

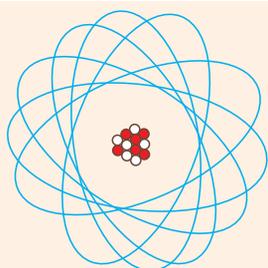
MÓDULO 1

Estrutura do Átomo: Conceitos Básicos

1. DIMENSÕES DO ÁTOMO

Diâmetro do átomo \cong
 $\cong 10^{-8}$ cm = 1 angström = 1Å

Diâmetro do átomo \cong
 $\cong 10.000$ x diâmetro do núcleo



Núcleo: prótons (+) e nêutrons
Eletrôsfere: elétrons (-)

2. MASSAS DAS PARTÍCULAS FUNDAMENTAIS

Massa do próton \cong massa do nêutron

Massa do próton $\cong 1.840$ x massa do elétron

3. NÚMERO ATÔMICO (Z)

É o número de prótons existentes no núcleo.

Em um átomo, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Como a carga elétrica do próton é igual à carga elétrica do elétron, mas de sinal contrário, o átomo é um sistema eletricamente neutro (a soma de todas as cargas é zero).

4. NÚMERO DE MASSA (A)

É a soma do número de prótons com o número de nêutrons.

$$A = Z + N$$

Exemplo

O átomo de sódio tem 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons.

O número atômico é 11 e o número de massa é 23.

5. ELEMENTO QUÍMICO

É um conjunto de átomos de mesmo número atômico. O elemento hidrogênio é o conjunto de átomos de número atômico igual a 1.

Os átomos de um mesmo elemento podem apresentar número de nêutrons diferente. Os átomos:

A : 1 próton, 0 nêutron, 1 elétron

B : 1 próton, 1 nêutron, 1 elétron

C : 1 próton, 2 nêutrons, 1 elétron
 são todos do elemento hidrogênio.

Os elementos de $Z = 1$ a $Z = 92$ são encontrados na natureza, com exceção do tecnécio ($Z = 43$) e promécio ($Z = 61$), que são produzidos artificialmente. Os elementos de $Z = 93$ em diante são artificiais.

6. REPRESENTAÇÃO DE UM ÁTOMO

Utiliza-se o símbolo do elemento com um índice inferior (n° atômico) e um índice superior (n° de massa).

Exemplo



7. TEORIA DOS QUARKS

A teoria mais moderna afirma que há apenas 12 partículas elementares, seis chamadas **léptons** (o

elétron faz parte deste grupo) e outras seis chamadas **quarks**.

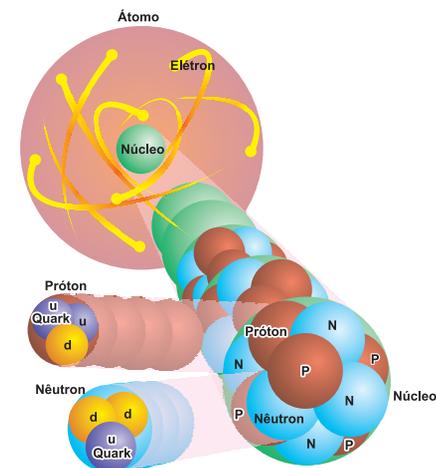
Quarks e Léptons

| | | Up (600) | Charm (3.000) | top (360.000) |
|-------|--------|--------------------------|-----------------------|------------------------|
| + 2/3 | Quark | | | |
| 0 | Lépton | neutrino do elétron (-0) | neutrino do múon (-0) | neutrino do táuon (-0) |
| -1/3 | Quark | down (600) | strange (1.000) | bottom (10.000) |
| - 1 | Lépton | elétron (1) | múon (200) | táuon (3.600) |

Na primeira coluna encontra-se a carga elétrica da partícula e entre parênteses a massa da partícula em função da massa do elétron.

Dois tipos de quarks, o *up* (para cima) e o *down* (para baixo), formam os prótons e os nêutrons.

O quark *up* tem carga + 2/3, enquanto o *down* tem carga - 1/3. O próton é um agregado de dois *up* e um *down*, enquanto o nêutron é constituído por um *up* e dois *down*.

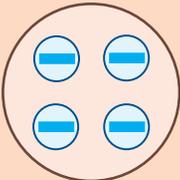


1. CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA

Os modelos da matéria, construídos até o momento, postulam que ela é constituída por partículas.

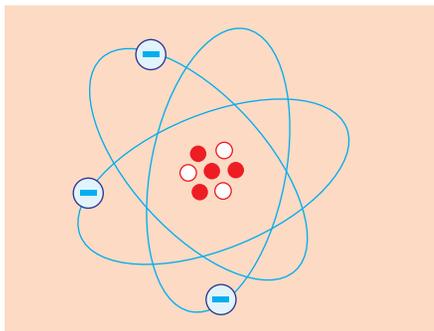
Consideremos, primeiramente, o modelo atômico de Dalton, no qual se julga como a menor porção de matéria uma partícula indivisível, impene-trável e esférica: o átomo. Sucessivas investigações experimentais, aliadas a novas concepções teóricas, levara-mos aos modelos de Thomson, Rutherford, Bohr, modelo orbital.

Neles, o átomo não é mais a menor porção da matéria, mas já se admitem partículas subatômicas: elétrons, prótons, nêutrons etc.

| | |
|--|---|
|  | Modelo de Dalton <i>o átomo seria uma bolinha indivisível.</i> |
|  | Modelo de Thomson <i>uma esfera positiva com elétrons incrustados.</i> |
|  | Modelo de Rutherford <i>modelo planetário do átomo. Os elétrons giram ao redor de um núcleo positivo.</i> |

2. CAMADAS ELETRÔNICAS OU NÍVEIS DE ENERGIA

O volume do átomo é determinado pelos elétrons. Como alguns desses elétrons são mais facilmente removíveis que os outros, isso nos leva a concluir que alguns elétrons estão mais próximos do núcleo do que outros.



O átomo de lítio: 3 prótons, 4 nêutrons e 3 elétrons. O núcleo é positivo, a eletrosfera é negativa, mas o átomo é um sistema eletricamente neutro.

A coroa ou eletrosfera está dividida em 7 camadas designadas K, L, M, N, O, P, Q ou pelos números $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

O número da camada é chamado número quântico principal (n).

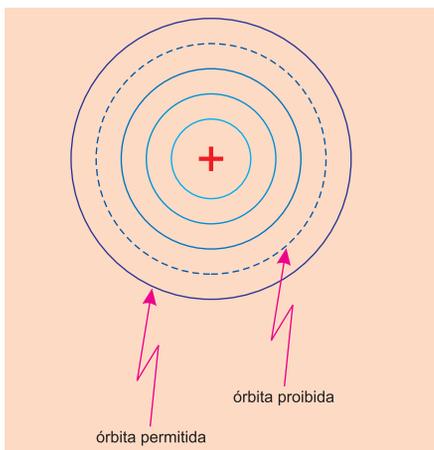
❑ Número máximo de elétrons em cada nível de energia

Abaixo mostramos o cálculo do número máximo de elétrons em cada camada eletrônica.

❑ Teórico

Equação de Rydberg: $x = 2n^2$

| K | L | M | N | O | P | Q |
|---|---|----|----|----|----|----|
| 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 | 98 |



Modelo de Bohr – órbitas permitidas e órbitas proibidas.

❑ Experimental

O elemento de número atômico 112 foi fabricado no início de 1996, em Darmstad – Alemanha. Em 1999, foi sintetizado na Califórnia o elemento de número atômico 114, pulando o elemento de número atômico 113.

Em 2004, foram sintetizados os elementos de números atômicos 113 e 115 e em 2008, foi fabricado o elemento de $Z = 116$.

Até o elemento de número atômico 118 (fabricado em 2005), teremos o seguinte número de elétrons nas camadas:

| K | L | M | N | O | P | Q |
|---|---|----|----|----|----|---|
| 2 | 8 | 18 | 32 | 32 | 18 | 8 |

3. SUBNÍVEIS DE ENERGIA OU SUBCAMADAS

Os níveis de energia subdividem-se em subníveis de energia que são designados pelas letras s, p, d, f. Escreve-se o número quântico principal antes da letra indicativa do subnível.

❑ Número máximo de elétrons em cada subnível

| s | p | d | f |
|---|---|----|----|
| 2 | 6 | 10 | 14 |

Um sistema com baixa energia é estável.

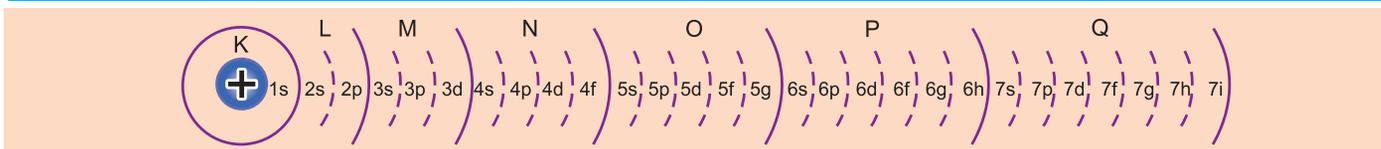
Todo sistema tem tendência para ficar mais estável.

Os elétrons colocados nos subníveis de menor energia acarretam um estado de maior estabilidade para o átomo. Diz-se que o átomo está no **estado fundamental**.

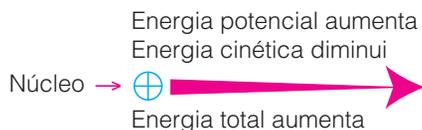
Nos átomos dos elementos conhecidos, os subníveis 5g, 6f, 6g, 6h, 7d, 7f, 7g, 7h, 7i estão vazios.

4. DISTRIBUIÇÃO DOS ELÉTRONS NOS SUBNÍVEIS

À medida que se aproxima do núcleo, a energia potencial do elétron, graças à atração pelo núcleo, **dimi-**



nui, enquanto sua velocidade v , conseqüentemente, sua energia cinética **aumentam** (tal como a velocidade de um satélite aumenta, ao se aproximar da Terra). **De um modo geral**, a energia total do elétron aumenta à medida que o elétron se afasta do núcleo.

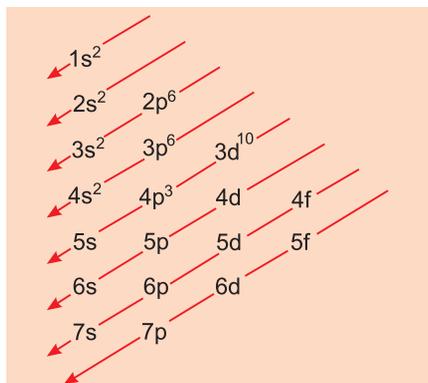


Como esses elétrons estão distribuídos?

❑ O diagrama de Linus Pauling

O químico norte-americano Linus Pauling descobriu em que ordem a energia dos subníveis cresce.

A ordem crescente de energia dos subníveis coincide com as diagonais no diagrama abaixo. Cada linha horizontal representa uma camada eletrônica com os seus subníveis. À medida que se desce pelas diagonais, a energia vai aumentando.



Exemplo

Arsênio (As): $Z = 33$

I. Ordem energética (ordem de preenchimento)



II. Ordem geométrica (ordem de camada)

| | | | |
|--------|-------------|---------------------|-------------|
| $1s^2$ | $2s^2 2p^6$ | $3s^2 3p^6 3d^{10}$ | $4s^2 4p^3$ |
| K | L | M | N |
| 2 | 8 | 18 | 5 |

A camada de valência do As é a camada N.

MÓDULO 3

Configuração Eletrônica de Íons

1. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA EM ÍONS POSITIVOS (CÁTIONS)

Os elétrons cedidos por um átomo de um metal são os mais externos. Para fazer a distribuição eletrônica de um cátion, fazemos primeiro a distribuição do átomo neutro e em seguida repetimos a distribuição, tirando os elétrons mais externos.

2. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DO ÍON Fe^{3+}

O Fe ($Z = 26$) tem 26 prótons e 26 elétrons.

O Fe^{3+} ($Z = 26$) tem 26 prótons e 23 elétrons.

A configuração do átomo de ferro (26 prótons e 26 elétrons) é a seguinte:

Fe ($Z = 26$)

| | | | |
|--------|-------------|------------------|--------|
| $1s^2$ | $2s^2 2p^6$ | $3s^2 3p^6 3d^6$ | $4s^2$ |
| K | L | M | N |
| 2 | 8 | 14 | 2 |

Para obter o íon Fe^{3+} , retiramos os 3 elétrons mais externos: 2 elétrons do **subnível** 4s e 1 elétron do **subnível** 3d.

A configuração do íon Fe^{3+} (26 prótons e 23 elétrons) é a seguinte:

| | | |
|--------|-------------|------------------|
| $1s^2$ | $2s^2 2p^6$ | $3s^2 3p^6 3d^5$ |
| K | L | M |
| 2 | 8 | 13 |

3. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA EM ÍONS NEGATIVOS (ÂNIONS)

Os elétrons recebidos por um átomo de um ametal entram nos subníveis incompletos.

Para fazer a distribuição eletrônica de um ânion, fazemos primeiro a distribuição do átomo neutro e em seguida repetimos a distribuição, acrescentando os elétrons.

4. DISTRIBUIÇÃO DO ÍON O^{2-}

A configuração do átomo de oxigênio (8 prótons e 8 elétrons) é a seguinte:

O ($Z = 8$)

| | |
|--------|-------------|
| $1s^2$ | $2s^2 2p^4$ |
| K | L |
| 2 | 6 |

Para obter o íon O^{2-} , adicionamos 2 elétrons no subnível 2p.

A configuração do íon O^{2-} (8 prótons e 10 elétrons) é a seguinte:

| | |
|--------|-------------|
| $1s^2$ | $2s^2 2p^6$ |
| K | L |
| 2 | 8 |

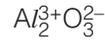
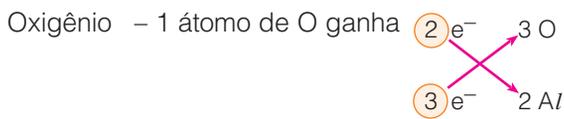
Note que assim o oxigênio fica estável, com a camada de valência completa.

❑ Óxido de alumínio

1º passo – Configuração eletrônica

| | | | | |
|-------------|---|---|---|---|
| | K | L | M | |
| O $Z = 8$ | 2 | 6 | | ⇒ ametal, tendência para receber 2 elétrons |
| Al $Z = 13$ | 2 | 8 | 3 | ⇒ metal, tendência para ceder 3 elétrons |

2º passo – Escrever as tendências e inverter



⇒ (A fórmula indica 2 íons Al^{3+} e 3 íons O^{2-})

MÓDULO 4

Isótopos, Isóbaros e Isótonos

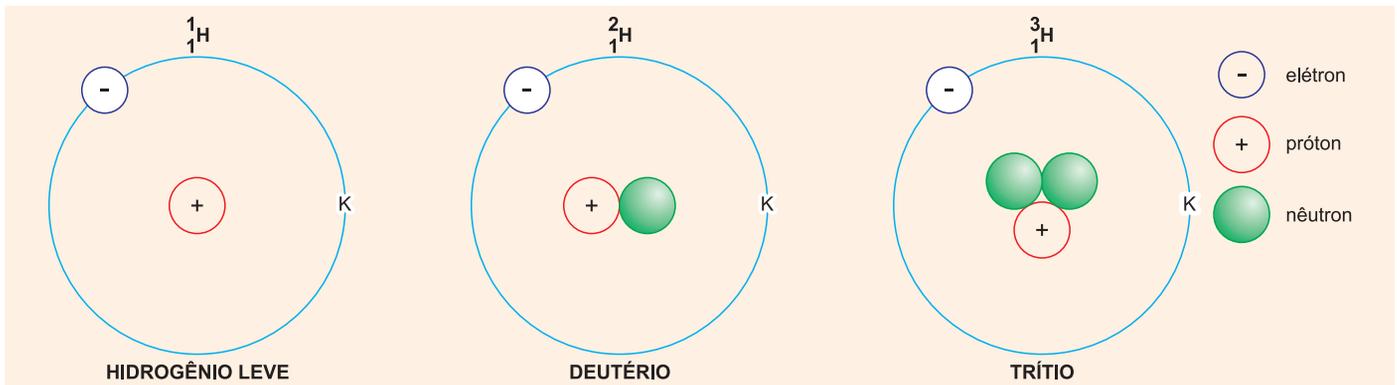
1. ISÓTOPOS

São átomos de mesmo número atômico Z (mesmo elemento químico), com número de massa diferente (o número de nêutrons é diferente). Apresentam as mesmas propriedades químicas.

Isótopos do hidrogênio:

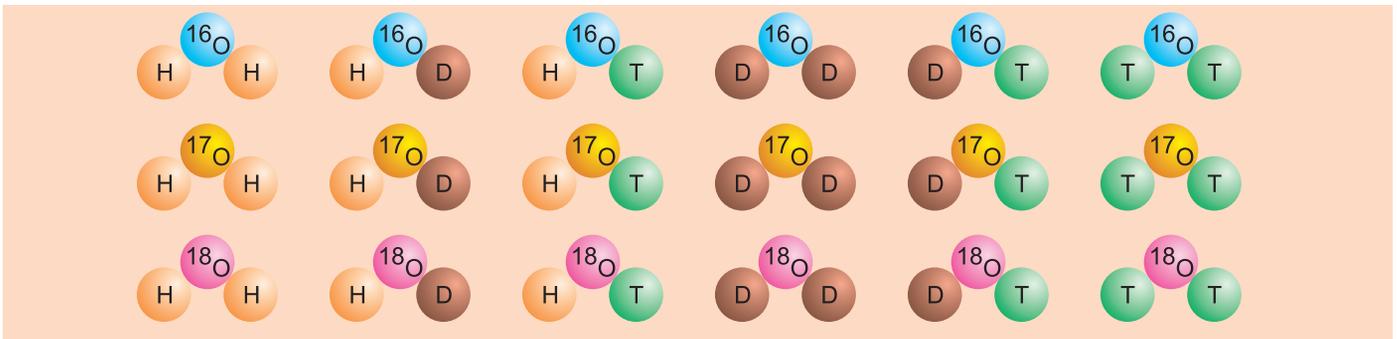
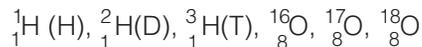
- hidrogênio leve (próton) – não tem nêutron: 1_1H
- deutério (1 nêutron): 2_1H
- trítio, trício ou tritério (2 nêutrons): 3_1H

Os isótopos 1_1H e 2_1H apresentam núcleo estável. O isótopo 3_1H é radioativo, isto é, o seu núcleo se desintegra. Os isótopos ocorrem na natureza em quantidades diferentes. O hidrogênio natural é uma mistura de 99,985% de 1_1H , 0,015% de 2_1H e uma quantidade muito pequena de 3_1H .



Nota

Os três isótopos do hidrogênio e os três isótopos do oxigênio podem formar 18 tipos de moléculas de água, que diferem na massa:



2. ISÓBAROS

Átomos de número atômico Z diferente e número de massa A igual.

Exemplo: ${}^{40}_{18}Ar$ e ${}^{40}_{20}Ca$

3. ISÓTONOS

Átomos de número atômico Z diferente, número de massa A diferente e mesmo número de nêutrons.

Exemplo: ${}^{11}_5B$ e ${}^{12}_6C$

Ambos apresentam 6 nêutrons.



1. INTRODUÇÃO

Os átomos ligam-se para adquirir maior estabilidade.

Gases Nobres – únicos elementos que aparecem na natureza na forma de átomos isolados. O hélio tem 2 elétrons na camada K. O neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio apresentam 8 elétrons na camada de valência.

Teoria do Octeto – os átomos ligam-se, procurando adquirir a configuração eletrônica de gás nobre.

Metais – menos de 4 elétrons na camada de valência. Tendência para ceder elétrons.

Exemplo: Mg(Z = 12)

| | | |
|---|---|---|
| K | L | M |
| 2 | 8 | 2 |

Não metais – mais de 4 elétrons na camada de valência. Tendência para receber elétrons.

Exemplo: P(Z = 15)

| | | |
|---|---|---|
| K | L | M |
| 2 | 8 | 5 |

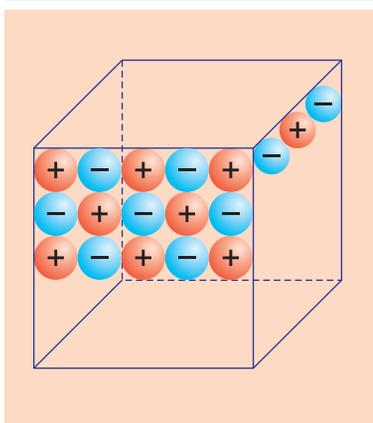
2. LIGAÇÃO IÔNICA OU ELETROVALENTE

Regra

Metal (1 a 3 elétrons na camada de valência) com não metal (5 a 7 elétrons na camada de valência) ou hidrogênio.

Mecanismo

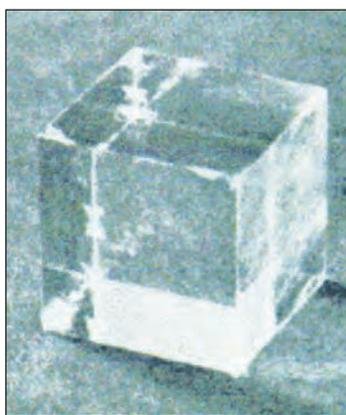
Transferência de elétrons do metal para o não metal ou hidrogênio.



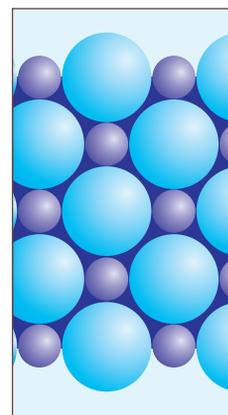
No cristal de cloreto de sódio, cada íon é rodeado por íons com carga de sinal contrário.



Os compostos iônicos são sólidos nas condições ambientais.

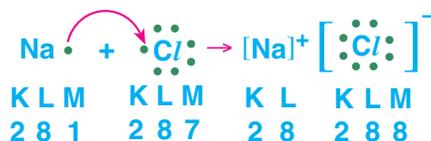


Um composto iônico é sólido cristalino.



No cristal de cloreto de sódio, os íons positivos e negativos alternam-se.

O cloreto de sódio é formado por cristais com a forma de cubo. À direita temos o arranjo dos íons. Observe que o íon cloreto (com três camadas eletrônicas) é maior que o íon sódio (com duas camadas eletrônicas).



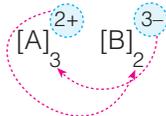
Determinação da fórmula de um composto iônico.

Exemplo

A(Z = 12): 2, 8, 2; B (Z = 7): 2, 5.

1 átomo A perde 2 e⁻ 3 átomos A perdem 6 e⁻

1 átomo B recebe 3 e⁻ 2 átomos B recebem 6 e⁻



Todo composto iônico é sólido nas condições ambientais.

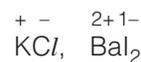
Os compostos iônicos apresentam-se na forma de cristais, que são aglomerados de um grande número de íons.

Exemplo

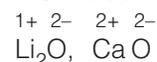


Exemplos de compostos iônicos:

• Sais



• Óxidos metálicos



• Hidretos metálicos

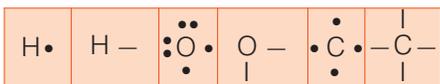
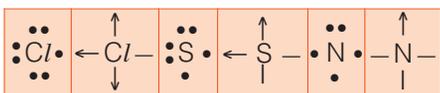


1. EMPARELHAMENTO DE ELÉTRONS

Na ligação covalente, os átomos emparelham elétrons, adquirindo configuração eletrônica de gás nobre.

A ligação dativa ocorre quando um dos átomos já está com o octeto e o outro está com seis elétrons na camada de valência.

2. VALÊNCIA DE ALGUNS ELEMENTOS

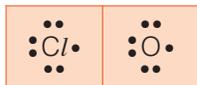


O átomo de cloro é monovalente, pois estabelece um par de elétrons e adquire o octeto. Ele pode ainda fornecer até três pares de elétrons, formando três ligações dativas. Na fórmula estrutural, a ligação covalente é representada por um traquinho, e a ligação dativa, por uma flechinha.

3. FÓRMULA ESTRUTURAL DE ÓXIDOS (E_xO_y)

- a) Geralmente a molécula de um óxido é simétrica.
- b) Os átomos de oxigênio não formam cadeia, salvo poucas exceções.

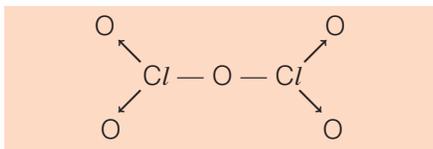
Exemplos



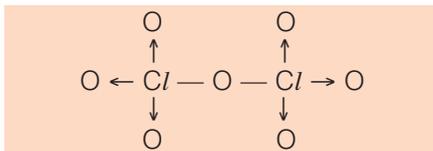
I) Monóxido de dicloro (Cl₂O)



II) Pentóxido de dicloro (Cl₂O₅)



III) Heptóxido de dicloro (Cl₂O₇)



4. FÓRMULA ESTRUTURAL DE ÁCIDOS OXIGENADOS

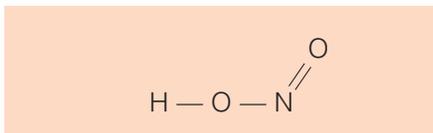


- a) O hidrogênio ionizável está ligado ao oxigênio.
- b) Os átomos de oxigênio não formam cadeias.

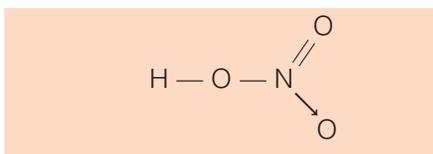
Exemplos



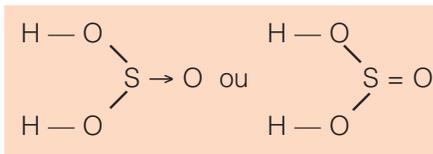
I) Ácido nitroso (HNO₂)



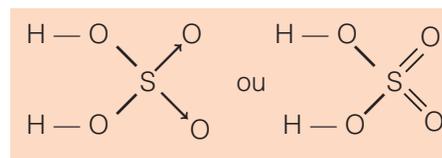
II) Ácido nítrico (HNO₃)



III) Ácido sulfuroso (H₂SO₃)



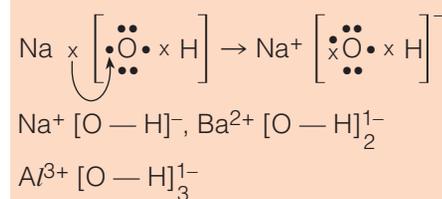
IV) Ácido sulfúrico (H₂SO₄)



5. FÓRMULA ESTRUTURAL DAS BASES [M(OH)_x]

- a) A ligação entre oxigênio e hidrogênio é covalente.
- b) A ligação entre oxigênio e o metal é iônica.

Exemplos

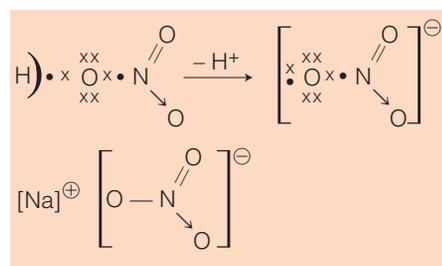


6. FÓRMULA ESTRUTURAL DOS SAIS

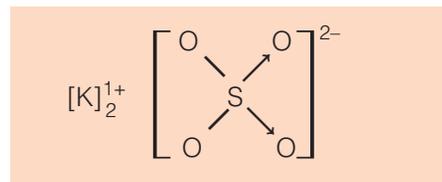
A estrutura do ânion é obtida retirando-se H⁺ do ácido correspondente.

Exemplos

I) Nitrito de sódio (NaNO₂)



II) Sulfato de potássio (K₂SO₄)



1. INTRODUÇÃO

A teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV) afirma que o arranjo geométrico dos átomos ou grupos de átomos (ligantes), em torno de um átomo central, é determinado pela repulsão entre os pares de elétrons presentes na camada de valência do átomo central.

Os pares de elétrons arranjar-se-ão de modo a ficarem o mais afastados um do outro para que a repulsão entre eles seja mínima.

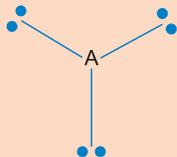
2. ARRANJOS DOS PARES DE ELÉTRONS

O arranjo geométrico dos pares de elétrons em torno de um átomo A é o seguinte:

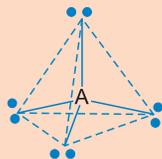
• **Dois pares de elétrons: linear**



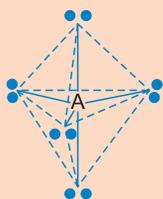
• **Três pares de elétrons: triangular**



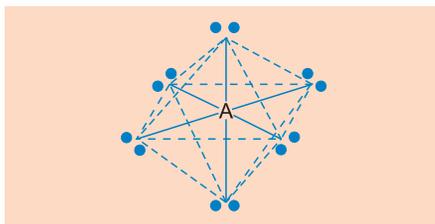
• **Quatro pares de elétrons: tetraédrico**



• **Cinco pares de elétrons: bipirâmide trigonal**



• **Seis pares de elétrons: octaédrico**



3. GEOMETRIA MOLECULAR

A forma de uma molécula é dada pelo arranjo dos átomos, e não pelo arranjo dos elétrons.

□ **Moléculas lineares**

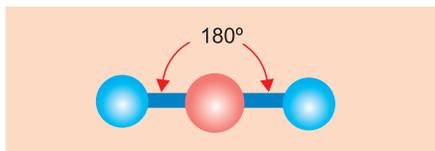
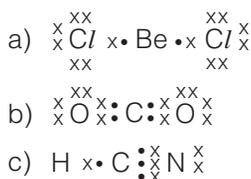
A molécula será linear quando o átomo central (A) for do tipo:



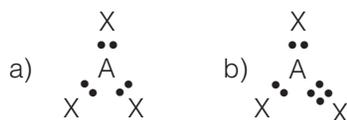
A repulsão entre os pares de elétrons será mínima quando estes estiverem localizados em lados opostos com relação ao núcleo.

Na teoria da RPECV, o mesmo raciocínio deve ser feito com relação a dupla e tripla-ligações.

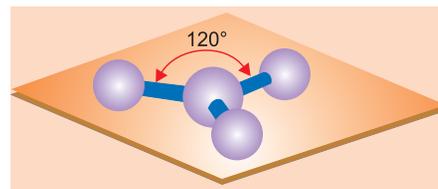
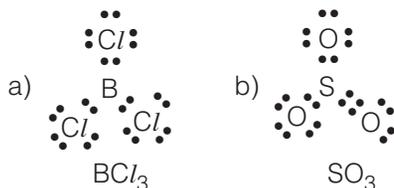
Exemplos



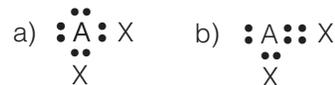
□ **Moléculas planas triangulares**



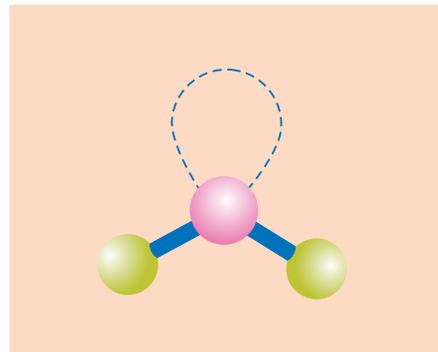
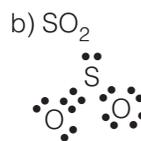
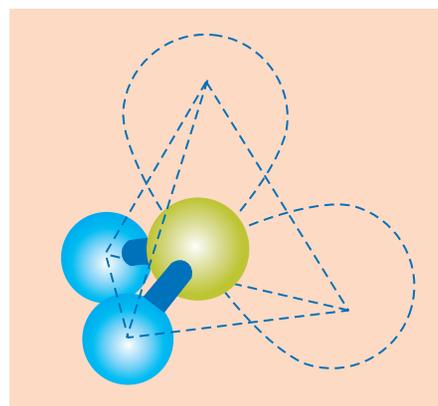
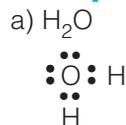
Exemplos



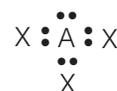
□ **Moléculas angulares**



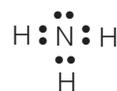
Exemplos

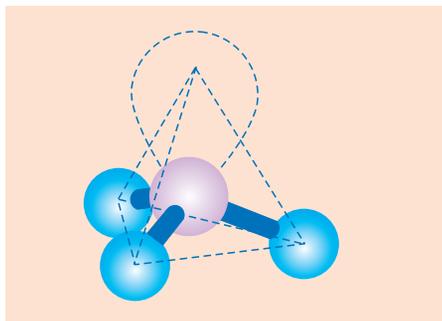


□ **Moléculas piramidais trigonais**

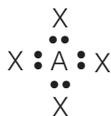


Exemplo: NH_3



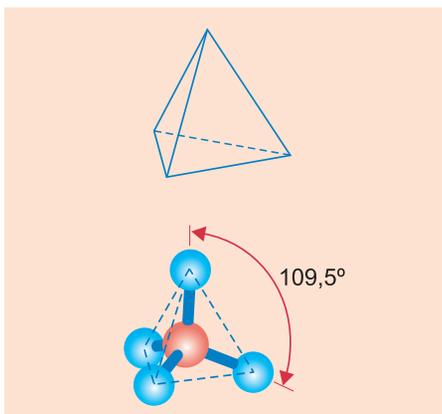
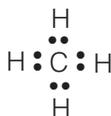


❑ **Moléculas tetraédricas**

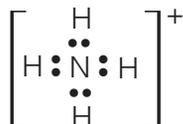


Exemplos

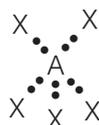
a) CH₄ (metano)



b) NH₄⁺ (ion amônio)

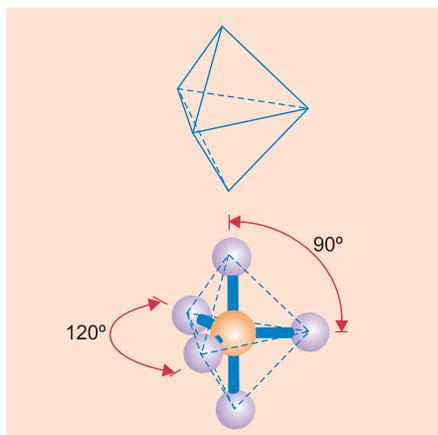
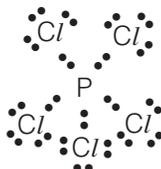


❑ **Moléculas com forma de bipirâmide trigonal**

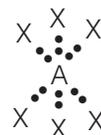


Exemplo

PCl₅ (pentacloreto de fósforo)

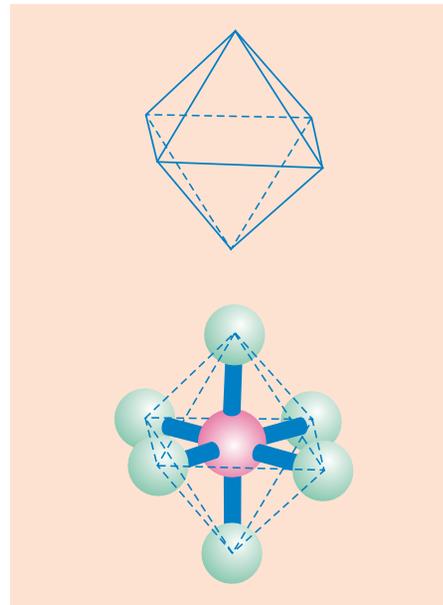
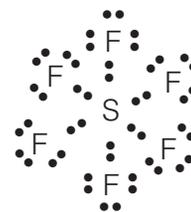


❑ **Moléculas octaédricas**



Exemplo

SF₆ (hexafluoreto de enxofre)



MÓDULO 9

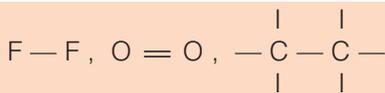
Polaridade da Ligação Covalente

1. LIGAÇÃO COVALENTE POLAR E APOLAR

Dada uma ligação covalente A—B, podemos ter dois casos:

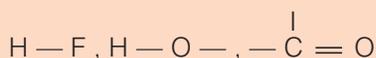
• A e B apresentam a mesma eletronegatividade. A ligação é chamada **covalente apolar**.

Exemplos



• A e B têm eletronegatividades diferentes. A ligação é **covalente polar**.

Exemplos

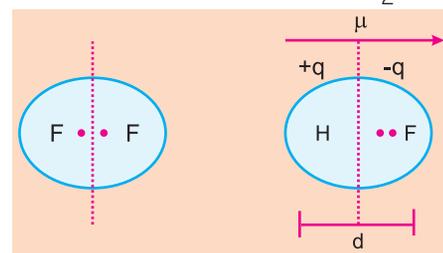


❑ **Escala de Eletronegatividades (Linus Pauling)**

| | | | |
|----|-----|----|-----|
| F | 4,0 | Sn | 1,8 |
| O | 3,5 | Pb | 1,8 |
| N | 3,0 | Fe | 1,8 |
| Cl | 3,0 | Co | 1,8 |
| Br | 2,8 | Ni | 1,8 |
| I | 2,5 | Cr | 1,6 |
| S | 2,5 | Zn | 1,6 |
| C | 2,5 | Mn | 1,5 |
| Au | 2,4 | Al | 1,5 |
| Se | 2,4 | Be | 1,5 |
| Pt | 2,2 | Mg | 1,2 |
| Te | 2,1 | Ca | 1,0 |
| P | 2,1 | Sr | 1,0 |
| H | 2,1 | Li | 1,0 |
| As | 2,0 | Na | 0,9 |
| B | 2,0 | Ba | 0,9 |
| Cu | 1,9 | K | 0,8 |
| Sb | 1,9 | Rb | 0,8 |
| Si | 1,8 | Cs | 0,7 |
| Ge | 1,8 | Fr | 0,7 |

2. DIPOLO ELÉTRICO

Consideremos as moléculas F₂ e HF.

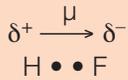


Na molécula F₂, o par de elétrons é compartilhado igualmente pelos dois átomos. Na molécula HF, o par é compartilhado desigualmente, aparecendo no lado do flúor uma pequena carga negativa, δ⁻, enquanto no lado do hidrogênio aparece uma carga positiva, δ⁺. A molécula HF é um dipolo elétrico.

3. MOMENTO DIPOLAR

Define-se momento dipolar a grandeza $\mu = \delta \cdot d$, sendo **d** a distância entre os dois centros de cargas.

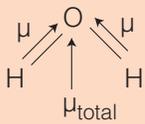
Associa-se ao momento dipolar um vetor dirigido para o polo negativo.



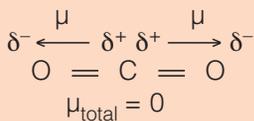
4. MOLÉCULA POLAR E NÃO POLAR

Para uma molécula com mais de uma ligação, define-se o momento dipolar total (soma vetorial do momento dipolar de cada ligação).

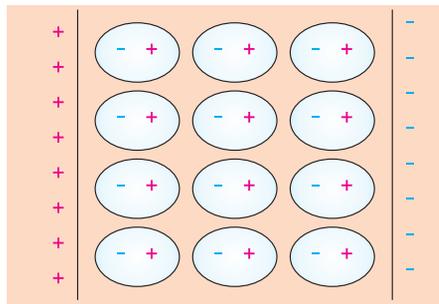
- Se $\mu_{\text{total}} \neq 0 \Rightarrow$ molécula polar



- Se $\mu_{\text{total}} = 0 \Rightarrow$ molécula não polar



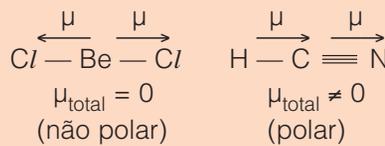
Verifica-se que as moléculas polares se orientam quando colocadas em um campo elétrico.



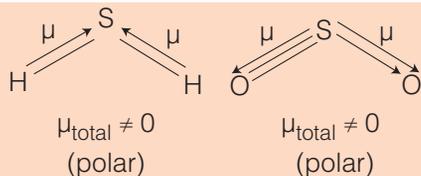
Ocorre um desvio no filete de água quando esta é escoada através de um tubo capilar. O fenômeno é devido à propriedade da água de possuir moléculas polares.

5. EXEMPLOS DE MOLÉCULAS POLARES E NÃO POLARES

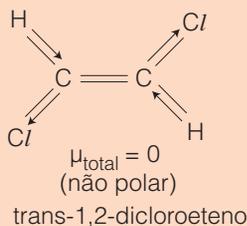
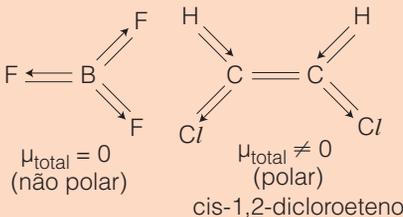
❑ Moléculas lineares



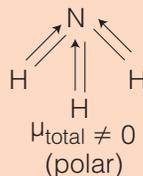
❑ Moléculas angulares



❑ Moléculas planas

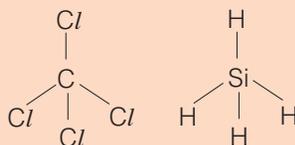


❑ Moléculas piramidais



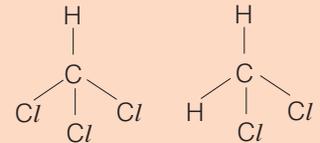
❑ Moléculas tetraédricas

- Quatro ligantes iguais: não polar

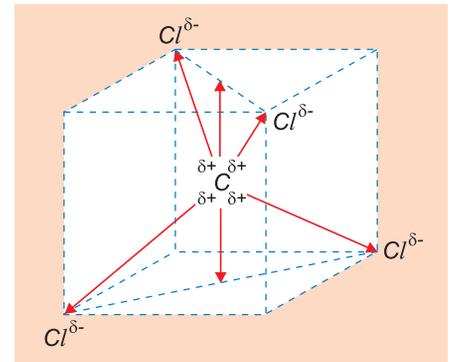


❑ Moléculas tetraédricas

- Quatro ligantes não todos iguais: polar

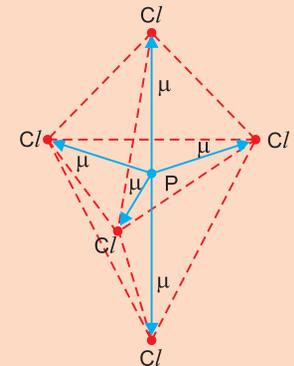


Colocando-se o tetraedro dentro de um cubo, o átomo de carbono fica no centro, enquanto os quatro ligantes ocupam vértices alternados. Percebe-se que a resultante é nula quando os quatro vetores do momento dipolar são iguais.



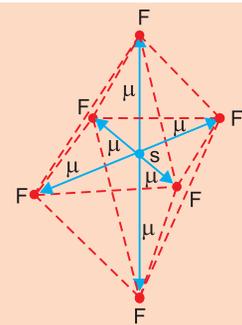
❑ Moléculas bipiramidais trigonais

- Cinco ligantes iguais: não polar



❑ Moléculas octaédricas

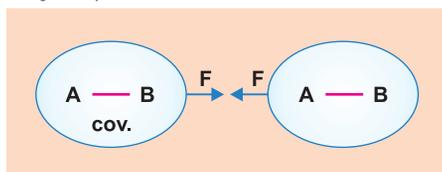
- Seis ligantes iguais: não polar



1. LIGAÇÕES ATÔMICAS E FORÇAS INTERMOLECULARES

As ligações atômicas (iônica, covalente e metálica) são mais fortes que as forças intermoleculares.

A ligação que prende os átomos dentro de uma molécula é a ligação covalente. Vamos, agora, analisar as forças que existem entre as moléculas.



Essas forças podem ser divididas em dois tipos: forças de van der Waals e ponte de hidrogênio.

2. FORÇAS DE VAN DER WAALS

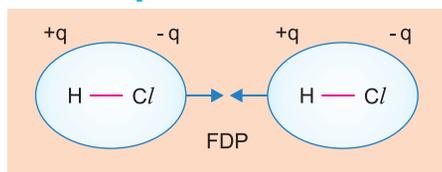
Existem vários tipos de forças incluídos neste grupo.

Vamos estudar os dois tipos principais:

• **Força entre dipolos permanentes (FDP)**

Dipolo permanente é o dipolo devido à diferença de eletronegatividade. Esta força existe, portanto, entre moléculas polares ($\mu_{total} \neq 0$).

Exemplo



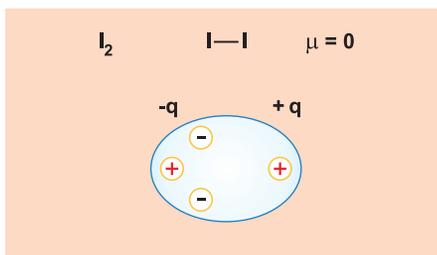
• **Forças de dispersão ou Forças de London**

Este tipo de força existe entre dipolos temporários ou induzidos, que não são devidos à diferença de eletronegatividade.

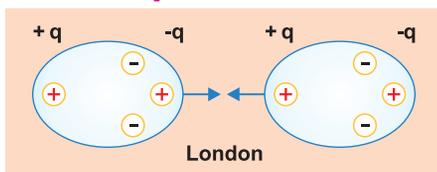
O dipolo temporário aparece em razão de:

- **Movimento natural dos elétrons**

Assim, na molécula de iodo, os dois elétrons, em um certo instante, podem aparecer mais perto de um átomo do que do outro.



- **Indução**



- **Colisões moleculares**

3. PONTE DE HIDROGÊNIO

A ponte ou ligação de hidrogênio é uma força entre dipolos permanentes anormalmente elevada.

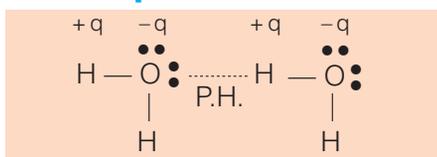
Condições:

- átomo pequeno e bastante eletronegativo (F, O, N);
- par de elétrons não compartilhado;
- H ligado a esse átomo.

Exemplos

HF, H₂O, ROH, RCOOH, ArOH, NH₃, RNH₂, DNA etc.

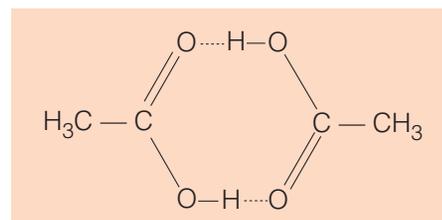
Exemplo



A ligação de hidrogênio é estabelecida entre o átomo de hidrogênio de uma molécula e o par de elétrons de outra molécula.

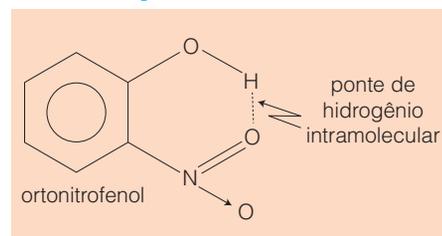
Substâncias que formam ponte de hidrogênio apresentam valores elevados para a sua tensão superficial, solubilidade em água e ponto de ebulição.

Um ácido carboxílico constitui ponte de hidrogênio de modo *sui generis*. As moléculas associam-se duas a duas, formando **dímeros**.

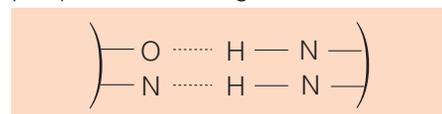


Existem substâncias que apresentam ponte de hidrogênio dentro da própria molécula (ponte de hidrogênio intramolecular). Para isso é necessário haver dois grupos de átomos bem próximos.

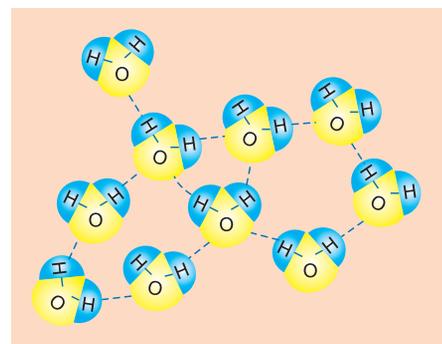
Exemplo



Na molécula do DNA, uma base púrica liga-se a uma base pirimídica por ponte de hidrogênio.



No gelo, as moléculas de água (H₂O) estão presas por forças intermoleculares.



As forças intermoleculares na água (representadas por linhas tracejadas).

MÓDULO 1

Estados de Agregação da Matéria

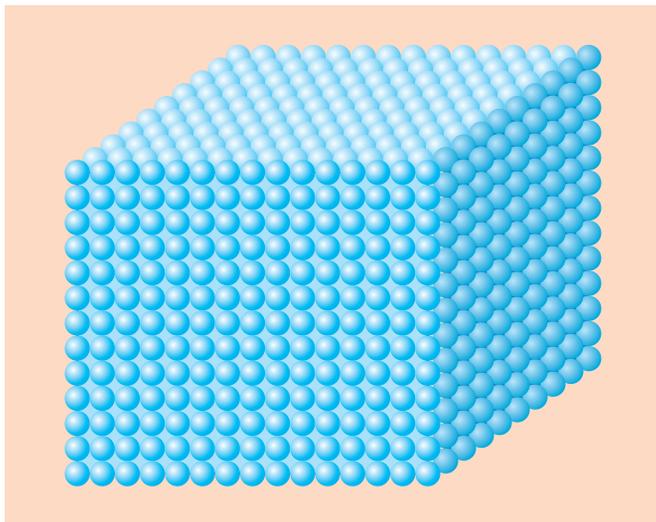
1. ESTADOS FÍSICOS
(OU DE AGREGAÇÃO) DA MATÉRIA

A matéria pode ser encontrada em três estados físicos: **sólido**, **líquido** e **gasoso**. Através de observações experimentais verificamos que:

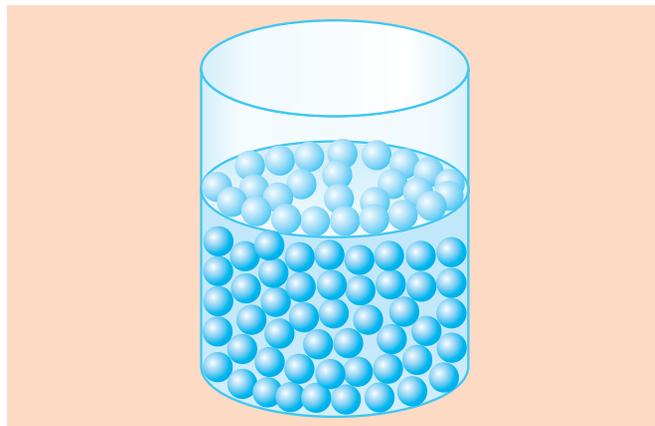
| Estados Físicos | | |
|--|---|---|
| Sólido | Líquido | Gasoso |
| O sólido tem volume constante e forma constante | O líquido tem volume constante e forma variável | O vapor tem volume variável e forma variável |
|  |  |  |
| Cubos de gelo | Jarra com suco | Vapor-d'água é invisível |

Observações

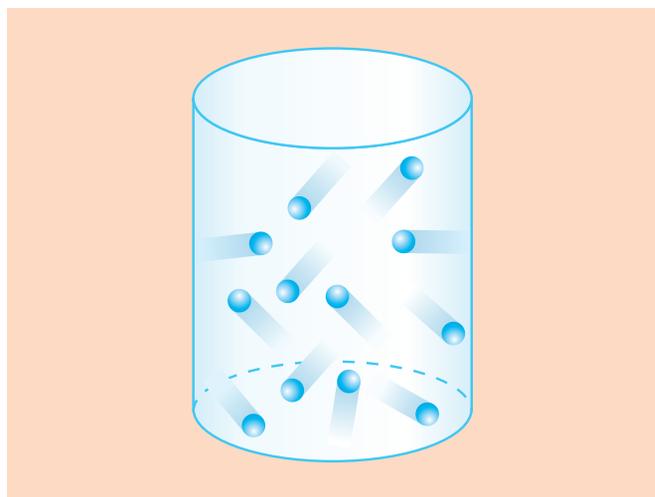
- Forma: configuração espacial de um material.
- Volume: espaço ocupado por um material.
- Exemplos de sólidos: alumínio, cobre, ouro, sal, aço, enxofre.
- Exemplos de líquidos: álcool, mercúrio, petróleo, vinagre.
- Exemplos de gases: ar, hélio, cloro, oxigênio, metano.
- Sólidos apresentam forma constante e volume constante porque a força de atração entre suas partículas é intensa e elas permanecem em posições praticamente "fixas", tendo pequeno movimento de vibração em relação à posição que ocupam.



- Líquidos apresentam a forma do recipiente e volume constante, porque as partículas de um líquido, embora consigam movimentar-se umas em relação às outras, ainda se atraem e adquirem a forma do recipiente, mas não o suficiente para se separarem completamente uma das outras.



- Vapores não possuem forma constante e ocupam o volume do recipiente porque a força de atração entre suas partículas é desprezível. Assim, as partículas movimentam-se em todas as direções, ocupando todo o espaço disponível.



2. MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

Ao fornecer ou retirar calor de uma amostra de um material a pressão constante, irá ocorrer a mudança de estado físico. Cada mudança de estado recebe um nome particular.

Observações: A vaporização pode receber outros nomes, dependendo das condições em que o líquido se transforma em vapor.

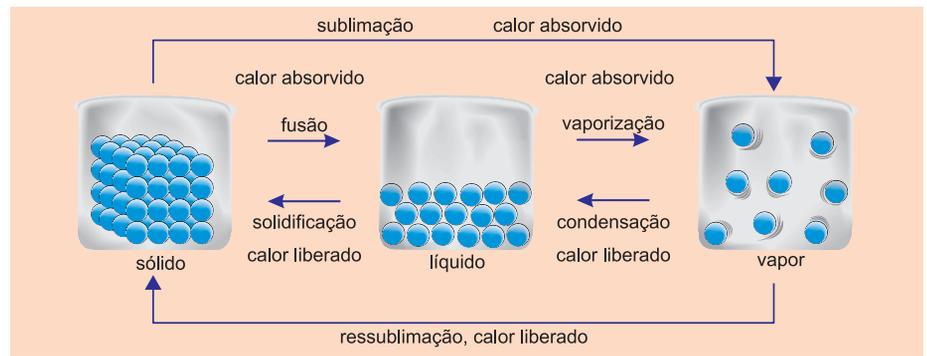
- **Evaporação:** passagem lenta do estado líquido para o estado de vapor, que ocorre predominantemente na superfície do líquido, sem causar agitação ou surgimento de bolhas no seu interior.

- **Ebulição:** passagem rápida do estado líquido para o estado de vapor, geralmente obtida pelo aquecimento do líquido e percebida devido à ocorrência de bolhas.

- **Calefação:** passagem muito rápida do estado líquido para o estado de vapor quando o líquido entra em contato com uma superfície muito quente.

- **Ponto de Fusão (PF)** ou **Temperatura de Fusão (TF):** temperatura na qual determinada substância sofre fusão (durante o aquecimento) ou solidificação (durante o resfriamento).

Água tem PF = 0°C (durante o aquecimento a água sofre fusão a 0°C ou durante o resfriamento a água solidifica a 0°C).



- **Ponto de Ebulição (PE)** ou **Temperatura de Ebulição (TE):** temperatura na qual determinada substância sofre ebulição (durante o aquecimento) ou condensação (durante o resfriamento).

Água tem PE = 100°C a 1 atm (durante o aquecimento entra em ebulição a 100°C ou durante o resfriamento condensa a 100°C).

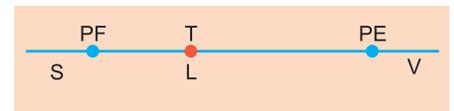
3. PREVISÃO DO ESTADO FÍSICO A PARTIR DOS VALORES DE PF E PE

A letra T representa a temperatura em que se encontra uma determinada substância.

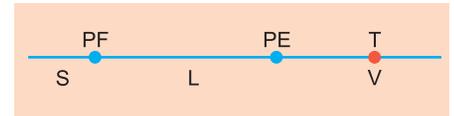
Substância no estado sólido:



Substância no estado líquido:



Substância no estado gasoso:



MÓDULO 2

Aquecimento e Resfriamento de Materiais

1. DIFERENCIANDO SUBSTÂNCIAS DE MISTURAS COM AUXÍLIO DAS CURVAS DE AQUECIMENTO

Classificação

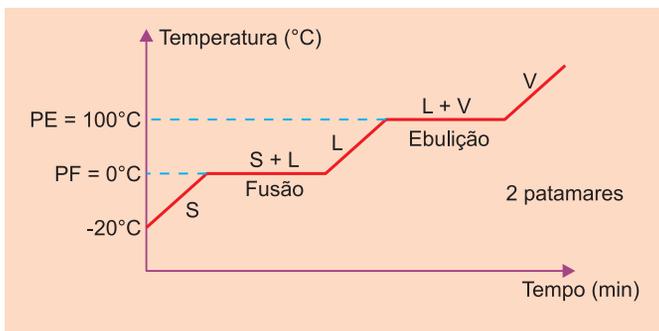
Quando aquecemos uma amostra, podemos medir durante o experimento a temperatura da amostra e o tempo transcorrido. Com os dados, pode-se elaborar um gráfico de temperatura da amostra e o tempo transcorrido no aquecimento. Tal gráfico é conhecido como **curva de aquecimento**.

Temos quatro tipos de curvas de aquecimento diferentes. Acompanhe o quadro ao lado.

2. CURVA DE AQUECIMENTO DE UMA SUBSTÂNCIA

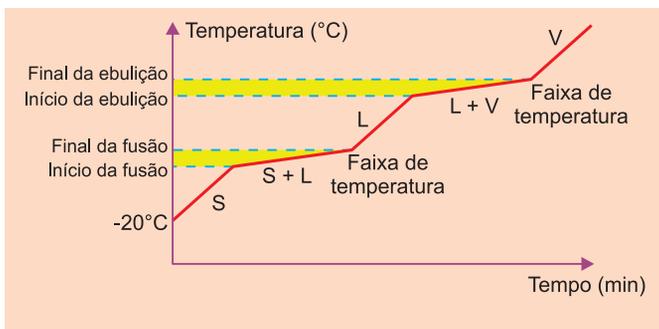
Vamos exemplificar com a água (PF = 0°C e PE = 100°C ao nível do mar).

| Amostra | PF | PE | Curva de aquecimento |
|---------------------|-----------|-----------|----------------------|
| Substância | Constante | Constante | |
| Mistura homogênea | Variável | Variável | |
| Mistura eutética | Constante | Variável | |
| Mistura azeotrópica | Variável | Constante | |



3. CURVA DE AQUECIMENTO DE UMA MISTURA HOMOGÊNEA

Vamos exemplificar com uma solução aquosa de NaCl.

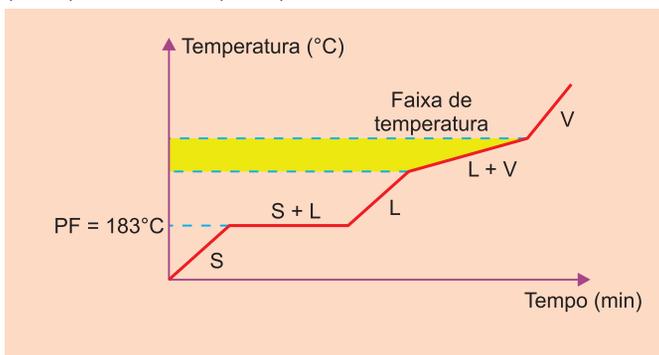


4. CURVA DE AQUECIMENTO DE UMA MISTURA EUTÉTICA

Algumas misturas de sólidos denominados eutéticos fundem-se à temperatura constante.

Exemplo

Solda eletrônica é uma mistura eutética: chumbo (37%) e estanho (63%).

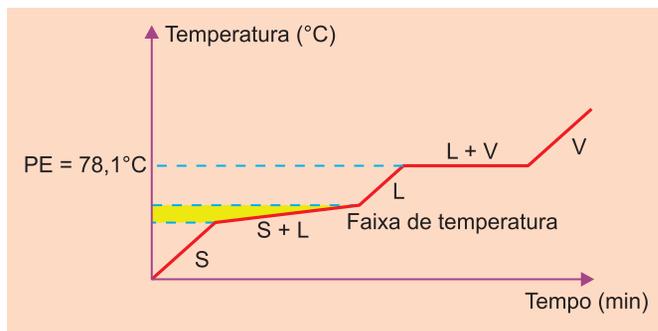


5. CURVA DE AQUECIMENTO DE UMA MISTURA AZEOTRÓPICA

Algumas misturas de líquidos denominadas **azeotrópicas** fervem à temperatura constante.

Exemplo

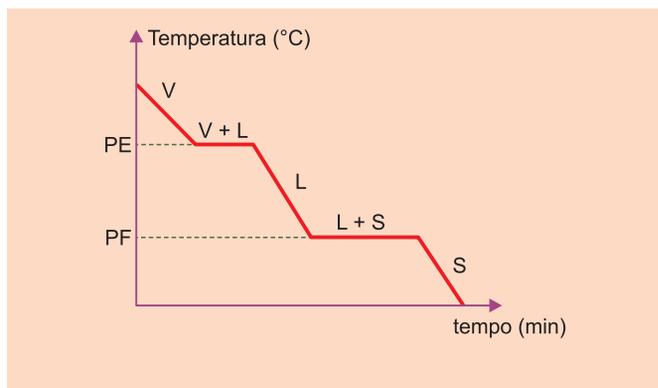
Álcool de supermercado é mistura azeotrópica: álcool (96%) e água (4%).



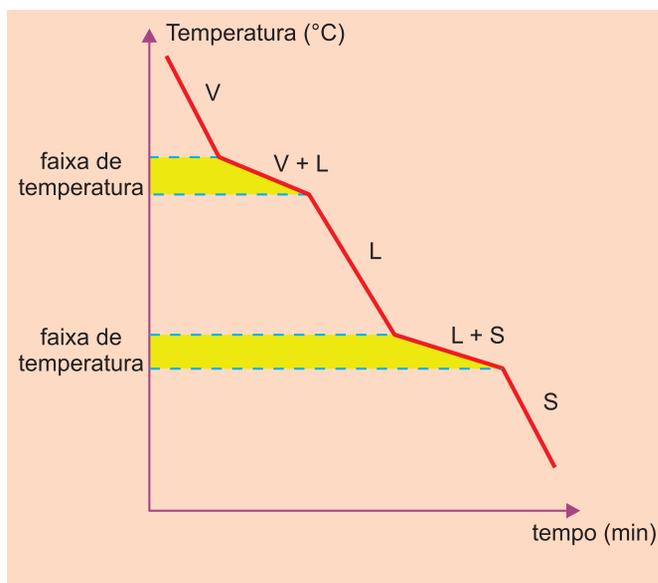
6. CURVA DE RESFRIAMENTO

Outra experiência que pode ser realizada é acompanhar a temperatura e o tempo transcorrido durante o resfriamento de uma amostra de um material.

Curva de resfriamento de uma substância.



Curva de resfriamento de uma mistura homogênea.



1. HISTÓRICO

Dobereiner (1829)

Reuniu os elementos semelhantes em grupos de três.

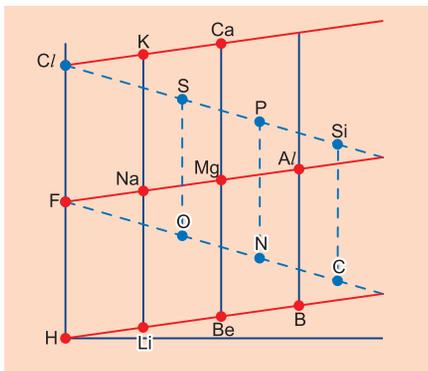
Cada grupo recebeu o nome de tríade. Observou que a massa atômica de um elemento da tríade era, aproximadamente, a média aritmética das massas atômicas dos outros dois.

Exemplo

$$\begin{array}{c|c|c} \text{Li} & \text{Na} & \text{K} \\ \hline 7 & 23 & 39 \end{array} \quad 23 = \frac{7 + 39}{2}$$

Chancourtois (1863)

Dispôs os elementos numa espiral traçada nas paredes de um cilindro, em ordem crescente de massa atômica. Tal classificação recebeu o nome de **parafuso telúrico**. Os elementos semelhantes apareciam numa mesma geratriz do cilindro.



A classificação, no entanto, funcionou apenas até o cálcio.

Newlands (1864)

Dispôs os elementos em colunas verticais de sete elementos em ordem crescente de massas atômicas. Observou que, de sete em sete elementos, havia repetição de propriedades, fato que recebeu o nome de Lei das Oitavas.

| | | |
|----|----|----|
| H | F | Cl |
| Li | Na | K |
| Be | Mg | Ca |
| B | Al | |
| C | Si | |
| N | P | |
| O | S | |

A classificação funcionou até o cálcio.

Dmitri Ivannovitch Mendeleev (1869)

Apresentou uma classificação que é a base da classificação moderna. Adotou a seguinte lei periódica: “As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas de suas **massas atômicas**”.

| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
|----|----|----|-----|----|----|----|-----|------------|
| 1 | H | | | | | | | |
| 2 | Li | Be | B | C | N | O | F | |
| 3 | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | |
| 4 | K | Ca | | Ti | V | Cr | Mn | Fe, Ni, Co |
| 5 | Cu | Zn | | As | Se | Br | | |
| 6 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | | Ru, Pd, Rh |
| 7 | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | |
| 8 | Cs | Ba | | | | | | |
| 9 | | | | | | | | |
| 10 | | | | | Ta | | | |
| 11 | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | | | |
| 12 | | | Th | | | | | |

Os elementos foram distribuídos em oito faixas verticais (grupos homólogos) e em 12 faixas horizontais (séries heterólogas), em ordem crescente de suas massas atômicas. Os grupos foram numerados de I a VIII e cada grupo dividido em dois subgrupos.

Na época de Mendeleev, eram conhecidos, aproximadamente, 60 elementos. Os gases nobres e as terras raras (com exceção do cério) eram desconhecidos. Mendeleev deixou lacunas na sua tabela, reservadas para os elementos que viriam a ser descobertos.

Entre o cálcio e o titânio deixou uma lacuna para o elemento eka-boro (abaixo do boro). Mendeleev deixou essa lacuna, porque o titânio não apresenta propriedades semelhantes às do boro. Mais tarde, o eka-boro foi descoberto e é o atual escândio.

Mendeleev previu também a existência do eka-alumínio (abaixo do alumínio; é o gálio) e do eka-silício (abaixo do silício; é o germânio). O caso do eka-silício ficou famoso, pois todas as propriedades previstas por Mendeleev foram mais tarde verificadas pelo seu descobridor, Winkler.

Na mesma época, Lothar Meyer, trabalhando independentemente, elaborou uma tabela semelhante à de Mendeleev, mas o trabalho deste último foi mais completo.

2. A LEI PERIÓDICA

Certas propriedades dos elementos seguem um esquema repetitivo, periódico, quando os elementos são arranjados na ordem crescente de seus números atômicos. Isso se explica, porque as configurações eletrônicas dos elementos variam periodicamente com o aumento do número atômico. Assim, por exemplo, o lítio, o sódio e o potássio são três metais muito semelhantes.

Deste modo, aparece a Lei Periódica, a grande generalização da Química: “As propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas dos seus números atômicos”.

3. CONSTRUÇÃO DA TABELA

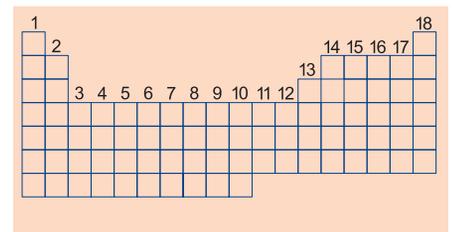
Os elementos são colocados em faixas horizontais (**períodos**) e faixas verticais (**grupos ou famílias**), em ordem crescente de número atômico.

Em um grupo, os elementos têm propriedades semelhantes e, em um período, as propriedades são diferentes.

Na tabela há sete períodos.

Há ainda nove grupos numerados de 0 a 8. Com exceção dos grupos 0 e 8, cada grupo está subdividido em dois subgrupos, A e B. O grupo 8 é chamado de 8B e é constituído por três faixas verticais.

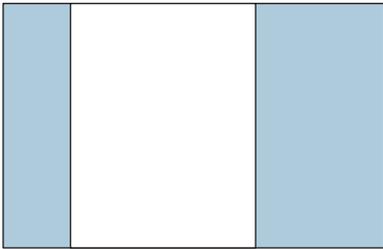
Em 1985, a IUPAC determinou chamar cada coluna da tabela periódica de grupo. Os grupos são numerados de 1 a 18 conforme o esquema:



4. POSIÇÃO DOS ELEMENTOS NA TABELA

Elementos representativos ou típicos

(último elétron colocado em sub-nível s ou p): grupos A (1, 2, 13 a 17), estão nos extremos da tabela.



O número de elétrons na camada de valência é o número do grupo.

Exemplo: Oxigênio, O (Z = 8)

$1s^2 2s^2 2p^4$ portanto, grupo
K L grupo
 $2e^- 6e^-$ 6A ou 16

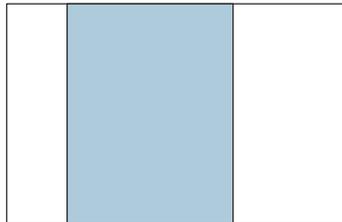
Gases nobres

Oito elétrons na camada de valência. Grupo 0 ou 8A ou 18.

Exceção: ${}_2\text{He}$
 $1s^2$

Elementos de transição

(último elétron colocado em sub-nível d): grupos B (3 a 12), estão no centro da tabela.



A soma do número de elétrons dos subníveis $ns^x (n-1)d^y$ é o número do grupo.

| SOMA | GRUPO |
|------|-------------------|
| 3 | 3B (3) |
| 4 | 4B (4) |
| 5 | 5B (5) |
| 6 | 6B (6) |
| 7 | 7B (7) |
| 8 | 8B 1ª coluna (8) |
| 9 | 8B 2ª coluna (9) |
| 10 | 8B 3ª coluna (10) |
| 11 | 1B (11) |
| 12 | 2B (12) |

Exemplo: Vanádio, V (Z = 23)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

Soma $x + y = 2 + 3 = 5 \rightarrow$ grupo 5B

ou 5.

Elementos de transição interna

(último elétron colocado em sub-nível f). Estão divididos em duas classes:

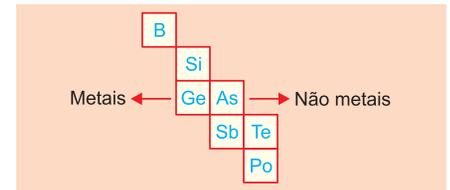
- Lantanídeos (metais terras raras):** grupo 3B e 6º período. Elementos com Z de 57 a 71.

- Actinídeos:** grupo 3B e 7º período. Elementos com Z de 89 a 103.

Alguns grupos famosos

- 1 ou 1A: metais alcalinos
- 2 ou 2A: metais alcalinoterrosos
- 17 ou 7A: não metais halogênios
- 16 ou 6A: calcogênios
- 18 ou 0 ou VIIIA: gases nobres

Separando os metais dos não metais, aparecem os **semimetais** ou **metaloides**, de propriedades intermediárias às dos metais e não metais.



O silício e o germânio são usados na fabricação de transistor.



Alguns não metais: enxofre amarelo, iodo cinzento, fósforo vermelho, carvão preto e fósforo branco (imerso em água).

MÓDULO 4

Tamanho dos Átomos e Íons

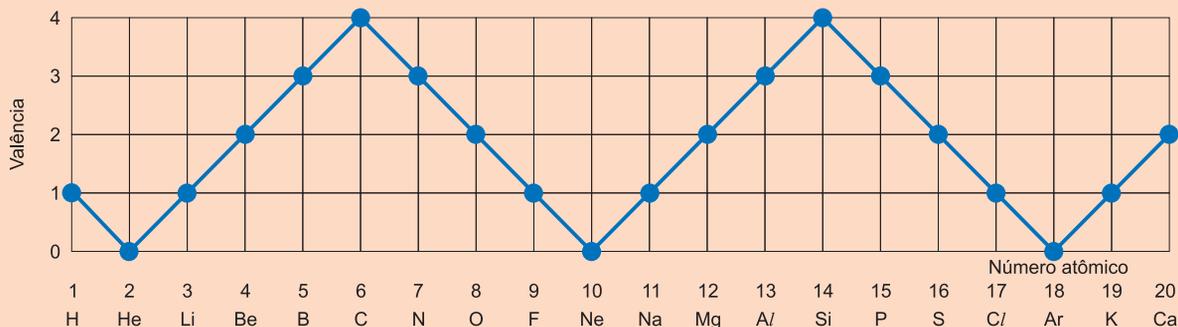
1. PROPRIEDADES PERIÓDICAS E APERIÓDICAS

• **Propriedades periódicas** são aquelas cujos valores crescem e decrescem sucessivamente, à medida que aumenta o número atômico.

Exemplos: valência, eletronegatividade, eletropositividade, energia de ionização etc.

Periodicidade dos números de combinação (valência) com os números atômicos.

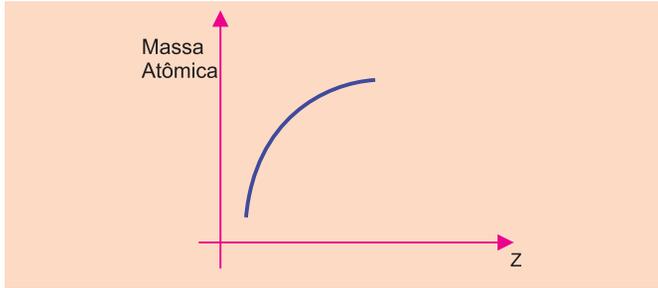
Número de combinação ou valência do elemento é o número de átomos de hidrogênio que se combina com um átomo do elemento. A figura a seguir dá os números de combinação em função do número atômico.



A valência é uma propriedade periódica.

• **Propriedades aperiódicas** são aquelas cujos valores sempre crescem ou sempre decrescem, à medida que aumenta o número atômico.

Exemplos: massa atômica, calor específico.



2. PROPRIEDADES PERIÓDICAS E SUAS VARIAÇÕES NA TABELA PERIÓDICA

☐ Tamanho dos átomos

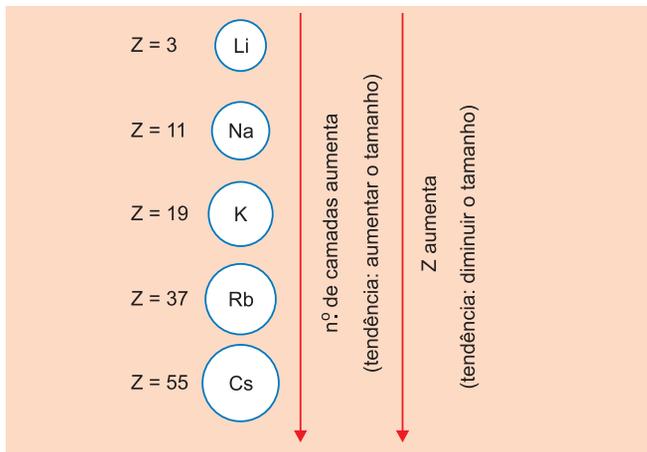
Depende:

– **da carga nuclear (Z).** Quanto maior a carga nuclear, menor o tamanho. Fator dominante em um período.

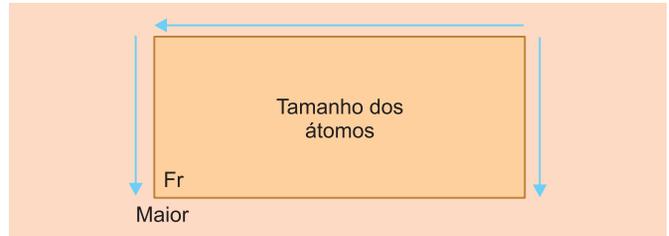
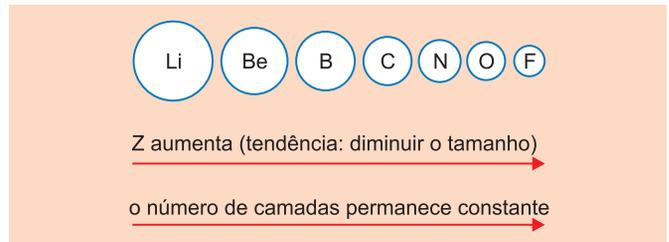
– **Número de camadas.** Quanto maior o número de camadas, maior o tamanho.

Fator dominante em um grupo.

Em um grupo, à medida que aumenta o Z, aumenta o número de camadas e, portanto, aumenta o tamanho.



Em um período, como os átomos têm o mesmo número de camadas, aumentando o Z, aumenta a carga nuclear e, portanto, diminui o tamanho (os elétrons são atraídos mais fortemente pelo núcleo).

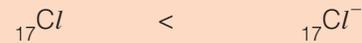


Outros exemplos

r: raio

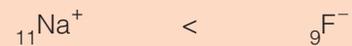


Conclusão: $r_{\text{átomo}} > r_{\text{cátion}}$



Conclusão: $r_{\text{ânion}} > r_{\text{átomo}}$

Íons isoeletrônicos: menor Z → maior r



MÓDULO 5

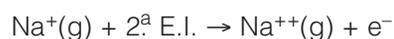
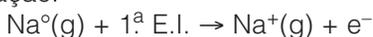
Energia de Ionização, Eletroafinidade e Eletronegatividade

1. POTENCIAL OU ENERGIA DE IONIZAÇÃO

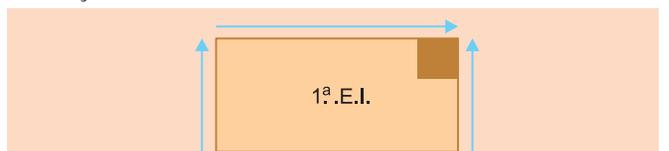
Primeiro potencial de ionização de um átomo é a energia necessária (absorvida) para retirar o elétron de ligação mais frouxa de um átomo no estado gasoso isolado.

A energia necessária para arrancar o 2º elétron é o segundo potencial de ionização.

2º potencial de ionização > 1º potencial de ionização.



Quanto menor o átomo, maior a energia de ionização.



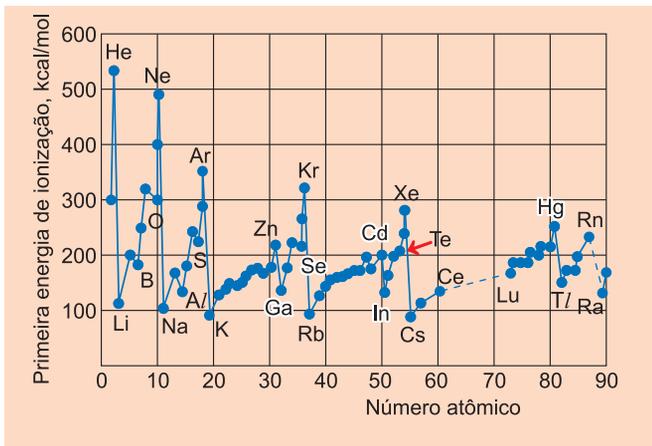
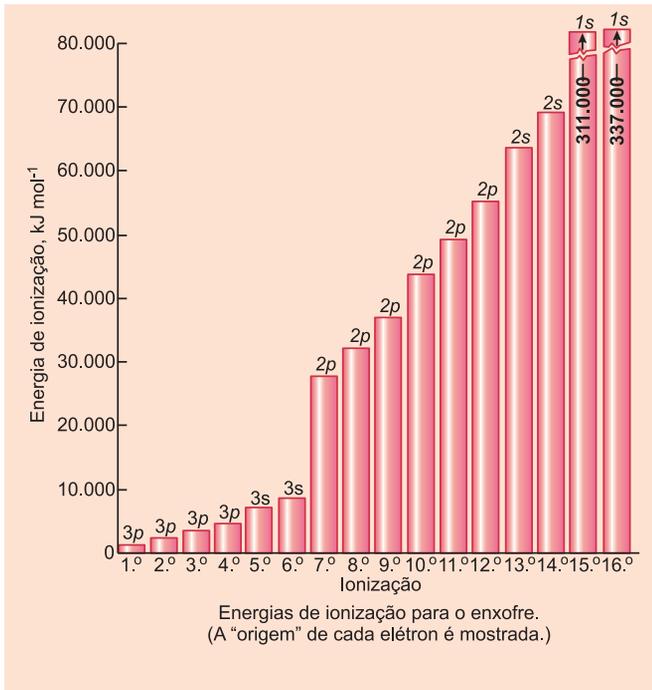
Observe:

Gás nobre → 1ª E.I. elevadíssima

não metal → 1.^a E.I. elevada
 metal → 1.^a E.I. baixa

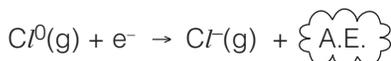
Na figura abaixo, são mostradas da primeira à décima sexta energia de ionização para o enxofre (Z = 16). O aumento sucessivo e pronunciado das energias de ionização resulta do fato de que cada elétron deve deixar um íon que é mais altamente carregado que o íon deixado pelo elétron anterior. Uma vez que as forças atrativas entre o elétron que sai e o íon aumentam, a energia de ionização também aumenta.

Os grandes degraus que aparecem na energia de ionização do sétimo e de novo no décimo quinto são devidos à mudança de camadas.



2. AFINIDADE ELETRÔNICA (OU ELETOAFINIDADE)

É a energia envolvida quando um elétron é adicionado a um átomo neutro isolado.

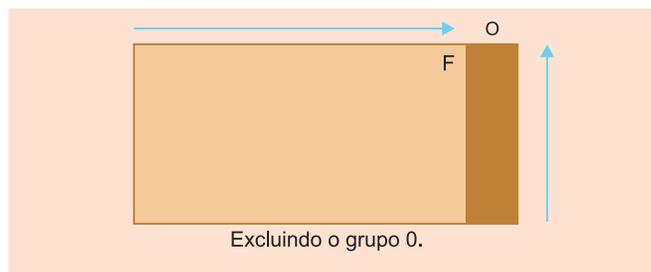


Os átomos que têm grande tendência a receber elétron (halogênios) possuem grande afinidade eletrônica, isto é, liberam grande quantidade de energia.

Geralmente, quando um átomo recebe elétron, ocorre liberação de energia. Em alguns casos, como nos alcalinoterrosos, a energia é absorvida e não libertada.

3. ELETRONEGATIVIDADE E ELETROPOSITIVIDADE

Eletronegatividade: tendência do átomo para receber elétron.



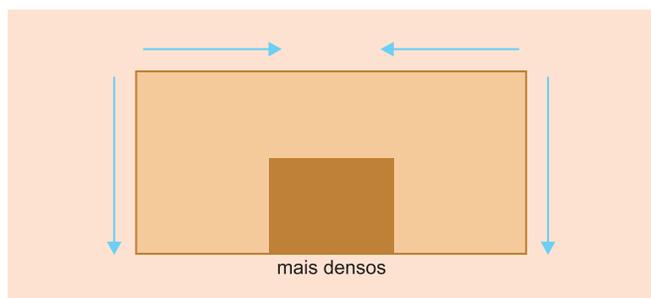
Eletropositividade ou caráter metálico: tendência do átomo para ceder elétron.



4. DENSIDADE (d)

É a relação entre a massa e o volume de uma amostra do elemento.

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



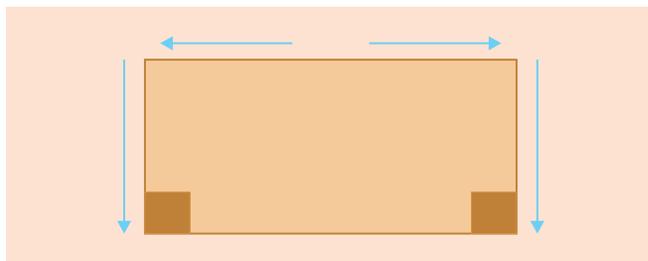
5. VOLUME ATÔMICO (V.A.)

É o volume de 1 mol do elemento no estado sólido.

$$\text{V.A.} = \frac{\text{massa molar}}{\text{densidade no estado sólido}}$$

Exemplo

$$\text{V.A.}_{\text{Fe}} = \frac{56\text{g/mol}}{8\text{g/cm}^3} = 7\text{cm}^3/\text{mol}$$



Descendo pelo grupo, a massa atômica cresce muito e o volume atômico aumenta. No centro, a densidade é grande e o volume atômico é pequeno.

MÓDULO 6

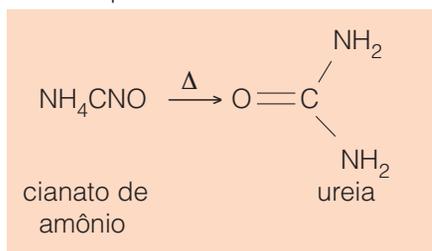
Introdução à Química Orgânica

1. DEFINIÇÃO

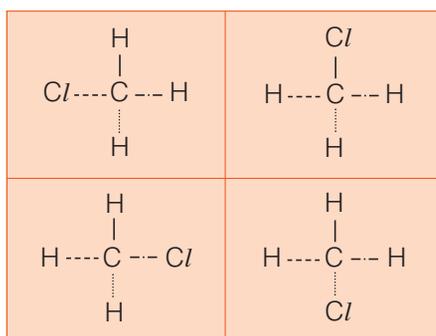
Química Orgânica é a parte da Química que estuda os compostos do elemento carbono.

2. HISTÓRICO

Os compostos orgânicos são manipulados pelo homem desde a Antiguidade, porém somente em 1828 (marco zero) o homem conseguiu, por intermédio de Wohler, fabricar um composto orgânico em laboratório. Esse composto é conhecido pelo nome de ureia.

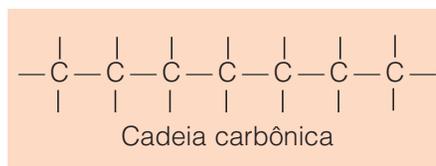


de apenas 1 composto com fórmula CH_3Cl , denominado monoclometano. Se as 4 valências não fossem equivalentes, haveria 4 compostos com fórmula CH_3Cl .

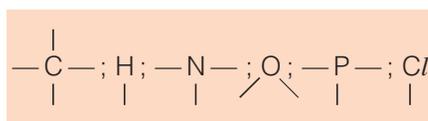


c) Os átomos de carbono podem ligar-se entre si, formando cadeias.

Outros elementos podem formar cadeias, mas não tão variadas como as do elemento carbono.



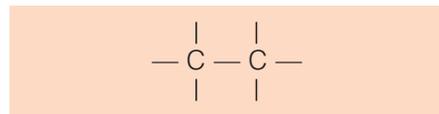
4. ELEMENTOS ORGANÓGENOS E SUAS VALÊNCIAS



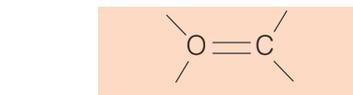
5. LIGAÇÕES ENTRE ÁTOMOS DE CARBONO

Entre átomos de carbono, podemos encontrar:

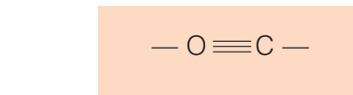
a) **Simples-ligação**: dois átomos de carbono ligam-se por uma unidade de valência. A representação simbólica é feita por um traço simples.



b) **Dupla-ligação**: dois átomos de carbono ligam-se por duas unidades de valência. A representação simbólica é feita por dois traços.



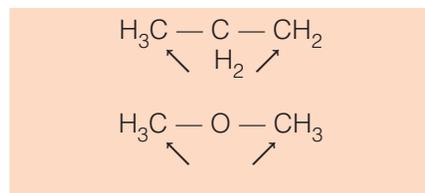
c) **Tripla-ligação**: dois átomos de carbono ligam-se por três unidades de valência. A representação é feita por três traços.



6. TIPOS DE CARBONO

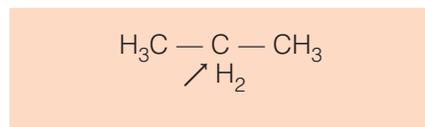
a) Primário

Carbono ligado no máximo a um átomo de carbono.



b) Secundário

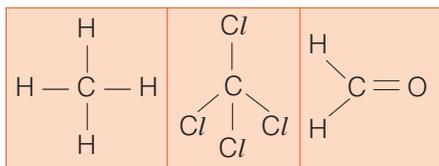
Carbono ligado diretamente a dois outros átomos de carbono.



3. POSTULADOS DE KEKULÉ

Kekulé elaborou no século XIX uma teoria estrutural que se fundamenta em princípios (ou postulados gerais).

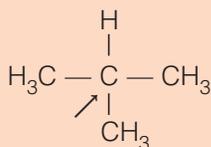
a) O carbono é tetravalente.



b) As quatro valências do carbono são iguais. Explica-se o fato de o carbono apresentar as 4 valências equivalentes por meio da existência

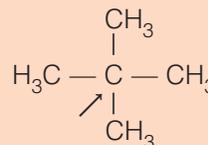
c) Terciário

Carbono ligado diretamente a três outros átomos de carbono.



d) Quaternário

Carbono ligado diretamente a quatro outros átomos de carbono.



MÓDULO 7

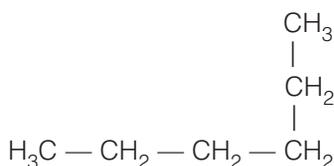
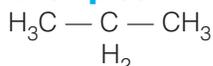
Estrutura e Nomes de Compostos Orgânicos: Cadeias Carbônicas: Classificação

1. CADEIA ACÍCLICA OU ABERTA

▣ Quanto à disposição dos átomos

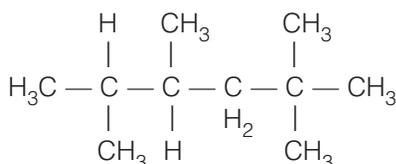
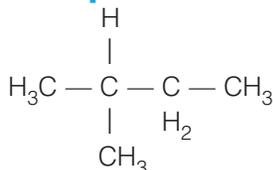
NORMAL (apenas duas extremidades em relação ao C).

Exemplos



RAMIFICADA (mais de duas extremidades em relação ao C).

Exemplos



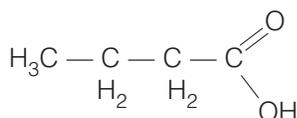
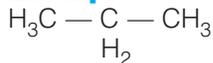
Nota

Existindo carbono terciário e/ou quaternário, a cadeia será ramificada.

▣ Quanto à ligação entre os átomos de carbono

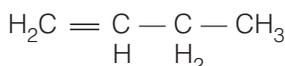
SATURADA (apenas simples ligações entre átomos de carbono).

Exemplos



INSATURADA (pelo menos uma dupla ou tripla-ligação entre átomos de carbono).

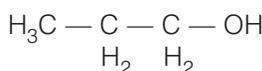
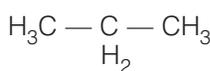
Exemplos



▣ Quanto à natureza dos átomos

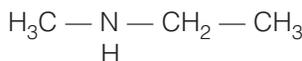
HOMOGÊNEA (sem heteroátomo).

Exemplos



HETEROGÊNEA (com heteroátomo).

Exemplos



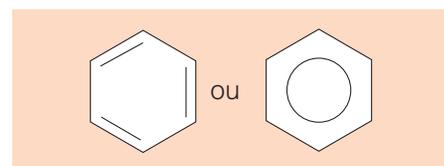
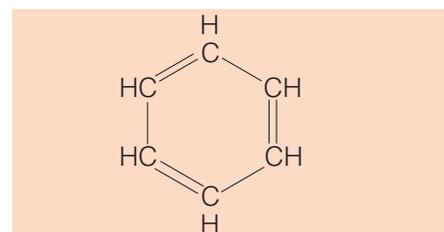
Observação

Heteroátomo é todo átomo diferente do carbono entre outros átomos de carbono.

2. CADEIA CÍCLICA OU FECHADA

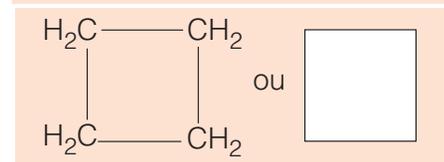
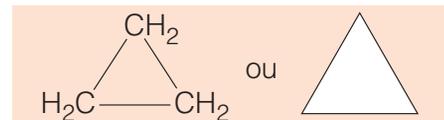
▣ Homocíclicas

• AROMÁTICA (fechada com núcleo benzênico).

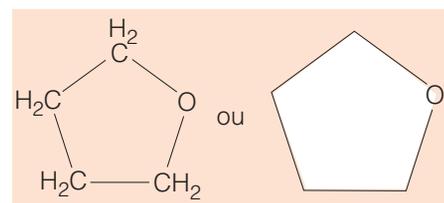


• ALICÍCLICA (fechada não aromática).

Exemplos



▣ Heterocíclicas



Nota

Existem autores que consideram cadeia alifática como sinônimo de cadeia aberta. Outros autores usam o termo alifática com o significado de cadeia não aromática. De acordo com estes últimos, as cadeias alicíclicas também seriam alifáticas.

1. HIDROCARBONETO

Definição

Hidrocarboneto é todo composto orgânico formado exclusivamente de carbono e hidrogênio.

Exemplos



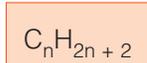
Fórmula geral: C_xH_y

Terminação "o"

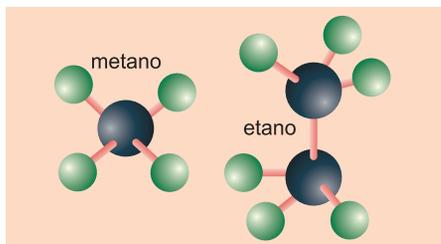
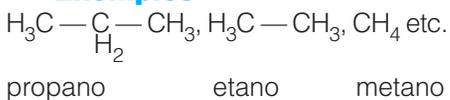
Tipos de hidrocarbonetos

Alcanos

Hidrocarbonetos de cadeia aberta, saturada, que obedecem à fórmula geral

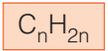


Exemplos

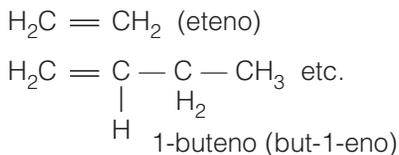


Alcenos (alquenos)

Hidrocarbonetos de cadeia aberta, insaturada (dupla-ligação), que obedecem à fórmula geral



Exemplos



Pela nomenclatura IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) de **1979**, coloca-se o número indicativo da posição da dupla-ligação antes do nome.

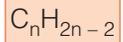
Exemplo: 2-penteno

Pela nomenclatura IUPAC de **1993**, coloca-se o número antes da partícula indicativa da dupla-ligação.

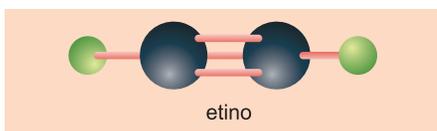
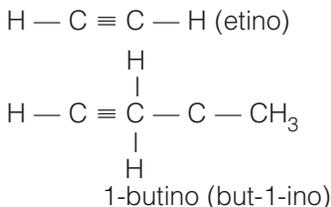
Exemplo: pent-2-eno

Alcinos (alquinos)

Hidrocarbonetos de cadeia aberta, insaturada (tripla-ligação), que obedecem à fórmula geral

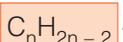


Exemplos

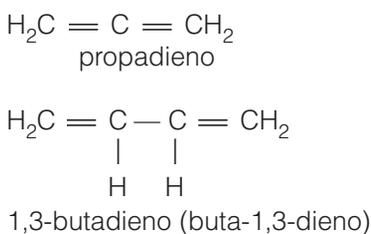


Alcadienos (dienos)

Hidrocarbonetos de cadeia aberta, insaturada (duas duplas-ligações), que obedecem à fórmula geral

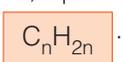


Exemplos

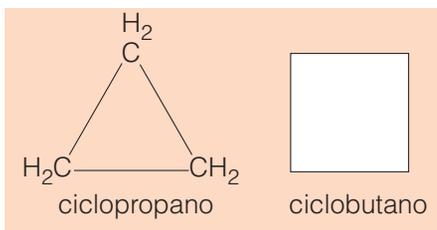


Ciclanos (cicloalcanos)

Hidrocarbonetos de cadeia fechada, saturada, que obedecem à fórmula geral

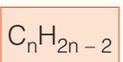


Exemplos

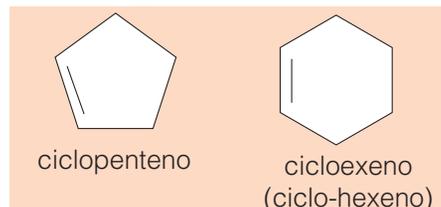


Ciclenos

Hidrocarbonetos de cadeia fechada, insaturada (dupla-ligação), que obedecem à fórmula geral



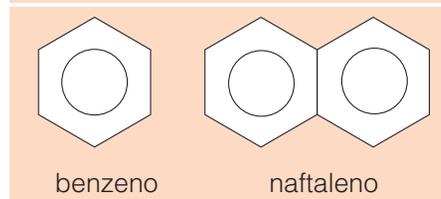
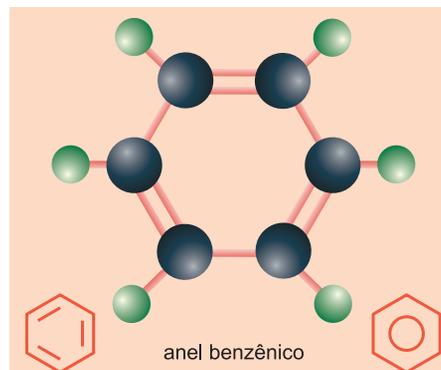
Exemplos



Aromáticos

Hidrocarbonetos de cadeia fechada que apresentam pelo menos um núcleo benzênico.

Exemplos



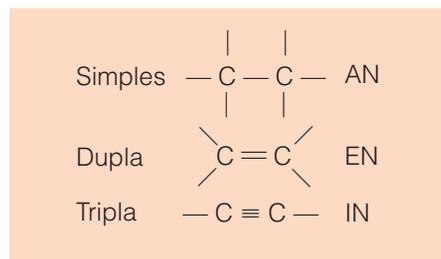
Nomenclatura de hidrocarbonetos com cadeias normais. Nomenclatura oficial (IUPAC)



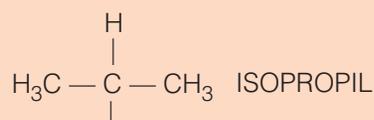
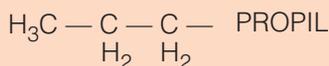
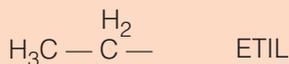
Número de átomos de carbono

| | | | |
|----|------|----|------|
| 1C | MET | 5C | PENT |
| 2C | ET | 6C | HEX |
| 3C | PROP | 7C | HEPT |
| 4C | BUT | 8C | OCT |

Ligação entre átomos de carbono



1. GRUPOS SUBSTITUINTES OU ORGÂNICOS



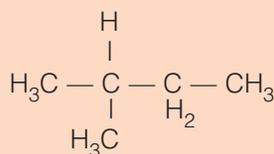
2. NOMENCLATURA DE HIDROCARBONETOS COM CADEIAS RAMIFICADAS

- Reconhecer a cadeia principal (maior número de átomos de carbono).

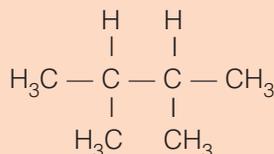
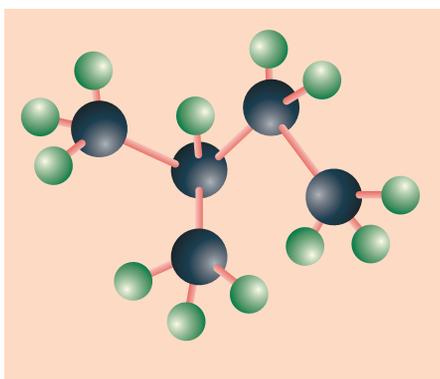
- Numerar a cadeia principal (dar os menores números).

- Dar a localização das ramificações (substituintes).

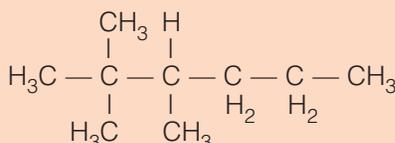
Exemplos



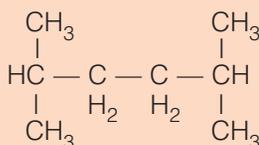
2-metilbutano ou metilbutano



2,3-dimetilbutano

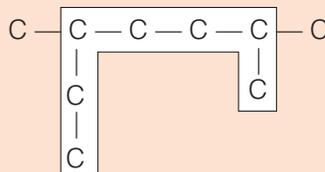


2,2,3-trimetil-hexano

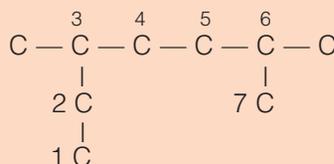


2,5-dimetil-hexano

❑ Escolha da cadeia principal – a de maior número de átomos de carbono: HEPTANO.

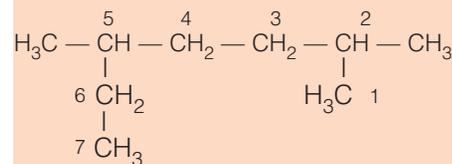


Numeração da cadeia principal – primeira escolha: localizando as ramificações nos átomos de carbono 3 e 6.



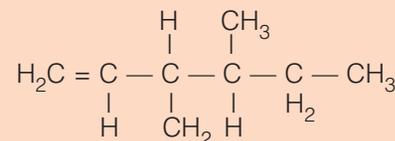
Nome: 3,6-dimetil-heptano (errado)

Numeração da cadeia principal – segunda escolha: localizando as ramificações nos átomos de carbono 2 e 5.

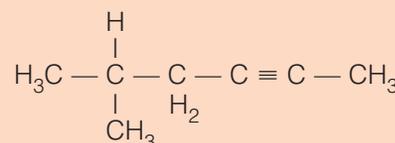


Nome: 2,5-dimetil-heptano (certo), pois a soma 2 + 5 é menor que 3 + 6, da numeração anterior.

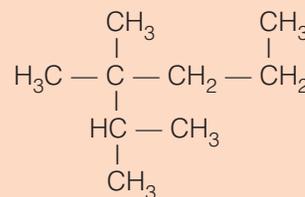
Outros exemplos



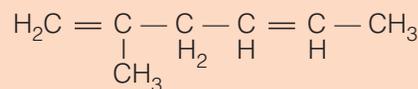
3,4-dimetil-1-hexeno
(3,4-dimetil-hex-1-eno)



5-metil-2-hexino
(5-metil-hex-2-ino)



2,3,3-trimetil-hexano



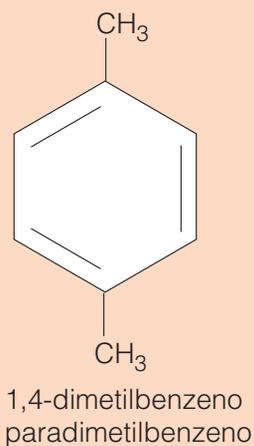
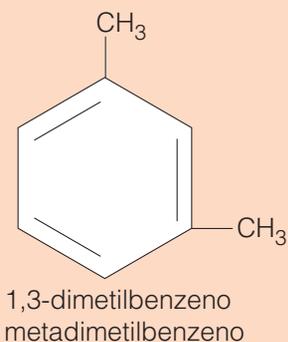
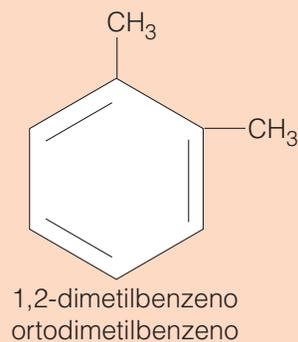
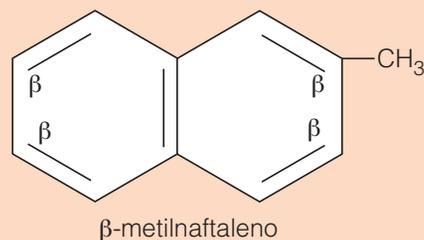
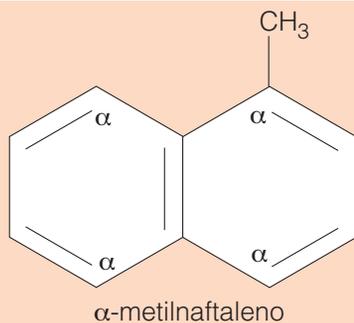
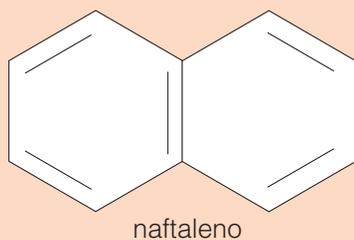
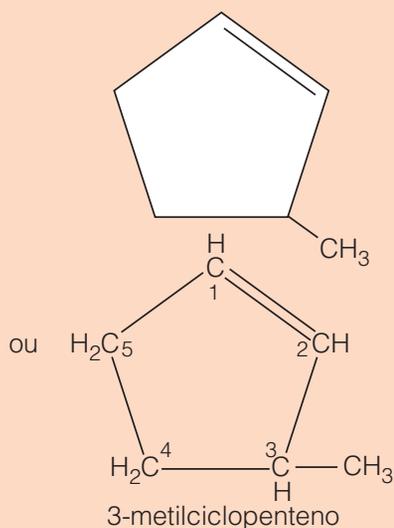
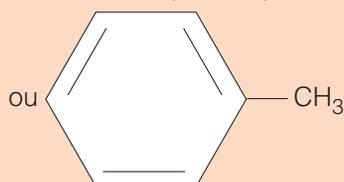
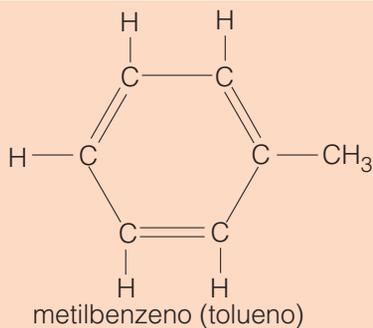
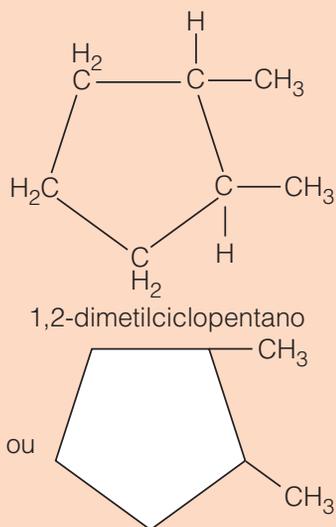
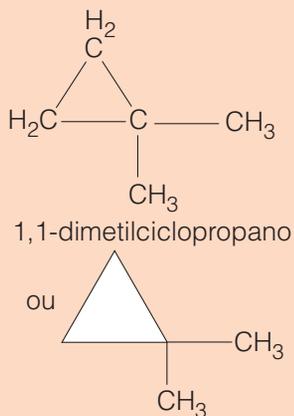
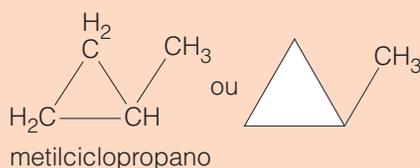
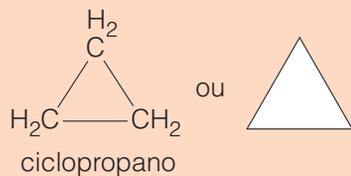
2-metil-1,4-hexadieno
(2-metil-hexa-1,4-dieno)

Observação

A dupla e a tripla-ligação têm preferência sobre o grupo substituinte (ramificação) na escolha dos menores números quando da numeração da cadeia principal.

Nos compostos de cadeia fechada, dá-se o prenome **ciclo** e, em seguida, usam-se praticamente as mesmas regras.

Exemplos



MÓDULO 1

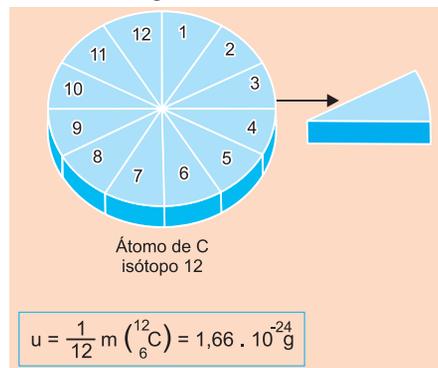
Teoria Atômico-Molecular:
Massa Atômica e Massa Molecular

1. u: UNIDADE CRIADA PARA MEDIR A MASSA DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Para se medir a massa de átomos e moléculas, foi criada uma unidade compatível com essa massa extremamente reduzida. É a unidade unificada de massa atômica, u.

Ficou estabelecido que a u é $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo 12 do carbono (átomo do carbono com 6 prótons, 6 nêutrons; portanto, número de massa 12).

A massa, em grama, da u é $1,66 \times 10^{-24} \text{g}$.



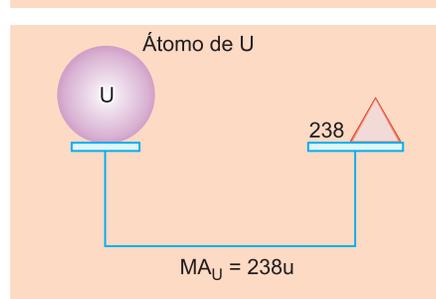
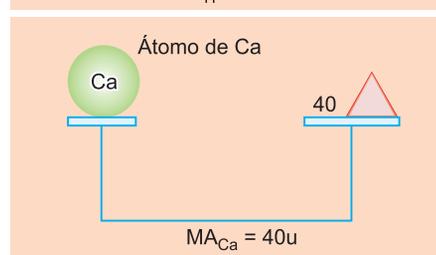
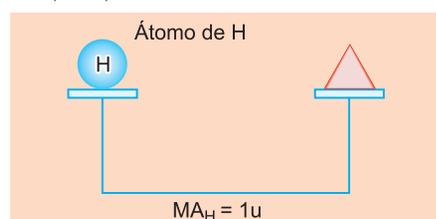
2. A MASSA ATÔMICA (MA)

É a massa de um átomo expressa em u.

Para poder entender o que é massa atômica, vamos considerar

uma balança hipotética, suscetível à massa de átomos. Com ela, “pesaremos” os átomos.

O átomo mais leve que existe é o hidrogênio comum, constituído por um próton e um elétron. Sua massa atômica vale 1,008u e é usada nos cálculos como aproximadamente 1u. Entre os mais pesados, está o urânio. Sua massa atômica é de 238,03u, cerca de 238u.



3. A MASSA MOLECULAR (MM)

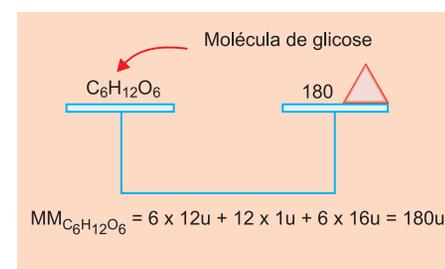
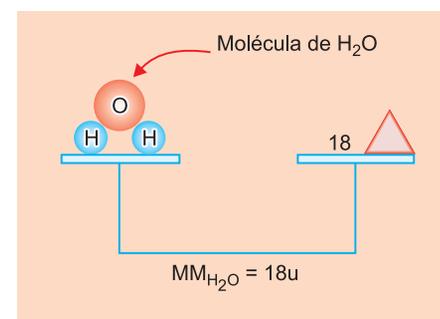
É a massa de uma molécula expressa em u.

É obtida somando-se as massas atômicas dos átomos que constituem a molécula.

Exemplo

H_2O – água. A molécula da água é formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. A massa atômica do hidrogênio é 1u e a do oxigênio, 16u. Assim, a massa molecular da água é dada por:

$$MM_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1u + 1 \cdot 16u = 18u.$$



MÓDULO 2

Mol e Massa Molar

1. MOL

Como átomos e moléculas são muitíssimo pequenos e sua quantidade é extremamente grande numa dada porção de um material, um sistema conveniente adotado pelos químicos é o de contá-los em grupos de $6,02 \cdot 10^{23}$ (número de Avogadro). Assim, foi desenvolvida uma unidade de contagem cujo nome é **mol**.

Mol é a unidade de quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons etc. ...).

Exemplos

1 mol de átomos = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de átomos de urânio = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de urânio

1 mol de moléculas = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 mol de água = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água

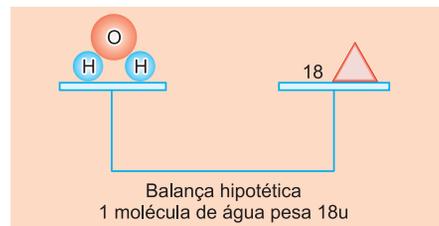
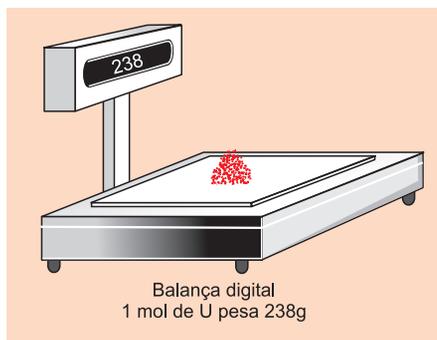
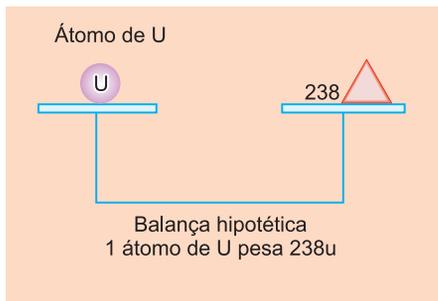
1 mol de elétrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

1 mol de nêutrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ nêutrons

1 mol de íons SO_4^{2-} = $6,02 \cdot 10^{23}$ íons SO_4^{2-}

2. MASSA MOLAR DE UM ELEMENTO (M)

É a massa, em gramas, de 1 mol de átomos ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento. Ela é numericamente igual à sua massa atômica. Assim, sabendo-se que a massa atômica do urânio é 238u, a massa molar do urânio é igual a 238 gramas/mol.



3. MASSA MOLAR DE UMA SUBSTÂNCIA (M)

É a massa em gramas de 1 mol de moléculas ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas) da substância. Ela é numericamente igual à sua massa molecular. Assim, se a massa molecular da água é 18u, a sua massa molar é igual a 18 gramas/mol.

4. RESUMO

| | | | | |
|--------------------|---|--------------------------------|---|-------|
| 1 mol de átomos | - | $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos | - | MA(g) |
| 1 mol de moléculas | - | $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas | - | MM(g) |

MÓDULO 3

Quantidade de Matéria

1. QUANTIDADE DE MATÉRIA (n)

Indica a quantidade de partículas em mols numa determinada massa do elemento ou da substância.

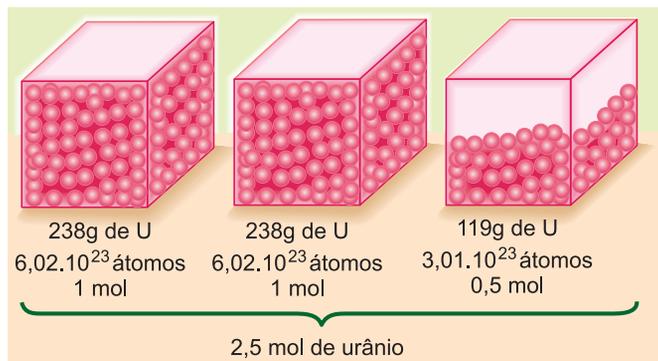
Pode ser determinada pela relação entre a massa do elemento ou substância e a sua massa molar.

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

Exemplos

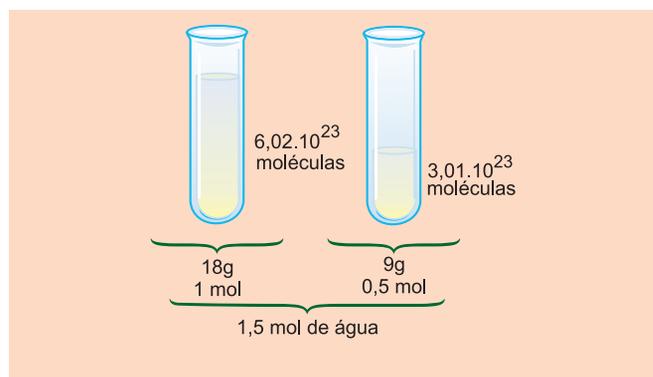
1) Se temos 595g de urânio, e sabendo que a sua massa molar é 238g/mol, calculamos:

$$n = \frac{595\text{g}}{238\text{g/mol}} = 2,5 \text{ mol de átomos de urânio.}$$



2) Se temos 27g de água, e sabendo que sua massa molar é 18g/mol, calculamos:

$$n = \frac{27\text{g}}{18\text{g/mol}} = 1,5 \text{ mol (de moléculas de água).}$$



Notas

1) Ainda existem autores que usam a expressão obsoleta **número de mols** como sinônimo de **quantidade de matéria**.

2) No Brasil, o nome da unidade é mol (plural mols) e o símbolo também é mol. Nos demais países, o nome da unidade é mole (plural: moles) e o símbolo é mol. Lembre-se de que o símbolo não admite plural.

| Utilizando o nome da unidade | Utilizando o símbolo |
|------------------------------|----------------------|
| 3 gramas | 3g |
| 3 mols | 3 mol |

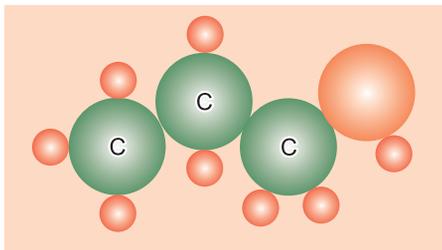
2. MOL - COLEÇÃO DE PARTÍCULAS

O termo **MOL** significa uma coleção de $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas, ou seja, o **número de Avogadro** de partículas.

1 MOL DE ÁTOMOS = 6,02 . 10²³ ÁTOMOS
1 MOL DE NÊUTRONS = 6,02 . 10²³ NÊUTRONS
1 MOL DE ELÉTRONS = 6,02 . 10²³ ELÉTRONS

3. MOLS DE ÁTOMOS NA MASSA MOLAR DA SUBSTÂNCIA

Vamos imaginar uma molécula formada por 3 átomos de carbono, 8 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Sua fórmula molecular é $C_3H_8O_1$.



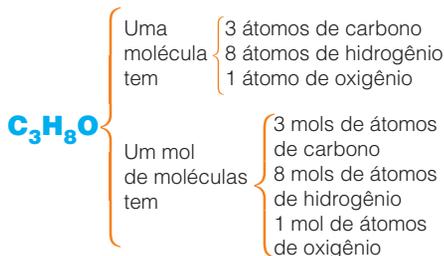
Admita agora que em um recipiente haja $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_3H_8O , ou seja, 1 mol de moléculas. O número de átomos de cada elemento será:

C : $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos = 3 mols de átomos de C.

H : $8 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos = 8 mols de átomos de H.

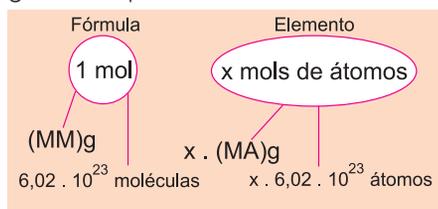
O : $1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos = 1 mol de átomos de O.

Assim, dada a fórmula molecular, temos a quantidade, em mols, de cada elemento no mol da substância.



O que se conclui é que em qualquer massa de uma substância a relação entre as quantidades, em mols, dos elementos é igual à relação entre os respectivos números de átomos na molécula.

Nos exercícios usaremos o seguinte esquema:



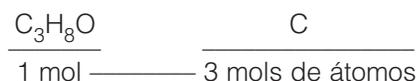
Para entender como isso se aplica aos exercícios, vamos efetuar as operações passo a passo.

MODELO

Qual o número de átomos de carbono em 6g de C_3H_8O ?
Dados: C = 12u, H = 1u, O = 16u, N.º de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$.

1º Passo

Pela fórmula, C_3H_8O , sabemos que 1 mol do composto tem 3 mols de átomos de carbono. Podemos escrever:

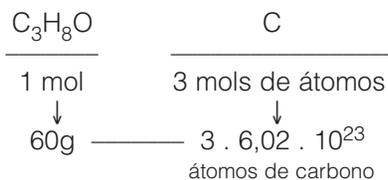


2º Passo

O problema pede o número de átomos de carbono em 6 gramas do composto. Vamos substituir o mol de moléculas pela massa molar e o mol de átomos por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

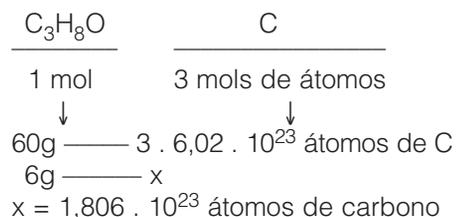
$$MM_{C_3H_8O} = 3 \cdot 12u + 8 \cdot 1u + 16u = 60u$$

Massa molar = 60g/mol



3º Passo

Finalizando, como a pergunta é qual o número de átomos de carbono (x) em 6g do composto, obtém-se:



MÓDULO 4

Porcentagem e Volume Molar

1. FÓRMULA PORCENTUAL OU CENTESIMAL

A fórmula percentual de um composto fornece as porcentagens em massa de cada elemento no composto.

A fórmula percentual da água (fórmula molecular H_2O) é:

O : 88,89% H : 11,11%

Isso significa, por exemplo, que em 100g de água há 88,89g de oxigênio e 11,11g de hidrogênio.

A quantidade em mols de cada elemento no mol da substância permite calcular facilmente a fórmula percentual. Na verdade, é só respon-

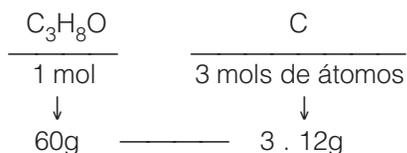
der quantos gramas de cada elemento há em 100g do composto.

MODELO 1

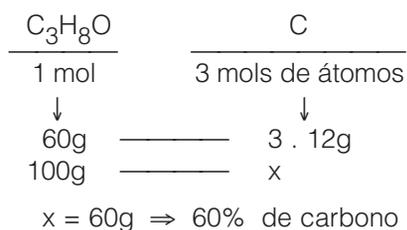
Qual a fórmula percentual do C_3H_8O ?
C = 12u, H = 1u, O = 16u.

• Vamos começar lembrando que em 1 mol de C_3H_8O há 3 mols de átomos de carbono.

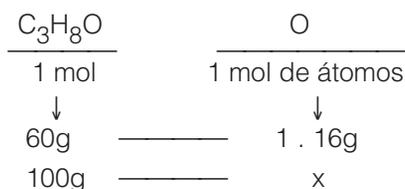
Como a massa molar do C_3H_8O é 60g/mol, e a massa molar do C é 12g/mol, temos:



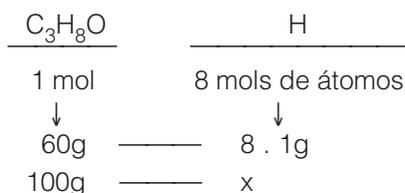
Finalmente, como queremos saber a fórmula percentual do C_3H_8O , vamos calcular quantos gramas de carbono há em 100g do composto:



O mesmo será feito para o oxigênio e o hidrogênio.



$$x = 26,66g \Rightarrow 26,66\% \text{ de oxigênio}$$



$$x = 13,33g \Rightarrow 13,33\% \text{ de hidrogênio}$$

Fórmula Percentual

$$\left\{ \begin{array}{l} C = 60,00\% \\ H = 13,33\% \\ O = 26,66\% \end{array} \right.$$

2. PORCENTAGEM

Muitos outros exercícios em Química envolvem o conceito de porcentagem estudado em Matemática.

MODELO 2

Qual a porcentagem de água no sal de Epson ($MgSO_4 \cdot 2H_2O$) ?

Dados: Massas molares em g/mol: Mg = 24, S = 32, O = 16, H = 1.

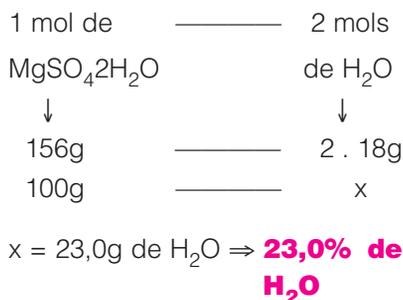
- Cálculo da massa molar da H_2O
Massa molar =

$$= 2 \cdot 1g/mol + 16g/mol = 18g/mol$$

- Cálculo da massa molar do $MgSO_4 \cdot 2H_2O$

$$\text{Massa molar} = 24g/mol + 32g/mol + 4 \cdot 16g/mol + 2 \cdot 18g/mol = 156g/mol$$

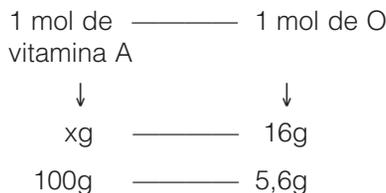
- Como em 1 mol do sal de Epson existem 2 mols de água, temos:



MODELO 3

A vitamina A tem 5,6% de oxigênio, além de carbono e hidrogênio, e possui um átomo de oxigênio na molécula. Qual a massa molar da vitamina A, aproximadamente? (O = 16u)

Dizer que a porcentagem de oxigênio na vitamina A é de 5,6% significa que cada 100g de vitamina A contém 5,6g de oxigênio.

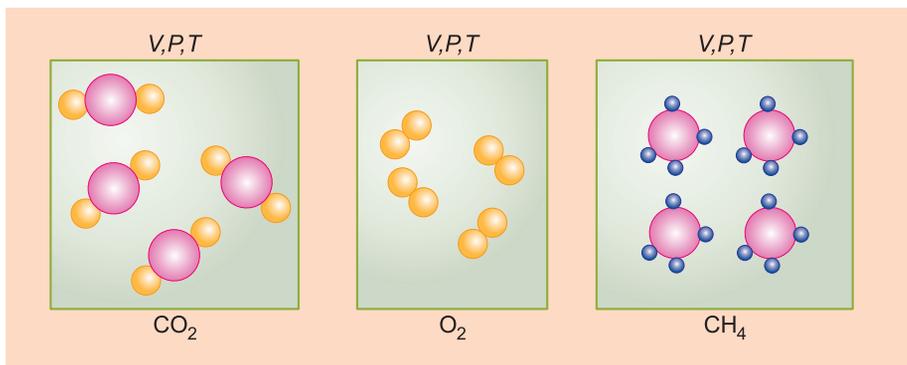


$$x = 285,7g$$

$$\mathbf{M = 285,7g/mol}$$

3. HIPÓTESE DE AVOGADRO

Sejam três recipientes de mesmo volume (1 litro, por exemplo) contendo, respectivamente, gás carbônico (CO_2), oxigênio (O_2) e metano (CH_4). Vamos supor também que esses gases se encontrem à mesma temperatura e pressão.



Avogadro, baseado nas leis ponderais e volumétricas, sugeriu que, nesses recipientes, o número de moléculas fosse o mesmo. Esta afirmação tornou-se conhecida como HIPÓTESE DE AVOGADRO, hoje aceita como PRINCÍPIO DE AVOGADRO.

“Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, encerram o mesmo número de moléculas.”

4. VOLUME MOLAR

É o volume ocupado pelo mol. Nas condições normais de temperatura e pressão, 1 mol de qualquer gás perfeito ocupa o volume de 22,4 litros.

CNTP

$$\left\{ \begin{array}{l} P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa} \\ T = 273 \text{ K} = 0^\circ \text{C} \end{array} \right.$$

Assim:

$$1 \text{ MOL} \xrightarrow{\text{CN}} 22,4 \text{ L}$$

$$M \xrightarrow{\text{CN}} 22,4 \text{ L}$$

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{CN}} 22,4 \text{ L}$$

Nota

Recentemente a IUPAC mudou o valor da pressão normal para $100000 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$. O volume de 1 mol de gás a 0°C e 100000 Pa é 22,7 litros.



1. AS FÓRMULAS

As substâncias puras têm composição constante. Isso significa que uma amostra de água pura, qualquer que seja sua origem, tem sempre a mesma composição. **Isso permite representar as substâncias por fórmulas.**

Basicamente, vamos utilizar nos nossos estudos os seguintes tipos de fórmulas:

☐ Fórmula molecular

É a fórmula que indica o número de átomos de cada elemento na molécula.

A fórmula molecular da glicose é $C_6H_{12}O_6$. Isso significa que na molécula de glicose existem 6 átomos de **carbono**, 12 átomos de **hidrogênio** e 6 átomos de **oxigênio**.

☐ Fórmula mínima ou empírica

É a fórmula que indica a proporção mínima de átomos de cada

elemento. Na fórmula mínima essa proporção é expressa pelos menores números inteiros possíveis. A **fórmula mínima** também é conhecida como fórmula **empírica** ou **estequiométrica**. A fórmula mínima é a fórmula molecular simplificada.

Note que, a partir da fórmula mínima, conhecendo-se a massa molecular do composto, sabemos a fórmula molecular.

| F. Mínima | MM(u) | F. Molecular |
|-----------|-------|----------------|
| CH_2O | 30 | CH_2O |
| CH_2O | 60 | $C_2H_4O_2$ |
| CH_2O | 90 | $C_3H_6O_3$ |
| CH_2O | 180 | $C_6H_{12}O_6$ |

☐ Fórmula percentual (em massa)

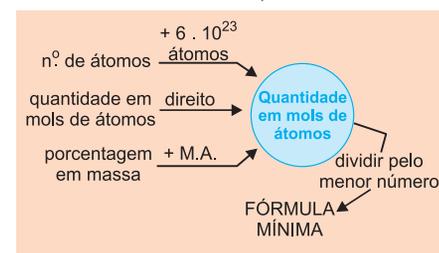
É a fórmula que indica as porcentagens em massa de cada elemento constituinte da substância.

No caso da glicose, a fórmula percentual é:

C : 40%; H : 6,7%; O : 53,3%

☐ Determinação da fórmula mínima

O princípio para se determinar a fórmula mínima de um composto é a proporção em mols de cada elemento existente em dada quantidade de substância. Como já sabemos que, com a fórmula molecular, temos diretamente a quantidade em mols de cada elemento, vamos usar o raciocínio inverso. Conhecendo-se a quantidade em mols de cada elemento, sabemos imediatamente a fórmula do composto. Os problemas geralmente trazem os dados dos elementos que formam o composto em gramas, porcentagem em massa, número de átomos ou mols de átomos. Para isso, você vai utilizar o esquema abaixo.



| Substâncias | Fórmula Molecular | Fórmula Mínima | Fórmula Percentual |
|-----------------|-------------------|----------------|--------------------------------|
| glicose | $C_6H_{12}O_6$ | CH_2O | C: 40%; H: 6,7%; O: 53,3% |
| ácido sulfúrico | H_2SO_4 | H_2SO_4 | H: 2,04%; S: 32,65%; O: 65,30% |
| água | H_2O | H_2O | H: 11,11%; O: 88,89% |
| água oxigenada | H_2O_2 | HO | H: 5,88%; O: 94,11% |
| eteno | C_2H_4 | CH_2 | C: 85,71%; H: 14,29% |
| buteno | C_4H_8 | CH_2 | C: 85,71%; H: 14,29% |
| benzeno | C_6H_6 | CH | C: 92,30%; H: 7,70% |
| butano | C_4H_{10} | C_2H_5 | C: 82,75%; H: 17,25% |

Na tabela acima, você encontra substâncias com suas fórmulas. Note que substâncias diferentes com a mesma fórmula mínima têm também a mesma fórmula percentual.



1. CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

É o cálculo das quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação química ou do preparo de qualquer produto.

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras:

- massa
- volume
- quantidade em mols
- número de moléculas

O cálculo estequiométrico baseia-se na Lei de Proust, que permite a aplicação de proporções (regra de três) para sabermos, previamente, a massa ou o volume necessário ou produzido numa reação química.

Os coeficientes mostram-nos a proporção, em mols, dos participantes da reação química.

Como sabemos, 1 mol está relacionado com diversas grandezas, como se segue:

$$1 \text{ mol} \left\{ \begin{array}{l} \text{massa: M.M. em gramas} \\ \text{volume} \\ \text{de gás} \\ \text{nas CNTP} \\ \text{moléculas: } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \end{array} \right\} : 22,4 \text{ dm}^3$$

Vejamos, agora, o “quadro” abaixo, que mostra quantidades envolvidas em uma reação química. São conhecidas as massas molares: CO(28g/mol); O₂(32g/mol); CO₂(44g/mol).

| | 2CO(g) | + 1O ₂ (g) | → 2CO ₂ (g) |
|------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| mols | 2 mols | 1 mol | 2 mols |
| massas | 2 · 28g | 1 · 32g | 2 · 44g |
| volumes nas CNTP | 2 · 22,4L ou 2 · 22,4dm ³ | 1 · 22,4L ou 1 · 22,4dm ³ | 2 · 22,4L ou 2 · 22,4dm ³ |
| moléculas | 2 · 6 · 10 ²³ moléculas | 1 · 6 · 10 ²³ moléculas | 2 · 6 · 10 ²³ moléculas |

2. REGRAS GERAIS PARA O CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

- Escrever a equação química do processo.

Exemplo: Combustão do monóxido de carbono.



• Acertar os coeficientes estequiométricos da equação.



Assim, você terá a proporção em mols entre os participantes. Esses coeficientes lhe darão uma ideia da relação segundo a qual as substâncias se combinam.

• Montar a proporção baseando-se nos dados e nas perguntas do problema (massa-massa, massa-quantidade em mols, massa-volume etc.).

- Utilizar regras de três para chegar à resposta.

Exemplos

1. Qual o volume de gás carbônico, nas CNTP, quando empregamos 16g de oxigênio na reação com monóxido de carbono?

Resolução

$$2 \text{CO(g)} + 1\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)}$$

$$\frac{1 \cdot 32\text{g}}{16\text{g}} = \frac{2 \cdot 22,4\text{L}}{x}$$

$$x = \frac{16\text{g} \cdot 2 \cdot 22,4\text{L}}{32\text{g}} = 22,4\text{L}$$

Resposta: 22,4L de gás carbônico ou 22,4dm³.

2. Qual a quantidade em mols de monóxido de carbono necessária para formar 4,48L de gás carbônico, nas CNTP?

Resolução

$$2 \text{CO(g)} + 1\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)}$$

$$\frac{2 \text{ mols}}{x} = \frac{2 \cdot 22,4\text{L}}{4,48\text{L}}$$

$$x = \frac{4,48\text{L} \cdot 2 \text{ mols}}{2 \cdot 22,4\text{L}} = 0,2 \text{ mol}$$

Resposta: 0,2 mol de monóxido de carbono.

3. Qual é a quantidade em mols de oxigênio necessária para produzir 5 mols de gás carbônico?

Resolução

$$2 \text{CO(g)} + 1\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)}$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{x} = \frac{2 \text{ mols}}{5 \text{ mols}}$$

$$x = \frac{5 \text{ mols} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mols}} = 2,5 \text{ mols}$$

Resposta: 2,5 mols de gás oxigênio.



1. REAGENTE EM EXCESSO

Quando o problema fornece as quantidades de dois reagentes, provavelmente um deles está em excesso, pois, caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos no **reagente que não está em excesso (reagente limitante)**. Para isso, o primeiro passo é determinar o reagente em excesso.

Exemplo

Na reação:
 $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$
colocando-se em presença
3g de hidrogênio e 30g de
oxigênio, qual a massa de
água formada?

Resolução

- Verificar qual a substância em excesso.

2 mol de H_2 reagem com 1 mol de O_2 .

| | | |
|-------------------|--|--------------|
| ↓ | | ↓ |
| 4g de H_2 _____ | | 32g de O_2 |
| 3g de H_2 _____ | | x |

$$x = \frac{3g \times 32g}{4g} = 24g \text{ de } O_2$$

Como 3g de H_2 reagem com 24g de O_2 , existindo no recipiente 30g de O_2 , conclui-se que sobram 30g - 24g = 6g de O_2 em excesso (sem reagir).

- Cálculo da quantidade de água.

2 mol de H_2 _____ 2 mol de H_2O

| | | |
|----------|--|-----|
| ↓ | | ↓ |
| 4g _____ | | 36g |
| 3g _____ | | y |

$$y = \frac{3g \times 36g}{4g} = 27g \text{ de } H_2O$$

2. PUREZA

Muitas vezes, a substância reagente está acompanhada de impurezas. Surge então o conceito de pureza. Por exemplo:

Fe_2O_3 com 80% de pureza significa que em 100g de Fe_2O_3 impuro (Fe_2O_3 + areia + etc.) existem 80g de Fe_2O_3 puro e 20g de impurezas (areia etc.). Assim, se numa reação estamos usando 150g de Fe_2O_3 com 80% de pureza, significa que a massa real de Fe_2O_3 é 120g, ou seja,

$$\frac{80}{100} \cdot 150g = 120g.$$

Essa pureza pode ser determinada pelo quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

$$P = \frac{\text{massa da subst. pura}}{\text{massa da amostra}} \times 100$$

Essa porcentagem de pureza indica qual a real quantidade de uma substância na amostra fornecida.

Exemplo

Qual a massa de $CaCO_3$ presente em uma amostra de 200g de calcário, cuja pureza é de 80%?

Resolução

100g de calcário — 80g de $CaCO_3$
 200g de calcário — x

$$x = 160g \text{ de } CaCO_3$$

3. RENDIMENTO

Quando o problema não faz referência, considera-se rendimento de 100%, isto é, a quantidade de produto formada é aquela calculada de acordo com os coeficientes estequiométricos. No entanto, em razão de vários motivos, a quantidade de

produto obtida é menor que a calculada. Quando dizemos rendimento de 90%, significa que na prática obtém-se 90% da quantidade calculada de acordo com os coeficientes.

O rendimento pode ser calculado pelo quociente entre a quantidade real obtida e a quantidade teoricamente calculada.

$$R = \frac{\text{quantidade real}}{\text{quantidade teórica}} \times 100$$

Exemplo

Qual a massa de $CaCO_3$ obtida na reação de 2 mol de CaO com 2 mol de CO_2 , se o rendimento for 60%?



Dados

massa molar do $CaCO_3 = 100g/mol$

Resolução

1 mol de CaO — 1 mol de CO_2 — 1 mol de $CaCO_3$
 2 mol de CaO — 2 mol de CO_2 — x

$$x = 2 \text{ mol de } CaCO_3$$

1 mol de $CaCO_3$ _____ 100g
 2 mol de $CaCO_3$ _____ y

$$y = 200g \text{ de } CaCO_3$$

200g de $CaCO_3$ — 100% de rendimento
 z _____ 60% de rendimento

$$z = 120g \text{ de } CaCO_3$$

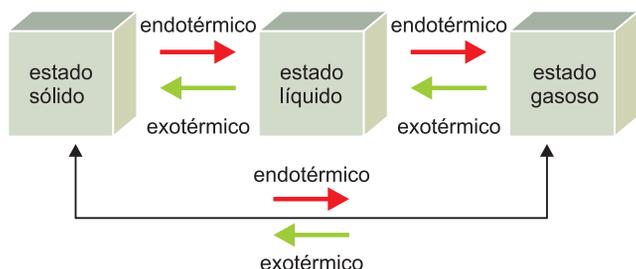
1. PROCESSO EXOTÉRMICO E ENDOTÉRMICO

Todas as reações químicas e todas as mudanças de estado físico liberam ou absorvem calor.

Processos exotérmicos → liberam calor

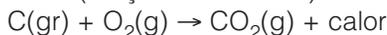
Processos endotérmicos → absorvem calor

Exemplo: mudanças de estados físicos

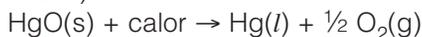


Exemplo: reações químicas

• A queima da grafita libera calor para o meio ambiente (reação exotérmica).



• A decomposição térmica do óxido de mercúrio (II) necessita de calor do meio ambiente (reação endotérmica).

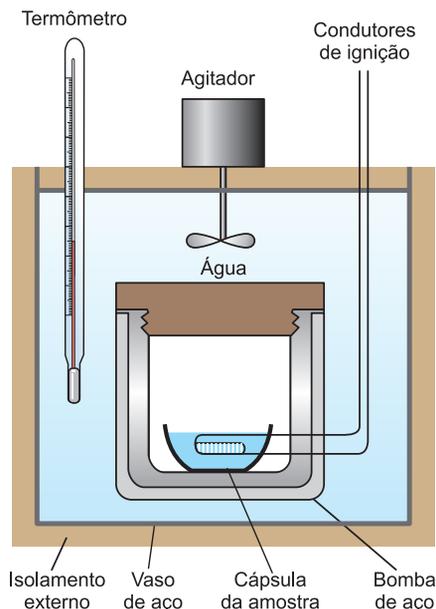


2. CALOR DE REAÇÃO

O calor liberado ou absorvido por uma reação química recebe o nome de **calor de reação**, podendo ser medido em **joules**, **quilojoules**, **calorias** ou **quilocalorias**.

O calor de reação pode ser determinado experimentalmente (com um calorímetro) ou por meios teóricos (serão vistos nas aulas seguintes).

Esquema de um calorímetro a volume constante:



O calor envolvido na reação faz aumentar ou diminuir a temperatura da água, portanto, podemos concluir:

$$Q_{\text{reação}} = Q_{\text{água}}$$

$$Q_{\text{água}} = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Q = quantidade de calor

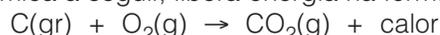
m = massa em gramas

c = calor específico da água $\left(1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \right)$

Δt = variação da temperatura

3. ENTALPIA (H)

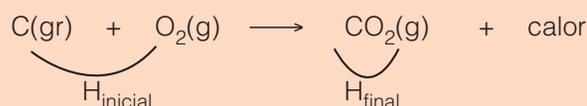
A queima da grafita, representada pela equação química a seguir, libera energia na forma de calor.



De onde veio essa energia na forma de calor?

Resposta: a energia liberada na forma de calor estava contida nos reagentes (grafita e oxigênio), e quando eles se transformaram no produto (gás carbônico), essa energia foi liberada.

É possível, então, concluir que cada substância deve apresentar um certo conteúdo de energia, denominado **entalpia** e representado pela letra **H**.



O valor numérico do calor é proveniente da diferença: $H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$.

$$\text{Calor} = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

4. VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH)

Não é conhecida nenhuma maneira de determinar a **entalpia** de uma substância. Na prática, o que conseguimos medir é a **variação de entalpia** (ΔH) de um processo, utilizando calorímetros.

O ΔH corresponde ao calor liberado ou absorvido durante o processo, realizado a pressão constante. O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

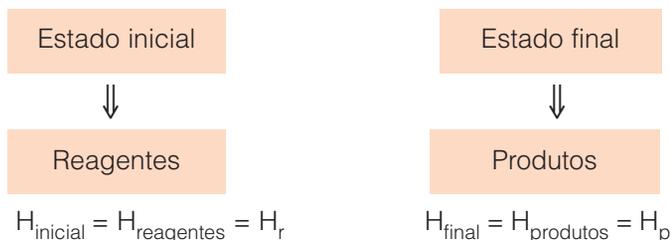
$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

ΔH = calor liberado ou absorvido em qualquer processo físico e químico (pressão constante).

5. ΔH NAS REAÇÕES QUÍMICAS

Em uma reação química o estado inicial é dado pelos reagentes e o estado final, pelos produtos. Veja o esquema:

REAÇÃO QUÍMICA



$$\text{CALOR DA REAÇÃO} = \Delta H = H_p - H_r$$

6. ΔH NAS REAÇÕES EXOTÉRMICAS

O sistema perde energia, pois calor é liberado.

$$H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$$

$$H_p < H_r$$

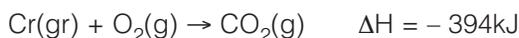
$$H_p - H_r < 0$$

$$\Delta H < 0$$

$$\Delta H \Rightarrow \text{calor liberado}$$

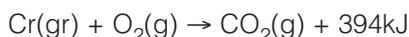
$\Delta H < 0 \Rightarrow$ indica reação exotérmica

Exemplo

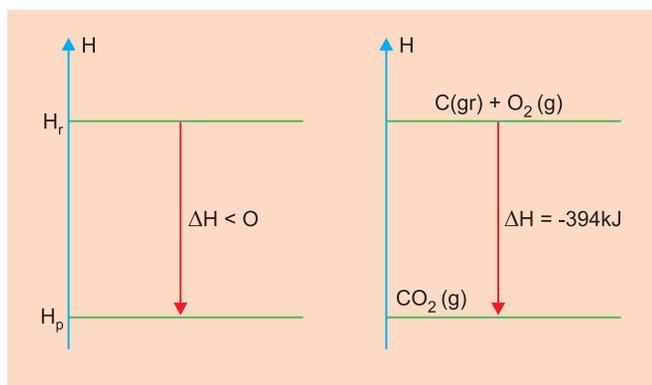


Interpretação: quando 1 mol de $\text{C}_{\text{grafita}}$ reage com 1 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ a fim de originar 1 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$, a reação libera 94 kcal para as vizinhanças.

Outra maneira de representar uma equação química de uma reação exotérmica:



Graficamente, temos:



7. ΔH NAS REAÇÕES ENDOTÉRMICAS

O sistema ganha energia, pois calor é absorvido.

$$H_{\text{produtos}} > H_{\text{reagentes}}$$

$$H_p > H_r$$

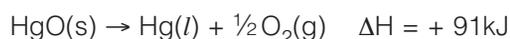
$$H_p - H_r > 0$$

$$\Delta H > 0$$

$$\Delta H \Rightarrow \text{calor absorvido}$$

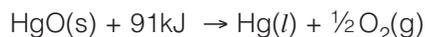
$\Delta H > 0 \Rightarrow$ indica reação endotérmica

Exemplo

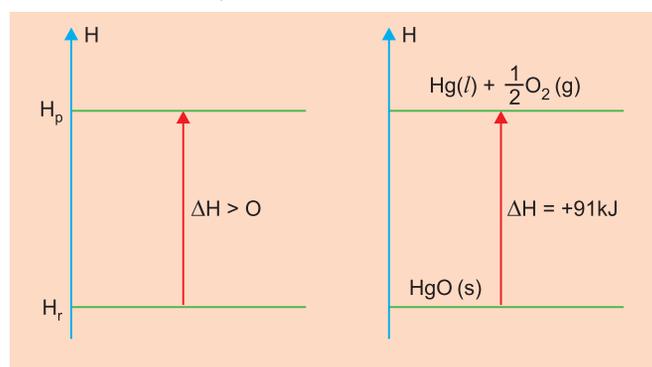


Interpretação: quando 1 mol de $\text{HgO}(\text{s})$ se decompõe em um 1 mol de $\text{Hg}(\text{l})$ e 1/2 mol de $\text{O}_2(\text{g})$, a reação absorve 91kJ das vizinhanças.

Outra maneira de representar uma equação química de uma reação endotérmica:

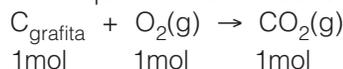


Graficamente, temos:



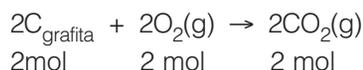
ΔH depende

- da quantidade das substâncias



$\Delta H = -94\text{kcal}$ (25°C, 100 kPa)

libera 94kcal

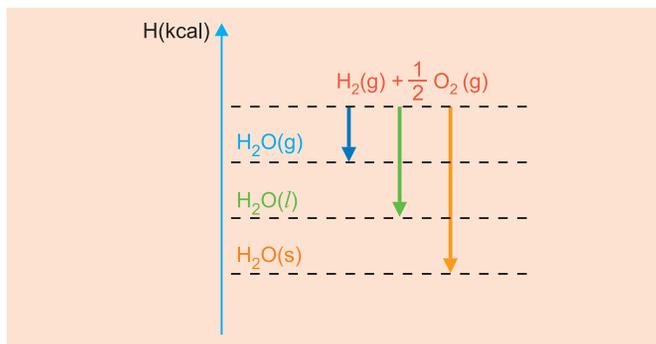
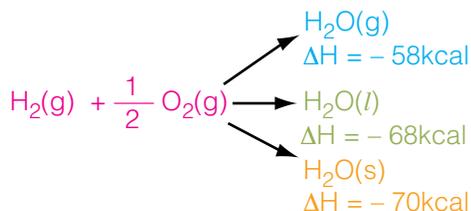


$\Delta H = -188\text{kcal}$ (25°C, 100 kPa)

libera 188kcal

A quantidade de calor de um processo (ΔH) é diretamente proporcional à quantidade de matéria (mols) de seus participantes.

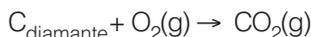
- do estado físico das substâncias



Assim, a síntese da água sólida libera mais calor que a síntese da água gasosa e água líquida.

- do estado alotrópico
- $$\text{C}_{\text{grafita}} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$$

$$\Delta\text{H} = -94\text{kcal}$$



$$\Delta\text{H} = -94,5\text{kcal}$$

A substância simples diamante tem um conteúdo energético maior que a substância simples grafita, pois na sua combustão libera mais calor.

- da temperatura e da pressão (se houver gás na reação)

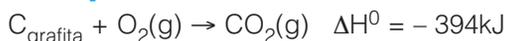
A temperatura é fixada em 25°C.

A pressão é fixada em 100 kPa.

Nota

Quando a reação é realizada a 25°C e 100 kPa, o ΔH é chamado de padrão e é simbolizado por ΔH^0 .

Exemplo



MÓDULO 9

Lei de Hess: Cálculo de Calor de Reação

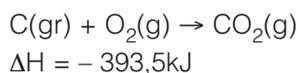
1. INTRODUÇÃO

Existem reações em que é muito difícil medir o ΔH da reação. Há vários motivos para essa dificuldade; algumas são explosivas, outras muito lentas e há também aquelas que apresentam rendimento muito baixo ou que formam outros produtos além dos desejados.

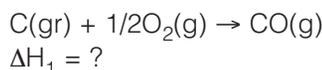
2. LEI DE HESS

Hess descobriu um método de calcular o ΔH de uma reação sem realizá-la, desde que se conheçam alguns outros valores adequados de ΔH .

Vamos examinar a oxidação do carbono, na forma de grafita, representada por $\text{C}(\text{gr})$, a dióxido de carbono.

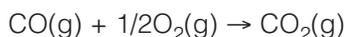


Pode-se imaginar que essa reação aconteça em duas etapas. A primeira é a oxidação do carbono a monóxido de carbono.



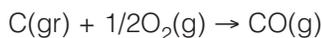
Não é fácil fazer a medida experimental, pois não se consegue impedir a combustão da grafita a dióxido de carbono.

A segunda etapa é a oxidação do monóxido de carbono a dióxido de carbono:

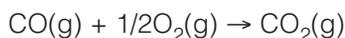


$$\Delta\text{H} = -283\text{kJ}$$

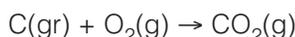
Somando as duas etapas, temos:



$$\Delta\text{H}_1 = ?$$



$$\Delta\text{H}_2 = -283\text{kJ}$$



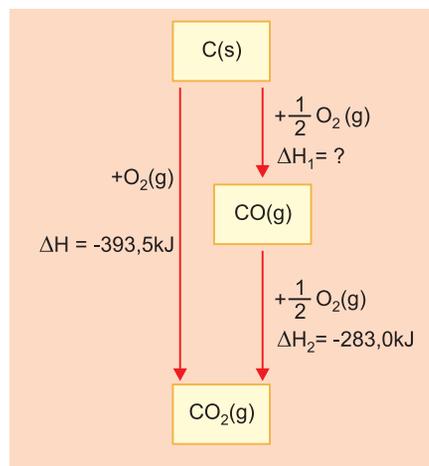
$$\Delta\text{H} = -393,5\text{kJ}$$

$$\Delta\text{H} = \Delta\text{H}_1 + \Delta\text{H}_2$$

$$-393,5\text{kJ} = \Delta\text{H}_1 + (-283,0\text{kJ})$$

$$\Delta\text{H}_1 = -110,5\text{kJ}$$

Representando em um diagrama:



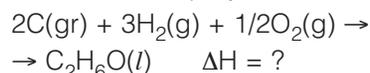
Concluimos que o enunciado da Lei de Hess é:

A variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas intermediárias.

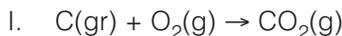
$$\Delta\text{H} = \Delta\text{H}_1 + \Delta\text{H}_2 + \dots$$

Vamos ver outro exemplo de aplicação da Lei de Hess.

Considere a equação:



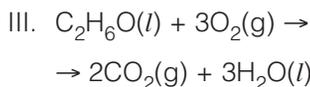
O valor do ΔH dessa reação pode ser calculado a partir de outras três equações:



$$\Delta H = -394 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -286 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -1368 \text{ kJ}$$

Vamos trabalhar com as equações I, II e III, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica desejada. Para isso, devemos:

a) multiplicar a equação I por 2 para obter $2C(\text{gr})$;

b) multiplicar a equação II por 3 para obter $3H_2(\text{g})$;

c) inverter a equação III para obter $C_2H_6O(\text{l})$ no produto.

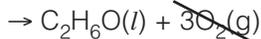
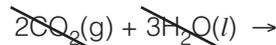
Então, obtemos:



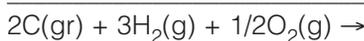
$$\Delta H = -788 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -858 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +1368 \text{ kJ}$$



Observações

- Quando uma equação termoquímica é multiplicada ou dividida por um determinado valor, seu ΔH também será multiplicado ou dividido pelo mesmo valor.

- Quando uma equação termoquímica for invertida, o sinal de seu ΔH também será invertido.

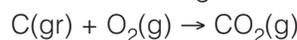
- A Lei de Hess aborda a variação de entalpia de combustão, assunto que será estudado a seguir.

3. ENTALPIA-PADRÃO DE COMBUSTÃO: ΔH_C^0

É a variação de entalpia (ΔH_C^0) por mol de uma substância que é queimada em uma reação de combustão em condições-padrão (100 kPa, 25°C).

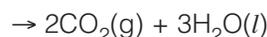
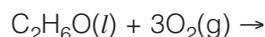
Exemplos

Combustão da grafita



$$\Delta H_C^0 = -393,5 \text{ kJ}$$

Combustão do etanol



$$\Delta H_C^0 = -1368 \text{ kJ}$$

Observação

As entalpias-padrão de reação, simbolizadas por ΔH^0 , indicam reações nas quais os reagentes e produtos estão em seus estados-padrão (100 kPa e 25°C).

Nota

ΔH_C^0 = pode também ser chamado de calor de combustão

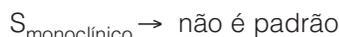
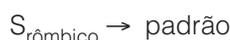
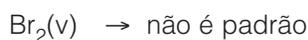
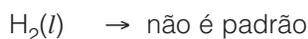
MÓDULO 10

Cálculo do ΔH a partir dos Calores de Formação

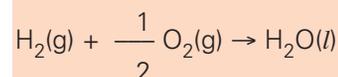
1. ENTALPIA-PADRÃO DE FORMAÇÃO: ΔH_f^0

É a variação de entalpia (ΔH_f^0) na reação de formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples no estado-padrão (100 kPa, 25°C).

O estado-padrão de uma substância simples é a forma **física e alotrópica mais abundante** em que ela se apresenta a 25°C e 1 atm.



Exemplos



$$\Delta H_f^0 = -68 \text{ kcal}$$

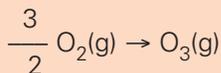
entalpia de formação da água líquida



$$\Delta H_f^0 = +19 \text{ kcal}$$

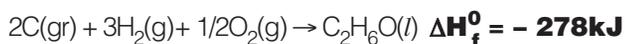
entalpia de formação do sulfeto de carbono líquido





$$\Delta H_f^0 = + 34\text{kcal}$$

entalpia de formação
do ozônio gasoso



entalpia de formação
do etanol

ΔH_f^0 : pode também ser chamado de calor de formação.

Importante

Substância simples no estado-padrão $\rightarrow \Delta H_f^0 = 0$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{H}_2(\text{g}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{H}_2(\text{l}) \neq 0$$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{N}_2(\text{g}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{N}_2(\text{l}) \neq 0$$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{Br}_2(\text{l}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{Br}_2(\text{g}) \neq 0$$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{Na}(\text{s}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{Na}(\text{l}) \neq 0$$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{O}_2(\text{g}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{O}_3(\text{g}) \neq 0$$

$$\Delta H_f^0 \text{ de } \text{C}(\text{gr}) = 0 \quad \Delta H_f^0 \text{ de } \text{C}(\text{d}) \neq 0$$

Tabela de ΔH_f (kcal/mol)

| | | | | | | | |
|---------------------|-------|-----------------------|-------|---------------------|-------|---------------------|-------|
| C(gr) | zero | CH ₃ OH(l) | -57,0 | NaCl(s) | -98,6 | CH ₄ (g) | -17,0 |
| C(d) | +0,5 | O ₂ (g) | zero | N ₂ (g) | zero | H ₂ O(l) | -68 |
| CO ₂ (g) | -94,0 | O ₃ (g) | +34,0 | NH ₃ (g) | -11,0 | CS ₂ (l) | +19 |

2. CÁLCULO DO ΔH PELO MÉTODO DAS ENTALPIAS DE FORMAÇÃO

As entalpias de formação das substâncias podem ser usadas para calcular o ΔH de uma reação. Para isto, aplicamos a seguinte fórmula:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0 \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ reagentes}$$

Σ : somatória

Seja uma equação genérica:



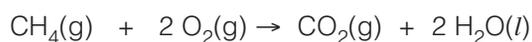
$$a.\Delta H_f^0 A \quad b.\Delta H_f^0 B \quad c.\Delta H_f^0 C \quad d.\Delta H_f^0 D$$

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0 \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ reagentes}$$

$$\Delta H^0 = [c \cdot \Delta H_f^0 C + d \cdot \Delta H_f^0 D] - [a \cdot \Delta H_f^0 A + b \cdot \Delta H_f^0 B]$$

3. EXEMPLO

Calcular o ΔH do processo:



$$\Delta H_f^0(\text{kcal/mol}) \quad \underbrace{-17 \quad 0}_{-17} \quad \underbrace{-94 \quad 2(-68)}_{-94 - 136 = -230}$$

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0 \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ reagentes}$$

$$\Delta H^0 = - 230 - (-17)$$

$$\Delta H^0 = - 213\text{kcal}$$

MÓDULO 1

Substância e Mistura: Substância Simples, Substância Composta e Mistura

1. CONCEITO DE QUÍMICA

Química é a ciência que estuda a constituição, as propriedades e as transformações das substâncias.

A Química é o ramo da ciência que procura responder às seguintes questões: de que se compõem as substâncias? Qual a relação entre as suas propriedades e sua composição? Como reage uma substância com outra? "É importante para o químico saber a resposta a essas perguntas, não porque precise descobrir novos plásticos, novos remédios, novas ligas, mas sim porque quer entender o mundo que o rodeia."

2. TEORIA ATÔMICA CLÁSSICA

1803, John Dalton, em sua teoria, supôs:

- toda matéria é fundamentalmente constituída de átomos;
- átomos não podem ser subdivididos nem transformados e são maciços.
- Transformações químicas nada mais são que união ou separação de átomos.

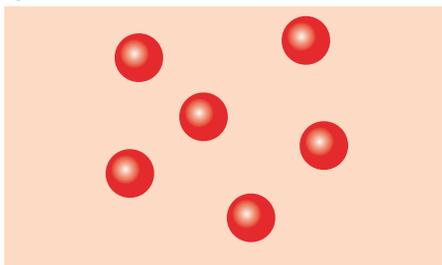
3. MATÉRIA

É tudo o que ocupa lugar no espaço físico e tem massa.

Exemplos: Água, madeira, ferro, petróleo, ar etc.

4. ELEMENTO QUÍMICO

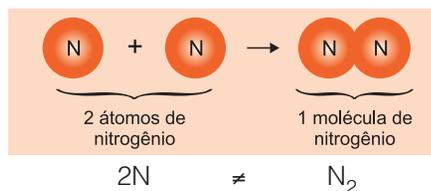
Elemento é o conjunto de átomos iguais.



| Elemento | Símbolo |
|------------|--------------|
| Hidrogênio | H |
| Carbono | C |
| Sódio | Na (Natrium) |
| Cloro | Cl |

5. MOLÉCULA

Molécula é um agrupamento de átomos, iguais ou diferentes, ligados.



Fórmula molecular

Fornece o número de átomos de cada elemento existente na molécula da substância.

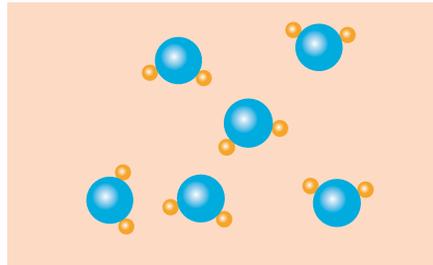
| Substância | Fórmula |
|-------------------|---|
| água | H ₂ O |
| açúcar (sacarose) | C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ |
| amônia | NH ₃ |
| álcool | C ₂ H ₆ O |
| fósforo | P ₄ |
| ozônio | O ₃ |
| água oxigenada | H ₂ O ₂ |

Índice: indica o número de átomos do elemento na molécula.

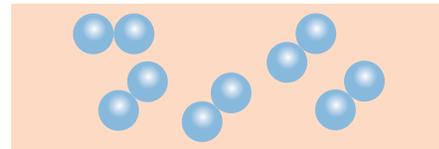
6. SUBSTÂNCIA PURA

É a espécie de matéria constituída por moléculas quimicamente iguais.

Exemplos: Água: H₂O



Gás cloro: Cl₂



Substância pura { Simples: Cl₂
e
Composta: H₂O

Substância simples

É formada por um único elemento químico.

Exemplos: H₂ (hidrogênio), O₂ (oxigênio), I₂ (iodo), Fe_n (ferro), O₃ (ozônio), S₈ (enxofre) etc.

Substância composta ou composto

É formada por mais de um elemento químico.

Exemplos: C₆H₁₂O₆ (glicose), CO₂ (gás carbônico), C₁₀H₈ (nftaleno), C₆H₆ (benzeno), H₂SO₄ (ácido sulfúrico) etc.

7. MISTURA

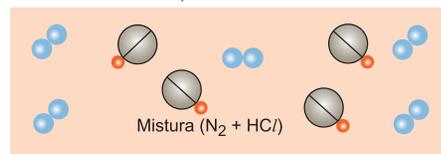
É a reunião de duas ou mais substâncias diferentes.

Exemplos: ar (N₂ + O₂ + Ar + CO₂), álcool hidratado (C₂H₆O + H₂O), gasolina (mistura de hidrocarbonetos, C_xH_y), água do mar (água + sais), ouro 18K (75% de Au e 25% de Ag ou Cu), latão (Cu + Zn), aço (Fe + C) etc.

Observação

Mistura não tem fórmula.

Normalmente, é indicada a fórmula dos componentes.



As moléculas de gás nitrogênio (N₂) e de cloreto de hidrogênio (HCl) permanecem inalteradas, embora estejam juntas.

1. ALOTROPIA

Um elemento químico pode dar origem a diversas substâncias simples diferentes, chamadas de alótropos.

Exemplos: Carbono:

C_n grafita (arranjo hexagonal dos átomos).

C_n diamante (arranjo cúbico dos átomos).

Diamante e grafita apresentam estruturas cristalinas diferentes.

Oxigênio:

O_2 oxigênio (atomicidade igual a 2), incolor.

O_3 ozônio (atomicidade igual a 3), azul.

Os alótropos apresentam propriedades químicas semelhantes e propriedades físicas diferentes, e um

deles apresenta maior estabilidade que o outro.

Observação: Outros elementos, além de carbono e oxigênio, podem apresentar o fenômeno da alotropia. Como exemplos, podemos citar:

fósforo $\left\{ \begin{array}{l} \text{fósforo branco} \rightarrow P_4 \\ \text{fósforo vermelho} \rightarrow P_n \end{array} \right.$

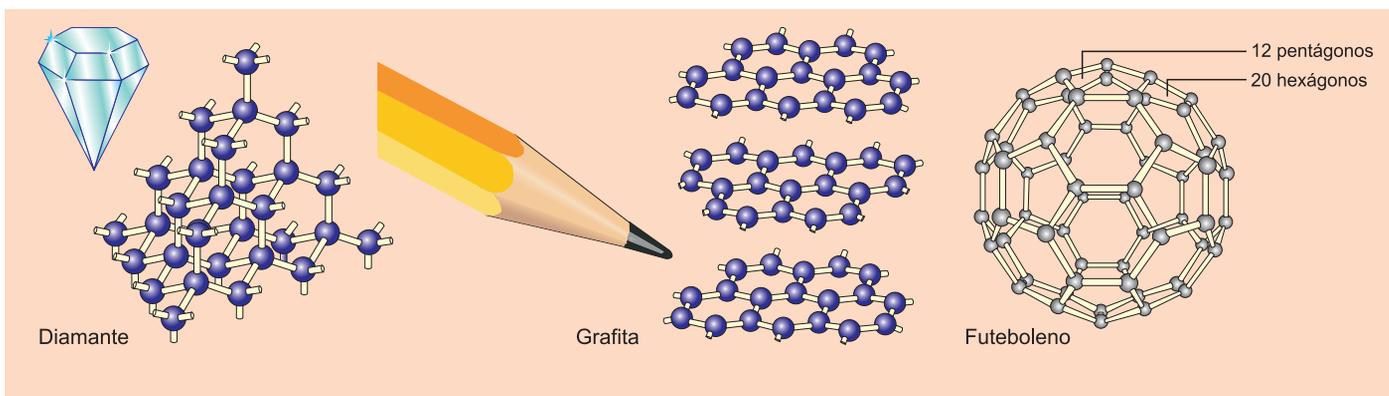
enxofre $\left\{ \begin{array}{l} \text{enxofre } \alpha \text{ (rômico)} \rightarrow S_8 \\ \text{enxofre } \beta \text{ (monoclínico)} \rightarrow S_8 \end{array} \right.$

| Elemento | Variedades Alotrópicas | |
|--------------|------------------------|----------------------|
| Oxigênio (O) | Oxigênio (O_2) | Ozônio (O_3) |
| Carbono (C) | Grafita (C_n) | Diamante (C_n) |
| Fósforo (P) | Vermelho (P_n) | Branco (P_4) |
| Enxofre (S) | Rômico (S_8) | Monoclínico(S_8) |

2. FULERENOS

Em 1985, foi divulgada em uma publicação científica a descoberta de uma molécula tridimensional de carbono, na qual 60 átomos formam uma esfera com 12 pentágonos e 20 hexágonos, como uma bola de futebol. Em homenagem ao arquiteto e pensador norte-americano Buckminster Fuller, a molécula foi denominada *buckminsterfullerene* ou simplesmente *buckyball* ou futeboleno.

Outras moléculas de carbono foram descobertas (C_{90} , C_{120} etc.), e a elas deu-se o nome de fulerenos.

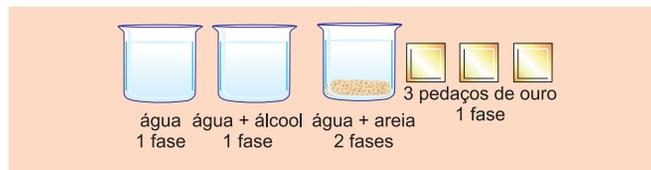


As formas alotrópicas do carbono.

1. FASE

Fase é cada porção homogênea de um material.

Exemplos



Observações

- A fase pode ser uma substância pura (água) ou uma mistura (água + álcool).
- O número de fases não é obrigatoriamente igual ao número de componentes.

Exemplo

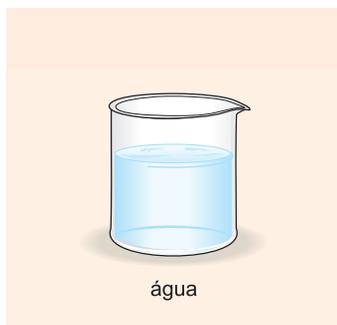
água + álcool: 1 fase, 2 componentes.

- Uma fase não precisa ser contínua.



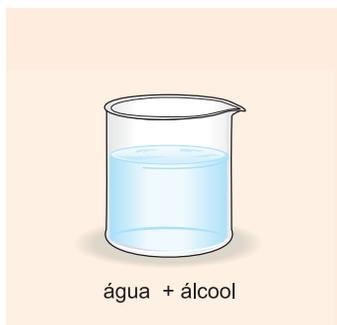
2. MATERIAL HOMOGÊNEO OU MATÉRIA HOMOGÊNEA OU SISTEMA HOMOGÊNEO

É qualquer material monofásico (1 fase), mesmo ao ser examinado ao ultramicroscópio. **Pode ser uma substância pura ou uma mistura homogênea ou solução.**



água

material homogêneo (1 fase) / substância pura



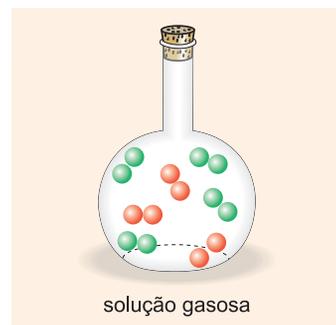
água + álcool

material homogêneo (1 fase) / mistura homogênea ou solução



água + sal dissolvido

material homogêneo (1 fase) / mistura homogênea ou solução

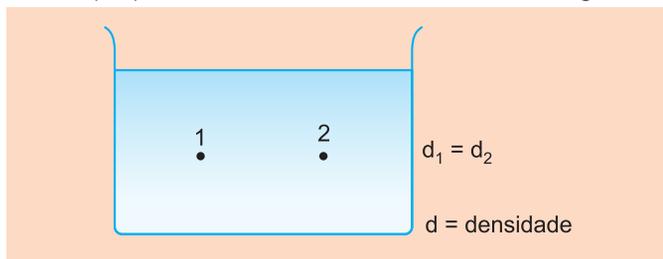


solução gasosa

material homogêneo (1 fase) / mistura homogênea ou solução

Nota

As propriedades físicas dos materiais homogêneos são iguais em toda a sua extensão.

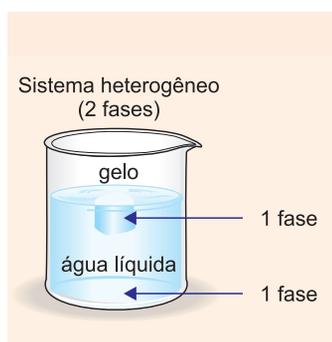


Observações

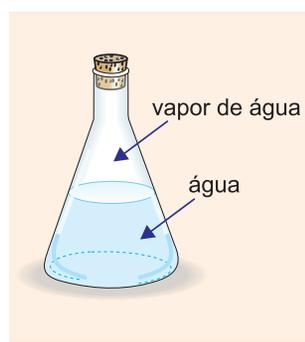
- **Mistura homogênea ou solução:** toda mistura que apresenta uma única fase.
- **Líquidos miscíveis:** líquidos que formam uma solução.

3. MATERIAL HETEROGÊNEO OU MATÉRIA HETEROGÊNEA OU SISTEMA HETEROGÊNEO

É qualquer material polifásico (2 ou mais fases) a olho nu ou ao ultramicroscópio. **Pode ser uma substância pura em mudança de estado físico ou mistura heterogênea.**



material heterogêneo (2 fases) / substância pura



material heterogêneo (2 fases) / substância pura



enxofre + limalha de ferro

material heterogêneo (2 fases) / mistura heterogênea



Sistema bifásico

material heterogêneo (2 fases) / mistura heterogênea



granito

material heterogêneo (3 fases) / mistura heterogênea

- escuro: mica
- esbranquiçado: quartzo
- marrom: feldspato

Observações

• **Mistura heterogênea:** toda mistura que apresenta pelo menos 2 fases.

• **Líquidos não miscíveis (imiscíveis):** são líquidos que formam uma mistura heterogênea.



cobre em pó



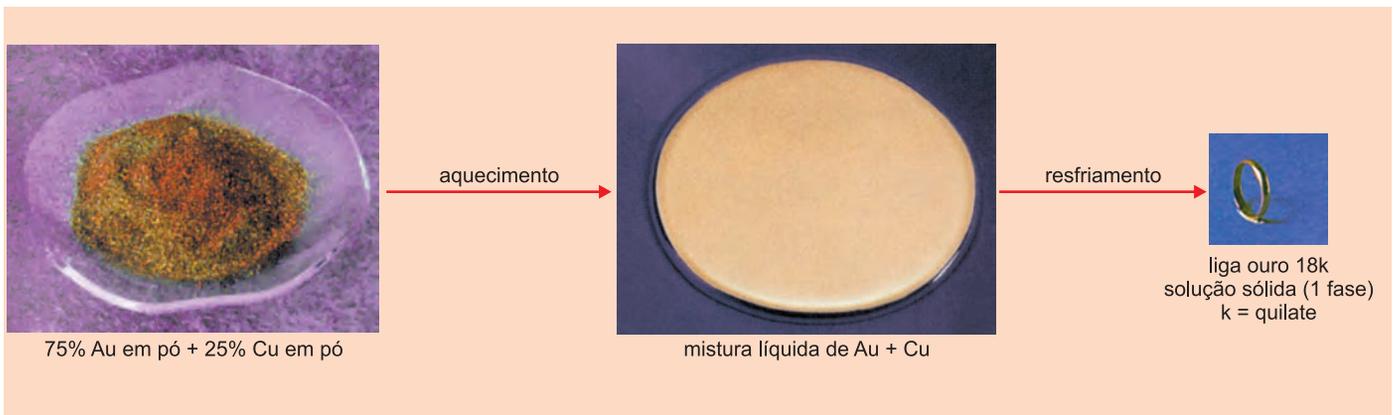
ouro em pó

• As misturas formadas por **n sólidos** apresentam **n fases**, desde que estes sólidos não formem uma solução sólida.

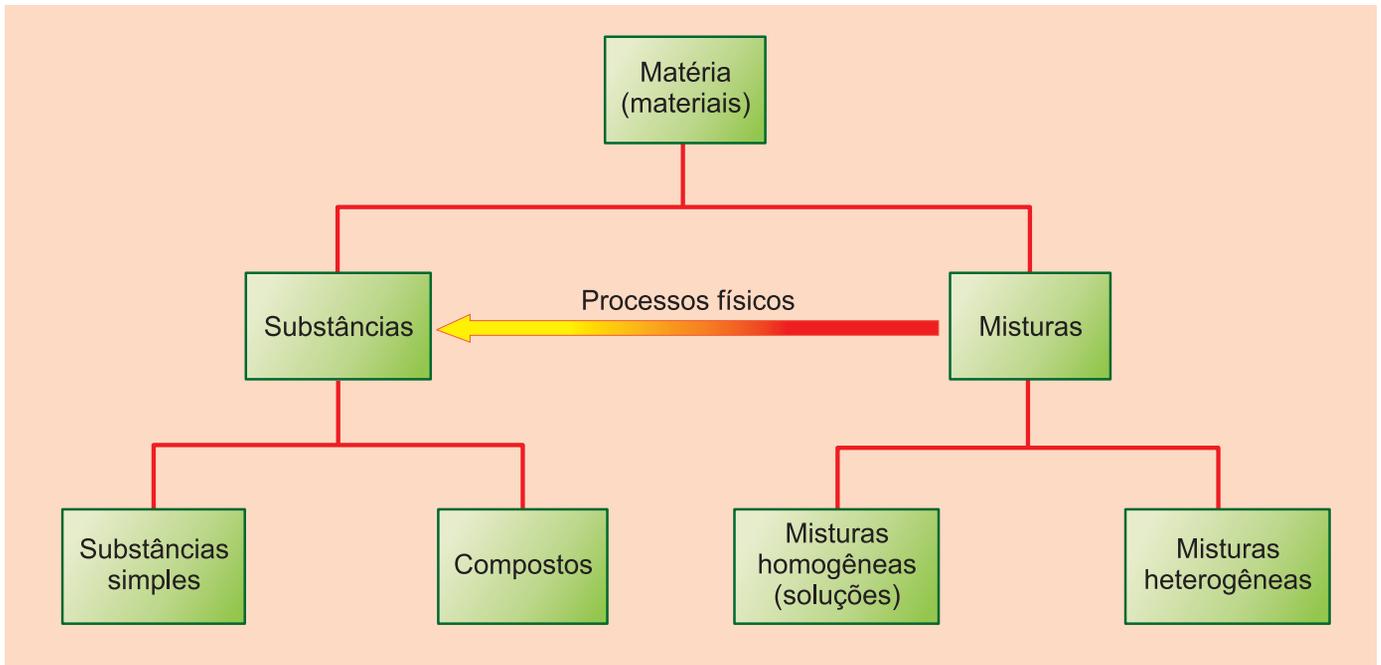
Exemplos

Sal + açúcar = mistura heterogênea bifásica.

Sal + açúcar + areia = mistura heterogênea trifásica.



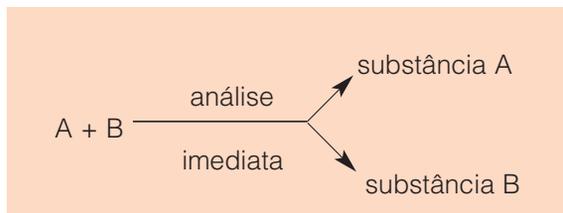
✓ Resumo importante





1. ANÁLISE IMEDIATA

Processos físicos usados para separar os componentes de uma mistura heterogênea ou uma mistura homogênea (solução).



2. PRINCIPAIS PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DOS COMPONENTES DE UMA MISTURA HETEROGÊNEA

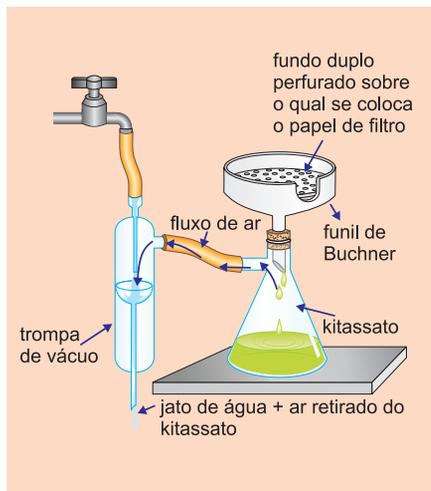
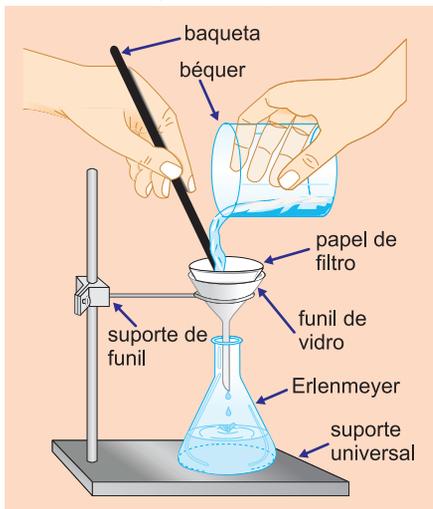
| Estados físicos dos componentes | Método e procedimento | Exemplos |
|--|--|---|
| Sólidos com um componente magnético (Fe, Co, Ni). | Separação magnética Aproximando um ímã, o componente magnético é atraído. | Separar a limalha de ferro do pó de enxofre. |
| Sólidos com um componente que se sublima com facilidade. | Sublimação Aquecendo a mistura, um dos componentes sublima-se. | iodo + areia naftaleno + areia |
| Sólido + líquido (2 fases) | Filtração Usa-se um filtro que retém o componente sólido. | água + areia coar café (adicionamos água quente para fazermos a extração de substâncias solúveis presentes no pó de café). |
| Líquidos não miscíveis (2 fases) | Decantação com funil de bromo (funil de separação) Abrindo a torneira do funil, o líquido mais denso escoará. | óleo + água gasolina + água éter + água |
| Sólidos (solubilidades diferentes num certo líquido). | Dissolução fracionada A mistura é colocada num líquido que dissolve um só componente; o componente insolúvel é separado da solução por filtração; por aquecimento, separa-se o líquido do componente dissolvido. | Separar o sal da areia, utilizando água. |

Observações

• Separação magnética



• Filtração simples



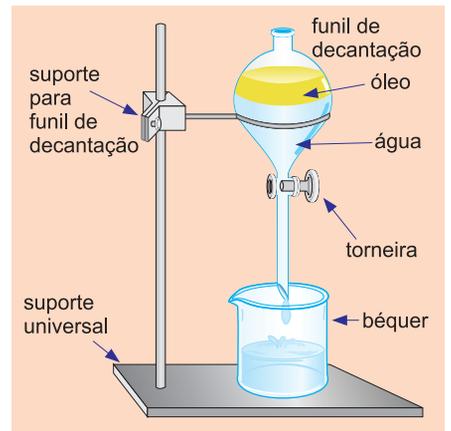
- Às vezes a filtração simples é muito lenta, como no caso da mistura água e farinha. Para acelerar esse tipo de filtração, utiliza-se a **filtração a vácuo ou a pressão reduzida**.

- A filtração também é utilizada para separar os componentes de uma mistura sólido-gás.

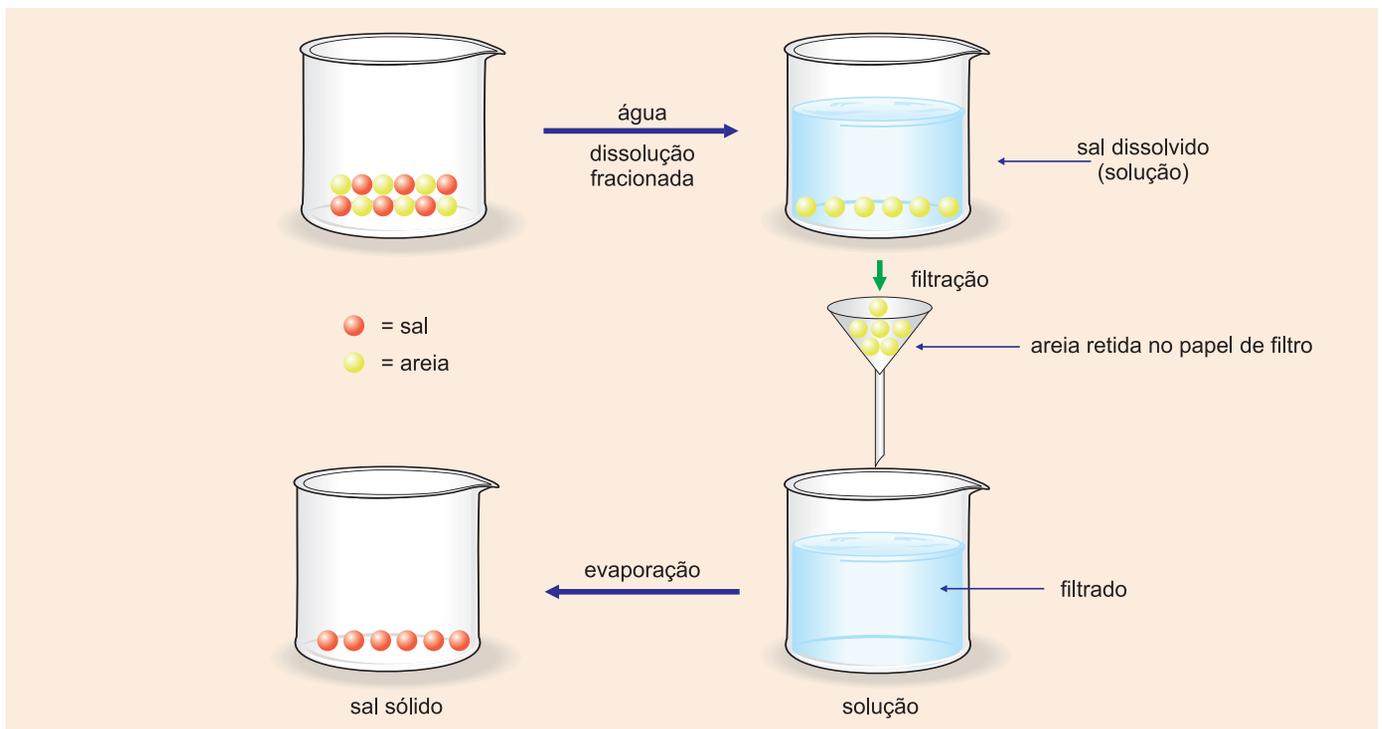
Exemplo

aspirador de pó.

• Decantação com funil de bromo (funil de separação)



• Dissolução fracionada



3. OUTROS PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DOS COMPONENTES DE UMA MISTURA HETEROGÊNEA

❑ Levigação

Processo utilizado para separar sólidos de diferentes densidades, geralmente por meio de corrente de água.

Exemplo: A levigação é aplicada para separar areia do ouro nos garimpos: a areia é menos densa e, por isso, é arrastada pela água corrente, o ouro, por ser mais denso, permanece no fundo da bateia.

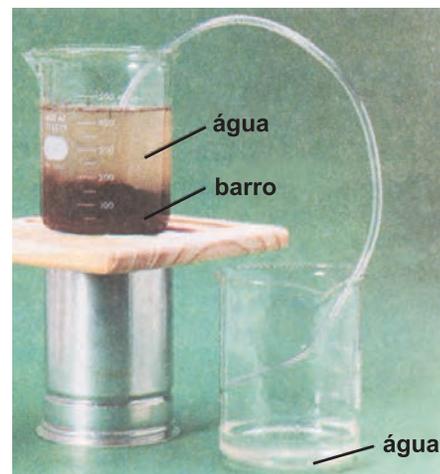
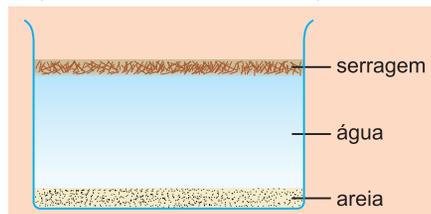


Levigação.

❑ Flotação

Processo que também se baseia na diferença de densidades. Utiliza um líquido que não dissolve os sólidos e apresente densidade intermediária entre os valores das densidades dos sólidos presentes na mistura.

Exemplo: Adicionando água na mistura serragem + areia, a serragem flutua na água e a areia deposita no fundo do recipiente.



Na mistura água e barro, após a decantação, utiliza-se o sifão para transferência da fase líquida.

❑ Decantação

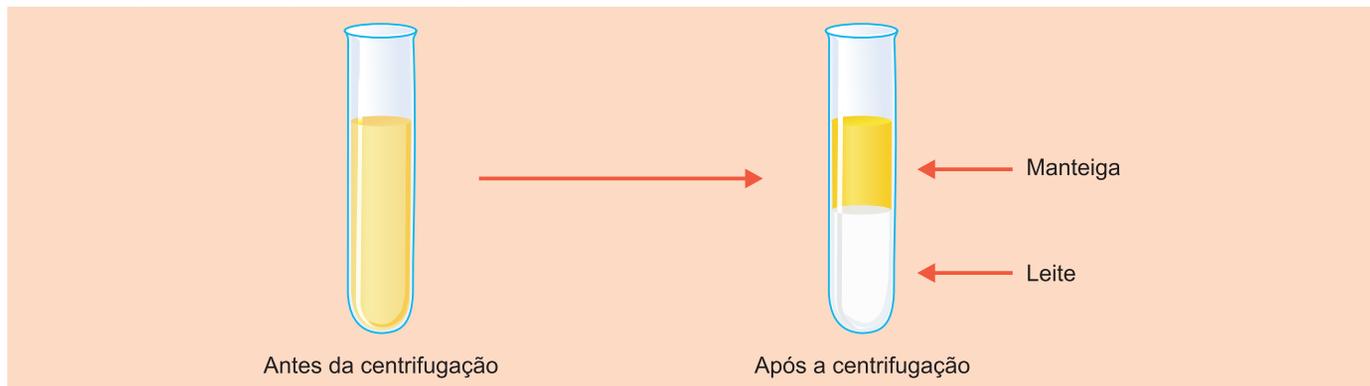
Processo usado para separar uma mistura heterogênea entre um sólido e líquido. A mistura é deixada em repouso para que o sólido deposite no fundo do recipiente.

Exemplo: Água barrenta

❑ Centrifugação

A decantação pode ser acelerada usando aparelhos denominados de **centrífugas** (a mistura gira a uma grande velocidade, a fase mais densa deposita no fundo do recipiente).

Exemplo: Separação da manteiga do leite.



❑ Cristalização fracionada

A mistura dos sólidos é dissolvida completamente em um solvente. Por evaporação do solvente, o sólido menos solúvel se cristaliza deixando o outro sólido dissolvido no solvente.

Exemplo: $\text{NaNO}_3 + \text{KIO}_3$



❑ Fusão fracionada

A mistura dos sólidos é aquecida até a fusão do sólido de menor ponto de fusão.

Exemplo: areia (maior PF) + enxofre (menor PF)

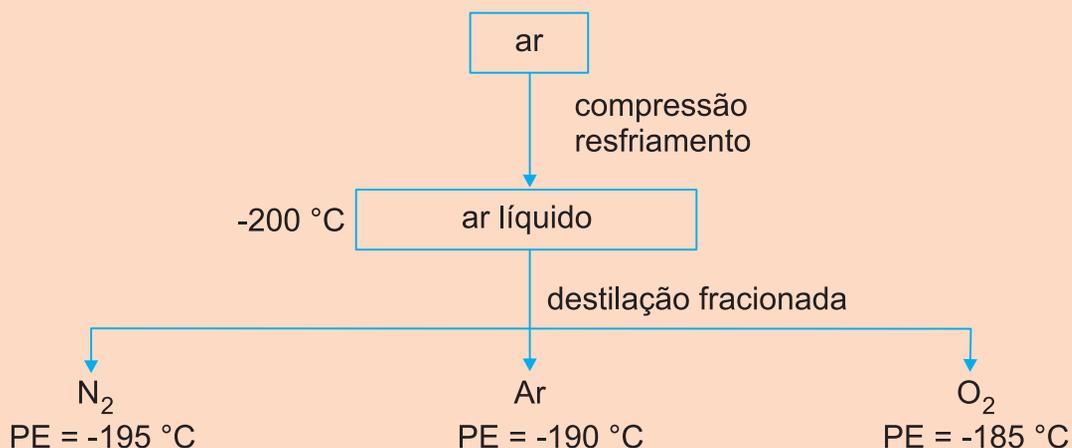


1. PRINCIPAIS PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DOS COMPONENTES DE UMA MISTURA HOMOGÊNEA (SOLUÇÃO)

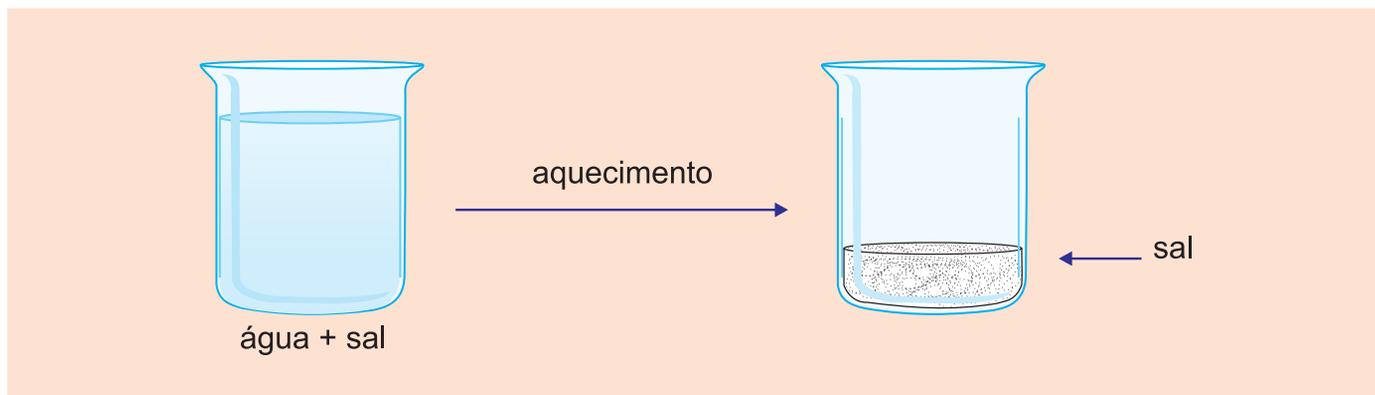
| Estados físicos dos componentes | Método e procedimento | Exemplos |
|---|---|---|
| Sólido dissolvido em um líquido (1 fase). | Destilação simples Por aquecimento da mistura em aparelhagem adequada, o líquido vaporiza-se e, a seguir, condensa-se. | Separar a água do sal dissolvido. |
| Líquidos miscíveis (1 fase). | Destilação fracionada Os líquidos destilam à medida que seus pontos de ebulição vão sendo atingidos. | Separar água da acetona. Frações do petróleo. |
| Gás e gás (1 fase). | Liquefação fracionada Resfriando-se a mistura, os gases vão-se liquefazendo à medida que seus pontos de liquefação vão sendo atingidos. | $O_2 + Cl_2$ |

Observações:

- Os componentes do ar são separados por **destilação fracionada do ar liquefeito**.

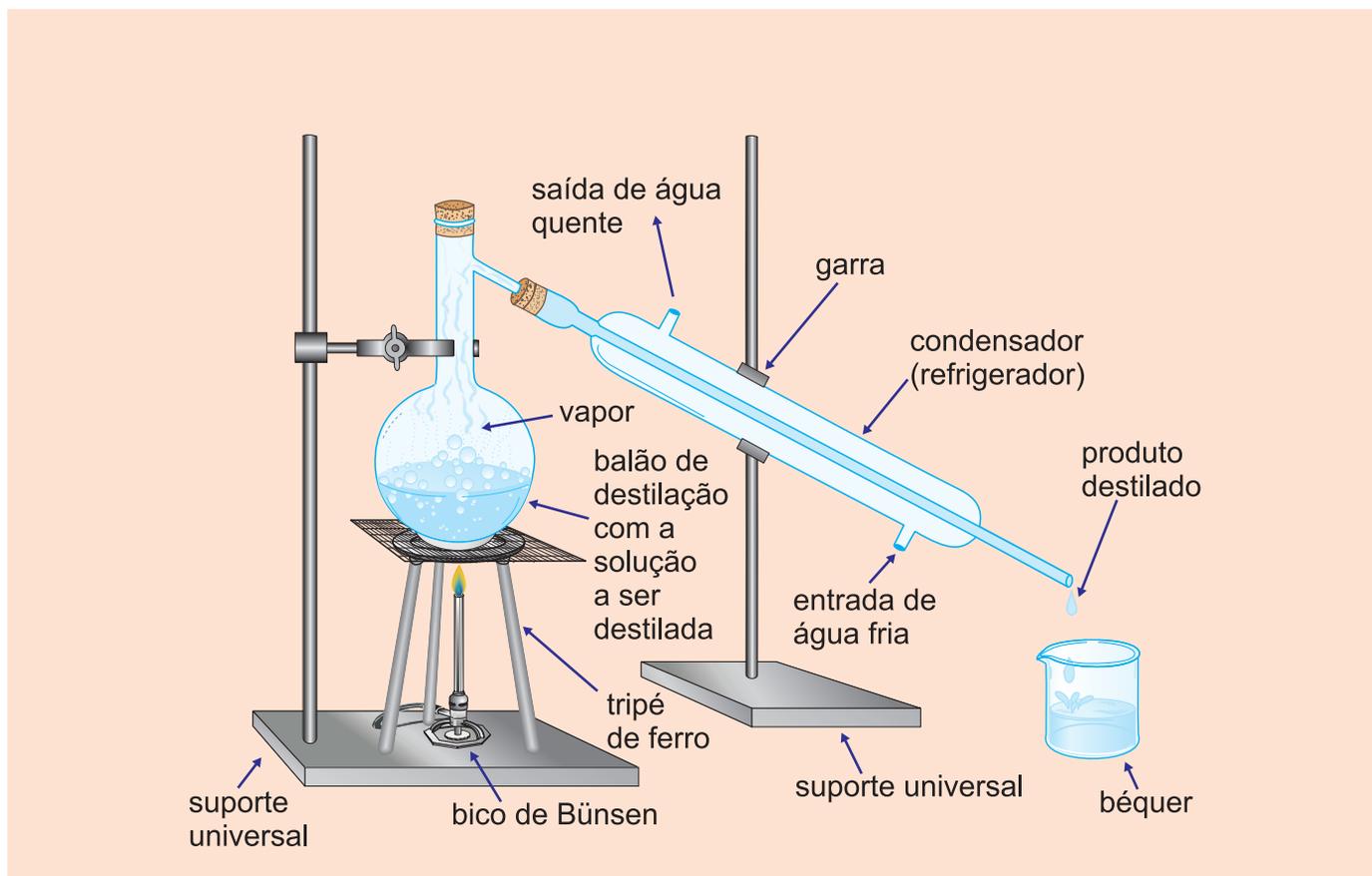


- Quando só há interesse em se obter o sólido, a destilação simples é substituída pela **vaporização do líquido da mistura**.

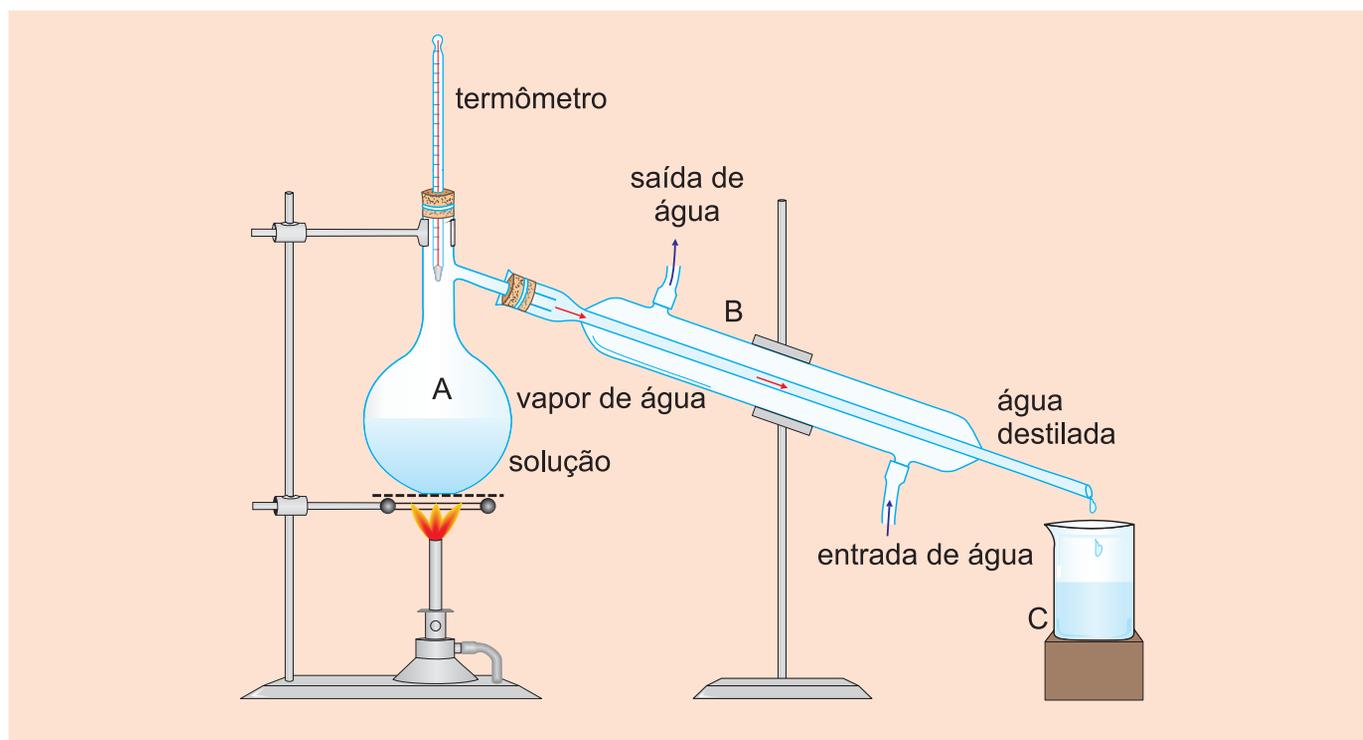


- Nas salinas (tanques onde temos a água do mar), o componente que o processo visa obter está no estado sólido (NaCl).

• Destilação simples



• Destilação fracionada



balão de destilação: o líquido vira vapor (vaporização).
condensador: o vapor vira líquido (condensação).

Nota: Duas situações em que a destilação fracionada não funciona.

• Mistura azeotrópica

Os vapores são destilados com a mesma composição da mistura. A mistura azeotrópica álcool + água, por exemplo, é destilada a $78,1^{\circ}\text{C}$ com a mesma composição original 96% de álcool e 4% de água.

- Mistura de líquidos com pontos de ebulição próximos.

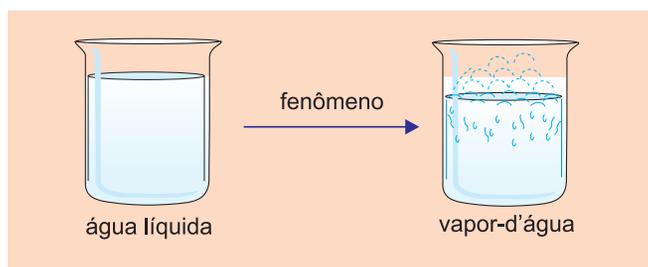
MÓDULO 6

Fenômenos Físicos e Químicos



1. FENÔMENO OU TRANSFORMAÇÃO

É toda alteração (mudança) que ocorre em um sistema (objeto de estudo).



Exemplos

- Mudanças de estado físico.

2. FENÔMENO FÍSICO

É todo fenômeno em que não ocorre formação de novas substâncias.



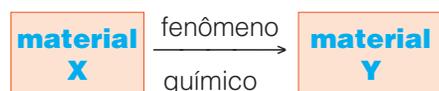
Nesses fenômenos, a forma, o tamanho, a aparência e o estado físico podem mudar, porém a constituição da substância não sofre alterações.

Veja alguns exemplos:

| Mudanças | Exemplos |
|-----------|--|
| Forma | Transformação de barra de cobre em fios, produção de joias de ouro. |
| Tamanho | Transformação de tecido em roupas, obtenção de carvão ativo (pó) por trituração. |
| Aparência | Dissolução de açúcar em água. |
| Estado | Congelamento da água, formação de neblina. |

3. FENÔMENO QUÍMICO OU REAÇÃO QUÍMICA

É todo fenômeno em que ocorre a formação de uma ou mais substâncias.



Exemplos

- A combustão (queima) dos materiais.
- O azedamento do leite.
- A formação de ferrugem.
- A transformação do vinho em vinagre.

As substâncias iniciais envolvidas em uma reação química são denominadas de **reagentes**, enquanto as substâncias formadas após a reação são denominadas **produtos**.

4. EQUAÇÃO QUÍMICA

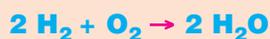
É a representação gráfica de uma reação química.



A, B = reagentes

C, D = produtos

a, b, c, d = coeficientes

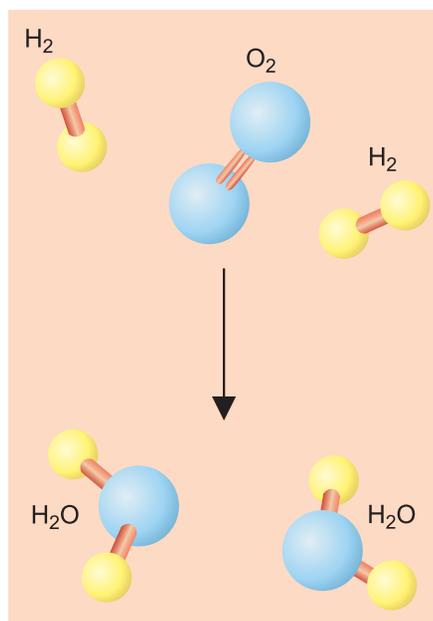


H₂, O₂ = reagentes

H₂O = produto

2, 1, 2 = coeficientes

Os átomos dos elementos permanecem inalterados nas reações químicas; nestas há apenas um rearranjo dos átomos.

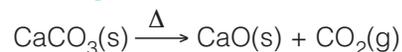


antes da reação: 6 átomos.
depois da reação: 6 átomos.

2. SÍMBOLOS MAIS COMUNS USADOS NAS EQUAÇÕES QUÍMICAS

| Símbolo | Significado |
|---------|---|
| → | produz (aponta para os produtos) |
| + | colocado entre as substâncias |
| Δ | calor (escrito sobre a seta) |
| (s) | sólido (escrito após a substância) |
| (l) | líquido (escrito após a substância) |
| (g) | gasoso (escrito após a substância) |
| (aq) | substância dissolvida em água (escrito após a substância) |

Exemplo



6. NOMES PARTICULARES DE ALGUMAS REAÇÕES QUÍMICAS

❑ Reação de síntese

Formação de um único produto.
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ síntese de amônia

❑ Reação de análise

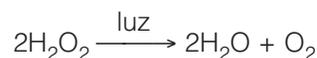
Um único reagente produzindo dois ou mais produtos.
 $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

❑ Pirólise ou calcinação

Decomposição pelo calor
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2$

❑ Fotólise

Decomposição pela luz.



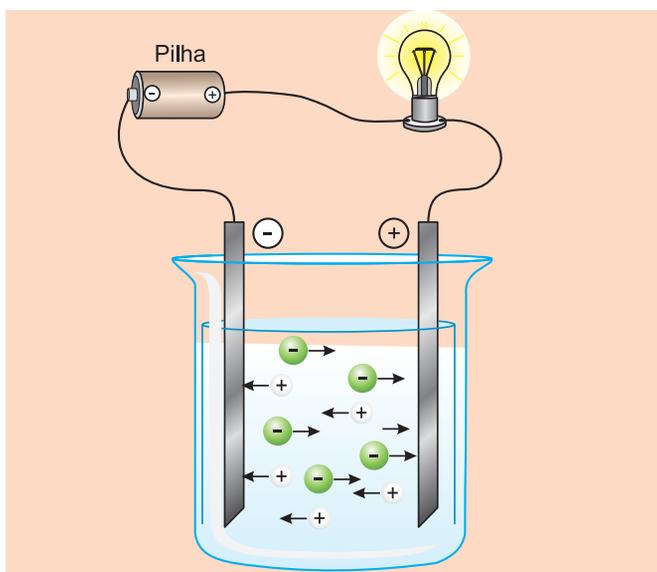
1. INTRODUÇÃO

Os ácidos são conhecidos há bastante tempo, como, por exemplo, o vinagre, que é uma mistura de água e ácido acético. A seguir, apresentamos algumas características importantes sobre os ácidos:

- Sabor azedo.
- Os ácidos avermelham o papel de tornassol azul.



- São compostos hydrogenados, pois todos os ácidos reagem com o metal zinco, liberando gás hidrogênio.
- Os ácidos conduzem a corrente elétrica em solução aquosa, e no polo negativo há liberação de gás hidrogênio.



A ionização do HCl.
Os íons livres fecham o circuito e a lâmpada acende.

- Quando adicionados ao mármore e a outros carbonatos, produzem uma efervescência com liberação de gás carbônico.

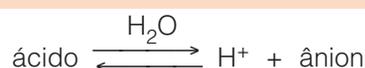


Efervescência observada após se adicionar uma solução aquosa de HCl a outra de Na_2CO_3 .

2. CONCEITO DE ÁCIDO SEGUNDO A TEORIA DE ARRHENIUS

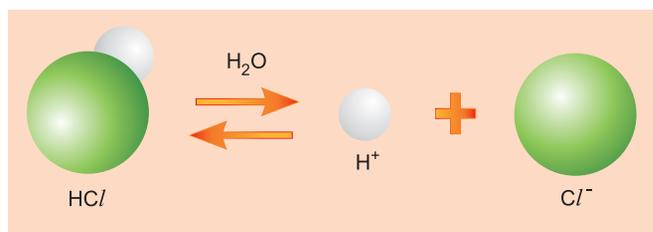
Fundamentado em experiências de condutividade elétrica de soluções aquosas de ácidos, o químico Arrhenius propôs, em 1887, a seguinte definição:

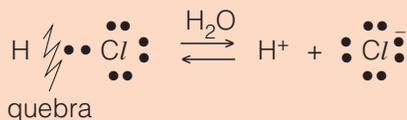
Ácido é todo composto hydrogenado que, dissolvido em água, libera H^+ como único tipo de cátion.

**Exemplos de ácidos**

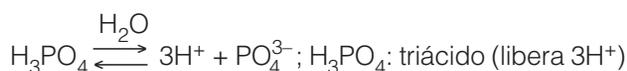
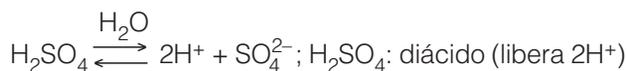
HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4

As moléculas dos ácidos são quebradas ao entrar em contato com a água, originando íons. Esse evento é chamado de **ionização**.





Exemplos



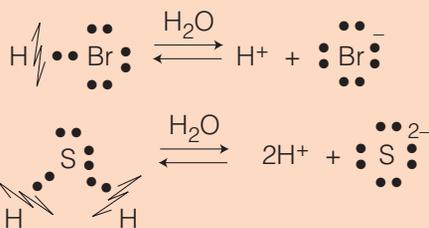
Assim, para Arrhenius, o íon H^+ é o responsável pelas propriedades dos ácidos.

3. HIDROGÊNIO IONIZÁVEL

O hidrogênio do ácido, que se transforma em H^+ , é chamado hidrogênio ionizável.

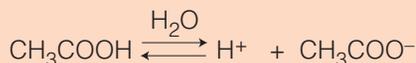
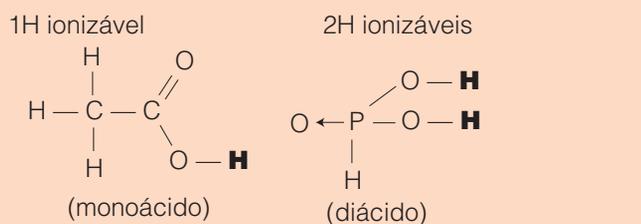
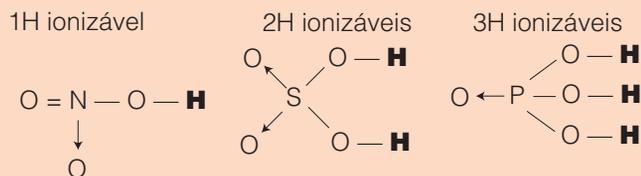
Nos ácidos não oxigenados, todos os hidrogênios são ionizáveis.

Exemplos



Nos ácidos oxigenados, apenas o hidrogênio ligado ao átomo de oxigênio é **ionizável**.

Exemplos



4. IONIZAÇÃO EM ETAPAS

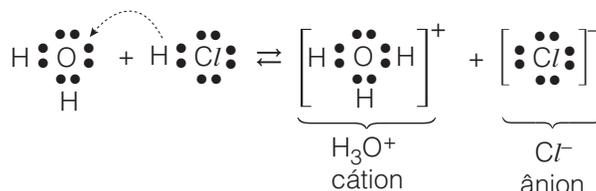
Quando um ácido libera mais de 1 H^+ , na verdade, ele o faz em etapas, liberando 1 por vez. Assim, podemos escrever uma equação química para cada etapa da ionização.

Por exemplo:

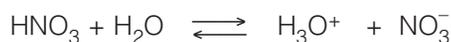


5. CÁTION HIDRÔNIO OU HIDROXÔNIO: H_3O^+

Pode-se afirmar que um íon H^+ não é estável, uma vez que o hidrogênio necessita de dois elétrons para se assemelhar ao gás nobre hélio e, na forma de H^+ , não possui nenhum. Para se estabilizar, um íon H^+ liberado pelo ácido liga-se à molécula de água (ligação dativa), formando o íon H_3O^+ .



Assim, a maneira mais correta para representar a ionização dos ácidos é:



A definição de ácido pode ser reescrita assim:

Ácido é todo composto hydrogenado que, dissolvido em água, origina H_3O^+ como único tipo de cátion.



1. INTRODUÇÃO

Para facilitar a nomenclatura, os ácidos podem ser divididos em dois grupos: os que não contêm oxigênio e os que contêm.

2. ÁCIDOS NÃO OXIGENADOS OU HIDRÁCIDOS

As substâncias HF, HCl, HBr, HI, H₂S e HCN são gases. Quando dissolvidos em água, são denominados ácidos, pois se ionizam liberando íons H⁺.

Para denominar esse tipo de ácido, basta escrever o nome do elemento, seguido da terminação **ídrico**:

H_xE ácido **ídrico**

HCl: ácido clor**ídrico**

HF: ácido fluor**ídrico**

HBr: ácido brom**ídrico**

HI: ácido iod**ídrico**

H₂S: ácido sulf**ídrico**

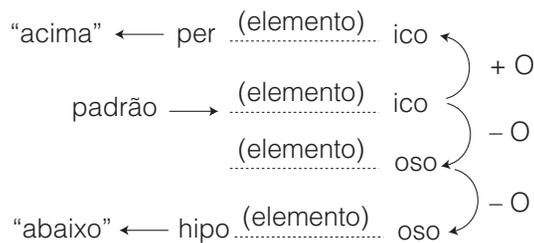
HCN: ácido cian**ídrico**

3. ÁCIDOS OXIGENADOS OU OXOÁCIDOS

Uma das maneiras mais simples de dar nome a esses ácidos é a partir do nome e da fórmula dos ácidos-padrão de cada grupo da tabela periódica.

| | | | | | |
|--|---|---|---|---|--|
| 17 (Cl, Br, I) | 16 (S, Se) | 15 (N, P, As) | | 14 (C) | 13 (B) |
| HClO ₃ ácido cl órico | H ₂ SO ₄ ácido sulf úrico | HNO ₃ ácido n ítrico | H ₃ PO ₄ ácido fos fórico | H ₂ CO ₃ ácido carb ônico | H ₃ BO ₃ ácido b órico |

Perceba que todos os nomes terminam em **ico**. A partir deles, acrescentando ou retirando oxigênio, conseguimos a fórmula de outros ácidos oxigenados.



Exemplo

ácido HClO₄ — — —
perclórico

ácido HClO₃ H₂SO₄ HNO₃ H₃PO₄
clórico sulfúrico nítrico fosfórico

ácido HClO₂ H₂SO₃ HNO₂ H₃PO₃
cloroso sulfuroso nitroso fosforoso

ácido HClO — — H₃PO₂
hipocloroso hipofosforoso

4. PREFIXOS ORTO, META E PIRO

Há alguns ácidos que podem ser encarados como provenientes da desidratação (perda de água) de outros ácidos. Nesse caso, utilizam-se os prefixos **orto**, **meta** e **piro** para fazer a diferenciação.

Exemplos

ácido **orto**fosfórico: H₃PO₄

ácido **meta**fosfórico: HPO₃

H₃PO₄ - H₂O = HPO₃ Meta = orto - H₂O

ácido **piro**fosfórico: H₄P₂O₇

2(H₃PO₄) - H₂O = H₄P₂O₇ Piro = 2(orto) - H₂O

Nota

A utilização do prefixo **orto** é facultativa:

H₃PO₄ - ácido **orto**fosfórico ou ácido fosfórico

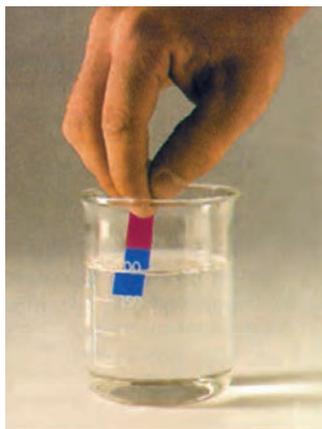
5. OCORRÊNCIA, USO E PROPRIEDADES DOS PRINCIPAIS ÁCIDOS

| PRINCIPAIS ÁCIDOS | |
|-------------------|---|
| Ácidos | Características |
| H_2SO_4 | principal ácido; usado na fabricação de fertilizantes; ácido da bateria; desidratante (absorve água); responsável pela chuva ácida. |
| HNO_3 | usado na fabricação de explosivos e de fertilizantes; responsável pela chuva ácida. |
| HCl | componente do suco gástrico; usado na limpeza de pisos e metais; ácido muriático (comercial). |
| H_2CO_3 | água com gás, refrigerantes e certas bebidas. |
| H_3PO_4 | acidulante e conservante. |
| H_3CCOOH | ácido acético, componente do vinagre. |
| HF | gravação de vidros. |
| H_2S | tóxico, tem cheiro de ovo podre. |
| HCN | tóxico, usado em câmaras de gás. |

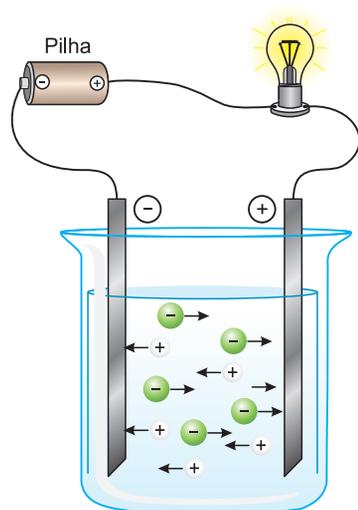
1. INTRODUÇÃO

As bases, antigamente, eram chamadas de **álcalis**. Essa palavra vem do árabe *al-qali*, que significa “cinza”, pois encontramos bases (como KOH) nas cinzas da madeira. Dessa palavra resulta também a expressão “águas alcalinas”, empregada para designar as águas minerais com características básicas. A palavra **base** surgiu no século XVIII. A seguir, mostraremos algumas descobertas importantes sobre as bases:

- Sabor adstringente, isto é, que “prende a língua”, como acontece ao se comer uma fruta verde.
- As bases azulam o papel de tornassol vermelho.



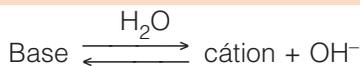
- Tornam a pele lisa e escorregadia.
- As bases conduzem a corrente elétrica em solução aquosa, e no polo positivo liberam gás oxigênio.



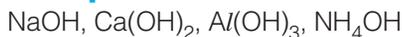
2. CONCEITO DE BASE SEGUNDO A TEORIA DE ARRHENIUS

Fundamentado em experiências de condutividade elétrica de soluções aquosas de bases, o químico Arrhenius propôs, em 1887, a seguinte definição:

Base é toda substância que, dissolvida em água, libera OH⁻ (ânion hidróxido) como o único tipo de ânion.



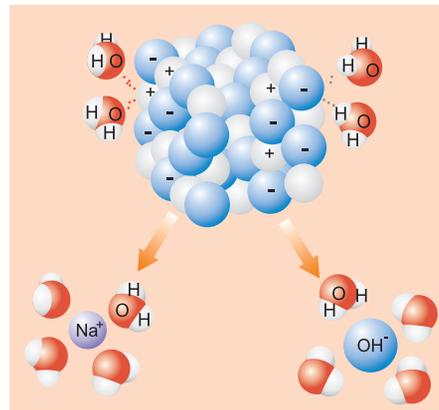
Exemplos de bases



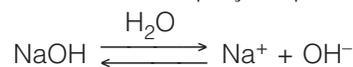
As bases dos metais são compostos iônicos e, em solução aquosa, sofrem **dissociação iônica**, isto é,

a água separa os íons, destruindo o retículo cristalino da base. Os íons ficam rodeados pelas moléculas polares da água.

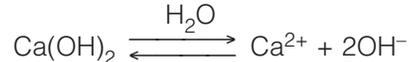
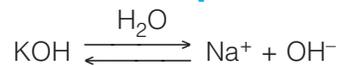
Esquema da dissociação iônica do NaOH:



Na forma de equação química:



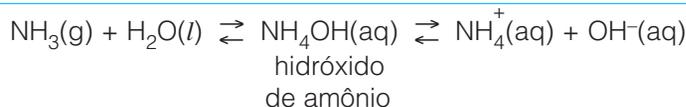
Outros exemplos



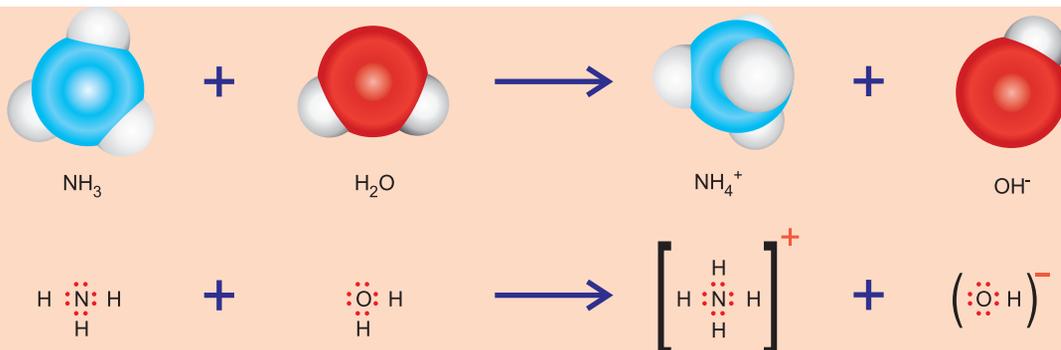
Assim, para Arrhenius, o íon OH⁻ é o responsável pelas propriedades das bases.

3. UMA BASE DIFERENTE: NH₄OH

O hidróxido de amônio (NH₄OH), que não é uma base de metal, resulta da ionização em água da amônia (NH₃), que é um composto molecular.



- Essa solução aquosa recebe o nome comercial de **amoníaco**.
- NH₄OH só existe em solução aquosa.



O íon NH_4^+ é denominado amônio. Você não deve confundir amônia (NH_3), que é uma molécula, com amônio (NH_4^+), que é um cátion.

4. NOMENCLATURA DAS BASES OU HIDRÓXIDOS

Para escrever ou dar o nome de uma base, é necessário que o leitor familiarize-se com a tabela dos principais cátions.

| Tabela dos principais cátions | |
|-------------------------------|----------------------------------|
| Nox = + 1 | Alcalinos, prata e amônio |
| Nox = + 2 | Alcalinoterrosos, zinco e cádmio |
| Nox = + 3 | Alumínio e bismuto |
| Nox = + 1 ou + 2 | Cobre e mercúrio |
| Nox = + 1 ou + 3 | Ouro |
| Nox = + 2 ou + 3 | Ferro, cobalto e níquel |
| Nox = + 2 ou + 4 | Chumbo e estanho |

M com Nox fixo: hidróxido de nome de M.

M com Nox variável: hidróxido de nome de M. Nox em algarismo romano e entre parênteses.

Exemplos

NaOH – Hidróxido de sódio

Mg(OH)_2 – Hidróxido de magnésio

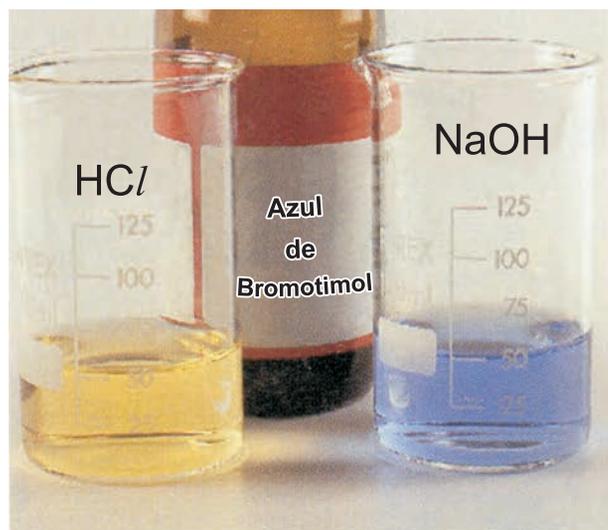
Al(OH)_3 – Hidróxido de alumínio

Fe(OH)_2 – Hidróxido de ferro (II)

Fe(OH)_3 – Hidróxido de ferro (III)

5. USOS E PROPRIEDADES DAS PRINCIPAIS BASES

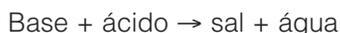
| Bases | Aplicações |
|--|--|
| NaOH | soda cáustica , principal base; produção de sabão e papel; limpa-forno (desentupir pias e ralos). |
| Mg(OH)_2 | leite de magnésia , antiácido estomacal. |
| Ca(OH)_2 | cal hidratada , pintura a cal, preparação de argamassa; adição aos solos para diminuir a acidez. |
| NH_4OH ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$) | produtos de limpeza, como Ajax, Fúria; produção de fertilizantes e HNO_3 . |



O indicador azul de bromotimol fica amarelo em meio ácido e azul em meio básico. Em meio neutro ($\text{pH} = 7$), esse indicador é verde. Na figura da direita, ocorreu a neutralização do HCl pelo NaOH .

1. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO

É a reação entre uma **base** e um **ácido**, a qual origina um **sal** e **água**.

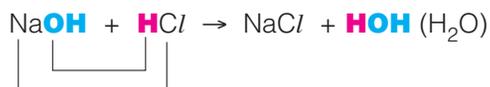


Unindo-se o cátion da base e o ânion do ácido, obtém-se o sal.

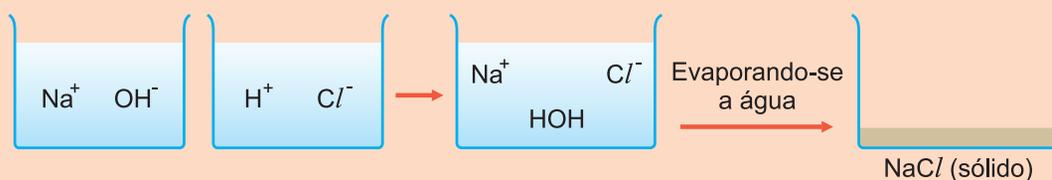
Unindo-se o OH^- da base e o H^+ do ácido, obtém-se a água.

Exemplo

Reação entre $\text{NaOH}(\text{aq})$ e $\text{HCl}(\text{aq})$:



Esquemáticamente, temos:

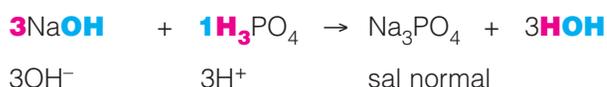
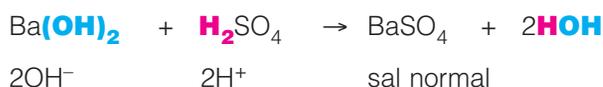
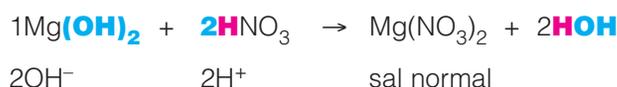


Quando misturamos as duas soluções conforme esquema acima, ocorre uma reação entre os íons OH^- e H^+ , formando água. Essa reação é chamada de neutralização.

2. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO TOTAL

A proporção em mols da base e do ácido é de tal forma que a quantidade em mols de íons OH^- é igual à quantidade em mols de íons H^+ . O sal formado é classificado como **sal normal**.

Exemplos

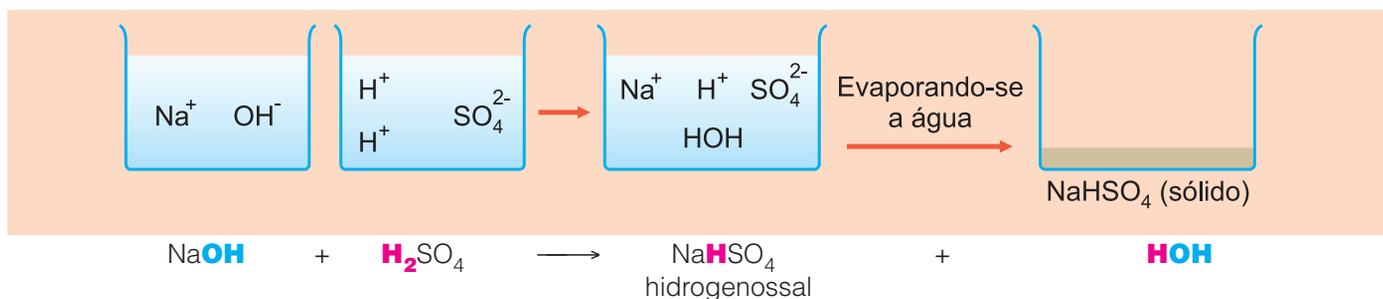


3. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO PARCIAL DO ÁCIDO

A proporção em mols da base e do ácido é de tal forma que nem todos os H^+ serão neutralizados. O sal formado é classificado como **hidrogenossal**.

Exemplo.

Reação entre hidróxido de sódio e ácido sulfúrico na proporção 1 : 1.

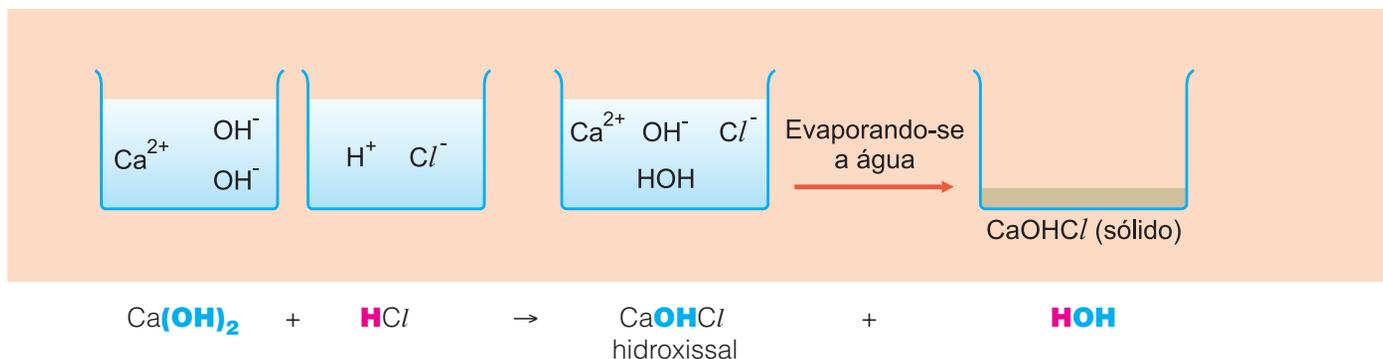


4. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO PARCIAL DA BASE

A proporção em mols da base e do ácido é de tal forma que nem todos os OH^- serão neutralizados. O sal formado é classificado como **hidroxissal**.

Exemplo

Reação entre hidróxido de cálcio e ácido clorídrico na proporção 1 : 1.



Conclusão

Podemos definir **sal** como um composto iônico que contém **cátion proveniente de uma base** e **ânion proveniente de um ácido**.

5. REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO COM NH_3

$\text{NH}_3 + \text{ácido} \rightarrow \text{sal de amônio (NH}_4^+)$

Exemplos

$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

6. NOMENCLATURA DOS ÂNIONS

A nomenclatura dos ânions é feita substituindo-se a terminação do nome do ácido pela terminação do nome do ânion, conforme a seguinte regra:

| Ácido | Ânion |
|--------|-------|
| ídrico | eto |
| ico | ato |
| oso | ito |

Exemplos

| Ácido | Ânion | Ácido | Ânion | Ácido | Ânion |
|------------------|-----------------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---|
| ídrico | eto | ico | ato | oso | ito |
| HCl | Cl ⁻ | H ₂ SO ₄ | SO ₄ ²⁻ | H ₂ SO ₃ | SO ₃ ²⁻ |
| clorídrico | cloreto | sulfúrico | sulfato | sulfuroso | sulfito |
| HBr | Br ⁻ | HNO ₃ | NO ₃ ⁻ | HNO ₂ | NO ₂ ⁻ |
| bromídrico | brometo | nítrico | nitrato | nitroso | nitrito |
| HF | F ⁻ | HClO ₃ | ClO ₃ ⁻ | HClO ₂ | ClO ₂ ⁻ |
| fluorídrico | fluoreto | clórico | clorato | cloroso | clorito |
| HI | I ⁻ | HClO ₄ | ClO ₄ ⁻ | HClO | ClO ⁻ |
| iodídrico | iodeto | perclórico | perclorato | hipocloroso | hipoclorito |
| H ₂ S | S ²⁻ | H ₃ PO ₄ | PO ₄ ³⁻ | H ₃ PO ₃ | HPO ₃ ²⁻ |
| sulfídrico | sulfeto | fosfórico | fosfato | fosforoso | fosfito |
| HCN | CN ⁻ | H ₂ CO ₃ | CO ₃ ²⁻ | H ₃ PO ₂ | H ₂ PO ₂ ⁻ |
| cianídrico | cianeto | carbônico | carbonato | hipofosforoso | hipofosfito |

Outros ânions importantes:

MnO₄⁻: ânion permanganato

CrO₄²⁻: ânion cromato

BO₃³⁻: ânion borato

HCO₃⁻: ânion hidrogenocarbonato

Cr₂O₇²⁻: ânion dicromato

7. NOMENCLATURA DOS SAIS

A nomenclatura dos sais é feita escrevendo-se o nome do ânion, a palavra “de” e o nome do cátion.

(nome do ânion) de (nome do cátion)

NaCl: cloreto de sódio

CaCO₃: carbonato de cálcio

NaHCO₃: hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio

Ca₃(PO₄)₂: fosfato de cálcio

Fe₂(SO₄)₃: sulfato de ferro (III)



Ni(NO₃)₂: nitrato de níquel (II) (verde)

K₂Cr₂O₇: dicromato de potássio (laranja)

CuSO₄ · 5H₂O: sulfato de cobre (II) penta-hidratado (azul)

8. PRINCIPAIS SAIS E SUAS APLICAÇÕES

| Sais | Aplicações |
|---------------------------------|---|
| NaCl | alimentação; soro fisiológico (0,9% de NaCl); conservação de carnes e peixes. |
| CaCO ₃ | calcário, mármore ; obtenção da cal (CaO); adição aos solos para diminuir acidez; fabricação de vidro e cimento; formação de cavernas. |
| NaNO ₃ | salitre do Chile ; fertilizante e componente da pólvora (NaNO ₃ + C + S). |
| NaHCO ₃ | bicarbonato de sódio , antiácido estomacal (Sonrisal, Eno etc.); extintor de incêndio tipo espuma; fermento de bolos, pães etc.; componente dos talcos desodorantes. |
| Na ₂ CO ₃ | barrilha ou soda , fabricação de vidro; tratamento da água. |