



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PIAUÍ - UFPI
CAMPUS MINISTRO PETRÔNIO PORTELA –
TERESINA
CENTRO DE CIÊNCIAS DA NATUREZA- CCN
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

CONCEITOS BÁSICOS DE LIGAÇÕES QUÍMICA

Teresina, PI

Ligações Químicas

São forças que unem átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou sólidos iônicos.

Os elétrons mais externos do átomo são os responsáveis pela ocorrência da ligação química.

Ligações Químicas

Quebram-se facilmente



vidro

Difícil de quebrar



aço

As ligações químicas tem forte influência sobre diversas propriedades dos materiais.

Conduzem corrente elétrica



metais



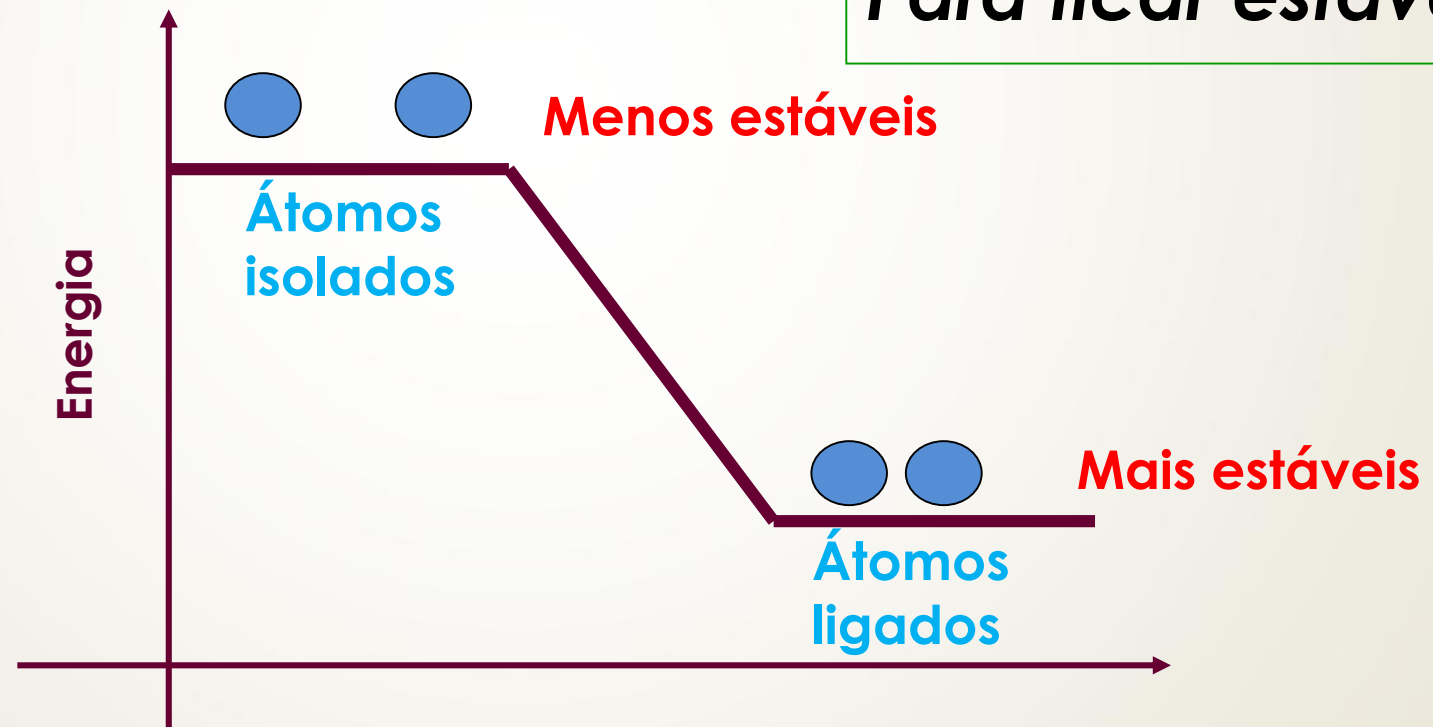
Isolantes



Ligações Químicas

Por que os átomos se ligam?

Para ficar estáveis!



Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

- **Ligação química:** é a força atrativa que mantém dois ou mais átomos unidos.
- **Ligação covalente:** resulta do compartilhamento de elétrons entre dois átomos.
Normalmente encontrada entre elementos não-metálicos.
- **Ligação iônica:** resulta da transferência de elétrons de um metal para um não-metal.
- **Ligação metálica:** é a força atrativa que mantém metais puros unidos.

Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

Símbolos de Lewis

- Para um entendimento através de figuras sobre a localização dos elétrons em um átomo, representamos os elétrons como pontos ao redor do símbolo do elemento.
- O número de elétrons disponíveis para a ligação é indicado por pontos desemparelhados.
- Esses símbolos são chamados símbolos de Lewis.
- Geralmente colocamos os elétrons nos quatro lados de um quadrado ao redor do símbolo do elemento.

Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

Símbolos de Lewis

TABELA 8.1 Símbolos de Lewis

Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis	Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis
Li	$[\text{He}]2s^1$	$\text{Li} \cdot$	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	$\text{Na} \cdot$
Be	$[\text{He}]2s^2$	$\cdot \text{Be} \cdot$	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	$\cdot \text{Mg} \cdot$
B	$[\text{He}]2s^2 2p^1$	$\cdot \ddot{\text{B}} \cdot$	Al	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$	$\cdot \ddot{\text{Al}} \cdot$
C	$[\text{He}]2s^2 2p^2$	$\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$	Si	$[\text{Ne}]3s^2 3p^2$	$\cdot \ddot{\text{Si}} \cdot$
N	$[\text{He}]2s^2 2p^3$	$\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$	P	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	$\cdot \ddot{\text{P}} \cdot$
O	$[\text{He}]2s^2 2p^4$	$:\ddot{\text{O}}:$	S	$[\text{Ne}]3s^2 3p^4$	$:\ddot{\text{S}}:$
F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$	$\cdot \ddot{\text{F}} \cdot$	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$	$\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$
Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	$:\ddot{\text{Ne}}:$	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	$:\ddot{\text{Ar}}:$

Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

A regra do octeto

- Todos os gases nobres, com exceção do He, têm uma configuração s^2p^6 .
- **A regra do octeto:** os átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons até que eles estejam rodeados por 8 elétrons de valência (4 pares de elétrons).
- **Cuidado:** existem várias exceções à regra do octeto.

Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

Símbolos de Lewis

- Para um entendimento através de figuras sobre a localização dos elétrons em um átomo, representamos os elétrons como pontos ao redor do símbolo do elemento.
- O número de elétrons disponíveis para a ligação é indicado por pontos desemparelhados.
- Esses símbolos são chamados símbolos de Lewis.
- Geralmente colocamos os elétrons nos quatro lados de um quadrado ao redor do símbolo do elemento.

Ligações químicas, símbolos de Lewis e a regra do octeto

Símbolos de Lewis

TABELA 8.1 Símbolos de Lewis

Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis	Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis
Li	[He]2s ¹	Li·	Na	[Ne]3s ¹	Na·
Be	[He]2s ²	·Be·	Mg	[Ne]3s ²	·Mg·
B	[He]2s ² 2p ¹	·B·	Al	[Ne]3s ² 3p ¹	·Al·
C	[He]2s ² 2p ²	·C·	Si	[Ne]3s ² 3p ²	·Si·
N	[He]2s ² 2p ³	·N:	P	[Ne]3s ² 3p ³	·P:
O	[He]2s ² 2p ⁴	:O:	S	[Ne]3s ² 3p ⁴	:S:
F	[He]2s ² 2p ⁵	·F:	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	·Cl:
Ne	[He]2s ² 2p ⁶	:Ne:	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶	:Ar:

Mecânica quântica e orbitais atômicos

Orbitais e números quânticos

- Se resolvermos a equação de Schrödinger, teremos as funções de onda e as energias para as funções de onda.
- Chamamos as funções de onda de *orbitais*.
- A equação de Schrödinger necessita números quânticos:
 1. **Número quântico principal, n .** Este é o mesmo n de Bohr. À medida que n aumenta, o orbital torna-se maior e o elétron passa mais tempo mais distante do núcleo.

Mecânica quântica e orbitais atômicos

Orbitais e números quânticos

- 2. O número quântico azimuthal, l .** Esse número quântico depende do valor de n . Os valores de l começam de 0 e aumentam até $n - 1$. Normalmente utilizamos letras para l (s, p, d e f para $l = 0, 1, 2$, e 3). Geralmente nos referimos aos orbitais s, p, d e f .
- 3. O número quântico magnético, m_l .** Esse número quântico depende de l . O número quântico magnético tem valores inteiros entre $-l$ e $+l$. Fornecem a orientação do orbital no espaço.

Mecânica quântica e orbitais atômicos

Orbitais e números quânticos

TABELA 6.2 Relação entre os valores de n , l e m_l até $n = 4$

n	Valores possíveis de l	Designação do subnível	Valores possíveis de m_l	Número de orbitais no subnível	Número total de orbitais no nível
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	1, 0, -1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	1, 0, -1	3	
	2	3d	2, 1, 0, -1, -2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	1, 0, -1	3	
	2	4d	2, 1, 0, -1, -2	5	
	3	4f	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7	

Orbitais e Números Quânticos

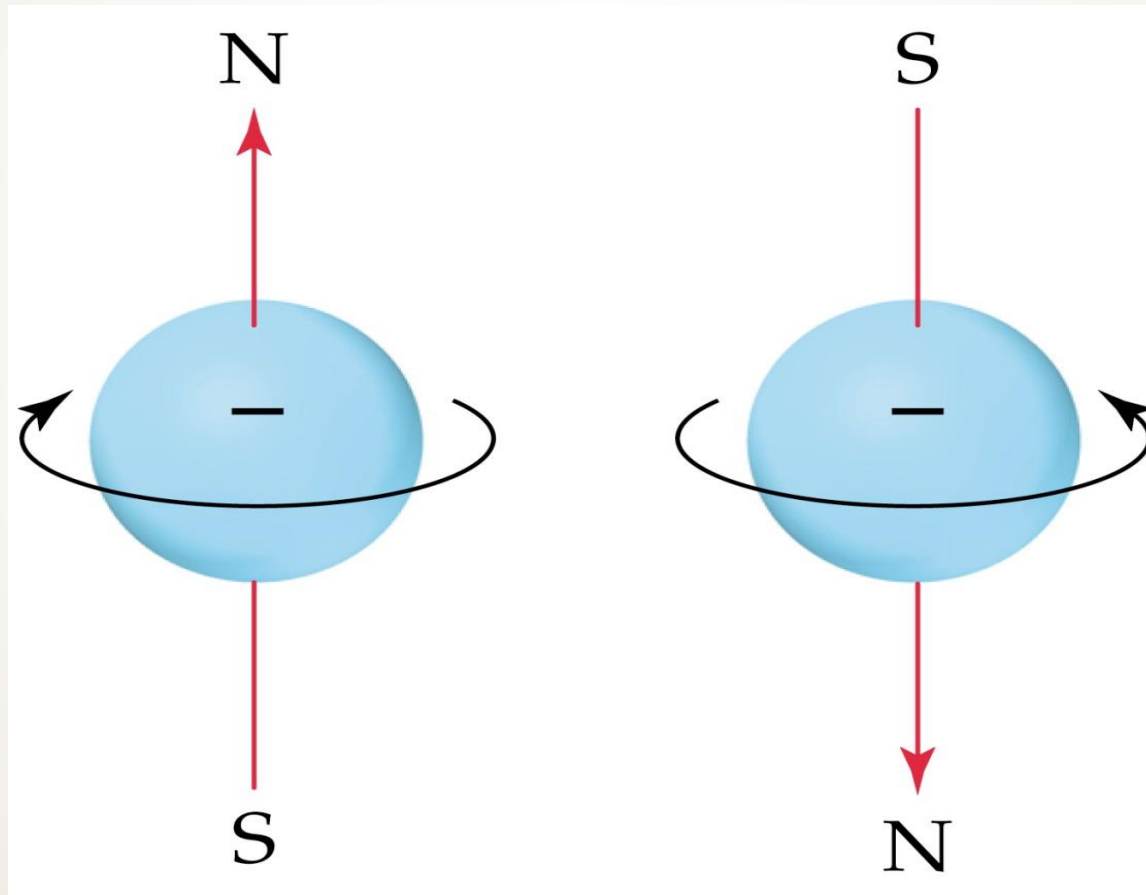
4-Número Quântico de Spin (m_s)

Esse número determina  o sentido do giro de rotação do elétron em torno do seu próprio eixo.

Valores : $m_s = +1/2$ e $m_s = -1/2$

Orbitais e números quânticos

Spin eletrônico



Orbitais e números quânticos

TABELA 6.2 Relação entre os valores de n , l e m_l até $n = 4$

n	Valores possíveis de l	Designação do subnível	Valores possíveis de m_l	Número de orbitais no subnível	Número total de orbitais no nível
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	1, 0, -1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	1, 0, -1	3	
	2	3d	2, 1, 0, -1, -2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	1, 0, -1	3	
	2	4d	2, 1, 0, -1, -2	5	
	3	4f	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7	

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ (s, p, d, f, ...)

$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

s: ____

p: ____

d: ____

f: ____

Orbitais e números quânticos



$$n = 1; l = 0(\text{subcamada } s); m_l = 0; m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 1; l = 0(\text{subcamada } s); m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$$

TABELA PERIÓDICA

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do carbono

I	1A	1	H	1,008	2A	2	He	4,003	8A
II		3	Li	6,941		4	Be	9,012	
III		11	Na	23,00		12	Mg	24,30	
IV		19	K	39,10		20	Ca	40,08	
V		37	Rb	85,47		38	Sr	87,62	
VI		55	Cs	132,9		56	Ba	137,3	
VII		87	Fr	(223)		88	Ra	(226)	

Elementos de transição

3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B
21	22	23	24	25	26	27	28
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
44	45	46	47	48	49	50	51
Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag
90	91	92	93	94	95	96	97
Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au
138	139	140	141	142	143	144	145
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
57	58	59	60	61	62	63	64
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
138,9	140,1	140,9	144,2	(145)	150,4	152,0	157,3
89	90	91	92	93	94	95	96
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
(227)	232,0	(231)	238,0	(237)	(244)	(243)	(247)

gases inertes

deficiência de 1 e 2 e⁻

1 e 2 e⁻

metais de transição

Número Atômico	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
LANTÂNIO	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	138,9	140,1	140,9	144,2	(145)	150,4	152,0	157,3	158,9	162,5	164,9	167,3	168,9	173,0	175,0

Número Atômico	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
ACTÍNIO	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	(227)	232,0	(231)	238,0	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(260)

CONVENÇÕES: (s) = estado sólido (l) = estado líquido (g) = estado gasoso (aq) = meio aquoso N = normal M = molar ΔH = variação de entalpia L = litro R = 0,082 atm · L / K mol N_A = 6,02 × 10²³

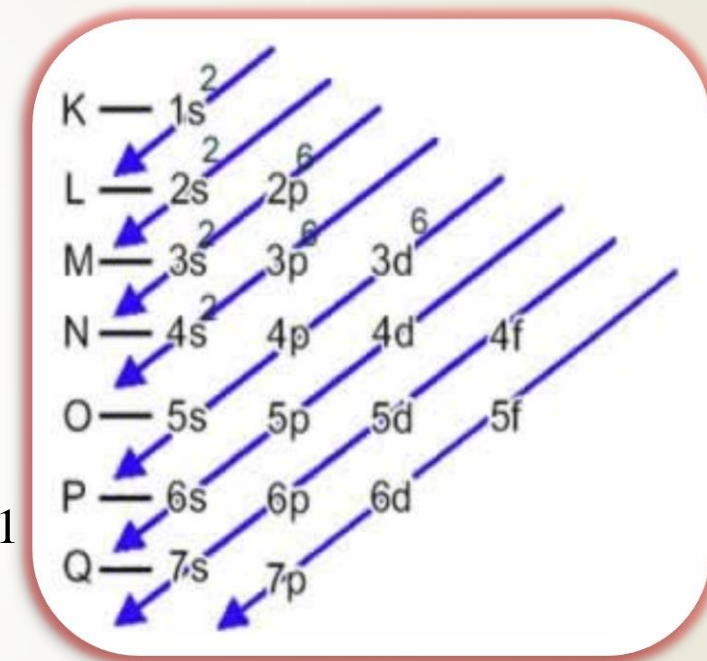
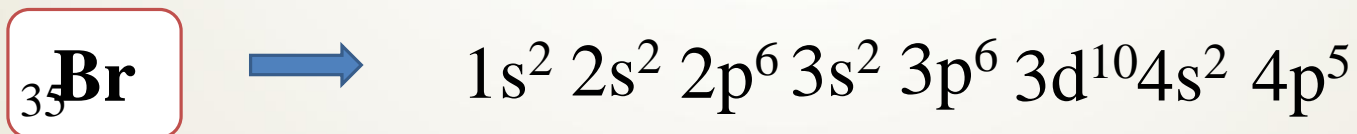
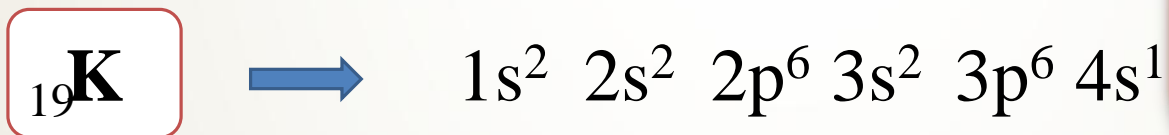
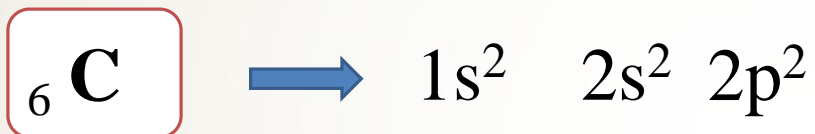
CONFIGURAÇÃO

Níveis	Subníveis(s, p, d, f)					Número máximo de elétrons por níveis
1	K	1s				2
2	L	2s	2p			8
3	M	3s	3p	3d		18
4	N	4s	4p	4d	4f	32
5	O	5s	5p	5d	5f	32
6	P	6s	6p	6d		18
7	Q	7s	7p			8

Estado fundamental → quando todos os elétrons ocupam as menores energias possíveis de acordo com as restrições anteriores;

Elétrons de valência → são aqueles que ocupam a camada eletrônica mais externa.

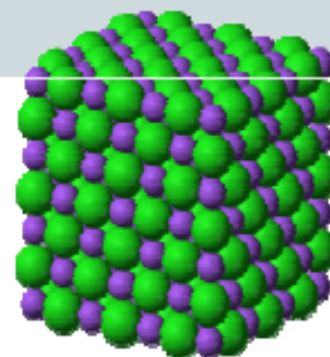
CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA



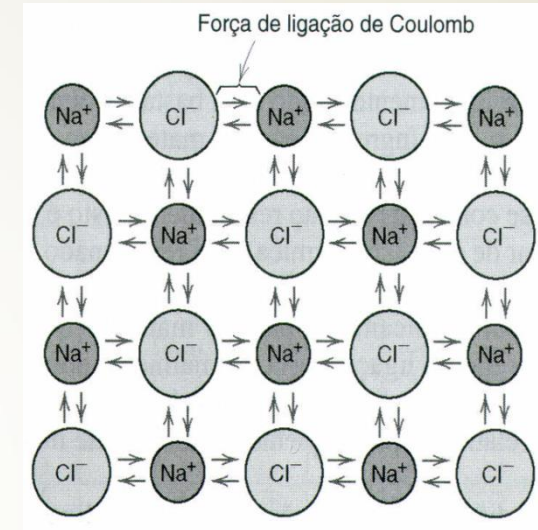
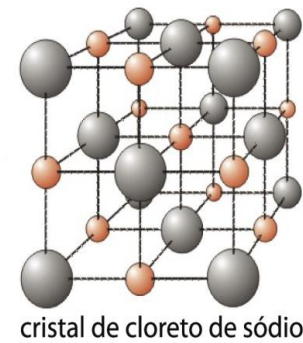
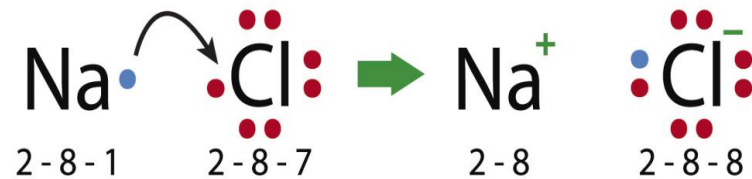
LIGAÇÕES PRIMÁRIAS – LIGAÇÃO IÔNICA

Ocorre entre elementos metálicos que tendem a perder elétrons (cátions) e não-metálicos que tendem a ganhar elétrons (ânions).

1A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																				
----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--



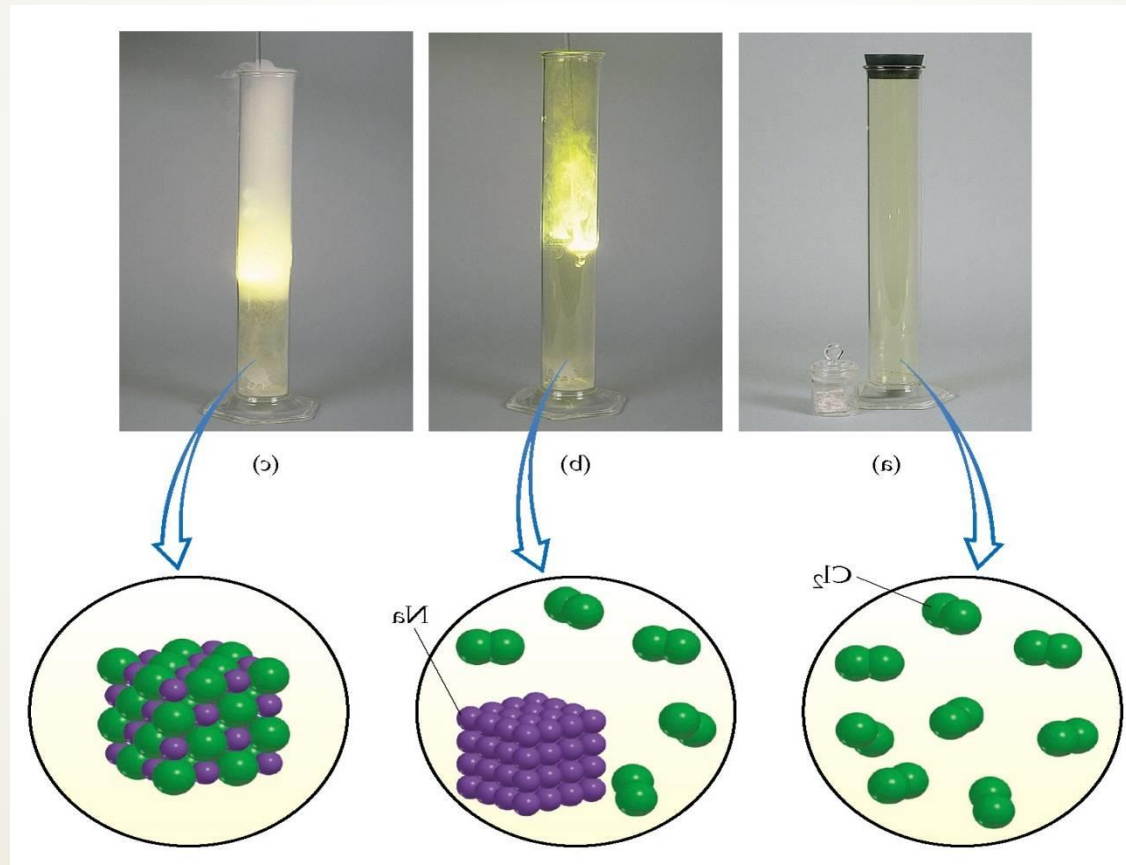
LIGAÇÃO IÔNICA



- ✓ A ligação é não-direcional e as forças são de origem eletrostática;
- ➡ A ligação predominantemente nos materiais **cerâmicos** é a iônica.
- ➡ A energia de ligação são relativamente elevadas, na faixa de 600 a 1500 kJ/mol.

Ligação iônica

Considere a reação entre o sódio e o cloro:



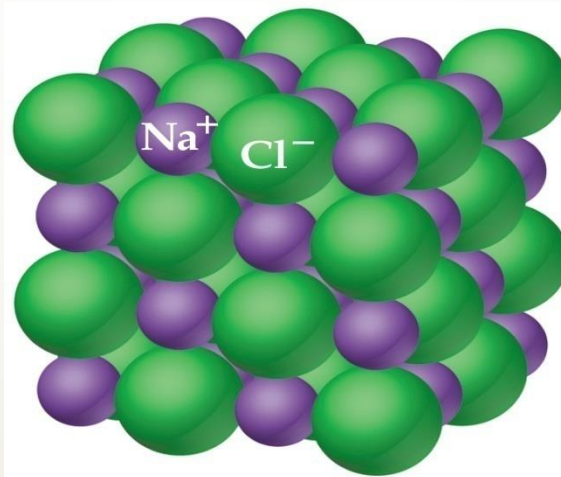
Ligação iônica

- A reação é violentamente exotérmica.
- Inferimos que o NaCl é mais estável do que os elementos que o constituem. Por quê?
- O Na perdeu um elétron para se transformar em Na^+ e o cloro ganhou o elétron para se transformar em Cl^- . Observe: Na^+ tem a configuração eletrônica do Ne e o Cl^- tem a configuração do Ar.
- Isto é, tanto o Na^+ como o Cl^- têm um octeto de elétrons circundando o íon central.



Ligação iônica

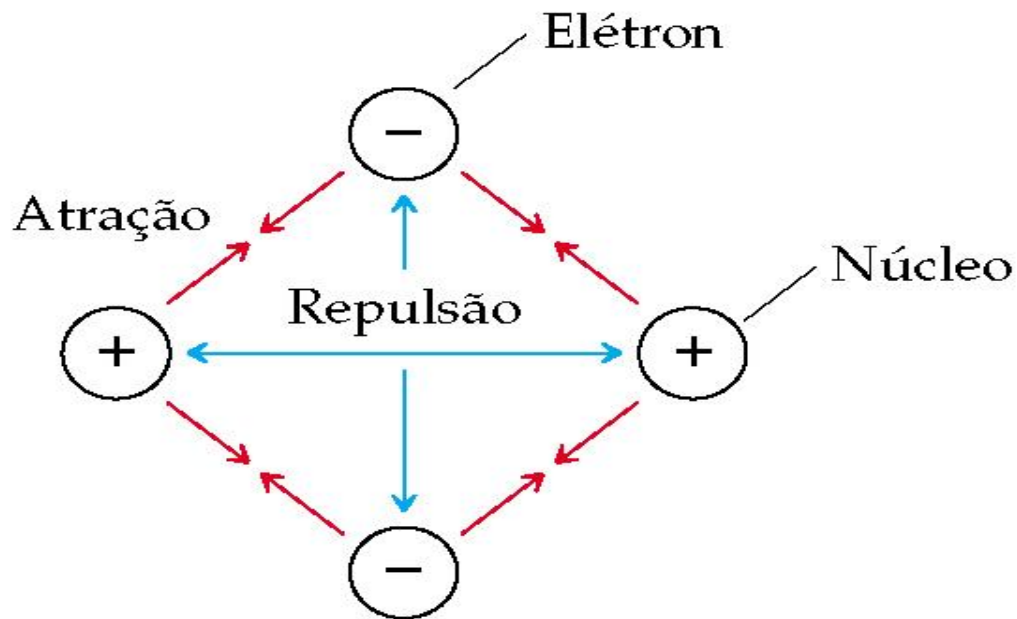
- O NaCl forma uma estrutura muito regular na qual cada íon Na^+ é circundado por 6 íons Cl^- .
- Similarmente, cada íon Cl^- é circundado por seis íons Na^+ .
- Há um arranjo regular de Na^+ e Cl^- em 3D.
- Observe que os íons são empacotados o mais próximo possível.
- Observe que não é fácil encontrar uma fórmula molecular para descrever a rede iônica.



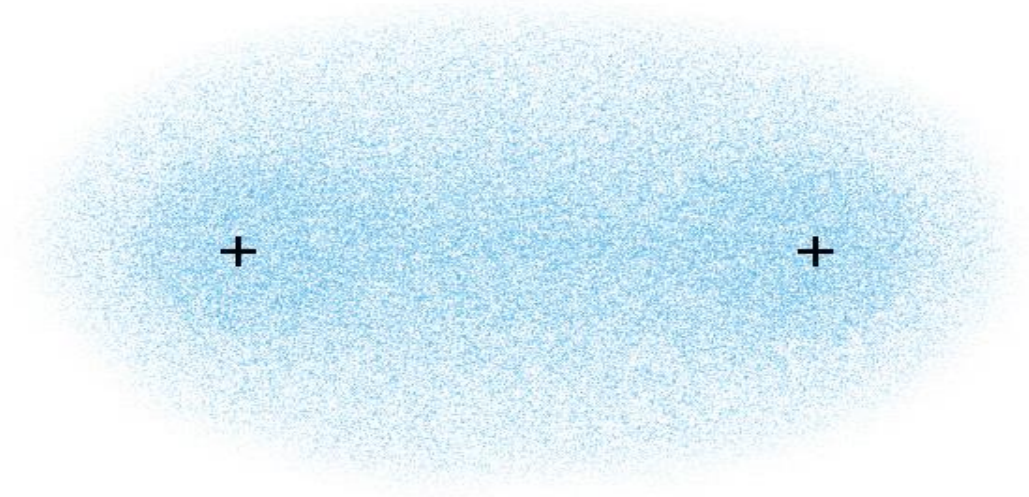
Ligação covalente

- Quando dois átomos similares se ligam, nenhum deles quer perder ou ganhar um elétron para formar um octeto.
- Quando átomos similares se ligam, eles compartilham pares de elétrons para que cada um atinja o octeto.
- Cada par de elétrons compartilhado constitui uma ligação química.
- Por exemplo: $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$ tem elétrons em uma linha conectando os dois núcleos de H.

Ligação covalente



(a)



(b)

O comprimento e força da ligação química resultam do equilíbrio devido à repulsão entre cargas iguais e atração entre cargas opostas.

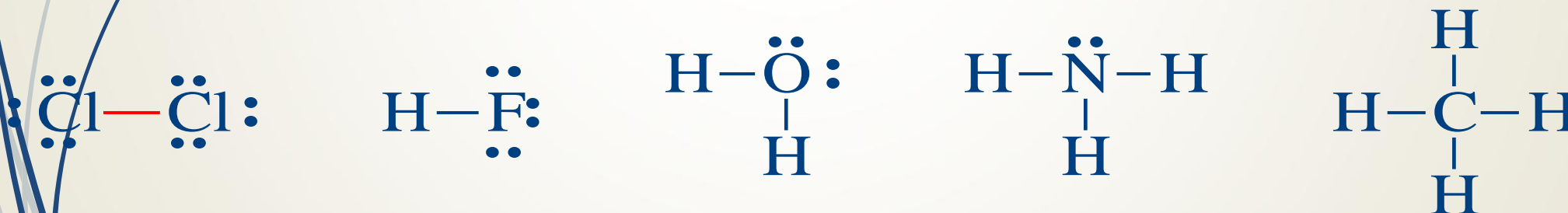
Ligação covalente

Estruturas de Lewis

- As ligações covalentes podem ser representadas pelos símbolos de Lewis dos elementos:



- Nas estruturas de Lewis, cada par de elétrons em uma ligação é representado por uma única linha:



Ligação covalente

Ligações múltiplas

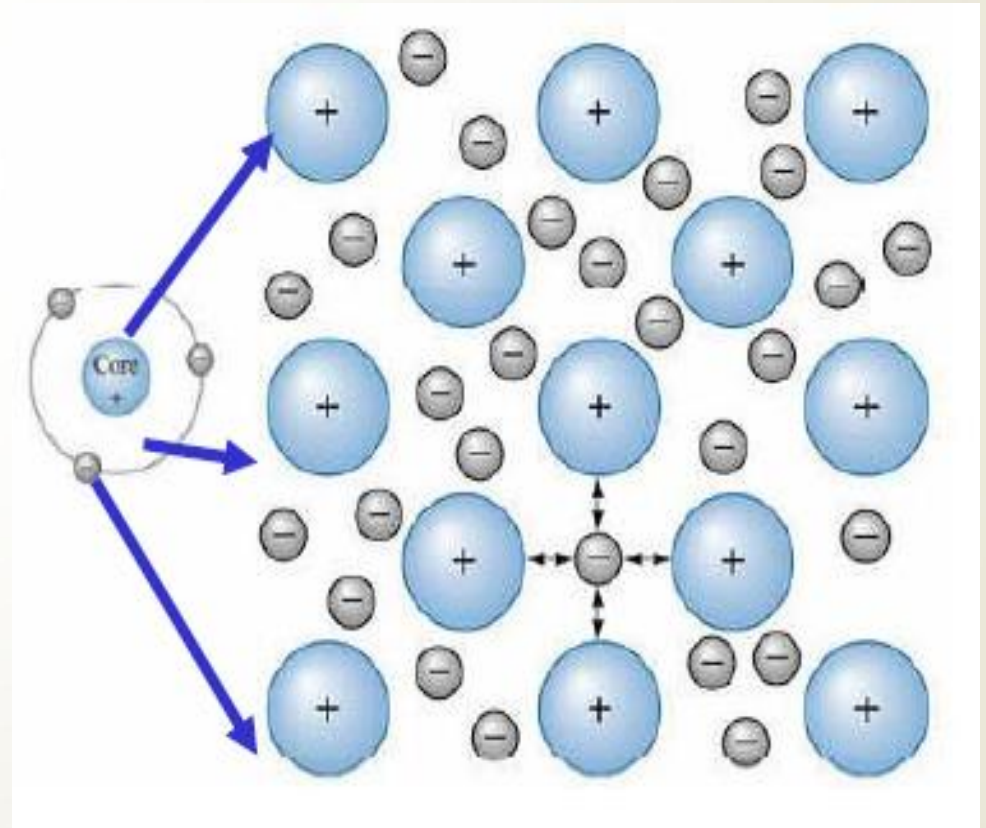
- É possível que mais de um par de elétrons seja compartilhado entre dois átomos (ligações múltiplas):
 - Um par de elétrons compartilhado = ligação simples (H_2);
 - Dois pares de elétrons compartilhados = ligação dupla (O_2);
 - Três pares de elétrons compartilhados = ligação tripla (N_2).



- Em geral, a distância entre os átomos ligados diminui à medida que o número de pares de elétrons compartilhados aumenta.

LIGAÇÃO METÁLICA

- ✓ A ligação resultante é não direcional;
- ✓ Os elétrons de valência passam a se comportar como elétrons “livres”
- ✓ Formam uma “nuvem eletrônica”.
- ✓ Encontrada em metais e suas ligas.



Características dos Compostos Metálicos.

- **Alta condutividade elétrica e térmica.**
- **Permitem grande deformação plástica pois as ligações são móveis ou seja não são rígidas como as iônicas e as covalentes.**
- **Possuem o brilho metálico, como os elétrons são muito móveis trocam de nível energético com facilidade emitindo fótons.**

Aço - Fe e C.

Aço inoxidável - Fe, C , Cr e Ni.

Amálgama dental - Hg, Ag e Sn

Bronze – Cu e Sn

Latão – Cu e Zn

Polaridade da ligação e eletronegatividade

- Em uma ligação covalente, os elétrons estão compartilhados.
- O compartilhamento de elétrons para formar uma ligação covalente não significa compartilhamento igual daqueles elétrons.
- Existem algumas ligações covalentes nas quais os elétrons estão localizados mais próximos a um átomo do que a outro.
- O compartilhamento desigual de elétrons resulta em ligações polares.

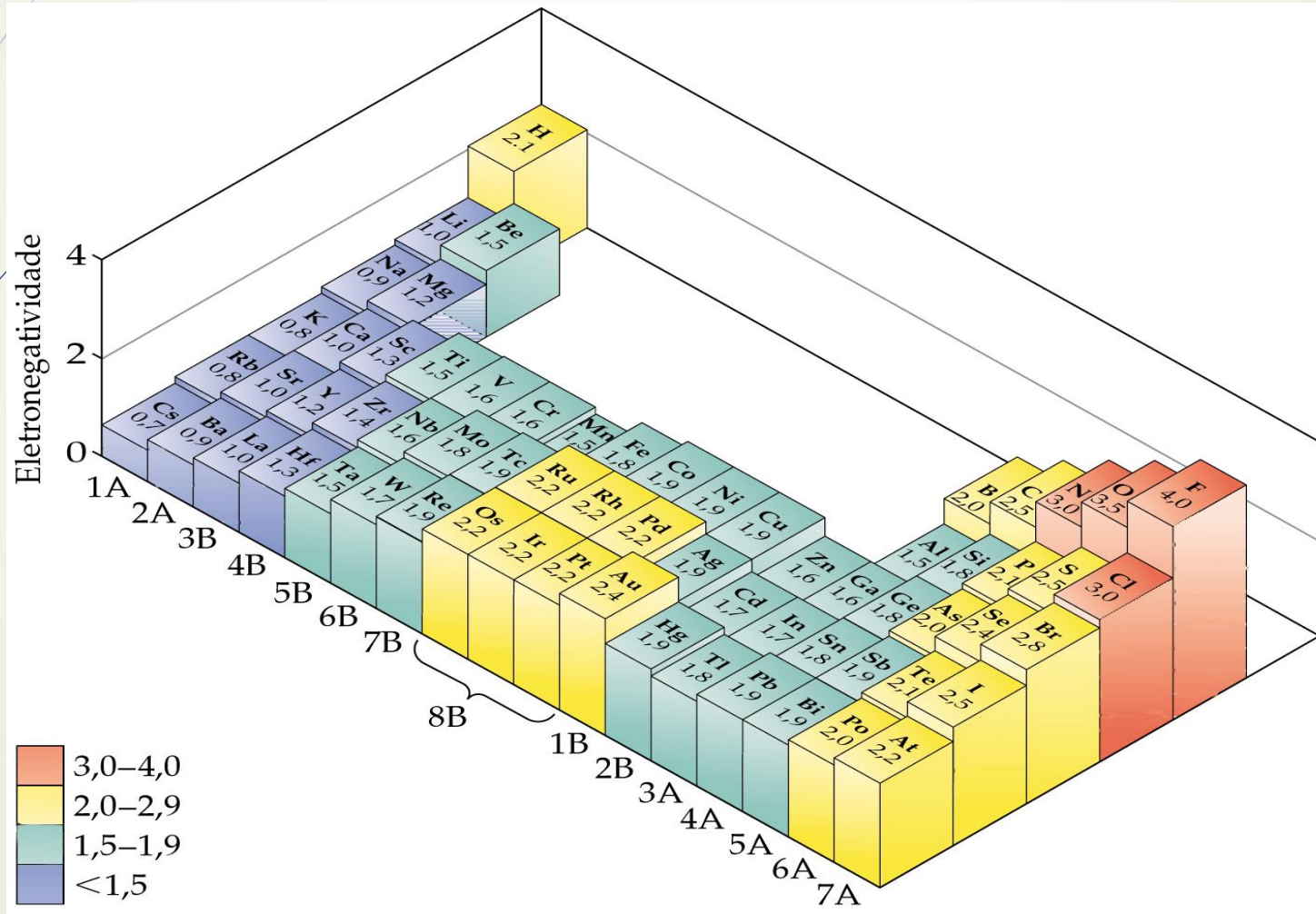
Polaridade da ligação e eletronegatividade

Eletronegatividade

- **Eletronegatividade:** é a habilidade de um átomo de atrair elétrons para si *em certa molécula*.
- Pauling estabeleceu as eletronegatividades em uma escala de 0,7 (Cs) a 4,0 (F).
- A eletronegatividade aumenta:
 - ao longo de um período e
 - ao subir em um grupo.

Polaridade da ligação e eletronegatividade

Eletronegatividade



Polaridade da ligação e eletronegatividade

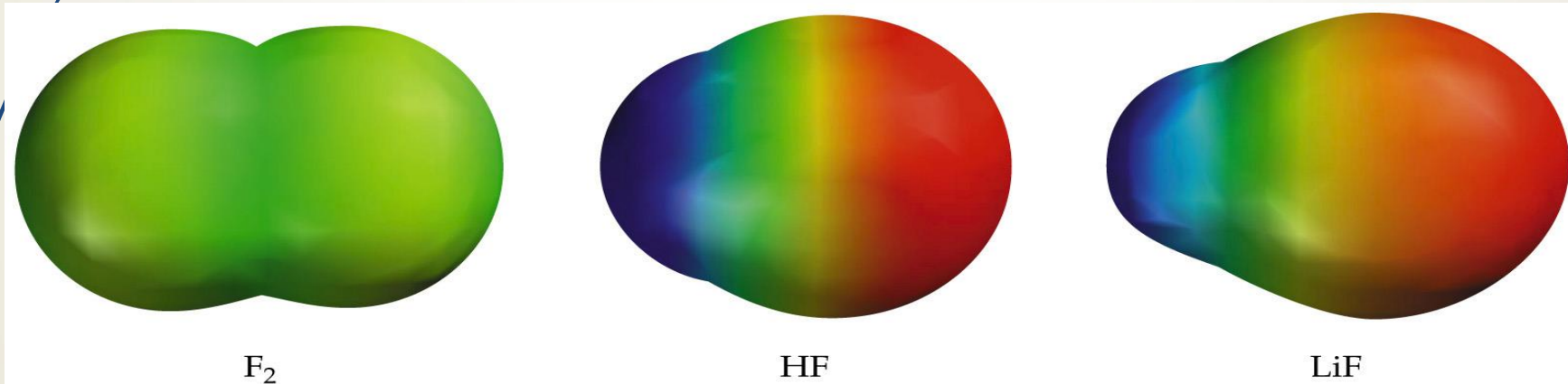
Eletronegatividade e polaridade de ligação

- A diferença na eletronegatividade entre dois átomos é uma medida da polaridade de ligação:
 - as diferenças de eletronegatividade próximas a 0 resultam em ligações covalentes apolares (compartilhamento de elétrons igual ou quase igual);
 - as diferenças de eletronegatividade próximas a 2 resultam em ligações covalentes polares (compartilhamento de elétrons desigual);
 - as diferenças de eletronegatividade próximas a 3 resultam em ligações iônicas (transferência de elétrons).

Polaridade da ligação e eletronegatividade

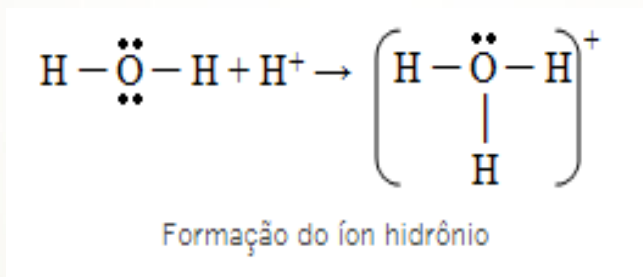
Eletronegatividade e polaridade de ligação

- Não há distinção acentuada entre os tipos de ligação.
- A extremidade positiva (ou polo) em uma ligação polar é representada por $\delta+$ e o polo negativo por $\delta-$.



➤ ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

- 1- Determine a fórmula do composto binário estável formado pela reação do Nitrogênio com o Flúor, e desenhe a correspondente estrutura de Lewis.
2. O elemento “A” possui número atômico igual a 6, enquanto o elemento “B” possui número atômico igual a 8. A molécula que representa corretamente o composto formado por esses dois elementos é:
3. À molécula de água, H_2O , pode-se adicionar o próton H^+ , produzindo o íon hidrônio H_3O^+ .



No hidrônio, quantos pares de elétrons pertencem, no total, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio?