ou seja, que não conduz eletricidade. Um exemplo é a água com açúcar.

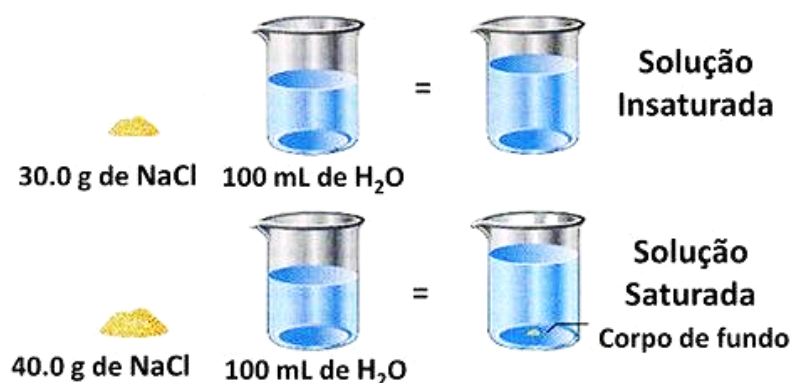
Soluções iônicas

Essas soluções são eletrolíticas, conduzem eletricidade e sua formação pode ocorrer de duas formas:

- Quando colocamos solutos iônicos na água e eles sofrem uma dissociação iônica, ou seja, os seus íons são separados e ficam no meio aquoso. Exemplo: sal de cozinha (cloreto de sódio – NaCl – na água);
- Quando colocamos solutos moleculares que reagem com a água, sofrendo ionização, ou seja, originam íons que ficam no meio aquoso. Exemplo: cloreto de hidrogênio (HCl) na água.

Também podemos classificar as soluções **de acordo com a quantidade de soluto**:

- **Soluções saturadas:** solução com a quantidade máxima de soluto totalmente dissolvido pelo solvente. Se mais soluto for acrescentado, o excesso acumula-se formando um corpo de fundo.
- **Soluções insaturadas:** também chamada de não saturada, esse tipo de solução contém menor quantidade de soluto.
- **Soluções supersaturadas:** são soluções instáveis, nas quais a quantidade de soluto excede a capacidade de solubilidade do solvente.



Exemplo de soluções saturada e insaturada. Fonte: Toda Matéria.

As soluções também podem ser classificadas **de acordo com o seu estado físico**:

- **Soluções sólidas:** formadas por solutos e solventes em estado sólido. Por exemplo, a união de cobre e níquel, que forma uma liga metálica.
- **Soluções líquidas:** formadas por solventes em estado líquido e solutos que podem estar em estado sólido, líquido ou gasoso. Por exemplo, o sal dissolvido em água.
- **Soluções gasosas:** formadas por solutos e solventes em estado gasoso. Por exemplo, o ar atmosférico.

Coefficiente de solubilidade

Solubilidade é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado solvente. O coeficiente de solubilidade representa a capacidade máxima do soluto de se dissolver em uma determinada quantidade de solvente. Isso conforme as condições de temperatura e pressão.

Conforme a solubilidade, as soluções podem ser:

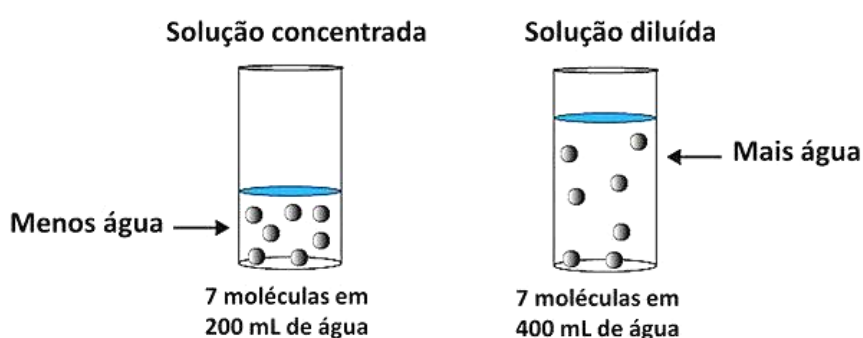
- **Soluções diluídas:** a quantidade de soluto é menor em relação ao solvente.
- **Soluções concentradas:** a quantidade de soluto é maior que a de solvente.

Não devemos confundir o conceito de concentração (C) com o de densidade (d) da solução:

| Concentração comum | Densidade |
|---|--|
| $C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}}$ | $d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$ |

Diluição das soluções

A diluição de soluções corresponde à adição mais solvente em uma solução. Como resultado, passamos de uma solução mais concentrada para uma solução mais diluída.



Diferença entre solução concentrada e solução diluída. Fonte: Toda Matéria.

É importante ressaltar que a mudança ocorre no volume da solução e não na massa do soluto. Podemos concluir então que quando há o aumento do volume, a concentração diminui. Em outras palavras, o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

A dissolução química é o processo de dispersão do soluto em um solvente, dando a origem a uma solução ou mistura homogênea.

Os solutos podem ser classificados em

- **Solúvel:** são os solutos que se dissolvem no solvente.
- **Pouco solúvel:** são os solutos que apresentam dificuldade de se dissolver no solvente.
- **Insolúvel:** são os solutos que não se dissolvem no solvente.

Um princípio comum em solubilidade é: “semelhante dissolve semelhante”. Isso quer dizer que um soluto polar tende a se dissolver em um solvente polar. O mesmo é verdadeiro para substâncias apolares. Veja alguns exemplos:

- Os hidrocarbonetos, compostos presentes na gasolina, são apolares e apresentam pouca solubilidade em água, que é polar.
- Os álcoois, como o etanol e o metanol, são polares devido à presença do oxigênio na cadeia carbônica e, por isso, são solúveis em água.
- Os sais apresentam solubilidade diferenciada. Eles podem ser classificados em: sal solúvel e sal praticamente insolúvel.

Coefficiente de Solubilidade

O coeficiente de solubilidade (C_s) determina a capacidade máxima do soluto que se dissolve em uma determinada quantidade de solvente. Isso, conforme as condições de temperatura. Em resumo, o coeficiente de solubilidade é a quantidade de soluto necessária para saturar uma quantidade padrão de solvente a uma determinada condição.

Por exemplo, considere a seguinte situação: Em um copo de água com sal (NaCl), inicialmente, o sal desaparece na água. Entretanto, se for adicionado mais sal, em determinado momento ele começará a se acumular no fundo do copo.

Isso acontece porque a água, que é o solvente, atingiu o seu limite de solubilidade e a quantidade máxima de concentração. A isso também chamamos de ponto de saturação. O soluto que resta no fundo do recipiente e que não se dissolve é chamado de corpo de fundo ou precipitado.

Em relação ao ponto de saturação, as soluções classificam-se em três tipos:

- **Solução insaturada:** quando a quantidade de soluto é menor que C_s .
- **Solução saturada:** quando a quantidade de soluto é exatamente a mesma do C_s . É o limite de saturação.
- **Solução supersaturada:** quando a quantidade do soluto é maior que o C_s .

Diferentes unidades de concentração

A concentração das soluções corresponde a quantidade de soluto presente em uma determinada quantidade de solvente.

Quando nos referimos à concentração, estamos interessados em descobrir a relação entre a quantidade de soluto e solvente em uma solução. Existem diversas formas de calcular a concentração de uma solução e diferentes unidades de medidas podem ser utilizadas.

Tipos e formas de calcular a concentração

Concentração comum

A concentração comum é a relação estabelecida entre a massa do soluto e o volume da solução.

Ela é expressa através da seguinte fórmula:

$$C = \frac{m}{V}$$

Onde:

- C = concentração comum, em g/L
- m = massa do soluto, em g
- V = volume da solução, em L

Não confunda a concentração comum com a densidade, que relaciona a massa e o volume da solução.

→ A densidade é calculada da seguinte forma:

- $d = m / V$
- d = densidade, em g/L
- m = massa da solução (massa do soluto + massa do solvente), em g
- v = volume da solução, em L

Concentração Molar ou Molaridade

A concentração molar ou molaridade é a relação existente entre a massa de soluto em número de mols e o volume de uma solução.

→ A molaridade é expressa através das seguintes fórmulas:

- $M = n_1 / V$ ou $M = m / M_1 \cdot V$

Onde:

- M = molaridade, em mols/L
- n_1 = número de mols do soluto, em mol
- m = massa de soluto, em g
- M_1 = massa molar, em g/mol
- V = volume da solução, em L

Concentração em Título

O título ou porcentagem em massa da solução consiste na relação entre a massa do soluto e a massa da solução.

→ Ele é expresso a partir da seguinte fórmula:

- $T = m_1 / m$ ou $T = m_1 / m_1 + m_2$

Onde:

- T = título
- m = massa da solução, em g
- m_1 = massa de soluto, em g
- m_2 = massa de solvente, em g

O título não possui uma unidade de medida, sendo expresso, na maioria dos casos, em porcentagem. Para isso, deve-se multiplicar por 100 o resultado alcançado: $\% = 100 \cdot T$

Quando a solução for gasosa ou apenas líquida, o título também pode ser calculado a partir do volume da solução, substituindo os valores de massa por volume. Porém, não é possível somar o volume de solvente e soluto.

- $T = V_1 / V$

Partes por milhão

Em alguns casos, a massa de soluto presente na solução é extremamente pequena, sendo inviável calcular a porcentagem.

Uma possibilidade é calcular a quantidade de soluto, em gramas, presente em 1 000 000 (10⁶) gramas de solução.

→ A fórmula para este cálculo é a seguinte:

- $1 \text{ ppm} = 1 \text{ parte de soluto} / 10^6 \text{ de solução}$

Molalidade

A molalidade ou concentração molal expressa a quantidade de número de mols de soluto presente no solvente.

- $W = 1000 \cdot m_1 / m_2 \cdot M_1$

Onde:

- W: Molalidade, em mol/Kg
- m₁: massa de soluto
- m₂: massa do solvente, em kg
- M₁: massa molar do soluto

Relação entre as concentrações

Além das formas apresentadas, também é possível calcular a concentração a partir da relação entre a concentração comum, densidade e título.

→ A fórmula a ser usada é a seguinte:

- $C = 1000 \cdot d \cdot T$

Onde:

- C = concentração comum
- d = densidade
- T = título

Diluição e misturas de soluções

A diluição consiste em adicionar solvente a uma solução, sem modificar a quantidade de soluto. Em uma diluição, a quantidade de solvente e o volume da solução aumentam, enquanto a quantidade de soluto permanece igual. Como resultado, a concentração da solução diminui. Lembre-se que a solução é uma mistura homogênea formada por solvente e soluto.

A diluição é um processo comum no dia a dia. Por exemplo, ao adicionarmos água a algum produto de limpeza, como desinfetantes, para torná-lo menos concentrado. Outro exemplo é a preparação de sucos a partir de concentrados industrializados. É indicado no rótulo do produto a quantidade de água que deve ser adicionada, tornando o suco menos concentrado.

Titulometria

A Titulometria é a análise quantitativa que se realiza para determinar a concentração de uma solução. Mais conhecida como titulação, esta análise permite dosar uma solução e determinar a sua quantidade por intermédio de outra solução de concentração conhecida. Sendo que a solução padrão é a que se conhece a concentração, e a solução problema é aquela da qual estamos procurando o valor.

A titulação é, em geral, realizada em laboratório, pode ser feita de muitas maneiras, mas a mais conhecida é a titulação ácido-base, que é empregada em análises industriais e subdivide-se em:

- **Acidimetria:** determinação da concentração de um ácido.
- **Alcalimetria:** determinação da concentração de uma base.

12. Propriedades Coligativas

Propriedades coligativas são características observadas em soluções quando é adicionado um soluto não volátil, de forma que a quantidade de soluto é determinante para o aspecto observado, independentemente de qual é o tipo de soluto inserido, seja ele iônico ou molecular.

As principais propriedades coligativas são: Tonometria, Ebuliometria, Criometria e Osmometria

Tonometria ou Tonoscopia

A tonoscopia ocorre quando ocorre a redução da pressão de vapor de uma solução. A pressão de vapor (P_v) é o conceito físico para o momento em que está ocorrendo evaporação, com coexistência de moléculas líquidas e gasosas. Nesse sentido, o abaixamento da P_v resulta em uma menor conversão de moléculas líquidas para o estado de vapor. Ou seja, quando ocorre o efeito tonscópico, a capacidade de evaporação da solução é menor, à mesma temperatura.

Se colocarmos uma caneca de água para ferver e, ao mesmo tempo, uma caneca de mesmo volume com água e açúcar, vamos observar que a água pura entra em ebulição mais rápido que a outra.

Ebuliometria ou Ebulioscopia

Nesta propriedade coligativa nota-se que a adição de solutos não voláteis em uma solução determina uma temperatura de ebulição aumentada. O comportamento é proporcional à concentração de soluto adicionado. Ou seja, o aumento da massa de soluto por volume de solvente determina um acréscimo na temperatura de ebulição. Isso significa que uma panela com água, óleo e sal ferve com em temperatura mais alta que uma panela de água pura.

Criometria ou Crioscopia

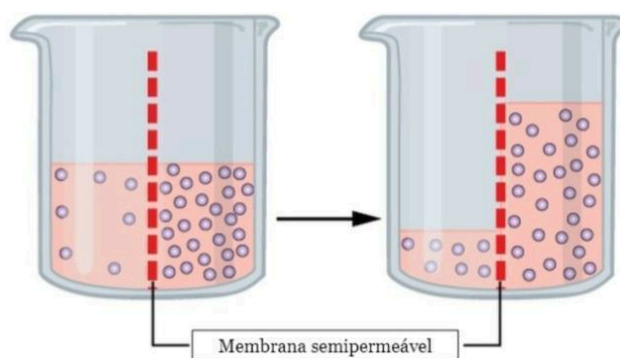
A crioscopia é uma propriedade coligativa interessante, muito utilizada em países com invernos rigorosos, como veremos adiante. O funcionamento desse conceito é dado pela diminuição do ponto de congelamento da solução. Por exemplo, se colocarmos uma forma de água pura no congelador e, ao mesmo tempo, adicionarmos uma forma de água com açúcar, a água com açúcar demora mais a congelar. Isso explica, em partes, porque as sobremesas demoram tanto para gelar, enquanto as garrafas de água resfriam tão rapidamente.

Semelhante ao que foi observado na ebulioscopia, o efeito crioscópico é diretamente proporcional à concentração de soluto: quanto maior a concentração, maior a redução do ponto de congelamento.

Osmometria e pressão osmótica

A osmose é uma propriedade coligativa muito conhecida, porque acontece em meio intra e extracelular, principalmente nas plantas, mas também no corpo humano. O conceito de osmose diz respeito à passagem de solvente por meio de uma membrana semipermeável, conforme as concentrações de soluto presentes nos lados internos e externos da película em questão.

O fluxo de passagem do solvente é sempre da região menos concentrada para a mais concentrada. Para lembrar disso, pense que o efeito osmótico busca o equilíbrio entre as soluções. Assim, quando há muito mais soluto de um lado do que do outro, o solvente se distribui para deixar a quantidade de moléculas dissolvidas igual em ambas as partes.



Concentração de soluções. Fonte: Brasil Escola.

Na imagem acima, note que a variação é na concentração da solução. Isso significa que, ao final da osmose, um lado pode possuir maior volume de solvente, desde que ambos tenham aproximadamente a mesma massa de soluto por volume da solução.

Para que o processo ocorra, é necessário que a pressão osmótica (π) seja vencida. Essa pressão é o ente físico que tenta impedir a acontecimento da osmose e está relacionada com a temperatura (T) da substância em Kelvin (K), com a molaridade da solução (M = concentração em mol por litro) e com a constante universal dos gases perfeitos ($R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$) conforme a fórmula: $\pi = M \times R \times T$.

Aplicações das propriedades coligativas

Algumas propriedades coligativas são particularmente interessantes, vamos entender o uso delas no cotidiano com os exemplos abaixo. Em países de climas frios, os carros possuem radiadores com uma solução de água e um soluto não volátil. Essa adição é realizada para diminuir o ponto de congelamento da H₂O, pelo efeito crioscópico. Com isso, impede-se que a água congele quando a temperatura atmosférica estiver muito baixa.

Em países tropicais, por outro lado, essa aplicação é feita para diminuir a evaporação da água quando o dia está muito quente. Por meio do efeito ebulioscópico, sabemos que uma solução concentrada terá uma temperatura de ebulição mais alta do que o solvente puro.

A osmose aparece na conservação de alimentos. Para entender esse processo, vamos lembrar que a água, quando em contato com os alimentos, favorece a metabolização e putrefação deles. Então, ao adicionarmos sal na superfície das carnes, direcionamos toda a água solvente para o ambiente externo do alimento (a superfície está mais concentrada de sais). Dessa forma, a ação da água sobre a decomposição é mínima e, como consequência, o apodrecimento é retardado.

Fator de van't Hoff

O fator Van't Hoff (i) é um fator de correção para a quantidade reais de partículas dissolvidas em uma solução. É utilizado para considerar a dissociação/ionização de solutos eletrolíticos (sais, ácidos, bases) que geram mais de uma partícula por molécula-fórmula.

→ Exemplo:

- Glicose (não eletrolítica): $i = 1$;
- NaCl (eletrólito forte): $i = 2$ (Na^+ e Cl^-);
- CaCl_2 : $i = 3$ (Ca^{2+} + 2Cl^-).

Para eletrólitos fracos (como o ácido acético), que não se dissociam completamente, usamos:

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

- α : grau de ionização; e
- q : número de íons gerados por fórmula.

Esse fator é essencial para ajustar os cálculos em todas as propriedades coligativas citadas anteriormente.

13. Entalpia

Entalpia é uma grandeza termodinâmica que mede a quantidade de energia total de um sistema (energia interna + energia de pressão e volume). Sendo representada pela letra H.

ENTALPIA

$$H = U + PV$$

H = ENTALPIA
P = PRESSÃO
V = VOLUME
U = ENERGIA INTERNA

Em química e física, quase nunca usamos H diretamente, e sim a variação de entalpia (ΔH) durante uma reação.

$$\Delta H = H(\text{produtos}) - H(\text{reagentes})$$

Separadas em duas reações:

- **Exotérmica** ($\Delta H < 0$) ocorre a liberação de calor. (Ex: combustão)
- **Endotérmica** ($\Delta H > 0$) ocorre a absorção de calor. (Ex: fotossíntese).

14. Termodinâmica

A termodinâmica é uma área da Física que estuda as transferências de energia. Busca compreender as relações entre calor, energia e trabalho, analisando quantidades de calor trocadas e os trabalhos realizados em um processo físico.

A ciência termodinâmica foi inicialmente desenvolvida por pesquisadores que buscavam uma forma de aprimorar as máquinas, no período da Revolução Industrial, melhorando sua eficiência. Esses conhecimentos se aplicam atualmente em várias situações do nosso cotidiano. Por exemplo, máquinas térmicas e refrigeradores, motores de carros e processos de transformação de minérios e derivados do petróleo.

- **Primeira lei da termodinâmica**

A energia em um sistema não pode ser criada e nem destruída, mas sim transformada. A quantidade de calor, o trabalho e a variação de energia interna possuem como unidade de medida padrão o Joule (J).

$$Q = \tau + \Delta U$$

Onde:

Q = quantidade de calor

τ = trabalho

ΔU = variação da energia interna

- **Segunda lei da termodinâmica**

A Segunda Lei da Termodinâmica estabelece que o calor flui espontaneamente apenas do corpo mais quente para o mais frio, nunca ao contrário sem trabalho externo. Ela afirma que nenhum processo cíclico pode converter totalmente calor em trabalho (rendimento < 100%) e que a entropia (desordem) de um sistema isolado sempre aumenta.

- **Lei zero da termodinâmica**

A Lei Zero da Termodinâmica trata das condições para a obtenção do equilíbrio térmico. Dentre essas condições podemos citar a influência dos materiais que tornam a condutividade térmica maior ou menor. Segundo essa lei:

“Se um corpo A está em equilíbrio térmico em contato com um corpo B e se esse corpo A está em equilíbrio térmico em contato com um corpo C, logo B está em equilíbrio térmico com C.”

Quando dois corpos com temperaturas diferentes são colocados em contato, aquele que estiver mais quente irá transferir calor para aquele que estiver mais frio. Isso faz com que as temperaturas se igualem chegando ao equilíbrio térmico. É chamada de lei zero porque o seu entendimento mostrou-se necessário para as primeiras duas leis que já existiam, a primeira e a segunda leis da termodinâmica.

- **Terceira lei da termodinâmica**

A Terceira Lei da Termodinâmica estabelece que a entropia de um sistema cristalino puro e perfeito aproxima-se de zero à medida que sua temperatura se aproxima do zero absoluto (0 K) ou (-273,15° C). Esta lei define um ponto de referência absoluto para a entropia, indicando que a desordem molecular cessaria nessa temperatura, tornando impossível atingir o zero absoluto em um número finito de etapas.

Sistemas termodinâmicos

Ocorre quando dois ou mais corpos que se relacionam. O meio que o envolve e o Universo representam o meio externo ao sistema, existem três tipos de sistemas: aberto, fechado e isolado.

- **aberto**: há transferência de energia e massa entre o sistema e o meio externo.
- **fechado**: só há transferência de calor.
- **isolado**: quando não ocorre trocas.

Comportamento de gases

O comportamento microscópico dos gases é descrito e interpretado de forma mais fácil do que nos outros estados físicos (líquido e sólido). É por isso que os gases são mais usados nesses estudos.

Nos estudos termodinâmicos são usados gases ideais ou perfeitos. É um modelo no qual as partículas se movem de forma caótica e interagem apenas nas colisões. Além disso, se considera que essas colisões entre as partículas, e delas com as paredes dos recipientes, são elásticas e duram por pouquíssimo tempo.

Em um sistema fechado, o gás ideal pressupõe um comportamento que envolve as seguintes grandezas físicas: pressão, volume e temperatura. Essas variáveis definem o estado termodinâmico de um gás.

Quando o sistema é aberto, há transferência de massa e energia entre o sistema e o meio externo. No sistema fechado há apenas transferência de energia (calor), e quando é isolado não há trocas.

Energia interna

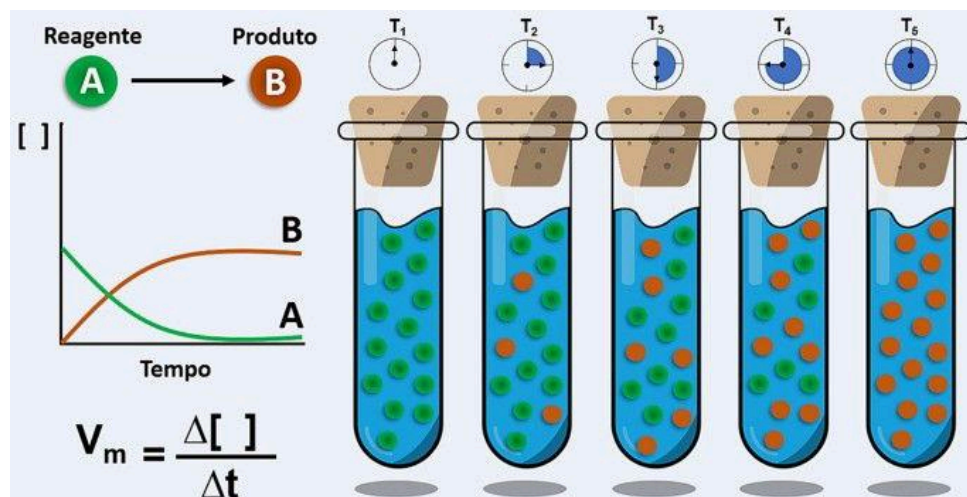
A energia interna de um sistema é uma grandeza física que ajuda a medir como ocorrem as transformações pelas quais um gás passa. Essa grandeza está relacionada com a variação da temperatura e da energia cinética das partículas. Um gás ideal, formado por apenas um tipo de átomo, possui energia interna diretamente proporcional à temperatura do gás.

15. Cinética química

A cinética química estuda a velocidade das reações, bem como os fatores que influenciam essa velocidade, além de buscar formas de realizar o controle da velocidade de uma reação.

Velocidade das Reações Químicas

O que determina a rapidez com que ocorre uma reação química é o tempo em que os reagentes são consumidos para formar produtos. Assim, a velocidade de uma reação pode ser representada tanto pelo consumo de um reagente, quanto pela geração de um produto. Antes de acontecer a reação química, temos quantidade máxima de reagentes e nenhum produto. Quando um dos reagentes é totalmente consumido, formam-se os produtos e a reação termina.



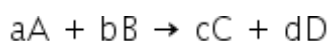
A Velocidade Média de uma reação química é a variação na quantidade de um reagente ou produto em um determinado intervalo de tempo. Fonte: Toda Matéria.

$$V_m = \frac{\text{variação da quantidade da substância}}{\text{variação do tempo}}$$

Quando calculamos a velocidade média, queremos saber a velocidade em que um reagente foi consumido ou a velocidade em que um produto foi formado.

As unidades utilizadas no cálculo para expressar as substâncias produzidas ou consumidas podem ser, por exemplo, concentração, em mol/L, quantidade de matéria, em mol, e variação da pressão para gases, em atm. Já a variação do tempo pode ser dada em segundos (s), minutos (min) ou horas (h).

Exemplo: uma reação química genérica pode ser representada pela equação:



Onde,

A e B são os reagentes

C e D são os produtos

a, b, c e d são os coeficientes da equação balanceada

As reações químicas diferem na velocidade em que acontecem. Elas podem ser rápidas, moderadas ou lentas:

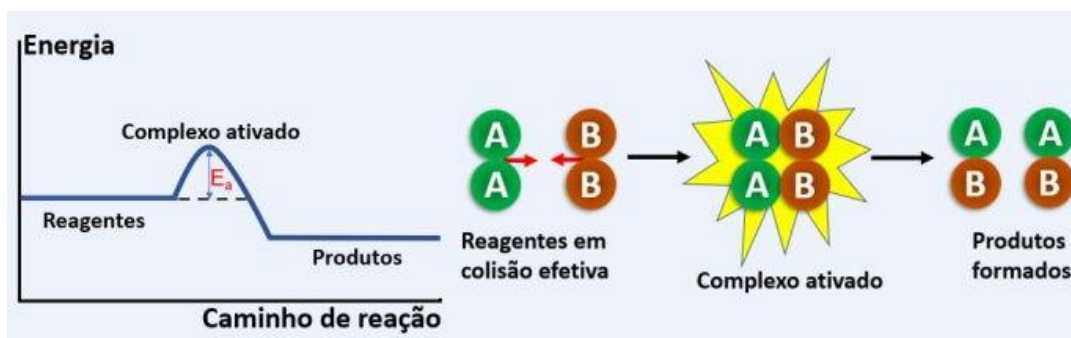
- Reações rápidas ocorrem instantaneamente, com duração de microssegundos. Um exemplo é a queima do gás de cozinha.
- Reações moderadas levam de minutos a horas para serem finalizadas. Um exemplo é a queima do papel.
- Reações lentas podem durar séculos, porque os reagentes combinam-se lentamente. Um exemplo é a formação do petróleo.

Teoria das Colisões

A teoria das colisões é aplicada para reações gasosas. Ela determina que para a reação química acontecer os reagentes devem estar em contato, através de colisões. Entretanto, apenas isso não garante que a reação ocorra. Também é preciso que as colisões sejam efetivas (orientadas). Isso garantirá que as moléculas adquiram energia suficiente, a energia de ativação.

Energia de ativação

A energia de ativação (E_a) é a energia mínima necessária para a formação do complexo ativado e, portanto, efetiva realização da reação. O complexo ativado é um estado transitório da reação, entre os reagentes, enquanto os produtos finais ainda não foram formados.



Esquema que exemplifica a energia de ativação. Fonte: Toda Matéria.

As reações mais rápidas são aquelas que apresentam a menor energia de ativação. Um exemplo de energia de ativação no nosso dia a dia é a energia obtida pelo atrito para acender um fósforo.

Fatores que Influenciam na Velocidade das Reações

Os principais fatores que afetam a velocidade das reações são:

Concentração de Reagentes

Quando a concentração dos reagentes aumenta, a frequência de choques entre as moléculas também aumenta, acelerando a reação. Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação.

Superfície de Contato

Essa condição afeta apenas reações entre sólidos. A superfície de contato é a área de um reagente que fica exposta aos demais reagentes. Como as reações precisam de contato entre os reagentes, concluímos que: quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação.

Pressão

Essa condição afeta apenas reações com gases. Com o aumento da pressão, o espaço entre as moléculas diminui, fazendo com que tenham mais colisões, aumentando a velocidade da reação. Quanto maior a pressão, maior a velocidade da reação.

Temperatura

Temperatura é uma medida de energia cinética, que corresponde ao grau de agitação das partículas. Quando a temperatura é alta, as moléculas estão mais agitadas, aumentando a velocidade da reação. Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação.

Catalisadores

O catalisador é uma substância capaz de acelerar uma reação química, sem ser consumido ao final da reação. As enzimas são catalisadores biológicos. A presença de um catalisador aumenta a velocidade da reação.

16. Química ambiental

Química Ambiental é o ramo da química que estuda os processos químicos que ocorrem no meio ambiente, sejam naturais ou causados pelos seres humanos. Com intuito de prevenir, solucionar os problemas ambientais e estudar como o homem influencia esses processos químicos. No mundo onde o desmatamento, poluição industrial, descarte inadequado de resíduos geram grande impacto no ecossistema e na saúde humana.

O que a Química Ambiental estuda:

- Reações químicas na atmosfera (camada de ozônio: camada que nos protege do sol, chuva ácida: causa danos a floresta e construções, smog: formação de névoa densas de poluição em grandes cidades).
- Qualidade da água: presença de metais pesados, fertilizantes, pesticidas, microplásticos.
- Aumento do efeito estufa e aquecimento global: elevação da temperatura da Terra.

A química ambiental busca compreender, identificar problemas químicos e propor soluções sustentáveis para proteger a natureza e a saúde humana.

Química verde e sustentável

A Química Verde surgiu em meados da década de 90 com o foco em desenvolvimento sustentável, essa abordagem da química busca reduzir ou eliminar o uso de produtos

perigosos para a saúde humana e ao meio ambiente. E como alguns materiais químicos não são naturais, faz com que os produtos tenham um tempo de degradação muito maior que os da natureza. Algumas indústrias aplicam em diversos contextos, como em:

- Desenvolvimento e utilização de materiais biodegradáveis.
- Reciclagem.
- Construção civil com prédios sustentáveis.

→ A Química Verde possui 12 princípios que são:

1. Prevenção do desperdício;
2. Economia ou eficiência atômica: Síntese químicas que resultam na menor quantidade possível de resíduos;
3. Redução de toxicidade;
4. Desenvolvimento de produtos seguros e eficiente;
5. Eliminar ou tornar seguros solventes e outros elementos de reação.
6. Otimização do uso de energia;
7. Uso de fontes renováveis de matérias-primas;
8. Evitar derivação desnecessário: Utilização de bloqueadores para impedir reações químicas aconteçam em mais de uma etapa;
9. Catálise: Utilização de catalisadores para diminuir o tempo de uma reação;
10. Desenvolvimento de produtos biodegradável;
11. Controle de processos em tempo real;
12. Desenvolvimento de processos seguros;

Pelos princípios, o objetivo da Química Verde é a preocupação em desenvolvimento sustentável a busca por eficiência, segurança e respeito ao meio ambiente.

17. Noções de laboratório

Seguir normas de segurança em laboratórios é crucial para prevenir acidentes graves (como queimaduras, explosões ou inalação de tóxicos), proteger a saúde do pesquisador contra contaminações biológicas/químicas e garantir a integridade dos experimentos. O uso

de EPIs e o cumprimento de protocolos minimizam riscos, evitam contaminação cruzada e asseguram o cumprimento de exigências legais.

O Instituto de Química da Universidade Estadual Paulista (UNESP), campus Araraquara, disponibilizou uma lista de recomendações de segurança de ordem pessoal:

- Use sempre óculos de segurança quando estiver no laboratório.
- Use sempre avental quando estiver no laboratório.
- Os cabelos compridos devem sempre estar presos.
- Certifique-se da localização e funcionamento dos equipamentos de segurança coletivos: extintores de incêndio, lava-olhos e chuveiros de emergência.
- Certifique-se da localização das saídas de emergência.
- Não pipete nenhum tipo de produto com a boca.
- Use calçados fechados de couro ou similares.
- Não misture material de laboratório com seus pertences pessoais.
- Não leve as mãos à boca ou aos olhos quando estiver manuseando produtos químicos.
- Lave cuidadosamente as mãos com bastante água e sabão, antes de sair do laboratório.
- Nunca coloque nenhum alimento nas bancadas, armários, geladeiras e estufas dos laboratórios.
- Nunca utilize vidraria de laboratório como utensílio doméstico.
- Nunca fume, coma, beba ou aplique cosméticos em laboratórios.
- Não use lentes de contato no laboratório, pois podem ser danificadas por vapores de produtos químicos, causando lesões oculares graves.
- Não se exponha a radiação UV, IV ou de luminosidade muito intensa sem a proteção adequada (óculos com lentes filtrantes).
- Feche todas as gavetas e porta que abrir.

Principais equipamentos de laboratório

Vidrarias

Vidrarias são uns dos materiais mais utilizados no laboratório de Química para realizar misturas, reações e testes. Elas têm formatos, capacidade e funções diferentes, sendo

empregadas nas diferentes atividades de um químico. As vidrarias podem ser feitas de vidro comum, vidro pirex, quartzo fundido ou vidro temperado.

Balão de fundo chato



Balão de fundo chato. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado no preparo e armazenamento de soluções, pois facilita a homogeneização. Também é útil em experimentos cujas reações desprendem gases ou aquecimento brando de líquidos e soluções.

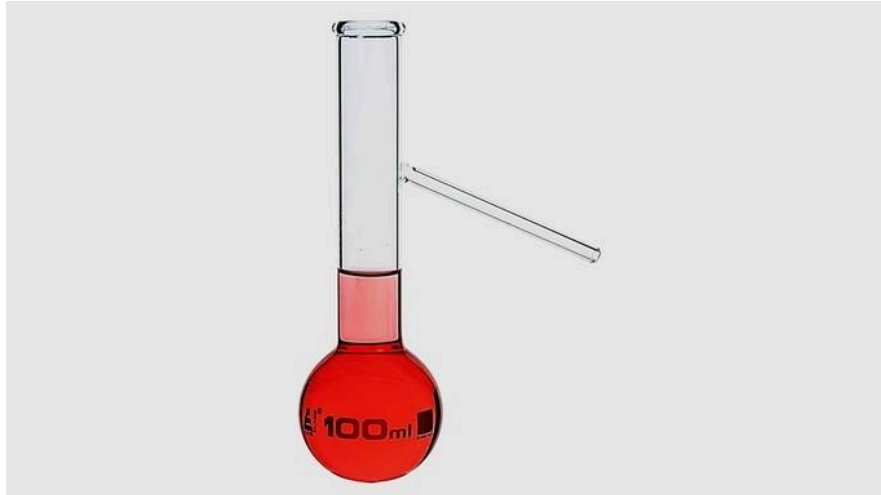
Balão de fundo redondo



Balão de fundo redondo. Fonte: Toda Matéria.

Por suportar elevadas temperaturas e ter formato arredondado, que permite aquecimento uniforme, essa vidraria é utilizada em processos de destilação, sistemas de evaporação a vácuo e refluxo.

Balão de destilação



Balão de destilação. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para armazenar uma mistura no processo de destilação. Os gases separados são direcionados à saída lateral, que é acoplada a um condensador, onde serão resfriados à medida que os vapores são desprendidos.

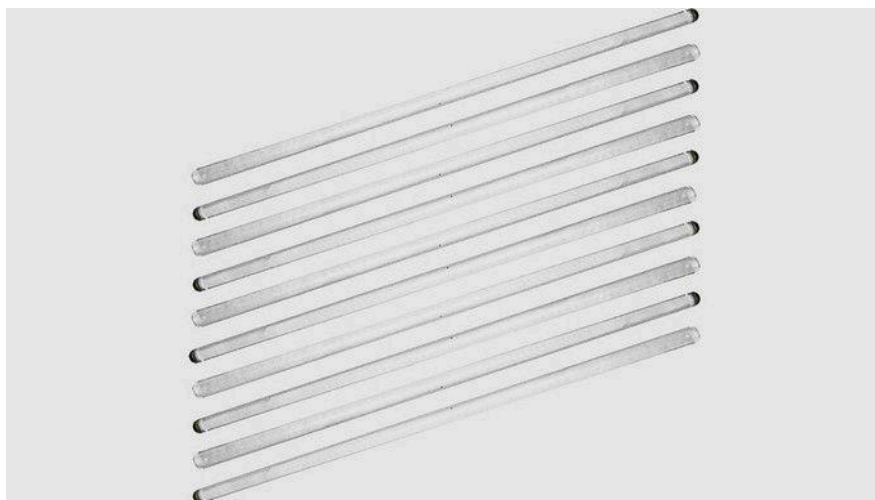
Balão volumétrico



Balão volumétrico. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para preparar soluções e diluições que necessitam de medidas extremamente precisas, já que seu volume é fixo.

Bastão de vidro



Bastão de Vidro. Fonte: Toda Matéria.

Possui aspecto de haste e é útil para homogeneizar ou agitar soluções, já que não reage quimicamente. Serve também para direcionar um líquido na transferência de um recipiente para outro.

Béquer ou Becker



Becker. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para medição de volumes, que não requerem precisão, e a presença de um bico facilita a transferência de líquidos. Essa vidraria é de uso geral, útil para realizar misturas e dissolver substâncias em experimentos.

Bureta



Bureta. Fonte: Toda Matéria.

Utilizada para medir e transferir líquidos. Com ela é possível controlar o escoamento do material, rápido ou por gotejamento, pois a torneira na extremidade da vidraria permite fazer esse controle. É amplamente utilizada em titulações, para comportar a substância titulante.

Condensador



Condensador. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para condensar os vapores separados no processo de destilação de misturas líquido-líquido e sólido-líquido. Ele funciona acoplado a uma mangueira que transfere a água

fria para as paredes da vidraria. O vapor quente entra no condensador, troca calor com a água e é resfriado.

Coluna de fracionamento



Coluna de fracionamento. Fonte: Toda Matéria.

Utilizada para destilação em pequena escala, cuja separação dos componentes da mistura homogênea ocorre pela diferença de volatilidade das substâncias.

Dessecador



Dessecador. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para eliminar a umidade de materiais com o auxílio de um agente secante. Geralmente, utiliza-se sílica-gel na secagem. A vedação do dessecador permite criar uma atmosfera controlada e livre de umidade.

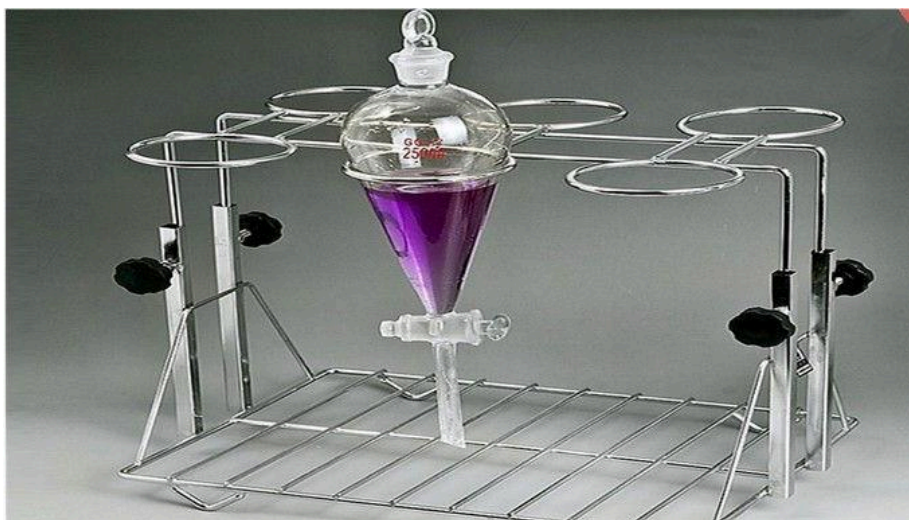
Erlenmeyer



Erlenmeyer. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para preparar soluções, armazená-las e realizar experimentos que necessitem de aquecimento. Em processos de titulação, é geralmente utilizado para comportar a substância que vai ser titulada.

Funil de bromo ou funil de separação



Funil de separação. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para separar misturas heterogêneas de líquidos imiscíveis através da decantação. Ao deixar a mistura em repouso, os líquidos, que possuem densidades diferentes, são separados pelo escoamento do líquido mais denso ao abrir a torneira na extremidade da vidraria.

Funil de vidro



Funil de vidro. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado no processo de filtração de mistura sólido-líquido com o papel de filtro em seu interior. Dessa forma, os sólidos, que não estão dissolvidos no líquido, são retidos no meio filtrante. Também é útil para transferir materiais de um recipiente para o outro, evitando perdas.

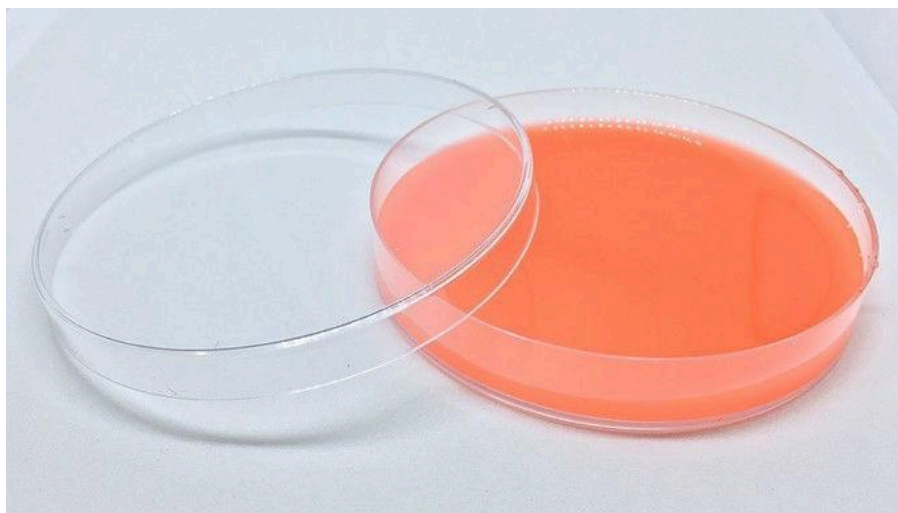
Kitassato



Kitassato. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para realizar filtrações a vácuo. A separação da mistura ocorre em um funil de Büchner, que é inserido na parte superior da vidraria. O duto na lateral do kitassato é acoplado a uma mangueira que succiona o ar, gerando vácuo, e acelera a separação.

Placa de Petri



Placa de Petri. Fonte: Toda Matéria.

Utilizada como recipiente para cultivar e observar o comportamento de micro-organismos, como bactérias, em laboratórios bioquímicos ou biológicos. Também é útil na secagem de materiais, como cristais e sólidos filtrados.

Pipeta graduada



Pipeta graduada. Fonte: Toda Matéria.

Utilizada para medir e transferir pequenas e variáveis quantidades de líquidos ou soluções, pois possui graduações marcando o volume ao longo do seu tubo.

Pipeta volumétrica



Pipeta volumétrica. Fonte: Toda Matéria.

Tem a mesma função de uma pipeta graduada, porém é mais precisa por comportar um volume fixo de líquido ou solução. O material é succionado para seu interior utilizando um pipetador ou uma pera de sucção.

Proveta



Proveta. Fonte: Toda Matéria.

Utilizada para medição e transferência de volumes de líquidos ou soluções com menor precisão que as pipetas. Seu tubo de vidro cilíndrico possui graduação para marcação do volume que ela comporta.

Tubos de ensaio



Tubos de ensaio. Fonte: Toda Matéria.

Utilizados para realizar reações químicas, coleta de amostras ou aquecimento de substâncias, onde os reagentes estão em pequenas quantidades.

Vidro de relógio



Vidro de relógio. Fonte: Toda Matéria.

Utilizado para comportar pequenas quantidades de materiais que serão pesados em uma balança. Também é útil para cobrir recipientes e colocar substâncias para evaporações em pequena escala.

Do que são feitas as vidrarias?

O vidro é um material inorgânico, composto por uma mistura de matérias-primas, em sua maioria óxidos fundidos em elevadas temperaturas. O aquecimento permite que os componentes sejam moldados até que a vidraria seja formada e, após resfriada, tornar-se um material rígido e versátil.

Os óxidos de metais utilizados são: óxido de silício (SiO_2), óxido de boro (B_2O_3), óxido de sódio (Na_2O) e óxido de alumínio (Al_2O_3). Essa mistura, principalmente dos óxidos de boro e silicato, favorecem a resistência do vidro para que não ocorra dilatação. Algumas vidrarias depois de prontas não podem ser aquecidas, pois possuem baixa resistência mecânica e química. É o caso dos materiais fabricados com vidro comum.

Vidros de borossilicato, ou Pirex, são os mais utilizados em laboratório, por possuírem baixo coeficiente de dilatação. Vidrarias que necessitam suportar elevadas temperaturas são fabricadas em vidro temperado. Já o quartzo fundido, não sofre interferência química das substâncias e também resiste a elevadas temperaturas.

Como limpar as vidrarias?

As vidrarias precisam passar por um processo de limpeza antes e após a utilização para que os testes realizados nelas não sofram interferências pela presença de contaminantes. O método de higienização varia de acordo com o tipo de substância que foi inserida na vidraria e respeitando as normas de segurança.

A limpeza comum de um material é feita com água corrente e detergente. Também, são utilizadas escovas próprias para o tipo de vidraria, que facilitam a remoção de materiais do seu interior.



Escovas utilizadas para limpeza de vidrarias. Fonte: Toda Matéria.

Uma solução sulfocrômica – mistura de água (H₂O), dicromato de potássio (K₂Cr₂O₇) e ácido sulfúrico (H₂SO₄) – é utilizada para limpezas mais profundas e a água deionizada para garantir a remoção de soluções solúveis. Se o material for um composto orgânico insolúvel em água, por exemplo, deve-se utilizar um solvente orgânico, recomendado pelo fabricante, para dissolver as substâncias impregnadas.

Outra preocupação que se deve ter é com o método de secagem. Utilizar panos ou toalhas podem deixar fibras na vidraria. O ideal é deixar secar naturalmente ou as vidrarias que não são volumétricas podem ir para um estufa, que realiza esterilização a seco.

Vale lembrar que os equipamentos individuais de segurança e proteção devem ser sempre utilizados. Luvas, óculos de proteção, jaleco e sapato fechado são essenciais para proteger do contato com produtos químicos.

Técnicas de separação e purificação de substâncias

Os métodos de separação são técnicas utilizadas para isolar ou separar componentes de uma mistura, permitindo a obtenção de substâncias puras ou a análise de seus constituintes. Esses métodos são fundamentais em laboratórios de química, biologia e outras áreas científicas, pois possibilitam a manipulação e o estudo de diferentes materiais. A escolha do método adequado depende das propriedades físicas e químicas das substâncias envolvidas, bem como do objetivo da separação.

Classificações

Os métodos de separação podem ser classificados em físicos e químicos. Os métodos físicos, como a filtração e a destilação, baseiam-se em diferenças nas propriedades físicas das substâncias, como solubilidade, ponto de ebulição e tamanho das partículas. Já os métodos químicos envolvem reações que alteram a composição das substâncias, como a precipitação e a extração. Essa classificação é essencial para entender como cada método pode ser aplicado em diferentes contextos laboratoriais.

Filtração

A filtração é um método de separação que utiliza um meio poroso para separar sólidos de líquidos ou gases. Esse processo é amplamente utilizado em laboratórios para purificar soluções, remover impurezas e recuperar sólidos. A eficiência da filtração depende do tamanho das partículas e do tipo de filtro utilizado, que pode variar de papel de filtro a membranas semipermeáveis, dependendo da aplicação desejada.

Destilação

A destilação é uma técnica que se baseia na diferença de pontos de ebulição dos componentes de uma mistura líquida. Durante o processo, a mistura é aquecida até que um dos componentes evapore, sendo posteriormente condensado e coletado em um recipiente separado. Esse método é amplamente utilizado na purificação de líquidos e na separação de misturas complexas, como na indústria petroquímica e na produção de bebidas alcoólicas.

Extração

A extração é um método que envolve a separação de um ou mais componentes de uma mistura utilizando um solvente. Esse processo pode ser realizado de forma líquida ou sólida e é frequentemente utilizado na indústria farmacêutica e na análise de substâncias químicas. A escolha do solvente é crucial, pois ele deve ser capaz de dissolver o componente desejado sem afetar os outros componentes da mistura.

Precipitação

A precipitação é um método químico que envolve a formação de um sólido a partir de uma solução. Quando dois reagentes são misturados, pode ocorrer uma reação que resulta na formação de um precipitado, que pode ser separado da solução por filtração. Esse método é amplamente utilizado em análises químicas e na purificação de substâncias, sendo uma técnica essencial em laboratórios de química analítica.

Centrifugação:

A centrifugação é um método que utiliza a força centrífuga para separar componentes de uma mistura com base em suas densidades. Ao girar uma amostra em alta velocidade, os

componentes mais densos se deslocam para o fundo do recipiente, enquanto os menos densos permanecem na parte superior. Essa técnica é amplamente utilizada em laboratórios de biologia e química para separar células, proteínas e outros componentes biológicos.

Cromatografia

A cromatografia é uma técnica de separação que utiliza a interação entre uma fase estacionária e uma fase móvel para separar os componentes de uma mistura. Essa técnica é extremamente versátil e pode ser aplicada em diversas áreas, como química, biologia e farmacologia. Existem várias formas de cromatografia, incluindo cromatografia em coluna, cromatografia em camada fina e cromatografia líquida de alta eficiência (HPLC), cada uma com suas particularidades e aplicações específicas.

Evaporação

A evaporação é um método simples de separação que consiste na remoção de um líquido de uma solução, permitindo a obtenção de sólidos dissolvidos. Esse processo é frequentemente utilizado em laboratórios para concentrar soluções ou recuperar sólidos a partir de soluções aquosas. A eficiência da evaporação pode ser influenciada por fatores como temperatura, pressão e área de superfície do líquido.

18. O átomo de carbono

O carbono é um não-metal de número atômico 6 e símbolo C. Ele pertence ao grupo 14 da tabela periódica.

Forjado no núcleo de estrelas antigas, o carbono é o quarto elemento mais abundante no Universo. É encontrado no Sol e em outras estrelas. Ele se forma por fusão nuclear em estrelas maiores. Está presente na atmosfera de muitos planetas, normalmente como dióxido de carbono. A atmosfera de Marte contém 96,2% de CO₂. O carbono em forma de diamantes microscópicos é encontrado em alguns meteoritos.

Ligações de carbono

A capacidade do carbono formar ligações com quatro outros átomos se deve ao número e configuração dos seus elétrons. O carbono tem um número atômico de seis (o que significa seis prótons e seis elétrons em um átomo neutro), então os dois primeiros elétrons preenchem a camada interna e os quatro elétrons restantes preenchem a segunda camada, que é a camada de valência (mais externa). Para alcançar a estabilidade, o carbono deve encontrar mais quatro elétrons para preencher sua camada externa, totalizando oito e satisfazendo a regra do octeto. Assim, os átomos de carbono podem formar ligações com até quatro outros átomos. Por exemplo, no metano (CH₄), o carbono forma ligações covalentes com quatro átomos de hidrogênio. Cada ligação corresponde a um par de elétrons compartilhados (um do carbono e um do hidrogênio), dando ao carbono os oito elétrons de que ele precisa para ter uma camada externa completa.

Hibridização e geometria

Hibridização do carbono

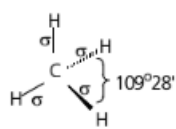
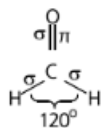
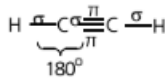
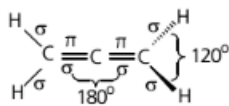
A hibridização do carbono é um conceito extremamente importante na química orgânica que explica como os átomos de carbono podem rearranjar seus elétrons de valência (elétrons mais externos do átomo) para formar híbridos de orbitais atômicos, e desse modo, permitir a formação de ligações químicas em compostos orgânicos. Essa reorganização dos elétrons acontece para que a molécula alcance uma geometria ideal e, assim, maximizar a estabilidade molecular.

Os átomos de carbono têm quatro elétrons na última camada e, por isso, tendem a formar quatro ligações covalentes a fim de atingir a configuração eletrônica estável semelhante a de um gás nobre. Para fazer isso, os átomos de carbono passam por um processo de hibridização, onde seus quatro orbitais atômicos (geralmente três orbitais p e um orbital s) são combinados para formar quatro novos orbitais híbridos chamados de orbitais híbridos sp³.

A hibridização sp³ resulta em uma geometria tetraédrica ao redor do átomo de carbono, onde os quatro orbitais híbridos apontam para os vértices de um tetraedro. Cada um desses orbitais híbridos está disponível para formar uma ligação covalente com outros átomos.

O carbono também pode passar por outras formas de hibridização, como sp^2 e sp , dependendo da geometria desejada da molécula e do tipo de ligações que ela forma. Por exemplo, na hibridização sp^2 , os átomos de carbono formam três orbitais híbridos, resultando em uma geometria planar trigonal. Na hibridização sp , os átomos de carbono formam dois orbitais híbridos, resultando em uma geometria linear, como vista no acetileno (C_2H_2).

Esses diferentes tipos de hibridização do carbono são cruciais para entender a variedade de compostos orgânicos que existem na natureza e são sintetizados em laboratórios.

| TIPO DE HIBRIDIZAÇÃO | EXEMPLO | GEOMETRIA | REPRESENTAÇÃO |
|----------------------|----------|-----------------|--|
| sp^3 | CH_4 | Tetraédrica |  |
| sp^2 | CH_2O | Trigonal Planar |  |
| sp | C_2H_2 | Linear |  |
| sp | C_3H_4 | Linear |  |

Hibridização do Carbono. Fonte: Pro Militares.

Tipos de hibridização:

- **Hibridização sp :** ocorre quando um orbital s e um orbital p se misturam para formar dois orbitais híbridos sp . Exemplo: Acetileno (C_2H_2).
- **Hibridização sp^2 :** ocorre quando um orbital s e dois orbitais p se misturam para formar três orbitais híbridos sp^2 . Exemplo: Eteno (C_2H_4).

- **Hibridização sp^3** : ocorre quando um orbital s e três orbitais p se misturam para formar quatro orbitais híbridos sp^3 . Exemplo: Metano (CH_4).

Como saber qual hibridização ocorreu?

Para determinar a hibridização de um átomo em uma molécula:

1. Calcule o número de pares de elétrons ligantes e não ligantes ao redor do átomo.
2. A soma destes pares dará uma indicação da hibridização:
 - **2 pares**: hibridização sp
 - **3 pares**: hibridização sp^2
 - **4 pares**: hibridização sp^3

E assim por diante.

Geometria do Carbono

O conceito de geometria molecular do CO_2 afirma que a geometria molecular de qualquer composto depende do arranjo de átomos, ligações e pares de elétrons. Ao discutir o CO_2 , ambos os átomos de oxigênio formam ligações sigma e o átomo de carbono central, completando seu octeto. Além disso, como resultado, não há pares de elétrons isolados; no entanto, os pares de elétrons em ligação também se repelem. Devido a essas forças repulsivas entre os pares de elétrons e as camadas de valência, a molécula de CO_2 assume uma forma linear para manter a repulsão no mínimo. Portanto, o CO_2 compreende uma geometria molecular linear, incluindo ângulos de ligação de 180 graus e distribuição simétrica dos elétrons.

As notas sobre a geometria molecular e os ângulos de ligação do CO_2 concluem que o CO_2 ou dióxido de carbono contém um total de 16 elétrons de valência que aparecem na camada externa dos átomos, ou seja, quatro átomos de carbono, bem como 12 de dois átomos de oxigênio.

Com isso, podemos desenhar sem esforço o diagrama do ponto de Lewis do CO_2 ajustando duas ligações duplas entre o carbono e o oxigênio, ou seja, $O = C = O$. A geometria

molecular do CO₂ é linear com um ângulo de ligação de 180 graus porque as cargas do dipolo são canceladas entre si quando a molécula é organizada simetricamente.

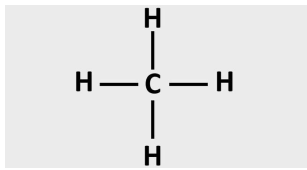
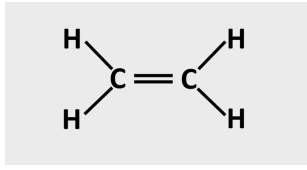
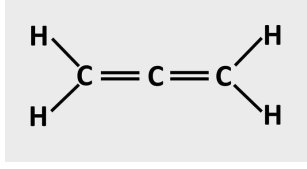
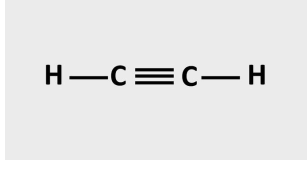
No entanto, ambas as ligações C = O são polares, mas o restante da molécula é apolar por natureza. Quando o dióxido de carbono se dissolve na água, forma íons H⁺ na aparência externa do ácido carbônico, de modo que este apresenta comportamento ácido e é considerado um ácido.

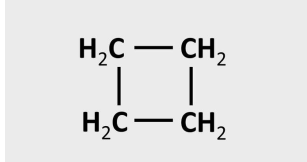
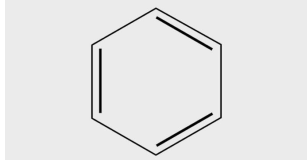
19. Funções Orgânicas

As Funções Orgânicas são determinadas pelas estruturas e agrupam compostos orgânicos com características semelhantes. Esses compostos são formados por átomos de carbono, motivo pelo qual também são chamados de compostos carbônicos.

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

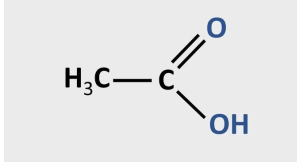
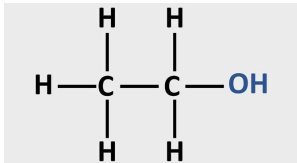
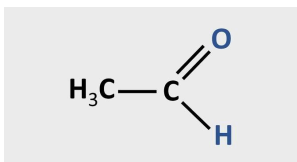
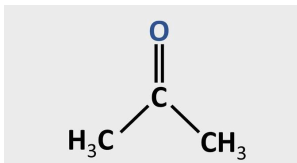
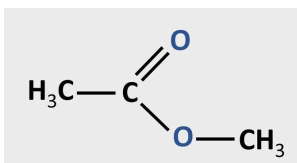
Principais funções orgânicas

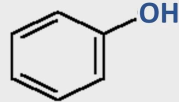
| HIDROCARBONETOS | | |
|---|--|---|
| Hidrocarbonetos são compostos formados apenas por carbono e hidrogênio. | | |
| Função Orgânica | Composição | Exemplo |
| Alcano | Formado por ligações simples. Fórmula geral: C _n H _{2n + 2} |  |
| Alceno | Presença de uma ligação dupla. Fórmula geral: C _n H _{2n} |  |
| Alcadieno | Presença de duas ligações duplas. Fórmula geral: C _n H _{2n - 2} |  |
| Alcino | Presença de uma ligação tripla. Fórmula geral: C _n H _{2n - 2} |  |

| | | |
|-----------|--|---|
| Ciclano | Composto cíclico com ligações simples. Fórmula geral: C_nH_{2n} |  |
| Aromático | Anel benzênico. Fórmula geral: variável |  |

FUNÇÕES OXIGENADAS

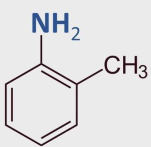
Funções oxigenadas possuem átomos de oxigênio na cadeia carbônica.

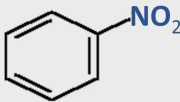
| Função Orgânica | Composição | Exemplo |
|-------------------|--|---|
| Ácido carboxílico | Radical carboxílico ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: $R-COOH$ |  |
| Álcool | Hidroxila ligada à cadeia carbônica. Fórmula geral: $R-OH$ |  |
| Aldeído | Carbonila ligada à extremidade da cadeia carbônica. $\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - H \end{array}$ Fórmula geral: $R - C - H$ |  |
| Cetona | Carbonila ligada à duas cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} O \\ \\ R_1 - C - R_2 \end{array}$ Fórmula geral: $R_1 - C - R_2$ |  |
| Éster | Radical éster ligado à duas cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} O \\ \\ R_1 - C - O - R_2 \end{array}$ Fórmula geral: $R_1 - C - O - R_2$ |  |

| | | |
|-------|---|---|
| Éter | Oxigênio entre duas cadeias carbônicas. Fórmula geral: R1—O—R2 | $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$ |
| Fenol | Hidroxila ligada ao anel aromático. Fórmula geral: Ar—OH |  |

FUNÇÕES NITROGENADAS

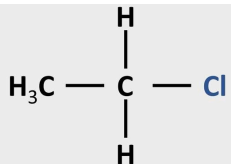
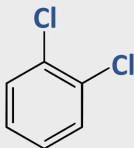
Funções nitrogenadas possuem átomos de nitrogênio na cadeia carbônica.

| Função Orgânica | Composição | Exemplo |
|-----------------|--|---|
| Amina | Primária: nitrogênio ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—NH ₂ | $\text{H}_3\text{C} - \text{NH}_2$ |
| | Secundária: nitrogênio ligado à duas cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} \text{R}_1 - \text{NH} \\ \\ \text{R}_2 \end{array}$ Fórmula geral: | $\text{H}_3\text{C} - \text{NH} - \text{CH}_3$ |
| | Terciária: nitrogênio ligado à três cadeias carbônicas. $\begin{array}{c} \text{R}_1 - \text{N} - \text{R}_3 \\ \\ \text{R}_2 \end{array}$ Fórmula geral: | $\text{H}_3\text{C} - \text{N} - \text{CH}_3 - \text{CH}_3$ |
| | Aromática: radical amino ligado ao anel aromático. Fórmula geral: Ar—NH ₂ |  |
| Amida | Radical amida ligado à cadeia carbônica. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{NH}_2 \end{array}$ Fórmula geral: | $\text{H}_3\text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{NH}_2$ |

| | | |
|---------------|---|---|
| Nitrocomposto | Alifático: radical nitro ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—NO ₂ | $\text{H}_3\text{C} - \text{NO}_2$ |
| | Aromático: radical nitro ligado ao anel aromático. Fórmula geral: Ar—NO ₂ |  |
| Nitrila | Radical nitrila ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—CN | $\text{H}_3\text{C} - \text{C} \equiv \text{N}$ |

FUNÇÕES HALOGENADAS

Funções halogenadas possuem átomos de cloro, flúor, bromo ou iodo na cadeia carbônica.

| Função Orgânica | Composição | Exemplo |
|-------------------|--|---|
| Haleto de alquila | Halogênio ligado à cadeia carbônica. Fórmula geral: R—X |  |
| Haleto de arila | Halogênio ligado ao anel aromático. Fórmula geral: Ar—X |  |

Nomenclatura

A Nomenclatura IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada, em português) foi criada para auxiliar o estudo das funções orgânicas. Em resumo, os nomes obedecem à uma regra de formação que consiste na utilização de um prefixo, uma palavra intermediária e um sufixo.

PREFIXO

Traz a indicação do número de átomos de carbono.

| | | | | | | | | | |
|-----|----|------|-----|------|-----|------|-----|-----|-----|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| Met | Et | Prop | But | Pent | Hex | Hept | Oct | Non | Dec |

INTERMÉDIO

Traz a indicação do tipo de ligação entre os átomos.

| | | | | | |
|---------|-------|----------|--------|-----------|--------------------|
| Simples | Dupla | 2 duplas | Tripla | 2 Triplas | 1 dupla e 1 tripla |
| an | en | dien | in | diin | enin |

SUFIXO

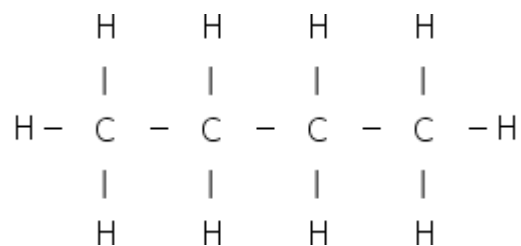
Indica qual é a função orgânica.

| | | | | |
|-------------------|--------|---------|--------|----------------|
| Ácido Carboxílico | Álcool | Aldeído | Cetona | Hidrocarboneto |
| oico | ol | al | ona | o |

| Prefixo (nº de carbonos) | | Intermédio (tipo de ligação) | | Sufixo (função orgânica) | |
|-----------------------------|------|---------------------------------|------|-----------------------------|------|
| 1 | met | | | | |
| 2 | et | | | | |
| 3 | prop | ligação simples | an | | |
| 4 | but | 1 dupla | en | hidrocarboneto | o |
| 5 | pent | 2 duplas | dien | álcool | ol |
| 6 | hex | 1 tripla | in | aldeído | al |
| 7 | hept | 2 triplas | diin | cetona | ona |
| 8 | oct | 1 dupla e 1 tripla | enin | ácido carboxílico | oico |
| 9 | non | | | | |
| 10 | dec | | | | |

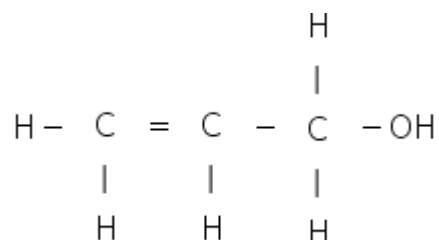
Nomenclatura das Funções Orgânicas. Fonte: Toda Matéria.

Exemplo 1: Butano



- **Prefixo BUT:** 4 carbonos
- **Intermediário AN:** ligação simples
- **Sufixo O:** função hidrocarboneto

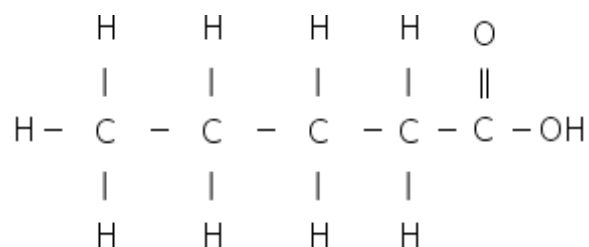
Exemplo 2: 2-Propenol



- **Prefixo PROP:** 3 carbonos
- **Intermediário EN:** uma ligação dupla
- **Sufixo OL:** função álcool

O número 2 indica que a ligação dupla está localizada no carbono 2.

Exemplo 3: Ácido pentanóico



- **Prefixo PENT:** 5 carbonos
- **Intermediário AN:** ligações simples
- **Sufixo OICO:** função ácido carboxílico

E as Funções Inorgânicas?

As substâncias inorgânicas são todas aquelas que não são orgânicas, ou seja, que não derivam do carbono. A Química Inorgânica estuda os compostos formados pelos demais elementos da tabela periódica. As funções inorgânicas são: ácidos, bases, óxidos e sais.

20. Isomeria

Isomeria é um fenômeno que ocorre quando compostos químicos diferentes são formados pela combinação entre iguais quantidades dos mesmos átomos. Compostos com essas características são chamados de isômeros. O termo “isômero” significa “partes iguais”, derivando das palavras gregas *iso* = igual e *mero* = partes.

Como os isômeros são substâncias químicas diferentes, apesar de possuírem idêntica fórmula molecular, mantêm propriedades físicas e químicas distintas, em razão das próprias diferenças estruturais. A isomeria ocorre com frequência em compostos orgânicos, pois como o átomo de carbono forma quatro ligações, sua capacidade de formar diferentes compostos é elevada.

O etanol é uma substância formada por dois átomos de carbono, seis átomos de hidrogênio e apenas um átomo de oxigênio. O éter metílico é constituído pelos mesmos átomos, em quantidade e natureza química. Apesar disso, essas duas substâncias possuem diferentes propriedades físicas e químicas, tal como a temperatura de ebulição e o estado de agregação a 25 °C. O etanol e o éter metílico são compostos isômeros.

| | | |
|-------------------|---------------|----------------------|
| Substância | Etanol | Éter metílico |
|-------------------|---------------|----------------------|

| | | |
|--------------------------------|---|---|
| Estrutura | $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $ | $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $ |
| Fórmula molecular | $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ |
| Estado físico a 25 °C | líquido | gás |
| Temperatura de ebulição | 78,3 °C | - 25 °C |

Perceba, pelas imagens acima, que a diferença entre essas substâncias se deve à forma como os átomos estão unidos entre si, e isso é suficiente para atribuir a elas propriedades distintas. Fonte: Manual da Química.

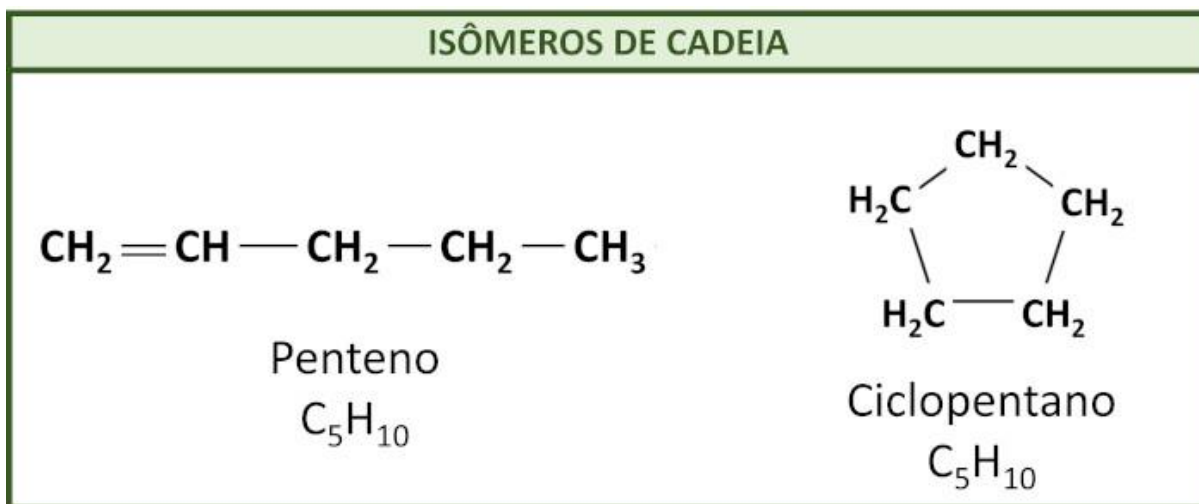
A isomeria é dividida em dois grupos: isomeria plana e isomeria espacial.

Isomeria plana

A isomeria plana ou constitucional considera a fórmula estrutural plana das moléculas, não importando o arranjo que os átomos ocupam no espaço. Nesse tipo de isomeria, é considerada a forma como os átomos estão ligados, podendo ser de cinco tipos diferentes: cadeia, posição, função, compensação e tautomeria.

- **Isomeria plana de cadeia**

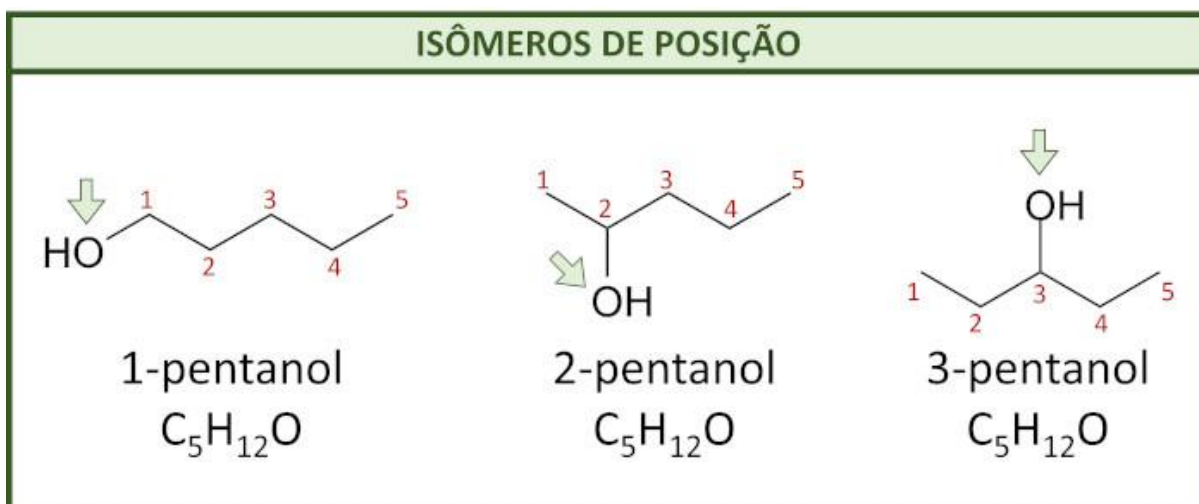
A isomeria plana de cadeia ocorre quando os átomos se unem formando compostos diferentes, com idêntica fórmula molecular e mesma função química, mas possuindo alguma diferença na cadeia carbônica. No exemplo abaixo, os dois compostos são hidrocarbonetos que se diferenciam por possuírem cadeia aberta e cadeia cíclica.



O isomerismo de cadeia também ocorre em relação à insaturação, à presença de ramificações e à existência de heteroátomos. Fonte: Manual da Química.

- **Isomeria plana de posição**

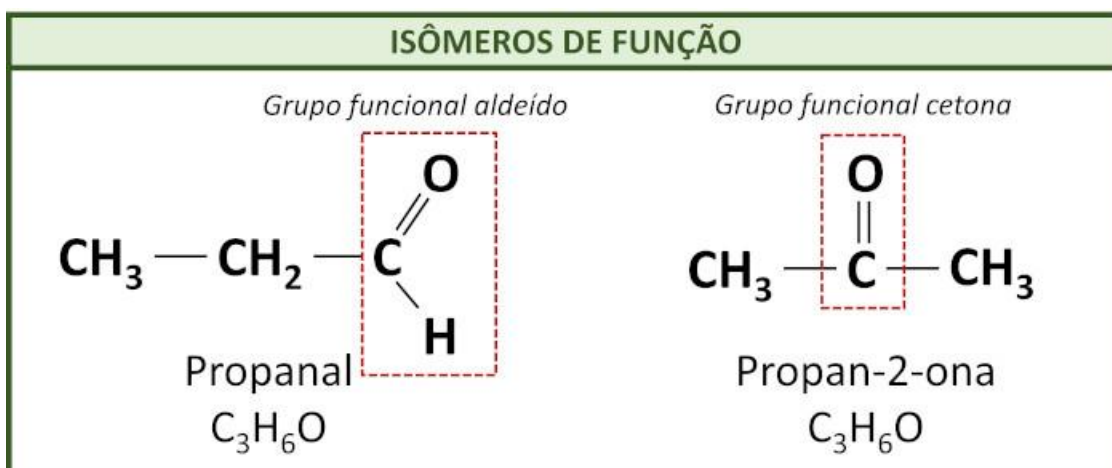
A isomeria plana de posição se manifesta quando os compostos mantêm algum componente da molécula em localizações diferentes na cadeia. Esse componente pode ser uma ligação múltipla (insaturação), o heteroátomo, o grupo funcional ou a ramificação. No exemplo abaixo, as três moléculas pertencem ao grupo funcional álcool, mas possuem o grupamento hidroxila (-OH) unido a diferentes átomos de carbono da cadeia.



Fonte: Manual da Química.

- **Isomeria plana de função**

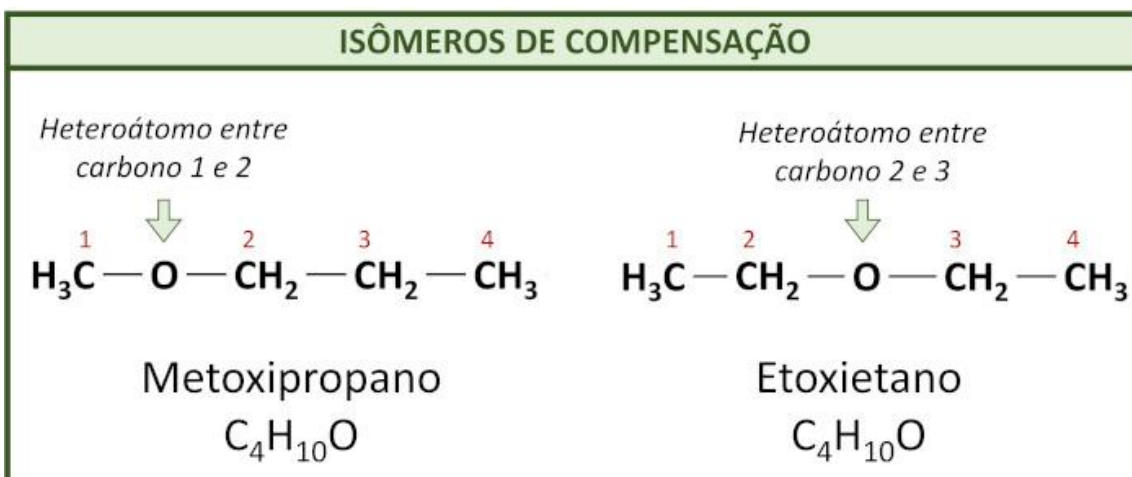
A isomeria plana de função se dá quando os compostos possuem a mesma fórmula molecular, mas pertencem a funções químicas distintas.



Fonte: Manual da Química.

- **Isomeria plana de compensação**

A isomeria plana de compensação é uma situação particular da isomeria de posição e ocorre quando a cadeia contém um heteroátomo que ocupa diferentes posições nos isômeros. A isomeria de compensação também é conhecida como metameria.

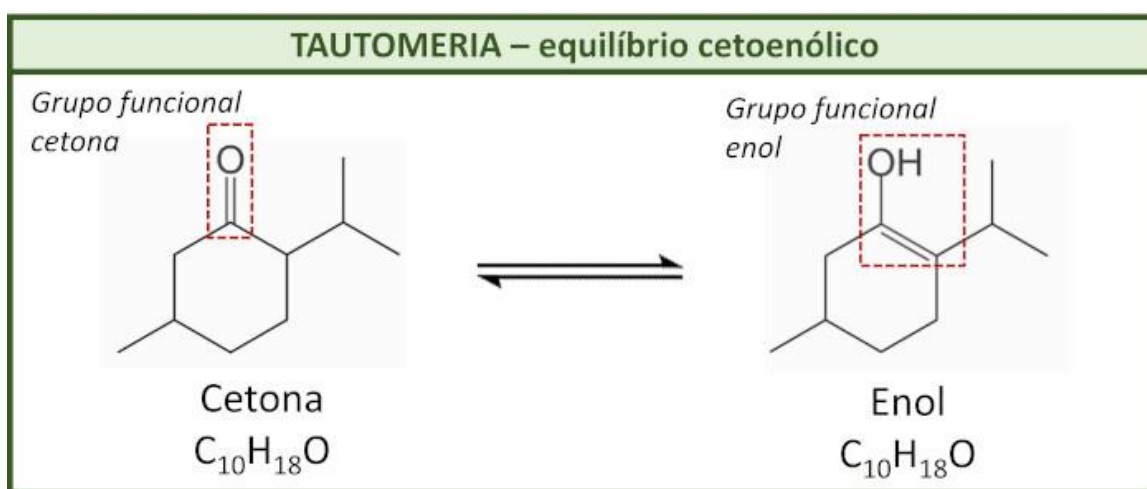


Fonte: Manual da Química.

- **Tautomeria**

A tautomeria é um caso particular da isomeria de função e ocorre pela coexistência de isômeros de funções químicas distintas em um mesmo sistema, estabelecendo um equilíbrio químico dinâmico. Por isso, é conhecida como isomeria dinâmica. Esse caso ocorre em apenas dois sistemas: entre uma cetona e um enol, em um equilíbrio denominado equilíbrio cetoenólico, e entre um aldeído e um enol, em um equilíbrio aldolenólico.

A imagem a seguir mostra um exemplo do equilíbrio cetoenólico, em que uma molécula pertencente ao grupo cetona está em equilíbrio com seu isômero, que pertence ao grupo dos enóis — grupo funcional -OH unido a carbono sp^2 .



Isomeria espacial

Os isômeros espaciais possuem igual fórmula molecular e a mesma estrutura plana, mas se diferenciam pela orientação dos átomos no espaço. Os isômeros espaciais também são conhecidos como estereoisômeros. Isomeria geométrica e isomeria óptica são as duas formas de manifestação dos isômeros espaciais.

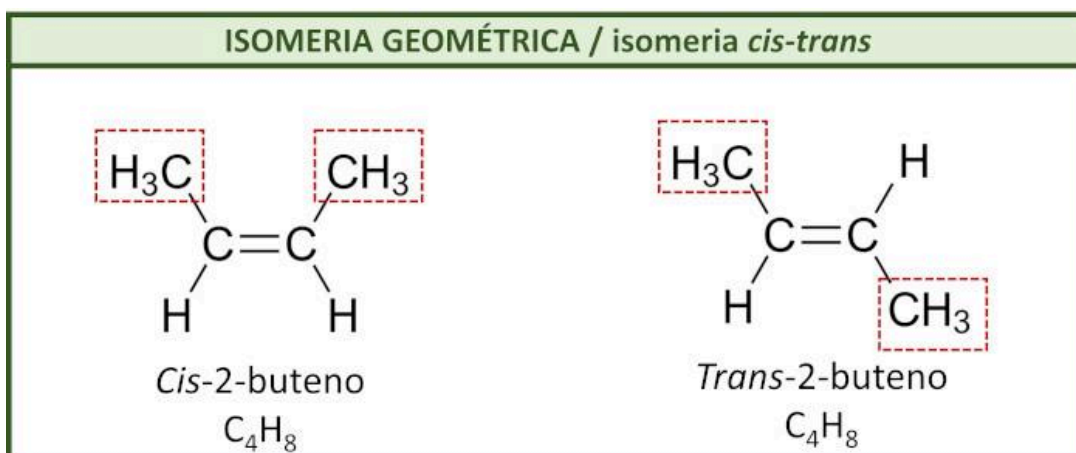
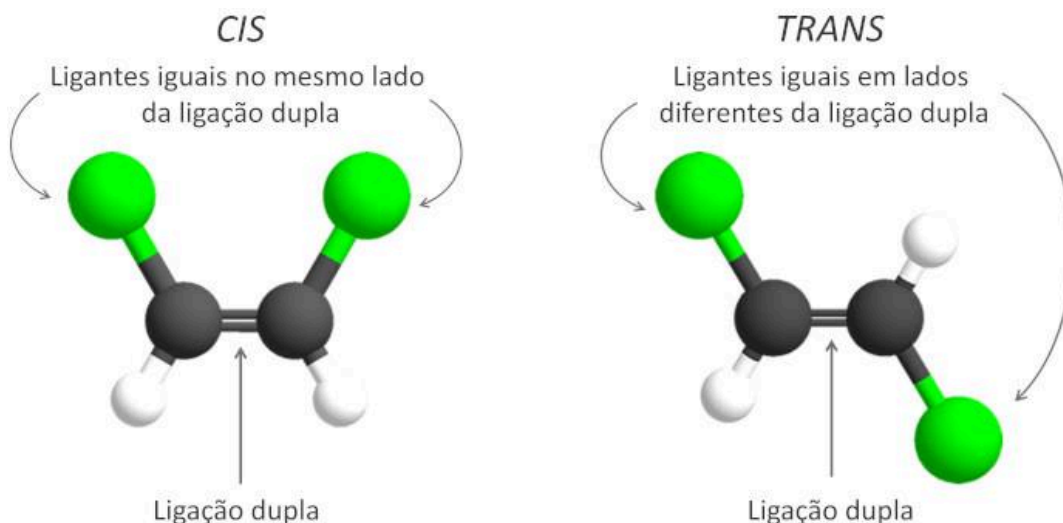
- **Isomeria geométrica**

A isomeria geométrica ou isomeria *cis-trans* apenas ocorre com moléculas que possuem ligação dupla e considera a orientação dos ligantes em relação à insaturação. Para que os isômeros sejam classificados como geométricos, deve-se considerar que:

- um único carbono não pode possuir dois ligantes idênticos;

- os carbonos que pertencem à insaturação devem possuir ao menos um ligante igual.

Os isômeros *cis* são caracterizados pela localização de ligantes iguais do mesmo lado da ligação dupla, enquanto nos isômeros *trans* ligantes iguais se posicionam de lados opostos da dupla ligação.



Fonte: Manual da Química.

Isomeria óptica

A isomeria óptica é um tipo de isomeria que ocorre com moléculas aparentemente idênticas, mas não sobreponíveis entre si, ou seja, ao tentar sobrepor duas moléculas, não há correspondência entre os átomos, pois essas moléculas são assimétricas.

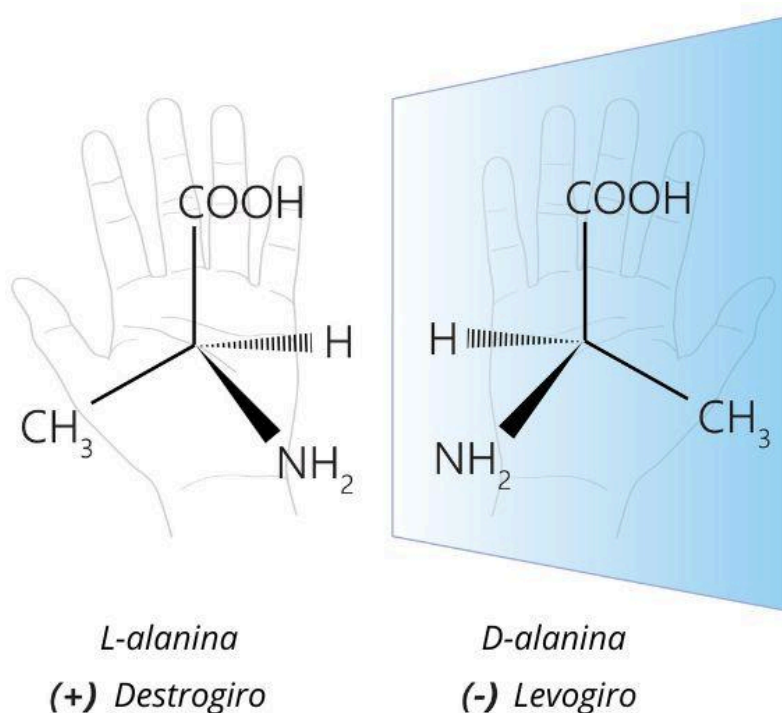
Para entender esse conceito, observe suas mãos e coloque uma sobre a outra. Os dedos não correspondem. Os isômeros ópticos são imagens especulares um do outro, significando que um é reflexo do outro frente a um espelho. O par de isômeros ópticos é também conhecido como enantiômeros.

Os isômeros ópticos, ao contrário dos outros casos de isomeria, possuem as mesmas propriedades físicas e químicas, diferenciando-se apenas na questão da interação com a luz polarizada e efeitos fisiológicos.

Para identificar esse tipo de isomeria, deve-se considerar a assimetria da molécula, que se caracteriza pela presença de átomo de carbono unido a quatro ligantes diferentes. Esse carbono é chamado de carbono quiral ou assimétrico.

Os isômeros ópticos são classificados como levogiros ou dextrogiros, de acordo com a sua capacidade de desviar a luz polarizada. As espécies levogiras conseguem desviar a luz para a esquerda enquanto as espécies dextrogiros desviam a luz para a direita.

A ilustração abaixo mostra os isômeros da molécula alanina. Note que eles são imagens especulares um do outro e que o átomo central da molécula está unido a quatro ligantes diferentes, caracterizando um carbono assimétrico ou quiral.



Representação dos isômeros ópticos da molécula alanina ($C_3H_7NO_2$) com ilustração indicando que ambos são imagens especulares não sobreponíveis. Fonte: Manual da Química.

21. Polímeros

A palavra polímero origina-se do grego poli (muitos) e mero (unidade de repetição ou partes). Dessa forma, um polímero é uma macromolécula composta por milhares de unidades de repetição. Essas unidades são os meros e fazem ligação covalente entre si. O monômero (uma molécula com uma unidade de repetição) é a matéria-prima para a produção de um polímero. Os polímeros são, na maioria das vezes, partes de um composto orgânico, com alta massa molar (mais de dez mil chegando até dez milhões).

Os polímeros não foram inventados pelo homem, há muito tempo já existiam essas macromoléculas presentes na natureza e na vida da humanidade, como a lã, o couro, a madeira, entre outros exemplos. Contudo, com o avanço da ciência e tecnologia, tem-se os polímeros artificiais ou sintéticos. Com isso, tem-se uma primeira divisão desse material em dois grupos classificados quanto a sua ocorrência, sendo eles os polímeros naturais e os polímeros sintéticos.

Polímeros naturais:

Os polímeros naturais são aqueles encontrados na natureza (que derivam de animais e plantas) e também são chamados de biopolímeros. São grandes exemplos dessa classe: as proteínas, os polissacarídeos (amidos, celulose e glicogênio), a borracha (extraída da seringueira – látex), entre outros. São úteis na fabricação de diversos materiais como papel e pneus, além das proteínas e polissacarídeos estarem presentes nos alimentos que ingerimos e são fundamentais para o corpo humano.

Polímeros artificiais ou sintéticos:

Esses polímeros são produzidos em laboratório e surgiram da necessidade de imitar os polímeros naturais. São produzidos através da síntese: processo que surgiu na segunda metade do século XIX, após a descoberta da Química Orgânica, e por envolver reações químicas em laboratório, requer tecnologia sofisticada.

REFERÊNCIAS

ADDITIVA. Química sustentável ou química verde. Disponível em: <https://www.additiva.com.br/blog-voce-conhece-o-conceito-de-quimica-sustentavel-ou-quimica-verde>. Acesso em: 10 out. 2025.

APLASTIK. Polímeros: tudo que você precisa saber. Disponível em: <https://aplastik.com.br/polimeros-tudo-que-voce-precisa-saber-sobre-esses-materiais>. Acesso em: 22 jul. 2025.

BRASIL ESCOLA. O que é diagrama de fases. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-diagrama-fases.htm>. Acesso em: 22 ago. 2025.

BRASIL ESCOLA. O que é átomo. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-atomo.htm>. Acesso em: 21 ago. 2025.

BRASIL ESCOLA. Isoelétrons. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/isoeltrons.htm>. Acesso em: 22 ago. 2025.

BRASIL ESCOLA. Classificação das soluções. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/classificacao-das-solucoes.htm>. Acesso em: 22 ago. 2025.

BRASIL ESCOLA. Força intermolecular dipolo-dipolo. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/forca-intermolecular-dipolo-dipolo.htm>. Acesso em: 27 ago. 2025.

BRASIL ESCOLA. Geometria molecular. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/geometria-molecular.htm>. Acesso em: 13 set. 2025.

BRASIL ESCOLA. Origem da tabela periódica. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/origem-tabela-periodica.htm>. Acesso em: 10 set. 2025.

BRASIL ESCOLA. Tabela periódica. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/tabela-periodica.htm>. Acesso em: 10 set. 2025.

BRASIL ESCOLA. Funções inorgânicas. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/funcoes-inorganicas.htm>. Acesso em: 25 set. 2025.

BRASIL ESCOLA. Química ambiental. Disponível em: <https://brasilescola.uol.com.br/quimica/quimica-ambiental.htm>. Acesso em: 08 out. 2025.

CEFOsPE. Apostila Introdução à Química Ambiental. Disponível em: https://www.cefospe.pe.gov.br/images/media/1665419987_Apostila%20Introducao%20a%20Quimica%20Ambiental.pdf. Acesso em: 08 out. 2025.

CONCURSOS MILITARES. Ligações e estruturas em química orgânica. Disponível em: <https://concursosmilitares.promilitares.com.br/conteudo/ligacoes-e-estruturas-em-quimica-organica/>. Acesso em: 28 ago. 2025.

ESTRATÉGIA VESTIBULARES. Partículas subatômicas. Disponível em: <https://vestibulares.estrategia.com/portal/materias/quimica/particulas-subatomicas/>. Acesso em: 21 ago. 2025.

ESTRATÉGIA VESTIBULARES. Funções inorgânicas. Disponível em: <https://vestibulares.estrategia.com/portal/materias/quimica/funcoes-inorganicas/>. Acesso em: 24 set. 2025.

FEITOSA, Edinilza Maria Anastácio; BARBOSA, Francisco Geraldo; FORTE, Cristiane Maria Sampaio. **Química geral I**. 3. ed. Fortaleza: EdUECE, 2016.

GUIA DO ESTUDANTE. Forças intermoleculares. Disponível em: <https://guiadoestudante.abril.com.br/universidades/forcas-intermoleculares/>. Acesso em: 27 ago. 2025.

IQ UNESP. Segurança nos laboratórios. Disponível em: <https://www.iq.unesp.br/#!/instituicao/comissoes/cipa/normas-gerais/seguranca-nos-laboratorios/>. Acesso em: 20 ago. 2025.

MANUAL DA QUÍMICA. Isomeria. Disponível em: <https://www.manualdaquimica.com/quimica-organica/isomeria.htm>. Acesso em: 28 ago. 2025.

MUNDO EDUCAÇÃO. Tabela periódica. Disponível em: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/tabela-periodica.htm>. Acesso em: 11 set. 2025.

SQ QUÍMICA. Química verde e sustentabilidade. Disponível em: <https://sqquimica.com/quimica-verde-e-sustentabilidade/>. Acesso em: 09 out. 2025.

TUDO MATÉRIA. Alotropia. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/alotropia/>. Acesso em: 21 ago. 2025.

TUDO MATÉRIA. Estrutura atômica. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/estrutura-atomica/>. Acesso em: 21 ago. 2025.

TODO MATÉRIA. Isótopos, isóbaros e isótonos. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/isotopos-isobaros-e-isotonos/>. Acesso em: 26 ago. 2025.

TODO MATÉRIA. Cinética química. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/cinetica-quimica/>. Acesso em: 20 ago. 2025.

TODO MATÉRIA. Soluções químicas. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/solucoes-quimicas/>. Acesso em: 22 ago. 2025.

TODO MATÉRIA. Ligações químicas. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/ligacoes-quimicas/>. Acesso em: 13 set. 2025.

TODO MATÉRIA. Química ambiental: o que é e o que estuda. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/quimica-ambiental-o-que-e-e-o-que-estuda-com-exercicios/>. Acesso em: 16 out. 2025.

UOL EDUCAÇÃO. Átomos: o que é o átomo e suas características. Disponível em: <https://educacao.uol.com.br/disciplinas/ciencias/atomos-2-o-que-e-o-atomo-e-quais-sao-suas-caracteristicas.htm>. Acesso em: 21 ago. 2025.

UFMG. Funções inorgânicas (material didático). Disponível em: <https://zeus.qui.ufmg.br/~qgeral/downloads/material/funcoesinorganicas.pdf>. Acesso em: 25 set. 2025.

GOOGLE. Periodic table (resultado de busca). Disponível em: <https://www.google.com/search?q=periodic+table>. Acesso em: 13 set. 2025.