

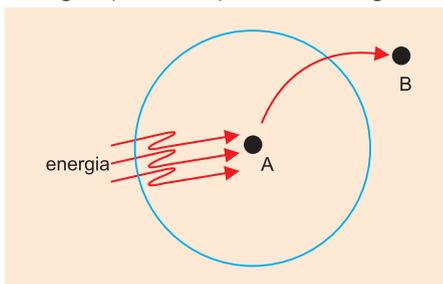
MÓDULO 25

Complementos de Atomística: Teoria dos Orbitais

1. PRINCÍPIO DA INCERTEZA OU DA INDETERMINAÇÃO (HEISENBERG)

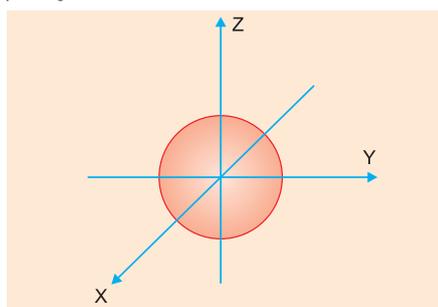
É impossível conhecer com exatidão a posição e a velocidade de um elétron simultaneamente.

Consideremos o átomo de hidrogênio, que tem um elétron apenas. Suponhamos que exista um supermicroscópio com o qual iremos focalizar a coroa à procura do elétron. Ao focalizar a coroa, nós mandamos energia para a região focalizada. Se por acaso existisse um elétron nessa região, agora ele não mais estaria nesse local, pois já teria recebido energia, pulando para outro lugar.



2. ORBITAL

Se o elétron girasse ao redor do núcleo, em órbitas determinadas, conheceríamos a sua posição e a sua velocidade, contrariando o princípio de Heisenberg. Assim, somos obrigados a dizer que o elétron não gira em órbitas determinadas ao redor do núcleo. Somente podemos prever a probabilidade de o elétron estar em certa posição, num determinado instante.

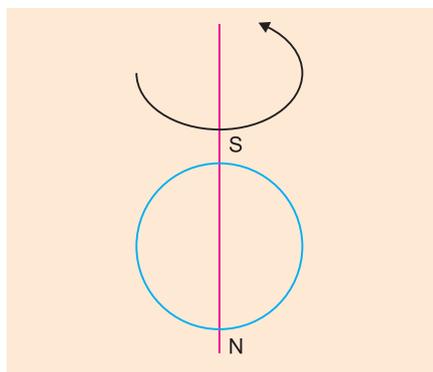


Orbital é a região do espaço que o elétron ocupa a maior parte do tempo.

3. CONCEITO DE ORBITAL (SCHRÖEDINGER)

É a região onde a probabilidade de se encontrar um elétron é máxima.

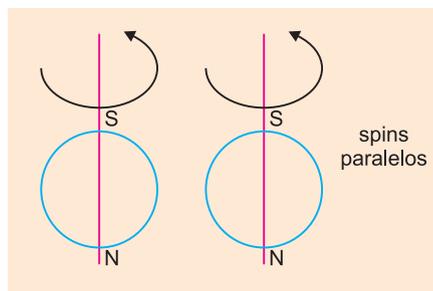
4. SPIN



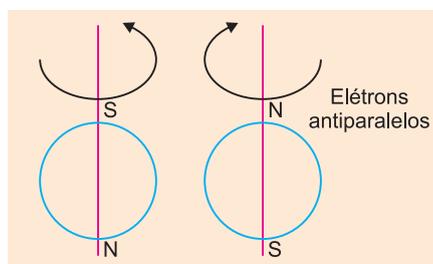
Na figura, um elétron girando no sentido anti-horário.

É o movimento de rotação do elétron. Devido ao spin, o elétron funciona como um pequeno ímã.

Dois elétrons de mesmo spin (↓↓) se repelem



Dois elétrons de spins opostos (↑↓) se atraem



5. PRINCÍPIO DE EXCLUSÃO DE PAULI

O Princípio de Exclusão de Pauli afirma que não mais do que dois elétrons podem ocupar um orbital, e isso somente se eles tiverem spins opostos.

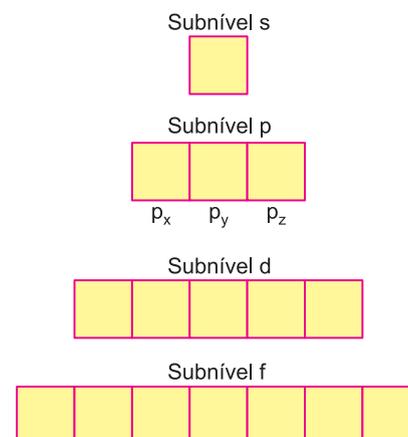
Representação do orbital



- ↓ – orbital com um elétron (incompleto).
- ↑ – orbital com um elétron de spin contrário ao do anterior.
- ↑↓ – orbital com 2 elétrons de spins contrários, ou seja, completo.

Decorre do Princípio de Pauli:

1. **Subnível s** é uma região que comporta 2 elétrons. Ora, orbital é uma região que comporta 2 elétrons. Logo, cada subnível s é um orbital s. A camada K é um orbital s.
2. **Subnível p** é uma região que comporta até 6 elétrons. Logo, no subnível p existem 3 orbitais, chamados p_x , p_y , p_z .
3. **Subnível d** (10 elétrons) tem 5 orbitais.
4. **Subnível f** (14 elétrons) tem 7 orbitais.



6. REGRA DE HUND (MÁXIMA MULTIPLICIDADE)

Em um subnível, adicionar um elétron em cada orbital, com o mesmo spin do anterior.



7. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA EM ORBITAIS

Primeiramente, devem-se preencher os orbitais de baixa energia e depois os de maior energia.

Devem ser preenchidos antes os subníveis e depois os orbitais do subnível.

Nota

Ao conjunto de regras e princípios utilizados na configuração eletrônica dá-se o nome de Princípio *Aufbau* ("construção", em alemão):



- 1) Ordem crescente de energia;
- 2) Princípio de Pauli;
- 3) Regra de Hund.

Exemplo

Fe ($Z = 26$)

MÓDULO 26

Os Quatro Números Quânticos

1. CONCEITO

Os quatro números quânticos são números que identificam o elétron. É o "endereço" do elétron.

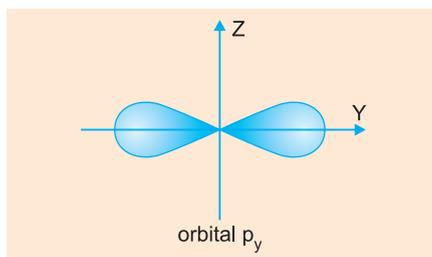
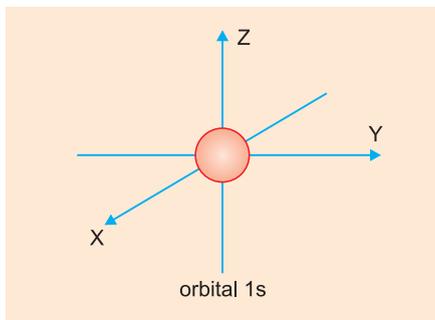
2. NÚMERO QUÂNTICO PRINCIPAL (n)

- Valores: $n = 1, 2, 3, \dots$ Representa:
- a distância do orbital ao núcleo (2s está mais longe do núcleo que 1s);
 - tamanho do orbital;
 - energia do elétron;
 - a camada ($n = 3 \rightarrow M$).

3. NÚMERO QUÂNTICO SECUNDÁRIO OU AZIMUTAL (l)

- Valores em uma camada de número n : $0, 1, 2, \dots (n - 1)$. Representa:
- o subnível:

$l = 0 \Rightarrow s$	$l = 2 \Rightarrow d$
$l = 1 \Rightarrow p$	$l = 3 \Rightarrow f$
 - forma do orbital: ($l = 0 \Rightarrow$ esférico; $l = 1 \Rightarrow$ halteres);



III) energia do elétron:

A energia é proporcional à soma $(n + l)$.

Para átomos com muitos elétrons, a energia de um elétron é determinada não só pelo valor de n , mas também pelo valor de l . Assim, para um dado valor de n , elétrons p têm energia ligeiramente maior que elétrons s . O orbital 2p tem mais energia que o orbital 2s.

4. NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (m OU m_l)

Descreve a orientação do orbital no espaço. O número "m" pode ter qualquer valor inteiro entre $+l$ e $-l$, inclusive zero.

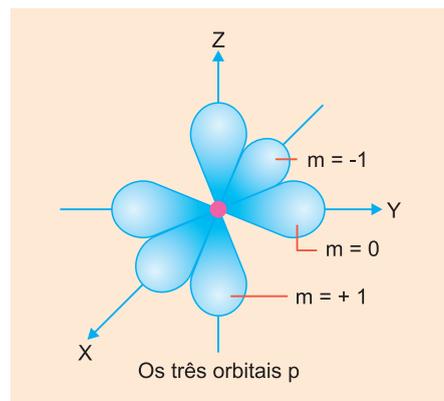
Exemplo

Orbitais p : $m = -1, 0, +1$. A energia de um elétron em um átomo é independente da direção do orbital (a não ser quando o átomo está num campo magnético ou elétrico), portanto, elétrons com diferentes valores de m têm a mesma energia, quando apresentam o mesmo n e o mesmo l .

Os três orbitais p estão orientados segundo os três eixos, x, y, z , existindo, portanto, um ângulo de 90° entre eles. A cada direção, associa-se um valor de m .

Valores em subnível de número l :

$-l \rightarrow 0 \rightarrow +l$		
s		p
m		m m m
0		-1 0 +1
		d
m m m m m		
-2 -1 0 +1 +2		
		f
m m m m m m m		
-3 -2 -1 0 +1 +2 +3		



5. NÚMERO QUÂNTICO SPIN (s OU m_s)

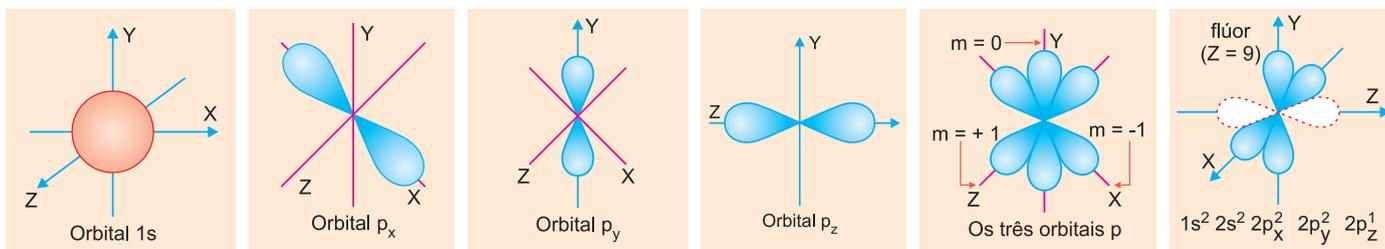
Descreve a rotação do elétron em torno do seu eixo. O número " m_s " pode ter somente os valores $+1/2$ e $-1/2$.

Dois elétrons de um mesmo orbital apresentam os três primeiros números quânticos iguais, mas possuem *spins* opostos. Portanto, de acordo com Pauli, dois elétrons de um mesmo átomo nunca podem ter os mesmos quatro números quânticos.

6. FORMA E ORIENTAÇÃO DOS ORBITAIS NO ESPAÇO

Orbitais atômicos têm distribuição definida no espaço. Os orbitais **s** são esfericamente simétricos ao re-

dor do núcleo. Os orbitais **p** têm a forma de halteres ou de um oito. Os números quânticos magnéticos governam a orientação. Esses três halteres são representados por p_x , p_y , p_z e estão orientados segundo os três eixos cartesianos



A forma e a orientação dos orbitais s e p no espaço.

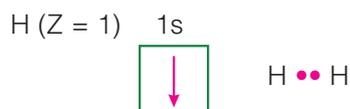
MÓDULO 27

Modelo Orbital da Ligação Covalente

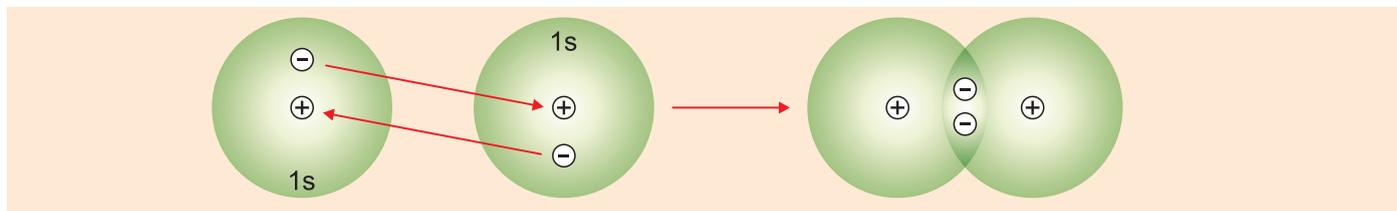
1. SUPERPOSIÇÃO DE ORBITAIS (OVERLAP)

Na ligação covalente, ocorre compartilhamento de pares de elétrons. Usando-se orbitais, ocorre uma sobreposição (*overlap*) deles.

Exemplificaremos, tomando a molécula do hidrogênio.



Se dois átomos de hidrogênio estiverem próximos, o elétron de um átomo será atraído pelo núcleo do outro. Os dois orbitais atômicos se superpõem, formando um orbital molecular que contém dois elétrons com *spins* opostos.

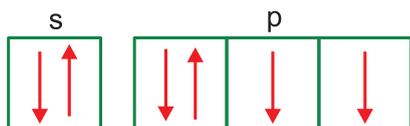


A ligação na molécula H_2 forma-se pela superposição dos dois orbitais 1s.

2. FAMÍLIA DO OXIGÊNIO

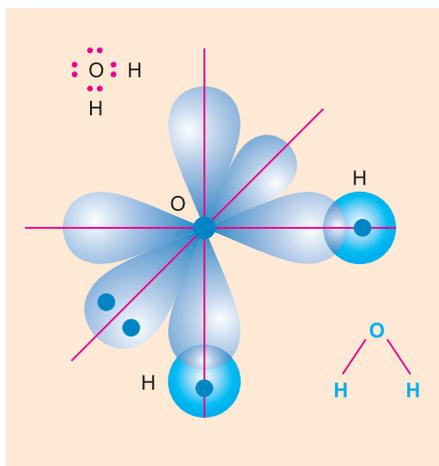
O(8), S(16), Se(34), Te(52).
Apresentam 6 elétrons na camada de valência.

O : 2, 6
S : 2, 8, 6

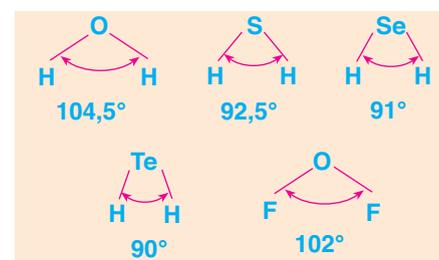


Como os dois elétrons não emparelhados estão em orbitais p (perpendiculares), as moléculas serão angulares (forma de V). Os núcleos dos três átomos não estão em linha reta.

Exemplo
água (H_2O).



O ângulo previsto na água é 90° , mas o ângulo real é $104,5^\circ$, devido à repulsão entre os núcleos de hidrogênio.



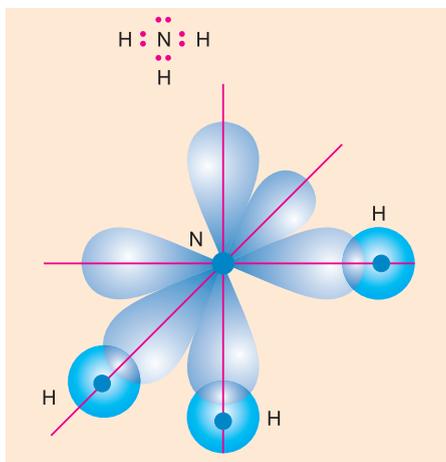
3. FAMÍLIA DO NITRÓGENIO

N(7), P(15), As(33), Sb(51).
Apresentam 5 elétrons na camada de valência:

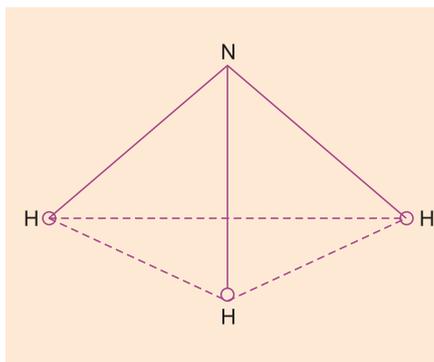


Os três elétrons não emparelhados estão em orbitais p. Como estes são perpendiculares, as moléculas são espaciais (pirâmide trigonal).

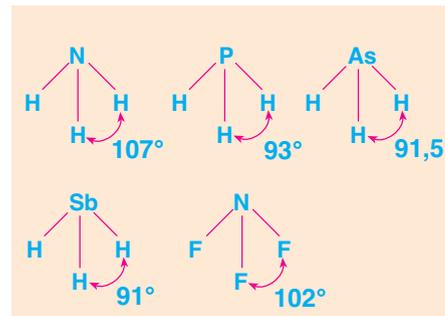
Exemplo: amônia (NH₃).



O núcleo do nitrogênio está no vértice da pirâmide, sendo a base formada pelos três núcleos de hidrogênio.



O ângulo previsto na molécula de amônia é 90°. O ângulo real é aproximadamente 107°, devido à repulsão entre os núcleos de hidrogênio.



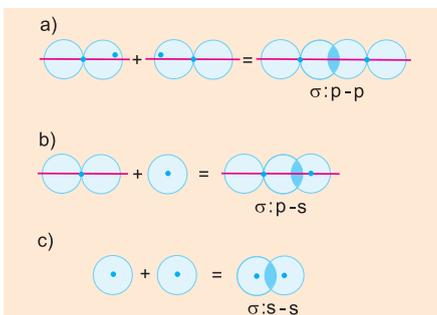
MÓDULO 28

Ligações sigma e pi

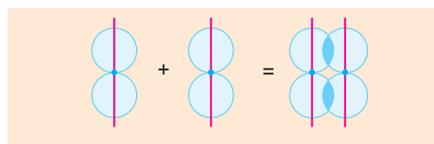
1. SUPERPOSIÇÃO DE ORBITAIS (OVERLAP)

Na ligação covalente, o par eletrônico é formado pela superposição dos orbitais (*overlap*) dos átomos. Quando os dois orbitais se interpenetram em um mesmo eixo, a ligação é chamada sigma (σ).

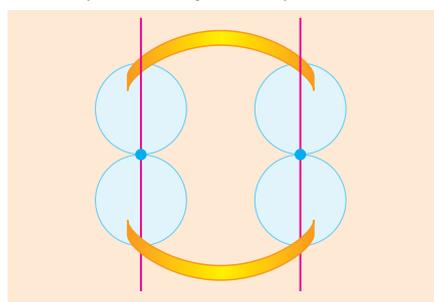
Exemplos



Quando dois orbitais p se interpenetram lateralmente (eixos paralelos), a ligação é denominada pi (π).



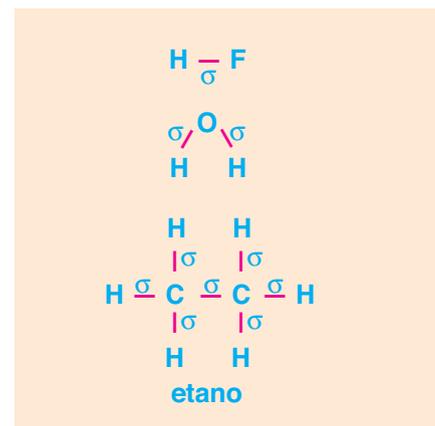
Representação esquemática:



2. LIGAÇÃO SIMPLES: A •• B, A — B

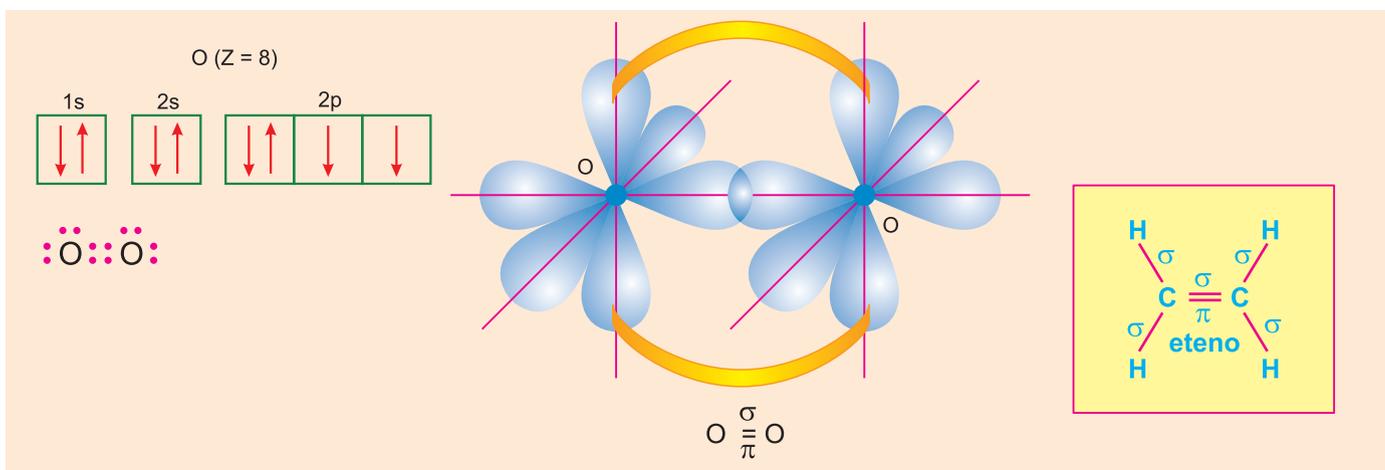
É uma ligação sigma.

Exemplos



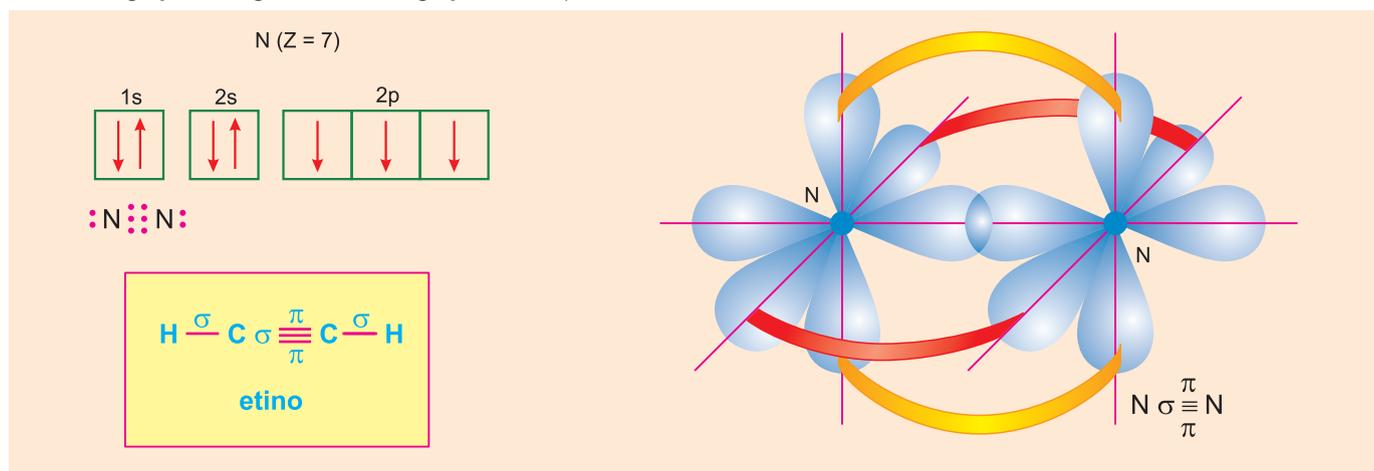
3. LIGAÇÃO DUPLA: A :: B, A = B

Uma ligação é sigma e a outra é pi.



4. LIGAÇÃO TRIPLA: A $\text{:}::\text{B}$, A $\equiv\text{B}$

Uma ligação é sigma e duas ligações são pi.



MÓDULO 29

Hibridação de Orbitais

1. HIBRIDAÇÃO DE ORBITAIS

É um rearranjo de orbitais, isto é, uma mudança na forma, energia e orientação dos orbitais.

2. HIBRIDAÇÃO sp^3

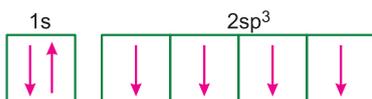
Encontramos este tipo de hibridação nas moléculas de fórmula XY_4 , em que X é um elemento da família do carbono:

C (Z = 6), Si (Z = 14), Ge (Z = 32), Sn (Z = 50), Pb (Z = 82).

Todos eles apresentam 4 elétrons na camada de valência.

• Estado hibridado

O orbital 2s e os três orbitais 2p se rearranjam, formando 4 orbitais equivalentes denominados sp^3 .

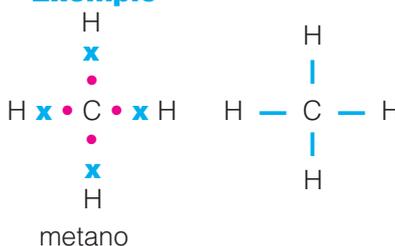


O orbital s é esférico, os orbitais p têm forma de halteres e os orbitais sp^3 , a forma de um “queijo provolone” (um lobo pequeno e um lobo grande). Os quatro orbitais sp^3 se dirigem para os vértices de um tetraedro regular.

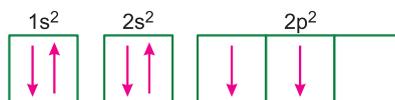
As moléculas XY_4 são tetraédricas.

Sabemos que o carbono é tetravalente e as quatro valências são equivalentes.

Exemplo



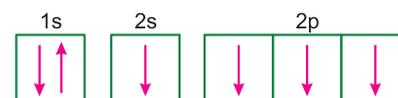
• Estado fundamental



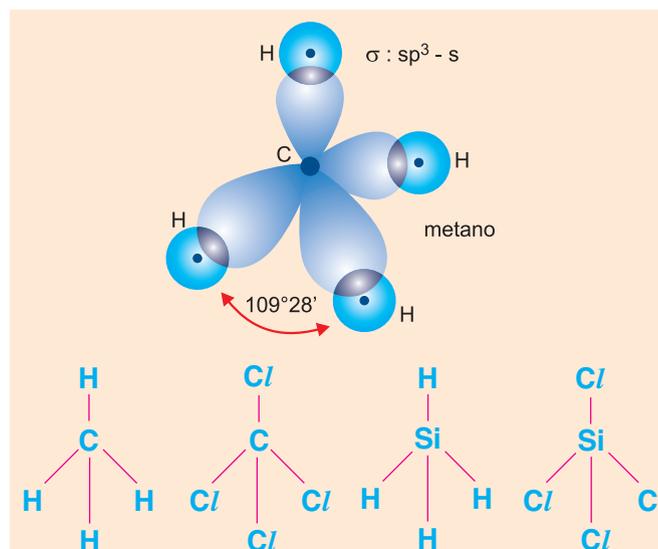
Por essa estrutura, o carbono seria bivalente (dois elétrons desemparelhados).

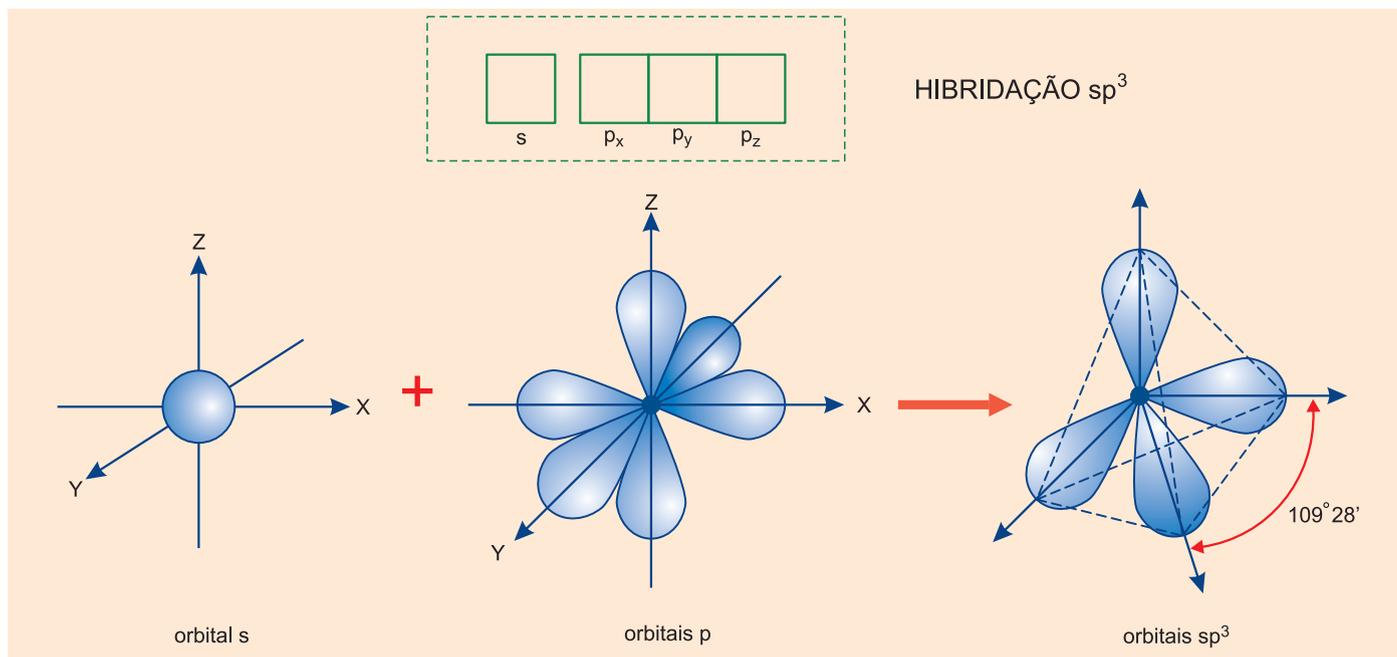
• Estado excitado (ativado)

Por absorção de energia, um elétron 2s é promovido para o orbital 2p.



O carbono já é tetravalente, mas por essa estrutura as 4 valências não são equivalentes.

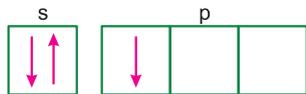




3. HIBRIDAÇÃO sp^2

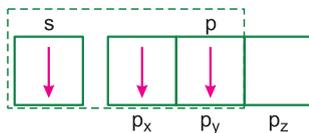
Este tipo de hibridação aparece na família do boro: B(5), Al(13), Ga(31), In (49), Tl(81).

Apresentam 3 elétrons na camada de valência:

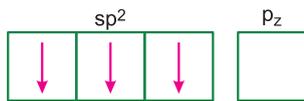


Por essa estrutura, eles seriam monovalentes. Como são trivalentes,

há ativação de um desses elétrons:



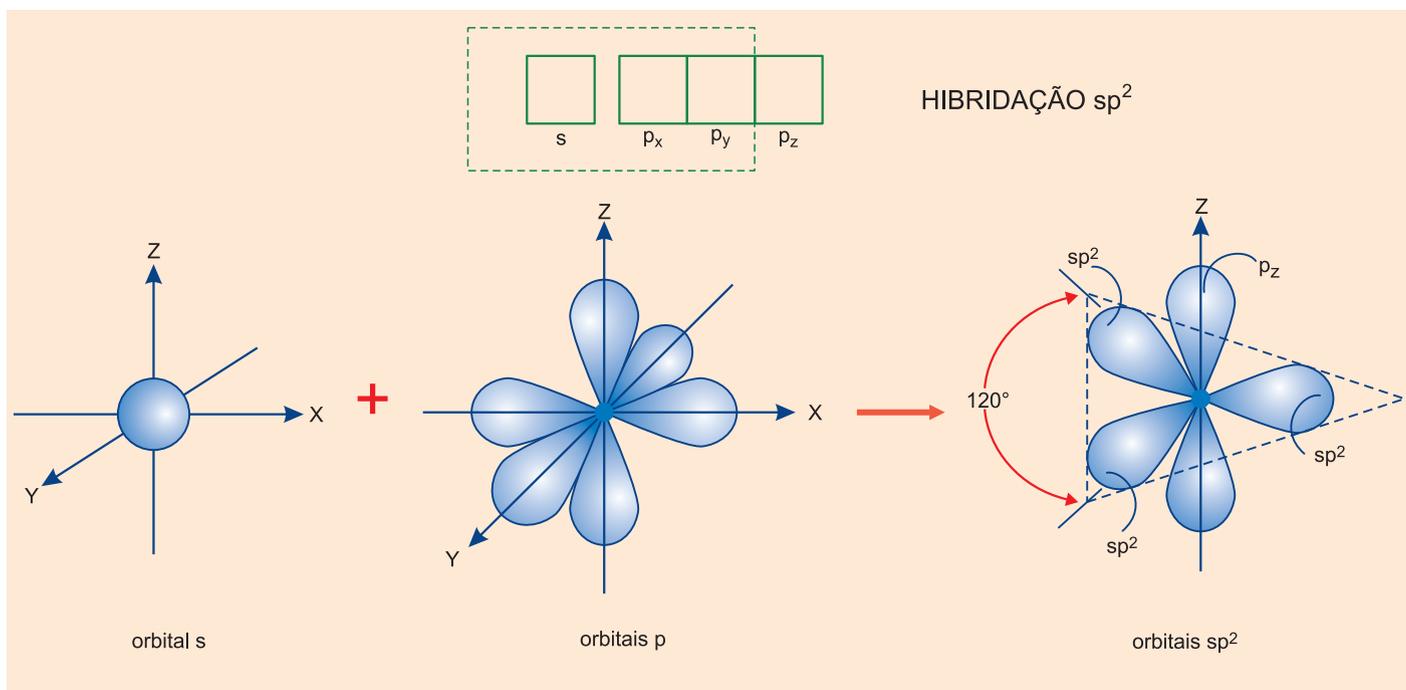
Fazemos agora uma hibridação do tipo sp^2 .

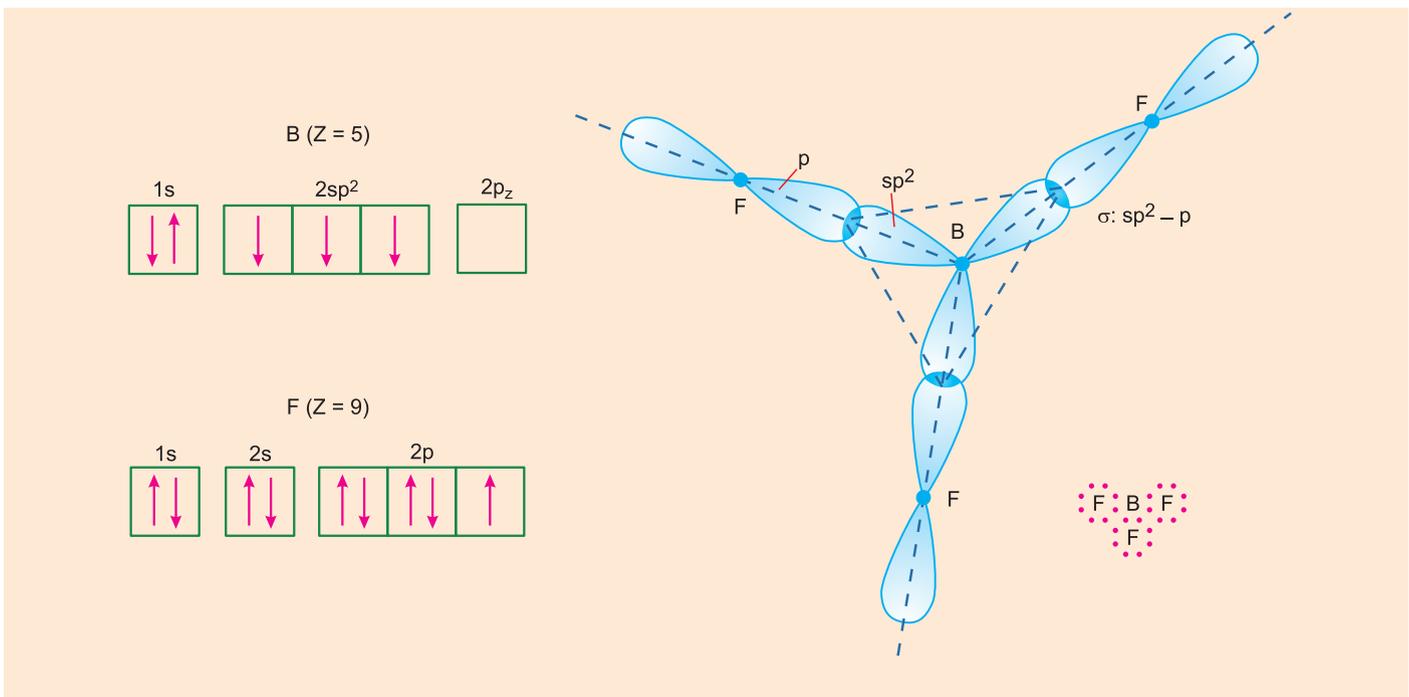


Os três orbitais sp^2 se dirigem para os vértices de um triângulo equilátero, pois assim eles ficarão o mais afastado possível um do outro.

Observe que o orbital p_z não foi hibridado, isto é, a hibridação sp^2 possui um orbital p puro (não híbrido), perpendicular ao plano dos orbitais sp^2 .

As moléculas BF_3 , BCl_3 , BH_3 , $AlCl_3$ são planas triangulares (planas trigonais).





A molécula do trifluoreto de boro (BF_3) é plana trigonal e não obedece à regra do octeto (o boro fica com 6 elétrons na camada de valência).

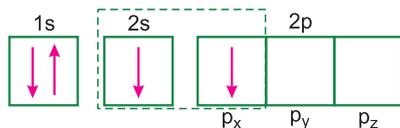
4. HIBRIDAÇÃO sp

Como exemplo, temos o berílio ($Z = 4$), que apresenta 2 elétrons na camada de valência:



Por essa estrutura, o berílio não

faria ligações. Como ele é bivalente, é ativado:

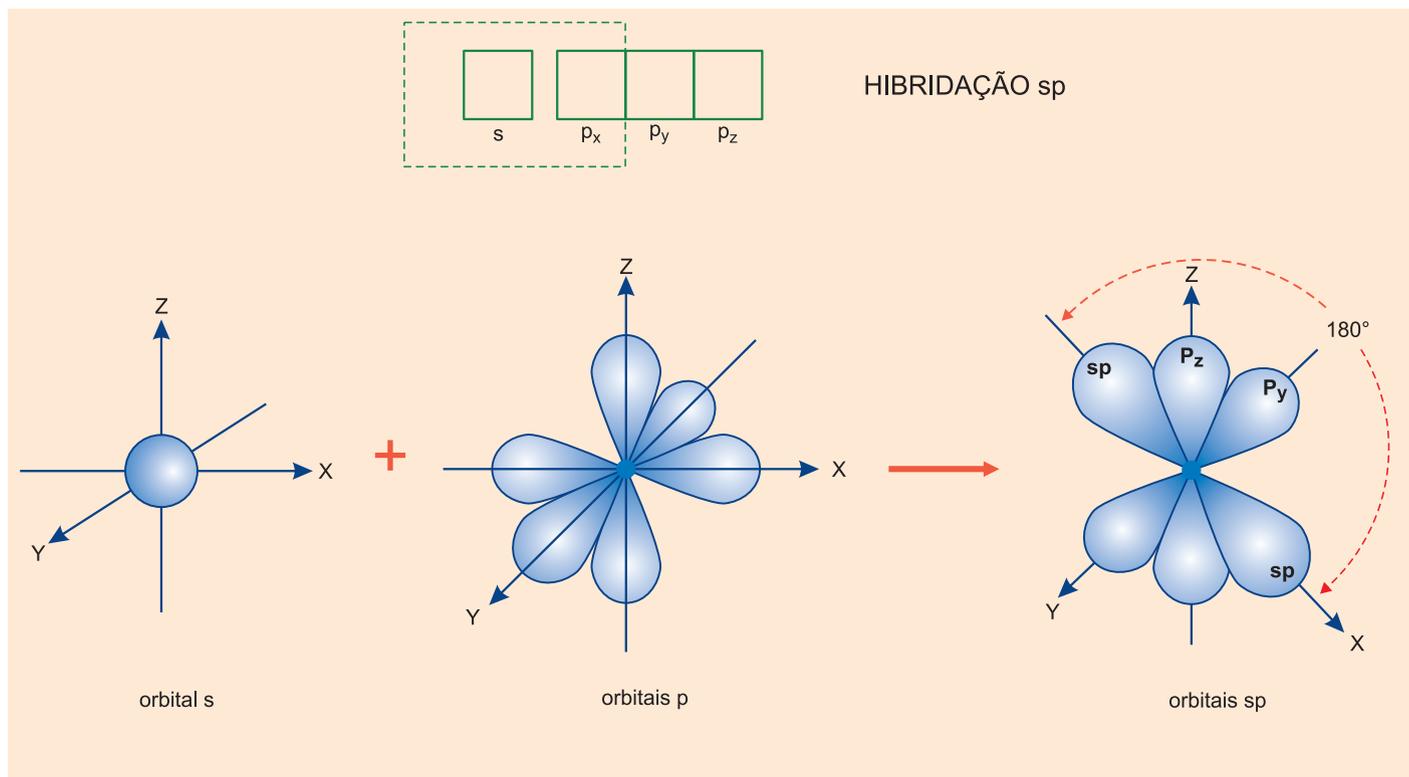


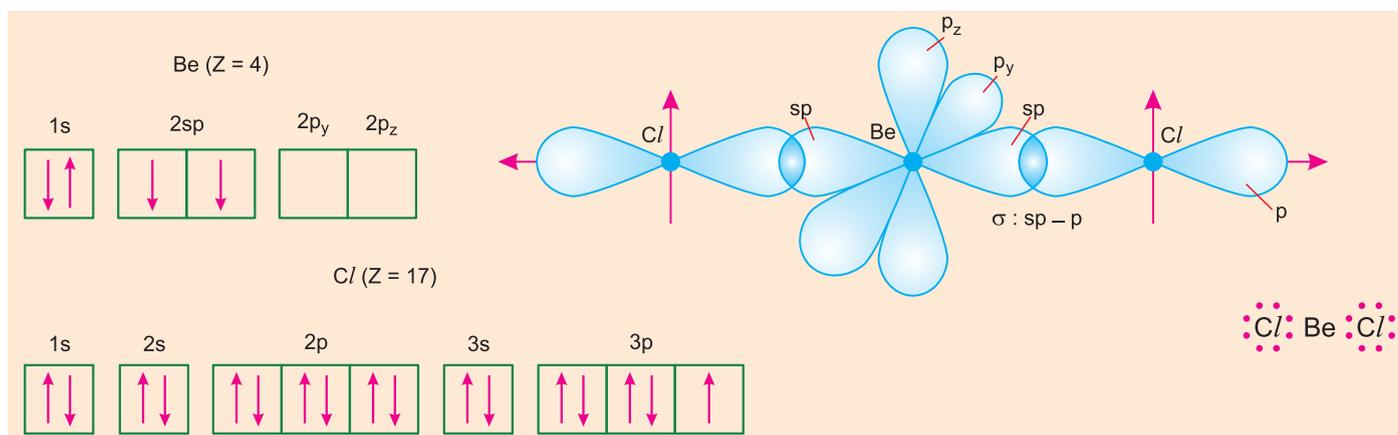
Fazemos, agora, uma hibridação do tipo sp :



Os dois orbitais sp se repelem, ficando em oposição. As moléculas BeH_2 , $BeCl_2$ são lineares.

Observe que a hibridação sp possui dois orbitais p puros.





A molécula do cloreto de berílio (BeCl_2) é linear e não obedece à regra do octeto (o berílio fica com 4 elétrons na camada de valência).

MÓDULO 30

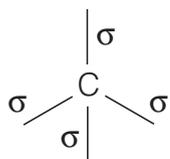
Hibridação do Carbono

1. HIBRIDAÇÃO DO CARBONO

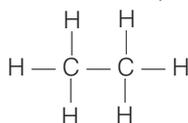
Dependendo das condições, o carbono pode apresentar os três tipos de hibridação.

2. CARBONO NÃO FAZ LIGAÇÃO PI (ESTABELECE SOMENTE LIGAÇÕES SIMPLES)

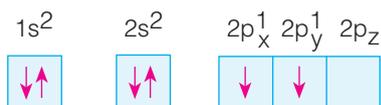
A hibridação é sp^3 , o ângulo entre as ligações é $109^\circ 28'$ e o carbono está no centro de um tetraedro.



Consideremos, como exemplo, o etano.



A configuração do átomo de carbono no estado isolado (estado fundamental) é:



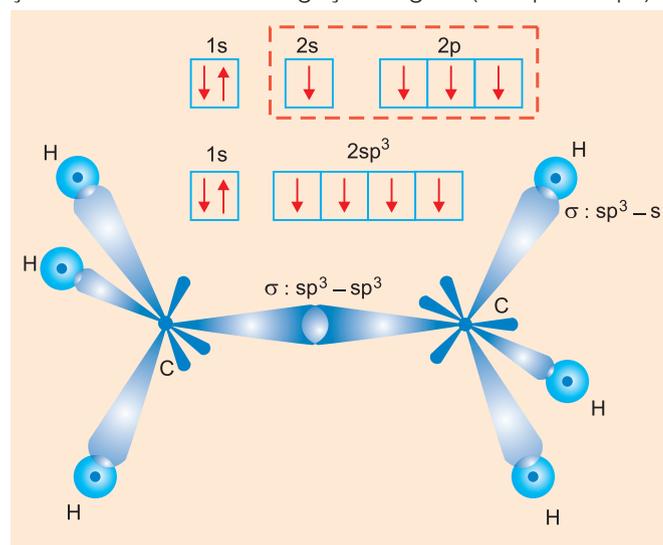
De acordo com essa estrutura, o carbono deveria ser bivalente, pois poderia emparelhar dois elétrons, respectivamente, nos orbitais $2p_x$ e $2p_y$.

O carbono, no entanto, é tetravalente. Ocorre com esse elemento o fenômeno da hibridação.

Quando o carbono estabelece somente ligações simples, o orbital $2s$ se hibridiza com os três orbitais $2p$,

dando origem a quatro orbitais hibridizados sp^3 , apresentando estrutura tetraédrica.

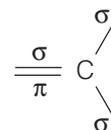
A ligação C — C seria formada, portanto, pela interpenetração direta de dois orbitais sp^3 . A essa ligação dá-se o nome de ligação sigma ($\sigma : sp^3 - sp^3$).



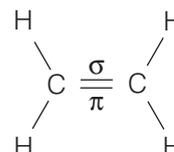
A molécula do etano é espacial (dois tetraedros unidos por um vértice).

3. CARBONO FAZ UMA LIGAÇÃO PI

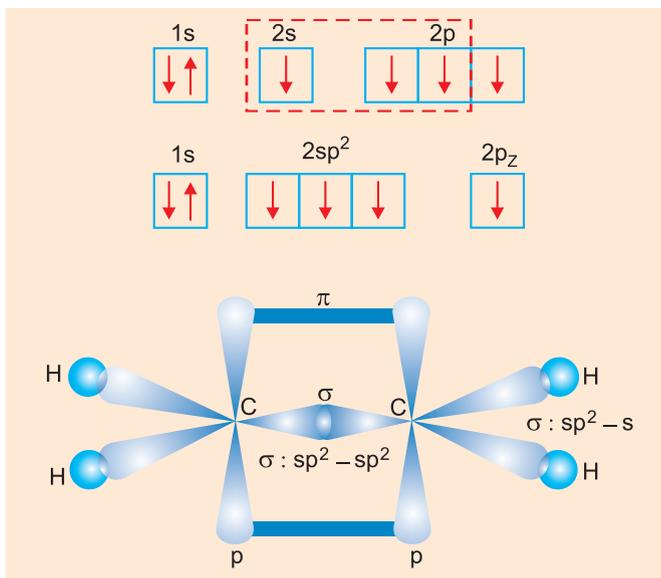
A hibridação é sp^2 , o ângulo entre as ligações é 120° .



Consideremos, como exemplo, o eteno:



A hibridação do C é sp^2 , pois há necessidade de um orbital p para estabelecer a ligação pi.



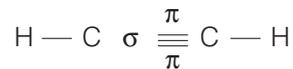
A molécula do eteno é plana.

4. CARBONO FAZ DUAS LIGAÇÕES PI

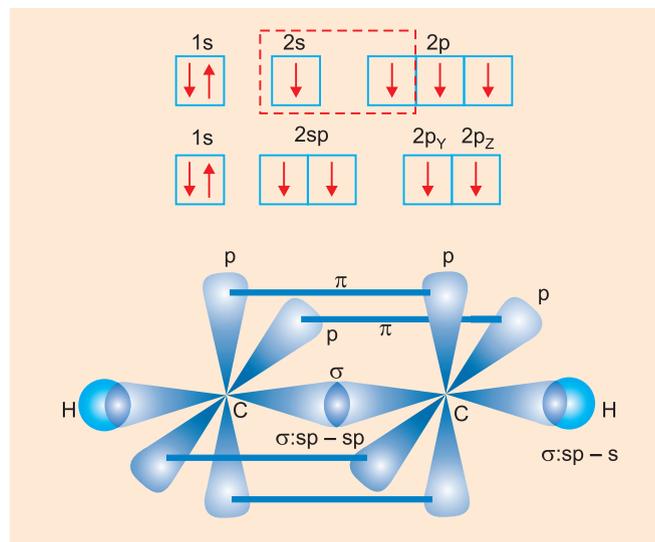
A hibridação é sp , o ângulo entre as ligações é 180° .



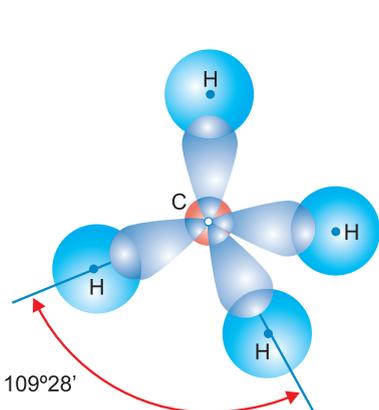
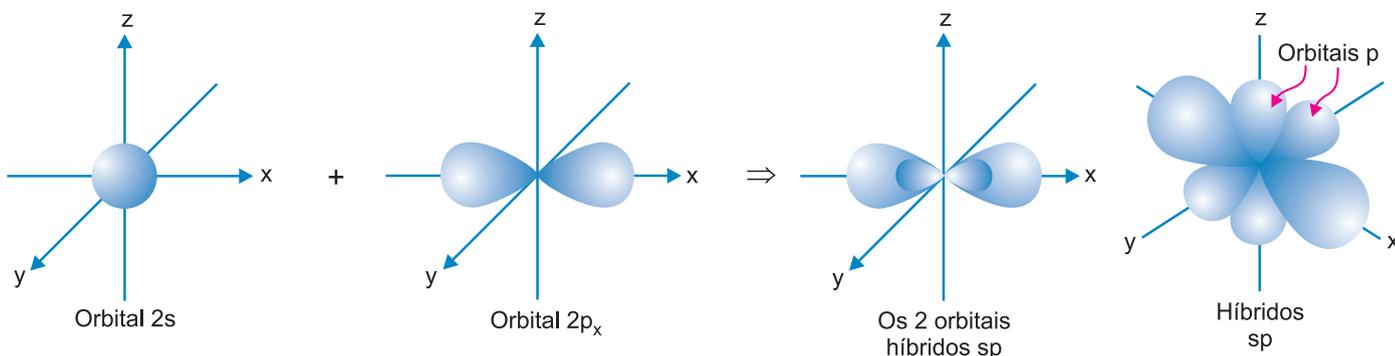
Tomemos, como exemplo, o etino (acetileno).



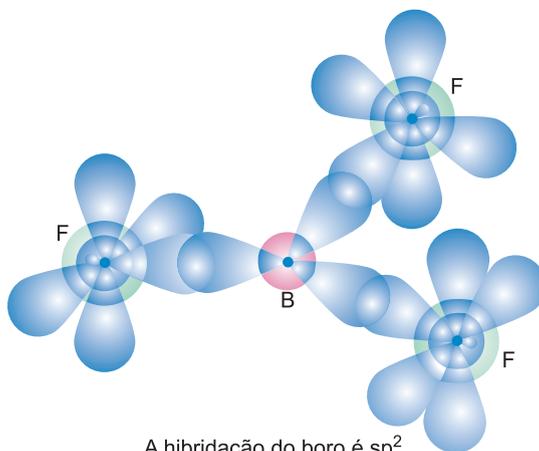
A hibridação do C é sp , pois há necessidade de dois orbitais p para fazer as ligações pi.



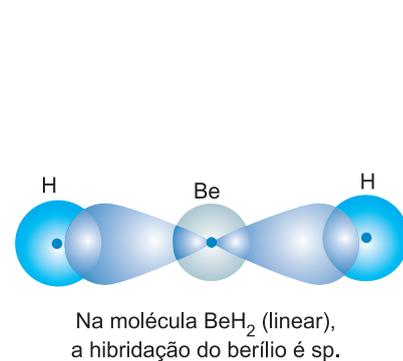
A molécula do etino apresenta os quatro núcleos em uma mesma linha reta.



A molécula CH_4 é tetraédrica, apresentando o carbono hibridação sp^3



A hibridação do boro é sp^2 na molécula BF_3 (plana trigonal).



Na molécula BeH_2 (linear), a hibridação do berílio é sp .

Ressonância

Ressonância

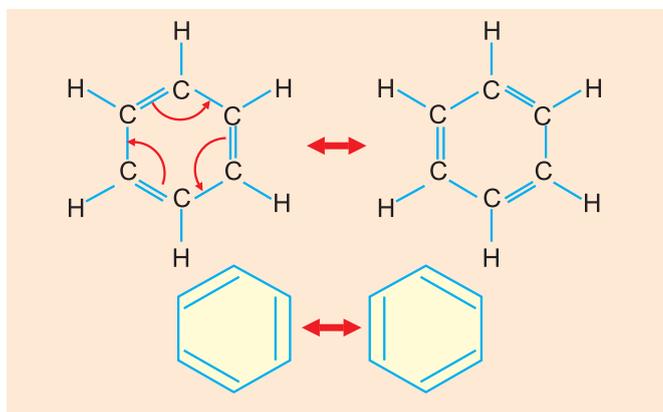
Mantendo os núcleos no mesmo lugar, se for possível mudar a posição de ligação pi, ocorre ressonância.

A estrutura do benzeno

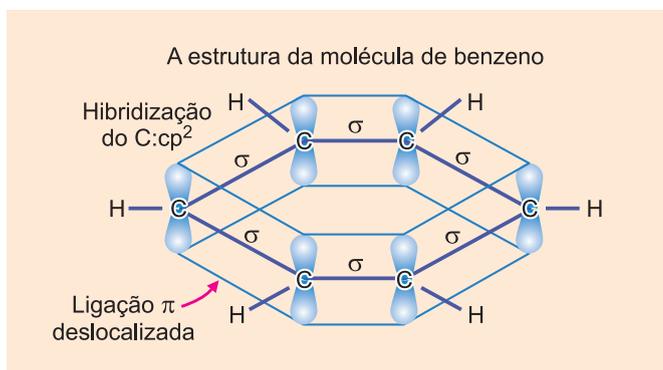
A estrutura de Kekulé para o benzeno (C_6H_6) admitia três ligações duplas alternadas. No entanto, o comprimento da ligação carbono-carbono no benzeno (1,40Å) é intermediário ao da ligação dupla (1,34Å) e da ligação simples (1,54Å).

Isso significa que no benzeno a ligação carbono-carbono não é dupla nem simples: é uma ligação intermediária.

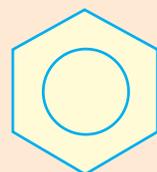
Observe que na estrutura de Kekulé é possível mudar a posição das ligações π .



Essas estruturas são chamadas **formas canônicas**, pois elas não existem. A verdadeira estrutura do benzeno apresenta uma **ligação pi deslocalizada**, isto é, uma nuvem eletrônica ligando os seis átomos de carbono formada pela superposição dos orbitais p.



Por esse motivo, o benzeno é representado esquematicamente assim:



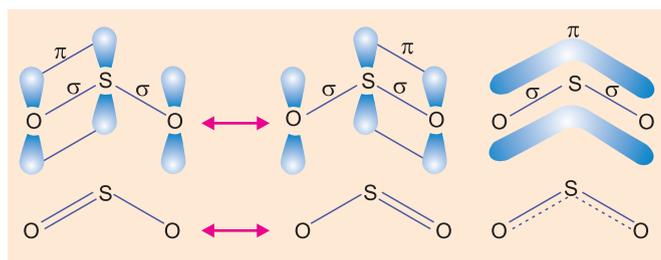
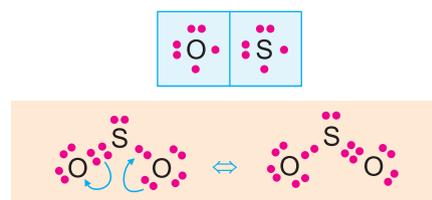
Observe que:

1. As formas canônicas não existem.
2. Só existe uma estrutura para o benzeno, que é intermediária a essas duas estruturas (o híbrido de ressonância).
3. Não existe equilíbrio entre as formas canônicas, pois estas não existem.
4. ÁTOMO NÃO SAI DO LUGAR.

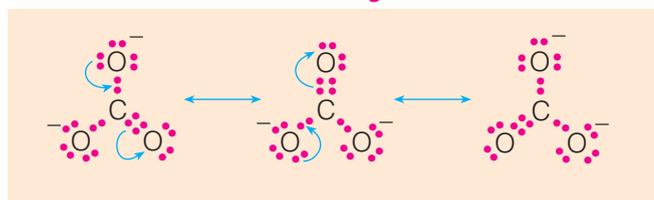
Outros exemplos de ressonância

Toda espécie do tipo $\begin{matrix} & B \\ & // \\ A & \\ & \backslash \\ & B \end{matrix}$ apresenta ressonância.

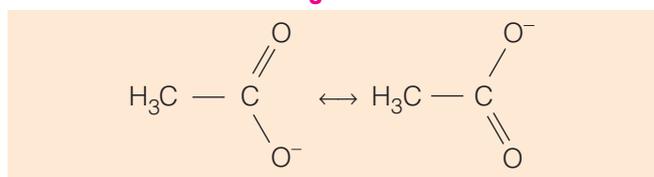
• Dióxido de enxofre - SO_2



• Íon carbonato - CO_3^{2-}



• Íon acetato - $H_3C - COO^-$

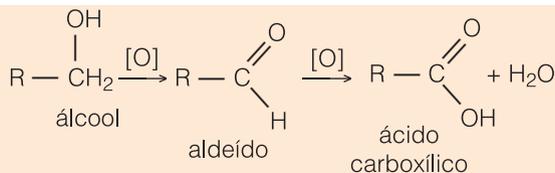


MÓDULO 25

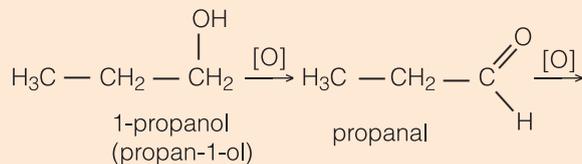
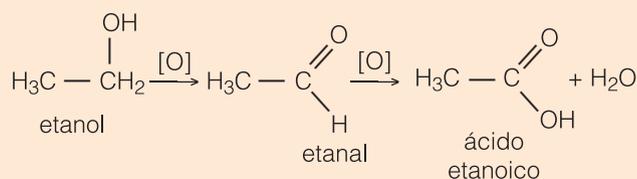
Reações Orgânicas II: Oxidação dos Alcoóis

Os alcoóis sofrem oxidação em presença de oxidantes comuns (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$...) ou com oxigênio do ar.

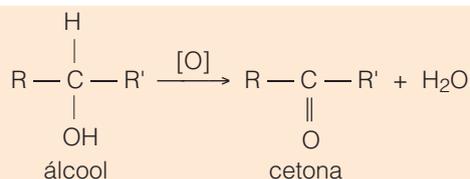
OXIDAÇÃO DE ÁLCOOL PRIMÁRIO



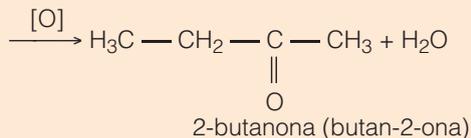
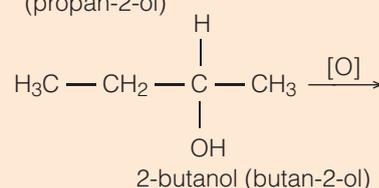
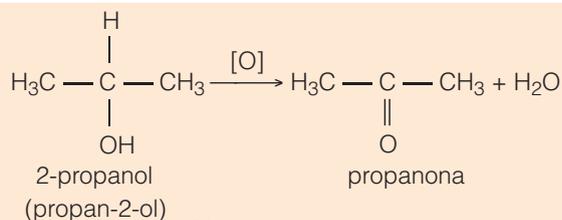
Exemplos



OXIDAÇÃO DE ÁLCOOL SECUNDÁRIO

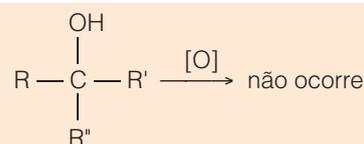


Exemplos



OXIDAÇÃO DE ÁLCOOL TERCIÁRIO

Praticamente não ocorre com oxidantes normais.



Curiosidade: BAFÔMETRO

Os sais de dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, são alaranjados e, ao reagirem com um álcool, são convertidos em sais verdes de Cr^{3+} . Tal variação de cor é utilizada em aparelhos para testar o teor de etanol no hálito de motoristas suspeitos de embriaguez.

A reação do etanol com o sal de dicromato envolve a oxidação do etanol para ácido acético.

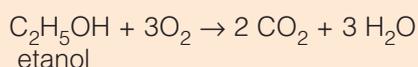
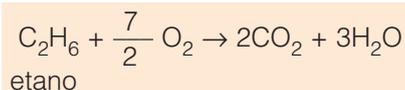
MÓDULO 26

Combustão, Caráter Ácido e Básico

1. REAÇÃO DE COMBUSTÃO COMPLETA

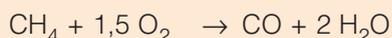
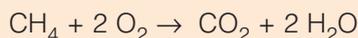
De um modo geral, a combustão total (queima total) de hidrocarbonetos e compostos orgânicos oxigenados produz gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

Exemplos



2. REAÇÃO DE COMBUSTÃO INCOMPLETA

Se a queima efetuar-se em atmosfera mais pobre em oxigênio, forma-se o venenoso monóxido de carbono (CO). Com pouco oxigênio, forma-se fuligem (carbono).

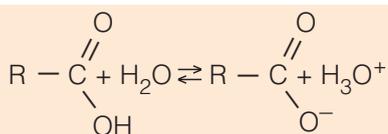


3. CARÁTER ÁCIDO E BÁSICO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

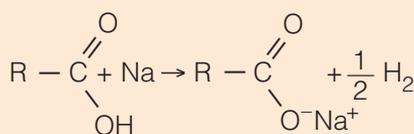
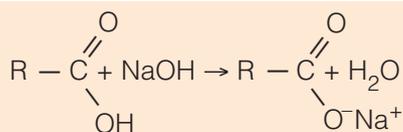
□ Ácidos carboxílicos

Os ácidos carboxílicos, $\text{R} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$,

apresentam a propriedade de ionizar o hidrogênio da carboxila, quando em solução aquosa.

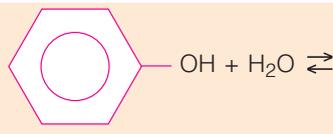


Os ácidos carboxílicos reagem com bases, formando sais (neutralização), e com metais reativos, liberando gás hidrogênio.



❑ Fenóis

Os fenóis são ácidos orgânicos mais fracos do que os ácidos carboxílicos. Ionizam-se em solução aquosa, de acordo com a equação:

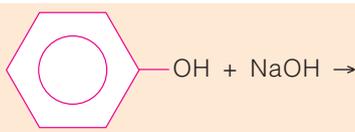


fenol ou ácido fênico

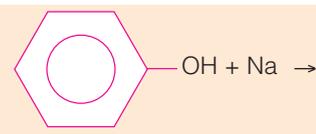


fenóxido ou fenolato

Os fenóis reagem com bases, formando sais que são denominados fenóxidos (ou fenolatos), e com metais reativos, liberando gás hidrogênio.



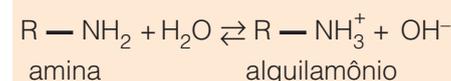
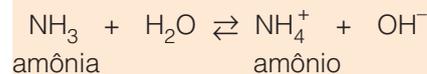
fenóxido de sódio



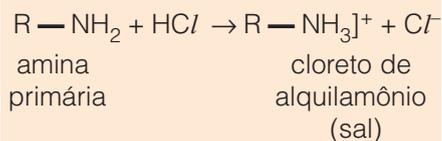
fenóxido de sódio

❑ Aminas

As aminas são compostos orgânicos nitrogenados que apresentam caráter básico, tal como a amônia.



As aminas reagem com ácidos, produzindo sais.



MÓDULO 27

Petróleo: Frações, Craqueamento e Octanagem



1. CONCEITO

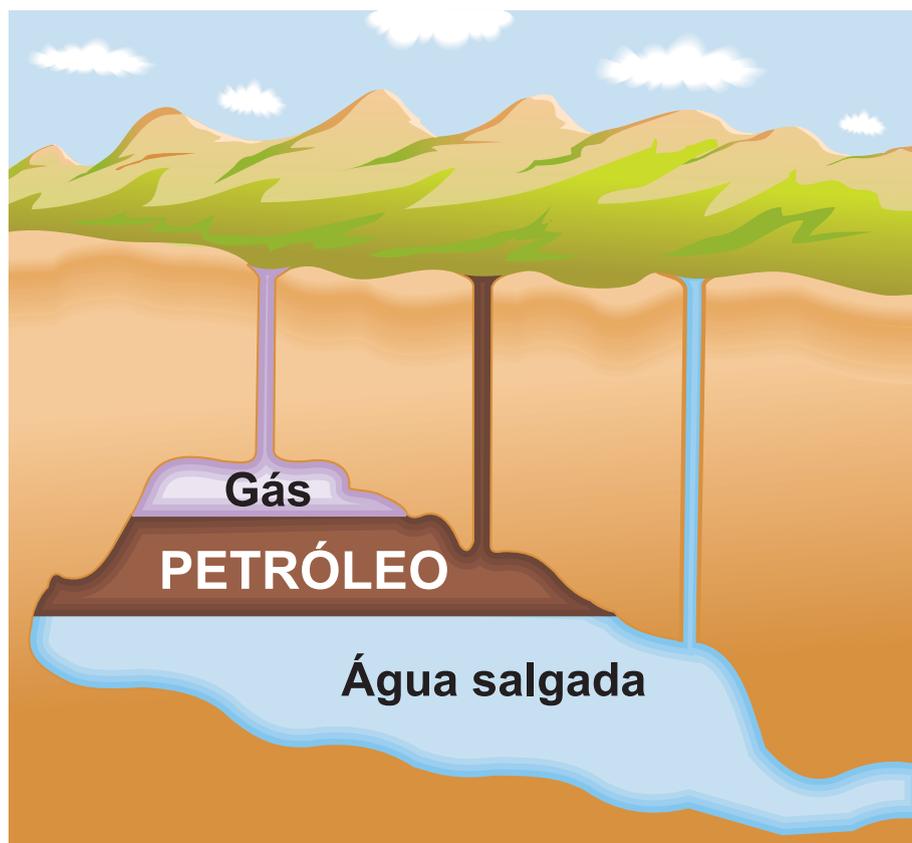
O petróleo é um líquido viscoso, não solúvel em água e menos denso do que a água, correspondendo a uma mistura de um grande número de compostos, principalmente hidrocarbonetos.

2. PETRÓLEO BRUTO

Ele é encontrado em jazidas (bolsões) no subsolo da crosta terrestre, de onde é retirado através de perfurações que atingem o poço petrolífero. Ele se encontra dentro das rochas porosas.

No início o petróleo jorra espontaneamente devido à grande pressão dos gases de petróleo; depois a pressão cai, sendo necessário o bombeamento para trazer o petróleo à superfície, obtendo-se assim o petróleo bruto.

A seguir o petróleo bruto é submetido a processos mecânicos de purificação:



- I) por decantação, é separada a água salgada;
 II) por filtração, separam-se a areia e a argila.
 Obtém-se assim o petróleo “puro”.

3. FRACIONAMENTO DO PETRÓLEO

O petróleo é uma mistura de compostos, principalmente de hidrocarbonetos.

Para separarmos as principais frações do petróleo (misturas mais simples de hidrocarbonetos), usamos o processo de destilação fracionada.

A seguir temos uma lista das principais frações do petróleo e os intervalos de temperatura em que se destilam:

• Fração gasosa

Constituída principalmente de CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 e C_4H_{10} .

• Fração gasolina (até 150°C)

Éter de petróleo (pentanos e hexanos).

Gasolina (hidrocarbonetos de 6 a 12 átomos de carbono).

Benzina (octanos e nonanos).

• Fração querosene (150°C a 290°C)

Querosene (hidrocarbonetos de 10 a 16 átomos de carbono).

• Fração óleos lubrificantes (300°C a 400°C)

Óleo *diesel* (hidrocarbonetos superiores).

Óleo lubrificante.

Óleo combustível.

• Resíduo

Parafina.

Vaselina.

Asfalto.

Piche.

4. APLICAÇÕES DAS DIVERSAS FRAÇÕES

• Na fração gasosa, encontramos:

– CH_4 (metano) e C_2H_6 (etano), principais componentes do **gás natural**. É usado como combustível na indústria e está começando a ser usado em veículos automotores (GNV: gás natural para veículos);

– C_3H_8 e C_4H_{10} (propano e butano), principais componentes do **gás engarrafado ou gás de botijão** (GLP: gás liquefeito de petróleo).

• Na fração gasolina, encontramos:

– éter de petróleo e benzina, usados como solventes;

– gasolina, usada como combustível em motores a explosão.

• Na fração querosene, encontramos:

– querosene, usado como combustível na aviação.

• Na fração óleos lubrificantes, encontramos:

– óleo *diesel*, usado como combustível nos motores a *diesel*. Óleo lubrificante, usado como lubrificante. Óleo combustível, usado como combustível na indústria.

• Na fração resíduo, encontramos:

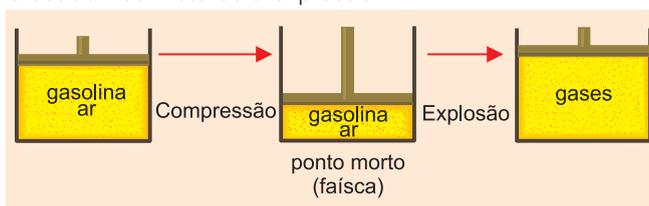
– parafina, usada na fabricação de velas, graxas de sapatos, ceras para assoalho etc.;

– asfalto e piche são usados na pavimentação de vias públicas.

5. ÍNDICE DE OCTANOS (OCTANAGEM)

Com o uso da gasolina nos motores a explosão, sentiu-se a necessidade de criar-se uma grandeza que pudesse medir a qualidade da gasolina.

Para que possamos entender esta grandeza (índice de octanos), precisamos ter uma ideia de como a gasolina é usada nos motores a explosão.



Dentro do motor, a mistura de gasolina e ar é submetida à compressão e, quando o pistão atinge o ponto morto, uma faísca elétrica detona esta mistura.

Na explosão da mistura de gasolina e ar, ocorre a formação de gases que aumentam a pressão dentro da câmara de combustão, movimentando o êmbolo do cilindro e fazendo o motor a explosão funcionar.

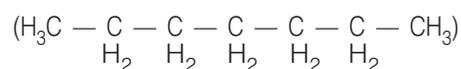
Às vezes, a simples compressão da mistura pode produzir sua detonação; esta detonação prematura, isto é, por compressão e não pela faísca produzida pela vela, deve ser evitada, pois diminui a potência do motor.

Este fenômeno de detonação prematura é conhecido com o nome de *KNOCKING* (batida de pino).

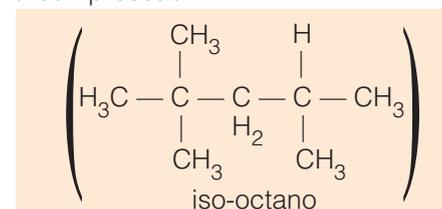
Como percebemos, a qualidade de uma gasolina depende da sua maior ou menor resistência à compressão, sem detonação quando em mistura com o ar.

Evidentemente, quanto maior sua resistência à compressão, melhor sua qualidade.

Entre os constituintes da gasolina, o heptano



oferece baixíssima resistência à compressão, isto é, apresenta o fenômeno do “*knocking*”. Por outro lado, o iso-octano ou 2,2,4-trimetilpentano oferece grande resistência à compressão.



Estes dois hidrocarbonetos foram tomados como padrão para a determinação da resistência da gasolina à compressão, sem detonação quando em mistura com o ar.

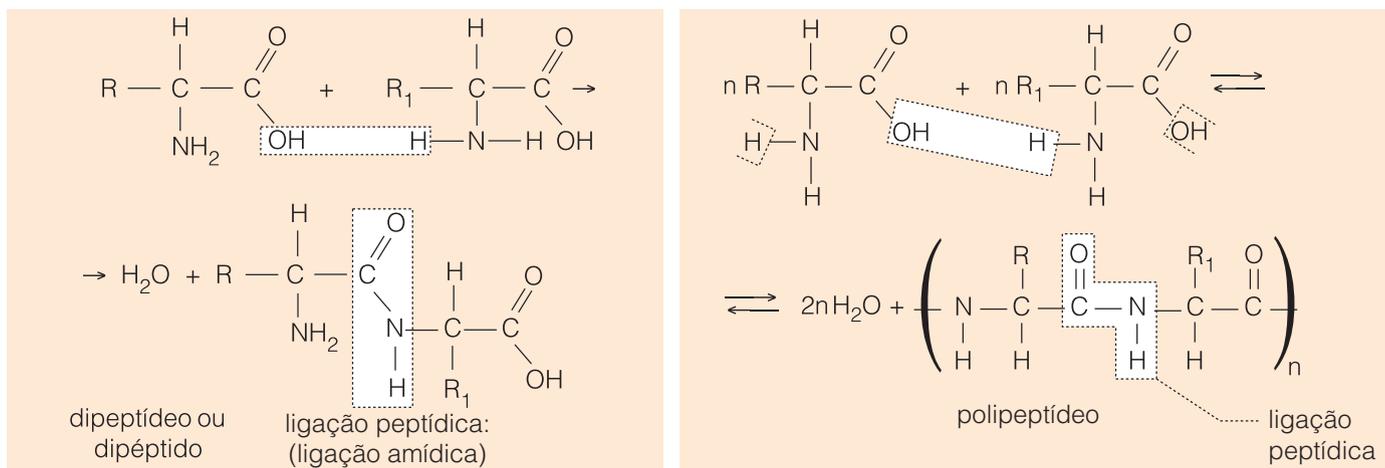
Foi estabelecido então o ÍNDICE DE OCTANOS ou OCTANAGEM. Ao heptano foi arbitrariamente dado o valor 0 e ao iso-octano o valor 100.



O índice de octanos não indica quanto temos de heptano e iso-octano, e sim dá uma ideia do comportamento da gasolina em relação ao heptano e ao iso-octano.

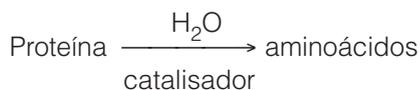
2. PROTEÍNAS

Proteínas são macromoléculas sintetizadas por organismos vivos por condensação de α -aminoácidos (apresentam o grupo amino ligado ao carbono vizinho da carboxila).



Proteína é, portanto, um polipeptídeo de grande massa molecular.

As proteínas, sob a ação de catalisadores (enzimas, ácido), sofrem hidrólise, formando aminoácidos.



MÓDULO 29

Hidratos de Carbono (Carboidratos)

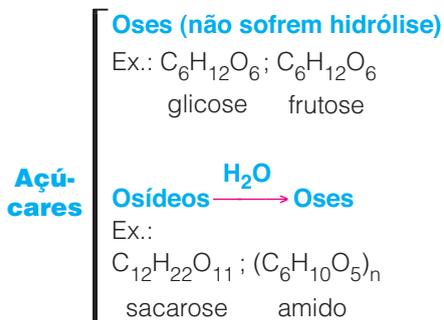
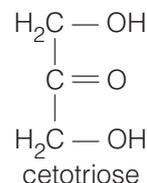


1. DEFINIÇÃO

Hidratos de carbono (glicídios ou açúcares), em geral, são compostos de função mista poliálcool – aldeído ou poliálcool – cetona.

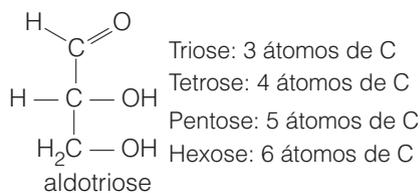
2. CLASSIFICAÇÃO

b) **Cetoses** – poliálcool – cetona



□ Classificação das oses (monossacarídeos)

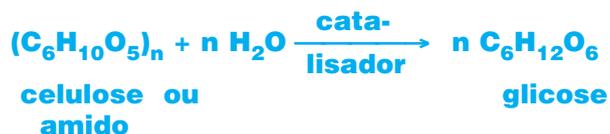
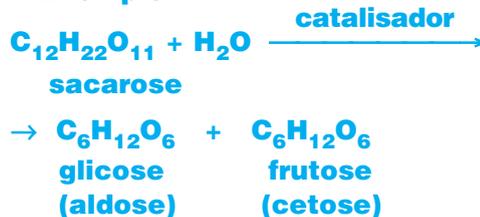
a) **Aldoses** – poliálcool – aldeído



□ Classificação dos osídeos

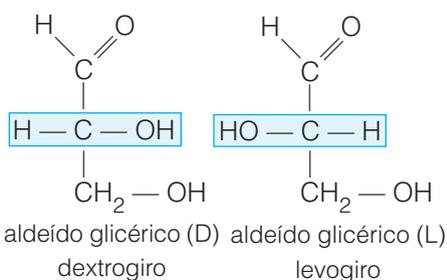
Os osídeos sofrem hidrólise dando oses. Quando por hidrólise fornecem duas moléculas de ose, são chamados de dissacarídeos; quando fornecem três moléculas de ose, trissacarídeos e quando fornecem n moléculas de ose, polissacarídeos.

Exemplo



□ Estrutura das oses

As oses podem ser consideradas como derivadas do aldeído glicérico.



Nas oses usam-se as letras D ou L, conforme a posição do OH do penúltimo carbono.

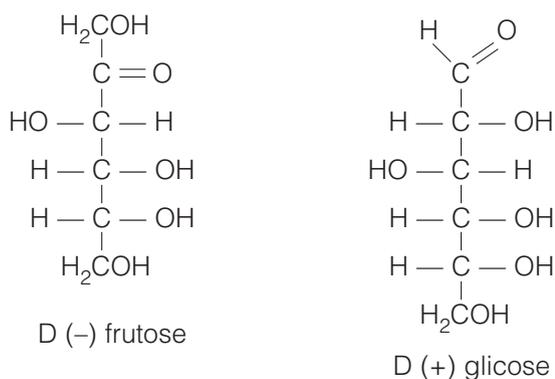
D → OH do penúltimo C do lado direito.

L → OH do penúltimo C do lado esquerdo.

Quanto ao poder rotatório, indicamos:

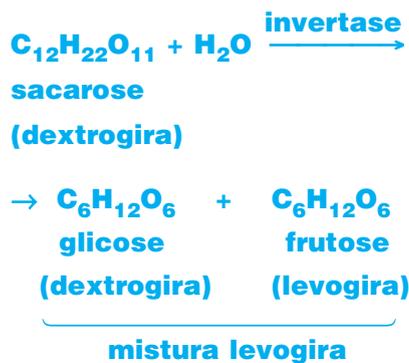
(+) → dextrogiro (-) → levogiro

Exemplo: D(-) frutose (OH do penúltimo C do lado direito; desvia o plano da luz polarizada para a esquerda).



3. FERMENTAÇÃO DA SACAROSE

É o processo mais usado no Brasil na produção do álcool etílico.



Essa reação recebe o nome de inversão da sacarose.



Invertase e zimase são enzimas sintetizadas pelo micro-organismo *Saccharomyces cerevisiae*.

MÓDULO 30

Lípides: Óleos e Gorduras



Óleos e gorduras são ésteres de ácido graxo e glicerol (1,2,3-propanotriol).

Estão presentes na carne, peixe, frango, leite. Quando se ingere uma quantidade de alimento maior que a necessária, uma boa parte do excesso é convertida em gordura, que é armazenada no corpo. Por meio de uma série de reações nas quais participa um conjunto de sete enzimas, o organismo

sintetiza o ácido graxo. Pela glicólise, uma molécula de glicose (com seis átomos de carbono) é dividida, formando ácido pirúvico (com três átomos de carbono). Este entra no ciclo de Krebs e, após uma série de etapas, é produzido o glicerol. Finalmente, o ácido graxo combina com o glicerol (reação de esterificação), formando a gordura, que é armazenada nos tecidos adiposos.

1. DEFINIÇÃO

Os lípides mais simples são produtos naturais de origem animal ou vegetal, nos quais predominam ésteres de ácidos graxos (ácidos de cadeia longa).

Exemplos de ácidos graxos saturados

FÓRMULA GERAL



- $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
ácido palmítico (saturado)
- $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
ácido esteárico (saturado)

Exemplos de ácidos graxos insaturados

- $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
ácido oleico (insaturado com uma dupla-ligação)
- $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$
ácido linoleico (insaturado com duas duplas-ligações)

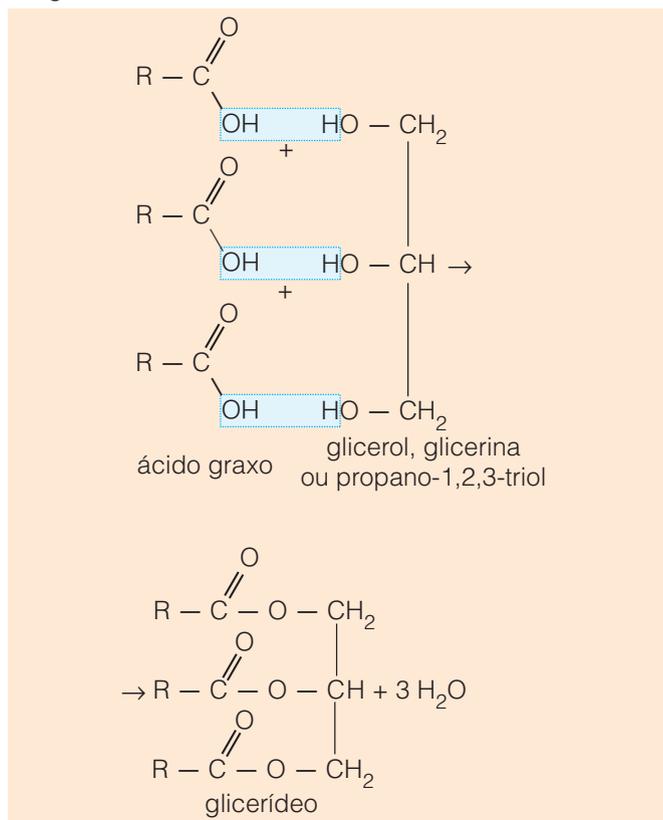
2. CLASSIFICAÇÃO



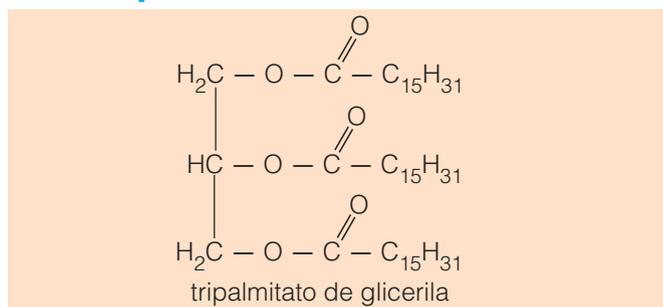
3. GLICÉRIDES

Glicérides são ésteres de ácidos graxos com o glicerol.

Óleos e gorduras animais e vegetais são misturas de glicérides.



Exemplo

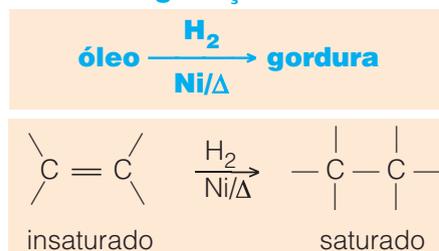


Na prática, um glicérideo é **gordura** quando em temperatura ambiente for sólido, e **óleo** quando for líquido.

Nos **óleos** predominam **ésteres insaturados**, enquanto nas **gorduras** predominam **ésteres saturados**.

Muitas vezes há interesse industrial em transformar

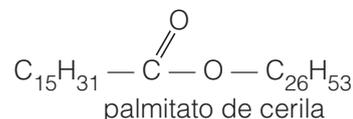
óleo em gordura. Para isso, basta efetuar a hidrogenação catalítica do óleo. A **margarina**, por exemplo, é um produto da **hidrogenação de óleos vegetais**.



4. CERÍDEOS (CERAS)

São constituídos de ésteres de ácidos graxos e alcoóis superiores (alcoóis de cadeia longa).

Exemplo



5. BIODIESEL

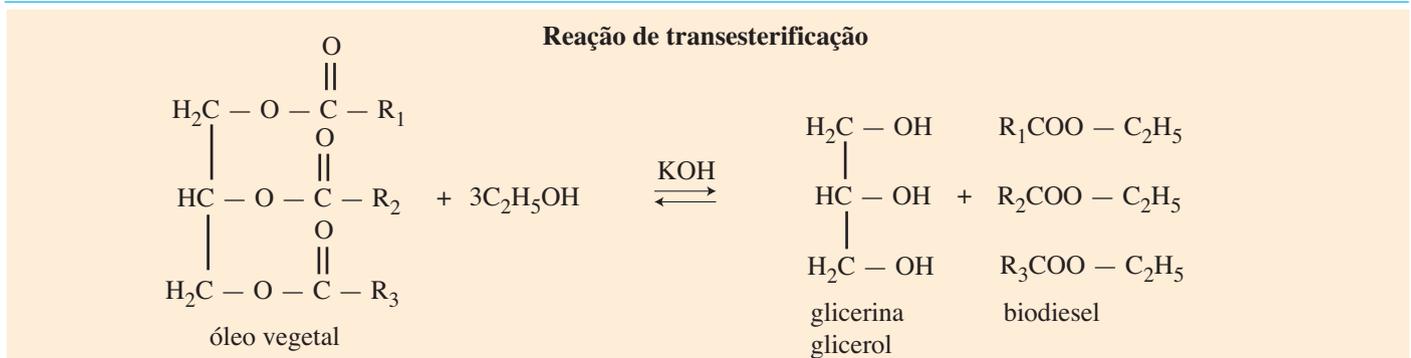
Biodiesel é uma mistura de ésteres metílico e/ou etílico de ácidos graxos. Pode ser obtido pela reação de óleos ou gorduras, de origem animal ou vegetal, com um álcool (metanol ou etanol) na presença de catalisador. Essa reação tem o nome de **transesterificação**.

O óleo vegetal extraído de palma, dendê, soja, girassol, mamona etc, não pode ser usado diretamente como combustível porque é muito viscoso e o motor precisaria ser modificado. Por isso, esses óleos são transformados em ésteres metílicos e ou etílicos que têm características semelhantes às do óleo diesel, que é uma mistura de hidrocarbonetos com 15 a 24 átomos de carbono.

Atualmente, o biodiesel é utilizado em mistura com o diesel e a concentração do biodiesel é indicada como BX (B de "blend" e X a porcentagem do biodiesel). Assim, B2, B5, B20 são misturas contendo 2%, 5% e 20% de biodiesel respectivamente.

Uma vantagem importante do biodiesel é o fato de ser constituído por **carbono neutro**, ou seja, é **renovável**. Na formação das sementes, o gás carbônico do ar é absorvido pela planta. Isso compensa o gás carbônico emitido na queima do biodiesel.

Reação de transesterificação



MÓDULO 25

pH e pOH (Continuação)



1. PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA

A água é um eletrólito bastante fraco e a sua ionização pode ser expressa por:

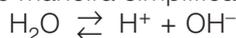


A concentração em mol/L da água é praticamente constante, e a constante de equilíbrio será chamada de produto iônico da água (K_w).

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

K_w só varia com a temperatura e, a 25°C, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

Para facilitar o estudo, representamos de maneira simplificada:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

2. CARÁTER DAS SOLUÇÕES AQUOSAS

□ Solução neutra

Um meio é neutro quando a concentração hidrogeniônica é igual à concentração hidroxiliônica.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \therefore$$

$$\therefore [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

□ Solução ácida

Quando se adiciona um ácido em água, há um aumento da concentração hidrogeniônica; portanto, a concentração hidrogeniônica será maior que a hidroxiliônica.

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, [\text{H}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

□ Solução básica

Quando se adiciona uma base em água, há um aumento da concentração hidroxiliônica; portanto, a concentração hidrogeniônica será menor que a hidroxiliônica.

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, [\text{H}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

3. pH E pOH

O potencial hidrogeniônico (pH) é o cologaritmo da concentração hidrogeniônica.

$$\text{pH} = \text{colog} [\text{H}^+] = -\log [\text{H}^+]$$

O potencial hidroxiliônico (pOH) é o cologaritmo da concentração hidroxiliônica.

$$\text{pOH} = \text{colog} [\text{OH}^-] = -\log [\text{OH}^-]$$

4. pH E pOH DE SOLUÇÕES

□ Solução neutra

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore$$

$$\therefore \text{pH} = \text{pOH} = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

□ Solução ácida

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, [\text{H}^+] > 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} < 7$$

$$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} > 7$$

□ Solução básica

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, [\text{H}^+] < 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} > 7$$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} < 7$$

5. TABELAS

A) Variação do K_w com a temperatura

Temperatura	K_w
0°C	$1,1 \cdot 10^{-15}$
10°C	$2,9 \cdot 10^{-15}$
20°C	$6,9 \cdot 10^{-15}$
25°C	$1,0 \cdot 10^{-14}$
30°C	$1,5 \cdot 10^{-14}$
40°C	$3,0 \cdot 10^{-14}$

B) Alguns valores aproximados de pH

Sistemas	pH
1,0mol/L HCl	0,0
0,1mol/L HCl	1,0
0,05mol/L H ₂ SO ₄	1,0
Suco gástrico	2,0
0,005mol/L H ₂ SO ₄	2,1
Limão	2,3
Vinagre	2,8
Refrigerante	3,0
Maçã	3,1
Laranja	3,5
Tomate	4,2
Banana	4,6
Pão	5,5
Batata	5,8
Água de chuva	6,2
Leite	6,5
Água pura	7,0
Sangue	7,4
Ovos	7,8
0,1mol/L NaHCO ₃	8,4
Água do mar	8,5
Sabonete	10,0
Leite de Magnésia	10,5
0,1mol/L NH ₃	11,1
0,1mol/L NaOH	13,0
1,0mol/L NaOH	14,0

MÓDULO 26

Hidrólise Salina

1. INTRODUÇÃO

Quando um sal é dissolvido em água, pode ocorrer uma reação chamada hidrólise, que é o inverso da reação de neutralização.



Dependendo do tipo de sal, a solução resultante pode ser ácida, básica ou neutra.

2. HIDRÓLISE DE SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FORTE

Exemplo

$\text{NaCN} \rightarrow$ sal derivado do ácido cianídrico: HCN fraco, e do hidróxido de sódio: NaOH forte.



Tanto o sal como a base, compostos iônicos, encontram-se dissociados em água e o ácido fraco praticamente não se ioniza.

A maneira correta de se escrever o equilíbrio é:



A solução será básica ($\text{pH} > 7$), devido à formação de íons OH^- .

Outros exemplos de sais:
 K_2CO_3 , H_3CCOONa , CaCO_3 ,
 NaHCO_3 , ...

3. HIDRÓLISE DE SAL DE ÁCIDO FORTE E BASE FRACA

Exemplo

$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ sal derivado de ácido clorídrico: HCl forte, e do hidróxido de amônio: NH_4OH fraco.



O íon NH_4^+ , dissociado do sal em água, sofre hidrólise e a melhor maneira de se escrever o equilíbrio é:



A solução resultante será ácida ($\text{pH} < 7$), devido à formação de íons H^+ (H_3O^+).

Outros exemplos de sais:
 ZnCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4I , ...

4. HIDRÓLISE DE SAL DE ÁCIDO FRACO E BASE FRACA

A solução resultante poderá ter pH superior, igual ou inferior a 7, dependendo das forças relativas do ácido e da base. Como o ácido e a base são fracos, o meio final é aproximadamente neutro ($\text{pH} \cong 7$).

Exemplos de sais:



$$\left. \begin{array}{l} K_a = 4 \cdot 10^{-10} \\ K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} \end{array} \right\} K_b > K_a \Rightarrow \text{meio básico} \quad (\text{pH} > 7)$$



$$\left. \begin{array}{l} K_a = 6,7 \cdot 10^{-4} \\ K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} \end{array} \right\} K_a > K_b \Rightarrow \text{meio ácido} \quad (\text{pH} < 7)$$

5. SAIS DE ÁCIDO FORTE E BASE FORTE

Esses sais não sofrem hidrólise; a solução resultante é neutra e o pH do meio igual a 7.

Exemplos

NaCl , K_2SO_4 , NaNO_3 , ...

6. CONSTANTE DE HIDRÓLISE (K_h)

Considerando o equilíbrio



a constante de hidrólise é expressa

$$\text{por } K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Pode-se demonstrar nesse caso

$$\text{que } K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Para o equilíbrio



$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Pode-se demonstrar nesse caso que:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

7. GRAU DE HIDRÓLISE

É a relação entre a quantidade em mols do sal hidrolisado e a quantidade em mols do sal dissolvido:

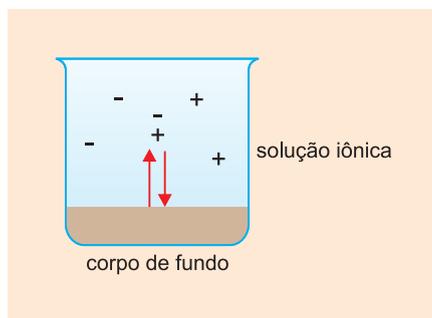
$$\alpha_h = \frac{n_{\text{hidrolisado}}}{n_{\text{dissolvido}}}$$

MÓDULO 27

Produto de Solubilidade ($K_{P.S.}$ ou K_S ou PS)

1. CONCEITO

Vamos admitir uma solução saturada de uma substância pouco solúvel que apresente corpo de fundo.



Verifica-se que é estabelecido um equilíbrio entre o sólido no corpo de fundo e seus íons em solução.

Genericamente:



A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K = [B^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

Essa constante de equilíbrio é denominada produto de solubilidade (PS ou $K_{P.S.}$ ou K_S). Seu valor só varia com a temperatura.

2. RELAÇÃO ENTRE SOLUBILIDADE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Para substâncias de fórmulas semelhantes, quanto mais insolúvel a substância (quanto menor a solubilidade), menor o valor de $K_{P.S.}$.

Exemplo

Compostos	$K_{P.S.}$	Solubilidade (mol/L)
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	$1,2 \cdot 10^{-8}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$1,0 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	$6,9 \cdot 10^{-5}$

3. QUANDO OCORRE PRECIPITAÇÃO

O precipitado (corpo de fundo) só se forma quando a solução estiver saturada em relação aos íons que a compõem, ou seja, quando o produto das concentrações em mol/L dos íons na solução superar o seu produto de solubilidade.

Se o produto das concentrações dos íons for menor que $K_{P.S.}$, a solução é insaturada, não se formando o precipitado. Se o produto das concentrações dos íons for igual ao $K_{P.S.}$, a solução é saturada, sem corpo de fundo.

Exemplo



$[Ag^+] \cdot [Cl^-] < K_{P.S.} \Rightarrow$ solução insaturada

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = K_{P.S.} \Rightarrow$ solução saturada

$[Ag^+] \cdot [Cl^-] > K_{P.S.} \Rightarrow$ formação de precipitado

4. EFEITO DO ÍON COMUM SOBRE A SOLUBILIDADE

Vamos admitir uma solução saturada de um sal BA pouco solúvel:



$$K_{P.S.} = [B^+] \cdot [A^-]$$

Se a essa solução adicionarmos qualquer substância que contenha um íon comum (B^+ ou A^-), haverá deslocamento de equilíbrio "para a esquerda", com consequente precipitação de parte do sal BA que estava dissolvido.

5. PRODUTO DE SOLUBILIDADE DE ALGUNS COMPOSTOS A 25°C

Sal	Produto iônico	$K_{P.S.}$
AgC ₂ H ₃ O ₂	$[Ag^+][C_2H_3O_2^-]$	$2,5 \times 10^{-3}$
AgBr	$[Ag^+][Br^-]$	$4,8 \times 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$8,2 \times 10^{-12}$
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	$1,2 \times 10^{-10}$
AgI	$[Ag^+][I^-]$	$1,5 \times 10^{-16}$
Ag ₂ S	$[Ag^+]^2[S^{2-}]$	$1,6 \times 10^{-49}$
Al(OH) ₃	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	$5,0 \times 10^{-33}$
BaCO ₃	$[Ba^{2+}][CO_3^{2-}]$	$4,9 \times 10^{-9}$
BaSO ₄	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	$1,1 \times 10^{-10}$
CdS	$[Cd^{2+}][S^{2-}]$	$1,0 \times 10^{-28}$
CaCO ₃	$[Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$	$4,8 \times 10^{-9}$
CaF ₂	$[Ca^{2+}][F^-]^2$	$4,2 \times 10^{-11}$
Ca(OH) ₂	$[Ca^{2+}][OH^-]^2$	$1,3 \times 10^{-6}$
CaSO ₄	$[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$	$6,1 \times 10^{-5}$
CuCl	$[Cu^+][Cl^-]$	$3,2 \times 10^{-7}$
Cu ₂ S	$[Cu^+]^2[S^{2-}]$	$1,6 \times 10^{-48}$
CuS	$[Cu^{2+}][S^{2-}]$	$8,5 \times 10^{-45}$
FeS	$[Fe^{2+}][S^{2-}]$	$3,7 \times 10^{-19}$
Fe(OH) ₃	$[Fe^{3+}][OH^-]^3$	$1,5 \times 10^{-36}$
HgS	$[Hg^{2+}][S^{2-}]$	$3,0 \times 10^{-53}$
MgCO ₃	$[Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$	$2,5 \times 10^{-5}$
Mg(OH) ₂	$[Mg^{2+}][OH^-]^2$	$5,9 \times 10^{-12}$
MnS	$[Mn^{2+}][S^{2-}]$	$1,4 \times 10^{-15}$
NiS	$[Ni^{2+}][S^{2-}]$	$1,8 \times 10^{-21}$
PbCl ₂	$[Pb^{2+}][Cl^-]^2$	$1,0 \times 10^{-4}$
PbCrO ₄	$[Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$	$1,8 \times 10^{-14}$
PbSO ₄	$[Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$	$1,9 \times 10^{-8}$
PbS	$[Pb^{2+}][S^{2-}]$	$8,4 \times 10^{-28}$
SrSO ₄	$[Sr^{2+}][SO_4^{2-}]$	$2,8 \times 10^{-7}$
ZnS	$[Zn^{2+}][S^{2-}]$	$4,5 \times 10^{-24}$

MÓDULO 28

Titulometria

1. ANÁLISE QUANTITATIVA

É o processo pelo qual se determina experimentalmente a concentração das soluções.

O processo que nos interessa é a análise volumétrica, na qual se determina a concentração de uma solução que reage com outra, de concentração conhecida, pela leitura dos volumes das soluções gastos na titulação.



2. PRINCÍPIO DA TITULOMETRIA

Considere duas soluções aquosas A e B.

Solução A

$$M_A = \frac{n_A}{V_A}$$

Solução B

$$M_B = \frac{n_B}{V_B}$$

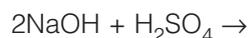
Para que a reação entre **A** e **B** seja completa, as substâncias devem reagir na proporção indicada pelos coeficientes da equação balanceada:



$$\frac{a}{b} = \frac{n_A}{n_B}$$

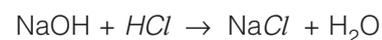
$$\text{ou } \frac{a}{b} = \frac{M_A \cdot V_A}{M_B \cdot V_B}$$

3. EXEMPLOS

a) Titulação entre H_2SO_4 e $NaOH$ 

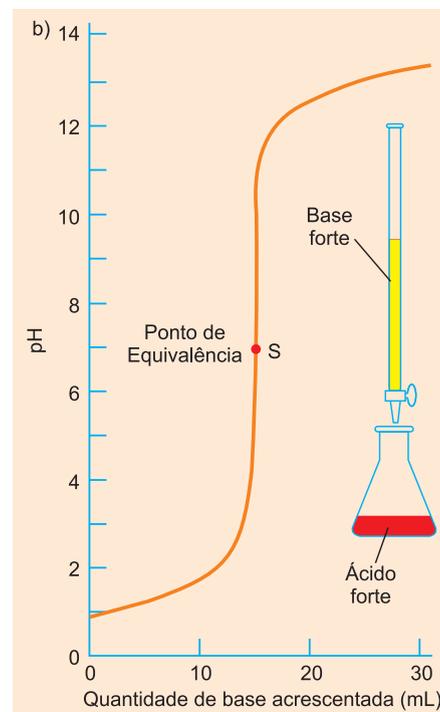
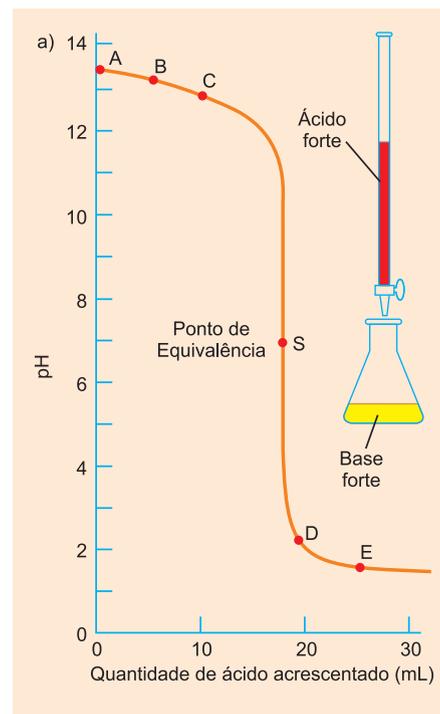
$$\frac{2}{1} = \frac{n_{NaOH}}{n_{H_2SO_4}} \text{ ou}$$

$$\frac{2}{1} = \frac{M_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{M_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4}}$$

b) Titulação entre HCl e $NaOH$ 

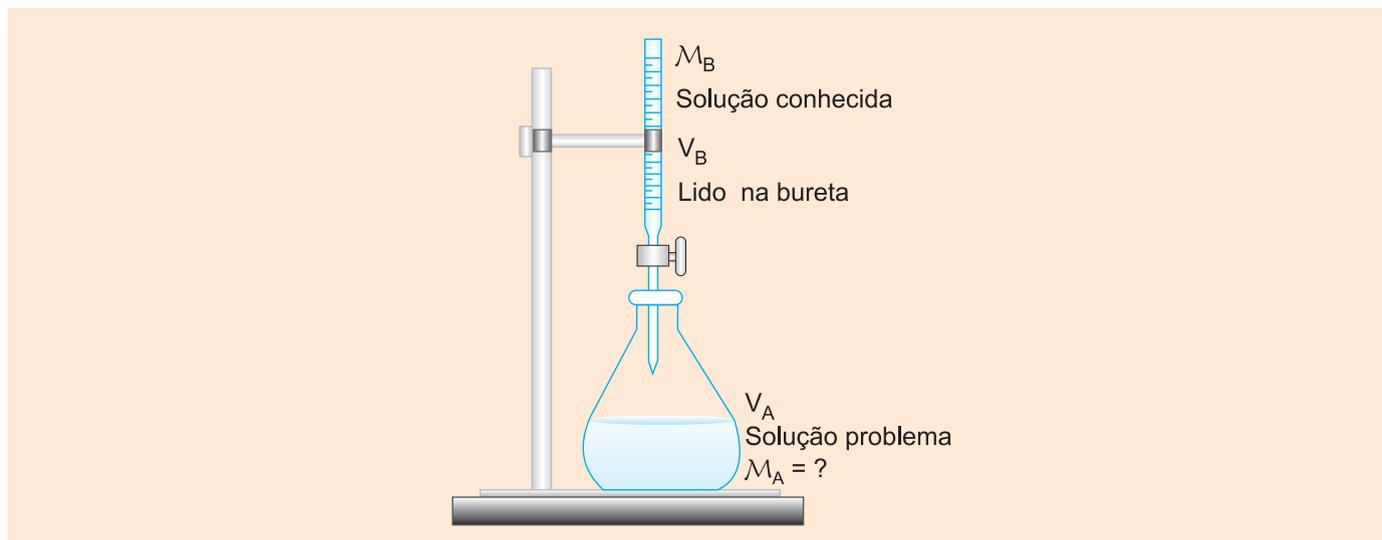
$$\frac{1}{1} = \frac{n_{NaOH}}{n_{HCl}} \text{ ou}$$

$$M_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = M_{HCl} \cdot V_{HCl}$$

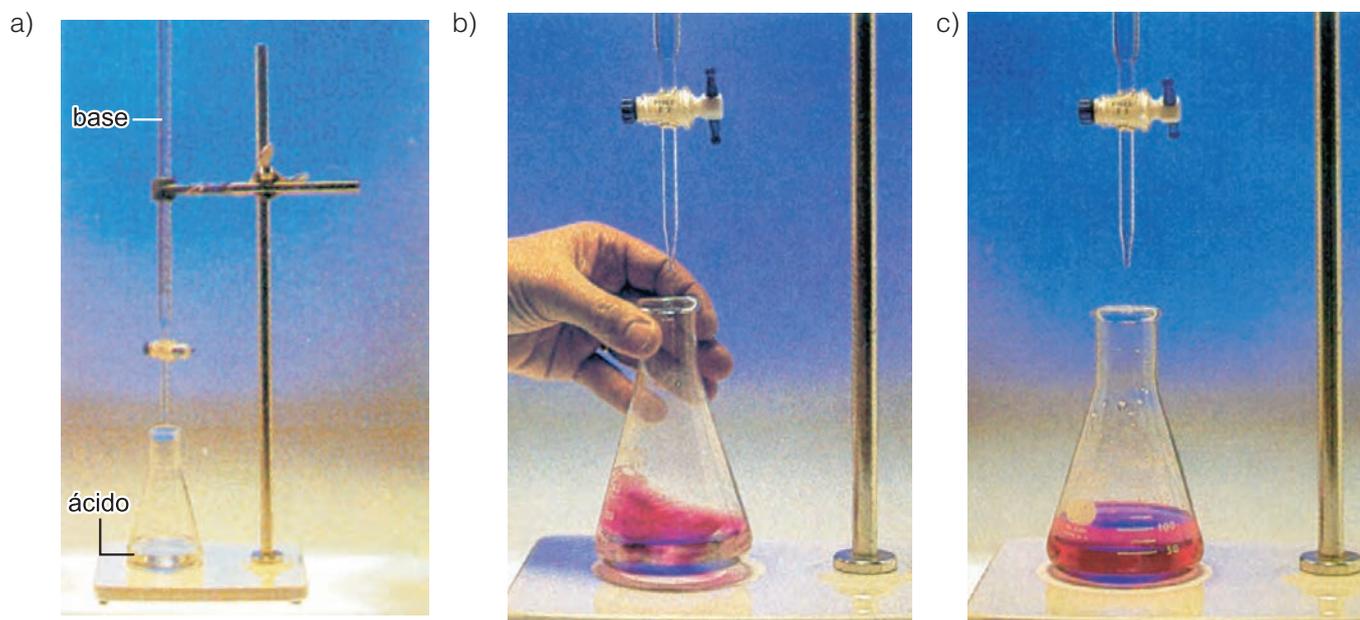




4. ESQUEMA DE UMA TITULAÇÃO

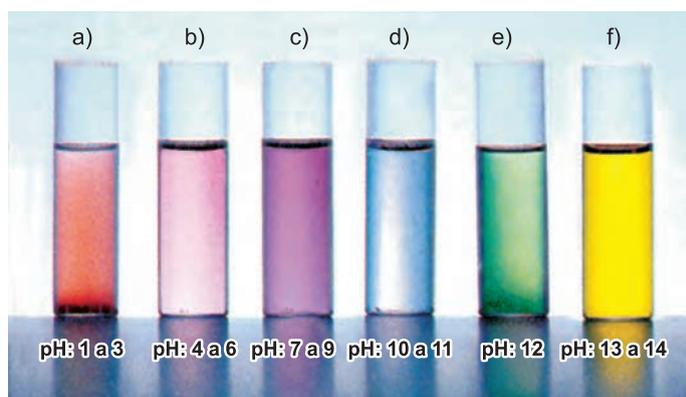


□ Sequência da titulação de um ácido



5. INDICADOR

Substância que, graças à mudança de cor, nos dá o ponto final da titulação.



Cores apresentadas pelo suco de repolho roxo.

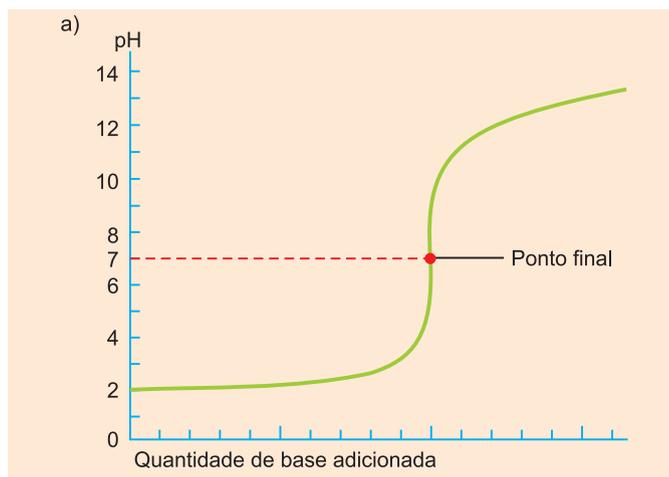


❑ Indicador em acidimetria e alcalimetria

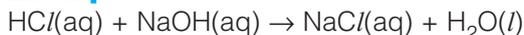
O indicador é uma substância qualquer que, uma vez adicionada ao erlenmeyer, indica por meio de mudança de coloração quando foi atingido o **ponto final da reação**. Indica, portanto, quando a titulação deve terminar.

a) Titulação de ácido forte com base forte

O sal formado produz solução neutra. Logo, no ponto final o meio será neutro.



Exemplo

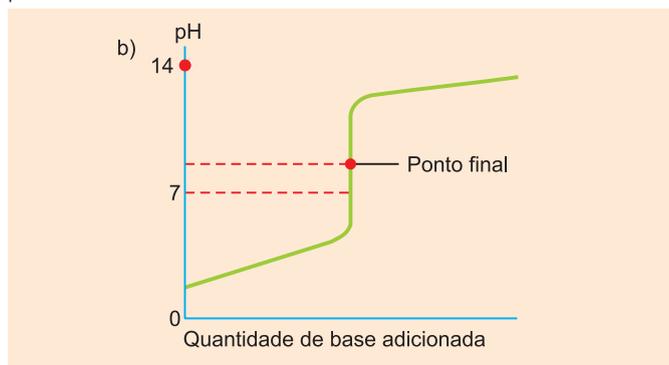


O pH de viragem dos indicadores, em geral, está compreendido entre 4 e 10. Portanto, qualquer indicador poderá ser usado.

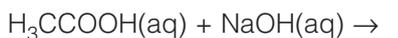
Na prática, comumente se usa **fenolftaleína** ou **metilorange**.

b) Titulação de ácido fraco com base forte:

O sal formado produz solução básica. Logo, no ponto final o meio será básico.



Exemplo

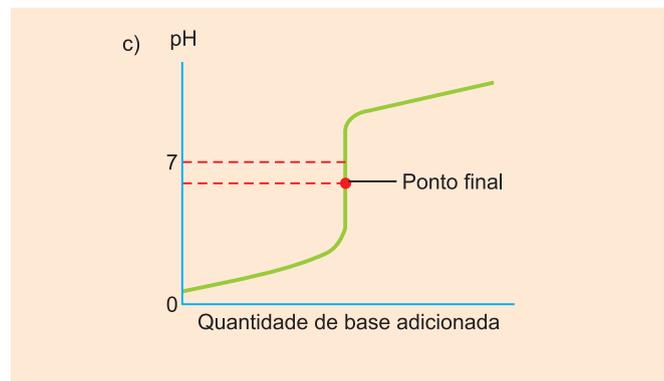
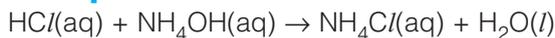


Deveremos usar um indicador cujo ponto de viragem se dê em meio básico. Neste caso, utilizamos **fenolftaleína**, cujo pH de viragem está entre 8,3 e 10.

c) Titulação de ácido forte com base fraca:

O sal formado produz solução ácida. No ponto final a solução será ácida.

Exemplo



Devemos usar um indicador que vire em meio ácido. O indicador mais usado é o metilorange, cujo pH de viragem está entre 3,1 e 4,4.

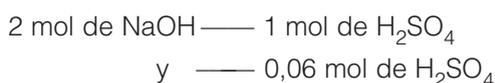
Exemplo numérico

Para titular 150mL de hidróxido de sódio, NaOH, foram gastos 200mL de ácido sulfúrico 0,3mol/L. Qual a concentração, em mol/L, de NaOH?

Resolução



$$x = 0,06 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$



$$y = 0,12 \text{ mol de NaOH}$$



$$z = 0,8 \text{ mol/L de NaOH}$$

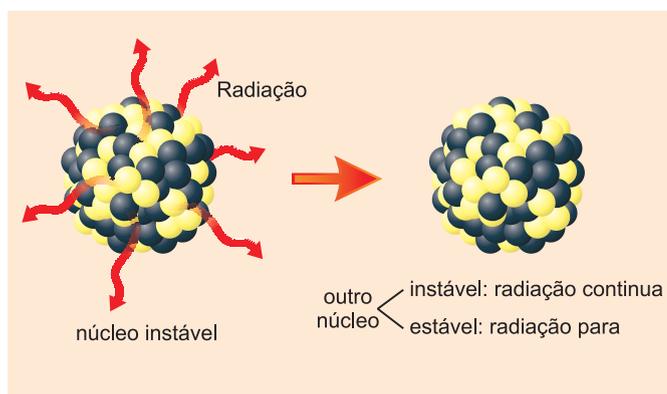
MÓDULO 29

Radioatividade: as radiações naturais



1. RADIOATIVIDADE: CONCEITO

É a emissão de radiação de um núcleo instável que se transforma em outro núcleo (instável ou estável). A radioatividade foi descoberta por Henri Becquerel e desenvolvida pelo casal Curie (Marie e Pierre).



A radioatividade é um fenômeno nuclear, isto é, tem origem no núcleo do átomo. Ela não é afetada por nenhum fator externo, como pressão, temperatura etc.

Um elemento químico é considerado radioativo quando o isótopo mais abundante for radioativo. Todos os elementos com $Z \geq 84$ são radioativos. Alguns isótopos radioativos têm Z pequeno (${}^3_1\text{H}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$).

2. TIPOS DE RADIAÇÕES NATURAIS

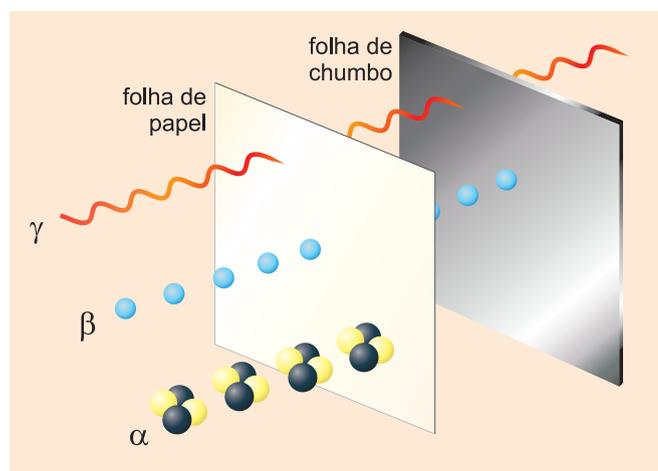
Os elementos radioativos naturais emitem três tipos de radiações: alfa (α), beta (β), gama (γ). Um núcleo radioativo natural emite radiação α ou radiação β , nunca as duas simultaneamente. Para diminuir a energia, o núcleo emite radiação γ junto com a radiação α ou β .

Partícula α é formada por dois prótons e dois nêutrons, o mesmo que o núcleo de um átomo de hélio-4.

Partícula β é um elétron de elevada velocidade emitido pelo núcleo.

Radiação γ é radiação eletromagnética de elevada energia.

Radiação	Símbolo	Natureza	Poder de Penetração
Alfa	${}^4_2\alpha$	núcleo de He (2p, 2n)	baixo
Beta	${}^0_{-1}\beta$	elétron	alto
Gama	${}^0_0\gamma$	onda eletromagnética	muito alto



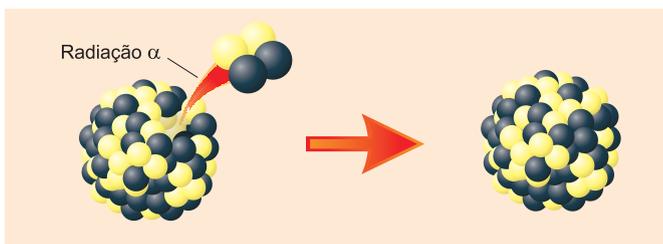
Quando um isótopo é representado por um símbolo junto com o número de massa e número atômico, ele é chamado de **nuclídeo**. Se o isótopo for radioativo, ele é chamado de **radionuclídeo** ou **radioisótopo**. Numa equação nuclear usamos apenas os nuclídeos e não as fórmulas químicas.



3. LEIS DAS EMISSÕES RADIOATIVAS

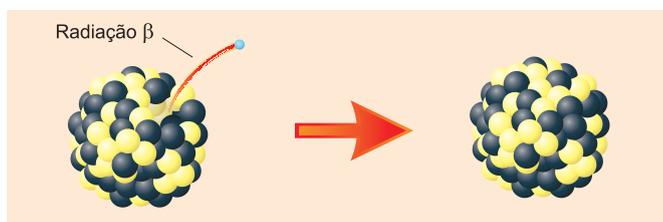
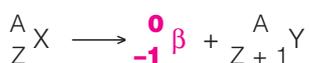
1.ª Lei: Emissão Alfa



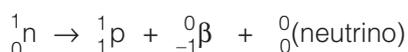


Quando um radionuclídeo emite uma partícula α , seu número de massa diminui 4 unidades e seu número atômico diminui 2 unidades.

2ª Lei: Emissão Beta



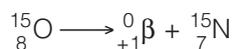
A perda de uma carga negativa quando um elétron é ejetado pelo núcleo pode ser interpretada como a conversão de um nêutron em um próton dentro do núcleo:



Quando um radionuclídeo emite uma partícula β , seu número de massa permanece constante e seu número atômico aumenta de 1 unidade.

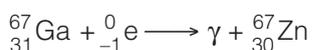
Observações

- Numa equação nuclear, há conservação do número de massa e da carga.
- Quando um núcleo emite radiação, dizemos que ele sofreu decaimento radioativo, desintegração radioativa ou uma transmutação nuclear.
- decaimento radioativo por emissão de pósitron (${}^0_{+1} \beta$).



Um pósitron tem massa pequena, igual à do elétron, porém tem carga positiva (antipartícula). Quando uma antipartícula ($+\beta$) encontra a partícula correspondente ($-\beta$), elas são aniquiladas e se convertem completamente em energia.

- decaimento radioativo pela captura de um elétron da camada K pelo núcleo.



- A radiação γ é a mais penetrante de todas. Os fótons de raios γ de alta energia podem atravessar edifícios e corpos, e causar danos pela ionização das moléculas que estão em sua trajetória. As moléculas de proteínas e DNA danificadas dessa maneira perdem sua função e o resultado pode ser doenças da radiação e câncer.



- Transmutação artificial: é a transformação de um núcleo em outro, provocada pelo bombardeamento com uma partícula ou outro núcleo.

Exemplos



MÓDULO 30

Radioatividade: meia-vida, fissão e fusão nucleares

1. MEIA-VIDA OU PERÍODO DE SEMIDESINTEGRAÇÃO (P OU $t_{1/2}$)

É o tempo necessário para que metade de uma amostra radioativa se desintegre.

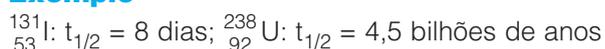
$$m_0 \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{m_0}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{m_0}{4} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{m_0}{8} \dots m_0 = \text{massa inicial}$$

$$N_0 \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N_0}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N_0}{4} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N_0}{8} \dots N_0 = \text{número inicial de átomos}$$

$$A_0 \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{A_0}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{A_0}{4} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{A_0}{8} \dots$$

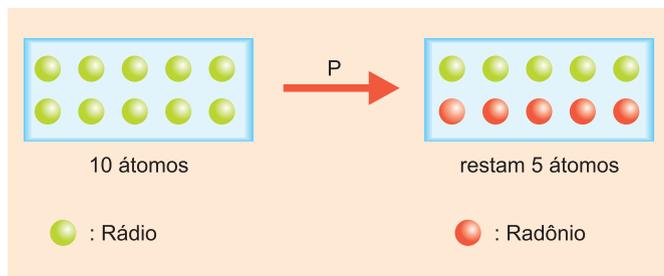
A_0 = atividade inicial, isto é, desintegrações por segundo.

Exemplo



O decaimento radioativo do iodo-131 é mais rápido do que o do urânio-238, isto é, iodo-131 é mais radioativo que o urânio-238.

A meia-vida é uma constante de cada radionuclídeo e não depende da quantidade inicial do radionuclídeo nem de fatores como pressão, temperatura e natureza química do material.



10g de Ra	$\xrightarrow{1600 \text{ anos}}$	5g de Ra	$\xrightarrow{1600 \text{ anos}}$	2,5g de Ra	$\xrightarrow{1600 \text{ anos}}$	1,25g de Ra...
		5g de Rn		7,5g de Rn		8,75g de Rn
		1 : 1		1 : 3		1 : 7

A massa em um certo instante (m) pode ser calculada em função da massa inicial (m_0):

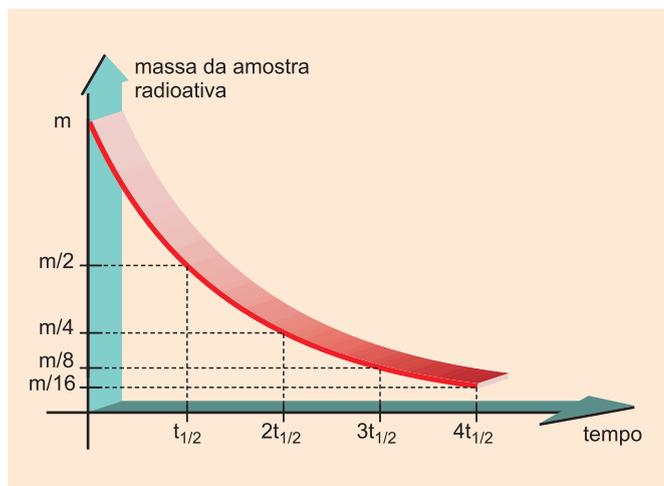
$$m = \frac{m_0}{2^x} \quad x = \text{número de meias-vidas}$$

Temos também: $t = x \cdot P$ $t = \text{tempo total}$

Outras fórmulas:

$$N = \frac{N_0}{2^x} ; \quad A = \frac{A_0}{2^x}$$

Curva do decaimento radioativo

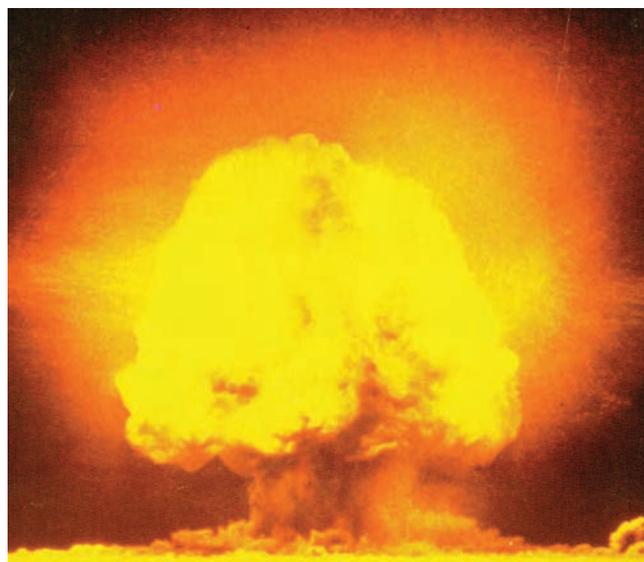
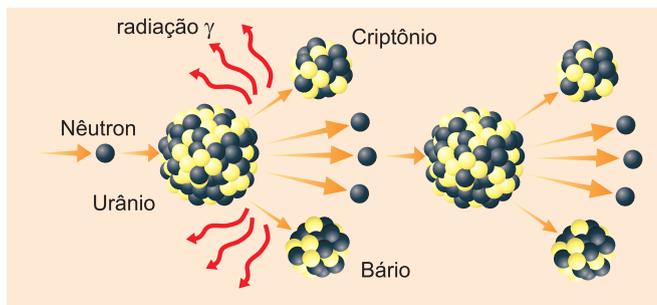


Contador Geiger.

- detector de radiação
- mede a atividade da amostra

2. FISSÃO NUCLEAR

É a quebra de certos núcleos grandes (${}^{235}\text{U}$ ou ${}^{239}\text{Pu}$) em núcleos menores pelo bombardeamento com nêutron, que libera uma grande quantidade de energia. A fissão nuclear é uma reação em cadeia.



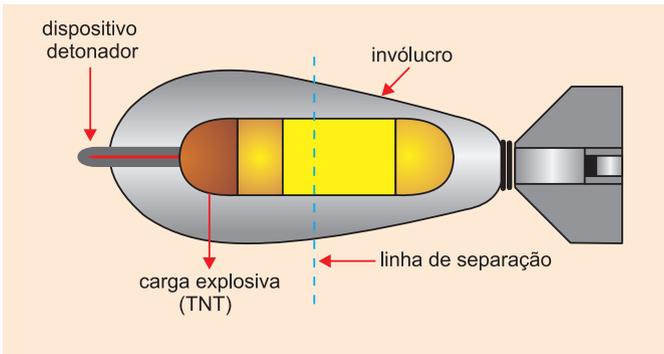
Numa experiência ultrassecreta, os americanos promovem a primeira explosão nuclear da História (16 de julho de 1945). O cogumelo sobe e o chão vira vidro.

Exemplo

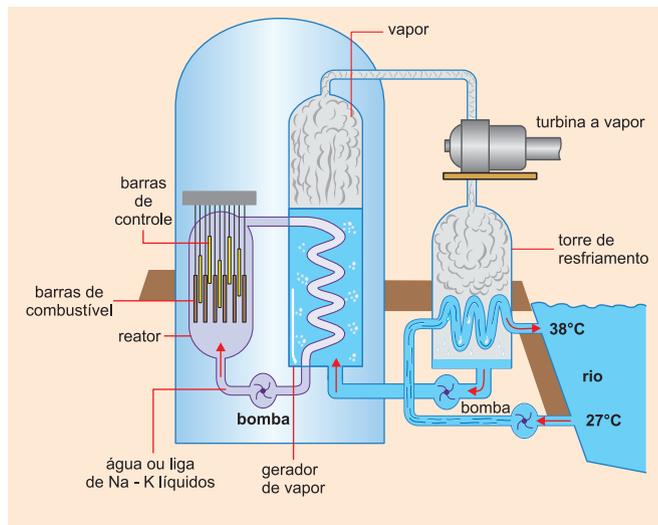


Nos produtos da fissão do urânio-235 já foram identificados mais de duzentos isótopos pertencentes a 35 elementos diferentes.

aplicação: { bomba atômica: mistura com 20% de U-235
 reator nuclear: mistura com 4% de U-235

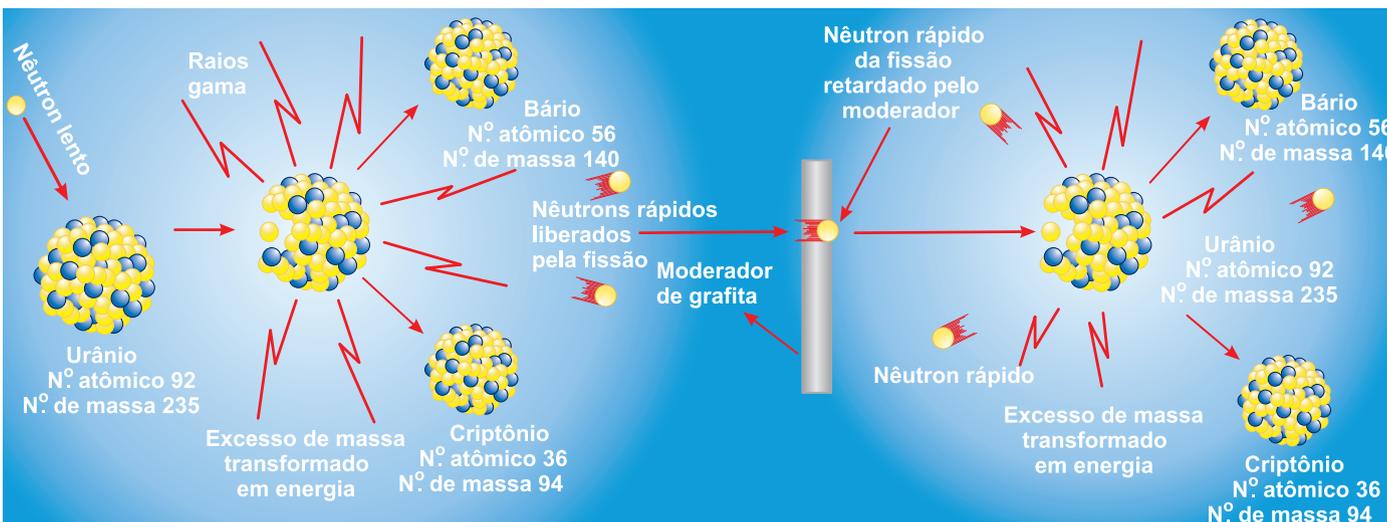


Esquema da bomba atômica.



Reator nuclear: bomba atômica controlada.

Um reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água em vapor, o que faz girar o eixo da turbina, gerando energia elétrica.



Os nêutrons provenientes da fissão de um núcleo de ${}_{92}^{235}\text{U}$, quando têm sua velocidade diminuída por um moderador de grafita, podem provocar a fissão de um segundo núcleo de ${}_{92}^{235}\text{U}$. Este processo possibilita uma reação em cadeia.

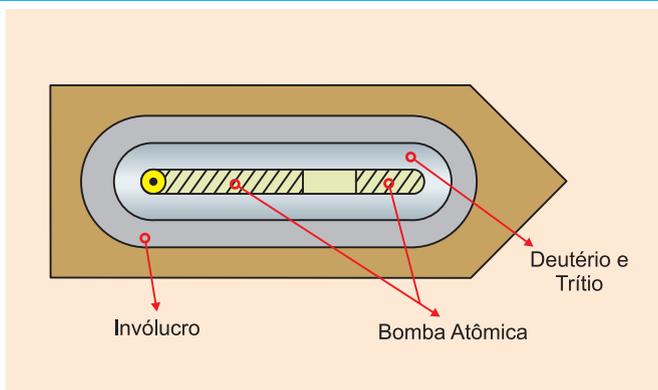
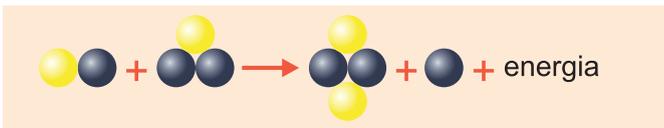
6. FUSÃO NUCLEAR

É a união de núcleos pequenos até a formação de núcleos maiores que faz liberar uma quantidade muito grande de energia.

Exemplo



aplicação: { bomba de hidrogênio.



Esquema da bomba de hidrogênio.

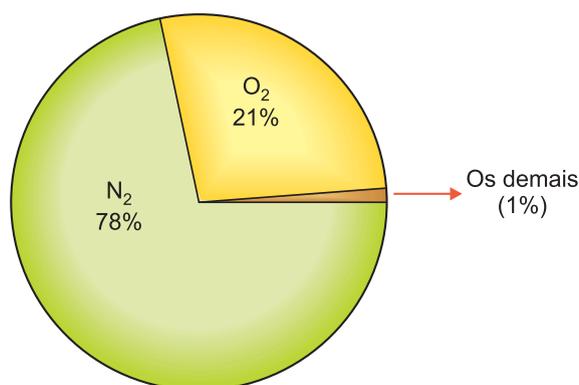
MÓDULO 25

Química Descritiva: Ocorrência dos Elementos na Natureza, H₂, O₂ e Água Dura

1. ATMOSFERA

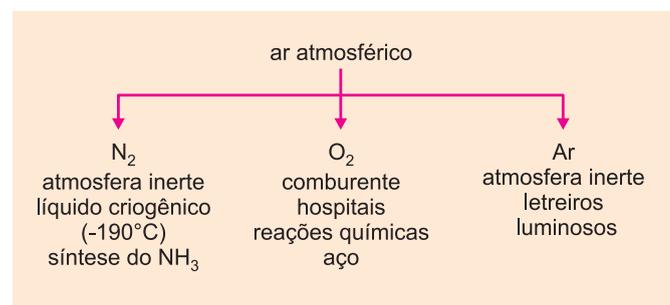
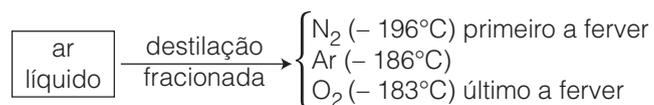
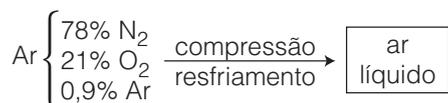
É a camada gasosa que envolve a Terra.

Os gases mais abundantes no ar isento de poluentes e seco são: N₂ (78%), O₂ (21%), Ar (0,9%), CO₂ (0,03%).



Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio presentes no ar podem ser separados mediante sua liquefação (por resfriamento e compressão) seguida de destilação fracionada.

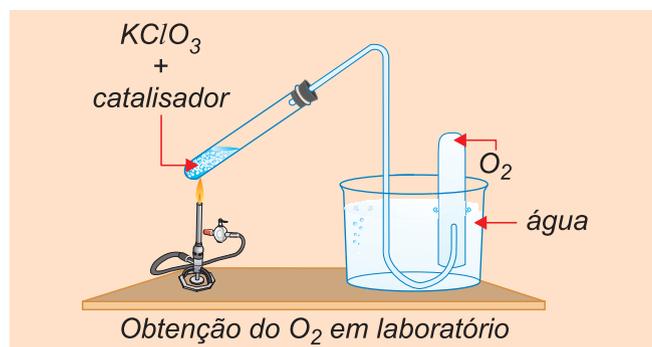
❑ **Método industrial**



• **Preparação do O₂ em laboratório**

Em laboratório, o gás oxigênio pode ser obtido por pirólise (decomposição pelo calor) de sais oxigenados ou óxidos.

Exemplo

2. HIDROGÊNIO: H₂

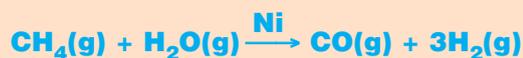
❑ **Propriedades**

O H₂ é um gás insípido, incolor, inodoro e o menos denso dos gases. Como as moléculas de H₂ são apolares, elas só podem interagir por forças de London muito fracas. Em consequência, o hidrogênio só se condensa a líquido quando resfriado em temperaturas muito baixas (-253°C).

❑ **Processos industriais de obtenção de H₂**

a) **Via petroquímica**

A maior parte do H₂ comercial é obtida através da reforma do gás natural (CH₄) com vapor de água, em que também se gera monóxido de carbono.



A mistura de produtos, chamada de **gás de síntese**, é o ponto de partida da produção de muitos outros compostos inclusive o metanol.

Nota

Reação de reforma: Reação na qual um composto (hidrocarboneto ou álcool) reagindo com a água se converte em CO e H₂.

b) **Via eletrolítica**

O H₂ é extraído da água por eletrólise, mas esse processo só é economicamente viável onde a eletricidade é barata.



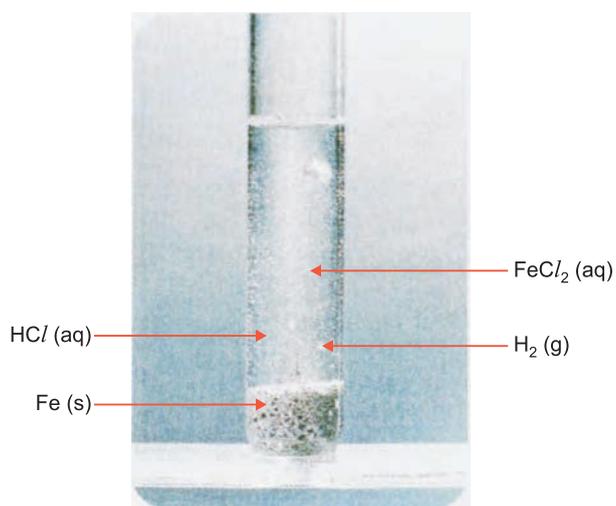
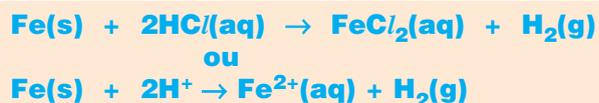
c) Via carboquímica

O H_2 é obtido através da reação entre carvão e água.



❑ Obtenção do H_2 em laboratório

O H_2 é preparado no laboratório pela redução dos íons H^+ de um ácido forte (como o HCl) por metais reativos, como o ferro:



Nota

O H_2 é um forte candidato a ser o principal combustível do futuro. Ele é abundante em compostos na Terra e queima sem poluir o ar ou contribuir significativamente para o efeito estufa, porque o único produto da combustão é a água.



3. HIDROSFERA

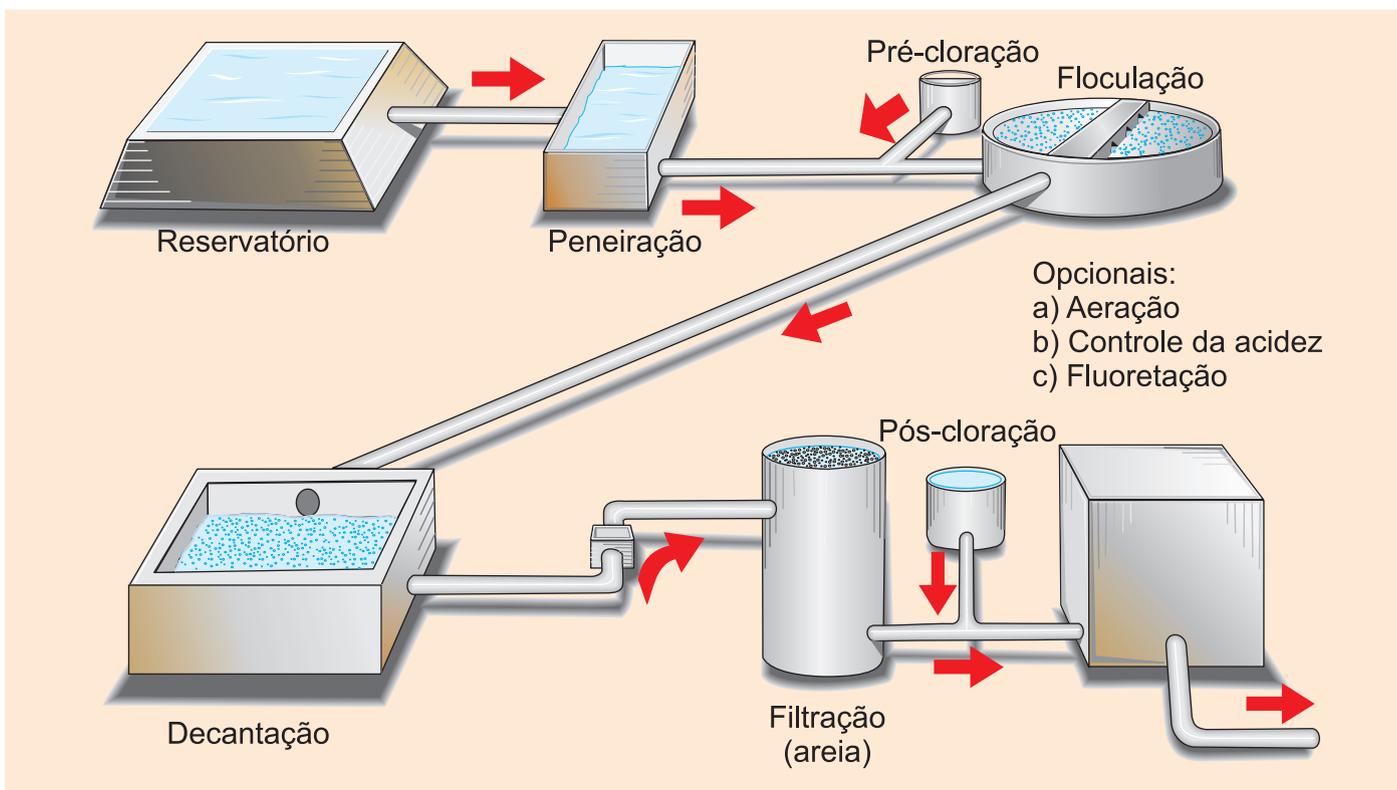
É a parte líquida que cobre cerca de $\frac{3}{4}$ da superfície terrestre.

Apenas 0,7% dessa água é imediatamente aproveitável para as atividades humanas. Com cerca de 0,1% de sais dissolvidos, a água é chamada de **água doce** e, quando própria para consumo humano, **água potável**.

4. TRATAMENTO DA ÁGUA

Á água potável não deve conter micro-organismos, pode conter pequena quantidade de sais e ar dissolvidos, deve ser límpida e não conter partículas em suspensão.

O tratamento da água de uma cidade é feito em várias etapas.



Peneiração – impede que peixes, latas, paus e outros objetos de proporções significativas entrem na instalação.

Pré-cloração – adiciona-se cloro (Cl_2) para matar micro-organismos.

Floculação – adição de sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$. O cátion Al^{3+} sofre hidrólise produzindo hidróxido de alumínio, $Al(OH)_3$, que retém na sua superfície as partículas sólidas suspensas na água.



Decantação – as partículas sólidas sedimentam-se.

Filtração – o filtro de areia retém as partículas sólidas remanescentes.

Pós-cloração – ajusta a concentração do cloro.

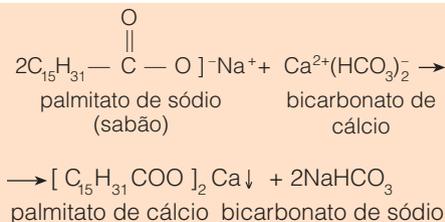
Controle da acidez – adicionar cal, CaO , óxido de caráter básico, aumentando o pH da água para próximo de 8.



Fluoretação – adição de compostos contendo íon F^- , para reduzir a incidência de cárie dentária.

Água dura: é a água que contém, dissolvidos, sais de cálcio e magnésio, principalmente bicarbonatos e sulfatos.

A água dura não produz espuma com os sabões, porque os sais de cálcio e magnésio da água dura dão precipitados com os sais sódicos de ácidos graxos.



A água dura nas caldeiras produz explosão por causa da formação de uma crosta de carbonato de cálcio.



MÓDULO 26

Halogênios, H_2SO_4 , NH_3 e HNO_3

1. HALOGÊNIOS

□ Flúor: F_2

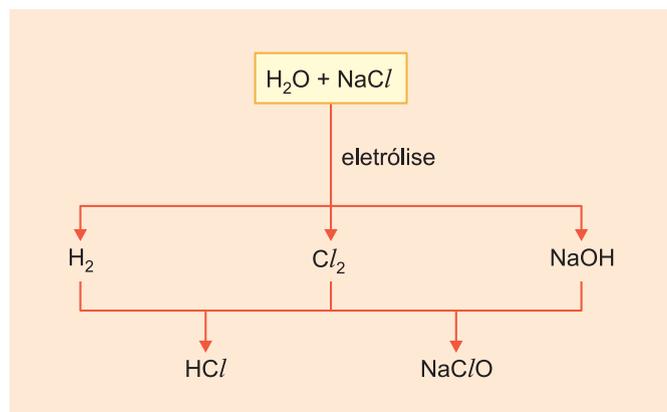
O F_2 é um gás reativo, quase incolor (amarelo-claro), formado por moléculas F_2 . O F_2 é produzido por eletrólise de uma mistura anidra fundida de KF e HF , em $75^\circ C$, aproximadamente, e um anodo de carbono.



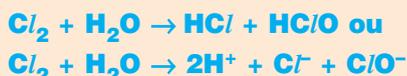
A maior parte do F_2 produzido pela indústria é usada para fazer o sólido volátil UF_6 , usado no processamento do combustível nuclear.

□ Cloro: Cl_2

O Cl_2 é um gás amarelo-esverdeado pálido formado por moléculas Cl_2 . Ele é obtido do cloreto de sódio por eletrólise do sal mineral fundido ou da salmoura ($H_2O + NaCl$).



O Cl_2 é pouco solúvel em água, ao reagir com a mesma, forma íons Cl^- e ClO^- (hipoclorito).



Hoje, sabe-se que não é o Cl_2 que apresenta efeito bactericida, e sim o íon hipoclorito (ClO^-) ou o ácido hipocloroso ($HClO$).

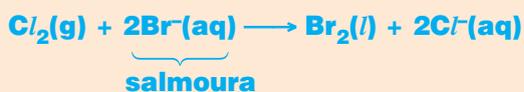
Hipoclorito de sódio ($NaClO$): é um sal vendido comercialmente em solução aquosa com os nomes de **água sanitária** ou **água de lavadeira**. Possui efeito bactericida (mata bactérias) e alvejante (branqueia os materiais), sendo usado no tratamento da água e em limpeza.



O Cl_2 é um dos produtos químicos produzidos em maiores quantidades. O Cl_2 é usado em vários processos industriais, inclusive a fabricação de plásticos (PVC), solventes (CCl_4) e pesticidas (DDT).

□ Bromo: Br_2

O Br_2 é um líquido corrosivo fumegante, marrom-avermelhado, formado por moléculas Br_2 . Ele é obtido pela oxidação por Cl_2 a partir da salmoura:



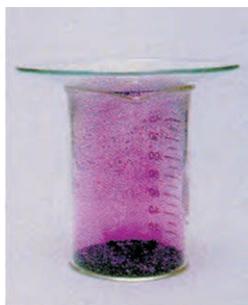
O Br_2 é muito usado na química orgânica de síntese, por causa da facilidade com que pode ser adicionado e removido dos compostos orgânicos.

Nota: AgBr é usado em emulsão fotográfica.

□ Iodo: I_2

O I_2 é um sólido brilhante preto azulado que sublima facilmente e forma um vapor violeta.

Iodo sublimando



O I_2 é produzido por oxidação pelo cloro



O I_2 tem pouco uso. Ele dissolve-se em álcool e é muito usado como um antisséptico (tintura de iodo) de ação oxidante moderada.

A deficiência de iodo em seres humanos provoca o aumento da glândula tireoide no pescoço. Para prevenir essa deficiência, iodetos são adicionados ao sal de cozinha (para produzir o “sal iodado”).

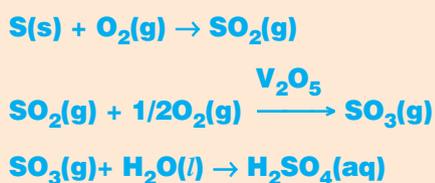
2. ÁCIDO SULFÚRICO: H_2SO_4

O H_2SO_4 é um líquido viscoso, corrosivo e denso e de alto ponto de ebulição (338°C). O contato com a pele provoca queimadura e ulceração. Sua dissolução em água ocorre com grande liberação de calor, o que pode provocar ebulição violenta e explosiva, espirrando solução quente e corrosiva na pessoa.

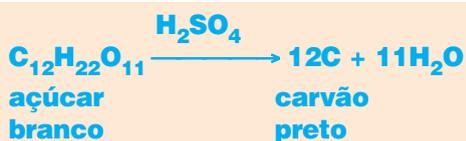


O ácido sulfúrico é fabricado a partir das matérias-primas enxofre mineral, oxigênio do ar e água.

A sequência de reações é assim equacionada:



O H_2SO_4 concentrado tem ação desidratante, ou seja, ele é capaz de retirar água dos materiais:



açúcar



carvão

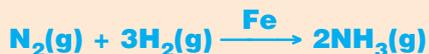
Aplicações: fabricação de fertilizantes, solução da bateria de automóvel, detergente etc.

3. AMÔNIA: NH_3

O NH_3 é um gás, de cheiro sufocante que, ao ser dissolvido em água, sofre ionização, produzindo como íon negativo exclusivamente OH^- . Por isso a amônia é classificada como base.



A amônia é obtida industrialmente pela reação entre o N_2 , obtido do ar, e o H_2 , obtido da reforma do CH_4 .



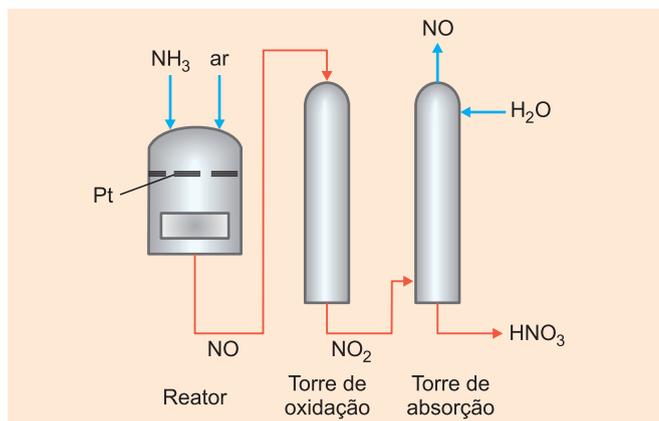
Aplicações: produtos de limpeza, produção de HNO_3 e de fertilizantes.

4. ÁCIDO NÍTRICO: HNO_3

O HNO_3 é um líquido incolor, mas adquire coloração castanha quando exposto à luz, devido à reação de fotodecomposição.



O HNO_3 é obtido industrialmente a partir do NH_3 , do O_2 e da água.



reciclado para
torre de oxidação

Principais aplicações: fertilizantes e explosivos (pólvora, TNT, nitroglicerina).

MÓDULO 27

Metalurgia: Fe, Cu e Al, Principais Ligas

Usos do alumínio (Al)

- Material de construção: portas, janelas.
- Embalagem: papel de alumínio.
- Recipientes: lata de cerveja, refrigerante.
- Condutores elétricos: cabos de alumínio (mais barato e menos denso que o cobre).
- Utensílios de cozinha.
- Tintas: pó de alumínio (inflamável).
- Moedas.
- Aviões: liga de Al + Cu + Mg (duralumínio: duro, leve e resistente).



Usos do cobre (Cu)

- Canos de água quente.
- Canos para refrigeração, radiadores.
- Cabos condutores.

- Bobinas de motores.
- Moedas (Cu + Ni).
- Fabricação de bronze (Cu + Sn).
- Fabricação de latão (Cu + Zn).



Usos do estanho (Sn)

- Folha de Flandres: folha de aço com cobertura de estanho (latas de conserva).
- Solda: liga de Pb e Sn.
- Canecas: liga de Pb e Sn.



Usos do zinco (Zn)

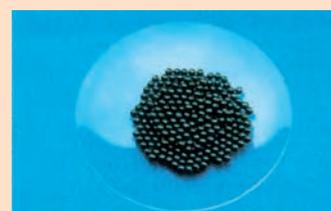
- Pilhas e baterias.

- Aço galvanizado: aço com uma fina camada protetora de zinco.
- Fabricação de latão (Cu + Zn).



Usos do chumbo (Pb)

- Balas de chumbo
- Isolante de radiações na indústria nuclear e departamentos de raios X. O tecido de um avental de chumbo é obtido pelo cozimento de um plástico com pó de chumbo.
- Cristais: o brilho do cristal deve-se ao óxido de chumbo.

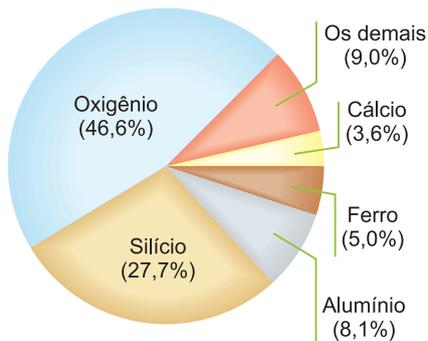


1. LITOSFERA OU CROSTA TERRESTRE

É a camada sólida mais externa, com profundidade de até 30 km.

É nela que vivemos e é sobre ela que se encontram os rios, lagos e oceanos.

O oxigênio e o silício são os elementos mais abundantes na crosta terrestre ($O > Si > Al > Fe > Ca$). O metal mais abundante na crosta terrestre é o alumínio.



Minerais são as substâncias presentes naturalmente na crosta terrestre.

Alguns minerais podem ser aproveitados pela indústria, que os emprega como matérias-primas na fabricação de produtos necessários ao homem.

Minério é o nome dado a um mineral cuja extração é economicamente viável.

A tabela a seguir mostra alguns minérios e as substâncias que podem ser obtidas a partir deles.

Minério	Substância principal	Substância extraída
Hematita	Fe_2O_3	Fe
Bauxita	$Al_2O_3 \cdot nH_2O$	Al
Calcosita	Cu_2S	Cu
Cassiterita	SnO_2	Sn
Calcário	$CaCO_3$	CaO (cal)

2. METALURGIA

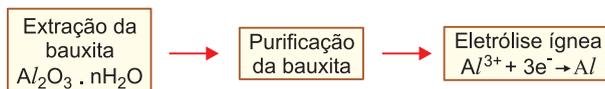
É o conjunto de operações que visa obter um metal a partir do minério correspondente.

Habitualmente, os processos metalúrgicos percorrem as seguintes etapas:

- extração do minério;
- purificação do minério;
- redução do minério para que o metal seja obtido;
- refinação do metal para aumentar seu grau de pureza;
- formação de ligas metálicas, se necessário.

❑ Metalurgia do alumínio

Principais etapas da metalurgia do alumínio:



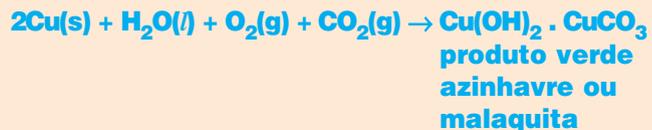
O alumínio vem ganhando cada vez mais destaque em nossa civilização, sendo usado para a fabricação de painéis, portões, janelas, boxes para banheiro, antenas de TV, latas de refrigerantes etc.

❑ Metalurgia do cobre

Principais etapas da metalurgia do cobre:



O cobre oxida-se na presença da umidade do ar, O_2 e CO_2 , conforme a equação química:

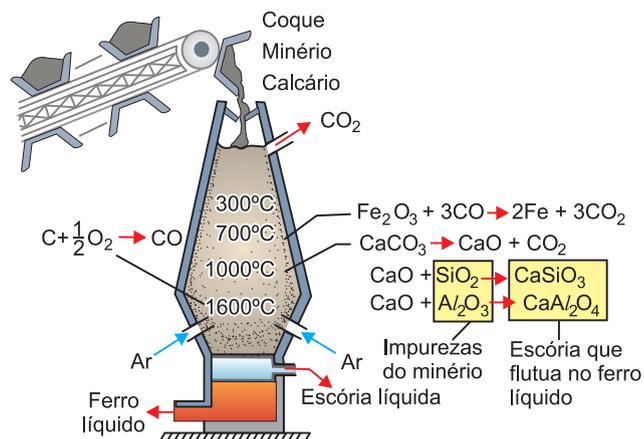


A aplicação maior do cobre é como material condutor (fios e cabos). Outros usos são:

- tubos de condensadores e encanamentos
- motores elétricos
- ligas: latão: $Cu + Zn$; bronze: $Cu + Sn$

❑ Siderurgia: a metalurgia do ferro

O processo metalúrgico do ferro recebe o nome particular de **siderurgia** e, de modo geral, obedece aos seguintes procedimentos:



- Colocação de minério de ferro (Fe_2O_3), calcário ($CaCO_3$) e coque (C) no topo de um alto-forno.

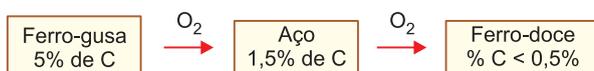
• **Queima do coque ($C + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$)**

Essa etapa produz calor para o processo e forma gás CO (reduzidor siderúrgico), que reage com os óxidos de ferro em diferentes temperaturas.

equação global: $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$
ferro-gusa

O ferro que sai diretamente do alto-forno contém cerca de 5% de carbono, é muito quebradiço e chama-se **ferro-gusa**.

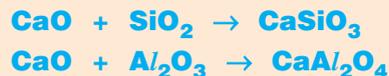
O aço (liga metálica mais usada na nossa civilização), com cerca de 1,5% de carbono, é obtido pela reação do ferro-gusa com gás O_2 .



O ferro-doce é usado na fabricação de eletroímã.

Observações

- O calcário, que se decompõe em CaO e CO_2 , é utilizado para retirar impurezas do minério (Fe_2O_3).



- Os produtos dessas reações constituem a escória, que fica flutuando no ferro-gusa.

3. LIGAS METÁLICAS

Misturas que contêm dois ou mais elementos, sendo pelo menos um deles metal.

As ligas metálicas possuem algumas propriedades que os metais puros não apresentam e por isso são produzidas e muito utilizadas.

Liga metálica	Composição	Usos
Latão	Cu + Zn	tubos, radiadores, armas, cartuchos, torneira
Bronze	Cu + Sn	sinos, estátuas, moedas
Aço	Fe + C	peças metálicas, construção civil
Aço inox	Fe + C + Cr + Ni	talheres, peças de carro, brocas
Solda	Pb + Sn	usada por funileiros e eletricitas
Ouro 18K	Au + Cu + Ag	joias
Amálgama dental	Hg + Ag	obturações

MÓDULO 28**Leis das combinações químicas: leis de Lavoisier, Proust e Gay-Lussac****1. LEI DE LAVOISIER (LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA OU LEI DA CONSERVAÇÃO DA MATÉRIA)**

Lavoisier fez inúmeras experiências nas quais pesava as substâncias participantes, antes e depois da reação. Lavoisier verificou que a massa total do sistema permanecia inalterada quando a reação ocorria num sistema fechado. Surgiu então a lei:

Numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

Esquematizando:



m_A m_B m_C m_D $m = \text{massa}$

$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

Exemplo

Δ
óxido vermelho de mercúrio \rightarrow mercúrio + gás oxigênio
mercúrio

2,38g

2,19g

0,19g

estado inicial

estado final

$$2,38g = 2,19g + 0,19g$$

Se a reação acima fosse feita em recipiente aberto, teríamos a impressão que a massa diminui, pois gás oxigênio está saindo do recipiente. A redução seria de 0,19g.

A queima de um metal (Mg, Fe, Al etc), em recipiente aberto, indica que a massa aumenta, pois ocorre a incorporação do oxigênio do ar para formar óxido correspondente.

2. LEI DE PROUST (LEI DAS PROPORÇÕES CONSTANTES OU LEI DAS PROPORÇÕES DEFINIDAS)

Proust fez análises qualitativas e quantitativas de inúmeras substâncias obtidas por diferentes processos e verificou que uma mesma substância tinha sempre a mesma composição qualitativa e quantitativa. Assim, qualquer amostra de cloreto de sódio apresentava sempre sódio e cloro combinados na mesma proporção em massa. Surgiu, então, a lei:

Uma mesma substância apresenta sempre os mesmos elementos cujas massas estão em proporção constante.

Exemplo: decomposição da água

Experiência	Massa da água decomposta	Massa de hidrogênio obtida	Massa de oxigênio obtida
1. ^a	18g	2g	16g
2. ^a	72g	8g	64g
3. ^a	90g	10g	80g

Comparando-se a proporção entre as massas de hidrogênio e oxigênio em cada experiência, temos:

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{2g}{16g} = \frac{8g}{64g} = \frac{10g}{80g} = \frac{1}{8}$$

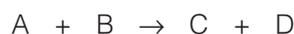
Conclusão

A substância pura água é formada de hidrogênio e oxigênio, sempre na proporção constante de 1/8 em massa.

A Lei de Proust foi posteriormente estendida a qualquer reação química:

Em uma reação química, há uma proporção constante entre as massas das substâncias participantes.

Esquematizando:



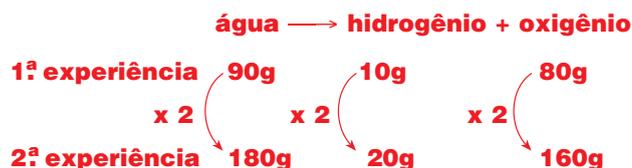
m_A m_B m_C m_D $m = \text{massa}$

m'_A m'_B m'_C m'_D

$$\frac{m_A}{m'_A} = \frac{m_B}{m'_B} = \frac{m_C}{m'_C} = \frac{m_D}{m'_D} = \text{constante}$$

Exemplo

decomposição da água



As massas mantiveram a mesma proporção.

Estabelecidas as leis de Lavoisier e Proust, surgiram os **cálculos estequiométricos** na Química.

3. LEIS VOLUMÉTRICAS DE GAY-LUSSAC

Essas podem ser reunidas num único enunciado:

A proporção volumétrica dos gases em uma reação (volumes medidos na mesma pressão e temperatura) é constante e de números inteiros e geralmente pequenos.

Exemplo: decomposição do vapor-d'água

Experiência	Volume de composto de vapor-d'água	Volume produzido de gás hidrogênio	Volume produzido de gás oxigênio
1. ^a	1L	1L	0,5L
2. ^a	2L	2L	1L
3. ^a	4L	4L	2L

Proporção volumétrica

$$V_{\text{vapor-d'água}} : V_{\text{hidrogênio}} : V_{\text{oxigênio}} = 2 : 2 : 1$$

Observação

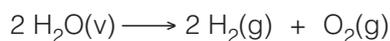
proporção volumétrica = proporção em mols

Exemplo

decomposição do vapor-d'água

vapor-d'água \longrightarrow gás hidrogênio + gás oxigênio

ou



proporção em mols = 2 : 2 : 1

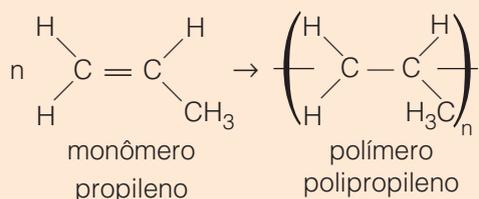
proporção volumétrica = 2 : 2 : 1

MÓDULO 29

Reações Orgânicas III: Polímeros I

1. POLÍMEROS

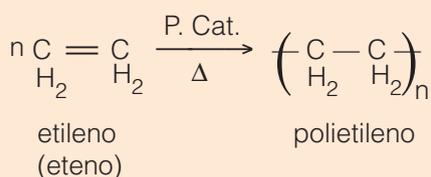
São moléculas maiores formadas pela união de moléculas menores (monômeros).



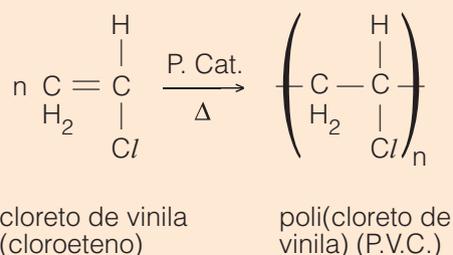
Temos dois tipos principais de polímeros: polímeros de adição e de condensação.

2. POLÍMEROS DE ADIÇÃO

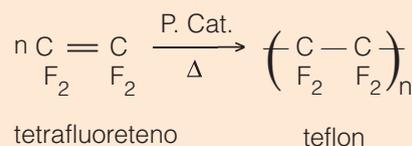
Polietileno



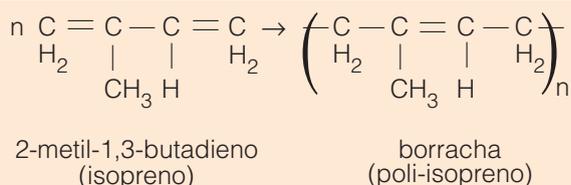
P.V.C.



Teflon

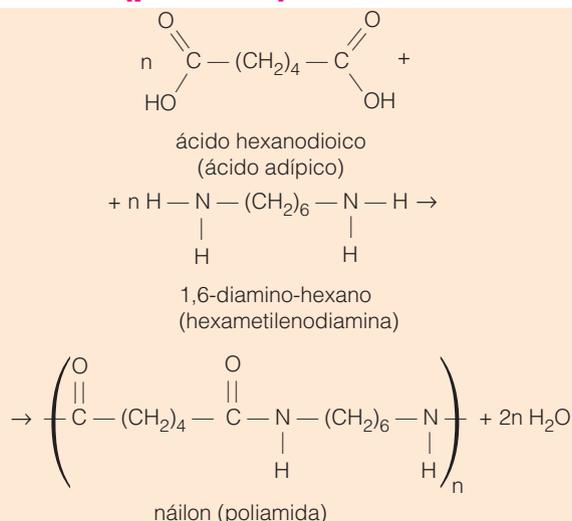


Borracha



3. POLÍMEROS DE CONDENSAÇÃO

Náilon (poliamida)





1. UTILIZAÇÃO DOS POLÍMEROS

Polímeros podem ser usados de três formas: plásticos, fibras e elastômeros.

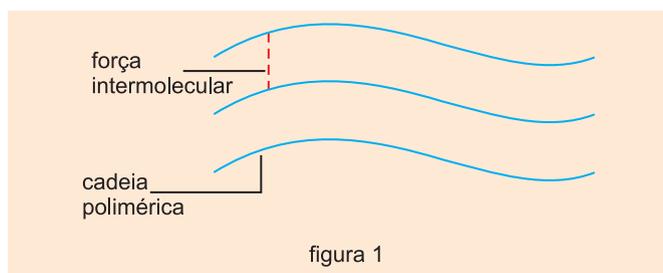
❑ Plásticos

São materiais que podem ser moldados. São mais leves que o vidro e os metais, possuem baixo coeficiente de atrito e têm grande resistência às variações climáticas e a agentes químicos.

São classificados em **termoplásticos** e **termofixos**.

a) Termoplásticos

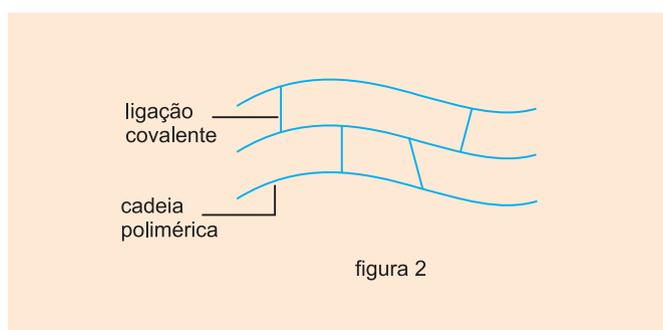
Podem também ser chamados de lineares. Amolecem quando aquecidos, o que lhes vale a condição de serem moldados após terem sido preparados. Isto acontece porque entre as cadeias poliméricas existem apenas forças intermoleculares, que são fracas, e, portanto, fáceis de serem rompidas (figura 1).



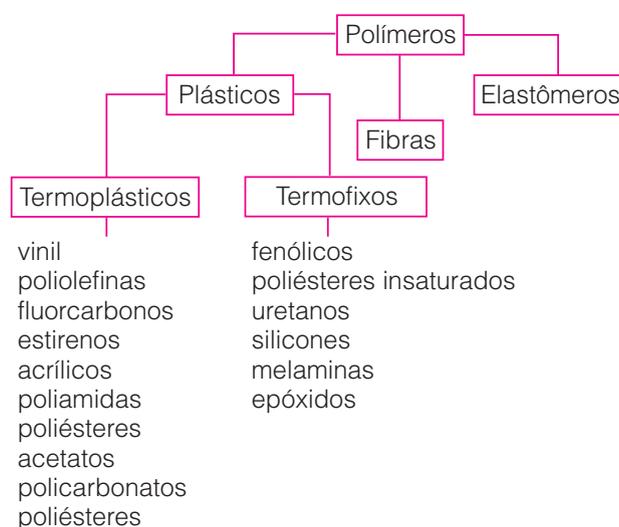
b) Termofixos

São polímeros tridimensionais. Podem também ser chamados de resinas.

Não amolecem quando aquecidos após terem sido preparados, pois entre as cadeias poliméricas existem ligações covalentes, que são mais fortes que as ligações intermoleculares. Em geral, são mais resistentes e mais caros que os termoplásticos, mas como não podem ser reciclados, são menos utilizados (figura 2).



Alguns exemplos de termoplásticos e termofixos.



❑ Fibras

São materiais formados por moléculas longas, finas e filamentosas, que se alinham uma ao lado das outras através de estiramento no eixo longitudinal. As moléculas permanecem nesta posição devido às forças intermoleculares existentes.

Portanto, para um polímero ser utilizado como fibra, deve obedecer a duas condições.

a) A cadeia deve ser linear para permitir o alinhamento longitudinal.

b) As forças intermoleculares devem conseguir manter esse alinhamento.

❑ Elastômeros

Também chamados borrachas sintéticas, são polímeros com elevado grau de elasticidade, ou seja, se esticados retornam à forma original. Quando se distende o material, as moléculas se alinham, mas não permanecem desta forma, pois as forças intermoleculares são mais fracas do que nas fibras. Deve haver poucas ligações covalentes para impedir o escorregamento de umas sobre as outras, mas não destruir a flexibilidade.

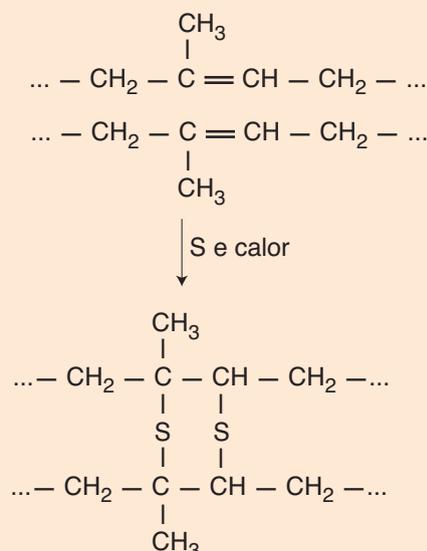
2. VULCANIZAÇÃO DA BORRACHA

Processo inventado por Charles Goodyear e Thomaz Hancock, que tem como objetivo, melhorar algumas propriedades da borracha (resistência à tração e à abrasão que é relativamente pequena, diminuir a solubilidade em solventes orgânicos).

Este processo é realizado por meio do aquecimento da borracha com enxofre. Ocorre adição de enxofre nas duplas ligações, servindo de ponte entre as cadeias carbônicas.

Quanto mais enxofre for adicionado, mais rígida será a borracha.

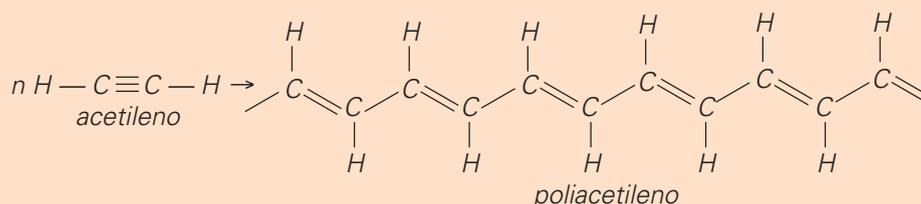
Uma borracha totalmente rígida contém cerca de 45% de enxofre.



O plástico que conduz a eletricidade

Os norte-americanos Alan Mac Diarmid e Alan Heeger e o japonês Hideki Shirakawa foram os ganhadores do Prêmio Nobel de Química de 2000, honraria concedida pela Real Academia Sueca de Ciências. Eles são os responsáveis por uma pesquisa publicada na década de 70 e que provou que os polímeros, tradicionalmente conhecidos como isolantes elétricos, também podem ter função inversa, ou seja, conduzir eletricidade.

Para se tornar um condutor, o polímero precisa, como um metal, ter elétrons livres e a primeira condição para que isso ocorra é que exista uma alternância entre as ligações simples e duplas de carbono, situação conhecida como ligação dupla conjugada. Tal configuração é encontrada no poliacetileno, um polímero composto por várias moléculas de acetileno, representado na figura.



Mas, para se tornar um bom condutor elétrico, o polímero também precisa passar por um processo chamado de "dopagem", que lhe dará a capacidade de ganhar ou perder elétrons por meio de reações de oxidação ou redução. São os "buracos" abertos por aqueles processos na cadeia de elétrons que permitem a passagem da corrente elétrica. Fazendo-se a oxidação do poliacetileno com vapor de iodo, este arranca elétrons do polímero criando os "buracos".