



Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Instituto de Química (IQ)
Departamento de Processos Químicos
Disciplina: Química X
Professora: Zila Sousa

**LIGAÇÕES QUÍMICAS &
FORÇAS INTERMOLECULARES**

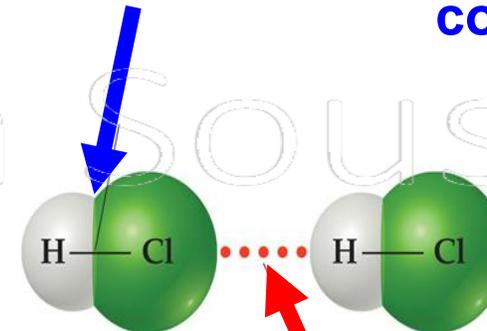
Rio de Janeiro

FORÇAS INTRAMOLECULAR & INTERMOLECULAR

➤ Forças interatômicas:

- ocorrem entre os átomos para formar “moléculas”;
- responsáveis pelas propriedades químicas dos compostos;
são elas: *iônica, covalente e metálica.*

Forças intramolecular- Ligação
covalente (forte)

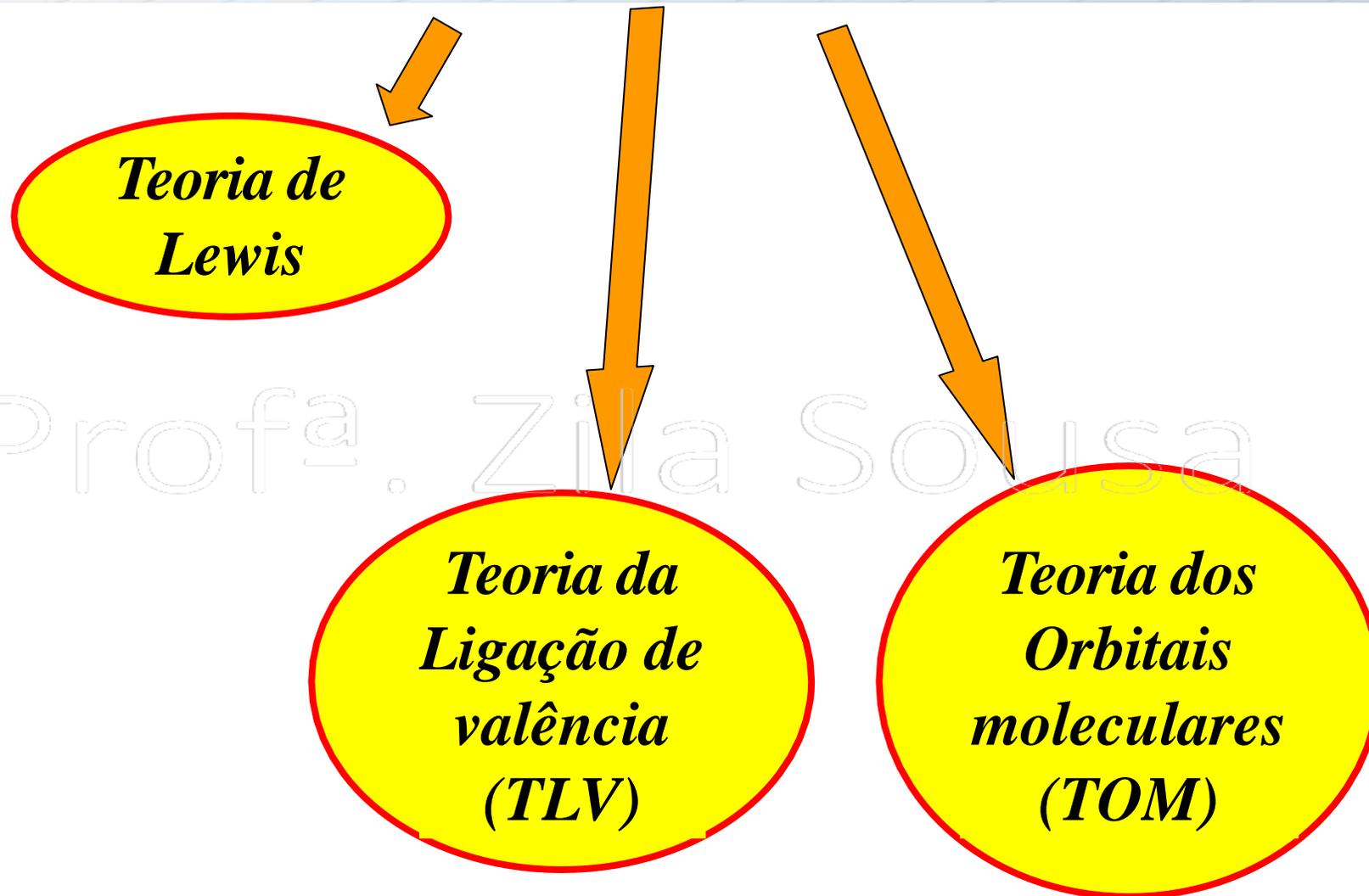


➤ Forças intermoleculares:

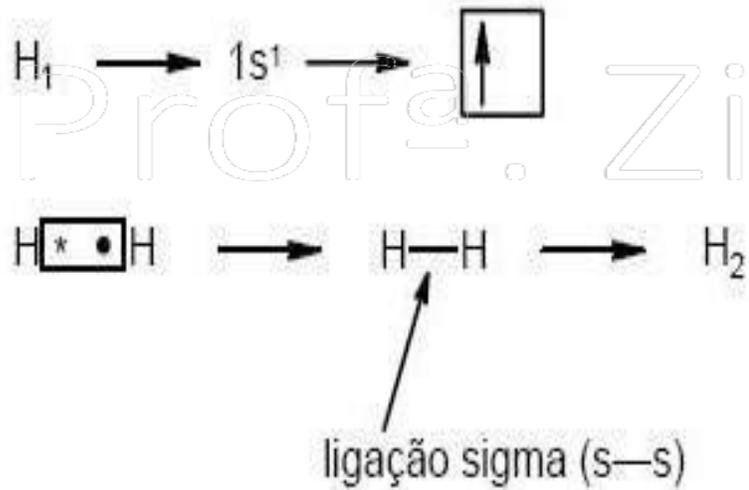
- ocorrem entre as “moléculas”;
- responsáveis pelas propriedades físicas dos compostos;
são elas: *íon-dipolo; dipolo-dipolo, dipolo-induzido e ligação de hidrogênio.*

Forças intermolecular
(fraca)

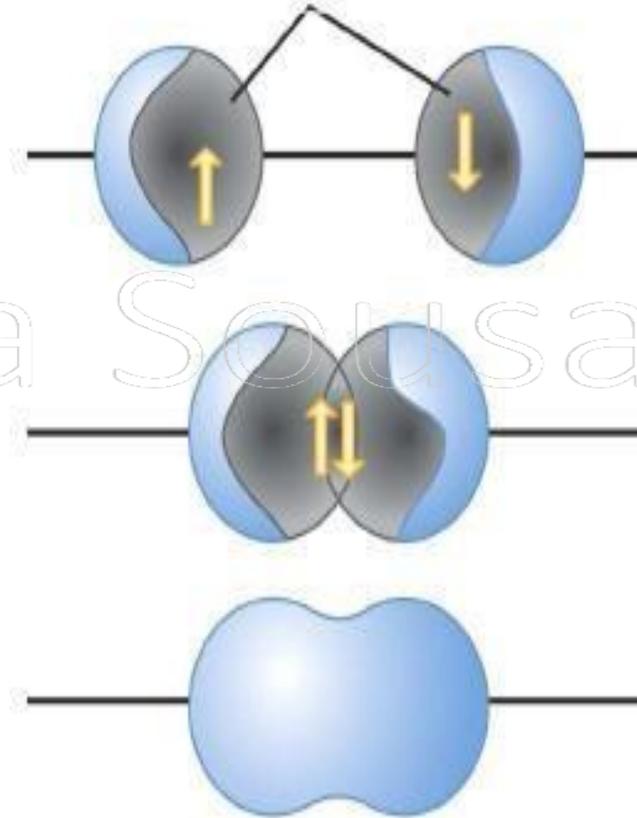
TEORIA DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS



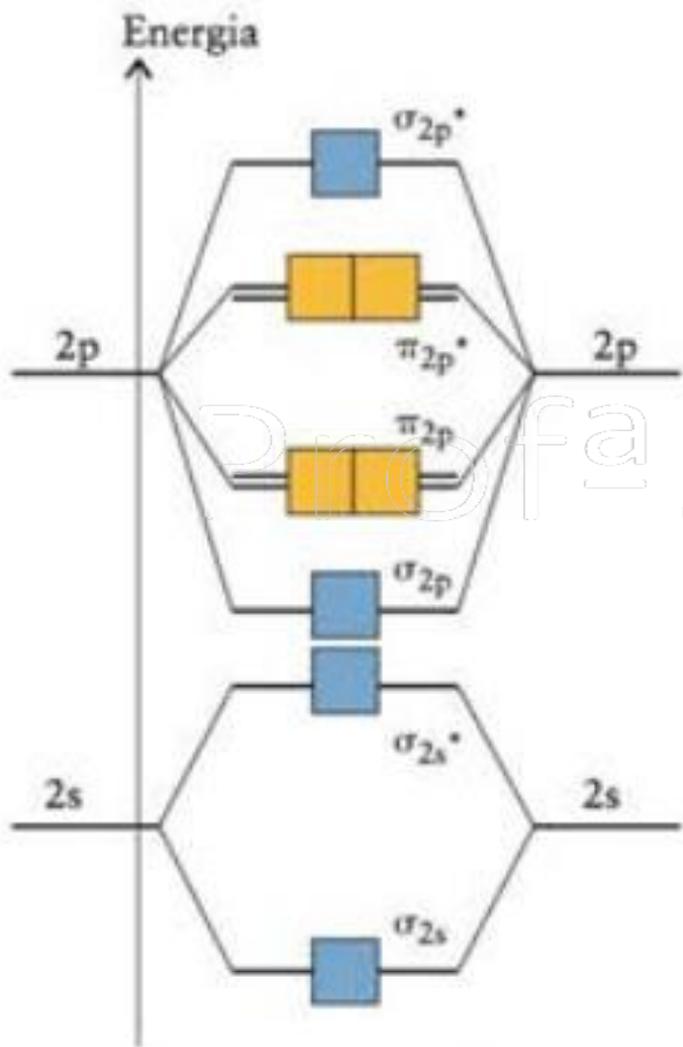
1) H_1 e H_1



Orbitais Atômicos



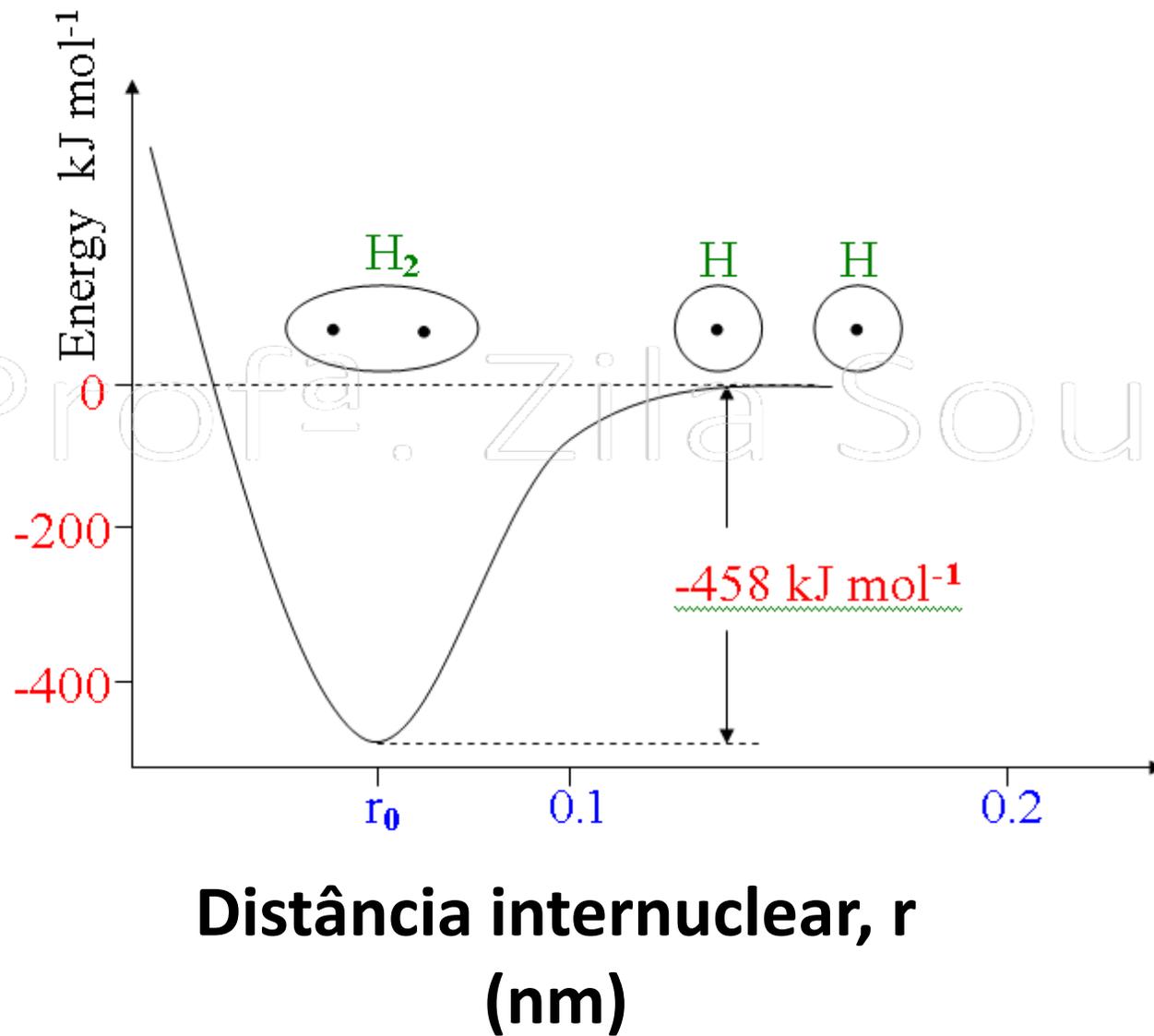
Ligação σ



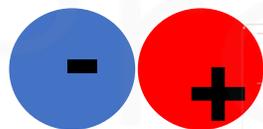
Sempre são gerados 2 orbitais moleculares:
um chamado ligante (menor energia)
Outro antiligante (maior energia)

Para a molécula de F_2 e O_2

LIGAÇÕES QUÍMICAS



LIGAÇÃO IÔNICA X LIGAÇÃO COVALENTE



Partículas Representativa

Unidade de Fórmula

Moléculas

Ligações Iônicas

Ligações covalentes

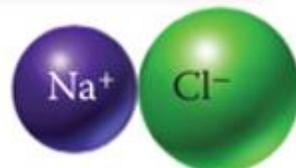




TABELA PERIÓDICA

1 1A																	18 8A
1 H	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118

Metals	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Metalloids	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Nonmetals														



TABELA PERIÓDICA

GRUPO

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERÍODO 1	1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026
2	3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
3	11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
4	19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromio 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,921	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
5	37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rutênio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
6	55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57-71	72 Hf háfnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]
7	87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89-103	104 Rf rutherfordio [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bóhrio [270]	108 Hs hássio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tenessino [294]	118 Og oganessônio [294]
				57 La lantânio 138,91	Ce cério 140,12	Pr praseodímio 140,91	Nd neodímio 144,24	Pm promécio [145]	Sm samário 150,36(2)	Eu europóio 151,96	Gd gadolínio 157,25(3)	Tb térbio 158,93	Dy disprósio 162,50	Ho hólmio 164,93	Er érbio 167,26	Tm túlio 168,93	Yb itérbio 173,05	Lu lutécio 174,97
				89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am amerício [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquílio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einstênio [252]	100 Fm fêrmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]

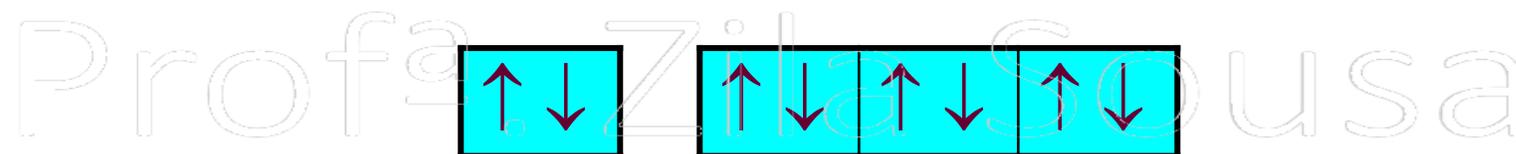
3 — número atômico
Li — símbolo químico
 lítio — nome
 [6,938 - 6,997] — peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

- Não metais
- Gases nobres
- Metais alcalinos
- Metais alcalino-terrosos
- Semimetais
- Halogênios
- Outros metais
- Metais de transição
- Lantanídeos
- Actinídeos

REGRA DO OCTETO

❖ O átomo adquire estabilidade ao completar oito elétrons camada de valência, imitando os gases nobres.

Configuração Geral: $ns^2 np^6$



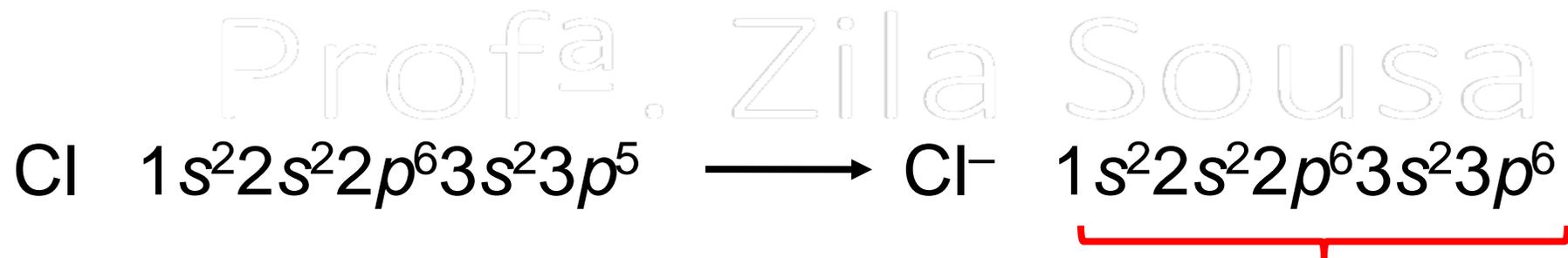
Obs. *Esta regra só é válida para os elementos representativos.*



REGRA DO OCTETO



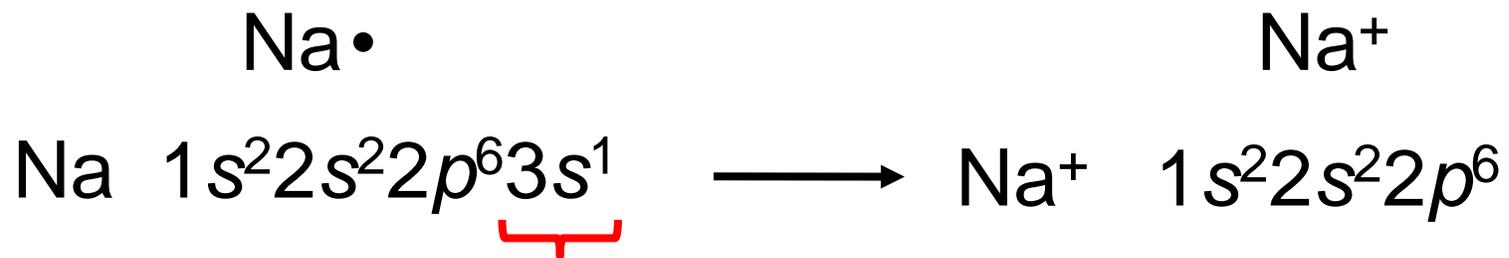
10 elétrons no total,
isoeletrônico com Ne



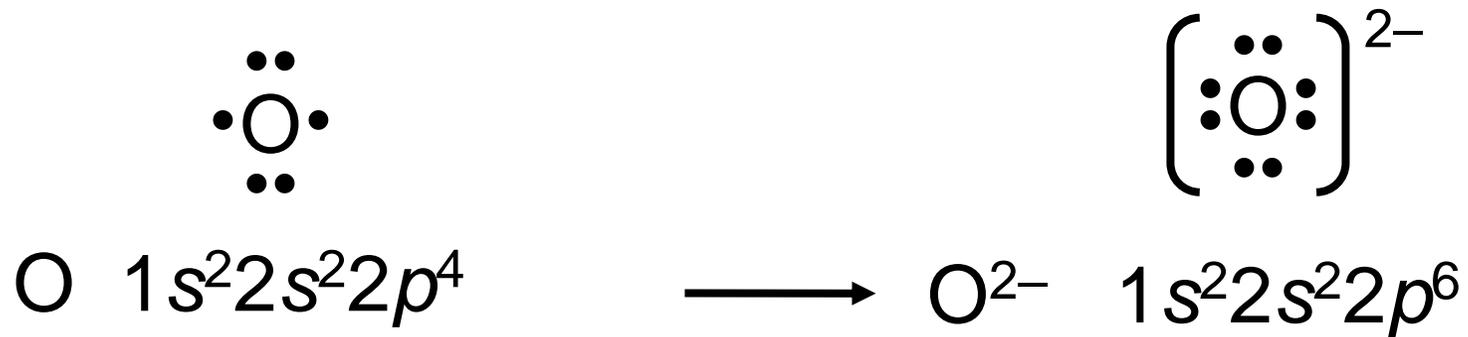
18 elétrons no total,
isoeletrônico com Ar



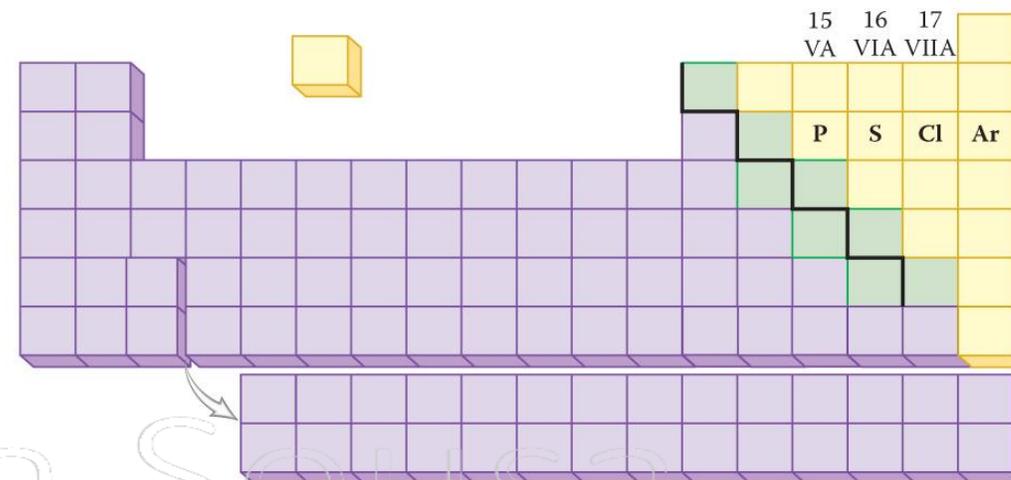
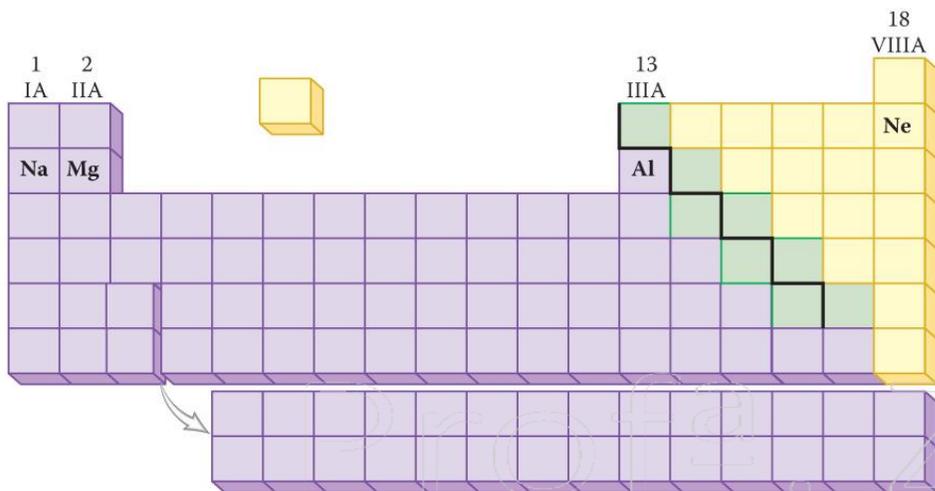
REGRA DO OCTETO



camada de valência perde um elétron na formação do íon Na^+ .



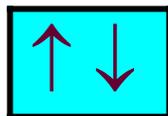
REGRA DO OCTETO



REGRA DO DUETO

❖ **Descrição:** O átomo adquire estabilidade ao completar a camada de valência com dois elétrons, imitando o gás nobre – He,

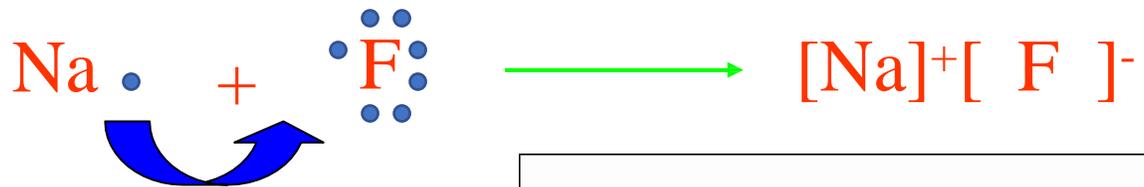
Configuração Geral: ns^2



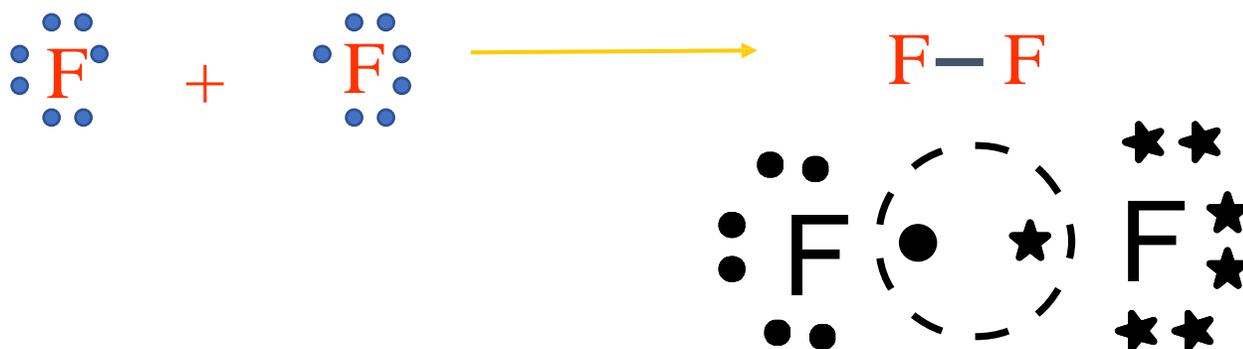
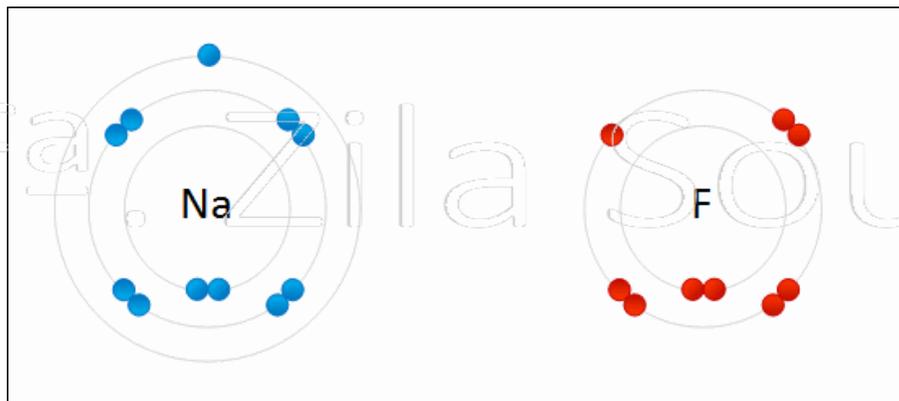
Obs. *Esta regra só é válida para os elementos representativos*

REGRA DO OCTETO

“numa ligação química um átomo tende a ficar com oito elétrons na última camada (config. eletrônica semelhante a um gás nobre)”



**LIGAÇÃO
IÔNICA**

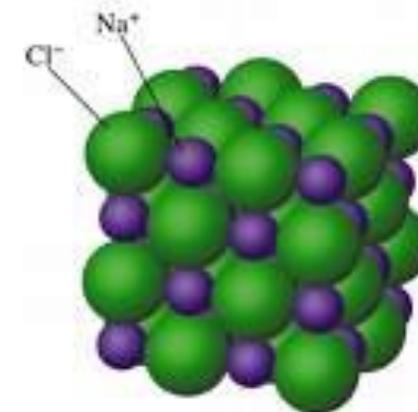
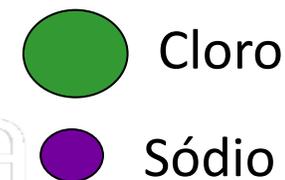


**LIGAÇÃO
COVALENTE**

LIGAÇÃO IÔNICA

❖ **Definição:** *elétrons são transferidos* de um átomo para outro dando *origem a íons* de cargas contrárias que se atraem.

Exemplo: formação do cloreto de sódio – NaCl.



LIGAÇÃO IÔNICA

- ❖ A energia requerida para a formação de ligações iônicas é fornecida pela atração **coulômbica** entre os íons de cargas opostas num retículo cristalino.
- ❖ Estes íons formam-se pela **transferência de elétrons** dos átomos de **um elemento para** os átomos de **outros elementos**.
- ❖ É o resultado da atração eletrostática de íons com cargas opostas.

Exemplos:

NaCl = cloreto de sódio

MgO = óxido de magnésio

LiH = hidreto de lítio

MgCl_2 = cloreto de magnésio

AlF_3 = fluoreto de lítio

Al_2S_3 = sulfeto de alumínio

AgCl = cloreto de prata

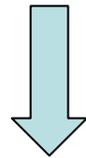
KBr = brometo de potássio

Como identificar?

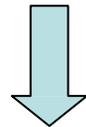
LIGAÇÃO IÔNICA

❖ Geralmente ocorre entre:

METAIS + **AMETAIS**



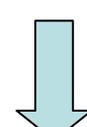
bastante
eletropositivos



tendem a
formar cátions



bastante
eletronegativos



tendem a
formar ânions

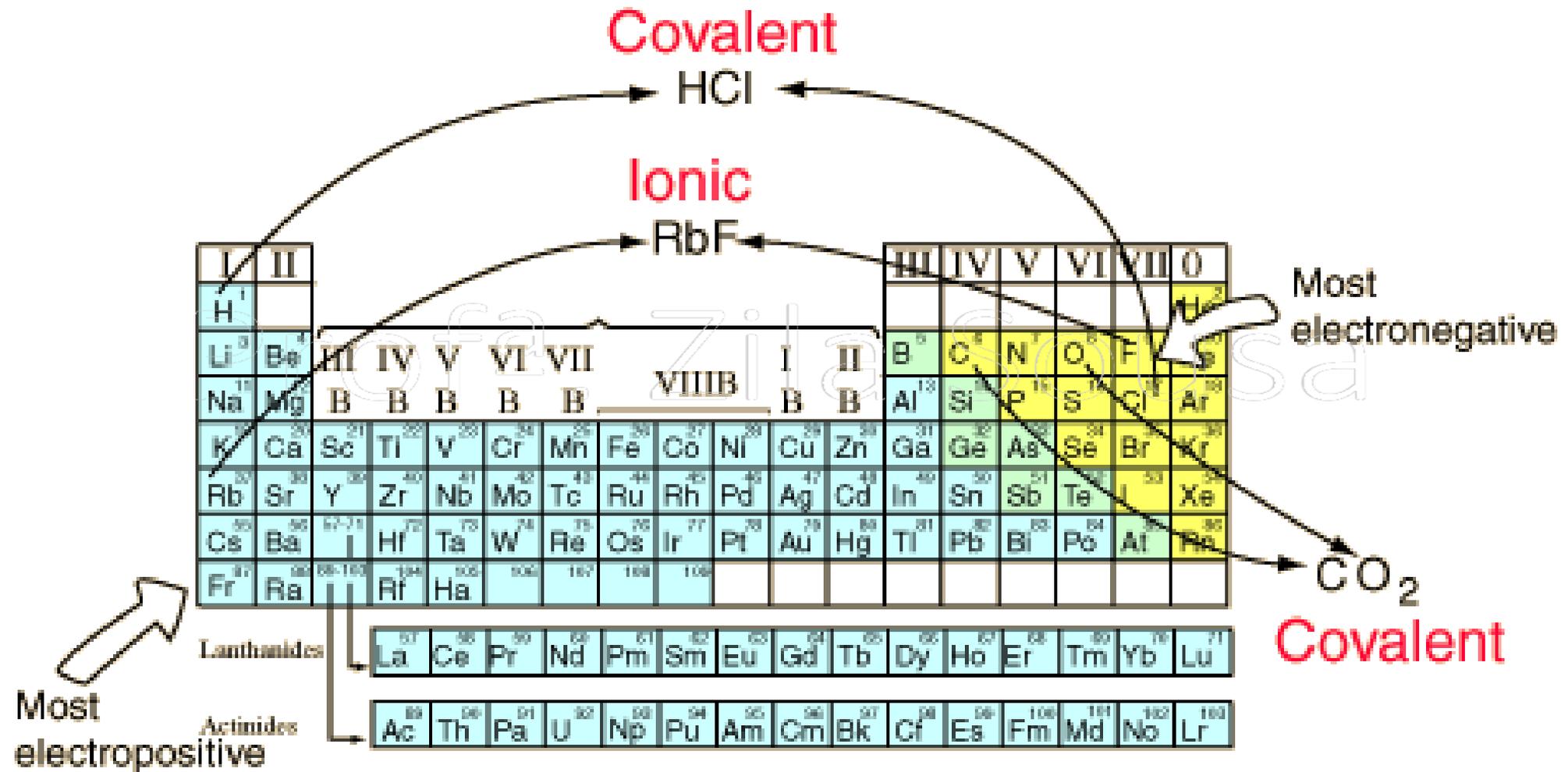
EXCEÇÃO:

METAIS + "H"

Ex: KH, CaH₂(Hidreto de K, Ca) → Ligação iônica

Ocorre desde que a Δ de eletronegatividade \geq
1,7. Na (e=0,8), Cl (e=3,0) =
NaCl = 2, 2 ligação iônica

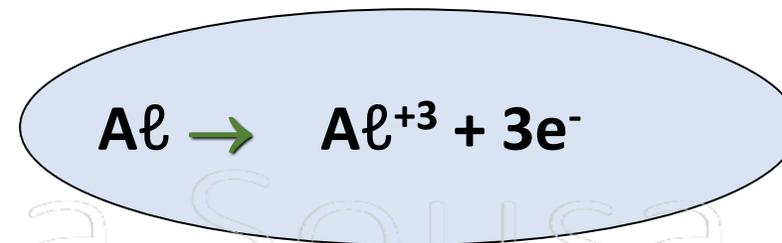
LIGAÇÃO IÔNICA



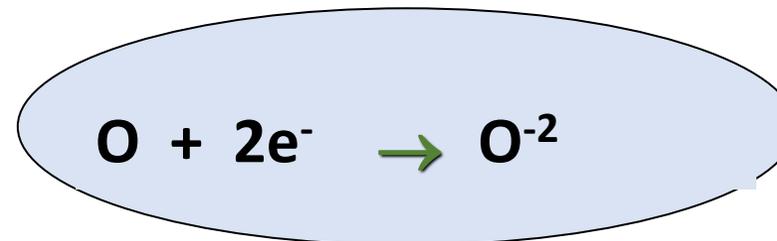
LIGAÇÃO IÔNICA

Generalizando agora...

Metais: {
Eletropositivos
Perdem elétrons
Viram **Cátions(+)**

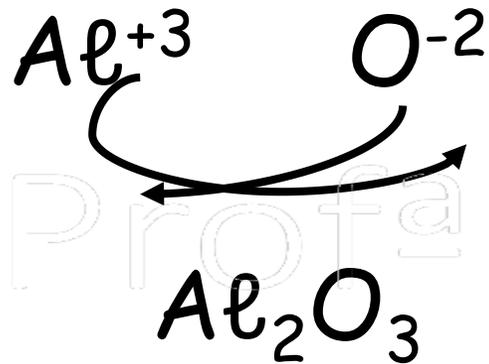


Ametais: {
Eletronegativos
Ganham elétrons
Viram **Ânions(-)**

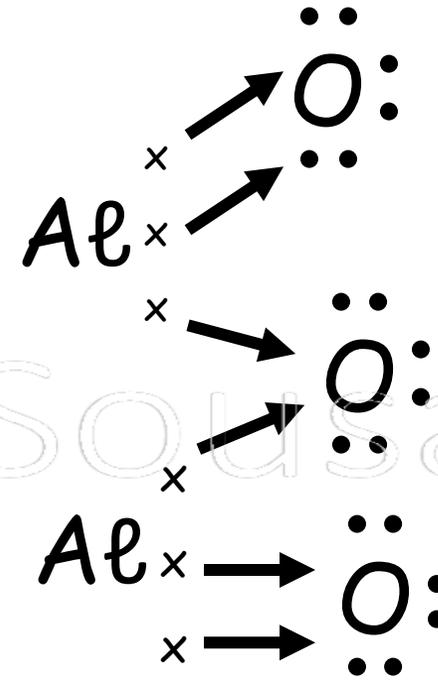


LIGAÇÃO IÔNICA

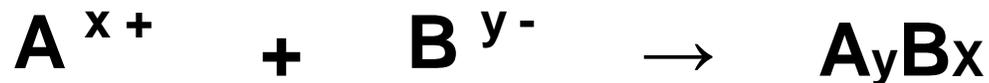
❖ Determinação das fórmulas iônicas:



Fórmula-íon

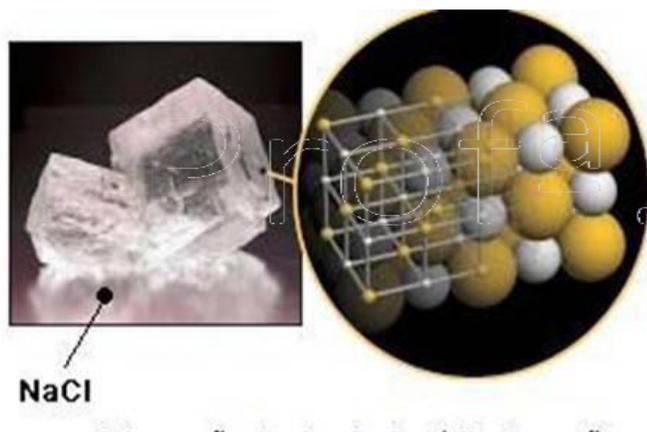


Fórmula de Lewis
ou Eletrônica

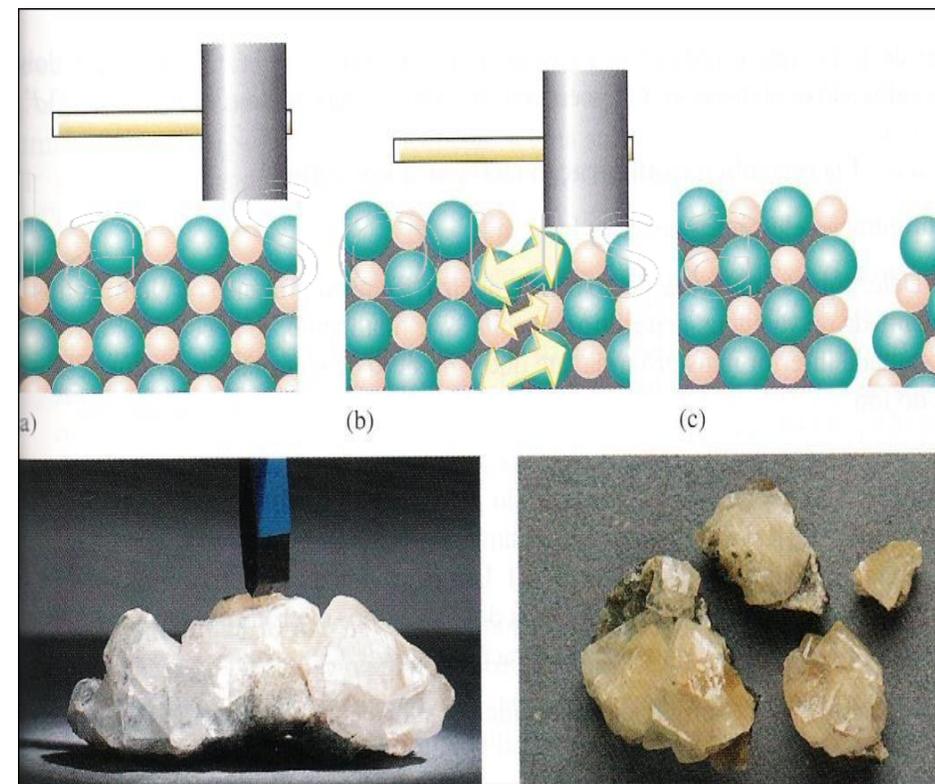


LIGAÇÃO IÔNICA

- ❖ Características dos compostos iônicos: são sólidos à temperatura ambiente (sólidos cristalinos), são duros e quebradiços.



zi



* são duros e quebradiços;

LIGAÇÃO IÔNICA

❖ Conduzem corrente elétrica quando: fundidos ou em solução

água destilada não conduz corrente elétrica

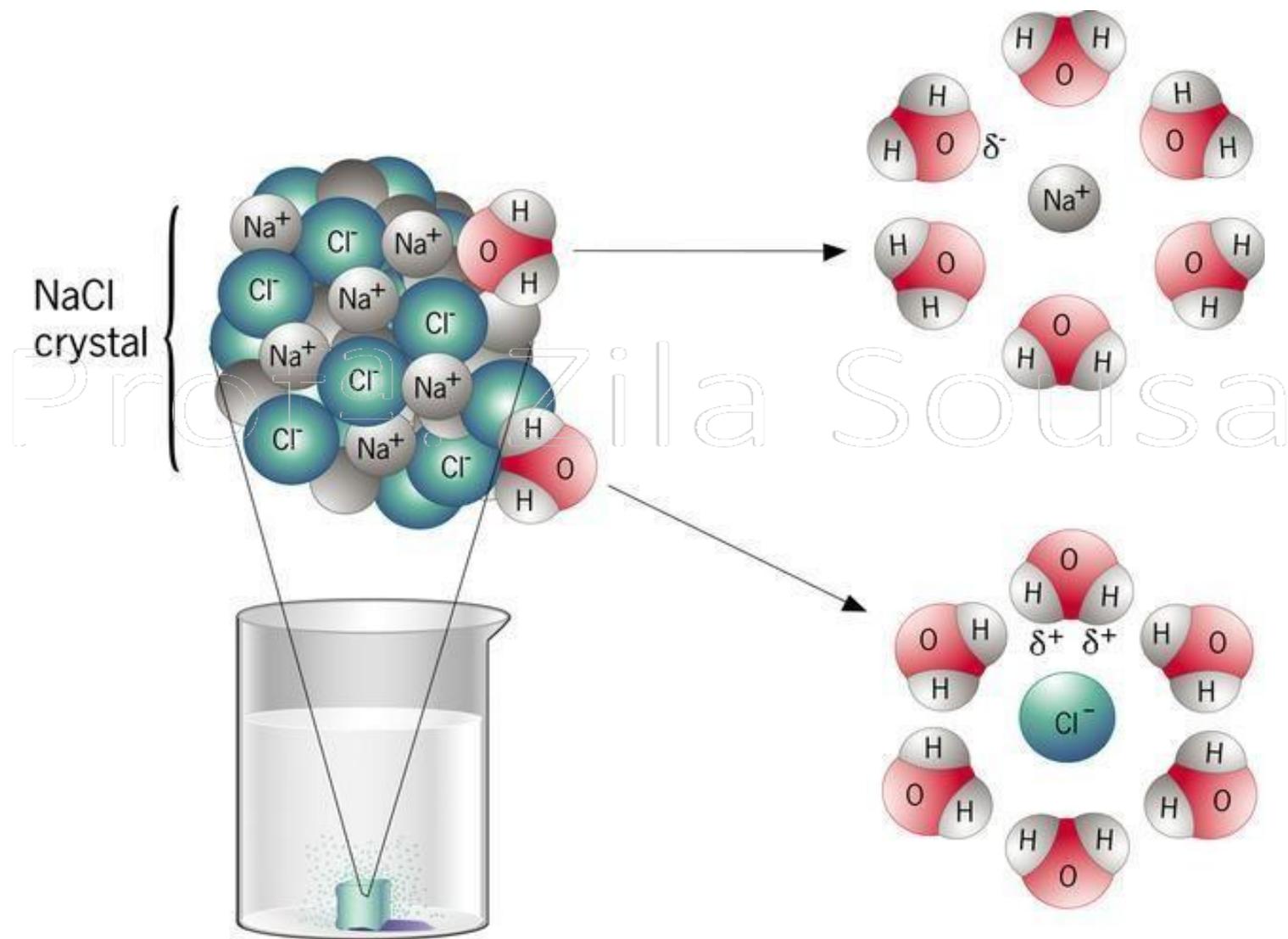
Íons positivos e negativos fixados no sólido não conduzem corrente elétrica

Em solução, íons positivos e negativos se movem e conduzem corrente elétrica

(+) electrodo (-) electrodo

* possuem alto ponto de fusão e de ebulição.

LIGAÇÃO IÔNICA





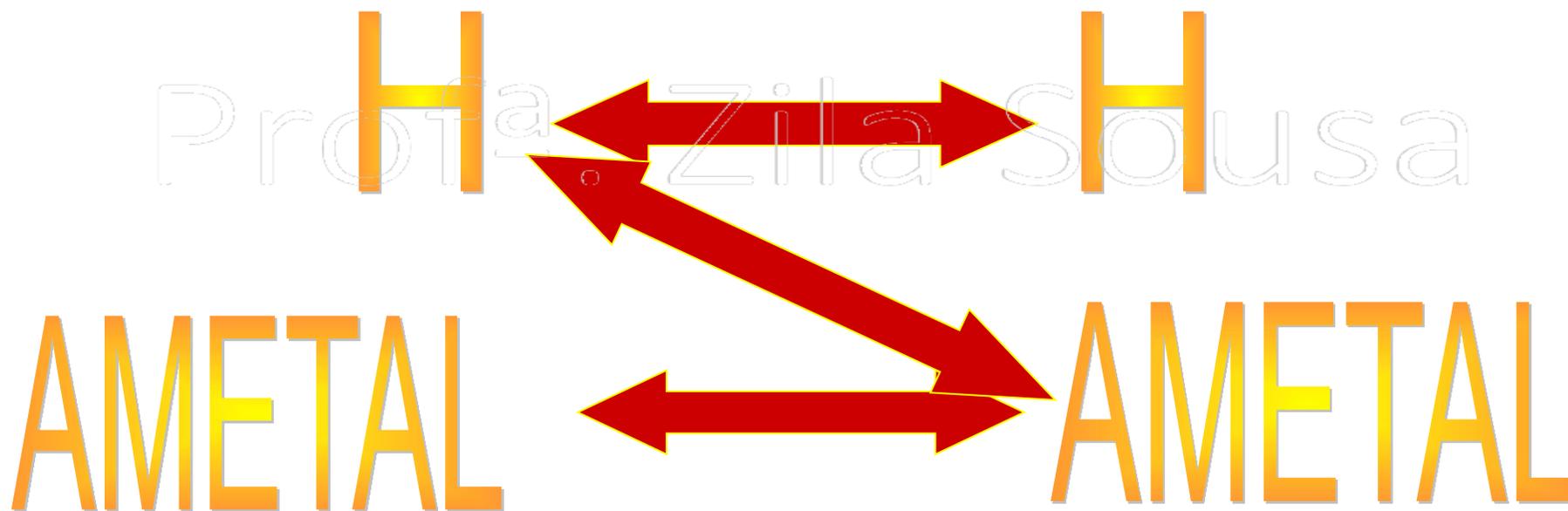
LIGAÇÃO COVALENTE

❖ **Definição:** Ocorre através do **compartilhamento de um par de elétrons** entre átomos que possuem **pequena ou nenhuma diferença de eletronegatividade**

- Não há a formação de íons;
- Ligação covalente:
 - polar: os átomos são diferentes
 - apolar: os átomos são idênticos

LIGAÇÃO COVALENTE

- ❖ Ocorre geralmente entre **AMETAIS** e **HIDROGÊNIO** ou **AMETAIS entre si**, desde que a Δ de eletronegatividade $< 1,7$.



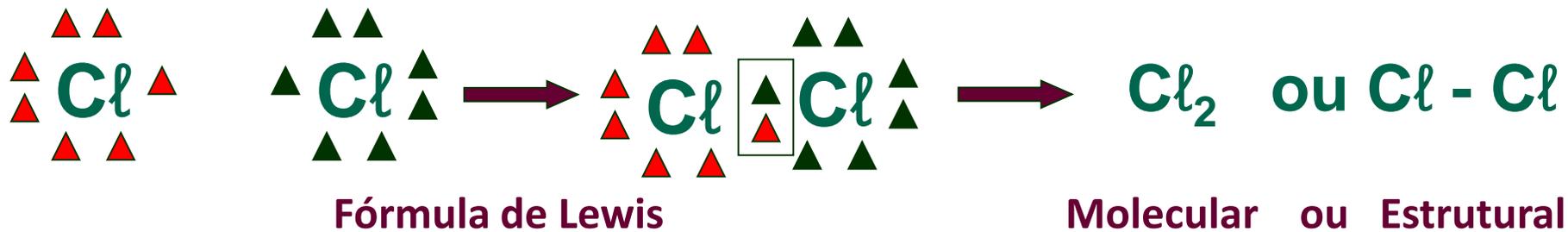
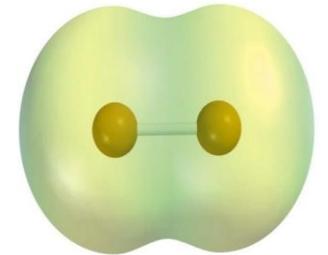
LIGAÇÃO COVALENTE

❖ **Definição:** o par eletrônico compartilhado é formado por um elétron de cada átomo ligante.

Exemplo: formação do cloro – Cl_2 .

$\text{Cl} (Z = 17) \rightarrow 1s^2 2s^2, 2p^6 3s^2, 3p^5$

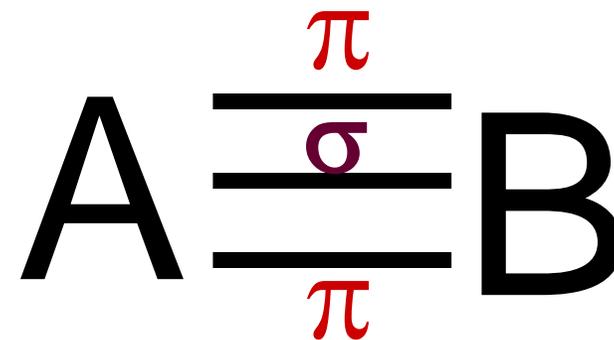
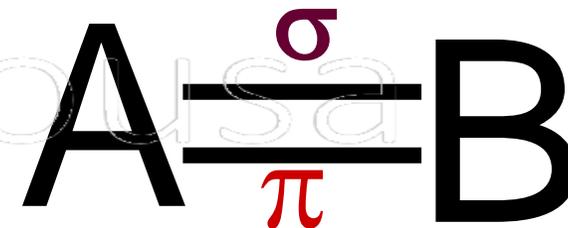
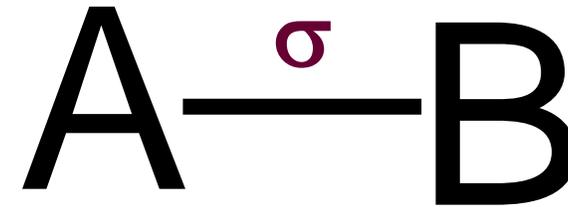
$\text{F}_2, \text{Br}_2 \text{ e } \text{I}_2$



LIGAÇÃO COVALENTE

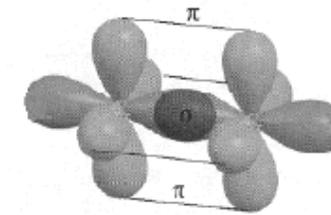
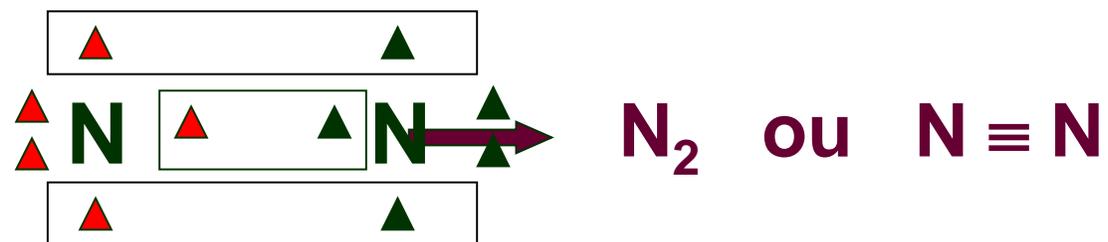
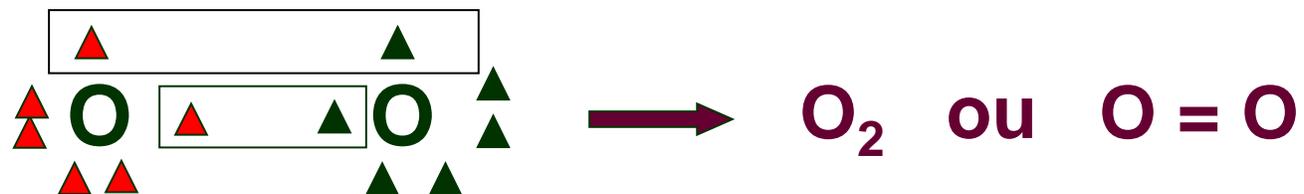
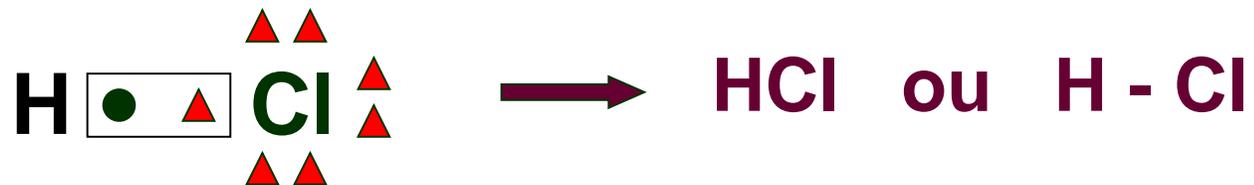
Orbitais moleculares σ e π

Um mesmo átomo pode fazer até 4 ligações covalentes comuns mas, entre dois átomos, o número máximo de ligas covalentes comuns é 3. Dependendo da quantidade de ligações e dos orbitais em que estas se formam, podemos representá-las por σ ou π .



LIGAÇÃO COVALENTE

❖ Exemplos de Ligações Covalentes



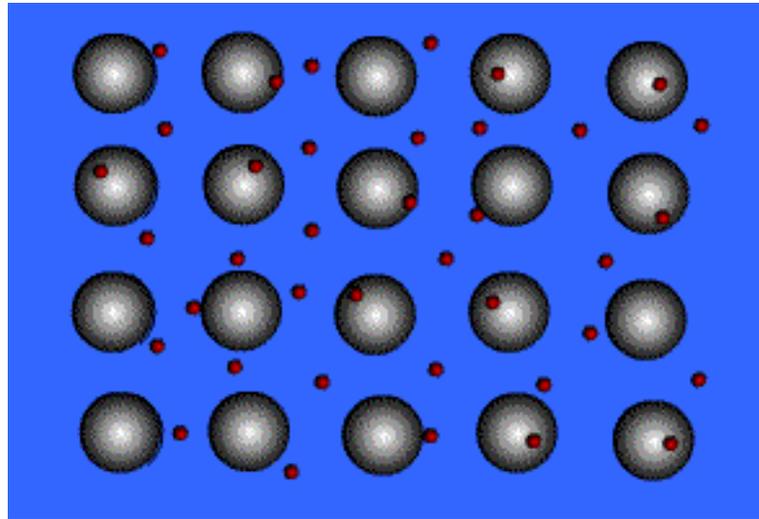


LIGAÇÃO COVALENTE

- ❖ Características dos compostos moleculares
 - ❖ São, em geral, **líquidos** ou **gasosos** nas condições ambientes (se sólidos, fundem-se facilmente);
 - ❖ Possuem **baixos** P.F. e P.E.;
 - ❖ **Não** conduzem **corrente elétrica** (exceção para **Ácidos**, em **solução aquosa** e **Carbono Grafite**) ;
 - ❖ São formados por **moléculas**.

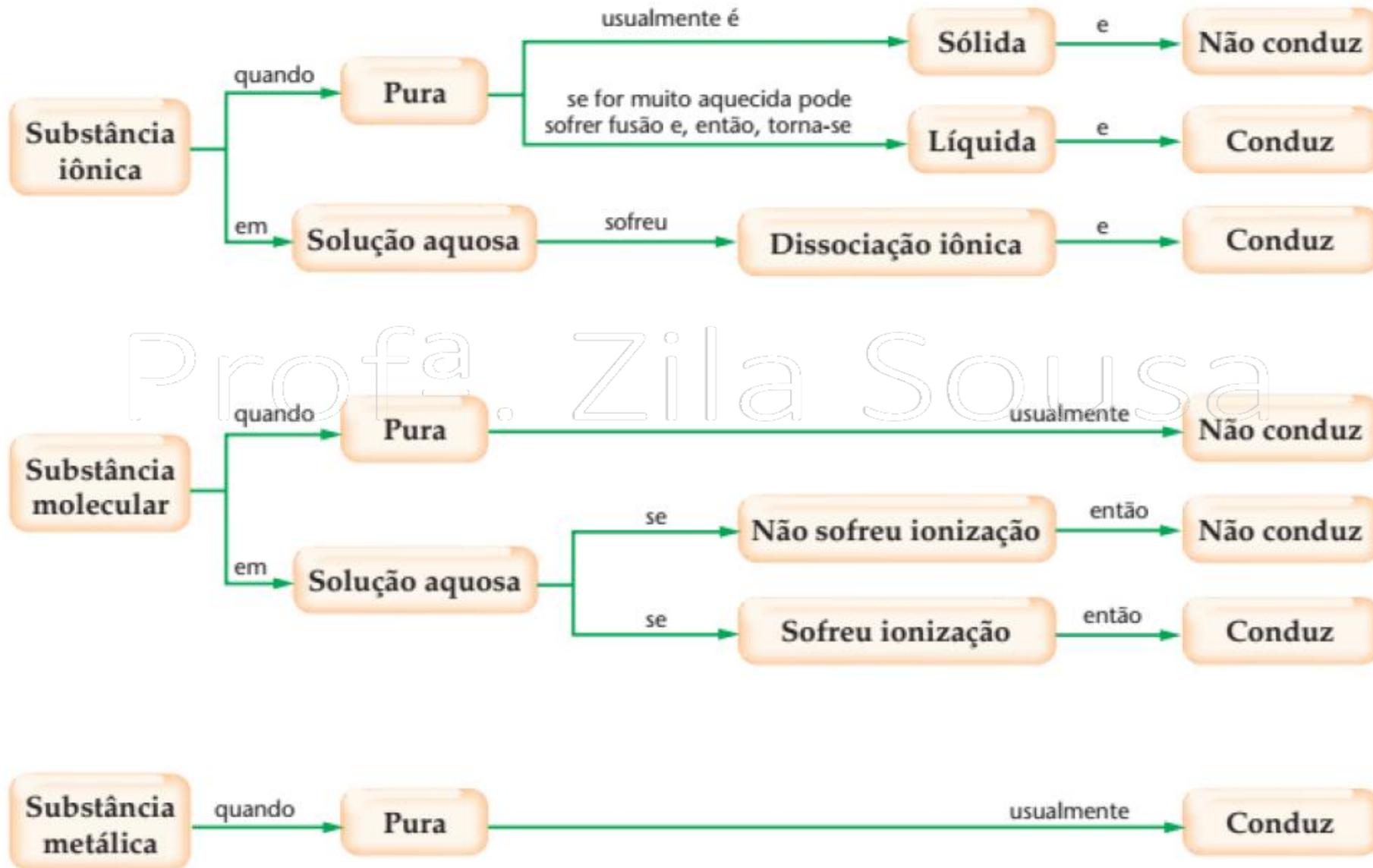
LIGAÇÃO METÁLICA

- ❖ É uma ligação desorientada;
- ❖ **Modelo do mar de elétrons:** os cátions permanecem em um arranjo regular e estão cercados por um mar de elétrons.



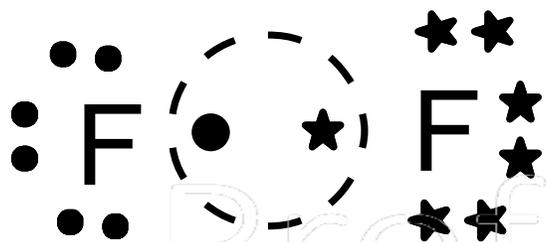
- ❖ Grande movimentação eletrônica;
- ❖ Boa condutividade térmica e elétrica,
- ❖ Alta maleabilidade e ductibilidade.

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS



LIGAÇÃO COVALENTE X LIGAÇÃO IÔNICA

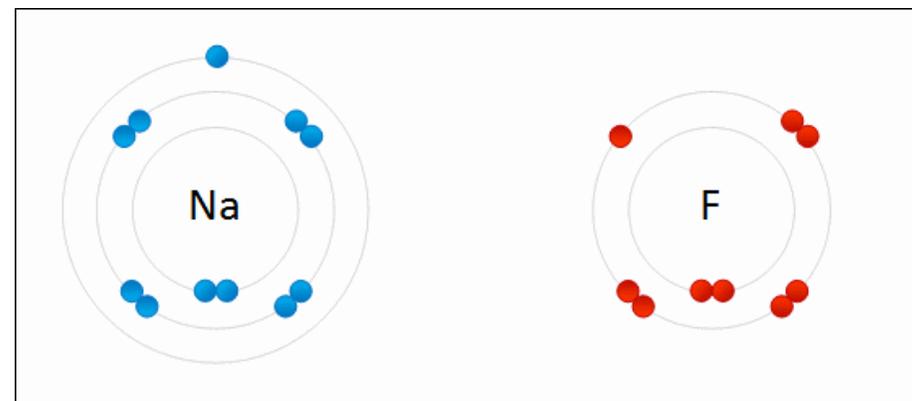
Ligação covalente: Não constitui polos formais positivo (+) e negativo (-), ocorrendo deslocalização (δ) da nuvem eletrônica para o átomo mais eletronegativo (C-O, H-Cl).



No flúor molecular (F_2), dois átomos de flúor compartilham dois elétrons para formar uma ligação covalente. Como não há diferença de eletronegatividade não haverá deslocalização da nuvem eletrônica.

Ligação iônica: Constitui polos formais positivo (+) e negativo (-), formados pela diferença de eletronegatividade entre os átomos. Na-Cl, etc.

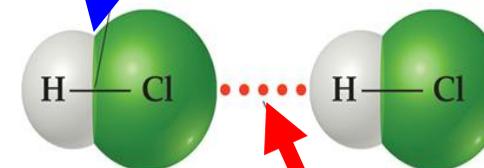
O composto iônico NaF se forma quando os elétrons dos átomos de sódio são transferidos para os átomos de flúor. Os íons Na^+ e F^- resultantes formam um sólido tridimensional que é mantido unido por interações eletrostáticas.



FORÇAS INTERMOLECULARES

- **Forças intermoleculares: são interações físicas** que ocorrem entre as moléculas vizinhas que interagem em uma substância. Tais forças não alteram a estrutura química da molécula.
- ❖ Forças de dispersão (ou dispersão de London ou dipolo-induzido/dipolo-induzido ou dipolo-momentâneo/dipolo-momentâneo ou dipolo-temporário/dipolo-temporário)
- ❖ Forças dipolo-dipolo (dipolo permanente)
- ❖ Ligação de hidrogênio
- ❖ Forças íon-dipolo

Forças intramolecular- Ligação covalente (forte)



Forças intermolecular (fraca)

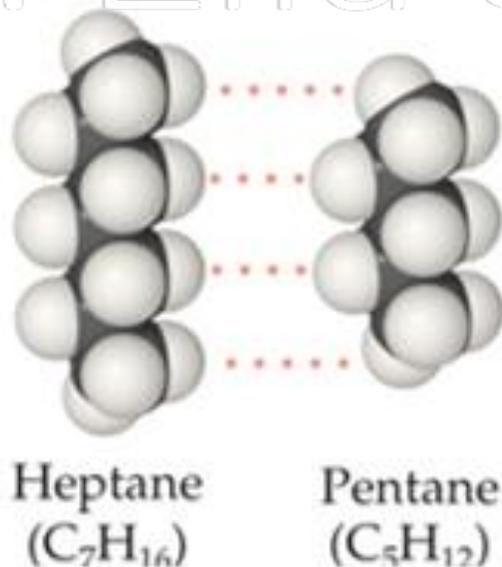
Para ocorrer uma solução é importante que haja afinidade, ou seja, interações favoráveis, entre as partículas.

Nota: As duas primeiras forças são também referidas coletivamente como forças de van der Waals.

FORÇAS INTERMOLECULARES

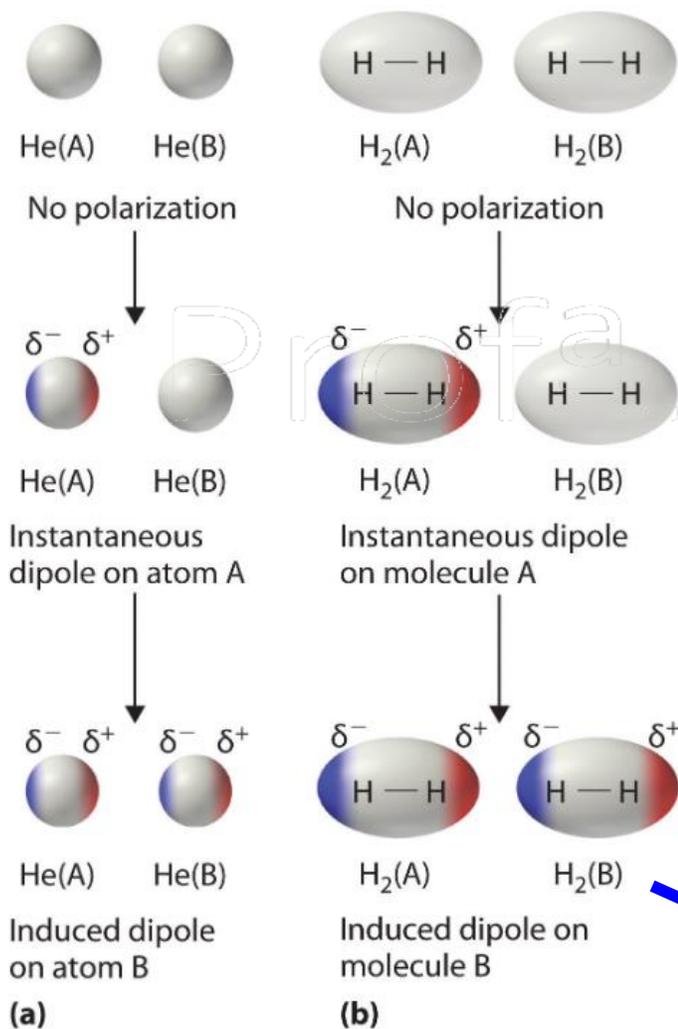
➤ Forças de dispersão

- ✓ Possui intensidade **fraca**
- ✓ **Presentes em hidrocarbonetos** ou em porções constituídas por ligações C-C, C-H e, etc.
- ✓ Substâncias **APOLARES**: A distribuição eletrônica entre os átomos que compartilham uma ligação química é similar e os dipolos, que são formados momentaneamente, se anulam. A eletronegatividade do C e do H são próximas (C=2,5; H=2,1)
- ✓ Quando moléculas semelhantes se aproximam ocorrem interações fracas entre as moléculas



FORÇAS INTERMOLECULARES

➤ Forças de dispersão



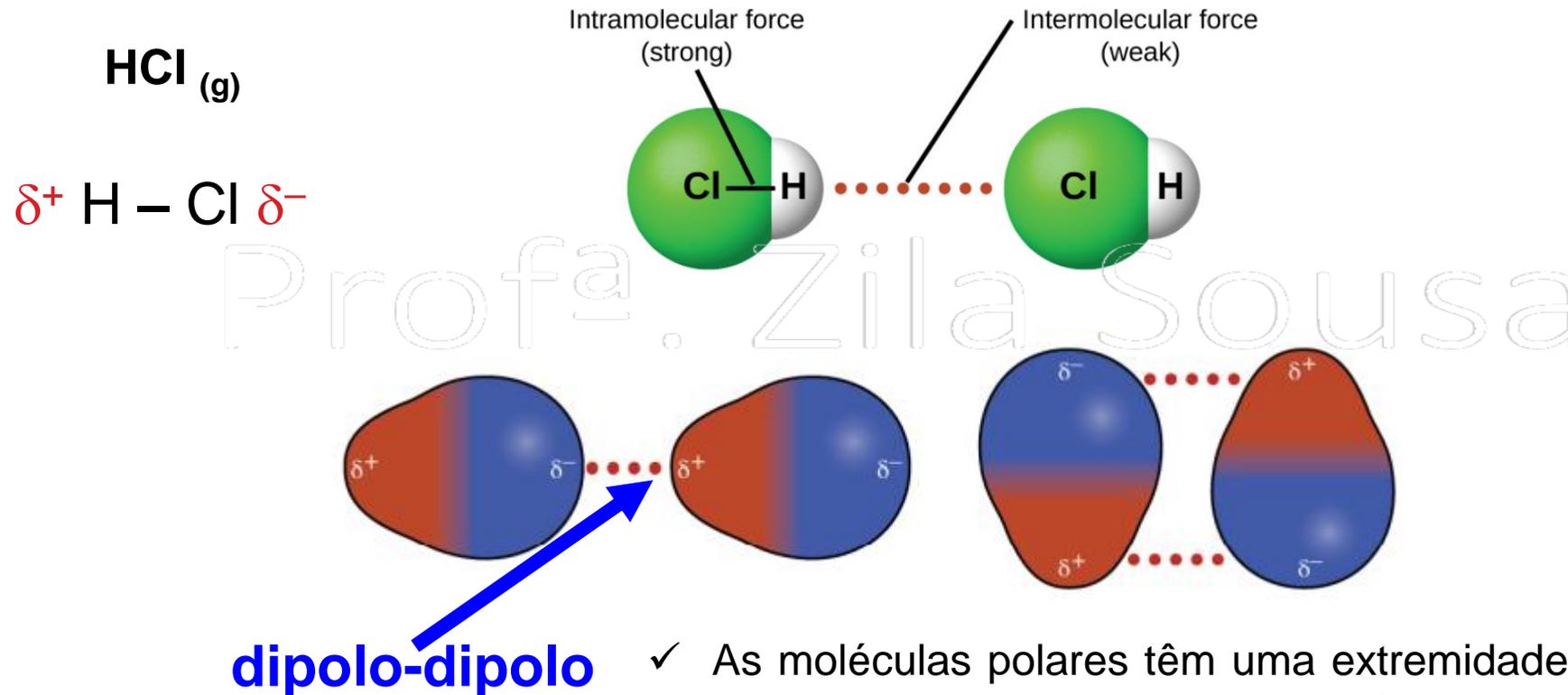
✓ Deformação momentânea das nuvens eletrônicas devido a movimentação dos elétrons e colisões entre moléculas.

✓ A formação de um momento dipolar instantâneo em um átomo de He (a) ou uma molécula de H₂ (b) resulta na formação de um dipolo induzido em um átomo ou molécula adjacente.

interação do tipo dipolo induzido – dipolo induzido

FORÇAS INTERMOLECULARES

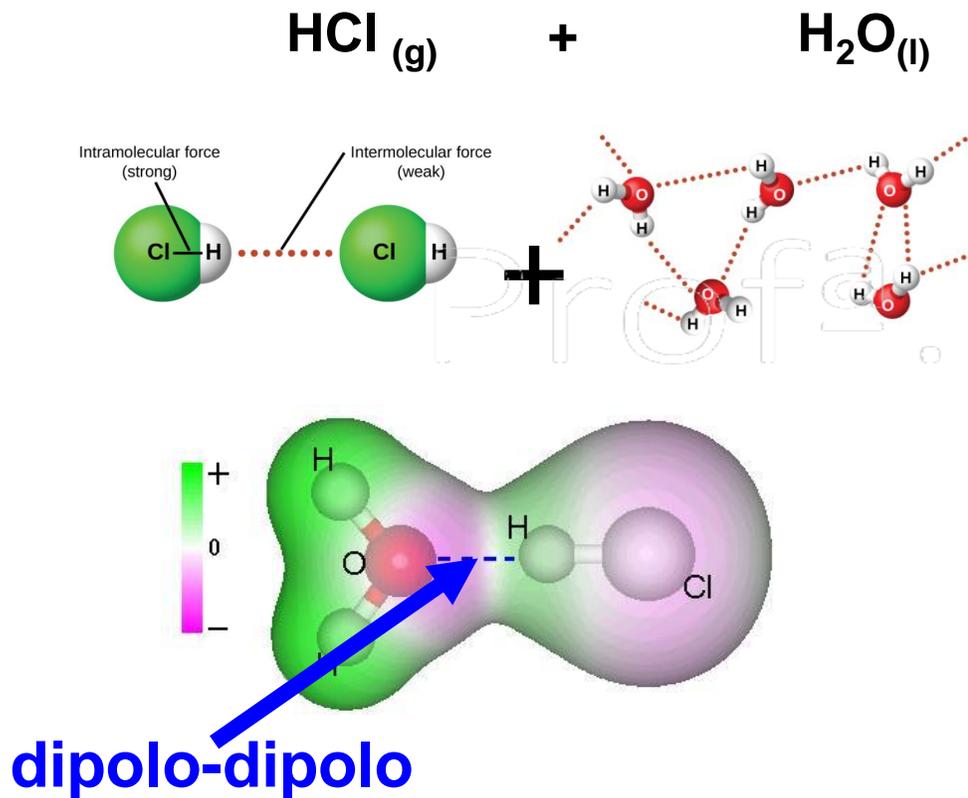
➤ Interação do tipo dipolo – dipolo:



- ✓ As moléculas polares têm uma extremidade mais positiva e outra mais negativa - um dipolo (dois polos, δ^+ e δ^-). As extremidades com cargas opostas se atraem.

FORÇAS INTERMOLECULARES

➤ Interação do tipo dipolo – dipolo:



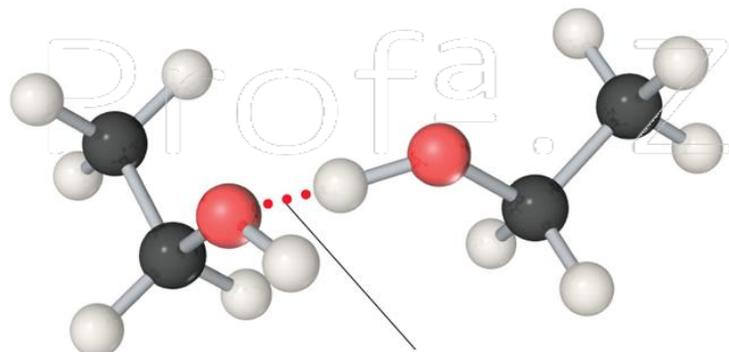
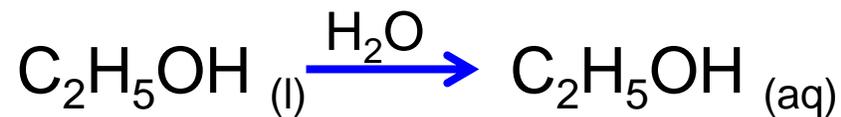
As moléculas polares têm uma extremidade mais positiva e outra mais negativa - um dipolo (dois pólos, $\delta +$ e $\delta -$). As extremidades com cargas opostas se atraem.

Antes da mistura, na molécula do HCl, a nuvem eletrônica é deslocada permanentemente na direção do cloro, devido a diferença de eletronegatividade, ou seja, antes do processo de solubilização o H (do HCl) compartilha elétrons com o Cloro – que se ligam por ligação covalentes. Assim como a água, compartilha elétrons, que se ligam também por ligações covalentes.

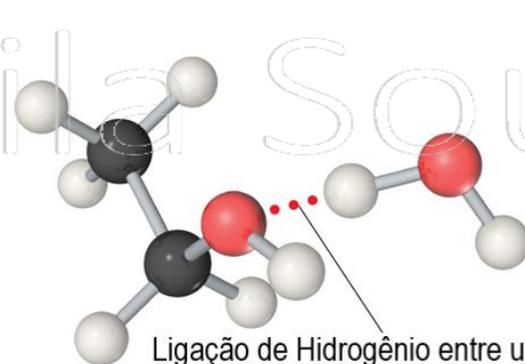
Quando em solução, ocorre a interação intermolecular do tipo dipolo- dipolo, essas interações são tão fortes que são capazes de gerar íons que anteriormente não existiam, esse processo é denominado de **ionização – (criação ou geração de íons)**, como o íon gerado é o íon H^+ , ou melhor H_3O^+ , temos uma solução com características ácidas.

FORÇAS INTERMOLECULARES

➤ **Interação do tipo ligação de hidrogênio: intensidade forte, moléculas POLARES**
contendo ligações químicas envolvendo H com F, O ou N



Ligação de Hidrogênio entre duas moléculas de etanol

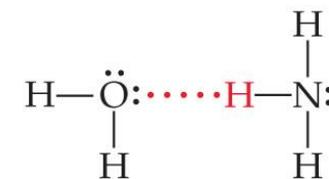
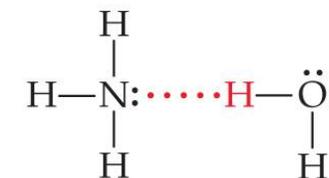
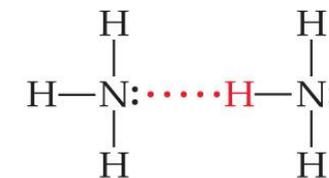


Ligação de Hidrogênio entre uma molécula de etanol e uma molécula de água



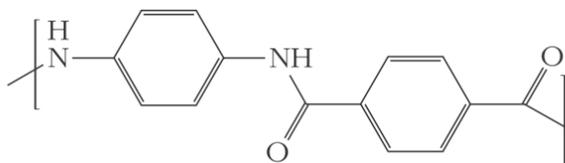
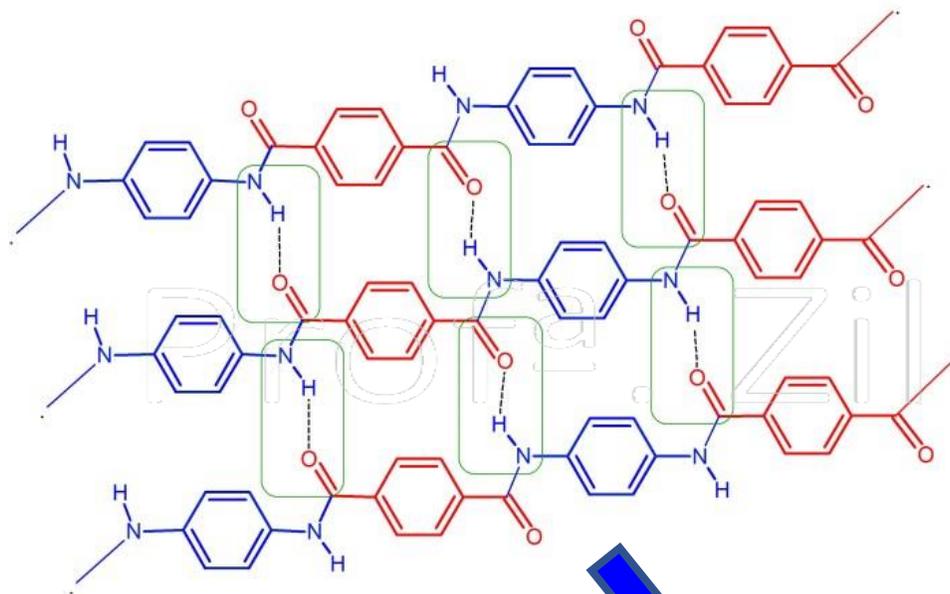
Ligação de hidrogênio: forte interação de dipolo permanente de F, O e N com átomos de H.

Covalent bond, intramolecular Hydrogen bond, intermolecular



FORÇAS INTERMOLECULARES

➤ Interação do tipo ligação de hidrogênio



Poliamidas aromáticas → Kevlar

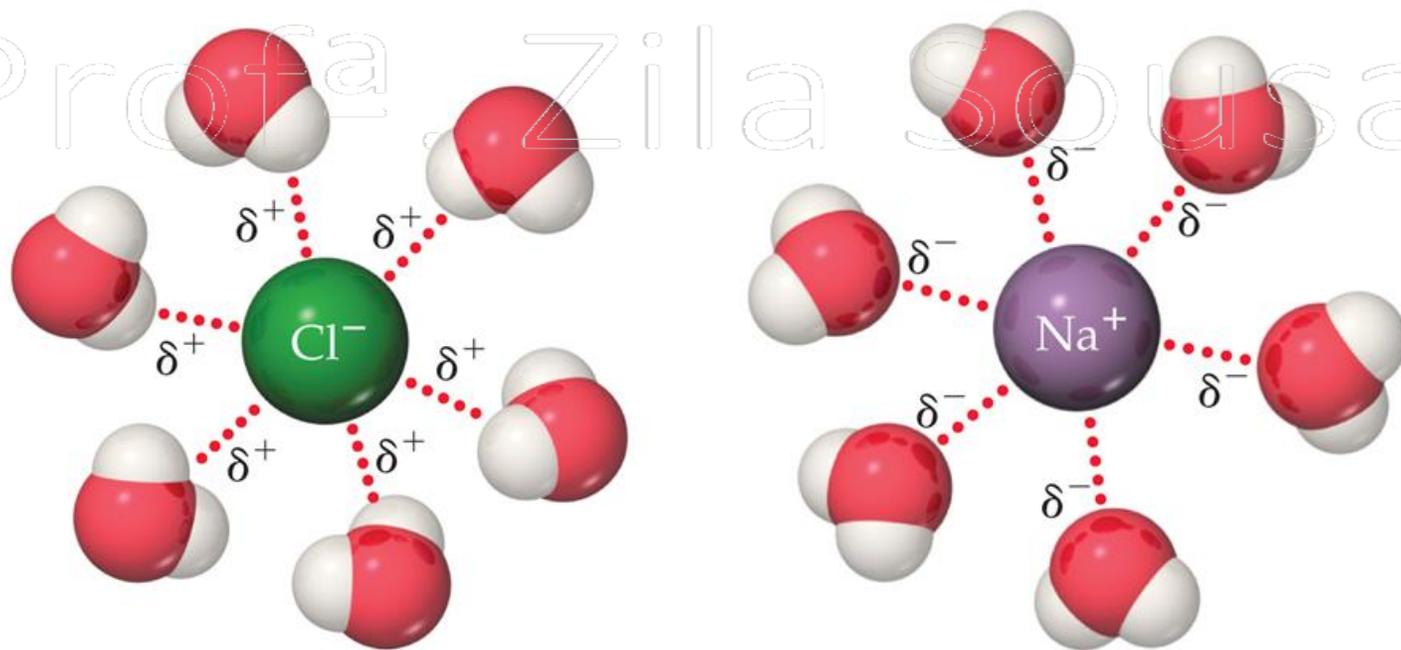
Alta resistência ao impacto, ao ataque químico, ao tempo e ao fogo → cadeias ficam ligadas entre si através de ligações de hidrogênio, formando uma folha que tem uma alta força tensora.



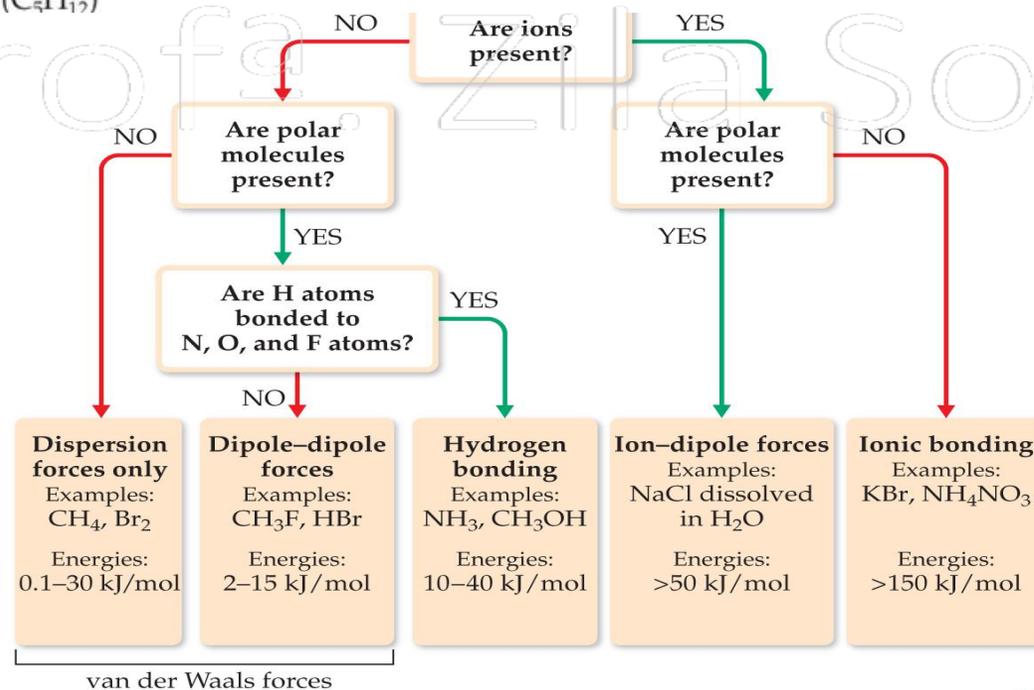
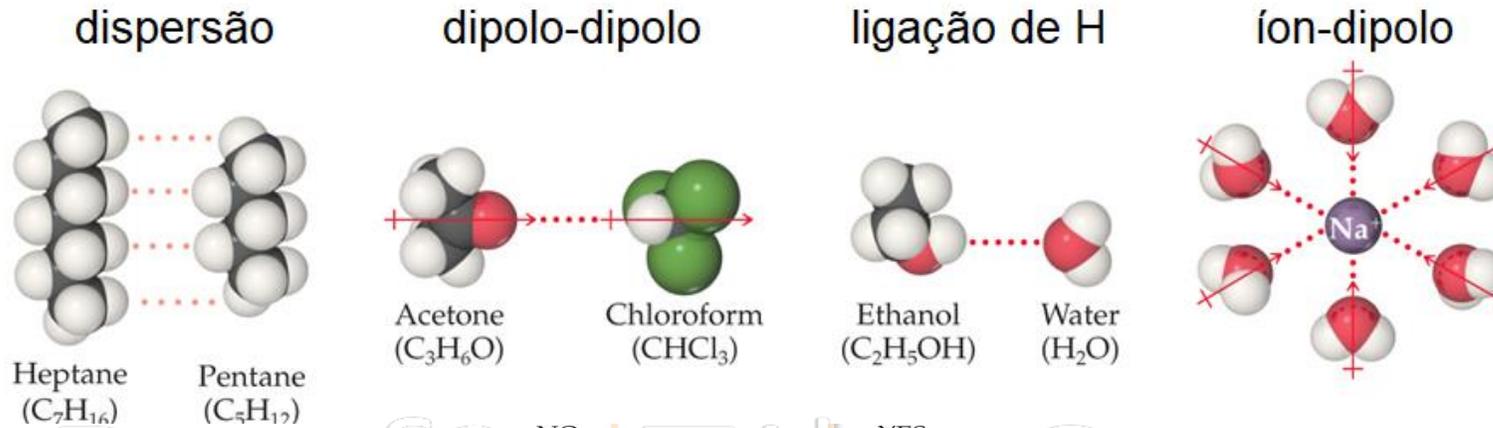
<https://www.cellshop.com/br/colete-tatico/colete-a-prova-de-balas-kevlar-wsfz-945-2426525>

FORÇAS INTERMOLECULARES

➤ Interação do tipo íon-dipolo:



RESUMO DAS FORÇAS INTERMOLECULARES



van der Waals forces

Increasing interaction strength

Nota*: O holandês Johannes Diderik van der Waals foi ganhador do Prêmio Nobel de Física 1910

BIBLIOGRAFIA



QUIUERJ

- Atkins, P.; Jones, L.; Laverman, L.; **Princípios da Química**, Bookman, Porto Alegre, 2018.
- Brown, T. L., Lemay, Jr. H. E., Bursten, B. E., **Química Ciência Central**. Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 7ª Ed., Volumes único, Rio de Janeiro, 1997.
- Kotz, J.; Treichel, P.; Weaver, G.; **Química Geral e Reações Químicas**, Vol. 1, Cengage Learning, São Paulo, 2010.
- Russell, J. B.; **Química Geral**, Vols. 1 e 2, Makron Books, São Paulo, 1994.
- Flowers, P.; Theopold, K.; Langley, R.; Robinson, W. R.; **Chemistry 2e**, Publisher/website:OpenStax, Houston, Texas, 2019.
- Chang, R.; Overby, J.; **General Chemistry: the essential concepts**, McGraw-Hill, New York, NY, 2008.
- www.zilasousa.com.br

