

# Slides para Estudos

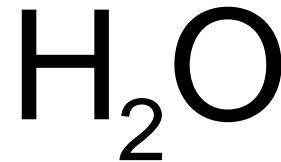
Química Geral e Inorgânica

BICT/2024.1

Prof. Paulo Brasil

P2

## ➤ Como as substâncias se formam e interagem?



Representação da molécula de água

- Qual informação está representação pode nos dar?

A molécula de água é constituída de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio!

- Como estes átomos estão unidos?

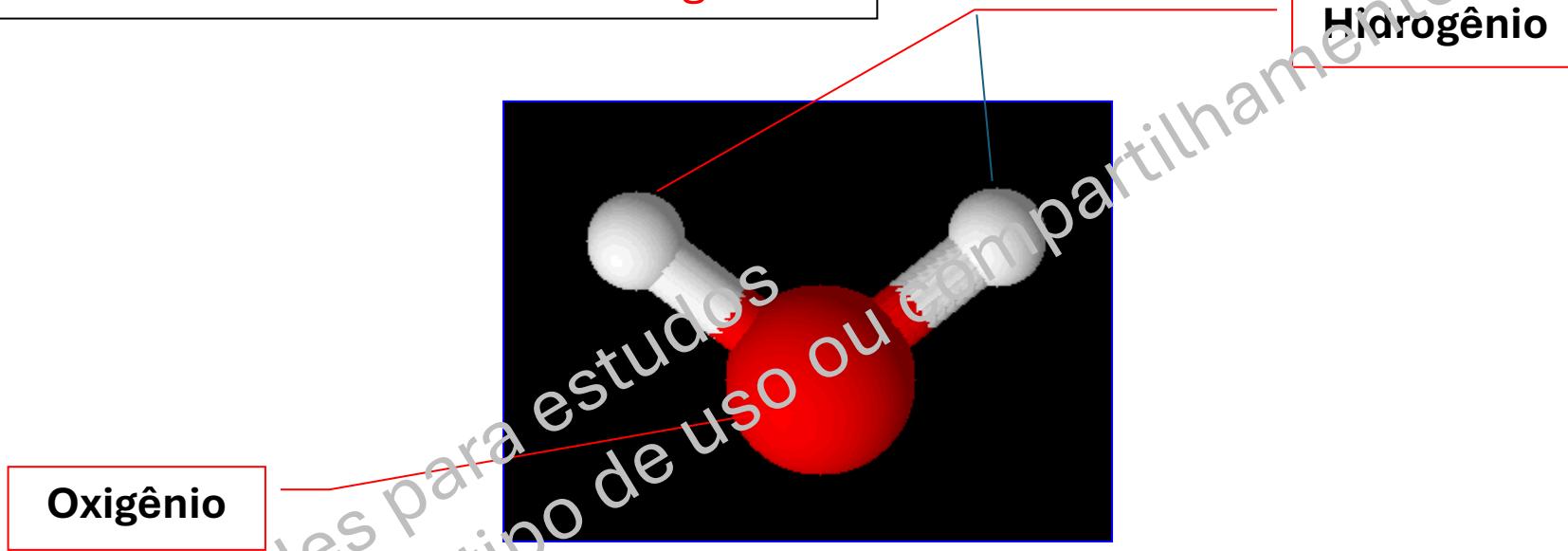
a) H-H-O ( )

b) H-O-H ( )

c) O-H-H ( )

A notação química não nos dá a informação sobre o tipo de ligação que a molécula apresenta, nem a sua estrutura dimensional.

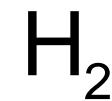
## Estrutura tridimensional da molécula da água



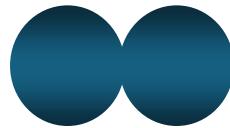
- A ÁGUA É UM COMPOSTO QUÍMICO FORMADO PELO  
HIDROGÊNIO + NÃO-METAL

Existem inúmeras teorias para justificar as ligações químicas, ou seja, como os átomos interagem e se associam entre si. Porém, todas são baseadas na estrutura eletrônica dos elementos químicos.

- A MOLÉCULA DE HIDROGÊNIO!!

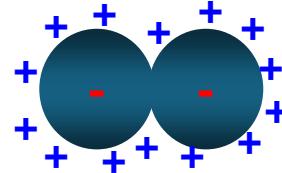


Representação de Dalton



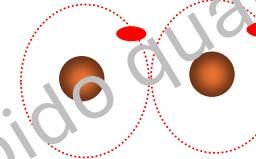
O modelo de Dalton consegue representar a molécula do gás hidrogênio, mas não explica o porquê de sua formação!

Representação de Thomson



O modelo de Thomson sugere a união da molécula do gás hidrogênio a partir das cargas elétricas!

Representação de Rutherford



O modelo de Rutherford sugere a união dos átomos de hidrogênio a partir da interação dos elétrons da camada K.

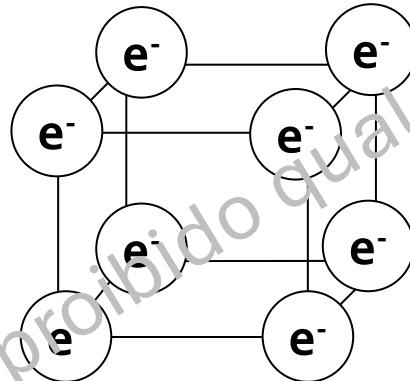
• AS **LIGAÇÕES QUÍMICAS** SÃO ASSOCIAÇÕES ENTRE ÁTOMOS, A PARTIR DA INTERAÇÃO ENTRE OS ELÉTRONS DISPONÍVEIS NA

• **CAMADA DE VALÊNCIA!**

- **VALÊNCIA**

A valência nada mais era do que um número que representava a **capacidade de combinação** de um elemento e deveria obedecer às regras simples.

**Gilbert N. Lewis** sugeriu que o arranjo dos elétrons nos átomos seria parecido com um cubo e constatou que a tabela periódica poderia ser explicada se os elétrons ficassesem em grupo sucessivos **de oito** e átomos de cada elemento sucessivo tinha um elétron a mais em relação ao anterior .



Basicamente, **Lewis** evidenciou que, para satisfazer a sua valência, um átomo deveria preencher um estado eletrônico **semelhante ao estado de um gás nobre**, no caso, o mais próximo na tabela periódica.

## Regra do octeto

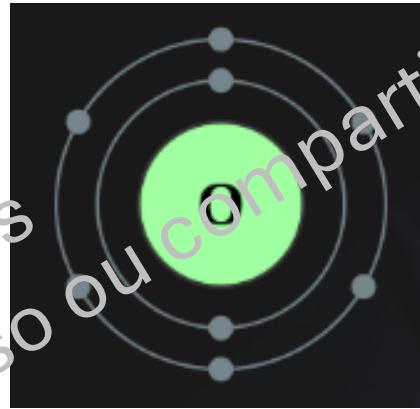
Os átomos tendem a ganhar ou perder elétrons até que possuam a camada de valência com um octeto de elétrons.

Tabela periódica dos elementos																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
		Grupos																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																														
		Ia		Ib			IIa		IIb			IIIa		IIIb			IVa		IVb		Va		VIa		VIb		VIIa		VIIb																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																			
1	H 1			2				3				4				5			6			7			8			9																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																				
2	Li 3			Be 4												10			11			12			13			14			15			16			17			He 2																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																								
3	Na 11			Mg 12				3									18			19			20			21			22			23			24			25			26			27			28			29			30			31			32			33			34			35			36			Ar 18																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																						
4	K 19			Ca 20				Sc 21			Ti 22			V 23			Cr 24			Mn 25			Fe 26			Co 27			Ni 28			Cu 29			Zn 30			Ga 31			Ge 32			As 33			Se 34			Br 35			Kr 36			Fr 37			Ra 38			Ro 39			Pa 40			U 41			Th 42			Pa 43			Uo 44			Uf 45			Ug 46			Ue 47			Uu 48			Ud 49			Uc 50			Ub 51			Ua 52			Ux 53			Uy 54			Uz 55			Uw 56			Uv 57			Uw 58			Ux 59			Uy 60			Uz 61			Uw 62			Ux 63			Uy 64			Uz 65			Uw 66			Ux 67			Uy 68			Uz 69			Uw 70			Ux 71			Uy 72			Uz 73			Uw 74			Ux 75			Uy 76			Uz 77			Uw 78			Ux 79			Uy 80			Uz 81			Uw 82			Ux 83			Uy 84			Uz 85			Uw 86			Ux 87			Uy 88			Uz 89			Uw 90			Ux 91			Uy 92			Uz 93			Uw 94			Ux 95			Uy 96			Uz 97			Uw 98			Ux 99			Uy 100			Uz 101			Uw 102			Ux 103			Uy 104			Uz 105			Uw 106			Ux 107			Uy 108			Uz 109			Uw 110			Ux 111			Uy 112			Uz 113			Uw 114			Ux 115			Uy 116			Uz 117			Uw 118			Ux 119			Uy 120			Uz 121			Uw 122			Ux 123			Uy 124			Uz 125			Uw 126			Ux 127			Uy 128			Uz 129			Uw 130			Ux 131			Uy 132			Uz 133			Uw 134			Ux 135			Uy 136			Uz 137			Uw 138			Ux 139			Uy 140			Uz 141			Uw 142			Ux 143			Uy 144			Uz 145			Uw 146			Ux 147			Uy 148			Uz 149			Uw 150			Ux 151			Uy 152			Uz 153			Uw 154			Ux 155			Uy 156			Uz 157			Uw 158			Ux 159			Uy 160			Uz 161			Uw 162			Ux 163			Uy 164			Uz 165			Uw 166			Ux 167			Uy 168			Uz 169			Uw 170			Ux 171			Uy 172			Uz 173			Uw 174			Ux 175			Uy 176			Uz 177			Uw 178			Ux 179			Uy 180			Uz 181			Uw 182			Ux 183			Uy 184			Uz 185			Uw 186			Ux 187			Uy 188			Uz 189			Uw 190			Ux 191			Uy 192			Uz 193			Uw 194			Ux 195			Uy 196			Uz 197			Uw 198			Ux 199			Uy 200			Uz 201			Uw 202			Ux 203			Uy 204			Uz 205			Uw 206			Ux 207			Uy 208			Uz 209			Uw 210			Ux 211			Uy 212			Uz 213			Uw 214			Ux 215			Uy 216			Uz 217			Uw 218			Ux 219			Uy 220			Uz 221			Uw 222			Ux 223			Uy 224			Uz 225			Uw 226			Ux 227			Uy 228			Uz 229			Uw 230			Ux 231			Uy 232			Uz 233			Uw 234			Ux 235			Uy 236			Uz 237			Uw 238			Ux 239			Uy 240			Uz 241			Uw 242			Ux 243			Uy 244			Uz 245			Uw 246			Ux 247			Uy 248			Uz 249			Uw 250			Ux 251			Uy 252			Uz 253			Uw 254			Ux 255			Uy 256			Uz 257			Uw 258			Ux 259			Uy 260			Uz 261			Uw 262			Ux 263			Uy 264			Uz 265			Uw 266			Ux 267			Uy 268			Uz 269

- A molécula da água



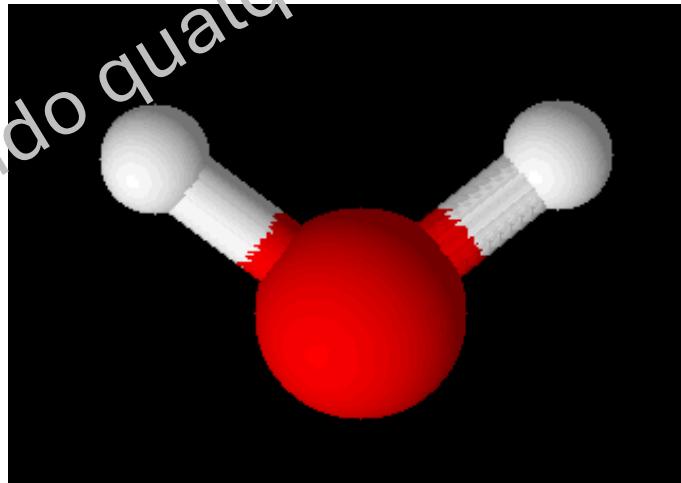
Hidrogênio, K=1



Oxigênio, K=2 L=6

O hidrogênio precisa de apenas mais **um elétron** para fechar a capacidade de sua camada K, ou seja, sua **valência é 1** e ele só faz **uma ligação**

O Oxigênio precisa de mais **dois elétrons** para fechar a capacidade de sua camada L, ou seja, sua **valência é 2** e ele faz **duas ligações**



Então, para se ligar com oxigênio, são necessários dois hidrogênios, para forma a molécula de água

# Carbono

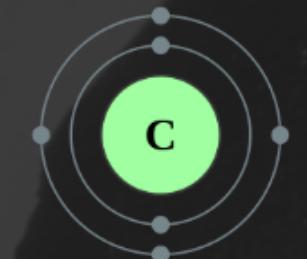
## Informações Gerais

6	Série Não-metal	C	Carbono
	Número atômico 6		

Massa atômica  
12,011

Radioativo  
Não

Configuração eletrônica  
 $1s^2 2s^2 2p^2$   
2, 4



## Informações Gerais

1	Série Não-metálico	H	Hidrogênio
	Número atômico 1		

Massa atômica  
1,00794

Cor  
incolor

## Camadas

## elétrons

K	2
L	4



Metano  
 $CH_4$

## Camadas

## elétrons

K	1
---	---

- **Símbolos de Lewis.**

➤ Em 1916 **Lewis** publicou seu primeiro artigo onde representava os elétrons por pontos, formando diagramas estruturais e as interações entre os elementos em forma de linhas, que correspondia a um par de elétrons.

➤ A estrutura do octeto era mostrada em pares de elétrons, pois **Lewis** acreditava que os elétrons apresentavam momentos magnéticos em que o emparelhamento eletrônico dos elétrons seria semelhante ao emparelhamento de duas barras magnéticas, ou seja, antiparalelo.

1. Escrever o símbolo químico;
2. Colocar a quantidade de pontos em volta do símbolo, correspondendo à valência.



- Exemplos...

# Sódio Na

**Na\***

**Mg<sup>++</sup>\***

Camadas	électrons
K	2
L	8
M	1

Camadas	électrons
K	2
L	8
M	2

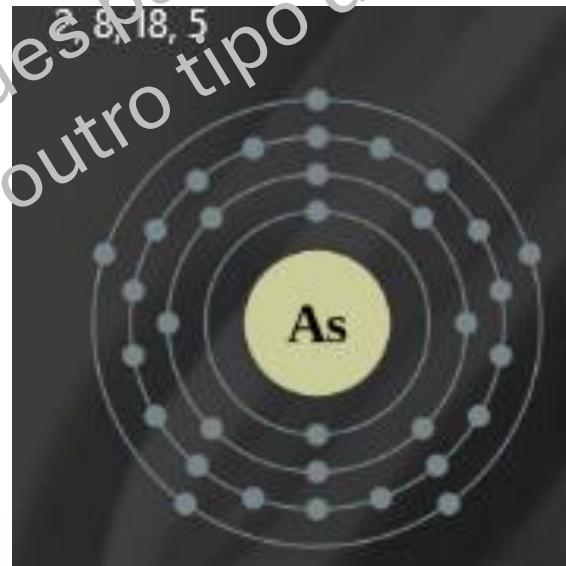
A partir do sistema antigo de numeração dos grupos da tabela periódica pode-se predizer a valência do elemento e a montagem das estruturas de Lewis.

Tabela Periódica Virtual																	
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A	18	
1	H	2	Símbolo 132,9054519(2)						CAS-ID 7440-46-2						He	2	
2	Li	Be								B	C	N	O	F	Ne	10	
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	B	Si	P	S	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Ds	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	I	At
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuo	Uup	Uuh	Rn
6	*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
7		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

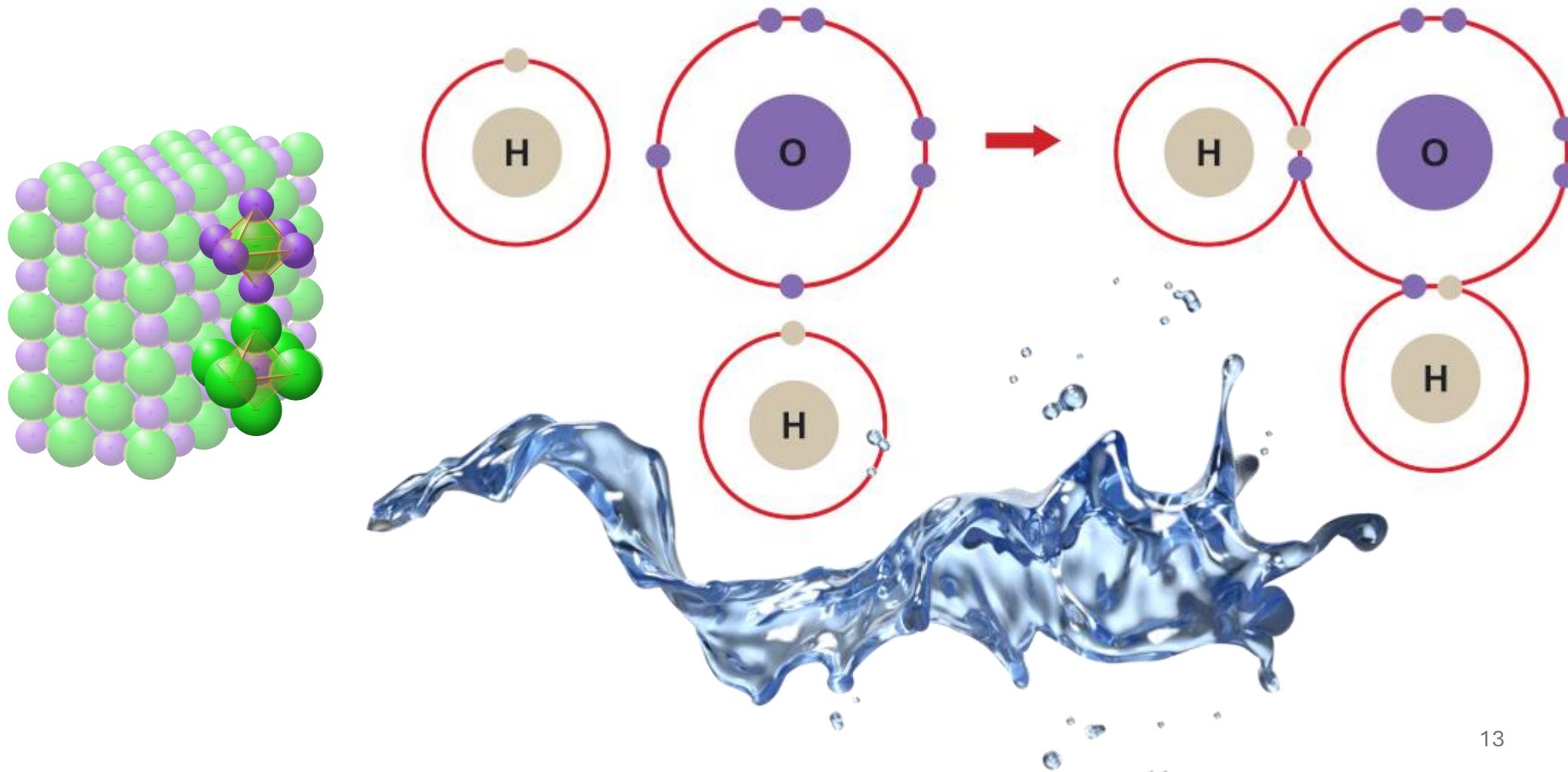
Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Símbolo								

## Qual a estrutura de Lewis para o Arsênio?

1. O arsênio está localizado no grupo **15** e assim possui **cinco** elétrons de valência.
2. Os primeiros quatro são colocados ao redor do símbolo e o **quinto** deve ser emparelhado com um dos quatro.



# LIGAÇÕES QUÍMICAS



# ..... as ligações

1. Os átomos podem transferir elétrons.



Estruturas eletricamente carregadas:  
**Compostos iônicos**

Ex. NaCl

2. Os átomos podem compartilhar elétrons.

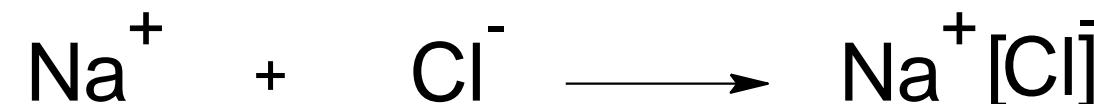
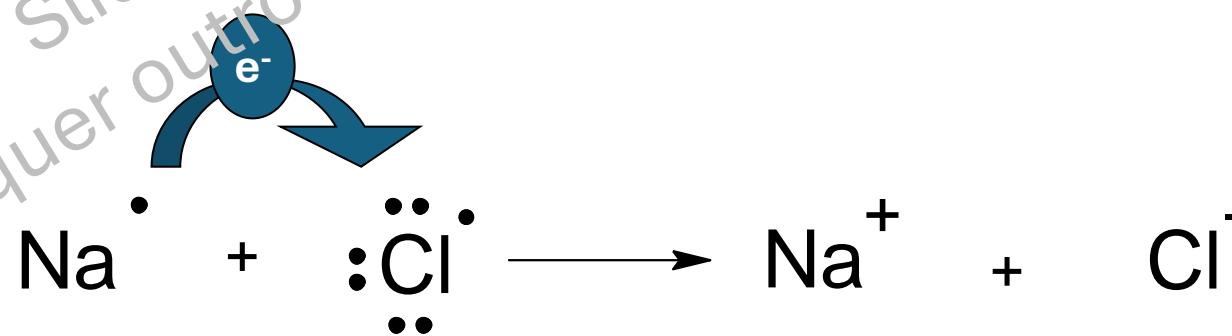
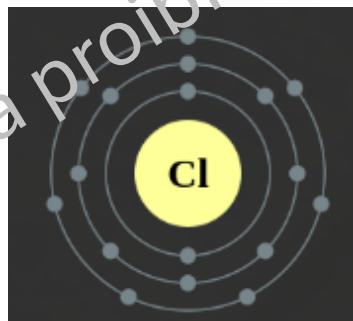
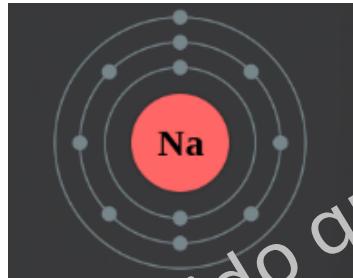


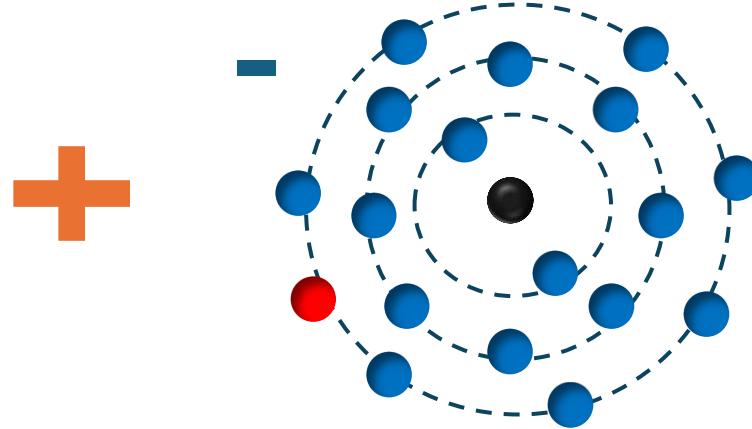
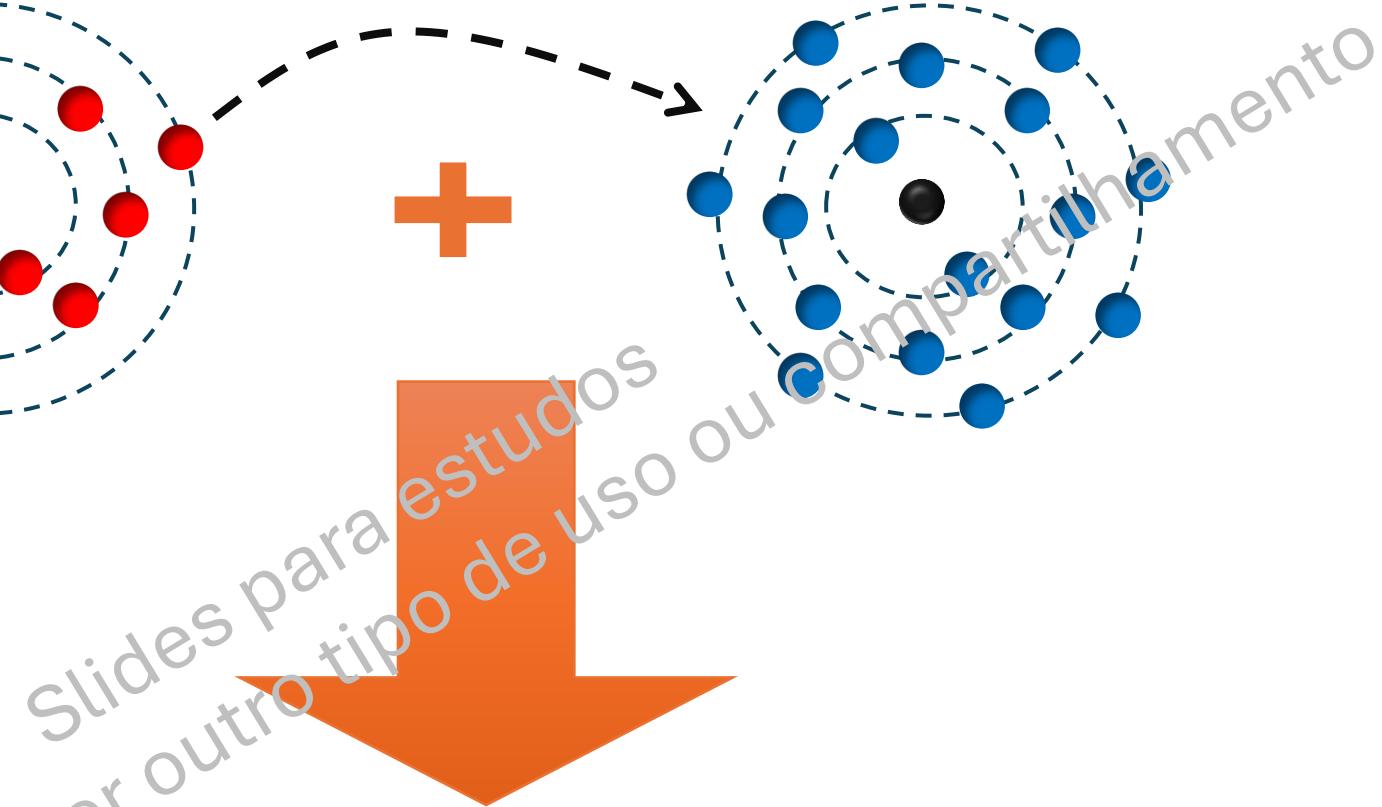
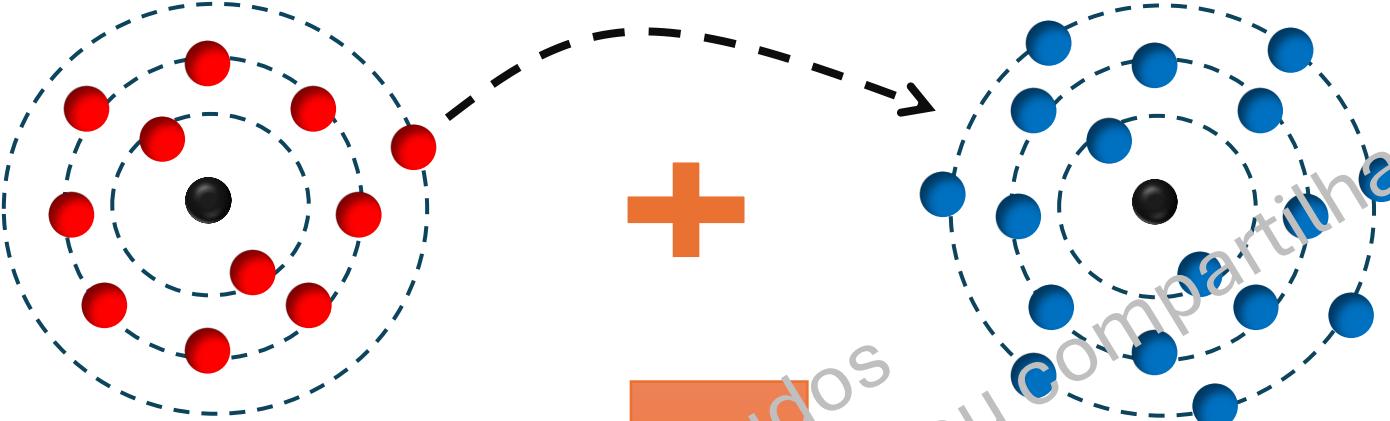
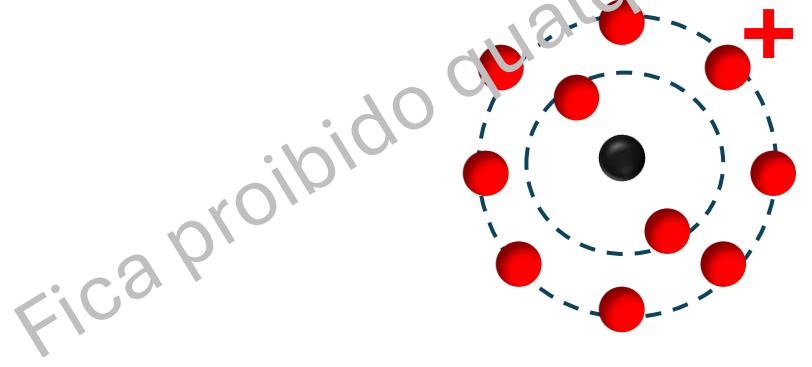
Estruturas neutras: **Compostos moleculares**

Ex. H<sub>2</sub>O

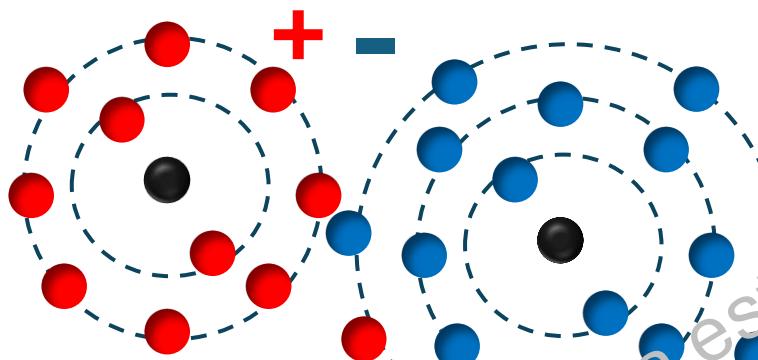
## ► LIGAÇÃO IÔNICA

1. A formação de íons está relacionada com a capacidade de **capturar ou ceder elétrons**, o que explica a **transferência** dos mesmos de um composto para o outro.
2. Uma vez formados, estes íons, por atração eletrostática, se unem, dando origem a um composto específico.

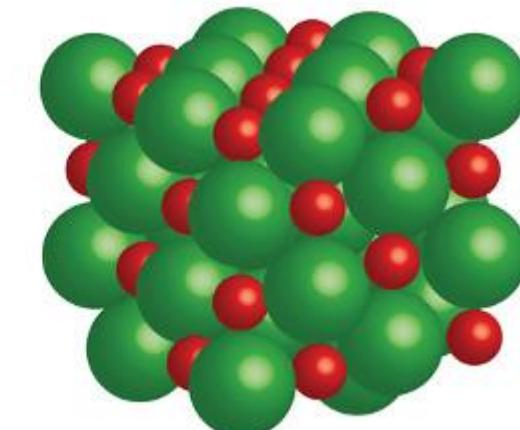
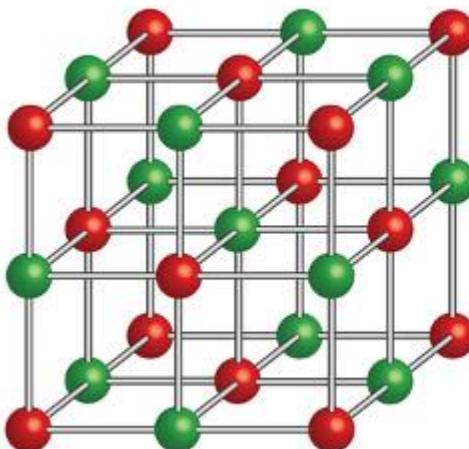




# Formação de um aglomerado iônico



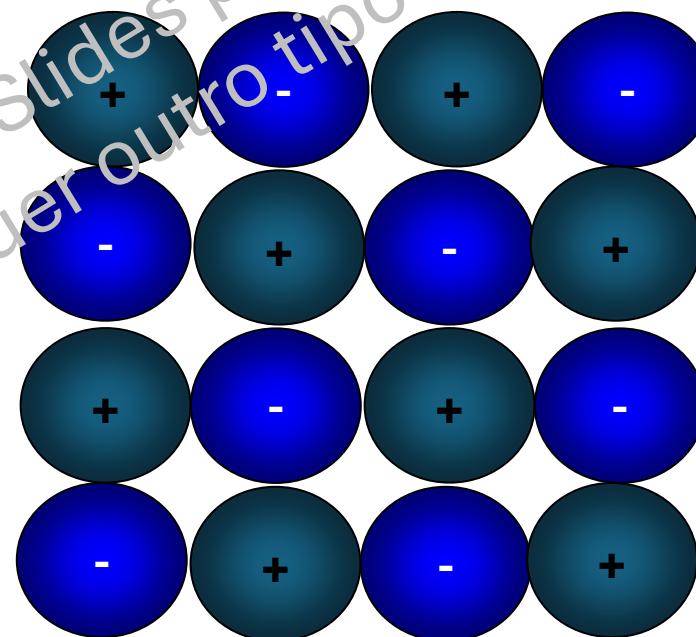
**NaCl**

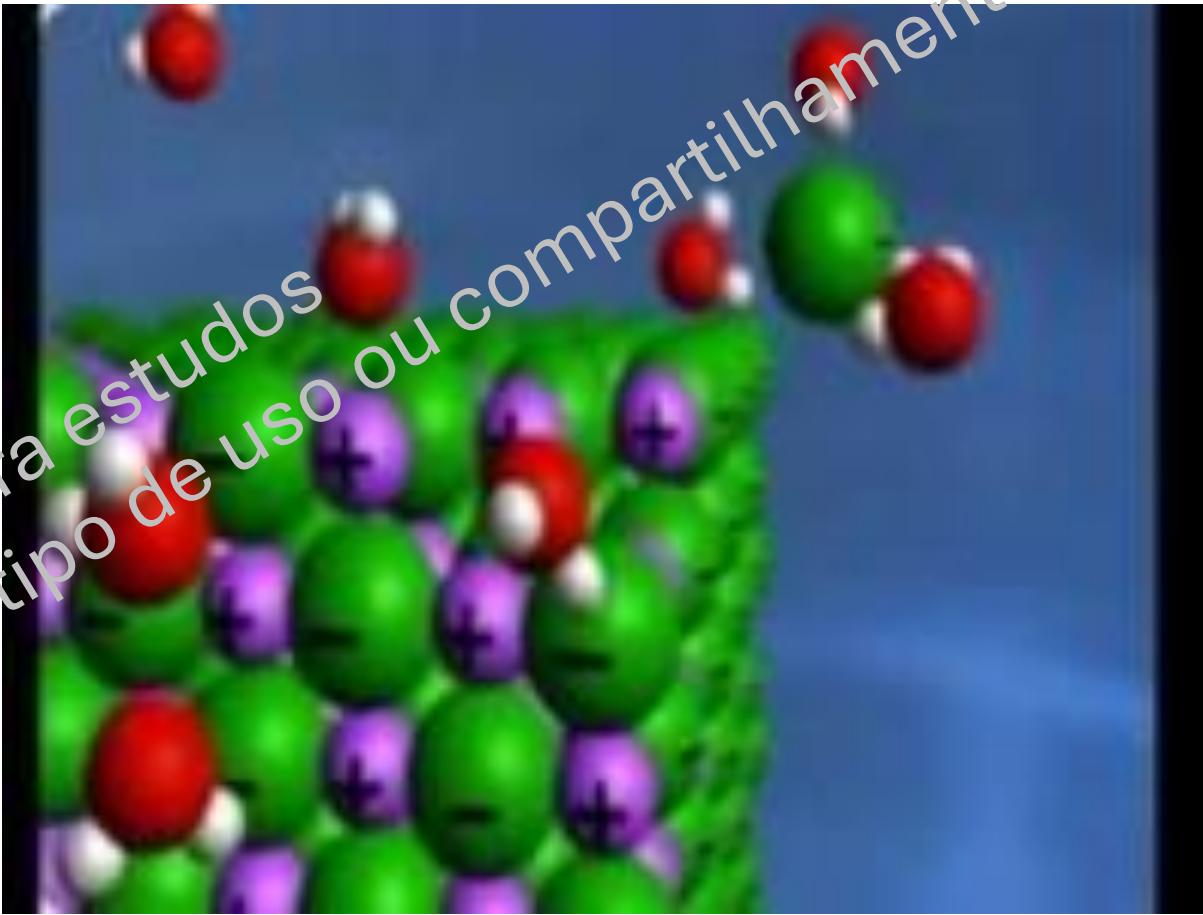
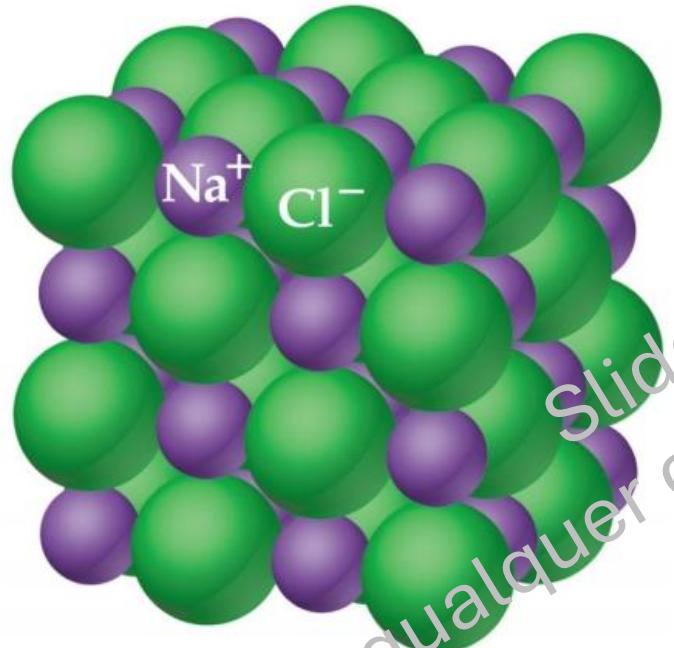


●  $\text{Na}^+$   
●  $\text{Cl}^-$

Fica proibido qualquer uso ou compartilhamento  
Slides para estudos  
outro tipo de uso ou compartilhamento

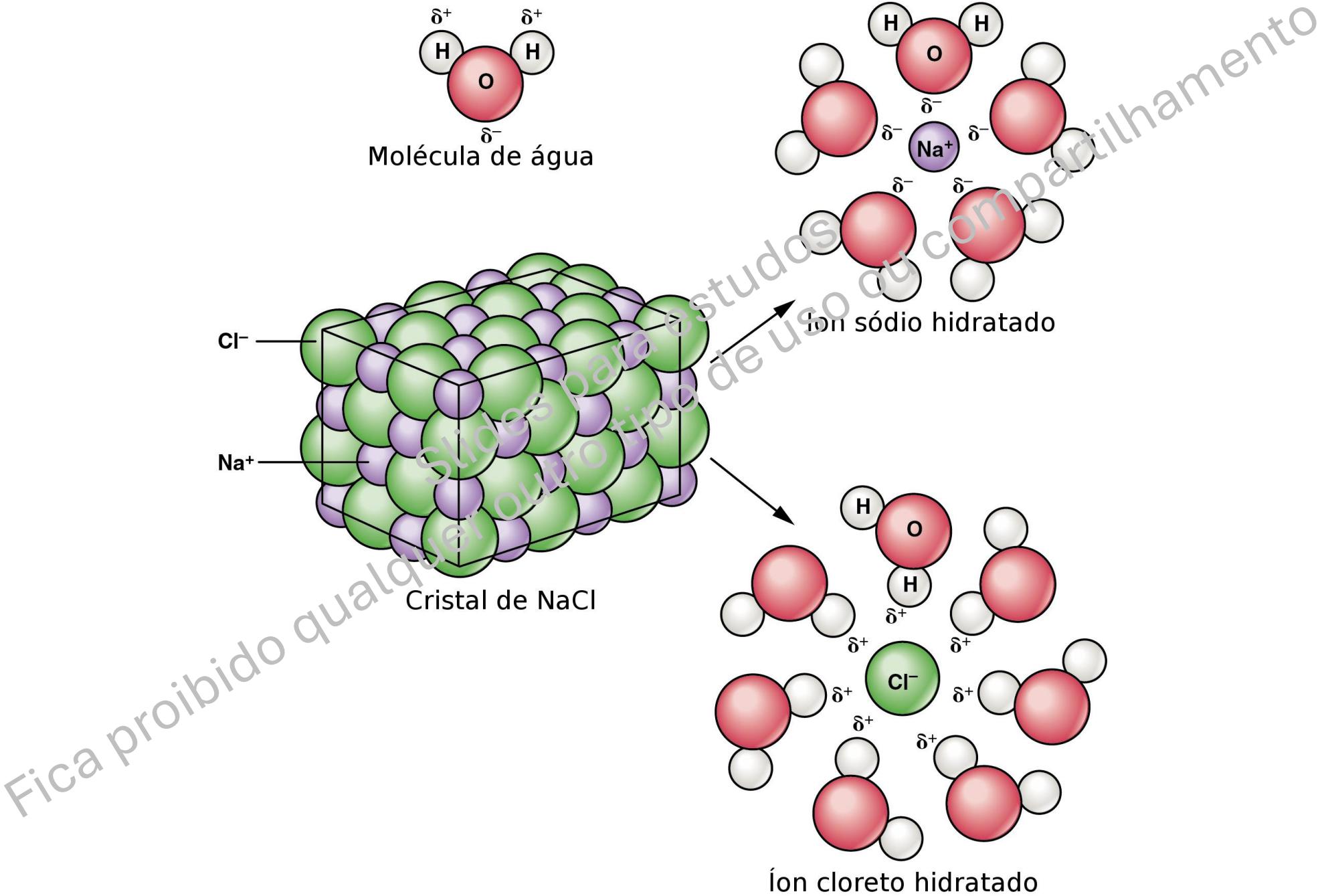
- Após a formação de uma ligação iônica, um efeito de blindagem pode ser observado, eliminando a repulsão internuclear dos átomos que constituem esta ligação. Ocorre um equilíbrio entre as forças de atração e repulsão.
- Os íons do composto cloreto de sódio estão dispostos por atração e não representam uma molécula em si, mas um agregado iônico.





Fica proibido qualquer uso ou compartilhamento  
Slides para estudos  
outro tipo de uso ou compartilhamento

Os compostos iônicos sofrem dissociação em água, revertendo sua formação, levando a separação da ligação



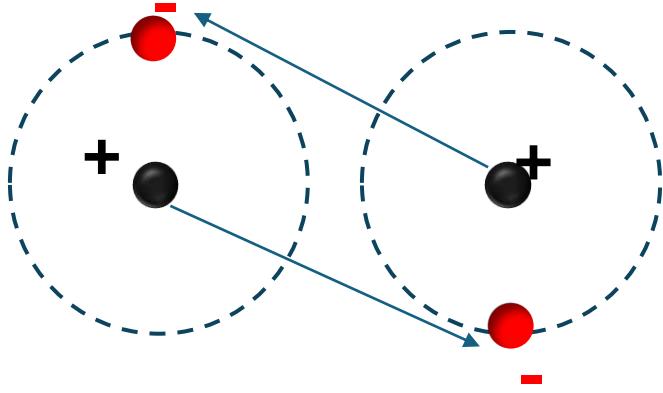
- ✓ A estrutura de um composto iônico é sólida e, por ser constituída de um agregado cristalino, é **quebradiça**. Esta propriedade se dá por conta das interações entre os íons que formam esta estrutura.
- ✓ Estes íons, estão dispostos entre si, **em redes**. Onde os positivos se atraem pelos negativos e vice versa.
- ✓ Quando esta rede é forçada, pode ocorrer um processo de **repulsão entre as cargas iguais** e a rede se desfaz.

1) Demonstre a formação da ligação iônica entre os seguintes compostos:  
apresente a distribuição eletrônica e as fórmulas de Lewis.

- a. (K) + (Br)
- b. (Mg) + (Cl)
- c. (Ca) + (Cl)
- d. (Al) + (Br)

## ➤ Ligação covalente

Atração coulômbica



Ligação covalente

O segredo é compartilhar!!



Fórmula molecular

$\text{H}_2$

Fórmula eletrônica

$\text{H} \bullet \bullet \text{H}$

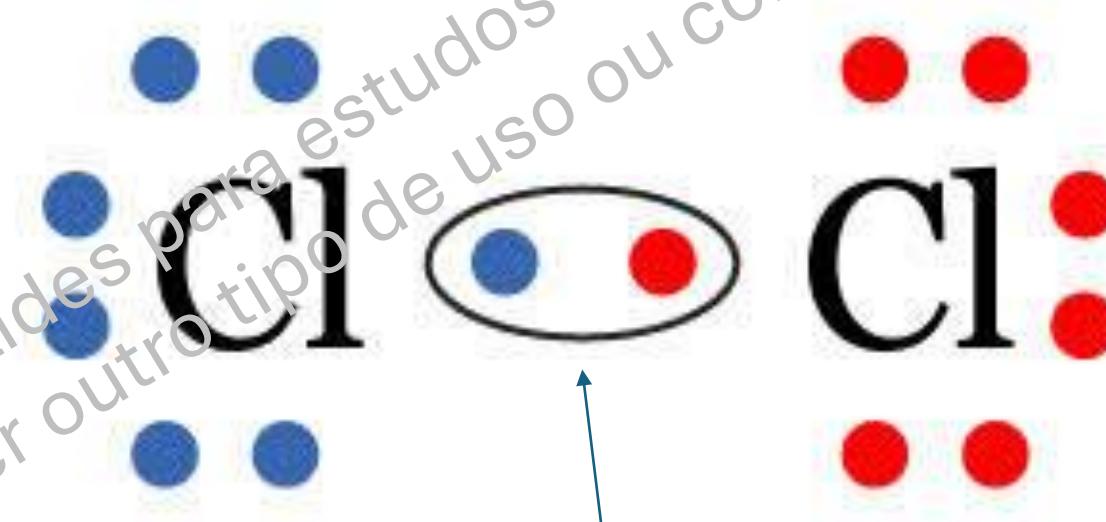
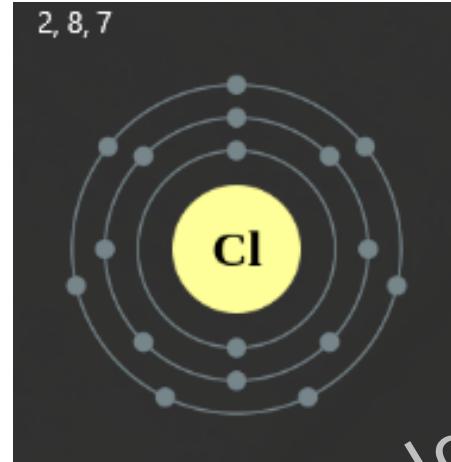
Fórmula estrutural

$\text{H}-\text{H}$

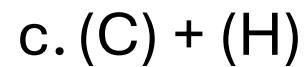
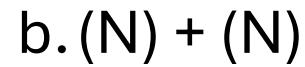
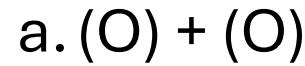
Ligação covalente

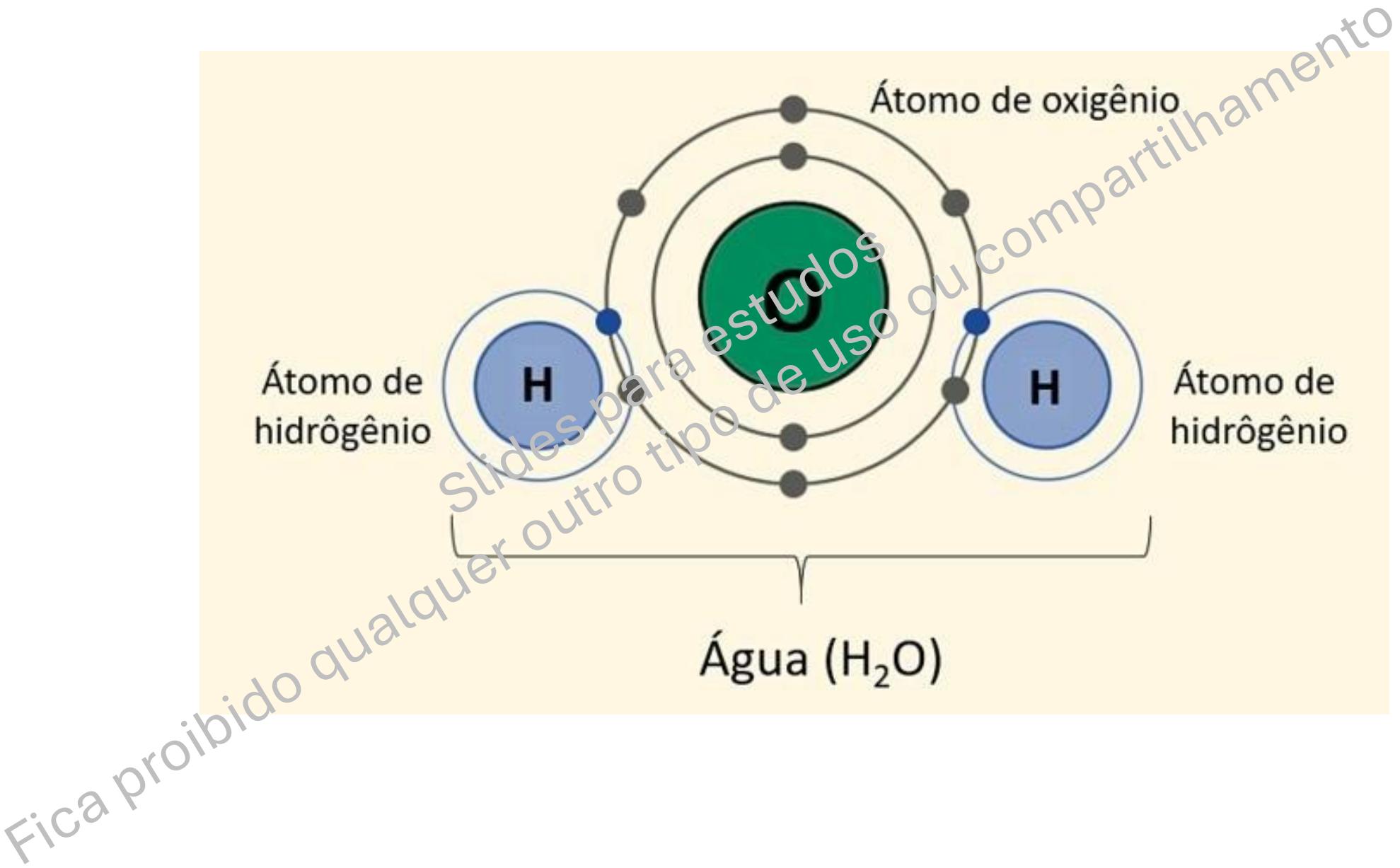
➤ No geral, a ligação covalente aparece entre dois átomos de não-metais, ou ainda entre estes elementos e o hidrogênio.

# Ligaçāo covalente para formāção do gás cloro = Cl<sub>2</sub>



1) Demonstre a formação da ligação covalente entre os seguintes compostos:  
apresente a distribuição eletrônica e as fórmulas de Lewis.

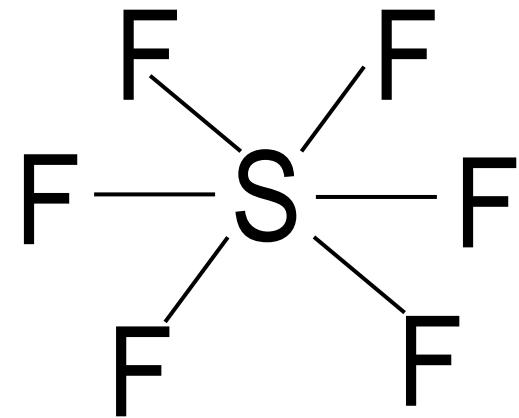
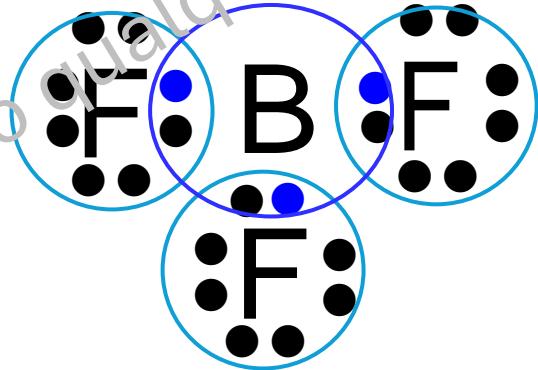




- Octetos incompletos e expandidos!

➤ Nem todas as moléculas estáveis podem ser representadas pela teoria estrutural de Lewis. Para a química do boro, moléculas com octeto incompleto são frequentemente encontradas, como no exemplo:  $\text{BF}_3$ , que é uma molécula muito estável e apresenta um octeto incompleto.

➤ A expansão do octeto é comum para o fósforo e enxofre, por exemplo. Como no caso do composto  $\text{SF}_6$ , que é estável



# Atividades!

Demonstre a formação das ligações iônicas entre...:

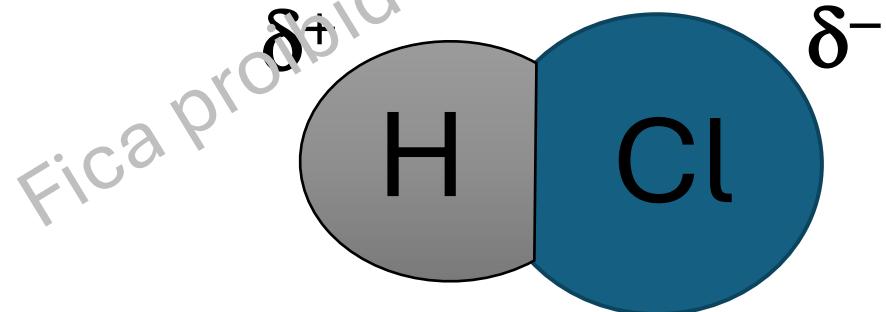
- a) Alumínio + Oxigênio
- b) Zinco + oxigênio
- c) Alumínio + bromo
- d) Magnésio + cloro

Demonstre as seguintes ligações covalentes:



## • Polaridade!

- Na molécula de  $\text{H}_2$ , os dois átomos que a constituem **são idênticos**, então, a ligação apresenta cargas realmente distribuídas de modo **uniforme entre a molécula**. Neste caso, a ligação é dita **“apolar,”** pois não forma pólos positivos ou negativos.
- No caso da molécula de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ), existe uma **transferência parcial** de carga, tal que o hidrogênio fica levemente positivo e o cloreto, levemente negativo. Esta distribuição desigual de carga resulta em uma ligação dita **“polar”**, pois forma pólos de carga oposta.



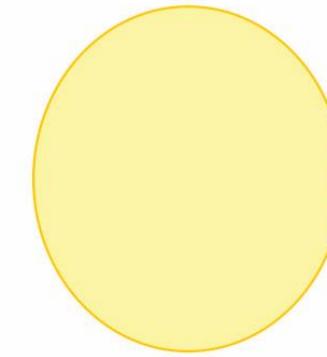
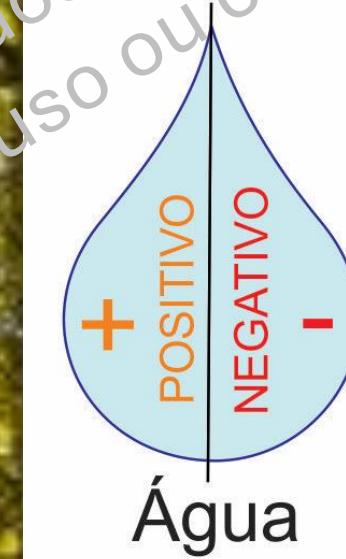
**Obs.:**

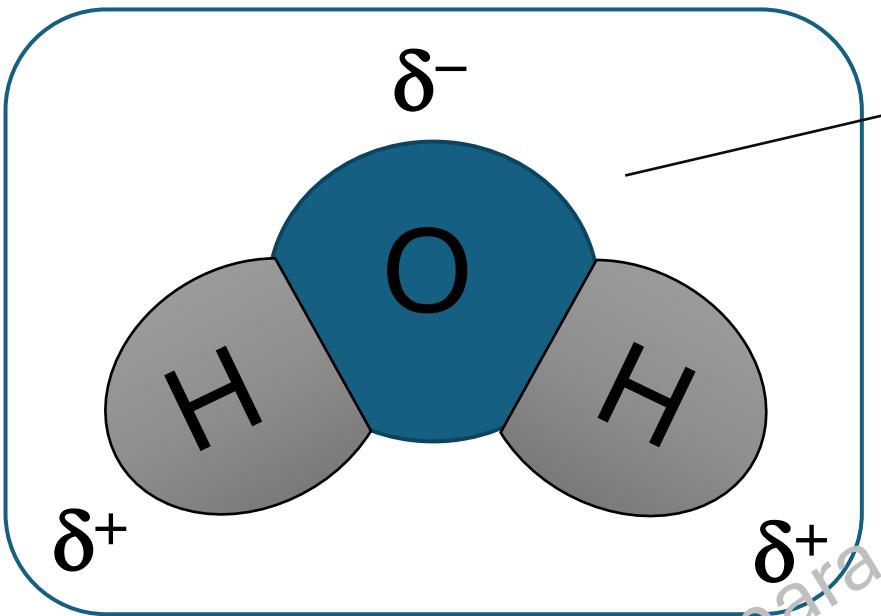
letra grega delta maiúscula  $\Delta$   
(diferença entre dois valores)

letra grega delta minúscula  $\delta$   
(uma quantidade pequena, menor que a unidade)



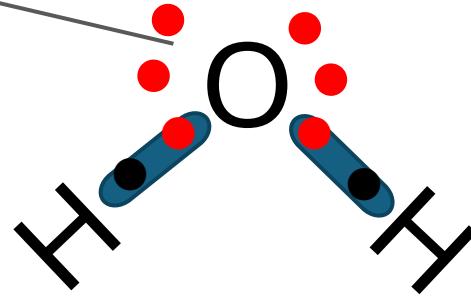
Fica proibido qualquer uso ou compartilhamento  
Slides para estudos  
outro tipo de uso ou





Estrutura espacial da polaridade da molécula da água

Pares de elétrons livres

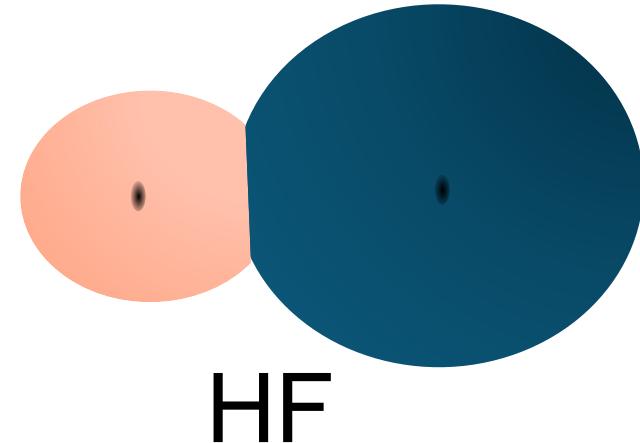
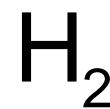


➤ A polaridade é medida pela diferença de eletronegatividade.

- Eletronegatividade

➤ O compartilhamento do par eletrônico pelos átomos na ligação covalente significa que o mesmo deve estar simultaneamente atraído para o núcleo, para ambos os átomos, **resultando em uma competição**. Esta atração depende da carga nuclear.

➤ A medida desta atração é denominada de **eletronegatividade** e define-se como sendo a **tendência relativa em atrair elétrons**, mostrada por um átomo ligado.



## Escala de eletronegatividade de Pauling

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Período																			
1	H 2,2																	He	
2	Li 1,0	Be 1,5																Ne	
3	Na 0,9	Mg 1,2																Ar	
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	F 1,8	Co 1,9	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 3,0	Kr	
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Ta 1,8	Mt 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	*	Uf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn	
7	Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo	

# ELECTRONEGATIVITY

H 2,1																				He
Li 1,0	Be 1,6																			Ne
Na 0,9	Mg 1,2																			Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5				Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1				Rn

low

medium

high

- **Caráter de uma ligação química**

• Estabelecido pela **diferença de eletronegatividade** dos átomos constituintes.

1. Se a diferença estiver entre valores de **0,1 a 1,6** a ligação é considerada **covalente polar**.
2. Se for entre valores de **1,7 a 3,2**, é considerada **iônica**.
3. Se a diferença não existir, ou seja, for **zero**, a ligação é considerada **apolar**.

Fórmula molecular	$\Delta x$	Representação	Caráter da ligação
$H_2$	0	H-H	APOLAR
HCl	0,96	$\delta^+H-Cl\delta^-$	POLAR
KCl	2,34	$K^+Cl^-$	IÔNICA

- Indique a polaridade de cada ligação covalente polar

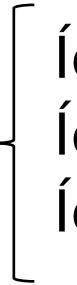
- a) C-O
- b) N-H
- c) C-Mg

- Nomenclatura de compostos iônicos

## Nomenclatura de cátions monoatômicos

**ÍON + NOME DO METAL**

- PARA CÁTIONS DAS FAMÍLIAS 1, 2 E 13

 Íon sódio  
Íon cálcio  
Íon alumínio

- PARA ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO: formam mais de um tipo de cátion

 Íon cobre (I), íon cobre (II)  
Íon Ferro (II), íon ferro (III)  
Íon mercúrio (I), íon mercúrio (II)

# Nomenclatura de ânions monoatômicos

+ sufixo “ETO”

{  
Cloreto  
Brometo  
Sulfeto

Exceção: óxido

# Nomenclatura de ânions poliatômicos com a hidrogênio

{  
Hidrogenocarbonato  
Hidrogenossulfato  
Hidrogenofosfato



- Nomenclatura de compostos moleculares

Nota-se primeiro o cátion (+), depois o ânion (-), mas escreve-se a nomenclatura do ânion e depois o cátion.

Nome do ânion + nome do cátion



- compostos com mais de uma valência

Óxido de cobre (II) ou óxido cúprico

Óxido de cobre (I) ou oxído cuproso

# TABELA DE CÁTIONS

## MONOVALENTES

$Li^+$	Lítio
$Na^+$	Sódio
$K^+$	Potássio
$Rb^+$	Rubídio
$Cs^+$	Césio
$Fr^+$	Frâncio
$Ag^+$	Preta
$Cu^+$	Cobre
$Au^+$	Ouro
$NH_4^+$	Amônio

## BIVALENTES

$Be^{2+}$	Boronio
$Mg^{2+}$	Magnésio
$Ca^{2+}$	Calcio
$Sr^{2+}$	Estrôncio
$Ba^{2+}$	Bário
$Ra^{2+}$	Rádio
$Zn^{2+}$	Zinco
$Cd^{2+}$	Cádmio
$Cu^{2+}$	Cobre II (cúprico)
$Hg^{2+}$	Mercúrio II (mercúrico)

## TRIVALENTES

$Al^{3+}$	Alumínio
$Bi^{3+}$	Bismuto
$Au^{3+}$	Ouro III (áunco)
$Fe^{3+}$	Ferro III (férnico)
$Co^{3+}$	Cobalto III (cobáltico)
$Ni^{3+}$	Níquel III (níquelico)
$Cr^{3+}$	Cromo III (crómico)

## TETRAVALENTES

$Sn^{4+}$	Estanho IV (estânico)
$Pb^{4+}$	Chumbo IV (plúmbico)
$Ti^{4+}$	Titânio IV (titânico)
$Pt^{4+}$	Platina IV (platínico)
$Mn^{4+}$	Manganês IV (mangânico)



Fica proibido qualquer tipo de uso ou compartilhamento

TABELA DE ANIÔNS	
<b>NITROGÊNIO</b>	
$NO_2^-$	Nitrito
$NO_3^-$	Nitrito
$N_3^-$	Azoteto / Azida
$N^{3-}$	Nitreto
<b>CARBONO</b>	
$CN^-$	Cianeto
$CNO^-$	Cianato
$CNS^-$	Tiocianato
$(C_2H_3O_2)^-$	Acetato
$(CO_3)^{2-}$	Carbonato
$HCO^-$	Formiato
$(C_2O_4)^{2-}$	Oxalato
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	Fetrocianeto
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	Fetrocianeto
$C_2^-$	Carbeto / Metaneto
$C_3^-$	Carbeto / Acetiletio
<b>HALOGÊNIOS</b>	
$F^-$	Fluoreto
$Cl^-$	Cloreto
$Br^-$	Brometo
$I^-$	Iodo
$ClO^-$	Hipoclorito
$ClO_2^-$	Clorito
$ClO_3^-$	Clorato
$ClO_4^-$	Perclorato
$BrO^-$	Hipobromito
$BrO_3^-$	Bromato
$I^-$	Hipoiodito
$I^-$	Iodo
$I^-$	Periodato
<b>ÓXIDOS ANIÔNS</b>	
$(MnO_4)^-$	Permanganato
$(MnO_4)^{2-}$	Manganato
$(MnO_3)^{2-}$	Manganito
$OH^-$	Hidróxido
$H^-$	Hidreto
$O^{2-}$	Óxido
$(CrO_4)^{2-}$	Cromato
$(Cr_2O_7)^{2-}$	Dicromato
$(AsO_3)^{3-}$	Arsenito
$(AsO_4)^{3-}$	Arsenato
$(BO_3)^{2-}$	Borato
$(B_4O_7)^{2-}$	Tetraborato
<b>ENXOFRE</b>	
$S^{2-}$	Sulfeto
$(SO_4)^{2-}$	Sulfato
$(SO_3)^{2-}$	Sulfito
$(S_2O_3)^{2-}$	Tiosulfato
$(S_2O_4)^{2-}$	Hipossulfito
$(S_2O_8)^{2-}$	Persulfato
$(S_4O_6)^{2-}$	Tetrationato
<b>FÓSFORO</b>	
$PO_3^-$	Metafosfato
$(H_2PO_2)^-$	Hipofosfito
$(HPO_3)^{2-}$	Fosfato
$(PO_4)^{3-}$	Ortofosfato
$P^{3-}$	Fosfeto
$(P_2O_7)^{4-}$	Pirofosfato
$(P_2O)^{4-}$	Hipofosfato

Fica proibido qualquer tipo de uso ou compartilhamento

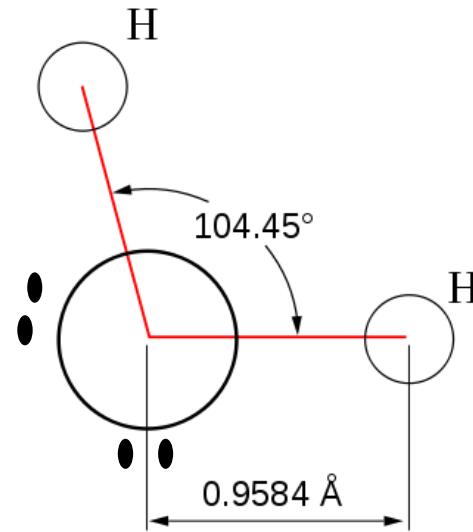
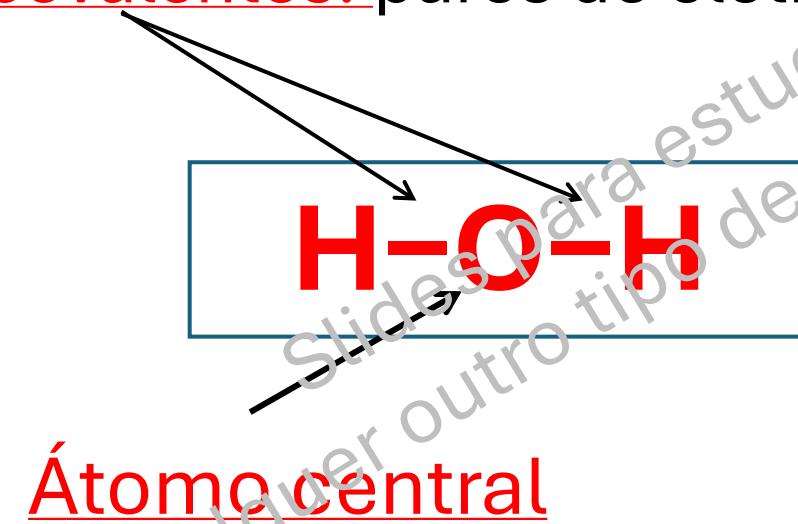
## ➤ Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (RPECV) ou (VSEPR).

- Uma característica importante na estrutura das moléculas que apresentam somente ligações simples é a **repulsão** existente entre os elétrons que compõe as ligações.
- Esta repulsão é função dos elétrons emparelhados e desemparelhados ao redor do **átomo central** da molécula.
- A estabilidade da molécula é alcançada com **a minimização das repulsões**.
- Assim, pode-se prever a estrutura da molécula a ser formada a partir do **número de elétrons ao redor do átomo central**.

# ...Relembrando a molécula de água.



Ligações covalentes: pares de elétrons compartilhados.



Como o oxigênio apresenta dois pares de elétrons desemparelhados que não participam da ligação, estes causam uma forte repulsão, causando uma torção na molécula, de  $104,5^\circ$ .

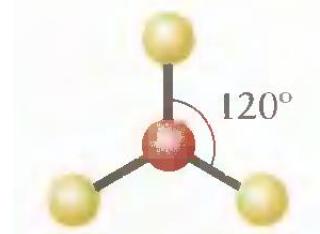
- **Tipos comuns de estruturas moleculares**



**Linear**



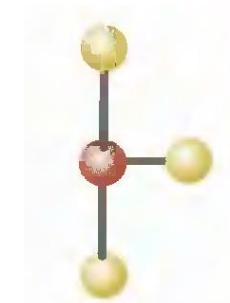
**Angular**



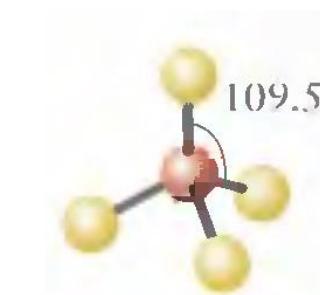
**Trigonal  
planar**



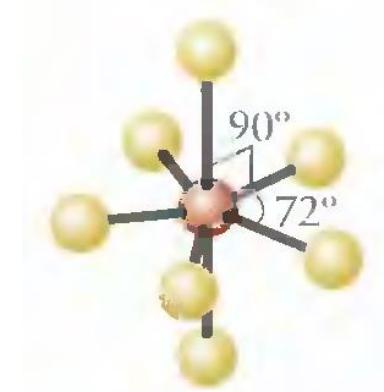
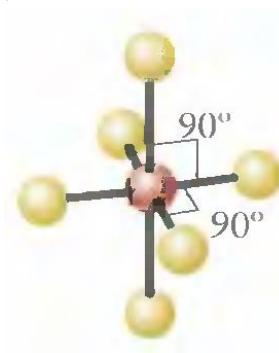
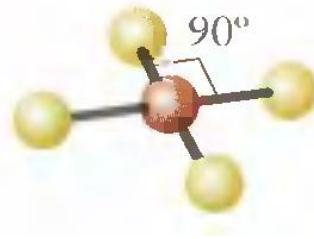
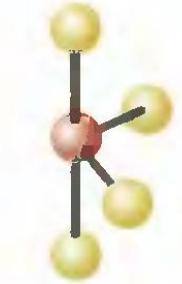
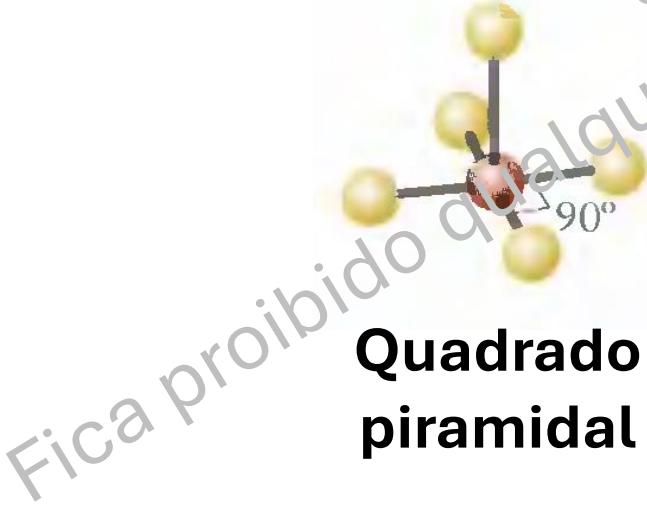
**Trigonal  
piramidal**



**T**



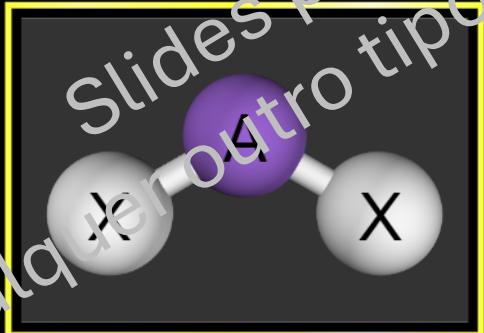
**Tetraédrica**



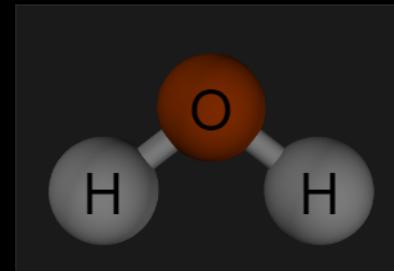
Fica proibido qualquer uso ou compartilhamento de Slides para estudos

[https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes\\_all.html?locale=pt\\_BR](https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_all.html?locale=pt_BR)

# Geometria Molecular



Modelo



Fica proibido qualquer tipo de uso ou  
compartilhamento

## Regras para determinação da fórmula estrutural espacial da molécula.

1. Observar e desenhar a estrutura de Lewis para a molécula;
2. Contar o número de pares de elétrons ligados e isolados presentes no átomo central e determinar o **número estérico** (soma de todos os pares solitários e ligados).
3. Fazer uma disposição arranjando os pares de elétrons nos vértices de uma figura geométrica, de forma a diminuir o máximo a repulsão entre os pares solitários.

Número Estérico	Pares Isolados	Geometria	Fórmula VSEPR
2	0	Linear	AX2
3	0	Trigonal plana	AX3
4	0	Tetraédrica	AX4
4	1	Trigonal piramidal	AX3
4	2	Angular	AX2
5	0	Trigonal Bipiramidal	AX5
5	1	Gangorra	AX4
5	2	T	AX3
5	3	Linear	AX2
6	0	Octaédrica	AX6
6	1	Quadrado piramidal	AX5
6	2	Quadrado planar	AX4

**Determine a geometria molecular para o composto trifluoreto de cloro ( $\text{ClF}_3$ ).**

Fica proibido qualquer outro tipo de uso ou compartilhamento.  
Slides para estudos

# Preencha a seguinte tabela de compostos:

Composto	Pares isolados	Pares ligados	Nº estérico	Geometria
$\text{CH}_4$				
$\text{SF}_6$				
$\text{PCl}_5$				
$\text{BeCl}_2$				
$\text{BF}_3$				
$\text{SF}_4$				
$\text{AsCl}_3$				

# • Interações intermoleculares

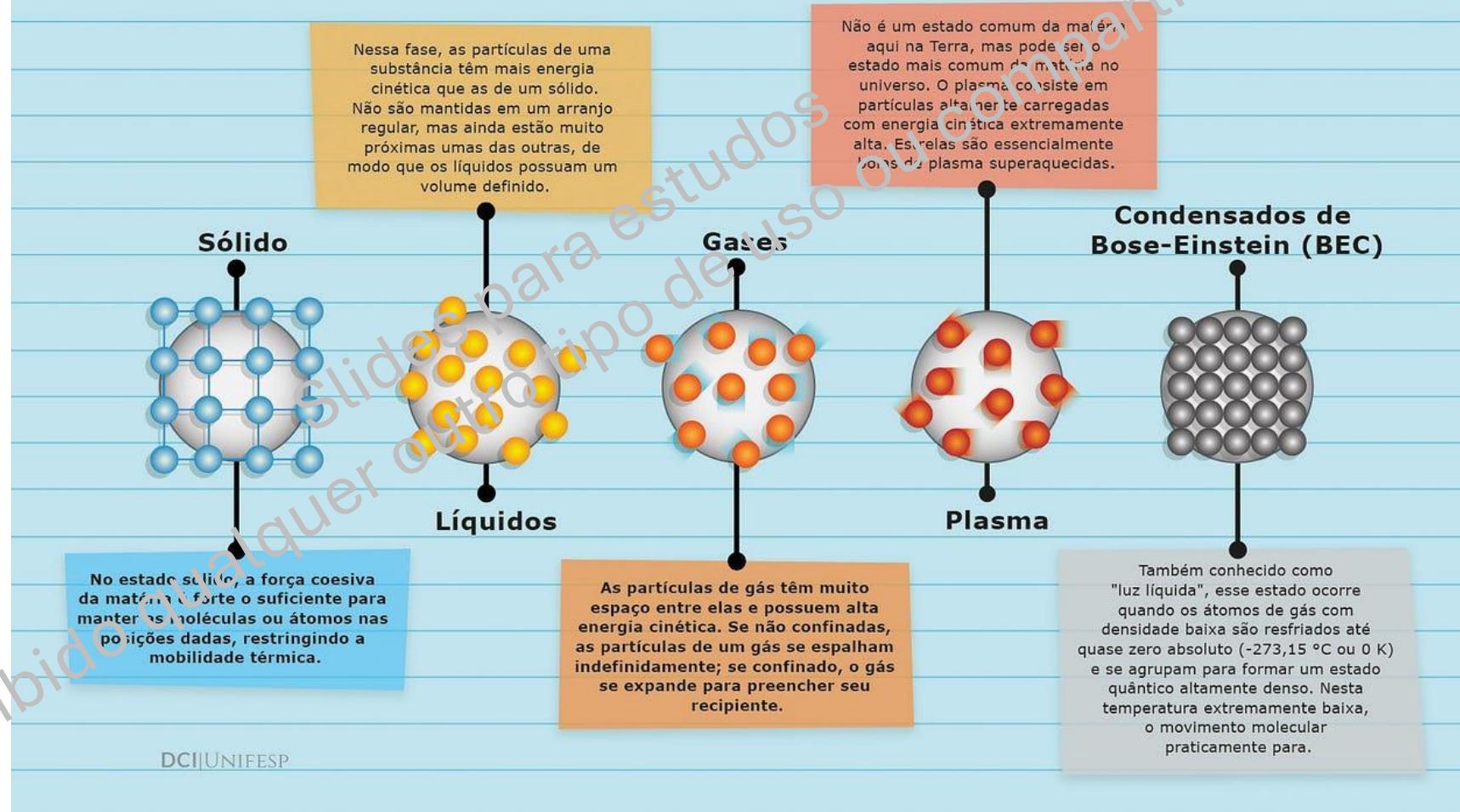
Várias forças mantém a matéria coesa, o que lhe confere distintas formas.

1. Prótons e neutros se mantêm juntos no núcleo atômico.
2. O núcleo atraí elétrons.
3. Átomos se unem por ligações covalentes para formar moléculas.
4. A atração eletrostática dos íons formam os cristais tridimensionais.
5. Moléculas interagem entre si por **forças fracas**.

As interações moleculares determinam propriedades como: ponto de fusão, de ebulição e viscosidade.

# Estados da matéria

Existem cinco estados conhecidos da matéria: sólido, líquido, gás, plasma e condensado de Bose-Einstein ou luz líquida. A principal diferença nas estruturas de cada estado está na densidade das partículas.

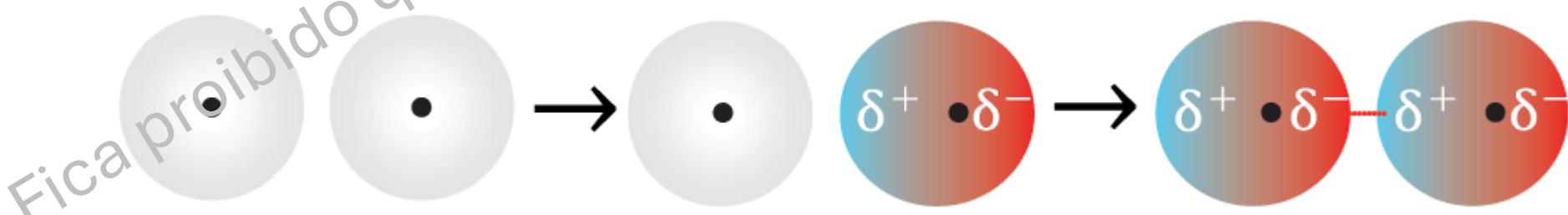


Os estados físicos da matéria dependem do equilíbrio entre as **forças de atração** que as mantém unidas e a **energia cinética**, que tende a separá-las.

# • Interações intermoleculares

## Forças de dispersão de London

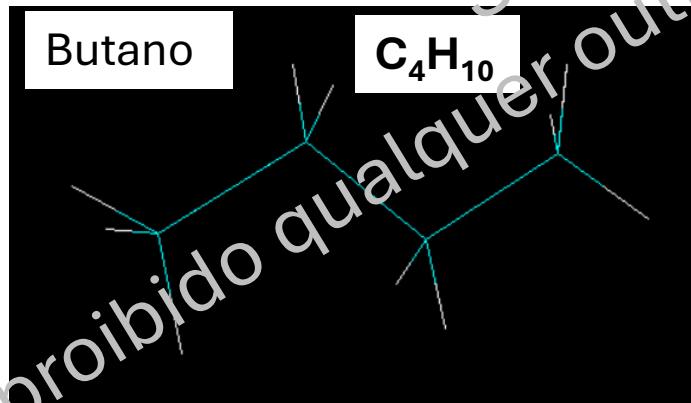
1. Existem em todas as moléculas, mas são as únicas forças de atração em moléculas apolares.
2. Ocorrem geralmente a baixas temperaturas por deslocamento instantâneo da densidade eletrônica para um átomo, formando **DIPOLO Temporário induzido**.



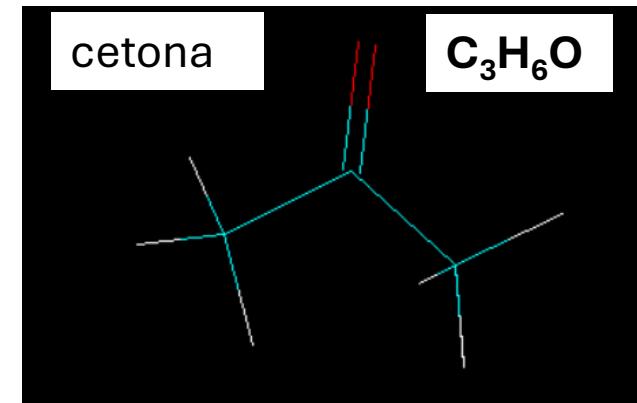
# • Interações intermoleculares

## Interações dipolo-dipolo

1. Atração entre a extremidade **positiva** com a extremidade **negativa** de uma molécula polar.
2. Podem existir entre molécula idênticas ou moléculas distintas



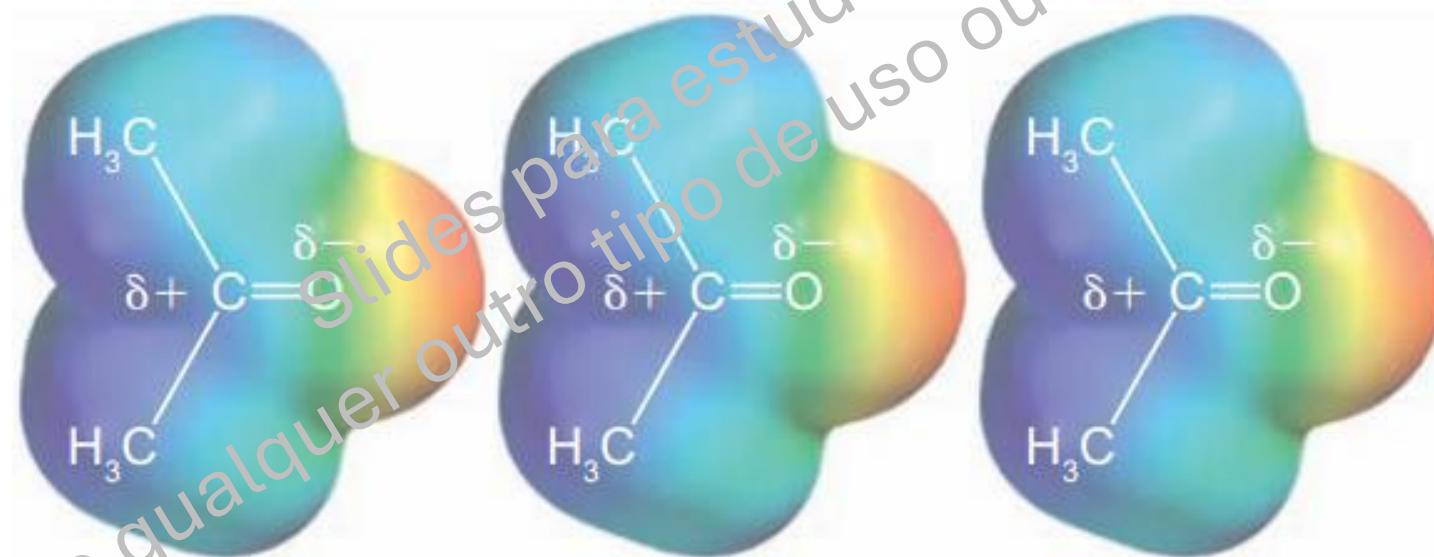
Apolar  
Massa molar= 58 u  
Ponto de ebulação = 0,5 °C



Polar  
Massa molar= 58 u  
Ponto de ebulação = 58 °C

- **Interações intermoleculares**

## Interações dipolo-dipolo



Dipolo-dipolo que agregam as moléculas no estado líquido

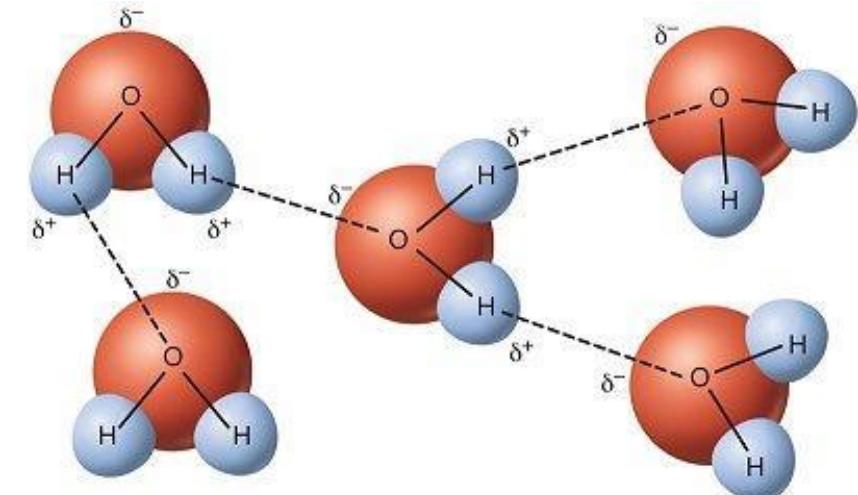
# • Interações intermoleculares

## Ligaçāo de Hidrogēnio

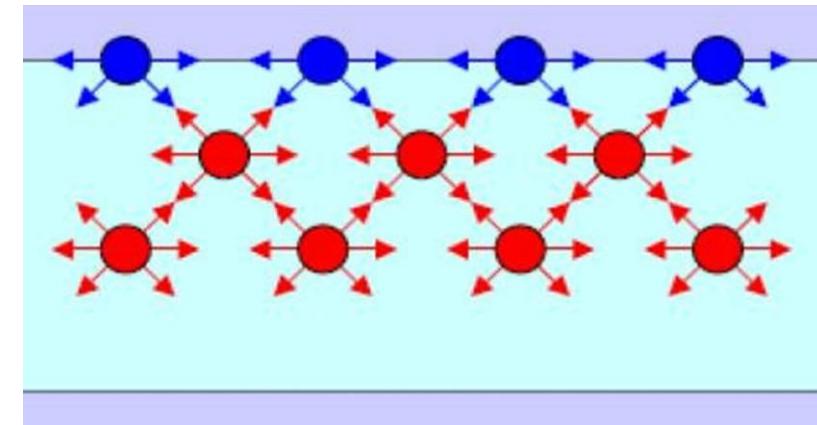
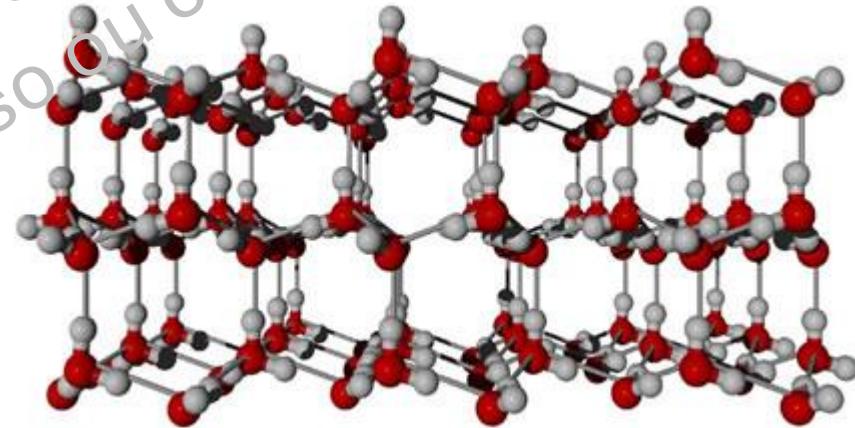
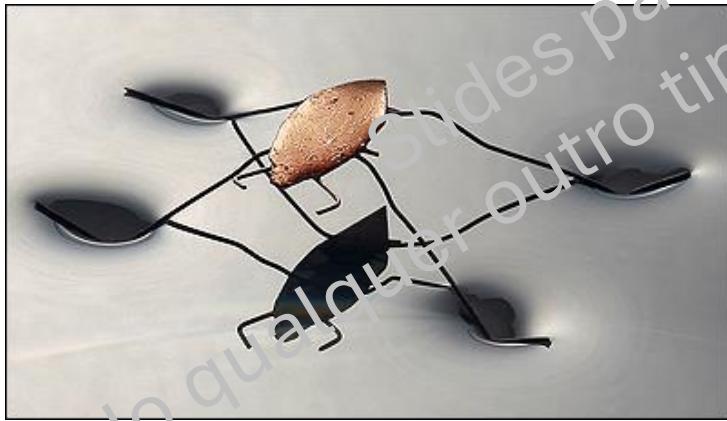
Um caso particular de atração entre dipolos é quando a extremidade positiva do dipolo é um átomo de hidrogēnio ligado a um oxigênia ou a um nitrogênia, e a extremidade negativa é um oxigênia ou nitrogênia.

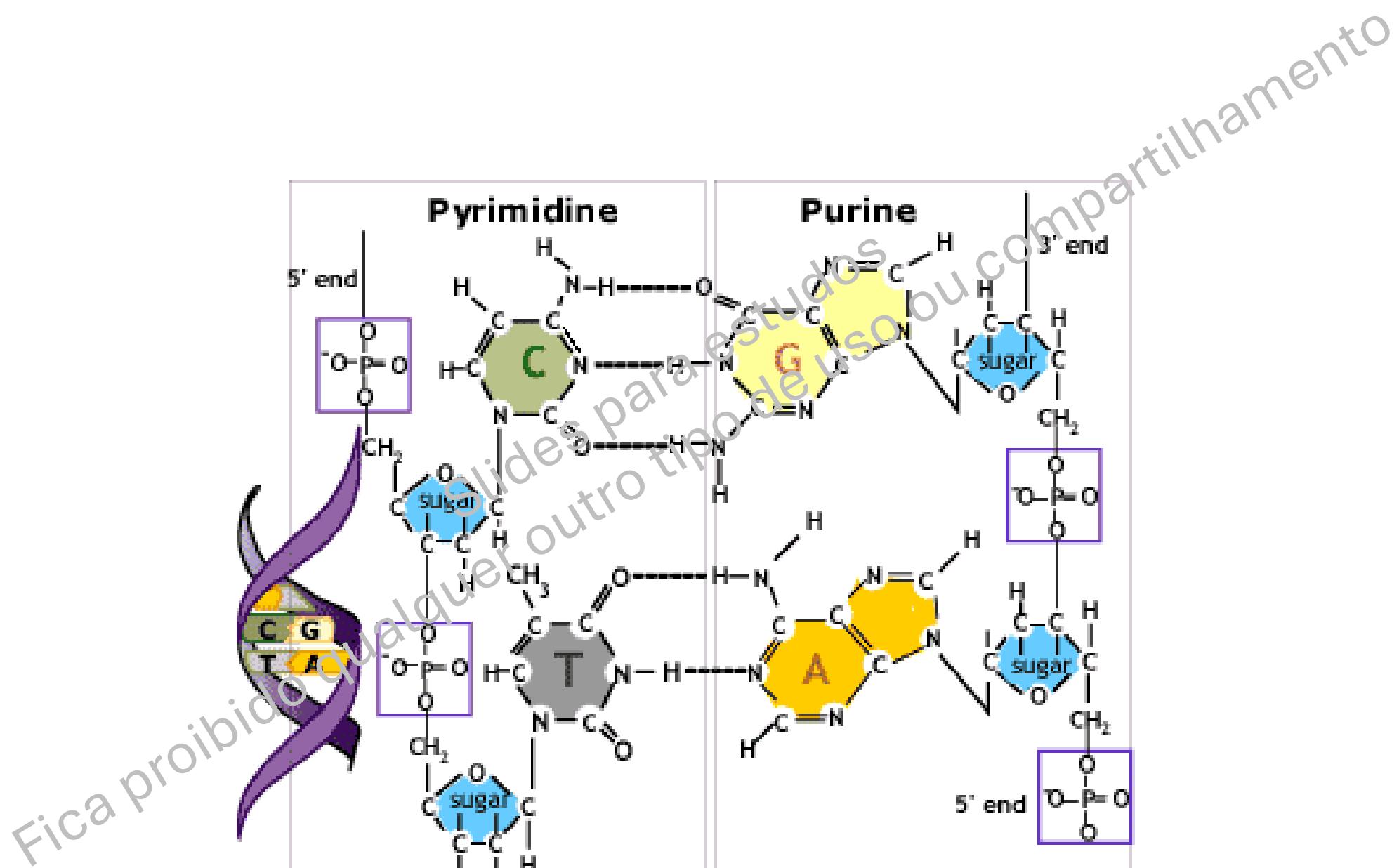
Essa força é particularmente forte em comparação com as outras anteriores.

	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF
Fusão °C	-182	-78	0	-83
Ebulição °C	-164	-33	100	20



➤ A alta temperatura de ebulição indica que a água tem uma elevada **energia de coesão**, indicando que as moléculas se associam fortemente uma com as outras.





# **Funções Químicas**

Fica proibido qualquer outro tipo de uso ou compartilhamento  
Slides para estudos

➤ Quando um grupo de substâncias apresenta propriedades químicas funcionais semelhantes, este grupo pode ser definido como uma **função química**. As funções químicas se dividem em inorgânicas e orgânicas:

Função Química	
INORGÂNICA	ORGÂNICA
Ácidos	Hidrocarbonetos
Bases	Alcoóis
Sais	Éteres
Óxidos	Cetonas, etc...



**Svante August Arrhenius**, químico sueco, ganhador do Nobel de química de 1903, pela teoria de dissociação eletrolítica.

- O conceito de dissociação:

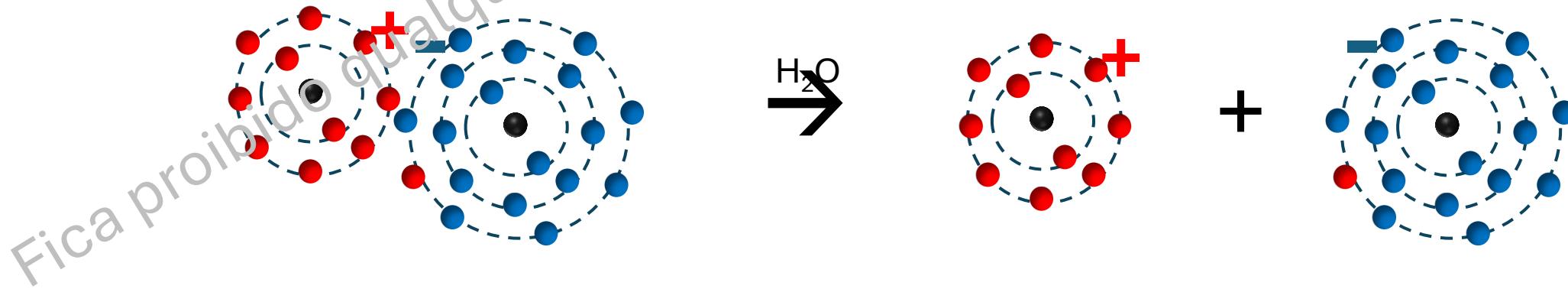
Processo em que compostos iônicos tem seus íons componentes separados, liberados.

- O conceito de ionização:

Reação química que produz íons.

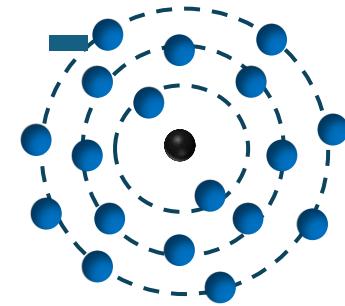
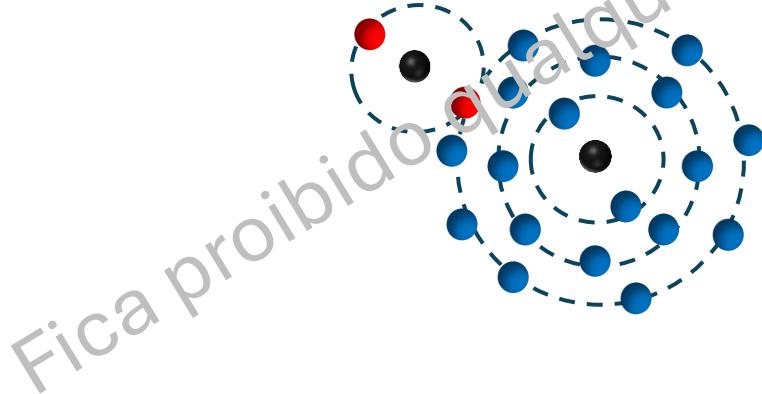
# Dissociação

Composto formado por ligação iônica



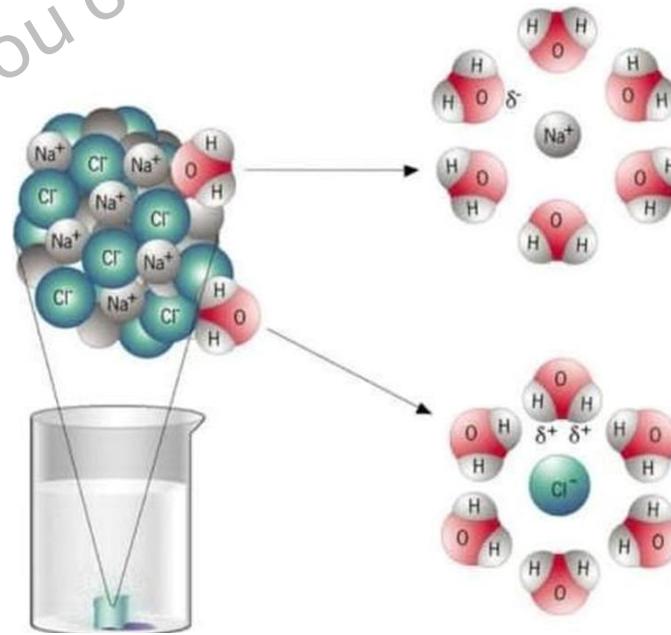
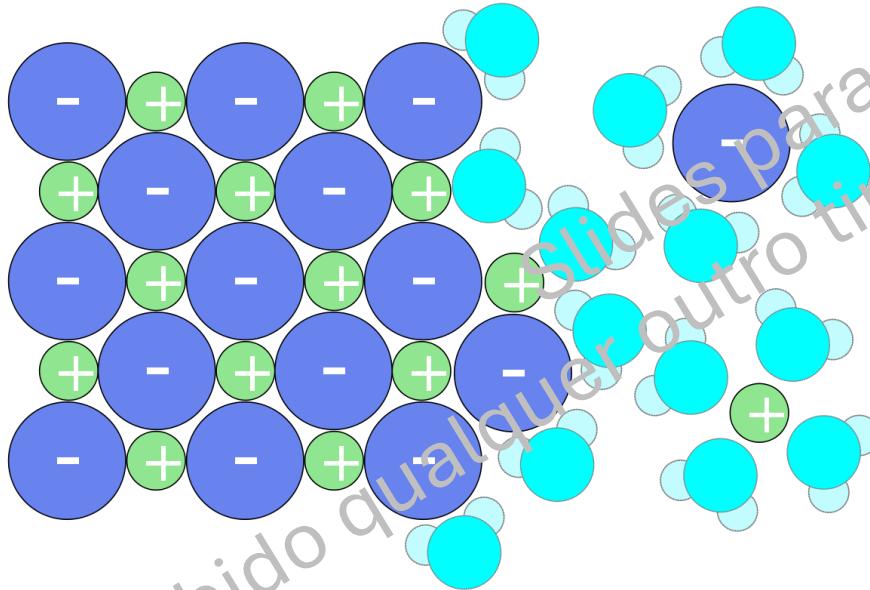
# Ionização

Composto formado por ligação covalente



## ➤ Solvatação

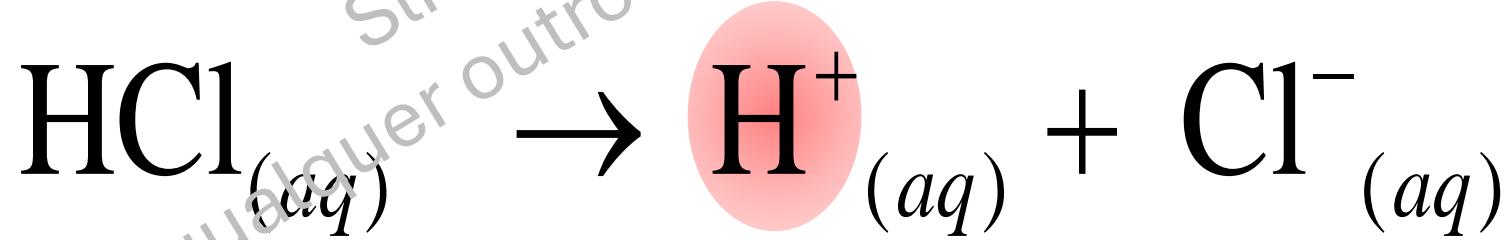
A solvatação é um mecanismo de dissolução em que íons negativos e positivos ficam envoltos por moléculas de solvente.



Nos processos de dissociação e ionização estudos temos as espécies dissociadas e/ou ionizadas sempre solvatadas

# ►ÁCIDOS

Segundo o conceito de **Arrhenius**, uma substância é classificada como **ácida** quando se ioniza em solução aquosa liberando íons hidrogênio (próton H<sup>+</sup>).



Ácido clorídrico → íon hidrogênio + íon cloreto

# ➤ ÁCIDOS comuns em laboratório e indústrias químicas

**Ácido sulfúrico**



**Ácido nítrico**



**Ácido fluorídrico**



**Ácido fosfórico**



# ➤ ÁCIDOS comuns do dia a dia



ácido ascórbico



Ácido cítrico



Ácido acético

## ➤ Propriedades dos ácidos

1. Sabor azedo (acre).
2. Forma soluções que conduzem electricidade (eletrólitos).
3. Produz mudança de cor em presença de indicadores.
4. Reagem com metais, produzindo gás hidrogênio.

Apesar da função “ácido” ser dita uma função da química inorgânica, existem tanto ácidos inorgânicos quanto orgânicos.

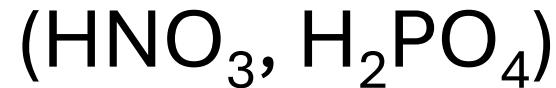
- Classificação dos ácidos

1. Quanto a presença de oxigênio:

- Hidrácidos: não possuem oxigênio na molécula.



- Oxiácidos: possuem oxigênio na molécula.



## 2. Quanto ao número de hidrogênio ionizáveis:

- Monoácidos: 1 hidrogênio ionizável.



- Diácidos: 2 hidrogênios ionizáveis.



- Triácidos: 3 hidrogênios ionizáveis.



- Tetrácidos: 4 hidrogênios ionizáveis.



- Nomenclatura dos ácidos inorgânicos

**ÁCIDO + NOME DO ÂNION COM TERMINAÇÃO TROCADA**

Terminação do nome do ânion	eto	ito	ato
Terminação do nome do ácido	ídrico	oso	íco

Ex.:



## Anions (ions negativos)

Carga -1		Carga -2		Carga -3	
$F^-$	Fluoreto	$O^{2-}$	Óxido	$PO_4^{3-}$	Fosfato
$Cl^-$	Cloreto	$O_2^{2-}$	Peróxido	$AsO_3^{3-}$	Arsenito
$Br^-$	Brometo	$S^{2-}$	Sulfeto	$AsO_4^{3-}$	Arseniato
$I^-$	Iodeto	$SO_3^{2-}$	Sulfito	$SbO_3^{3-}$	Antimonito
$ClO^-$	Hipoclorito	$SO_4^{2-}$	Sulfato	$SbO_4^{3-}$	Antimoniato
$ClO_2^-$	Clorito	$S_2O_3^{2-}$	Diossulfato	$BO_3^{3-}$	Borato
$ClO_3^-$	Clorato	$CO_3^{2-}$	Carbonato	$Fe(CN)_6^{3-}$	Ferricianeto
$ClO_4^-$	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	$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato
$SCN^-$	Tiocianato	$MnO_4^{2-}$	Manganato	$SiO_4^{4-}$	Silicato
$PO_3^-$	Metafosfato	$MnO_3^{2-}$	Manganito	$Fe(CN)_6^{4-}$	Ferrocianeto
$H_2PO_2^-$	Hipofosfito	$SnO_2^{2-}$	Estanito		
$AlO_2^-$	Aluminato	$SnO_3^{2-}$	Estanato		
$MnO_4^-$	Permanganato	$PbO_2^{2-}$	Plumbito		
$OH^-$	Hidróxido	$PbO_3^{2-}$	Plumbato		
$H^-$	Hidreto	$ZnO_2^{2-}$	Zincato		
$CH_3COO^-$	Acetato	$S_2O_7^{2-}$	Pirossulfato		

Dê a nomenclatura dos seguintes ácidos:



ÁCIDO SULFÚRICO



ÁCIDO NÍTRICO

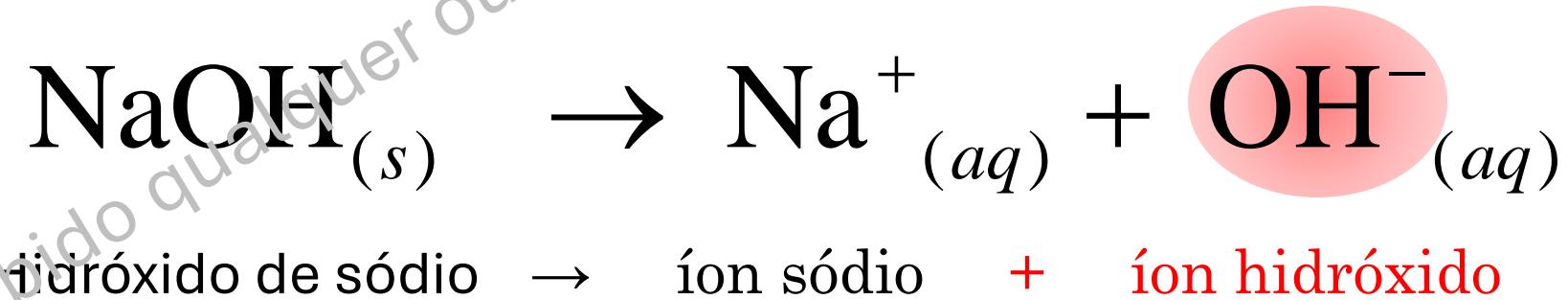


ÁCIDO IODÍDRICO

Ânions (íons negativos)			
Carga -1	Carga -2	Carga -3	Carga -4
$\text{F}^-$ Fluoreto	$\text{O}^{2-}$ Óxido	$\text{PO}_4^{3-}$ Fosfato	
$\text{Cl}^-$ Cloreto	$\text{O}_2^{2-}$ Peróxido	$\text{AsO}_3^{3-}$ Arsenito	
$\text{Br}^-$ Broxeto	$\text{S}^{2-}$ Sulfeto	$\text{AsO}_4^{3-}$ Arseniato	
$\text{I}^-$ Iodeto	$\text{SO}_3^{2-}$ Sulfito	$\text{SbO}_3^{3-}$ Antimonito	
	$\text{SO}_4^{2-}$ Sulfato	$\text{SbO}_4^{3-}$ Antimonato	
$\text{ClO}^-$ Hipoclorito	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ Tiosulfato	$\text{BO}_3^{2-}$ Borato	
$\text{ClO}_2^-$ Clorito	$\text{CO}_3^{2-}$ Carbonato	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ Ferricianeto	
$\text{ClO}_3^-$ Clorato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ Oxalato		
$\text{ClO}_4^-$ Perclorato	$\text{SiO}_3^{2-}$ Metassilicato		
$\text{NO}_2^-$ Nitrito	$\text{HPO}_3^{2-}$ Fosfito		
$\text{NO}_3^-$ Nitrato	$\text{CrO}_4^{2-}$ Cromato		
$\text{CN}^-$ Cianeto	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Dicromato	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ Pirofosfato	
$\text{OCN}^-$ Cianato	$\text{MnO}_4^{2-}$ Manganato	$\text{SiO}_4^{4-}$ Silicato	
$\text{SCN}^-$ Tiocianato	$\text{MnO}_3^{2-}$ Manganito	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ Ferrocianeto	
$\text{PO}_3^-$ Metafosfato	$\text{SnO}_2^{2-}$ Estanito		
$\text{H}_2\text{PO}_2^-$ Hipofosfito	$\text{SnO}_3^{2-}$ Estanato		
$\text{AlO}_2^-$ Aluminato	$\text{PbO}_2^{2-}$ Plumbito		
$\text{MnO}_4^-$ Permanganato	$\text{PbO}_3^{2-}$ Plumbato		
$\text{OH}^-$ Hidróxido	$\text{ZnO}_2^{2-}$ Zincato		
$\text{H}^-$ Hidreto	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ Pirossulfato		
$\text{CH}_3\text{COO}^-$ Acetato			

## ►BASES

Segundo o conceito de **Arrhenius**, uma substância é classificada como **base** quando se ioniza em solução aquosa liberando íons hidróxido ( $\text{OH}^-$ ).



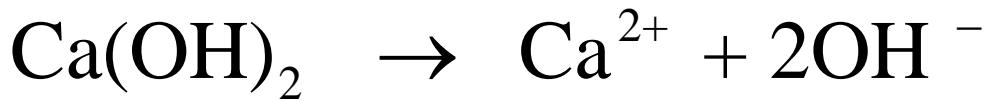
Fica proibido qualquer qualqueredes para estudos  
outro tipo de uso ou compartilhamento



## Leite de magnésia



## Cal hidratada

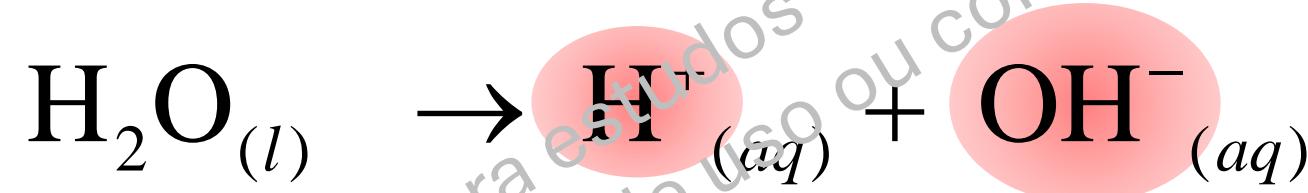


# ► Propriedades das bases

1. Tem gosto amargo.
2. Produz mudança de cor em presença de indicadores.
3. São escorregadias ao tato.

Bases	
Inorgânicas	Orgânicas
Hidróxido de sódio	Metilamina
Hidróxido de potássio	Etilamina

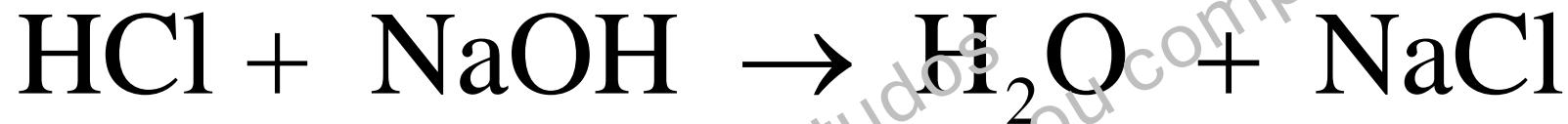
Obs. A molécula de água apresenta comportamento ácido e básico, pois libera os dois íons em solução.



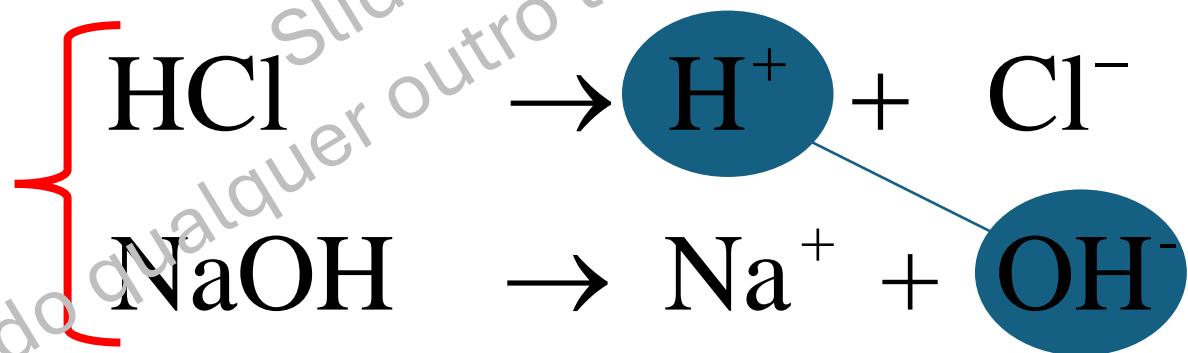
O que determina a acidez ou basicidade de uma solução que contém substâncias ácidas e básicas juntas é a maior quantidade de íons  $\text{H}^+$  ou de íons  $\text{OH}^-$  presentes.

- Podemos medir a acidez ou basicidade pela **escala de pH**. Então, como a dissociação da água **libera quantidades iguais** de íons hidrogênio e íons hidróxido, a água pura não é acida, nem básica, é dita **neutra**.

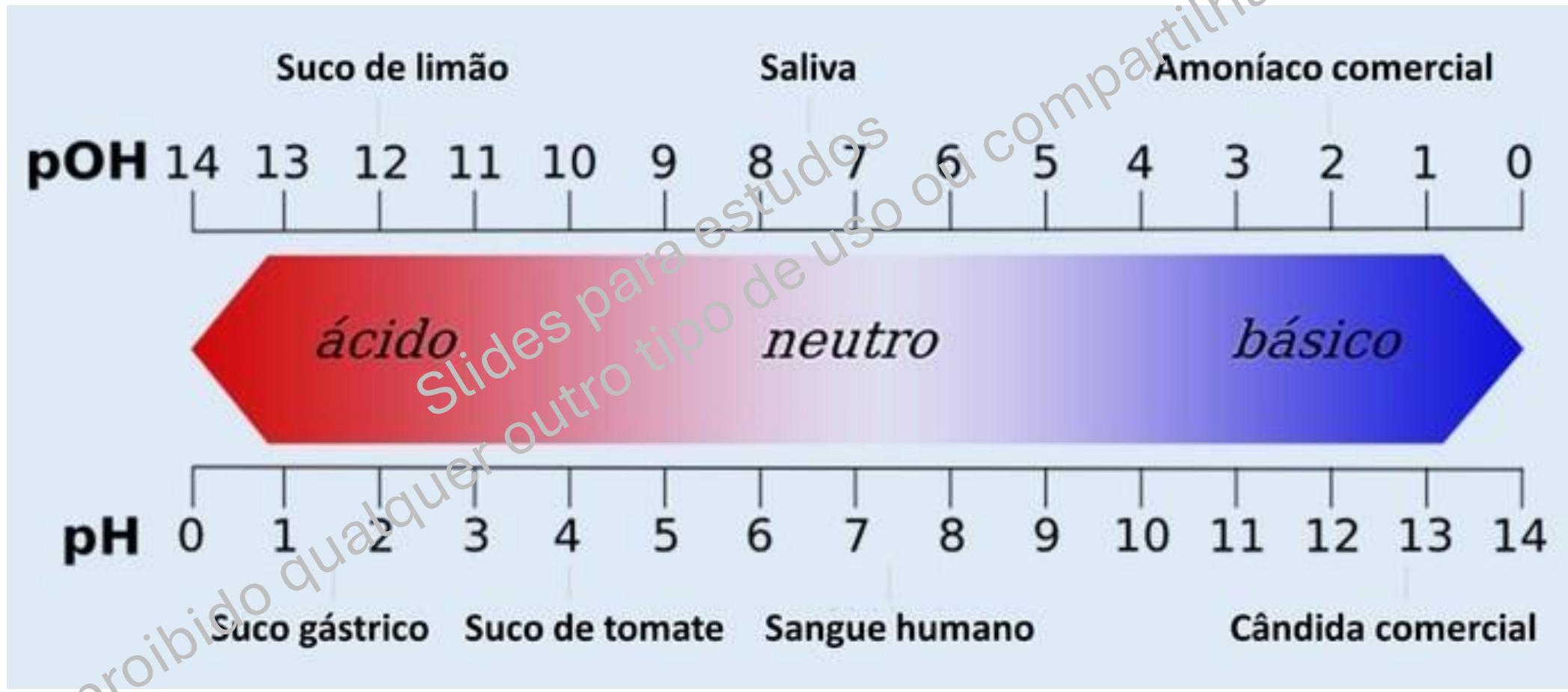
Neste sentido, quando reagimos uma base forte com um ácido forte, teremos sempre uma reação chamada “**reação de neutralização**”.



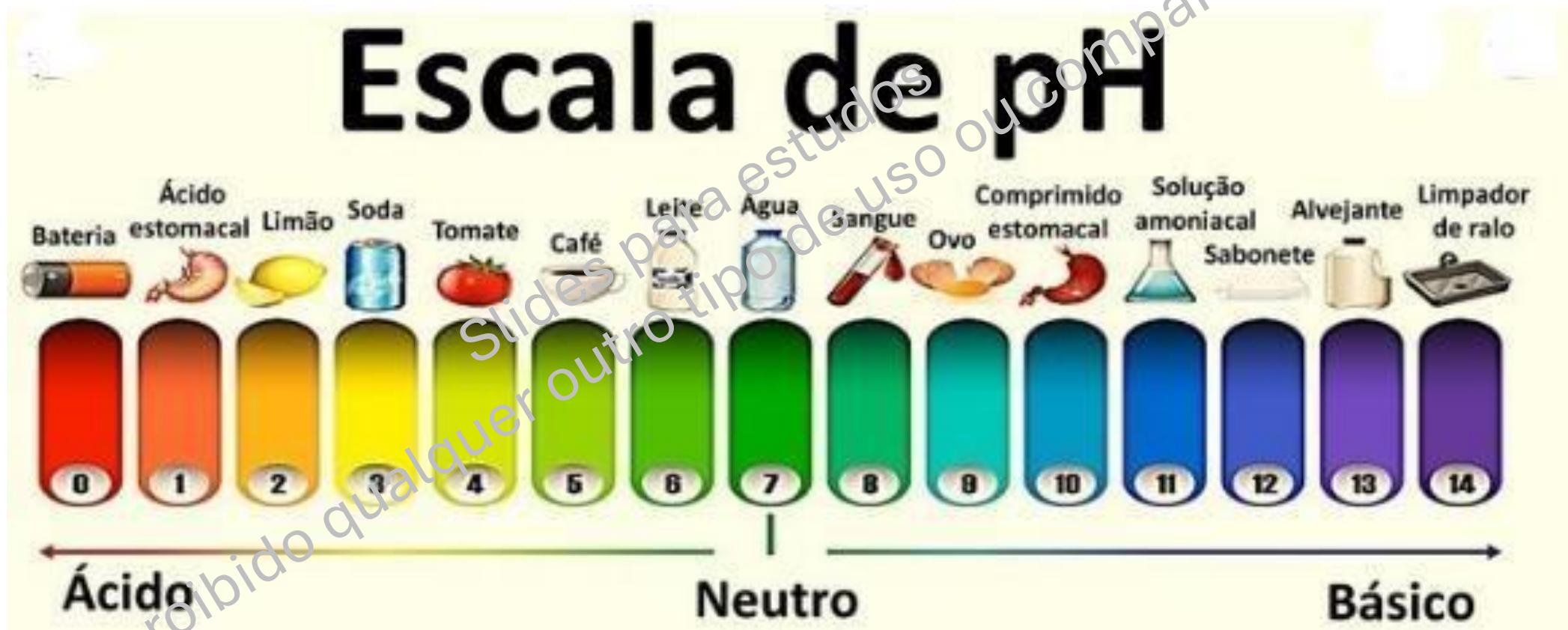
### Mecanismo de ionização do ácido e da base



Cada íon hidrogênio dissociado do ácido é neutralizado pelo íon hidróxido dissociado da base, formando uma molécula de água.



Fica proibido qualquer uso ou compartilhamento  
Slides para estudos  
outro tipo de uso ou



## Fonte Senhor do Bonfim

**CLASSIFICAÇÃO:** Água Mineral Fluoretada e Hipotermal na Fonte.

## CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS

pH a 25°C ..... 6,07

Temperatura da água na fonte ..... 28,8°C

Condutividade elétrica a 25°C ..... 67,4  $\mu$ S/cm

Resíduo de evaporação a 180°C, calculado ..... 55,69mg/L

## COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/L)

Bicarbonato ..... 18,55

Cloreto ..... 10,34

Potássio ..... 9,94

Sódio ..... 6,570

Magnésio ..... 0,801

Cálcio ..... 0,359

Nitrato ..... 0,30

Sulfato ..... 0,23

Fluoreto ..... 0,06

CONSERVAR AO ABRIGO DO SOL, EM LOCAL LIMPO, SECO, AREJADO E SEM ODOR. NÃO CONGELAR. EVITAR CHOQUE FÍSICO.

NAO CONTÉM GLÚTEN



## Informações para todos:

O COVID-19 é imune a organismos com um PH maior que 5,5

Precisamos consumir mais alimentos alcalinos que nos ajudem a aumentar o nível de PH para combater o vírus.

Alguns dos quais são:

Limão

9,9 PH

Abacate

15,0 PH

Alho

10,2 PH

Manga

8,7 PH

Tangerina\_ 8,0 PH

Abacaxi \_ 12,7 PH

Laranja \_ 9,2 PH

ISSO É  
**FAKE**

Não guarde essas informações apenas para você. Passe para toda a sua família e amigos.

Tome cuidado e Deus te abençoe.

Fica proibido qualquer outro uso ou compartilhamento

## • Classificação da bases

### 1. Quanto ao número de hidroxilas:

- **Mono**base:  $\text{NaOH}$
- **Di**base:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- **Tri**base:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- **Tetra**base:  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

# Nomenclatura das bases inorgânicas

**Fórmula Geral**

CÁTION (OH)<sup>y</sup>

- Em que “Y” corresponde a **carga do cátion**, sendo o nome escrito da seguinte forma:

Ex.:

**Hidróxido de (nome do cátion)**

**NaOH → hidróxido de sódio**

- Quando forma base com cátions de mais de uma carga, pode se acrescentar a carga ao nome (nomenclatura de Stokes).

**Fe(OH)<sub>2</sub>** → **hidróxido de Ferro II**

**Fe(OH)<sub>3</sub>** → **hidróxido de Ferro III**

## Cátions (ions positivos)

Carga +1		Carga +2		Carga +3		Carga +4	
$H^+$	$Ag^+$	$Mg^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Al^{3+}$	$Au^{3+}$		
$Li^+$	$Cu^+$	$Ca^{2+}$	$Mn^{2+}$	$Li^{3+}$	$Fe^{3+}$	$Pt^{4+}$	$Sn^{4+}$
$Na^+$	$Au^+$	$Sr^{2+}$	$Pb^{2+}$	$Co^{3+}$	$Sb^{3+}$	$Pb^{4+}$	$Mn^{4+}$
$K^+$	$NH_4^+$	$Ba^{2+}$	$Sn^{2+}$	$Cr^{3+}$	$As^{3+}$		
$Rb^+$	$H_3O^+$	$Ra^{2+}$	$Pt^{2+}$	$Ni^{3+}$			
$Cs^+$		$Zn^{2+}$	$Cu^{2+}$				
		$Co^{2+}$	$Ni^{2+}$				
		$Cd^{2+}$					

Fica proibido qualquer uso de slides para estudos ou compartilhamento

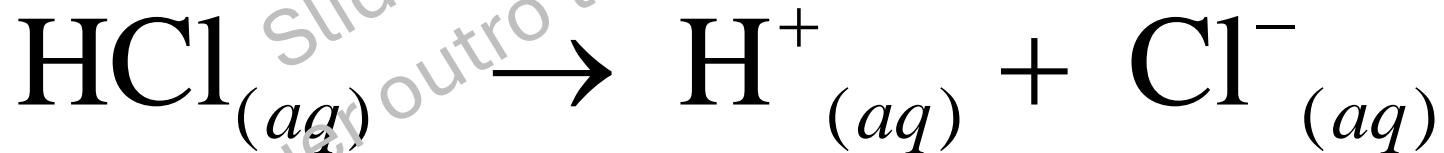
## **Obs.**

Também pode se acrescentar as terminações “ico” e “oso”, sendo ICO adicionada ao nome do cátion de carga maior e OSO ao cátion de carga menor.



# ➤ Força dos ácidos

1. Os ácidos podem se ionizar forte ou fracamente em água, ou seja, formam **eletrolitos** fracos ou fortes.
2. Esta característica pode ser medida para definir a força de um ácido ou de uma base.



O ácido clorídrico é um **ácido forte**, pois todos os seus componentes se ionizam fortemente em solução aquosa, ou seja, ele é 100% ionizável.

Quanto a força: usa-se a constante alfa ( $\alpha$ ) para classificar

$$\alpha = \frac{\text{nº de moléculas que se ionizaram}}{\text{nº de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

- Fortes:  $\alpha > 50\%$
- Moderados:  $5\% < \alpha < 50\%$
- Fracos:  $\alpha < 5\%$

Forte		Moderado		Fraco	
HCl	92,5%	$\text{H}_2\text{SO}_3$	30%	$\text{H}_2\text{S}$	0,076%
$\text{HNO}_3$	92%	$\text{H}_3\text{PO}_4$	27%	$\text{H}_3\text{BO}_3$	0,075%
$\text{H}_2\text{SO}_4$	61%	HF	8,5%	HCN	0,008%

➤ Para os oxiácidos, a força do ácido aumenta conforme o grau de oxigenação, ou seja, quanto maior o número de oxigênio na molécula, mais forte será o ácido.

Como o oxigênio apresenta eletronegatividade moderada, ele é capaz de provocar o deslocamento de elétrons de outras moléculas para si, então, **quanto maior o número de oxigênios, mais fracamente os hidrogênios estarão ligados**, devido a carência de elétrons, então, serão facilmente arrancados pela molécula da água.

$$R = \text{nº de oxigênios} - \text{nº de hidrogênios}$$

$R > 2$  Forte

$R=2$  moderado

$R < 2$  Moderado ou Fraco



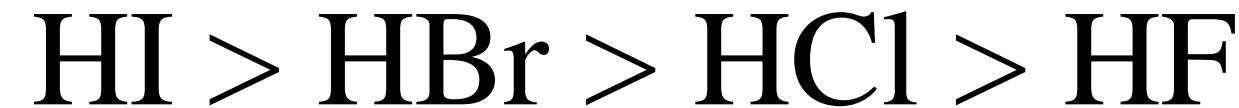
$$4-1=3$$



**Para os hidrácidos** ligados a elementos de mesma família da tabela periódica, quanto maior o raio atômico do átomo ligado ao hidrogênio, maior será a força do ácido para se ionizar.

9	F
17	Cl
35	Br
53	I

Quanto maior o raio atômico, menor a eletronegatividade do átomo e o hidrogênio fica pouco atraído, sendo mais facilmente arrancado pelo oxigênio da água.

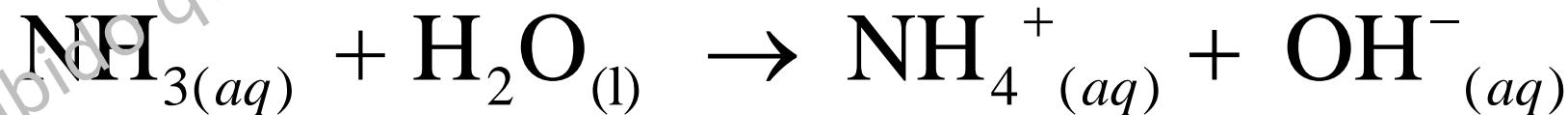


## ➤ Força das bases

As bases podem se ionizar forte ou fracamente em água, ou seja, formam **eletrólitos** fracos ou fortes.



O hidróxido de sódio é uma **base forte**, pois é 100% ionizável em solução aquosa.



..e a amônia é uma **base fraca**, pois é pouco ionizável em solução aquosa.

## Exemplos de bases

Fortes		Fracas	
LiOH	Hidróxido de lítio	NH <sub>3</sub>	Amônia
NaOH	Hidróxido de sódio	Ba(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de bário
KOH	Hidróxido de potássio	Mg(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de magnésio

## Bases

Fortes	Moderadas	Fracas
Bases dos metais alcalinos	Bases dos metais alcalinos terrosos	Bases de metais de transição, hidróxido de amônio e aminas
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>

# Dissociação de ácidos

- **Mono**ácidos: 1 hidrogênio ionizável.



- **Di**ácidos: 2 hidrogênios ionizáveis.



- **Tri**ácidos: 3 hidrogênios ionizáveis.



- **Tetrá**cidos: 4 hidrogênios ionizáveis.

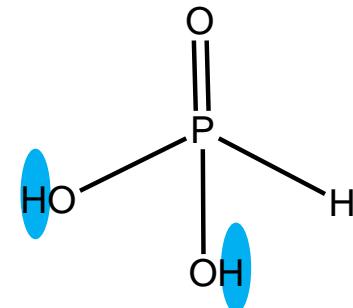
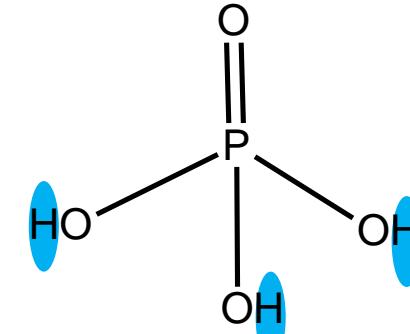
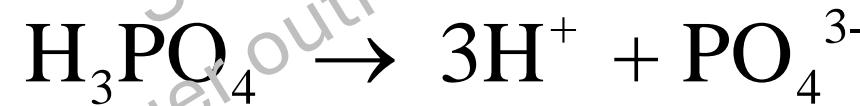


**Obs.**

➤ Nos hidrácidos, todos os hidrogênios são ionizáveis.



➤ Nos oxiácidos, somente serão ionizáveis os hidrogênios ligados ao oxigênio.

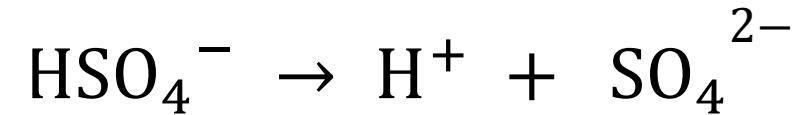


A ionização de um diácido, triácido ou tetrácido ocorre em etapas, podendo haver mais de um tipo de ânion em solução.

**1º ionização parcial**



**2º ionização parcial**



**Equação global**

# Dissociação de bases

- Mono**base**:  $\text{NaOH}$
- Dibase:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- Tribase:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- Tetra**base**:  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

A dissociação de uma dibase, tribase ou tetrabase ocorre em etapas, podendo haver mais de um tipo de cátion em solução.

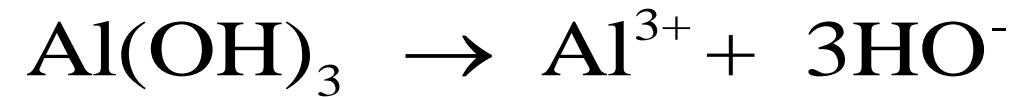
### 1º ionização parcial



### 2º ionização parcial



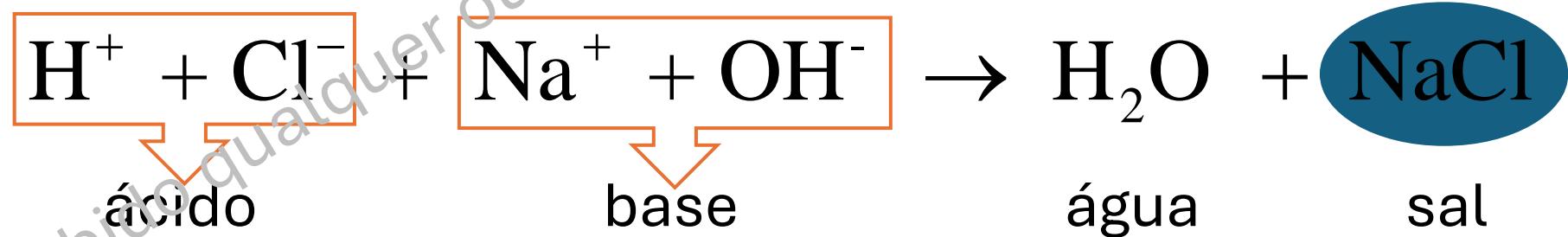
### 3º ionização parcial



Equação global

## ➤ SAIS

- Os sais podem ser descritos como substâncias que se dissociam liberando cátions diferentes de  $\text{H}^+$  ou ânions diferentes de  $\text{OH}^-$ .
- Também podemos dizer que sal é todo composto iônico cujo cátion provém de uma base e o ânion provém de um ácido.



Toda reação de neutralização leva a formação de sal e água



Slides para estudos  
Fica proibido qualquer outro tipo de uso ou compartilhamento



- **Classificação dos sais**

➤ Sal ácido:

Sal resultante da neutralização parcial de um ácido, com isso possuem hidrogênio ionizável em sua fórmula.



➤ Sal básico:

São sais que possuem cátion hidróxido. São resultantes da neutralização parcial de uma base.



➤ Sal duplo ou misto:

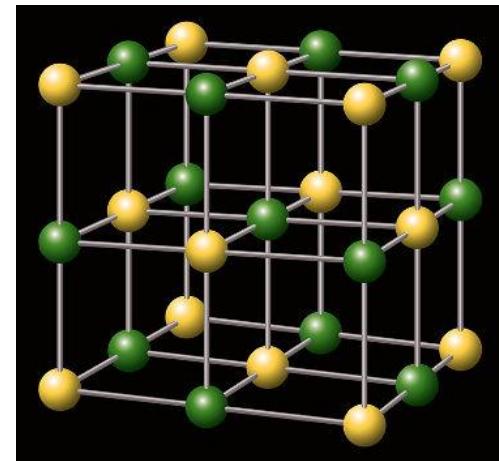
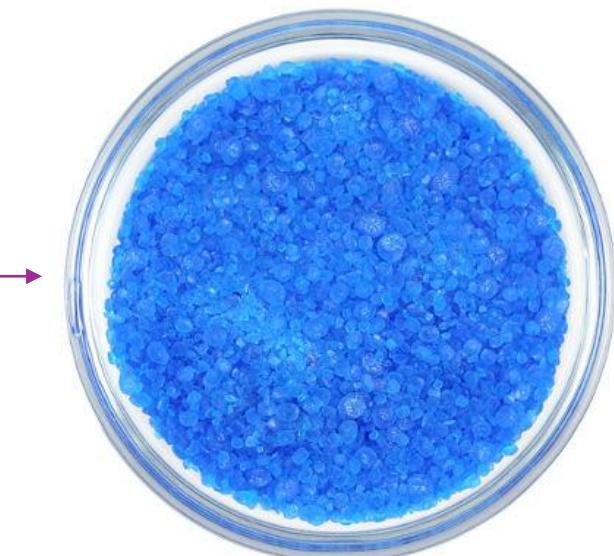
Contém mais de um cátion ou ânion. É formado pela combinação de dois sais simples.





**Sal hidratado:** é um sal em que os íons do composto incorporam moléculas de água em seus retículos cristalinos, o que faz essas moléculas passarem a integrar o cristal salino.

- Slides para estudos  
Fica proibido qualquer outro tipo de uso ou compartilhamento
- $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



- Nomenclatura dos sais

➤ Como todos os sais são iônicos, para nomeá-los basta conhecer o nome do cátion e do ânion, sendo o nome final do sal escrito da seguinte forma:

**(nome do ânion) de (nome do cátion)**

Ex.:



➤ Quando forma sais com cátions de mais de uma carga, pode-se acrescentar a carga ao nome.



## **Obs.**

De forma análoga, pode se acrescentar as terminações “ico” e “oso”, sendo ICO adicionada ao nome do cátion de carga maior e OSO ao cátion de carga menor.



# ÓXIDOS

- Os óxidos são compostos **binários** (formado por dois elementos químicos) onde um deles é o **oxigênio**, que deve ser o elemento mais eletronegativo.

Os óxidos constituem um número considerado de substâncias químicas, pois a maioria dos elementos formam óxidos.





Fica proibido qualquer outro tipo de uso ou compartilhamento



1. A atmosfera marciana é composta por 96% de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
2. Usou-se calor (cerca de 800 graus Celsius) para “quebrar” as moléculas.
3. Isso produz um oxigênio livre ( $\text{O}$ ), que é armazenado, e uma molécula de Monóxido de Carbono ( $\text{CO}$ ), que é liberada na atmosfera de Marte



- Classificação dos óxidos

➤ Óxidos básicos:

Formados quando o elemento ligado ao oxigênio possui baixa eletronegatividade, como os metais alcalinos e alcalinos terrosos. Estes óxidos apresentam estrutura iônica.



➤ São chamados de óxidos básicos porque, na presença de água sofrem reação de síntese, produzindo uma base.



➤ Óxidos ácidos:

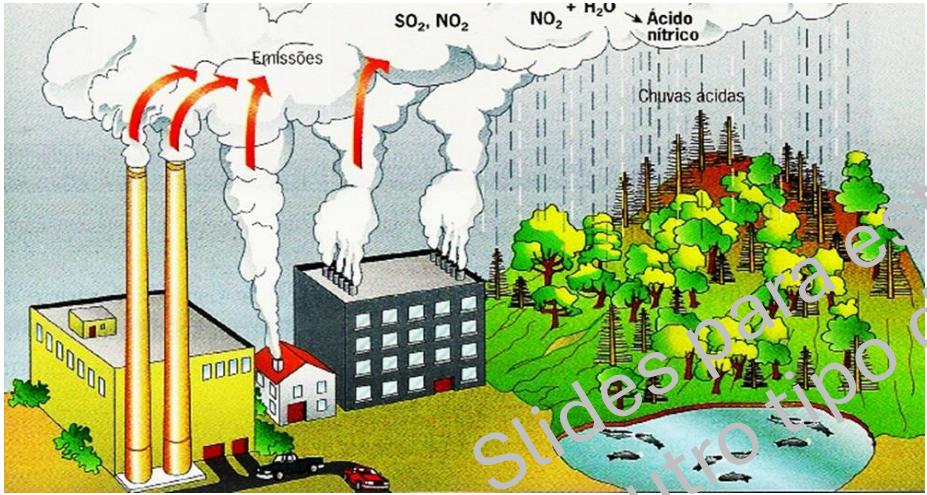
São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um ametal (alta eletronegatividade). Este óxidos apresentam estrutura molecular, visto que formam ligações covalentes.



➤ São chamados de óxidos ácidos porque, na presença de água sofrem reação de síntese, produzindo um ácido.



Óxidos ácidos podem ser responsáveis pelo fenômeno da chuva ácida



danos causados pela chuva ácida em uma estátua

➤ Óxidos anfóteros:

Apresentam caráter intermediário entre o ácido e o básico, sendo formados pela junção de oxigênio com metais de transição e semi metais. Apresentam comportamento ambíguo, agindo tanto como um óxido ácido, quanto básico, dependendo do meio em que se encontram.



➤ Óxidos neutros:

São óxidos covalentes que não apresentam caráter ácido ou básico. Não reagem com água, nem com ácidos ou bases. São formados por não metais ligados ao oxigênio e geralmente são gasosos.

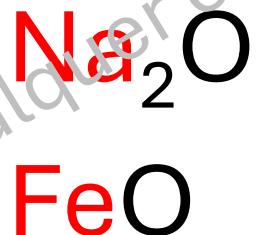


- Nomenclatura dos óxidos

➤ Depende do tipo de ligação que os óxidos apresentam. A nomenclatura dos óxidos iônicos é igual a de qualquer composto iônico.

óxido de **(nome do cátion)**

Ex.:



Óxido de sódio

Óxido de ferro II

➤ Óxidos moleculares: dependem da quantidade de oxigênio e do elemento presente no óxido.

**(prefixo) óxido de [prefixo (nome do elemento)]**

Ex.:



monóxido de carbono



trióxido de dicloro