

21	22	23	24	25	26	27	28
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
39	40	41	42	43	44	45	46
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
56	57-71	72	73	74	75	76	77
Ba	série dos lantanídeos	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir
88	89-103	104	105	106	107	108	109
Ra	série dos actinídeos	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt

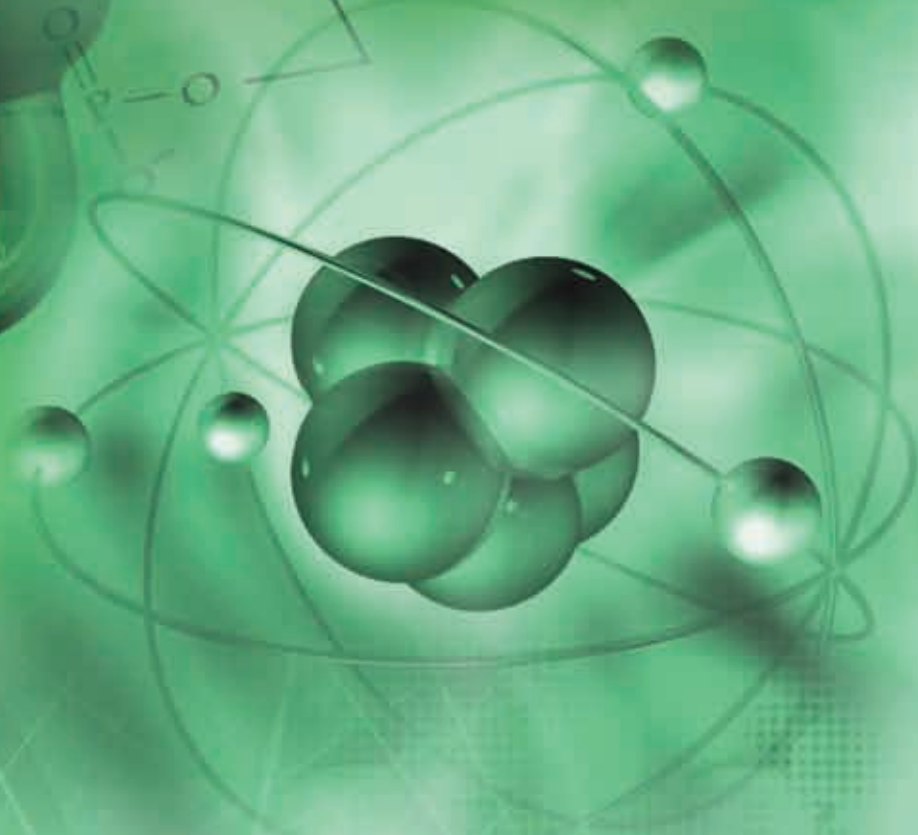
# Química

série dos lantanídeos

57	58	59	60	61	62	63	64
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Lantanídeos							

série dos actinídeos

89	90	91	92	93	94	95	96
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Americanium	Curium
Actinídeos							



# Sumário

Estrutura atômica.....	3
Distribuição eletrônica.....	4
Classificação periódica dos elementos.....	5
Estudo dos íons.....	7
Ligações químicas .....	7
Funções inorgânicas.....	12
Reações inorgânicas.....	15
Cálculo estequiométrico.....	17
Gases.....	18
Soluções.....	19
Termodinâmica.....	21
Cinética .....	22
Equilíbrio químico .....	24
Eletroquímica .....	26
Radioatividade .....	29
Classificações das cadeias carbônicas.....	31
Principais radicais orgânicos.....	32
Funções mistas em ordem de prioridade decrescente .....	33
Regras em reações orgânicas.....	36
Acidez e basicidade dos compostos orgânicos.....	36
Isomeria .....	53
Bioquímica .....	53
Proteínas.....	54
Glicídeos (carboidratos ou açúcares).....	54
Química do petróleo .....	54
Química do carvão .....	54
Tabela periódica .....	55

# Química geral

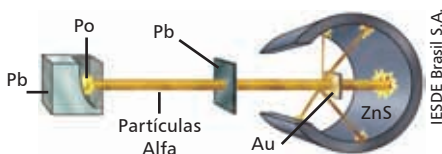
## Estrutura atômica

### Modelo atômico de Dalton

- Esferas minúsculas, maciças e sem carga.
- Nome do modelo = **Bola de bilhar**.

### Modelo atômico de Rutherford

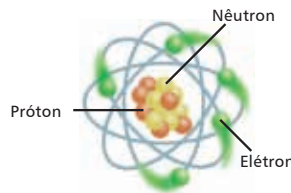
- Átomo é descontínuo com predominância de espaços vazios, formado por núcleo e eletrosfera.
- Núcleo pequeno e positivo, onde se encontram os prótons, é no núcleo que se concentra quase toda a massa do átomo.
- A eletrosfera é a região ao redor do núcleo em que os elétrons giram em órbitas circulares.
- O diâmetro do átomo é de 10 000 a 100 000 vezes maior que o diâmetro do núcleo.
- Nome do modelo = **Planetário**.



IESDE Brasil S.A.

### Partículas elementares ou fundamentais

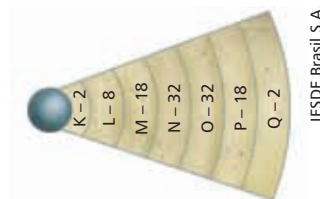
	Próton	Nêutron	Elétron
Carga relativa	+ 1	0	- 1
Massa relativa	1	1	1/1836



IESDE Brasil S.A.

### Modelo atômico de Niels Bohr

- Os elétrons giram, espontaneamente, ao redor do núcleo em sete órbitas circulares bem definidas, denominadas de **K, L, M, N, O, P, Q** sem perder nem ganhar energia.
- Os níveis de energia podem ser representados pelos números de 1 a 7 denominados de números quânticos principais, representados pela letra "n".



IESDE Brasil S.A.

### Subníveis de energia

**Número quântico principal (n)** indica o nível de energia (ou camada eletrônica) em relação ao núcleo.

Camada	n	N.º máximo de elétrons
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	32
P	6	18
Q	7	2

Número quântico secundário ( $\ell$ ) indica os sub-níveis de energia.

Subnível	s	p	d	f
$\ell$	0	1	2	3
N.º máximo de elétrons	2	6	10	14

Número quântico magnético ( $m_\ell$ ) indica a orientação do orbital no espaço (orbital do elétron).

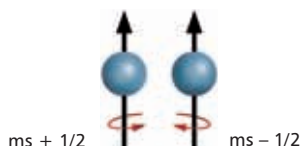
Subnível	$\ell$	N.º quântico magnético ( $m_\ell$ )	N.º de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1 0 +1	3
d	2	-2 -1 0 +1 +2	5
f	3	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Número quântico spin ( $m_s$ ) indica o movimento de rotação do elétron. Só podendo assumir dois valores:  $+1/2$  ou  $-1/2$ .

Quando os spins de um elétron estão em mesmo sentido de rotação, há repulsão entre eles, e quando estão em sentido contrário de rotação, eles podem ficar no mesmo orbital.

## Princípio da exclusão de Pauling

Um orbital pode ter, no máximo, dois elétrons e eles devem ter spins contrários.



IESDE Brasil S.A.

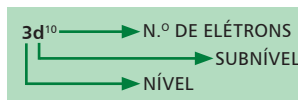
## Distribuição eletrônica

Os elétrons de qualquer átomo ficam distribuídos na eletrosfera, preenchendo completamente os sub-níveis, sempre em um sentido crescente de energia, obedecendo a seta do diagrama de Linus Pauling.



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

- **Camada de valência** – é a última camada de um elemento químico.
- **Subnível mais energético ou elétron diferencial** – é o último subnível a ser inserido em uma distribuição eletrônica.
- **Regra de Hund** – em um subnível o elétron sempre ocupa o orbital vazio, para depois ocupar o semipreenchido.



## Átomo e elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

NOTAÇÃO:  ${}_Z E^A$

## Número atômico

**Número atômico (Z)** é a quantidade de prótons no núcleo desse átomo.

$$Z = p = e$$

## Número de massa

**Número de massa (A)** é a soma do número de prótons com o número de nêutrons de um átomo.

$$A = p + n$$

## Relação entre os átomos

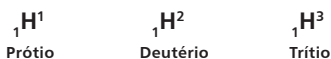
### Isótopos, isóbaros e isótonos

#### Isótopos

São átomos que têm o **mesmo número de prótons** e diferente número de massa.

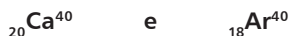


#### Isótopos do elemento hidrogênio



#### Isóbaros

São átomos de elementos diferentes com o **mesmo número de massa**.



#### Isótonos

São átomos de elementos diferentes com diferentes números de prótons e de massa, mas com a **mesma quantidade de nêutrons**.



# Classificação periódica dos elementos

A classificação periódica atual está fundamentada na lei de **Moseley**, que dispõe os elementos em **ordem crescente de número atômico**. E muitas propriedades físicas e químicas seguem esse mesmo princípio.

Esses elementos distribuídos em ordem crescente de número atômico estão arrumados em sete linhas horizontais, denominadas **períodos** e em dezoito filias verticais denominadas **grupos ou famílias**.

Elementos de um mesmo período têm o mesmo número de camadas eletrônicas.

Elementos de uma mesma família ou grupo têm as mesmas propriedades físicas e químicas por terem sempre o mesmo número de elétrons na camada de valência.

## As dezoito colunas

### Elementos

#### representativos ou normais

Todos pertencentes aos de grupos A.

- Elétron de diferenciação sempre em subnível s ou p.
- Camadas internas com subníveis completos.
- O número da família ou grupo ao qual o elemento pertence é sempre igual ao número de elétrons em sua camada de valência.

Exemplo:

	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}$	$4s^2, 4p^5$
${}_{35}\text{Br}$	Camadas internas completas	Camada de valência com 7 elétrons. <b>Família 7A</b>

Algumas famílias do grupo A, por serem mais importantes que outras, recebem nomes especiais.

Família	Nome da família	Elementos	Camada de valência
1A	Metais alcalinos	H Li Na K Rb Cs Fr	$ns^1$
2A	Metais alcalinos-terrosos	Be Mg Ca Sr Ba Ra	$ns^2$
6A	Calcogênios	O S Se Te Po	$ns^2, np^4$
7A	Halogênios	F Cl Br I At	$ns^2, np^5$
0 ou 8A	Gases nobres	He Ne Ar Kr Xe Rn	$ns^2$ ou $ns^2, np^6$

## Elementos de transição externa ou simples

Todos pertencentes aos de grupos B.

- elétron de diferenciação sempre em subnível d incompleto.
- são elementos de transição externa os 3B até 8B.

Exemplo:

28 Ni	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	$3s^2, 3p^6, 3d^8$	$4s^2$
		Penúltima camada com d incompleto	Camada de valência
	Elemento de transição externa ou simples		

## Elementos de transição interna

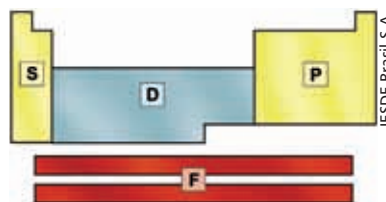
- Elétron de diferenciação sempre em subnível f.
- Lantanídeos com elétron de diferenciação em subnível 4f.
- Actinídeos com elétron de diferenciação em subnível 5f.

Exemplo:

65 Tb	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^9, 5s^2, 5p^6$	$6s^2$
	Antepenúltima camada com f incompleto	Camada de valência
	Elemento de transição interna	

## Blocos s, p, d, f

O elétron de diferenciação de um átomo é sempre o último a entrar no orbital do átomo e terá sempre um lugar fixo na tabela que é dividida em quatro blocos.



## Propriedades periódicas e aperiódicas

### Raio atômico: o tamanho do átomo

Quanto maior o número de camadas de um átomo, maior será o seu raio em uma família e, quanto ao período, o raio cresce no sentido em que decrescem as cargas nucleares.

## Generalizando

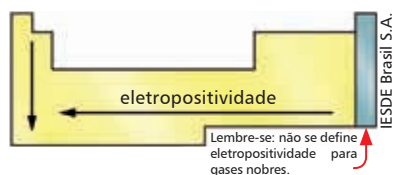
**Em uma família:** o raio atômico aumenta de cima para baixo na tabela, devido ao número de níveis.

**Em um período:** o tamanho do átomo **aumenta da direita para a esquerda na tabela**, devido à diminuição do número de prótons nesse sentido, o que diminui a força de atração sobre os elétrons.



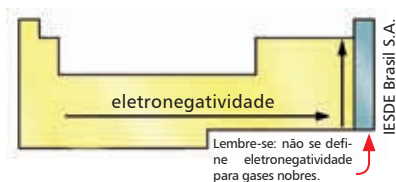
## Eletropositividade

É a tendência de um átomo em perder elétrons para outro, no instante de uma ligação química.



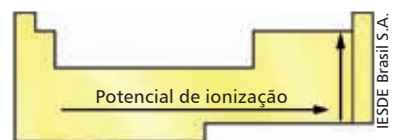
## Eletronegatividade

É a força com que um átomo recebe elétron de outro átomo, no instante de uma ligação química.



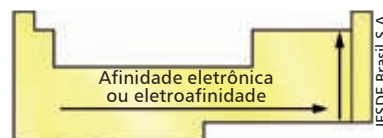
## Potencial de ionização

É a energia necessária para a retirada de um elétron da camada mais externa de um átomo isolado.



## Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É a energia liberada por um átomo no estado gasoso, quando este recebe um elétron.



## Estudo dos íons

### Átomo neutro

A quantidade de prótons ( $p^+$ ) é igual a quantidade de elétrons ( $e^-$ ).

$$P^+ = e^-$$

### Íons

Os metais têm uma tendência a perder os elétrons de sua última camada, transformando-se nos íons de carga positiva denominados de **cátions**.



Os não-metais têm uma tendência a receber elétrons em sua última camada, transformando-se em íons de carga negativa denominados de **ânions**.



## Ligações químicas

### Regra do octeto

**Todos os átomos adquirem estabilidade química quando apresentam 8 elétrons em sua camada de valência, ou, 2 elétrons quando tiverem somente a camada K.**

## Ligação iônica

É a única ligação que ocorre com a **transferência definitiva** de elétrons do metal (**cátion**), para o não-metal (**ânion**).

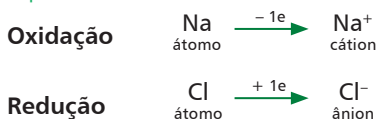
O resultado de sua ligação forma somente compostos iônicos.

Quando o metal perde elétrons, sofre **oxidação**.

Já o não-metal ao receber elétrons, sofre **redução**.

H	→	METAL
METAL	→	NÃO-METAL

Exemplo:



**Fórmula de Lewis ou Fórmula Eletrônica ou Fórmula Iônica**



## Ligação covalente

A ligação é estabelecida pelo **compartilhamento de elétrons** dos elementos denominados de **não-metais (5A, 6A, 7A e H)**.

H	→	NÃO-METAL
NÃO-METAL	→	NÃO-METAL

### Ligação covalente simples

É a ligação que se forma pelo **compartilhamento de apenas um elétron** de cada átomo.

Exemplo:

H $\cdot\cdot$ Br:	H — Br	HBr
$\cdot\cdot$ Cl $\cdot\cdot$ Cl:	Cl — Cl	Cl <sub>2</sub>
Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular

## Ligação covalente dupla

É a ligação que se forma pelo **compartilhamento de dois elétrons (um par)** de cada átomo.

$\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ :	O = O	O <sub>2</sub>
$\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ C $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ :	O = C = O	CO <sub>2</sub>
Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular

## Ligação covalente tripla

É a ligação que se forma pelo **compartilhamento de três elétrons** de cada átomo.

$\cdot\cdot$ N $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ N $\cdot\cdot$ :	N $\equiv$ N	N <sub>2</sub>
H $\cdot\cdot$ C $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ N:	H — C $\equiv$ N	HCN
Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular

## Ligação covalente coordenada ou dativa (→)

É a ligação formada pelo “**empréstimo**” de pares de elétrons que sobram do átomo que está envolvido na ligação covalente para satisfazer a regra do octeto. Pode ser representada por uma seta.

$\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ S $\cdot\cdot$ $\cdot\cdot$ O $\cdot\cdot$ :	O = S → O	SO <sub>2</sub>
Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural	Fórmula molecular

### Propriedades dos compostos covalentes

- Baixo ponto de fusão ( P<sub>f</sub> ).
- Baixo ponto de ebulição ( P<sub>e</sub> ).
- Não conduzem corrente elétrica quando puros. Somente compostos covalentes polares que se ionizam conduzem corrente elétrica.

### Propriedades dos compostos iônicos

- Alto ponto de fusão ( P<sub>f</sub> ).
- Alto ponto de ebulição ( P<sub>e</sub> ).



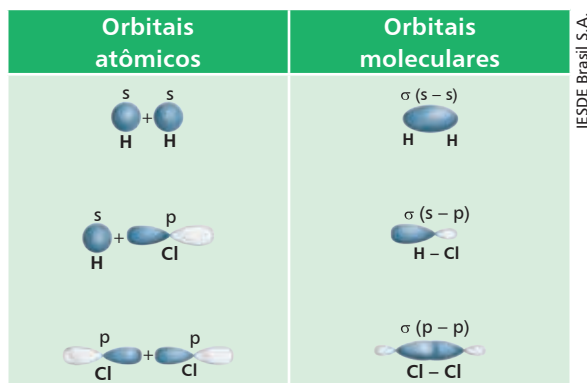
- São sólidos à temperatura ambiente (25°C).
- São condutores elétricos quando fundido ou em solução aquosa.

A tabela a seguir representa as ligações covalentes normais e dativas que os átomos podem fazer.

Família	1A	4A	5A	6A	7A	
Elétrons de valência	1	4	5	6	7	
Representação	E ·	· $\ddot{E}$ ·	· $\ddot{E}$ ·	· $\ddot{E}$ ·	· $\ddot{E}$ ·	
Ligações Covalentes normais e Dativas	1 ligação simples H —	4 simples	$\begin{array}{c}   \\ -C- \\   \end{array}$	3 simples e 1 dativa $\equiv N \rightarrow$	2 simples e 2 dativas $\begin{array}{c} \diagup \\ O \\ \diagdown \end{array}$	1 simples e 3 dativas $\begin{array}{c} \updownarrow \\ -Br \\ \updownarrow \end{array}$
		2 simples e 1 dupla	$\begin{array}{c}   \\ C= \\   \end{array}$			
		2 duplas	$=C=$			
		1 simples e 1 tripla	$-C\equiv$	1 simples 1 dupla e até 1 dativa $\uparrow$ $-N=$	1 dupla e até duas dativas $=O \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array}$	

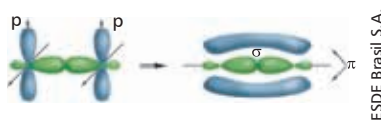
## Orbitais moleculares do tipo sigma

Na ligação covalente, os elétrons que participam da ligação deixam seus orbitais atômicos de origem e passam a ocupar um novo orbital chamado de **molecular**, onde esse compreende os dois núcleos dos dois átomos que estão se ligando.






## Orbitais moleculares do tipo P

Surge da interpenetração de dois orbitais do tipo p, quando em paralelo e quando também já existe uma ligação sigma entre eles.



## Hibridação

Hibridação	Elementos	Geometria	Ângulo
sp <sup>3</sup>	$\begin{array}{c}   & &   \\ -C- & & -Si- \\   & &   \end{array}$		109°28'
	$\begin{array}{c}   \\ -Ge- \\   \end{array}$		
	<b>O na H<sub>2</sub>O</b> <b>N na NH<sub>3</sub></b>		
sp <sup>2</sup>	$\begin{array}{c} >C= & & >B- \\ & & & \end{array}$		120°
sp	$\begin{array}{c} -C\equiv & & =C= \\ & & -Be- \end{array}$		180°

## Ligação metálica

É a ligação que ocorre entre íons e átomos de metais, também conhecida como liga metálica.

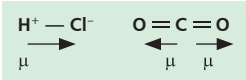


## Polaridade das ligações

**Ligação covalente apolar:** é aquela formada por átomos idênticos ou de mesma eletronegatividade.

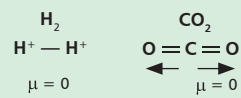


**Ligação covalente polar:** é aquela formada por átomos diferentes ou de eletronegatividade diferentes, onde os elétrons se deslocam para o lado do átomo de maior eletronegatividade, criando um **momento dipolar** ( $\mu$ ).



## Polaridade das moléculas

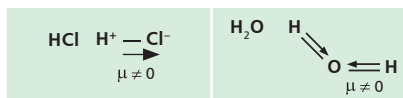
**Moléculas apolares:** são aquelas formadas por átomos idênticos ou com **momento dipolar nulo** ( $= 0$ ).



**Moléculas polares:** são aquelas formadas quando o **momento dipolar é não nulo** ( $\neq 0$ ), ou quando os átomos envolvidos na ligação são iguais.

### Observação

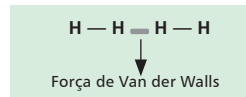
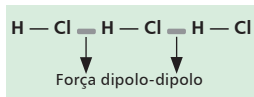
Moléculas formadas por dois átomos, sendo um deles o C, Si, Ge ou Be, resultará em uma molécula **apolar**.



## Forças intermoleculares

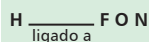
### Forças dipolo-dipolo

Forças que se dão entre moléculas polares, ou seja, que apresentam extremidades com dipolo elétrico permanente (momento dipolar diferente de zero).



## Ponte de hidrogênio

Forças de atração que se estabelecem, principalmente, quando o hidrogênio se liga ao flúor, nitrogênio e oxigênio, nos estados sólidos ou líquidos, sendo mais forte que a dipolo-dipolo.



## Força de Van der Walls

Em moléculas apolares aparece uma força de interação mais fraca que a dipolo-dipolo.

## Ligação metálica

É aquela formada por íons e átomos de metais, através de elétrons livres, que formam uma nuvem eletrônica, a qual mantém unidos os íons metálicos.

## Propriedades dos compostos metálicos

- Brilho metálico.
- Ponto de fusão e ebulição elevados.
- Maleabilidade.
- Ductibilidade.
- Ótimos condutores de eletricidade.

Quadro comparativo de propriedades dos compostos

	Compostos iônicos	Compostos moleculares	Compostos metálicos
<b>Forças intermoleculares</b>	Eletrostática	Dipolo-dipolo e Van der Walls	Ligação metálica
<b>Intensidade relativa das forças</b>	Forte	Fraco	Forte
<b>Ponto de fusão e ebulição</b>	Elevado	Baixo	Elevado
<b>Conduzem eletricidade quando</b>	Fundidos ou em solução	Não conduzem quando puros	Líquidos e sólidos
<b>Solúveis em solvente</b>	Polares	Polares e apolares	

# Funções inorgânicas

## Número de oxidação (nox)

### Regras práticas para determinar o nox

- Todo elemento simples tem nox igual a zero.
- O nox de um íon é sempre igual à carga do íon.
- O somatório dos nox de todos os elementos de uma molécula é sempre igual a zero.
- Em uma fórmula iônica o somatório dos nox de todos os elementos é sempre igual à carga iônica da fórmula.

NOX	Elementos	Observações
+1	Família 1A, Ag e H*	*quando o H estiver ligado aos metais terá nox igual a -1
+2	Família 2A e Zn	-
+3	Al e Bi	-
-3	N* e P*	*sempre que forem os mais eletronegativos em uma fórmula
-2	O* e S*	
-1	Família 7A *	

## Ácidos

### Os ácidos têm duas classificações

**Hidrácidos:** são ácidos que em sua fórmula não apresentam o átomo de oxigênio e se caracterizam pela terminação **ÍDRICO**.

Hidrácidos	
HF	Ácido fluorídrico
HCl	Ácido clorídrico
HBr	Ácido bromídrico
HI	Ácido iodídrico
H <sub>2</sub> S	Ácido sulfídrico
HCN	Ácido cianídrico
HNC	Ácido isocianídrico
H <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Ácido ferricianídrico
H <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Ácido ferrocianídrico

**Oxiácidos:** são ácidos que apresentam o átomo de oxigênio em sua fórmula. E sua nomenclatura varia com o número de oxidação do átomo central. Tendo a terminação **oso** para o menor nox e **ico** para o maior nox.

Elemento	N Cl Br I	P As Sb	Mn* Cr* S
	N.º de H no ácido →	H	H <sub>3</sub>
Nome do ácido ↓			
Hipo.....oso	+1	-	
Ác .....oso	+3	+4	
Ác .....ico	+5	+6	
Per.....ico	+7	+7*	

### Observação

\*Para que esses elementos tenham nox igual a 7 no prefixo per..., as suas fórmulas terão que ter somente um átomo de H.

Oxiácidos que desobedecem as regras de nomenclatura.

H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbônico
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ácido bórico
H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ácido ortossilícico
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Ácido crômico

## Prefixos orto – meta – piro

**Orto** – usa-se esse prefixo (não obrigatoriamente) para a maior hidratação possível do ácido.

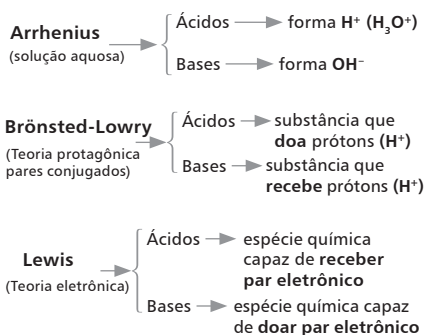
**Meta** – usa-se esse prefixo quando o ácido apresenta uma molécula de água a menos que os ácidos de prefixo orto.

**Orto** – H<sub>2</sub>O

**Piro** – usa-se esse prefixo quando se duplica a molécula do ácido orto, e retira-se uma molécula de água.

**2 x orto** – 1 H<sub>2</sub>O

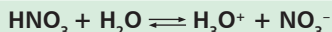
## Conceitos modernos de ácidos e bases



## Ionização dos ácidos

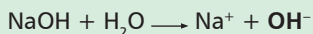
A ionização dos ácidos se dá através da liberação de H<sup>+</sup> que se une às moléculas de água, formando H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (hidrônio ou hidroxônio).

Exemplo:



## Bases ou hidróxidos

São compostos iônicos que em solução aquosa sofrem dissociação iônica liberando como único tipo de ânion os íons OH<sup>-</sup> (hidroxila).



## Nomenclatura das bases

Para elementos de nox fixo tem-se a seguinte fórmula:

Hidróxido de (nome do elemento)

Exemplo:

**NaOH** – hidróxido de sódio.

Para elementos de nox variável tem-se a seguinte fórmula:

Hidróxido (elemento)  $\left\{ \begin{array}{l} \text{oso (menor nox)} \\ \text{ico (maior nox)} \end{array} \right.$

Exemplo:

Fe(OH)<sub>2</sub> = hidróxido ferroso.

Fe(OH)<sub>3</sub> = hidróxido férrico.

**Ou**

Hidróxido de (elemento) + nox do elemento em algarismo romano

Exemplo:

Fe(OH)<sub>2</sub> = hidróxido de ferro II.

Fe(OH)<sub>3</sub> = hidróxido de ferro III.

## Tabela dos principais cátions

nox dos cátions	+1	Li Na K Rb Cs Fr Ag
	+2	Be Mg Ca Sr Ba Ra Zn Cd
	+3	Al Bi
	+4	Si
	+1 ou +2	Cu Hg
	+1 ou +3	Au
	+2 ou +3	Fe Co Ni Cr
	+2 ou +4	Sn Pb Mn Pt
	+3 ou +5	As Sb

## Sais

Sais são compostos iônicos que possuem, pelo menos, um cátion diferente de  $H^+$ , e um ânion diferente de  $OH^-$ .

A obtenção de um sal se dá pela reação de salificação ou de neutralização de um ácido com uma base.

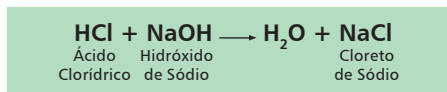
### Nomenclatura dos sais

A nomenclatura dos sais deriva do nome do ânion (base) seguida do nome do cátion (ácido). Onde o nome do cátion que é derivado de um ácido com o sufixo trocado.

Ânion + cátion

Terminação do ácido	Terminação do sal
ico	ato
hídrico	eto
oso	ito

Exemplo:



### Os sais podem ser classificados como

**Sais ácidos:** possui em sua fórmula  $H^+$ .

**Sais básicos:** possui em sua fórmula  $OH^-$ .

**Sais neutros:** sem  $H^+$  e  $OH^-$  em sua fórmula.

**Sais duplos:** apresentam em sua fórmula dois cátions ou dois ânions diferentes.

Tabela dos principais ânions.

MONOVALENTES		BIVALENTES	
$F^-$	fluoreto	$O^{2-}$	óxido
$Cl^-$	cloreto	$O_2^{2-}$	peróxido
$Br^-$	brometo	$S^{2-}$	sulfeto
$I^-$	iodeto	$SO_3^{2-}$	sulfito
$ClO^-$	hipoclorito	$SO_4^{2-}$	sulfato
$ClO_2^-$	clorito	$S_2O_3^{2-}$	tiosulfato
$ClO_3^-$	clorato	$CO_3^{2-}$	carbonato
$ClO_4^-$	perclorato	$C_2O_4^{2-}$	oxalato
$NO_2^-$	nitrito	$SiO_3^{2-}$	metassilicato
$NO_3^-$	nitrato	$HPO_3^{2-}$	fosfito
$CN^-$	cianeto	$CrO_4^{2-}$	cromato
$OCN^-$	cianato	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
$SNC^-$	tiocianato	$MnO_4^{2-}$	manganato
$PO_3^-$	metafosfato	$MnO^{2-}$	manganito
$H_2PO_2^-$	hipofosfato	$PbO_2^{2-}$	plumbito
$AlO_2^-$	aluminato	$PbO_3^{2-}$	plumbato
$MnO_4^-$	manganato	$S_2O_6^{2-}$	hipossulfato
$OH^-$	hidróxido	$S_2O_7^{2-}$	pirossulfato
$H^-$	hidreto		

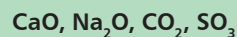
  

TRIVALENTES		TETRAVALENTES	
$PO_4^{3-}$	fosfato	$P_2O_7^{4-}$	pirofosfato
$AsO_3^{3-}$	arsenito	$P_2O_6^{4-}$	hipofosfato
$AsO_4^{3-}$	arseniato	$SiO_4^{4-}$	silicato
$BO_3^{3-}$	borato	$Fe(CN)_6^{4-}$	ferrocianeto
$Fe(CN)_3^{3-}$	ferricianeto		

## Óxidos

Óxidos são compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplo:



### Nomenclatura dos óxidos

Nomenclatura de óxidos com elementos de nox fixo.

## Óxido de (elemento)

Exemplo:

**CaO** – óxido de cálcio.

## Nomenclatura de elementos com nox variável

Óxido (elemento)	{	<b>oso</b> (menor nox)
		<b>ico</b> (maior nox)

Exemplo:

FeO – óxido ferroso.

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – óxido férrico.**Elementos formadores de vários óxidos**

Se um elemento formar mais de dois óxidos, usam-se o prefixo mono, di, tri etc.

Exemplo:

NO **mon**óxido de **mon**nitrogênio.N<sub>2</sub>O **mon**óxido de **din**itrogênio.N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> **tri**óxido de **din**itrogênio.

## Classificação dos óxidos

Óxido	Característica	Nox do oxigênio	Obs.
Básico	Metal com nox < 3	-2	Apresentam caráter iônico.
Ácido	Metal com nox > 4	-2	Apresentam caráter covalente.
Neutros	CO, NO, N <sub>2</sub> O	-2	Óxidos covalentes e não reagem com água.
Anfóteros	ZnO, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	-2	Comportam-se como óxido ácido na presença de uma base e vice-versa.
Duplo	E <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	-2	Resultam na combinação de dois óxidos de um mesmo elemento.
Peróxido	Metal de nox < 3 e H	-1	Apresenta em sua estrutura o grupo O <sub>2</sub> <sup>-2</sup> .
Superóxido	Metal de nox > 3	- $\frac{1}{2}$	Apresenta em sua estrutura o grupo O <sub>4</sub> <sup>-2</sup> .

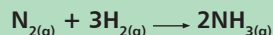
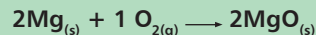
## Reações inorgânicas

## Reações de síntese ou adição

Vários reagentes se transformando em um único produto.

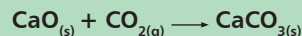
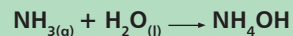
## Síntese total

Todos os reagentes são substâncias simples.



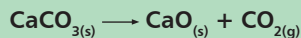
## Síntese parcial

Quando um dos reagentes é uma substância composta.



## Reação de análise ou decomposição

Quando um único reagente dá origem a vários produtos.

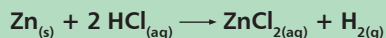


## Reação de deslocamento ou simples troca



É quando um elemento de uma substância simples substitui outro de uma substância composta.

Exemplo:



Para que essa reação ocorra, é necessário que o elemento que compõe a substância simples seja mais reativo que o elemento deslocado.

## Reação de dupla troca

Reação que ocorre entre substâncias compostas, quando há troca de cátions e ânions.



Para que ocorra a troca entre os cátions e os ânions desse tipo de reação há certas condições a se verificar com um dos produtos em relação aos reagentes.

Produto em relação aos reagentes		
Menos solúvel	Mais volátil	Mais fraco

Tabela de solubilidade

Compostos	Regra	Exceções
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> e metais alcalinos	Solúvel	–
Nitratos NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> Nitritos NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Solúvel	–
Percloratos ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Solúvel	KClO <sub>4</sub>
Acetatos	Solúvel	–
Haleto F <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> Br <sup>-</sup> I <sup>-</sup>	Solúvel	Ag <sup>+</sup> Pb <sup>+2</sup> Hg <sup>+2</sup>
Sulfatos SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Solúvel	Pb <sup>+2</sup> 2A
Sulfetos S <sup>-2</sup>	Insolúvel	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , 1A, 2A,
Carbonatos CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Fosfatos PO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Oxalatos Hidróxidos OH <sup>-</sup> Óxidos	Insolúvel	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> e metais alcalinos

Tabela de volatilidade

Ácidos voláteis	Ácidos não-voláteis
HF	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
HCl	
HI	
H <sub>2</sub> S	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
HCN	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	

Tabela de grau de ionização (força)

Ácidos	Fortes	HClO <sub>4</sub> , HI, HBr, HCl, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	Moderados	HF, H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
	Fracos	CH <sub>3</sub> COOH, H <sub>2</sub> S, HCN, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Bases	Fortes	Alcalinos e alcalinos-terrosos
	Fracos	NH <sub>4</sub> OH aminas e demais metais
Sais	Fortes	Praticamente todos quando em solução



Tabela de reatividade eletrolítica para METAIS e AMETAIS

← Cresce a reatividade ←																											
Mais reativo que o hidrogênio															Menos reativo												
Os	Li	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	N	Sn	Pb	H	Sb	As	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

← Cresce a reatividade ←								
F	O	N	Cl	Br	I	S	C	P

## Reações de oxirredução

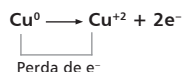
São reações que ocorrem com variação de **nox** dos elementos envolvidos.

Reação de oxidação	Reação de redução
Aumento de nox	Diminuição de nox
Perda de elétrons	Ganho de elétrons
Agente redutor	Agente oxidante

Acerte os coeficientes estequiométricos da reação.  
Cálculo com base em uma regra de três cuidando das unidades trabalhadas.

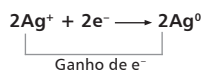
**Lei de Lavoisier:** em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

## Semirreação de oxidação



**Lei de Proust:** toda a substância apresenta uma proporção constante, em massa, na sua composição e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante.

## Semirreação de redução



**Lei de Gay-Lussac:** nas mesmas condições de pressão e temperatura (CNP) os volumes dos gases participantes de uma reação química mantêm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

## Cálculo estequiométrico

É a relação entre as quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação.

**Lembre-se:**

Escreva a reação com a qual está trabalhando.

## Relação para cálculo estequiométrico

1 mol	Massa em gramas	6,02x10 <sup>23</sup> átomos ou número de moléculas	22,4 L
-------	-----------------	---	--------

# Físico-Química

## Gases

Um gás ideal é aquele formado por moléculas, átomos ou íons, todas essas partículas admitem-se terem o mesmo tamanho.

As partículas têm movimentos livres e desordenados e não se atraem ou se repelem mutuamente.

### As variantes de estado

**Pressão:** provocada pelos choques entre as partículas.

**Temperatura:** proporcional à energia cinética das moléculas.

**Volume:** ocupa por totalidade o recipiente que o guarda.

### Equação de Clapeyron

$$PV = nRT$$

P = pressão em atm ou mmHg

V = volume em litros

n = número de mols

R = constante dos gases = 0,082 atm.L/K.MOL  
62,3 mmHg.L/K.MOL

T = temperatura em Kelvin

### Transformações gasosas

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

### Transformação isotérmica

Quando a transformação se realiza à **temperatura constante**, o volume que esse gás ocupa é inversamente proporcional a sua pressão.

### Lei de Boyle-Mariote

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

### Transformação isométrica ou isocórica

Quando a transformação se realiza a um **volume constante**, a pressão do gás é diretamente proporcional a sua temperatura.

### Lei de Charles e Gay-Lussac

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

### Transformação isobárica

Quando uma transformação se realiza a uma **pressão constante**, o volume do gás é proporcional a sua temperatura.

### Lei de Charles e Gay-Lussac

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

### Misturas gasosas

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1} + \frac{P_2 V_2}{T_2} + \dots + \frac{P_n V_n}{T_n}$$

### Relações parciais de gases

Fração molar

$$X = \frac{n_A}{n_T}$$

Pressão parcial	$P_A = X_A \cdot T_A$
Volume parcial	$V_A = X_A \cdot V_T$

Outras relações de gases

Densidade

Em todas as condições

$$d = \frac{P.M}{RT} ; \text{g/L}$$

Em CNTP

$$d = \frac{P.M}{22,4} ; \text{g/L}$$

## Soluções

Qualquer tipo de mistura homogênea pode ser chamada de solução.

Toda a substância que existe em maior quantidade é chamada de **solvente**.

Todas as demais substâncias em uma solução são chamadas de **soluto**.

## Classificação de solução

De acordo com seu estado de agregação

Solução gasosa	Quando todos os componentes são gases.
Solução líquida	Quando o solvente é um líquido.
Solução sólida	Quando soluto e solvente são sólidos (ligas metálicas).

De acordo com a proporção soluto solvente

Solução diluída	é aquela que contém pouco soluto em relação ao solvente.
Solução concentrada	é aquela que contém bastante soluto em relação ao solvente.

De acordo com a natureza do soluto

Solução iônica	Solução em que o soluto é um composto iônico.
Solução molecular	Solução quando o soluto é um composto molecular.

Tipos de solução

Solução insaturada	é quando a quantidade de soluto adicionado não atinge o ponto de saturação.
Solução saturada	é quando a quantidade de soluto adicionado atinge o ponto de saturação.
Solução supersaturada	é quando a quantidade de soluto adicionado ultrapassa o ponto de saturação (corpo de fundo).

○ Observação

**Ponto de saturação** é a capacidade que o solvente tem de dissolver um determinado soluto.

Grau de solubilidade	É a quantidade de soluto que um solvente pode dissolver em uma determinada temperatura e pressão.
----------------------	---

## Aspectos quantitativos das soluções

<b>Concentração comum</b>	é o quociente entre a massa do soluto e o volume da solução.
---------------------------	--

$$C = \frac{m_1}{V}$$

unidade = massa em (g)  
volume em (L)

<b>Molaridade</b>	é o quociente entre o número de mols do soluto e o volume da solução.
-------------------	---

$$M = \frac{n_1}{V}$$

unidade = mol/L

<b>Título em massa</b>	é o quociente entre a massa de soluto e a massa total da solução.
------------------------	---

$$\tau = \frac{m_1}{M}$$

não tem unidade

<b>Título em volume</b>	é o quociente entre o volume do soluto e o volume total da solução.
-------------------------	---

$$\tau = \frac{V_1}{V}$$

não tem unidade

<b>Fração molar do soluto</b>	é o quociente entre o número de mols do soluto e o número de mols da solução.
-------------------------------	---

$$X_1 = \frac{n_1}{n} \quad \text{ou} \quad X_2 = \frac{n_2}{n}$$

não tem unidade

<b>Molalidade</b>	é o quociente entre o número de mols do soluto e a massa do solvente em gramas.
-------------------	---

$$W = \frac{n_1}{m_2} \quad \text{como} \quad n_1 = \frac{m_1}{\text{mol}}$$

então  $W = \frac{n_1}{\text{mol.m}_2}$

<b>Normalidade</b>	é o quociente entre o número de equivalente-grama do soluto e o volume da solução em litros.
--------------------	--

$$N = \frac{E}{V} \quad \text{como} \quad E = \frac{m_1}{\text{eqg}}$$

$$\text{temos} \quad N = \frac{m_1}{\text{eqg.X}}$$

<b>Equivalente-grama (eqg)</b>	é a massa de uma substância, que durante uma reação química, movimentada um mol de cargas positivas ou negativas.
--------------------------------	---

$$\text{Eqg} = \frac{\text{mol}}{X}$$

$X = \begin{cases} \text{N.º de H}^+ \text{ quando ácido.} \\ \text{N.º de OH}^- \text{ quando base.} \\ \text{N.º de cargas + (cátions) ou} \\ \quad - \text{ (ânions) quando sal.} \end{cases}$

### Relação entre todas as unidades de concentração

$$C = 1000 \times d \times T = M \times \text{mol} = N \times \text{eqg}$$

### Diluição de solução

É acrescentar a uma solução já existente, um solvente puro com o intuito de diminuir a sua concentração.

<b>Em termos de concentração comum (C)</b>	$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$
--	-----------------------------------

<b>Em termos de concentração molar (molaridade) (M)</b>	$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$
---	-----------------------------------

<b>Em termos de concentração normal (normalidades) (N)</b>	$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$
--	-----------------------------------

### Misturas de soluções de mesmo soluto

É a mistura de mais de uma solução já existente, com o intuito de formar uma nova solução.

Em termos de concentração comum (C)	$C \times V = C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2$
Em termos de concentração molar (molaridade) (M)	$M \times V = M_1 \times V_1 + M_2 \times V_2$
Em termos de concentração normal (normalidades) (N)	$N \times V = N_1 \times V_1 + N_2 \times V_2$

## Termoquímica

### Definição

“Parte da química que estuda as reações que liberam e absorvem calor”.

**Endotérmica:** reações que absorvem calor.

**Exotérmica:** reações que liberam calor.

## Energia interna

### Endotérmica

$$E_p > E_r \rightarrow \Delta E > 0$$

### Exotérmica

$$E_p < E_r \rightarrow \Delta E < 0$$

**E<sub>p</sub>** – energia interna dos produtos.

**E<sub>r</sub>** – energia interna dos reagentes.

“quantidade de energia existente em uma reação química”.

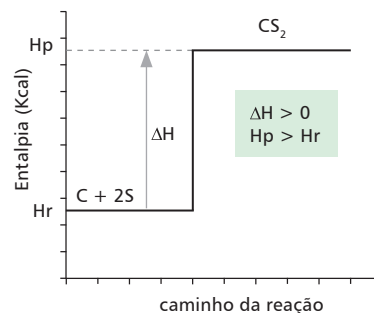
$\Delta H$  – variação de energia

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

## Diagrama de energia de uma reação

### Endotérmica

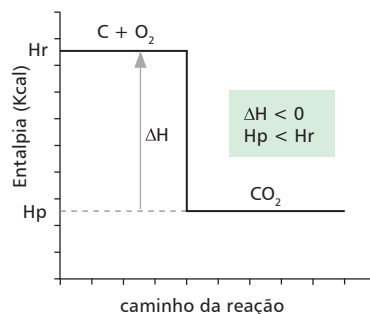
Exemplo:



## Diagrama de energia de uma reação

### Exotérmica

Exemplo:



## Estado padrão

- $p = 1\text{atm}$  ou  $760\text{mmHg}$
- substância simples
- estado alotrópico mais estável
- estado físico mais estável
- $T = 25^\circ\text{C}$  ( $298\text{K}$ )

## Tipos de Entalpia

### Entalpia de formação

“Calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir dos reagentes no estado padrão”.

$$\Delta H > 0$$

$$\Delta H < 0$$

### Entalpia de combustão

“Calor liberado na combustão de 1 mol de reagentes no estado padrão”.

$$\Delta H < 0$$

### Entalpia de neutralização

“Calor liberado na neutralização de 1 equivalente-grama de ácido com 1 equivalente-grama de base no estado padrão”.

### Entalpia de ligação

$$\text{Ligação formada} \rightarrow \Delta H < 0$$

$$\text{Ligação rompida} \rightarrow \Delta H > 0$$

## Lei de HESS

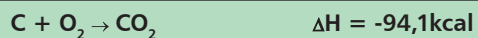
“A variação de entalpia de uma reação depende somente dos estados inicial e final da reação”.

### Consequências

1. Reações termoquímicas podem ser somadas.



2. Invertendo a equação termoquímica muda-se o sinal do  $\Delta H$ .



3. Multiplicando ou dividindo a equação por um número diferente de zero, o  $\Delta H$  também será multiplicado ou dividido por tal número.



## Entropia (S)

“Grandeza termodinâmica associada ao grau de desordem de um sistema”.

$$\uparrow \text{desordem} \quad \uparrow \text{entropia} \quad \Delta S > 0$$

$$\downarrow \text{desordem} \quad \downarrow \text{entropia} \quad \Delta S < 0$$

## Energia livre de Gibbs (G)

“Energia máxima que o sistema pode liberar em forma de trabalho útil”.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$\Delta G > 0 \text{ – reação não-espontânea.}$$

$$\Delta G < 0 \text{ – reação espontânea.}$$

$$\Delta G = 0 \text{ – reação em equilíbrio.}$$

## Cinética

### Definição:

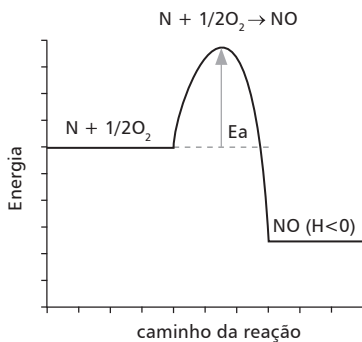
“Parte da química que estuda a velocidade das reações”.

### Observação

Nesse estudo admite-se a presença de uma fase intermediária (complexo ativado).

## Diagrama energético

Exemplo:



$E_a$  – energia de ativação do complexo ativado.

## Velocidade média de uma reação

$$V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

$\Delta n$  – variação de n.º de mols.

$\Delta t$  – variação do tempo da reação.

## Condições para que uma reação aconteça

**Fundamentais:**

Afinidade.

Contato entre os reagentes.

**Acessórias:**

Frequência.

Eficiência das colisões.

## Fatores que influem na velocidade de uma reação

### Concentração dos reagentes (lei da ação das massas ou lei de Guldberg – Waage)

“A velocidade é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes elevado ao expoente que são seus coeficientes”.

Exemplo:

Reação:



Equação:

$$V = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$K$  – constante de velocidade

$[A]$  – molaridade de A

$[B]$  – molaridade de B

Considerando A e B no estado gasoso:

$$V = K \cdot p_A^a \cdot p_B^b$$

$p$  = pressão parcial.

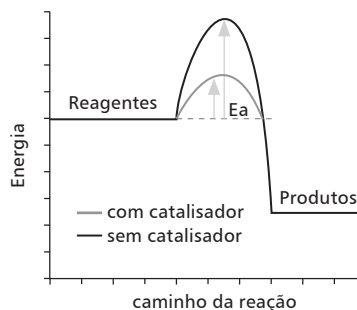
## Temperatura (lei de Van't Hoff)

“A temperatura acarreta um aumento na velocidade das reações”.

$$\uparrow T \quad \uparrow V$$

## Catalisador

“Aumenta a velocidade da reação, sem ser consumido”.

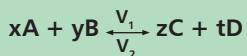


## Inibidor

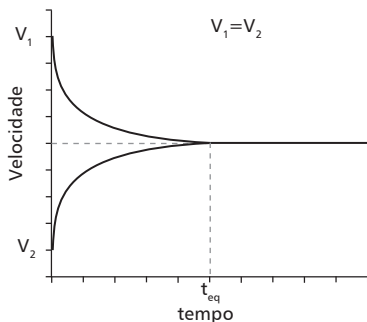
“Diminui a velocidade da reação, e é consumido na mesma”.

# Equilíbrio químico

“Ocorrem somente em reações reversíveis”.

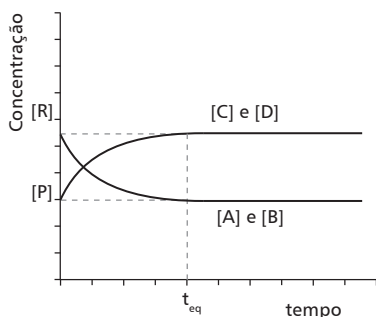


## Condições para uma reação estar em equilíbrio



$t_{eq}$  – tempo para a reação atingir o equilíbrio.

## Concentração dos reagentes dos produtos é constante com o passar do tempo



$t_{eq}$  – tempo para a reação atingir o equilíbrio.

## Constantes de equilíbrio

### Equação geral

$$K = \frac{[\text{produtos}]^m}{[\text{reagentes}]^n}$$

$K_c$  (constante de equilíbrio e função da concentração molar)

$$K_c = \frac{[\text{C}]^z \cdot [\text{D}]^t}{[\text{A}]^x \cdot [\text{B}]^y}$$

Só é alterado pela temperatura.

Não entram substâncias sólidas.

$K_p$  (constante de equilíbrio em função das pressões parciais)

$$K_p = \frac{p\text{C}^z \cdot p\text{D}^t}{p\text{A}^x \cdot p\text{B}^y}$$

Relação entre  $K_c$  e  $K_p$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

R – constantes dos gases ideais

0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

62,3 mmHg.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

T – temperatura absoluta (K)

$\Delta n$  – variação de n.º de mols

$\Delta n = (z + t) - (x + y)$

## Deslocamento de equilíbrio

### Princípio de Le Chatelier

“Quando uma força externa age sobre um sistema em equilíbrio, ele se desloca, procurando fugir da força aplicada”.

### Fatores que deslocam o equilíbrio

Um aumento na pressão força a reação no sentido em que o volume diminui e vice-versa.



Um aumento na temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica e vice-versa.

A adição de uma substância desloca o equilíbrio no sentido da reação que a consome.

A retirada de uma substância desloca o equilíbrio no sentido da reação que a forma.

## Adição de catalisador no equilíbrio

Não desloca o equilíbrio, apenas aumenta a velocidade da reação.

## Equilíbrio iônico

“Em reações de ionização em equilíbrio usamos a lei de Ostwald”.

$$K_i = \frac{\eta \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$K_i$  – constante de ionização.

$\alpha$  – grau de ionização.

$$\alpha = \frac{\text{n.º de moléculas ionizadas}}{\text{n.º de moléculas dissolvidas}}$$

$\alpha$  depende da temperatura e da molaridade ( $\eta$ )

## Produto iônico da água



## $K_w$ – Constante de hidrólise

$$K_w = K_i \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

à 25°C

$$K_w = 10^{-14}$$

↑  $[\text{H}^+]$       ↑ acidez

↑  $[\text{OH}^-]$       ↑ basicidade

## pH e pOH

$$p = -\log$$

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

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

## Relação entre pH e pOH

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

### Observação

↑ acidez – ↑  $[\text{H}^+]$  – ↓ pH

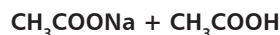
↑ basicidade – ↑  $[\text{OH}^-]$  – ↑ pH

pH de 1 à 6,99	Ácido
pH igual a 7,00	Neutro
pH de 7,01 à 14,00	Básico

## Solução tampão

“Solução que não varia de pH quando recebe quantidades pequenas de ácido ou base”.

Exemplo:

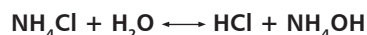


## Hidrólise de sais

“Reação do sal com água, cujo produto é um ácido e uma base”.



Exemplo:



## Onde ocorrem as hidrólises salinas

sal de	íon fraco	reação de hidrólise	pH do meio
Ácido Forte Base Forte	não tem	não ocorre	= 7
Ácido Forte Base Fraca	cátion	ocorre	< 7

Ácido Fraco Base Forte	ânion	ocorre	> 7
Ácido Fraco Base Fraca	cátion e ânion	ocorre	~ 7

### Constantes de hidrólise (K<sub>h</sub>)

Ácido Forte Base Fraca	$K_h = \frac{K_w}{K_b}$
Ácido Fraco Base Forte	$K_h = \frac{K_w}{K_a}$
Ácido Fraco Base Fraca	$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

### Grau de hidrólise (α<sub>h</sub>)

$$\alpha_h = \frac{\text{n.º de mols hidratados}}{\text{n.º inicial de mols}}$$

## Eletroquímica

“Parte da química que estuda a relação entre a reação química e a produção de energia elétrica”.

### Pilha

“Parte da química que estuda as reações de “oxi-redução” que produzem ou que são produzidas pelas correntes elétricas”.

Reação redox  $\xrightarrow{\text{espontaneamente}}$  Corrente elétrica

### Convenção para pilhas

#### Cátodo (+)

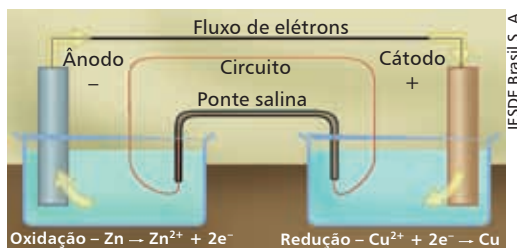
Eletródo onde ocorre a reação de redução.  
Recebe elétrons do sistema.  
Sofre deposição de massa.  
Concentração da solução diminui.

#### Ânodo (-)

Eletródo onde ocorre a reação de oxidação.  
Cede elétrons para o sistema.  
Sofre corrosão.  
Concentração da solução aumenta.

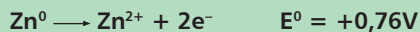
Exemplo:

### Pilha de zinco e cobre (Pilha de DANIELL)



### Semirreações

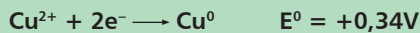
#### Oxidação



#### Observação

No eletródo de zinco há a corrosão da placa e o aumento na concentração de cátions Zn<sup>2+</sup>.

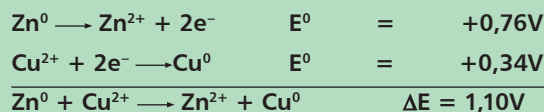
#### Redução



#### Observação

No eletródo de cobre há o aumento da massa da placa e a diminuição na concentração de ânions Cu<sup>2+</sup>, na solução.

## Reação global



## Eletrólise

“Processo inverso do que ocorre na pilha, isto é, a corrente elétrica é que provoca uma reação de ‘oxidação-redução’.”

### Convenção para eletrólise

#### Ânodo (+)

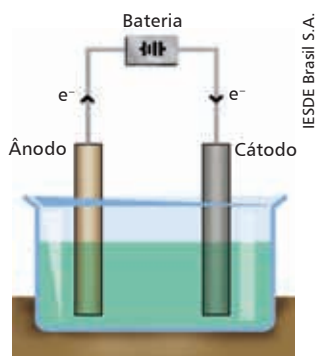
- Eletrodo onde ocorre a oxidação.
- Cede elétrons para o sistema.
- As partículas positivas são atraídas pelo ânodo, onde se oxidam.

#### Cátodo (-)

- Eletrodo onde ocorre a redução.
- Recebem elétrons do sistema.
- As partículas negativas são atraídas pelo cátodo onde se reduzem.

Exemplo:

#### Célula eletrolítica



### Observação

Na eletrólise, o fluxo de elétrons criado pelo gerador (bateria) vai do ânodo para o cátodo.

### Potencial padrão ( $E^0$ )

“É determinado acoplando-se esse eletrodo a um eletrodo de padrão de hidrogênio e medindo-se a diferença entre os dois”.

$$E^0(\text{H}_2) = 0,00\text{V}$$

25°C

1atm

Solução molar

Reação:



### Diferença de potencial ( $\Delta E^0$ )

“Dada pela diferença de potencial entre o eletrodo de maior valor e o eletrodo de menor valor”.

$$\Delta E^0 = E^0_{(\text{red} >)} - E^0_{(\text{red})}$$

### Considerações sobre o potencial

- Potencial positivo indica que a semirreação é espontânea no sentido em que está escrita.
- Potencial negativo indica que a semirreação é espontânea no sentido inverso ao que está escrita.
- Quanto maior o potencial de redução, mais forte é o oxidante.
- Quanto maior o potencial de oxidação, mais forte é o redutor.
- Quanto maior o potencial, maior é a tendência da semirreação ocorrer no sentido em que está escrita.

Tabela dos potenciais

Potencial de redução ( $E^{\circ}_{red}$ )	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação ( $E^{\circ}_{oxid}$ )
-3,04	Li	$\rightleftharpoons$ Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	+3,04
-2,92	K	$\rightleftharpoons$ K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	+2,92
-2,90	Ba	$\rightleftharpoons$ Ba <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+2,90
-2,89	Sr	$\rightleftharpoons$ Sr <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+2,89
-2,87	Ca	$\rightleftharpoons$ Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+2,87
-2,71	Na	$\rightleftharpoons$ Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	+2,71
-2,37	Mg	$\rightleftharpoons$ Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+2,37
-1,66	Al	$\rightleftharpoons$ Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	+1,66
-1,18	Mn	$\rightleftharpoons$ Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+1,18
-0,83	H <sub>2</sub> + 2(OH) <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ 2H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup>	+0,83
-0,76	Zn	$\rightleftharpoons$ Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+0,76
-0,74	Cr	$\rightleftharpoons$ Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	+0,74
-0,48	S <sup>2-</sup>	$\rightleftharpoons$ S + 2e <sup>-</sup>	+0,48
-0,44	Fe	$\rightleftharpoons$ Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+0,44
-0,28	Co	$\rightleftharpoons$ Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+0,28
-0,23	Ni	$\rightleftharpoons$ Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+0,23
-0,13	Pb	$\rightleftharpoons$ Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+0,13
0,00	H <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$ 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	0,00
+0,15	Cu <sup>+</sup>	$\rightleftharpoons$ Cu <sup>2+</sup> + e <sup>-</sup>	-0,15
+0,34	Cu	$\rightleftharpoons$ Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	-0,34
+0,40	2(OH) <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ H <sub>2</sub> O + 1/2O <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-0,40
+0,52	Cu	$\rightleftharpoons$ Cu <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	-0,52
+0,54	2I <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ I <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-0,54
+0,77	Fe <sup>2+</sup>	$\rightleftharpoons$ Fe <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup>	-0,77
+0,80	Ag	$\rightleftharpoons$ Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	-0,80
+0,85	Hg	$\rightleftharpoons$ Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	-0,85
+1,09	2Br <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ Br <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-1,09
+1,23	H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$ 2H <sup>+</sup> + 1/2O <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-1,23
+1,36	2Cl <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ Cl <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-1,36
+2,87	2F <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$ F <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup>	-2,87

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO REDUTORA

## Leis de Faraday (F)

“A massa do elemento eletrolisado é diretamente proporcional ao seu equivalente-grama”.

$$m = K.E$$

“A massa do elemento eletrolisado é proporcional à carga elétrica que atravessa a solução”.

$$m = K.Q$$

Onde:

$m$  = massa formada no eletrodo  
 $K$  = constante de proporcionalidade  
 $E$  = equivalente-grama da substância produzida no eletrodo  
 $Q$  = carga elétrica

## Equação geral da eletrólise

$$m = \frac{i \cdot t \cdot E}{96\,500}$$

Onde:

$m$  = massa (g)  
 $t$  = tempo (s)  
 $i$  = carga elétrica (A)  
 $E$  = equivalente-grama

$$1F = 96\,500C = 1\text{mol de elétrons}$$

## Radioatividade

“Propriedade que alguns elementos naturais e artificiais têm de emitir partículas e radiações eletromagnéticas”.

Fenômeno relacionado somente ao núcleo atômico

Principais radiações:

Alfa ( $\alpha$ )

Natureza: partícula  $2p + 2n$   
 Notação:  ${}_2\alpha^4$   
 Carga elétrica relativa: +2  
 Massa relativa: 4

Beta ( $\beta$ )

Natureza: elétron  
 Notação:  ${}_{-1}\beta^0$   
 Carga elétrica relativa: -1  
 Massa relativa: 0

Gama ( $\gamma$ )

Natureza: onda eletromagnética  
 Notação:  $\gamma$   
 Carga elétrica relativa: 0  
 Massa relativa: 0

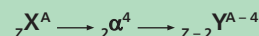
## ○ Observação

A partícula alfa é idêntica a um núcleo de hélio;  
 A partícula beta é o resultado da decomposição de um nêutron.

## Leis radioativas

## 1.ª Lei da radioatividade (Soddy)

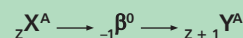
“Quando um núcleo emite uma partícula alfa, seu número atômico reduz duas unidades e seu número de massa reduz quatro unidades”.



## 2.ª Lei da radioatividade (Soddy – Fajans)

Russell

“Quando um núcleo emite uma partícula beta, seu número atômico aumenta uma unidade e seu número de massa não se altera”.



## Cinética radioativa

### Velocidade de desintegração (V)

$$V = - \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

(rad/s, desint/s, curie)

### Constante radioativa (C)

$$C = - \frac{\Delta n}{n_0}$$

(s<sup>-1</sup>, h<sup>-1</sup>, ano<sup>-1</sup>)

1C = 3,7.10<sup>10</sup> desint/s

### Vida média (V<sub>m</sub>)

$$V_m = \frac{1}{C}$$

(s, h, ano)

### Meia vida (P)

$$P \cong 0,7 \cdot V_m$$

Onde:

n = número de átomos desintegrados  
 n<sub>0</sub> = número total de átomos no início da amostra  
 t = tempo

## Fissão nuclear

“Processo através do qual um núcleo pesado, quando bombardeado por partículas radioativas, sofre cisão (quebra) formando núcleos mais leves”.

Exemplo:

**Bomba atômica**

## Fusão nuclear

“Processos através dos quais núcleos leves unem-se dando origem a um novo núcleo mais pesado”.

Exemplo:

**Bomba de hidrogênio**

## Relação entre as energias

$$E_{\text{fusão}} \cdot E_{\text{fissão}}$$

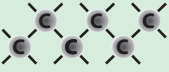
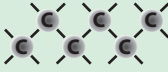
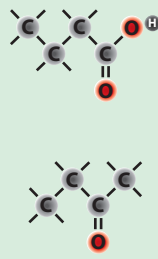
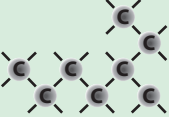
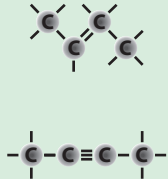
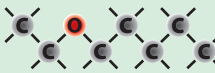
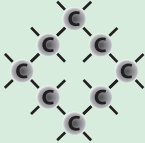
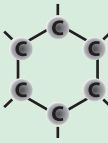
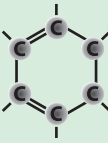
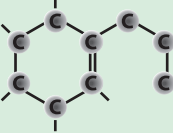
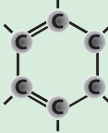
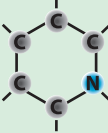
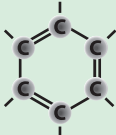
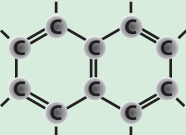
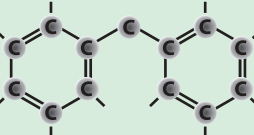
## Radioatividade artificial





### Partículas atômicas envolvidas

Próton	${}_1^1\text{p}^1$
Nêutron	${}_0^1\text{n}^1$
Dêuteron	${}_1^2\text{d}^2$
Alfa	${}_2^4\alpha^4$
Beta	${}_{-1}^0\beta^0$
Pósitron	${}_{+1}^0\text{e}^0$
Neutrino	${}_0^0\nu^0$
Raios Gama	${}_0^0\gamma^0$

# Química Orgânica

## Classificações das cadeias carbônicas

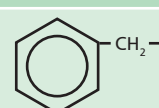
		DISPOSIÇÃO DOS ÁTOMOS	TIPOS DE LIGAÇÕES	NATUREZA DOS ÁTOMOS	
ABERTAS, ALIFÁTICAS OU ACÍCLICAS		NORMAIS	SATURADAS	HOMOGÊNEA	
					
	RAMIFICADAS	INSATURADAS	HETEROGÊNEA		
					
FECHADAS OU CÍCLICAS	ALICÍCLICAS	NORMAIS	SATURADAS	HOMOCÍCLICAS	
					
		RAMIFICADAS	INSATURADAS	HETEROCÍCLICAS	
					
	AROMÁTICAS	MONONUCLEARES	POLINUCLEARES COM NÚCLEOS...		
			Condensados	Isolados	
					

CLASSIFICAÇÃO DOS CARBONOS NA CADEIA	
<p>PRIMÁRIO</p> 	<p>SECUNDÁRIO</p> 
<p>TERCIÁRIO</p> 	<p>QUATERNÁRIO</p> 

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS	
NÚMERO DE CARBONOS	
1 – met	6 – hex
2 – et	7 – hept
3 – prop	8 – oct
4 – but	9 – non
5 – pent	10 – dec
TIPO DE LIGAÇÃO	
AN – Simples	DIEN – 2 Duplas
EN – Dupla	TRIEN – 3 Duplas
IN – Tripla	DIIN – 2 Triplas
	TRIIN – 3 Triplas
SÉRIES	
<b>HOMÓLOGA:</b> difere pela quantidade de grupos CH <sub>2</sub>	
<b>ISÓLOGA:</b> difere pela quantidade de grupos H <sub>2</sub>	
<b>HETERÓLOGA:</b> apresentam mesma cadeia carbônica e diferentes funções	

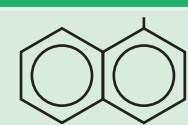
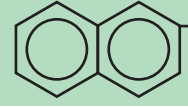
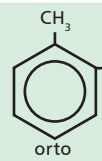
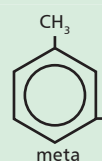
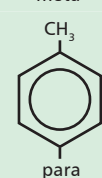

## Principais radicais orgânicos

Alquila ou Alcoíla (monovalente em carbono saturado)	
$-\text{CH}_3$	metil
$-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	etil
$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	n-propil
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{I}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	isopropil
$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	n-butil
$-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}$	iso-butil
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{C}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	terc-butil

Alquila ou Alcoíla (monovalente em carbono saturado)	
$-\text{CH}-\begin{matrix} \text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$	sec-butil
$-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$	alil
	benzil

Alquenila ou Alcenila (monovalentes em carbono com dupla)	
$-\text{CH}=\text{CH}_2$	etenil (ou vinil)

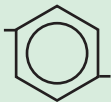
Alquinila ou Alcinila (monovalentes em carbono com tripla)	
$-\text{C}\equiv\text{CH}$	etnil

Ariila (monovalentes em carbono de anel benzênico)	
	α-naftil
	β-naftil
	orto-toluil
	meta-toluil
	para-toluil
	Fenil



Alcoileno (divalente em dois carbonos saturados)	
$\text{CH}_2 - \underset{\text{ }}{\text{CH}} - \underset{\text{ }}{\text{CH}_3}$	1,2-propileno

Alcoilideno (divalente no mesmo carbono saturado)	
$\text{CH}_3 - \underset{\text{ }}{\text{C}} - \text{CH}_3$	isopropilideno

Arieno (divalente em 2 carbonos de anel benzênico)	
	p-fenileno

Radicais adicionais	
$\text{H}_3\text{C} - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ \text{  } \\ \text{O} \end{matrix}$	Acetila (radical acila)
$\text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	Etóxi (radical alcóxi)

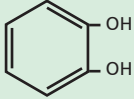

## Funções mistas em ordem de prioridade decrescente

Nas cadeias com mais de uma função orgânica, a função principal é a de maior prioridade

Exemplo:

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ : aldeído é a função principal e o álcool entra na nomenclatura como hidróxi-3-hidroxi-butanal

Função	Fórmula	Nome como sufixo	Nome como prefixo	Exemplo, Nomenclatura oficial e usual
Ácido	$\begin{matrix} \text{O} \\ \text{  } \\ -\text{C} - \text{OH} \end{matrix}$	ácido $\longleftrightarrow$ oico	carboxi	$\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ ácido etanoico ácido acético
Anidrido ácido	$\begin{matrix} \text{O} & \text{O} \\ \text{  } & \text{  } \\ -\text{C} - \text{O} - & \text{C} - \end{matrix}$	anidrido $\longleftrightarrow$ oico		$\begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{O} \\ \text{O} \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} = \text{O} \end{matrix}$ anidrido etil-propílico anidrido aceto-propiónico
Éster	$\begin{matrix} \text{O} \\ \text{  } \\ -\text{C} - \text{O} - \end{matrix}$	$\longleftrightarrow$ ato	alcoxicarbonil	$\begin{matrix} \text{O} \\ \text{  } \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \end{matrix}$ etanoato de metila acetato de metila

Função	Fórmula	Nome como sufixo	Nome como prefixo	Exemplo, Nomenclatura oficial e usual
Haleto de ácido	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{X} \end{array}$	haleto de $\leftarrow$ oil	halocarbonil	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{Cl} \end{array}$ cloreto de etanoíla <b>cloreto de acetila</b>
Amida	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{N}- \\   \\ \text{I} \end{array}$	$\leftarrow$ amida	amido	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$ etanamida <b>Acetamida</b>
Nitrila	$-\text{C}\equiv\text{N}$	$\leftarrow$ nitrila	ciano	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$ etanonitrila <b>acetonitrila</b>
Aldeído	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\leftarrow$ al	aldo ou oxo	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\   \\ \text{H} \end{array}$ metanal <b>formol;</b> <b>formaldeído</b>
Cetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \end{array}$	$\leftarrow$ ona	ceto ou oxo	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$ propanona <b>acetona</b>
Álcool	$\begin{array}{c} \text{OH} \\   \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \end{array}$	$\leftarrow$ ol	hidróxi	$\begin{array}{c} \text{OH} \\   \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$ propan-2-ol <b>álcool isopropílico</b>
Fenol	Ar-OH	$\leftarrow$ ol	hidróxi	 benzeno-1,2-diol <b>catecol</b>
Tiol	-SH	$\leftarrow$ tiol	mercapto	$\text{CH}_3-\text{SH}$ metanotiol <b>metil mercaptana</b>
Amina	$-\text{NH}_3$	$\leftarrow$ amina	amino	$\text{CH}_3-\text{NH}-$  N-metil-fenilamina <b>N-metil-nilina</b>

Função	Fórmula	Nome como sufixo	Nome como prefixo	Exemplo, Nomenclatura oficial e usual
Imina	$-C=N-$	$\longleftrightarrow$ imina	imino	$CH_3-CH=NH$ etilenoimina <b>aziridina</b>
Alceno	$-C=C-$	$\longleftrightarrow$ eno	alcenil	$H_2C=CH_2$ eteno <b>etileno</b>
Alcino	$-C\equiv C-$	$\longleftrightarrow$ ino	alcinil	$HC\equiv CH$ etino <b>acetileno</b>
Alcano	$-C-C-$	$\longleftrightarrow$ ano	alquil	$H_3C-CH_3$ etano

## Grupos subordinados sem ordem de prioridade

Função	Fórmula	Nome como prefixo	Exemplo, Nomenclatura oficial e usual
Azida	$-N_3$	azido	$H_3C-N=N^+=N^-$ <b>azido-metano</b>
Diazo	$-N_2$	diazo	$H_3C-N^+\equiv N$ <b>diazo-metano</b>
Éter	$-O-$	alcoxi	$C_2H_5-O-C_2H_5$ <b>etóxi-etano</b> éter sulfúrico
Haleto	$-X$	halo	$Cl-CH_3$ <b>cloro-metano</b> cloreto de metila
Nitro	$-NO_2$	nitro	$H_5C_2-NO_2$ <b>nitro-etano</b>
Sulfona	$-SO_2-$	alquiltio	$C_2H_5-SO_2-C_2H_5$ <b>etilítio-etano</b>

# Regras em reações orgânicas

## Regra de Markownikoff

Em uma reação de adição de HX, o hidrogênio entra no carbono mais hidrogenado.

## Regra de Saytseff

Em uma reação de eliminação, o hidrogênio sai do carbono menos hidrogenado.

## Regra de Karasch

Em uma reação de adição de HX em presença de peróxido, o hidrogênio entra no carbono menos hidrogenado.

# Acidez e basicidade dos compostos orgânicos

## Acidez

Carboxiácidos > Fenóis > Água > Álcoois > Alcinos Verdadeiros

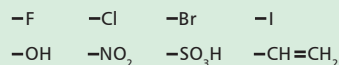
## Basicidade

Amina 2.<sup>a</sup> > Amina 1.<sup>a</sup> > Amina 3.<sup>a</sup> > NH<sub>3</sub> > Aminas Aromáticas

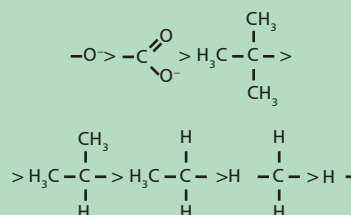
## Efeito Indutivo (I<sub>s</sub>)

- radicais elétron-atraentes aumentam a acidez e diminuem a basicidade.
- radicais elétron-repelentes reduzem a acidez e aumentam a basicidade.

## Radicais elétron-atraentes e elétron-repelentes



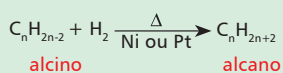
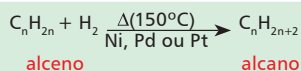
**Efeito Indutivo - I<sub>s</sub>**  
**Radicais elétron-atraentes**



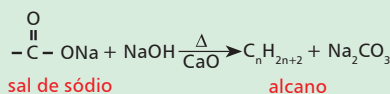
**Efeito Indutivo + I<sub>s</sub>**  
**Radicais elétron-repelentes**

## ALCANOS – métodos de preparação

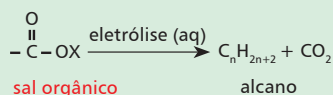
### Método de Sabatier-Senderens



### Método de Dumas



### Síntese de Kolbe



### Outros

- Síntese de Wurtz;
- Método de Grignard;
- Método de Berthelot (HI concentrado).

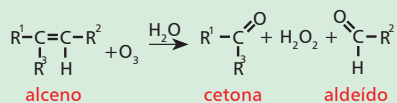
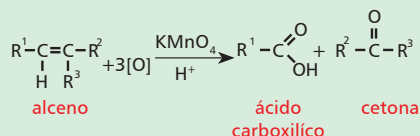
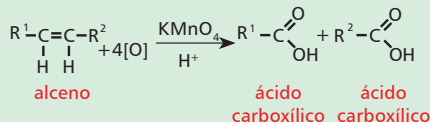
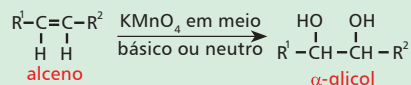
ALCANOS – reações	
<b>Halogenação</b> $C_n H_{2n+2} + Cl_2 \text{ ou } Br_2 \xrightarrow{\text{Luz, } \Delta} HCl + \text{(combinações de diferentes derivados mono-halogenados)}$ <p>alcano</p>	<b>Combustão</b> $C_n H_{2n+2} + O_2 \longrightarrow CO_2, CO, C + H_2O$ <p>alcano</p>
<b>Nitração</b> $R-H + \underset{\text{alcano}}{HNO_3 \text{ (conc.)}} \xrightarrow{\Delta (400^\circ C)} \underset{\text{nitro-alcano}}{R-NO_2} + H_2O$	<b>Sulfonação</b> $R-H + \underset{\text{alcano}}{H_2SO_4 \text{ (conc.)}} \xrightarrow{\Delta (400^\circ C)} \underset{\text{ácido sulfônico}}{R-SO_3H} + H_2O$
<b>Cracking</b> $R^1-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-R^2 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{alcano}}{R^1-CH=CH_2} + \underset{\text{alcano}}{H_3C-CH_2-R^2}$	<b>Processos petroquímicos</b> <b>Dehidrogenação</b> (remoção de H <sub>2</sub> ), <b>isomerização</b> (normalmente produção de isômeros mais ramificados), <b>ciclização</b> e <b>aromatização</b> (hidrocarbonetos cíclicos).

ALCENOS – métodos de preparação e identificação	
<b>Desidratação de Álcoois com H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> $\begin{array}{c} -CH-CH- \\   \quad   \\ H \quad OH \end{array} \xrightarrow[170^\circ C]{H_2SO_4 \text{ conc.}} C_n H_{2n} + H_2O$ <p>álcool <span style="margin-left: 100px;">alcano</span> (Regra de Saytseff)</p>	<b>Hidrogenação Parcial de Alcinos</b> $R^1-C \equiv C-R^2 + H_2 \xrightarrow[BaSO_4]{Pd} C_n H_{2n}$ <p>alcino <span style="margin-left: 100px;">alcano</span></p>
<b>Síntese de Grignard</b> $-C-MgBr + \text{Alil-X} \xrightarrow{\text{éter}} C_n H_{2n} + MgBr_2$ <p>C.Grignard <span style="margin-left: 20px;">Haleto de alila</span> <span style="margin-left: 40px;">alcano</span></p>	<b>Outros</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Síntese de Grignard;</li> <li>• Eliminação de HX em potassa alcoólica;</li> <li>• Método de Ipatiev;</li> <li>• Eliminação de X<sub>2</sub> com zinco em pó.</li> </ul>

ALCENOS – reações	
<b>Combustão</b> $C_n H_{2n} + O_2 \longrightarrow CO_2, CO, C + H_2O$ <p>alcano</p>	<b>Halogenação</b> $\begin{array}{c} R^1-C=C-R^2 \\   \quad   \\ H \quad H \end{array} + X_2 \longrightarrow \begin{array}{c} X \\   \\ R^1-CH-CH-R^2 \\   \quad   \\ H \quad X \end{array}$ <p>alceno <span style="margin-left: 100px;">dihaleto (trans)</span></p>
<b>Reação com HClO, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e H<sub>2</sub>O</b> <p>ácido cloroso Cl<sup>+</sup>: OH<sup>-</sup> → Cl<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>          ácido sulfúrico H<sup>+</sup>: OSO<sub>3</sub>H<sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + OSO<sub>3</sub>H<sup>-</sup>          água H<sup>+</sup>: OH<sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup></p>	<b>Reação com HX (Markownikoff)</b> $\begin{array}{c} R-C=C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array} + HX \longrightarrow \begin{array}{c} X \quad H \\   \quad   \\ R-C-C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array}$ <p>alceno</p>
$\begin{array}{c} R-C=C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array} + X^+Y^- \xrightarrow{[H^+]} \begin{array}{c} Y \quad X \\   \quad   \\ R-C-C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array}$ <p>alceno <span style="margin-left: 100px;">Regra de Markownikoff</span></p>	<b>Reação com HX (Karasc)</b> $\begin{array}{c} R^1-C=C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array} + HX \xrightarrow{ROOR} \begin{array}{c} H \quad X \\   \quad   \\ R^1-C-C-H \\   \quad   \\ H \quad H \end{array}$ <p>alceno</p>

## ALCENOS – reações de oxidação

## Oxidação – Ozonólise

Oxidação – KMnO<sub>4</sub> em meio ácidoOxidação – KMnO<sub>4</sub> em meio básico ou neutro

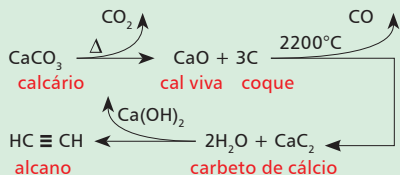
Também chamada de **Reação de Bayer** – usada na distinção de alcenos e ciclanos (ciclanos não reagem com KMnO<sub>4</sub>)

## Observação

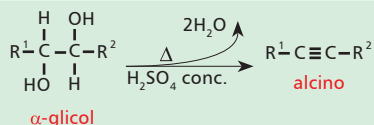
Não é produzido ácido fórmico nesta reação. Este é oxidado a CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O.

## ALCINOS – métodos de preparação e reativos

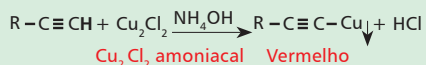
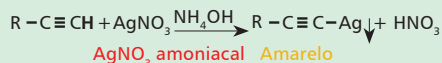
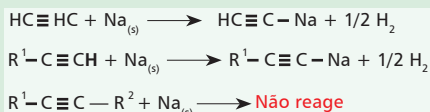
## Acetileno – método industrial



## Desidratação de diálcool



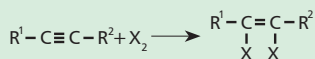
## Reativos (reagem somente com alcinos verdadeiros)



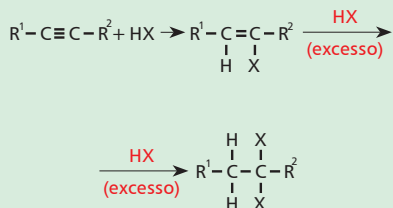
## Outros:

- Métodos petroquímicos;
- Eliminação de dialeto gêmeo;
- Preparação por acetileno de sódio.

## ALCINOS – reações

Halogenação (Cl<sub>2</sub> ou Br<sub>2</sub>)

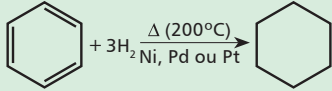
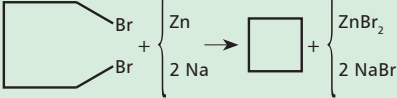
## Reação com HX



## ALCINOS – reações

Combustão	Hidratação catalítica
$C_nH_{2n-2} + O_2 \longrightarrow CO_2, CO, C + H_2O$ <p style="text-align: center;">alcino</p>	$R^1-C \equiv C-R^2 + H_2O \xrightarrow[H_2SO_4]{HgSO_4} R^1-C \equiv C(H) \begin{matrix} R^2 \\   \\ H \\   \\ OH \end{matrix} \leftrightarrow$ <p style="text-align: center;">enol</p> $\leftrightarrow R^1-CH \begin{matrix}   \\ H \end{matrix} - C \begin{matrix} R^2 \\   \\ O \end{matrix} (H)$ <p style="text-align: center;">cetona (ou aldeído)</p>
Hidrogenação parcial	Hidrogenação total
$R^1-C \equiv C-R^2 + H_2 \xrightarrow[Pd/BaSO_4]{\Delta} R^1-C=C-R^2$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">alceno</p>	$R^1-C \equiv C-R^2 + H_2 \xrightarrow[Ni \text{ ou } Pt]{\Delta} R^1-CH_2-CH_2-R^2$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">alcano</p>
Oxidação branda (Reativo de Bayer)	Oxidação energética
$R^1-C \equiv C-R^2 \xrightarrow[neutra \text{ ou } OH^-]{KMnO_4} R^1-C(=O)-C(=O)-R^2$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">dicetona</p>	$R^1-C \equiv C-R^2 \xrightarrow[\Delta, H^+]{KMnO_4} R^1-C(=O)-OH + HO-C(=O)-R^2$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">ácido      ácido</p>
$R^1-C \equiv C-H \xrightarrow[neutra \text{ ou } OH^-]{KMnO_4} R^1-C(=O)-C(=O)-OH$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">ceto-ácido</p>	$R^1-C \equiv C-H \xrightarrow[\Delta, H^+]{KMnO_4} R^1-C(=O)-OH + CO_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;">alcino</p> <p style="text-align: center;">ácido</p>

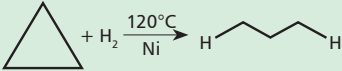
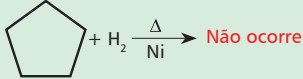
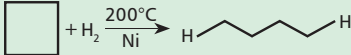
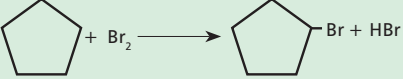
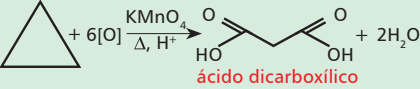
## CICLANOS – métodos de preparação

Hidrogenação Catalítica	Derivados Halogenados (convenientes)
	


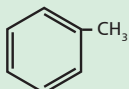
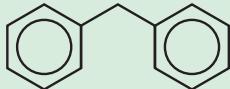
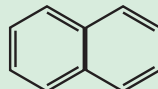
## Outros:

- Método de Clemmensen (Redução de cetonas cíclicas).

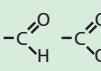
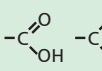
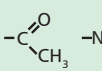
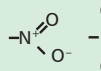
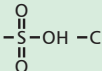

## CICLANOS – reações

Adição de H <sub>2</sub> , HX ou X <sub>2</sub> (halogênio)	
	
	
Oxidação branda (Reativo de Bayer)	Oxidação energética
<p>Não ocorre oxidação pelo uso do Reativo de Bayer.</p>	 <p style="text-align: center;">ácido dicarboxílico</p>

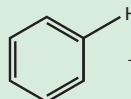
**AROMÁTICOS – propriedades e características**

Mononucleares	Polinucleares Isolados	Polinucleares Condensados
 benzeno	 tolueno	 difenil-metano
		 naftaleno

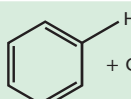
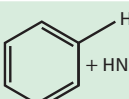
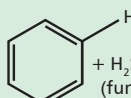
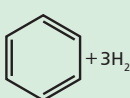
**Radicais Orto-Para e Meta-Dirigentes**

Orto-Para	Meta
-F    -Cl    -Br    -I -OH   -NH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	     

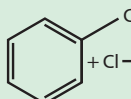
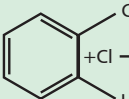
**AROMÁTICOS – preparação**

Síntese de Grignard	Síntese de Wurtz-Fittig
$\text{Ar-X} + 2\text{Mg} \xrightarrow[\text{(pó)}]{\text{éter}} \text{Ar-MgX} \xrightarrow[\text{composto de Grignard}]{\text{H}_2\text{O}} \text{Ar-H} + \text{Mg(OH)Cl}$	$\text{Ar-X} + 2\text{Na} + \text{X-R} \longrightarrow 2\text{NaX} + \text{Ar-R}$
	<p>○ Observação</p> <p>Formam-se pequenas quantidades de Ar-Ar e R-R</p>
Síntese de Friedel-Crafts	Síntese de Grignard
 $+ \text{R-X} \xrightarrow[\text{haletos}]{\text{AlX}_3} \text{HX} + \text{benzene ring with R}$	$\text{Ar-MgX} + \text{R-X} \longrightarrow \text{Ar-R} + \text{MgX}_2$ <p>composto de Grignard    haletos</p>

**BENZENO – reações**

Halogenação	Nitração
 $+ \text{Cl-Cl} \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{HCl} + \text{benzene ring with Cl}$	 $+ \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_2\text{O} + \text{benzene ring with NO}_2$
Sulfonação	Hidrogenação energética
 $+ \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{(fumeante)}} \text{H}_2\text{O} + \text{benzene ring with SO}_3\text{H}$	 $+ 3\text{H}_2 \xrightarrow[\text{Ni, Pd ou Pt}]{\Delta (200^\circ\text{C})} \text{cyclohexane}$

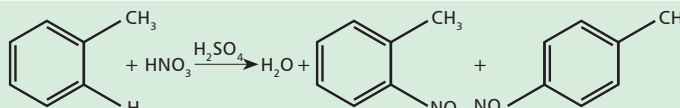
**AROMÁTICOS – reações**

Halogenação – Substituição no radical	Halogenação – Substituição no anel benzênico
 $+ \text{Cl-Cl} \xrightarrow[\text{luz}]{\Delta} \text{HCl} + \text{benzene ring with CH}_2\text{-Cl}$	 $+ \text{Cl-Cl} \xrightarrow[\text{frio escuro}]{\text{FeCl}_3} \text{HCl} + \text{benzene ring with CH}_3 \text{ and Cl}$ <p>forma orto e para</p>

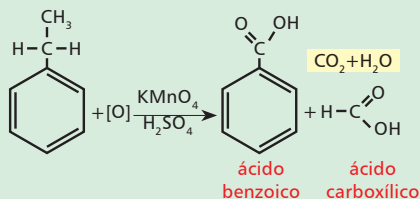


**AROMÁTICOS – reações**

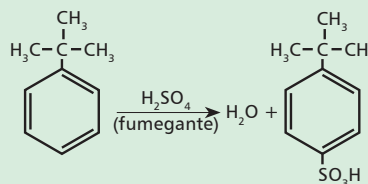
**Nitração**



**Oxidações**

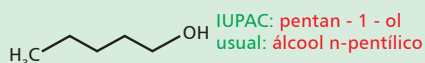


**Sulfonação**

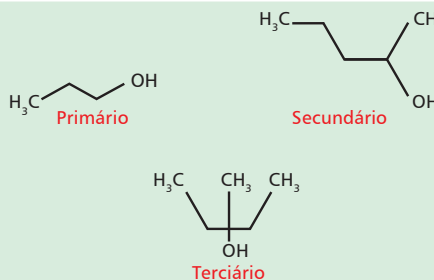


**ÁLCOOIS – características gerais**

**Nomenclatura**



**Posição do Grupo Funcional**

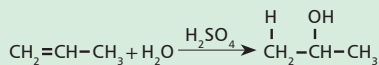


**Ocorrência**

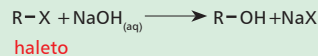
Não existem livres na Natureza.

**ÁLCOOIS – métodos de preparação**

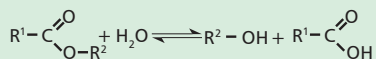
**Hidratação de Alcenos**



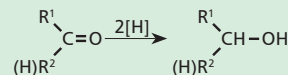
**Hidrólise de Haletos**



**Hidrólise de Ésteres: Saponificação**



**Redução de Aldeídos e Cetonas**

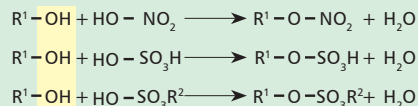


**ÁLCOOIS – reações**

**Reações de Substituição do H da Hidroxila**

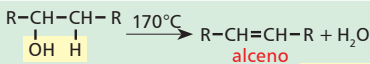


**Reações de Substituição da Hidroxila**

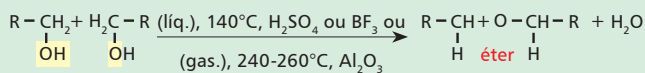


## ÁLCOOIS – reações

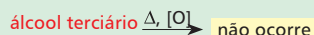
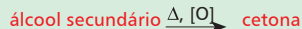
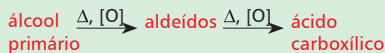
### Reações de eliminação (desidratação)



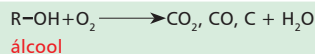
Segue Saytseff



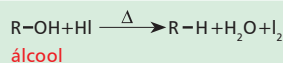
### Oxidação



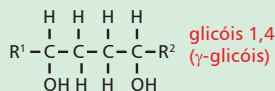
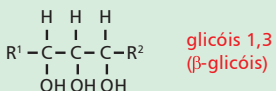
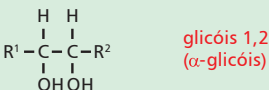
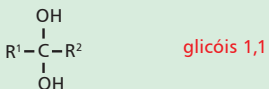
### Combustão



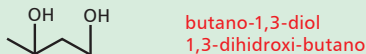
### Redução: Reação de Berthelot



## DÍALCOOIS (GLICÓIS) – classificação e nomenclatura

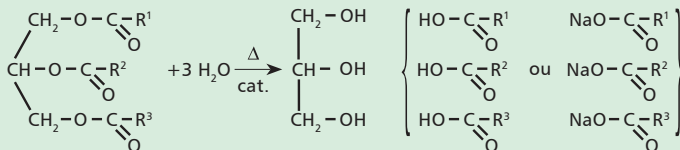


Nomenclatura



## GLICERINA (TRIÁLCOOL) – preparação

### Hidrólise de Óleos e Gorduras (Saponificação)



óleos ou gorduras

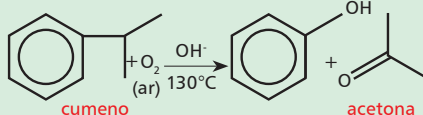
glicerina

cat: ácida

cat: básica (NaOH)

## FENÓIS – preparação

### Oxidação do Cumeno

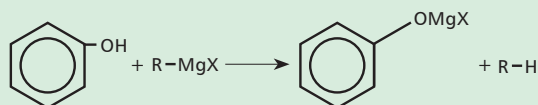
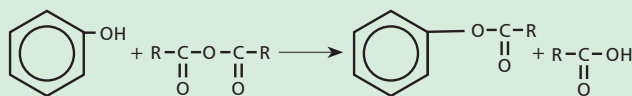
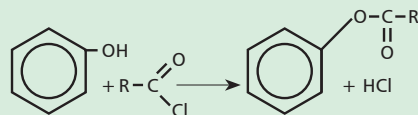
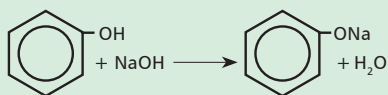


### Outros

- Fusão alcalina do Benzeno-sulfonato de sódio
- Hidrólise alcalina do Cloro-benzeno (Processo Dow)
- Hidrólise do Cloro-benzeno (Processo Raschig)

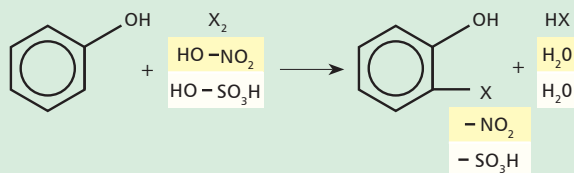
## FENÓIS – reações

## Reações de Substituição do H da Hidroxila



Reação de Zerewitinoff: determinação da quantidade de "H" reativos através da medida do volume de R-H gasoso.

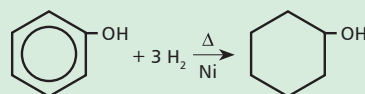
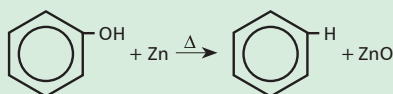
## Reações de substituição do anel aromático



## Oxidação

Fenóis são facilmente oxidados, até pelo O<sub>2</sub> no ar. Reações são complexas.

## Reações de Redução



## ALDEÍDOS

## CETONAS

## Classificação

R-CHO  
alifáticos

Ar-CHO  
aromáticos

R-CO-R'  
alifáticas

Ar-CO-Ar'  
aromáticas

R-CO-Ar  
mistas

## Nomenclatura

IUPAC: Sufixo -al  
USUAL: aldeído + Nome ácido correspondente

H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH=O  
butanal (aldeído butírico)

IUPAC: Sufixo -ona  
USUAL: radical menor – radical maior cetona

H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-C(=O)-CH<sub>3</sub>  
2-pentanona (metil-propil cetona)

**Ocorrência:** ocorrem em essências de flores e frutos.

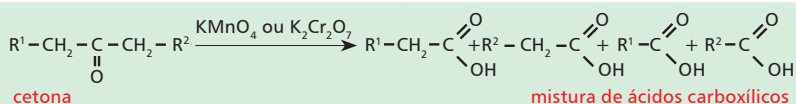
## ALDEÍDOS E CETONAS – preparação

Oxidação de álcoois primários ou secundários	Outros
$\begin{array}{c} R^1-CH-R^2 \\   \\ OH \end{array} \xrightarrow[\text{H}_2\text{O}]{\Delta, [O]} R^1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R^2$	<ul style="list-style-type: none"> <li>Aquecimento de sais (Método de Piria)</li> <li>Hidrólise de dihaletos geminais</li> <li>Hidratação de alcinos</li> </ul>

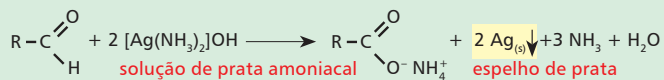
## ALDEÍDOS E CETONAS – reações

Oxidação de aldeídos	Redução
$\begin{array}{c} R^1-CH \\   \\ O \end{array} \xrightarrow{\Delta, [O]} \begin{array}{c} R^1-CH \\   \\ OH \end{array}$ <p>aldeído</p>	$\begin{array}{c} R^1-C \\   \\ O \end{array} \begin{array}{c} H(R^2) \\ / \\ O \end{array} \xrightarrow[Ni]{\Delta, [H]} \begin{array}{c} R^1-CH \\   \\ OH \end{array} \begin{array}{c} H(R^2) \\ / \\ O \end{array}$ <p>aldeído ou cetona</p>

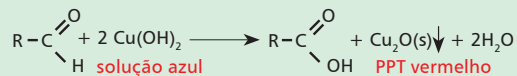
## Oxidação de cetonas (somente oxidantes energéticos)



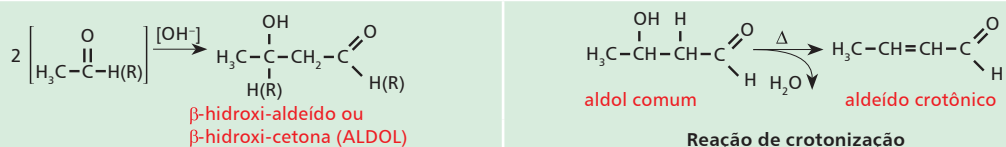
## Reagente de Tollens (oxidação – ocorre somente com aldeídos)



## Reagente de Fehling (oxidação – ocorre somente com aldeídos)



Redução energética com amálgama de zinco	Mecanismo de ativação dos hidrogênios $\alpha$
$\begin{array}{c} R \\   \\ C=O \\   \\ R_1 \end{array} \xrightarrow[HCl]{Hg/Zn} \begin{array}{c} R \\   \\ CH_2 \\   \\ R_1 \end{array} + H_2O$ <p>Reação de Clemmensen</p>	

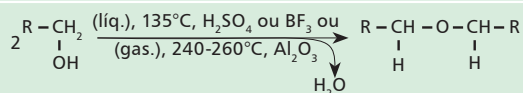
Condensação aldólica (Reação de H $\alpha$ )

## ÉTERES

Simetria	Substituintes ligados	Nomenclatura	Ocorrência
R – O – R <b>simétricos</b> R <sup>1</sup> – O – R <sup>2</sup> <b>assimétricos</b>	R – O – R <b>alifáticos</b> Ar – O – Ar <b>aromáticos</b> R – O – Ar <b>mistos</b>	 IUPAC: <b>etéxi-propano</b> Usual: <b>éter-etil-propílico</b>	Apenas éteres complexos existem livres na Natureza.

## ÉTERES – preparação

## Desidratação de Álcoois

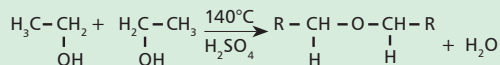


**ÉTERES – preparação**

**Reação de Haletos com Óxido de Prata**



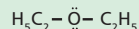
**ÉTER ETÍLICO (éter comum, éter dietílico, éter sulfúrico)**



**ÉTERES – reações**

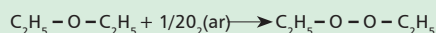
Éteres são pouco reativos e são utilizados como solventes inertes.

**Caráter básico de éteres**



pares de elétrons livres no oxigênio (base de Lewis).

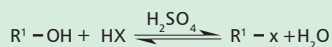
**Oxidação**



Forma outras estruturas mais complexas também.

**HALETOS – nomenclatura e métodos de preparação**

**Preparação a partir de álcoois (fenóis)**



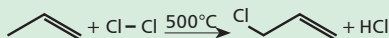
**Nomenclatura**



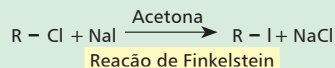
IUPAC: 2-bromopropano

USUAL: brometo de isopropila

**Preparação a partir de hidrocarbonetos**

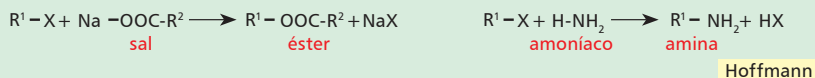
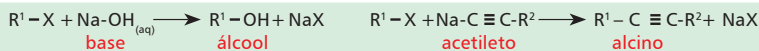


**Preparação a partir de haletos**

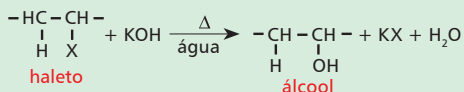
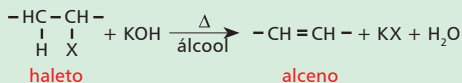


**HALETOS – reações**

**Reações de Substituição**



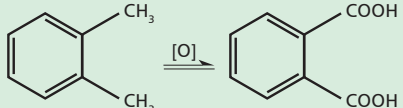
**Reações de Eliminação**



**ÁCIDOS CARBOXÍLICOS – classificação e nomenclatura**

Classificação – número de carboxilas (-COOH)			Nomenclatura
1 -COOH monoácidos	2 -COOH Diácidos	>2 -COOH Poliácidos	IUPAC: ÁCIDO + nome do Hc + OICO

**ÁCIDOS CARBOXÍLICOS – preparação**

Oxidação	Aquecimento do Ácido Malônico (e Derivados)
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{C}-\text{H} \\   \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{[\text{O}]} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{C}-\text{H} \end{array} \xrightarrow{[\text{O}]} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{C}-\text{OH} \end{array}$ <p>álcool primário    aldeído    ácido carboxílico</p>	$\begin{array}{c} \text{R}_1 \\   \\ \text{C} \\   \\ \text{R}_2 \end{array} \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \text{COOH} \end{array} \xrightarrow{\Delta} \begin{array}{c} \text{R}_1 \\   \\ \text{C} \\   \\ \text{R}_2 \end{array} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{COOH} \end{array} + \text{CO}_2$
$\left. \begin{array}{l} \text{R}_1-\text{C}\equiv\text{C}-\text{R}_2 \\ \text{alcino} \\ \text{R}_1-\text{CH}=\text{CH}-\text{R}_2 \\ \text{alceno} \end{array} \right\} \xrightarrow{[\text{O}]} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OH} \\ \text{ácidos carboxílicos} \\ \text{O} \\    \\ \text{R}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	<p><b>Compostos de Grignard</b></p> $\text{R}_1-\text{MgX} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{éter}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C} \\   \\ \text{OMgX} \end{array} \xrightarrow{\text{HCl}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array} + \text{MgXCl}$
 <p>hidroc. aromático    ácido carboxílico</p>	<p><b>Hidrólise de Derivados de Ácidos</b></p> $\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OR}_2 \\ \text{éster} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{OH}^-]{\text{H}^+ \text{ ou}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OH} \end{array} + \text{R}_2-\text{OH}$ <p>(Sais, ésteres, anidridos, amidas, nitrilas, cloretos de ácidos etc.)</p>

**ÁCIDOS CARBOXÍLICOS – reações**

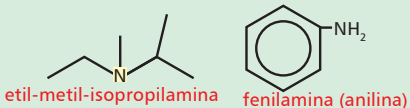
Reações Comuns de ácidos	Oxidações e Reduções
$\text{R}-\text{COOH} + \text{Na} \rightarrow [\text{R}-\text{COO}^-] + \text{Na}^+ + 1/2 \text{H}_2$ <p>metal    sal</p> $\text{R}-\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow [\text{R}-\text{COO}^-]\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ <p>base</p> $2 \text{R}-\text{COOH} \xrightarrow[\text{ou H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}]{\text{P}_2\text{O}_5} \begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>anidrido</p> $\text{R}-\text{COOH} + \text{CH}_3\text{MgX} \rightarrow \text{R}-\text{COOMgX} + \text{CH}_4$ <p>comp. Grignard    sal misto</p>	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}=\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow[\text{LiAlH}_4 \text{ ou HI}]{[\text{H}]} \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{C}-\text{H} \\   \\ \text{R} \end{array} \quad (\text{somente redutores enérgicos})$
<p><b>Descarboxilação (via sais de sódio)</b></p> $[\text{R}-\text{COO}^-]\text{Na}^+ + \text{NaOH} \cdot \text{CaO} \xrightarrow{\Delta} \text{R}-\text{H} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} \quad \text{Método de Dumas (fusão alcalina)}$ $2[\text{R}-\text{COO}^-]\text{Na}^+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{eletrólise}} \text{R}-\text{R} + 2 \text{CO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2 \quad \text{Método de Kolbe}$	<p><b>Esterificação de Fisher</b></p> $\text{R}_1-\text{COOH} + \text{R}_2\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{R}_1-\text{COOR}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>ácido    álcool    éster carboxílico</p>

**DERIVADOS DE ÁCIDOS – classificação**

$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OR}_2 \\ \text{éster} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\    \quad    \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R} \\ \text{anidrido} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{Cl} \\ \text{cloreto de ácido} \end{array}$
--	--	---

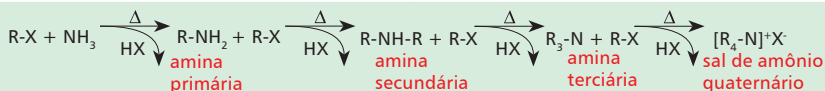
DERIVADOS DE ÁCIDOS – reações			
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{OR}^2 \end{array}$ éster	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R} \end{array}$ anidrido	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{Cl} \end{array}$ cloreto de ácido
H-OH água	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{OH} + \text{HO}-\text{R}^2 \end{array}$ hidrólise ácida	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} + \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ hidrólise ácida	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} + \text{HCl} \end{array}$ hidrólise ácida
H-ONa soda cáustica	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{O}^-\text{Na}^+ + \text{HO}-\text{R}^2 \end{array}$ saponificação	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}^-\text{Na}^+ + \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ hidrólise básica	
Na-OR <sub>3</sub> alcóxido			$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}^3 + \text{NaCl} \end{array}$
Na-OOCR <sub>3</sub> sal			$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}^3 + \text{NaCl} \end{array}$
H-OR <sub>3</sub> álcool	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{OR}^3 + \text{HO}-\text{R}^2 \end{array}$ transesterificação	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}^3 + \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ alcoólise	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}^3 + \text{HCl} \end{array}$ alcoólise
H-NH <sub>2</sub> amônia	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{ONH}_2 + \text{HO}-\text{R}^2 \end{array}$ amonólise	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{ONH}_2 + \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ amonólise	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{NH}_2 + \text{HCl} \end{array}$ amonólise
H <sub>2</sub>	$\text{R}^1-\text{CH}_2-\text{OH}_2 + \text{HO}-\text{R}^2$ redução	$\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ 2 \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ redução	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{N} + \text{HCl} \end{array}$ redução

COMPOSTOS NITROGENADOS – classificação	
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{NH}_2 \\ \text{amina} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \text{amida} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}-\text{C}-\text{R} \\ \text{imida} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}=\text{O} \\ \text{nitroso-composto} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}\equiv\text{N} \\ \text{nitrila} \\ \text{(cianeto)} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}^+\equiv\text{C}^- \\ \text{isonitrila} \\ \text{(isocianeto)} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{O}-\text{N}=\text{O} \\ \text{nitrito} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}=\text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \\ \text{nitro-composto} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{O}-\text{C}\equiv\text{N} \\ \text{cianato} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}_1-\text{C}=\text{N}-\text{N}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \text{aldo-hidrazona} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}=\text{C}=\text{O} \\ \text{isocianato} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{N}-\text{N}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \text{hidrazina} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{O}-\text{N} \\ \text{nitrato} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}_1-\text{C}=\text{N}-\text{N}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \text{ceto-hidrazona} \end{array}$
$\text{R}-\text{N}=\text{N}^+=\text{N}^- \\ \text{azida}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{R}_1-\text{N}-\text{N}-\text{R}_2 \\ \text{hidrazo-composto} \end{array}$
"Derivados" de ácidos inorgânicos nitrogenados.	
$\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{H}-\text{C}=\text{N}-\text{OH} \\ \text{aldoxima} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{N}-\text{OH} \\ \text{hidroxilamina} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{R}_1 \\   \\ \text{R}_2-\text{C}=\text{N}-\text{OH} \\ \text{cetoxima} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}_1-\text{N}=\text{N}-\text{R}_2 \\ \text{azo-composto} \end{array}$
	$\begin{array}{c} \text{R}_1-\text{N}^+=\text{N}^- \\ \text{diazo-composto} \end{array}$
	$\left[ \text{Ar}-\text{N}^+\equiv\text{N} \right] \text{X}^- \\ \text{sais de diazônio}$

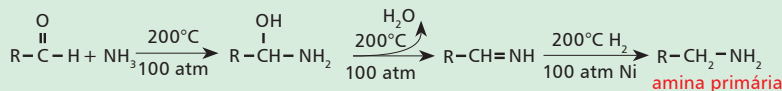
AMINAS – nomenclatura	
IUPAC: nome do(s) radical(is) + AMINA	
	etil-metil-isopropilamina      fenilamina (anilina)

**AMINAS – preparação**

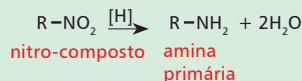
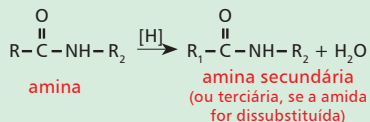
**Aquilação do Amoníaco (Reação de Hoffmann)**



**Aminação Redutiva de Aldeídos e Cetonas**



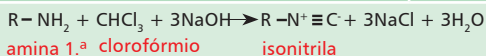
**Redução de Compostos Nitrogenados**



**AMINAS – reações e identificação**

**Identificação de Aminas Primárias (somente)**

AROMÁTICAS < 3.<sup>a</sup> < NH<sub>3</sub> < 1.<sup>a</sup> < 2.<sup>a</sup> → aumento do caráter básico das aminas

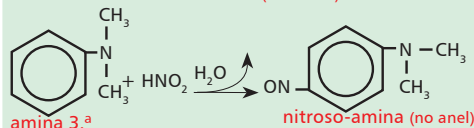
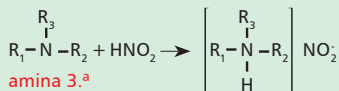
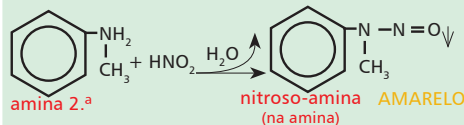
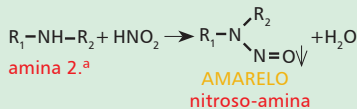
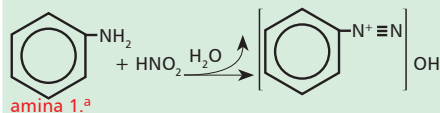
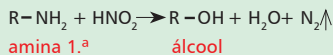


isonitrilas têm cheiro forte e desagradável

**Identificação de Aminas**

**Aminas Não-Aromáticas (somente)**

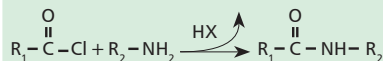
**Aminas Aromáticas (somente)**



**Alquilação de Aminas**

**Acilação de Aminas**

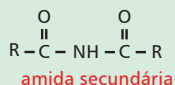
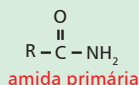
vide Reação de Hoffmann



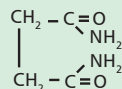
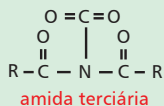
**AMIDAS – classificação e nomenclatura**

**Classificação**

**Nomenclatura**



IUPAC: nome do Hc + AMIDA



butano-1, 4-diamida (succinamida)

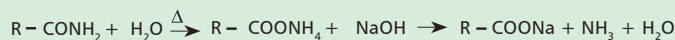
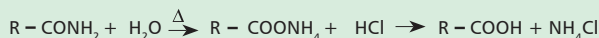


## AMIDAS – Preparação

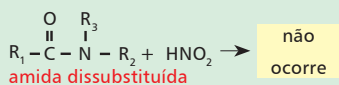
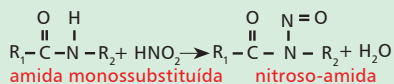
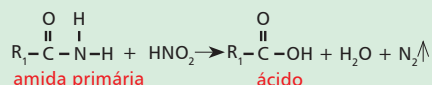
Desidratação de Sais de Amônio	Amonólise de Cloretos de Ácidos, Anidridos e Ésteres
$R-COONH_4 \xrightarrow{\Delta} R-CONH_2 + H_2O$	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-ONH_4 + 2 NH_3 \xrightarrow{\Delta} R-CONH_2 + NH_4Cl$
Hidratação de Nitrilas	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-O-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R + 2NH_3 \xrightarrow{\Delta} R-CONH_2 + R-COONH_4$
$R-C\equiv N + H_2O \xrightarrow[H_2SO_4]{\Delta} R-CONH_2$	

## AMIDAS – reações

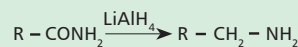
## Hidrólise



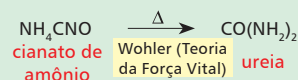
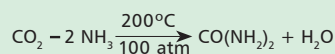
## Reação com Ácido Nitroso



## Redução

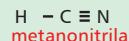


## UREIA



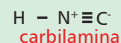
## NITRILAS – nomenclatura

IUPAC: nome do Hc + NITRILA



## ISONITRILAS – nomenclatura

IUPAC: radical + CARBILAMINA

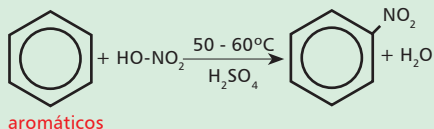
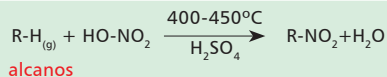


## NITROCOMPOSTOS

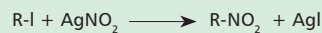
Classificação		Nomenclatura
$R-NO_2$ nitrocomposto alifático	$Ar-NO_2$ nitrocomposto aromático	IUPAC: NITRO + nome do Hc $CH_3-NO_2$ nitrometano

**NITROCOMPOSTOS – preparação**

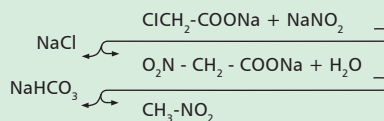
**Nitração Direta (HNO<sub>3</sub>)**



**Reação de Haletos com Nitrito de Prata**

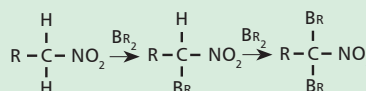
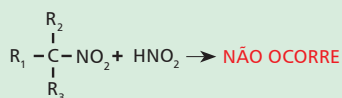
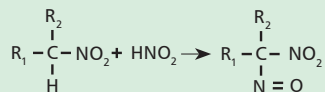
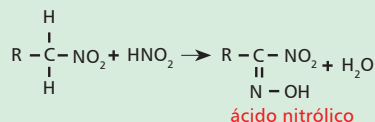


**Nitrometano: Preparação**

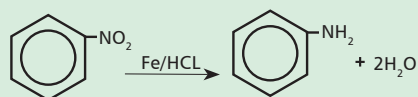
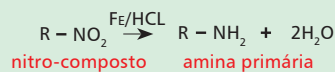


**NITROCOMPOSTOS – reações**

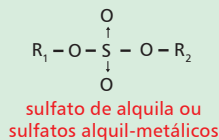
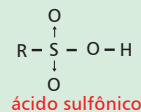
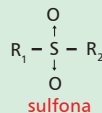
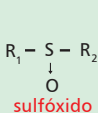
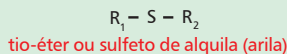
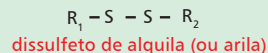
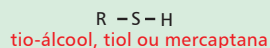
**Substituições no carbono vizinho ao grupo nitro**



**Redução**

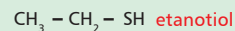


**CLASSES DE COMPOSTOS SULFURADOS**



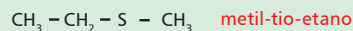
**TIO-ÁLCOOIS – nomenclatura e preparação**

IUPAC: nome do Hc + TIOL



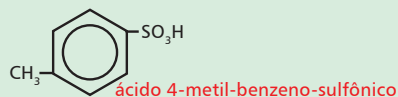
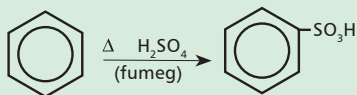
**TIO-ÉTERES – nomenclatura**

IUPAC: radical menor + tio + radical maior



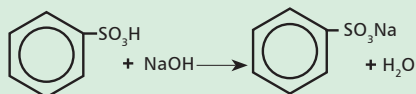
### ÁCIDOS SULFÔNICOS – nomenclatura e preparação

Reação de Hidrocarbonetos com  $\text{H}_2\text{SO}_4$  fumegante IUPAC: ÁCIDO + nome do Hc – SULFÔNICO

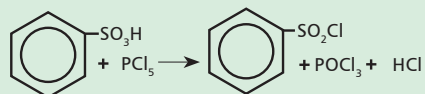


### ÁCIDO SULFÔNICO – reações

Reações com Bases

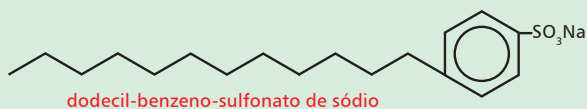


Reação com Pentacloreto de Fósforo

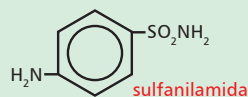


### ÁCIDO SULFÔNICO – derivados importantes

Detergentes

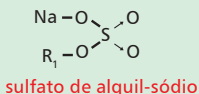


Sulfoamidas ( $-\text{SO}_2\text{NH}_2$ )

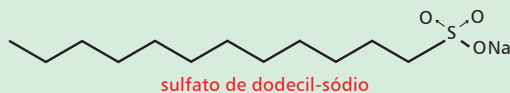


SULFATOS – Nomenclatura

IUPAC: SULFATO DE radical



SULFATOS – Derivados importantes – Detergentes



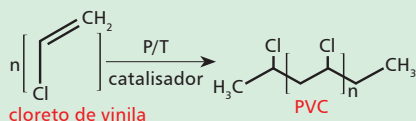
### POLÍMEROS – definição e classificação

Polímeros são macromoléculas formadas pela reunião de estruturas menores chamadas monômeros. Podem ser classificados quanto à preparação (de adição, de condensação ou copolímeros), quanto à origem (naturais ou sintéticos) ou quanto à estrutura (lineares ou tridimensionais).

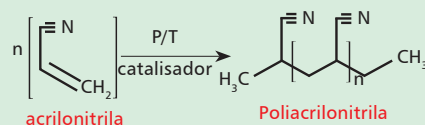
#### POLÍMEROS DE ADIÇÃO

Formados pela reunião de um único monômero. Podem ser divididos em três grandes grupos:

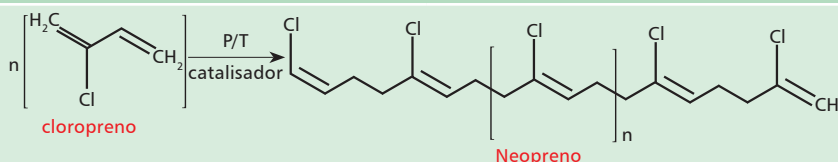
Polímeros Vinílicos



Polímeros Acrílicos



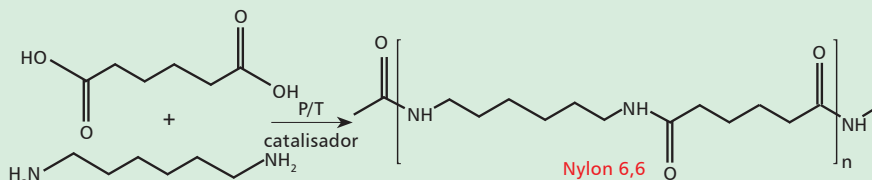
Polímeros Diênicos



**POLÍMEROS – definição e classificação**

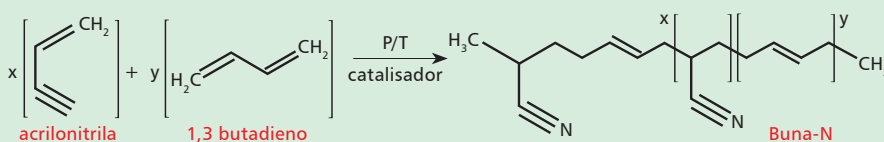
**POLÍMEROS DE CONDENSAÇÃO**

Formados pela reunião de dois ou mais tipos de monômeros com eliminação de substância mais simples:



**COPOLÍMEROS**

Formados pela reunião de dois ou mais tipos de monômeros:

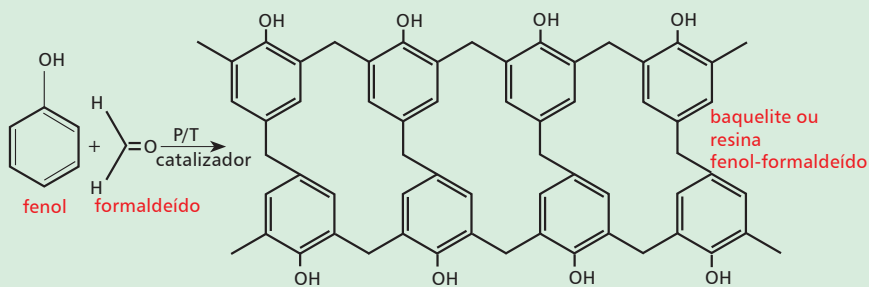


**POLÍMEROS TRIDIMENSIONAIS**

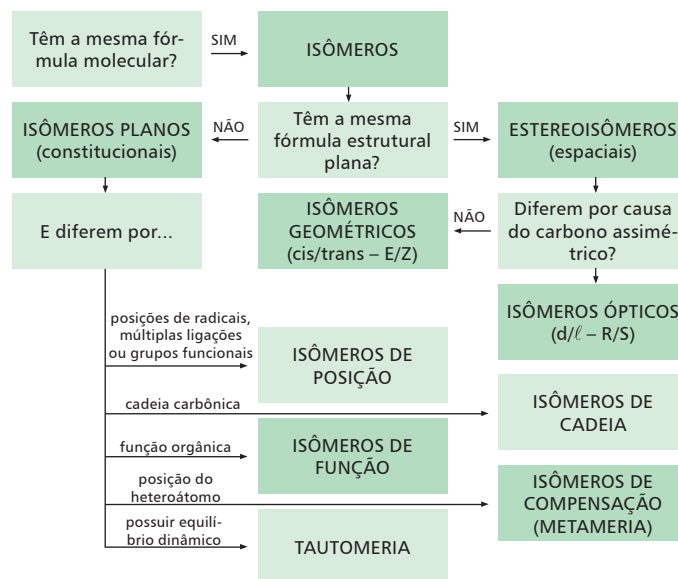
A macromolécula é um encadeamento de monômeros em todas as direções. São termofixos. Ex.: baquelite.

**POLÍMEROS LINEARES**

A macromolécula é um encadeamento linear de monômeros. São termoplásticos. Ex.: polietileno.



# Isomeria



# Bioquímica

## Ácidos graxos superiores

São ácidos monocarboxílicos com cadeias com um número par de carbonos (mais de 10 carbonos), com ou sem insaturações.

## Glicerídeos

São ésteres onde há uma parte alcoólica (glicerina). Ex.: trioleína e triestearina.

## Fosfolipídeos

São ésteres constituídos de glicerina, ácido graxo, ácido fosfórico e amino-álcool.

## Cerebrosídeos

São ésteres constituídos de glicose (ou galactose), ácido graxo e amino-álcool.

## Cerídeos (Ceras)

São ésteres de ácidos graxos e álcoois superiores.

## LIPÍDIOS

São ésteres de ácidos graxos superiores, conhecidos como óleos (onde predominam ácidos insaturados) ou gorduras (onde predominam ácidos saturados). São classificados em glicerídeos, cerídeos, fosfolipídeos e cerebrosídeos.

## AMINOÁCIDOS

São compostos que possuem amina ligada em carbono  $\alpha$  de um ácido carboxílico. Os aminoácidos possuem característica neutra quando na molécula há um mesmo número de aminas e carboxilas. Quando há mais aminas que carboxilas, têm caráter básico; e quando possui mais carboxilas que aminas o caráter é ácido.

**LIGAÇÃO PEPTÍDICA:** é a ligação de formação de proteína que ocorre entre a carboxila de uma molécula de aminoácido com a amina de outra molécula de aminoácido.

## Proteínas

São macromoléculas resultantes principalmente da condensação de aminoácidos, através de ligações peptídicas. São classificadas em:

- **Proteínas simples:** por hidrólise produzem somente aminoácidos.
- **Proteínas conjugadas:** por hidrólise produzem somente aminoácidos e um grupo prostético (radical não peptídico: ácido fosfórico, glicídio, lipídio etc.).

## Reações características das proteínas

- **Reação Xantoproteica:** solução proteica + ácido nítrico → coloração amarelada
- **Reação de Millon:** solução proteica +  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  + aquecimento → coágulo vermelho pardo
- **Reação da ninhidrida:** solução proteica + ninhidrida → coloração azul

## Glicídeos

(carboidratos ou açúcares)

São compostos de função mista: poliálcool + aldeído (polihidroalaldeídos, aldoses) ou poliálcool + cetona (polihidroxicetonas, cetoses). Em ambos os casos há sempre carbonos assimétricos.

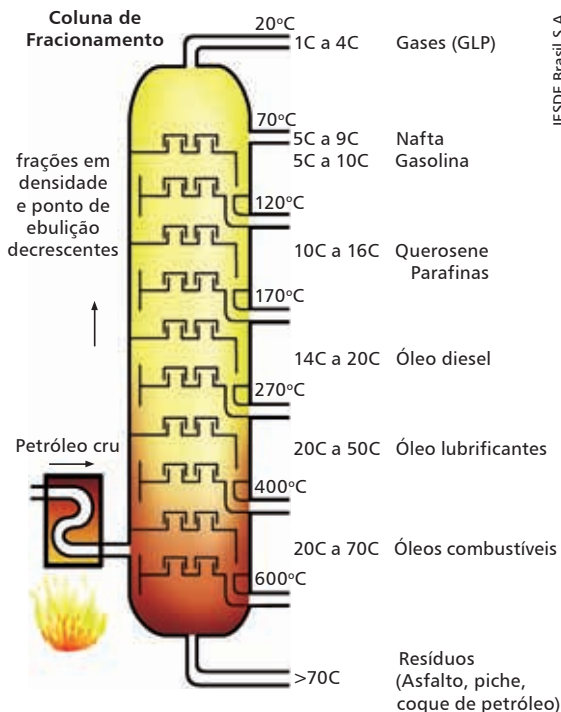
## Classificação

- **OSSES:** são glicídeos que não se hidrolisam.
- **OSÍDEOS:** são glicídeos que podem sofrer hidrólise produzindo OSSES. São:
  - **Holosídeos:** quando a hidrólise produz somente OSSES. Ainda:
  - **Dissacarídeos:** hidrólise produz 2 OSSES; sacarose + água → glicose + frutose
  - **Polissacarídeos:** hidrólise produz n OSSES; amido + água → n glicoses
  - **Heterosídeos:** quando a hidrólise produz OSSES e outros compostos.

- amigdalina + água → 2 glicoses + HCN + benzaldeído

## Química do petróleo

### Destilação fracionada



## Química do carvão

### Destilação seca do coque



# Tabela periódica

1 (I A) 2 (II A) 3 (III B) 4 (IV B) 5 (V B) 6 (VI B) 7 (VII B) 8 (VIII B) 9 10 11 (IB) 12 (IIB) 13 (IIIA) 14 (IVA) 15 (VA) 16 (VIA) 17 (VIIA) 18 (0)

1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18								
1	<b>H</b> 1,01 Hidrogênio	<b>Li</b> 6,94 Lítio	<b>Na</b> 23,0 Sódio	<b>K</b> 39,1 Potássio	<b>Rb</b> 85,5 Rubídio	<b>Cs</b> 133 Césio	<b>Fr</b> (223) Frâncio	<b>B</b> 10,8 Boro	<b>Al</b> 27,0 Alumínio	<b>Si</b> 28,1 Silício	<b>C</b> 12,0 Carbono	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio	<b>He</b> 4,00 Hélio										
2		<b>Be</b> 9,01 Berílio	<b>Mg</b> 24,3 Magnésio	<b>Ca</b> 40,1 Cálcio	<b>Sr</b> 87,6 Estrôncio	<b>Ba</b> 137 Bário	<b>Ra</b> (226) Rádio		<b>Ga</b> 69,7 Gálio	<b>Ge</b> 72,6 germânio	<b>C</b> 12,0 Carbono	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
3		<b>Li</b> 6,94 Lítio	<b>Na</b> 23,0 Sódio	<b>K</b> 39,1 Potássio	<b>Rb</b> 85,5 Rubídio	<b>Cs</b> 133 Césio	<b>Fr</b> (223) Frâncio		<b>B</b> 10,8 Boro	<b>Al</b> 27,0 Alumínio	<b>Si</b> 28,1 Silício	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
4		<b>Be</b> 9,01 Berílio	<b>Mg</b> 24,3 Magnésio	<b>Ca</b> 40,1 Cálcio	<b>Sr</b> 87,6 Estrôncio	<b>Ba</b> 137 Bário	<b>Ra</b> (226) Rádio		<b>Ga</b> 69,7 Gálio	<b>Ge</b> 72,6 germânio	<b>C</b> 12,0 Carbono	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
5		<b>Li</b> 6,94 Lítio	<b>Na</b> 23,0 Sódio	<b>K</b> 39,1 Potássio	<b>Rb</b> 85,5 Rubídio	<b>Cs</b> 133 Césio	<b>Fr</b> (223) Frâncio		<b>B</b> 10,8 Boro	<b>Al</b> 27,0 Alumínio	<b>Si</b> 28,1 Silício	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
6		<b>Be</b> 9,01 Berílio	<b>Mg</b> 24,3 Magnésio	<b>Ca</b> 40,1 Cálcio	<b>Sr</b> 87,6 Estrôncio	<b>Ba</b> 137 Bário	<b>Ra</b> (226) Rádio		<b>Ga</b> 69,7 Gálio	<b>Ge</b> 72,6 germânio	<b>C</b> 12,0 Carbono	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
7		<b>Li</b> 6,94 Lítio	<b>Na</b> 23,0 Sódio	<b>K</b> 39,1 Potássio	<b>Rb</b> 85,5 Rubídio	<b>Cs</b> 133 Césio	<b>Fr</b> (223) Frâncio		<b>B</b> 10,8 Boro	<b>Al</b> 27,0 Alumínio	<b>Si</b> 28,1 Silício	<b>N</b> 14,0 Nitrogênio	<b>O</b> 16,0 Oxigênio	<b>F</b> 19,0 Fluor	<b>Ne</b> 20,2 Neônio											
8									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
9									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
10									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
11									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
12									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
13									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
14									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
15									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
16									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
17									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio
18									<b>Sc</b> 44,9 Escândio	<b>Ti</b> 47,9 Titânio	<b>V</b> 50,9 Vanádio	<b>Cr</b> 52,0 Cromo	<b>Mn</b> 54,9 Manganês	<b>Fe</b> 55,8 Ferro	<b>Ni</b> 58,7 Níquel	<b>Cu</b> 63,5 Cobre	<b>Zn</b> 65,4 Zinco	<b>Ag</b> 107,9 Prata	<b>Cd</b> 112,4 Cádmio	<b>Hg</b> 200,6 Mercúrio	<b>Tl</b> 204,4 Telúrio	<b>Pb</b> 207,2 Chumbo	<b>Bi</b> 209 Bismuto	<b>Po</b> (210) Polônio	<b>At</b> (210) Astato	<b>Rn</b> (222) Radônio

Colunas: Número do grupo\*

Número atômico	Elétrons por camada	
Símbolo	Nome do elemento	
Massa atômica**		

Linhas: Número do período

\* A numeração dos grupos de 1 a 18 é a recomendação atualmente pelo IUPAC.

\*\* Refere-se ao "isótopo" de maior massa.

\*\*\* Refere-se ao "isótopo" de menor massa.

\*\*\*\* Refere-se ao "isótopo" de menor massa.

Identificação:

Hidrogênio

Metais

Semimetálicos

Não-metais

Gases nobres

Lined writing area consisting of two columns of horizontal lines for text entry.

