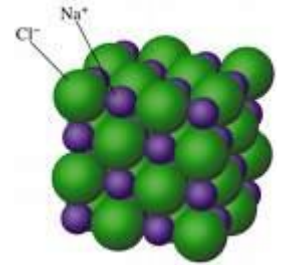
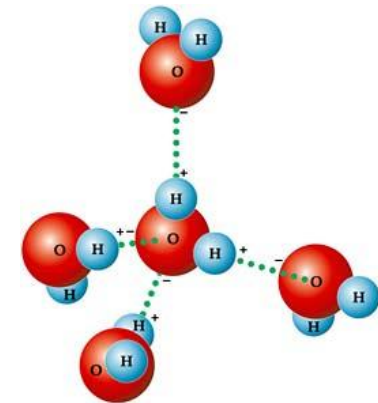
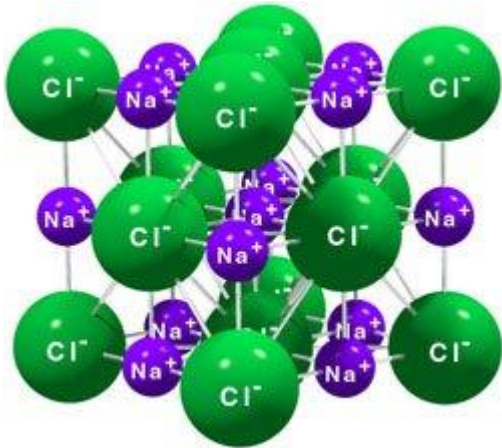




UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO  
Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos  
**Departamento de Ciências Básicas**



ZAB1007- Química Geral  
**Ligação Química**



**Prof. Dr. Gelson Andrade Conceição**

**Será que você domina os  
mistérios ocultos da Química?**





**Por que o hidrogênio ficou triste quando foi preso?**

a. ( ) Porque ele só pode fazer uma ligação

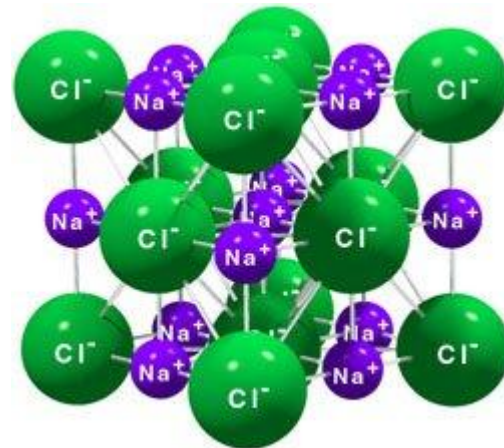
b. ( ) Porque ele está sozinho na cela.

c. ( ) Porque tem direito a uma ligação, mas não tem família.

# Ligações Químicas

Ligações químicas referem-se às forças que agem entre os átomos mantendo-os unidos nos compostos. Os dois principais tipos de ligações químicas são:

- **Ligação iônica:**
  - interações de origem eletrostática
  - “doação” de um ou mais elétrons de um átomo ou espécie para outro.



# Ligações Químicas

- **Ligação covalente:** resulta do compartilhamento entre um ou mais pares de elétrons entre dois átomos.

Na maioria dos compostos as ligações não são nem 100% iônicas, nem 100% covalentes, mas um intermediário entre ambas



# Generalizações a respeito de propriedades de compostos iônicos e covalentes

## Compostos iônicos

- São sólidos na temperatura ambiente com altos pontos de fusão.
- Muitos compostos são solúveis em solventes polares (água, por exemplo)
- Maioria são insolúveis em solventes apolares, como hexano e tetracloreto de carbono.
- Compostos fundidos são condutores de eletricidade (presença de íons).
- Soluções aquosas conduzem eletricidade (presença de íons).
- São normalmente formados por átomos com diferença de eletronegatividade acentuada (metal e não metal, por exemplo)

## Compostos covalentes

- São gases, líquidos ou sólidos de baixo ponto de fusão na temperatura ambiente.
- Muitos compostos são insolúveis em solventes polares
- Maioria são solúveis em solventes apolares, como hexano e tetracloreto de carbono.
- Compostos líquidos ou fundidos não conduzem eletricidade.
- Soluções aquosas normalmente são maus condutores de eletricidade.
- São normalmente formados por átomos com eletronegatividades similares (não metal e não metal, por exemplo)

# Ligações Químicas

- envolvem elétrons da última camada dos elementos. É a chamada **camada de valência**.

**CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS.**  
Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do Carbono

**TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS**

**ATENÇÃO:**

- O carbono 12 serve como referência às massas atômicas.
- Os elementos artificiais são apresentados em cor verde.
- São chamados: - representativos ou não de transição os elementos dos grupos - A (todos) - B (somente 1B e 2B)
- transição simples: 3B até 8B
- transição interna: Terras Raras - Lantanídeos (57 a 71) - Actínidos (89 a 103)

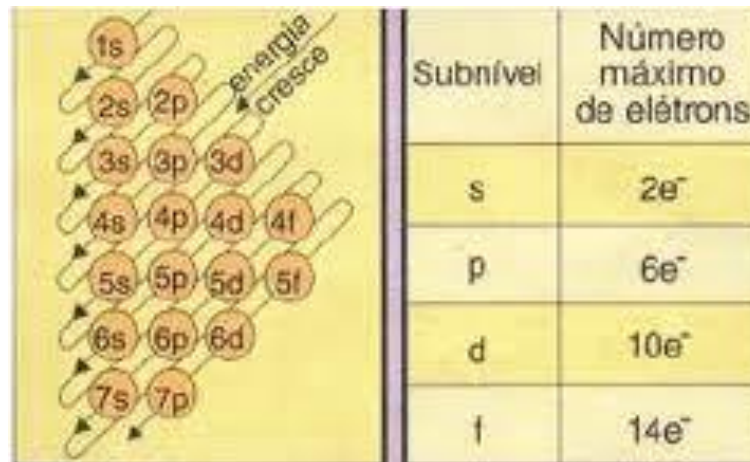
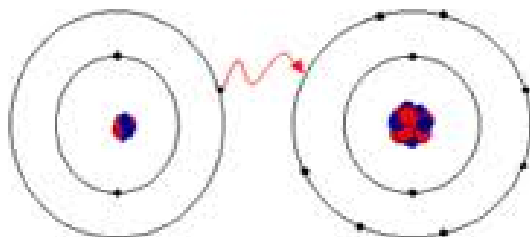
**ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO**

**LEGENDA:** Metais, Não-Metais, Artificiais, Gases e Não-Metais, Semimetais, Líquidos

**CHAVE**

NÚMERO ATÔMICO: 14,0067  
 MASSA ATÔMICA: 14,0067  
 PUNTO DE EMBUIÇÃO °C: -210,15  
 PUNTO DE FUSÃO °C: -210,15  
 DENSIDADE (g/cm³): 0,917  
 ESTADOS DE OXIDAÇÃO: +1, +2, +3, +4, +5, +6  
 SÍMBOLO: N  
 ESTRUTURA ELETRÔNICA: 1s² 2s² 2p³  
 NOME: Nitrogênio

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1,00797 Hidrogênio	2 He 4,0026 Hélio	3 Li 6,909 Lítio	4 Be 9,0122 Berílio	5 B 10,811 Boro	6 C 12,011 Carbono	7 N 14,007 Nitrogênio	8 O 15,999 Oxigênio	9 F 18,998 Fluor	10 Ne 20,183 Neônio	11 Na 22,990 Sódio	12 Mg 24,312 Magnésio	13 Al 26,982 Alumínio	14 Si 28,086 Silício	15 P 30,974 Fósforo	16 S 32,06 Enxofre	17 Cl 35,453 Cloro	18 Ar 39,948 Argônio
19 K 39,098 Potássio	20 Ca 40,08 Cálcio	21 Sc 44,956 Escândio	22 Ti 47,88 Titânio	23 V 50,942 Vanádio	24 Cr 51,996 Cromo	25 Mn 54,938 Manganês	26 Fe 55,847 Ferro	27 Co 58,933 Cobalto	28 Ni 58,71 Níquel	29 Cu 63,54 Cobre	30 Zn 65,37 Zinco	31 Ga 69,72 Gálio	32 Ge 72,6 Germano	33 As 74,922 Arsênio	34 Se 78,96 Selênio	35 Br 79,904 Bromo	36 Kr 83,80 Criptônio
37 Rb 85,47 Rubídio	38 Sr 87,62 Estrôncio	39 Y 88,906 Ítrio	40 Zr 91,224 Zircônio	41 Nb 92,906 Níbio	42 Mo 95,94 Molibdênio	43 Tc 98,906 Técnetio	44 Ru 101,07 Ródio	45 Rh 101,07 Ródio	46 Pd 106,36 Paládio	47 Ag 107,87 Prata	48 Cd 112,41 Cádmio	49 In 114,82 Índio	50 Sn 118,71 Estanho	51 Sb 121,76 Antimônio	52 Te 127,6 Telúrio	53 I 126,905 Iodo	54 Xe 131,29 Xenônio
55 Cs 132,905 Césio	56 Ba 137,34 Bário	57 La 138,905 Lantânio	58 Ce 140,12 Cério	59 Pr 140,907 Praseodímio	60 Nd 144,24 Néodímio	61 Pm 144,912 Pmécio	62 Sm 150,36 Samaritelo	63 Eu 151,96 Európio	64 Gd 157,25 Gadolínio	65 Tb 158,925 Terbólio	66 Dy 162,50 Dísprio	67 Ho 164,930 Hólmio	68 Er 167,26 Erbólio	69 Tm 168,934 Tulio	70 Yb 173,04 Ítrio	71 Lu 174,967 Lutécio	
87 Fr 223 Frâncio	88 Ra 226 Rádio	89 Ac 227 Actínio	90 Th 232,038 Tório	91 Pa 231,036 Protactínio	92 U 238,029 Urânio	93 Np 237,048 Neptúlio	94 Pu 244,064 Plutônio	95 Am 243,061 Americônio	96 Cm 247,070 Cúrcio	97 Bk 247,070 Berkelônio	98 Cf 251,083 Califórnio	99 Es 252,083 Einsteinônio	100 Fm 257,105 Fermônio	101 Md 258,105 Mendelevônio	102 No 259,105 Nobelônio	103 Lw 262,105 Livermório	



- Nos estudos de ligação química é mais conveniente representarmos os átomos e suas ligações em função dos elétrons da camada de valência. Essas representações são as chamadas **“representações de Lewis”**



# Representação de Lewis para os elementos representativos

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
elétrons na camada de valência	1	2	3	4	5	6	7	8 elétrons exceto He
<b>Período 1</b>	H ·							He :
<b>Período 2</b>	Li ·	Be :	·B·	·C·	·N·	·O:	·F:	:Ne:
<b>Período 3</b>	Na ·	Mg :	·Al·	·Si·	·P·	·S:	·Cl:	:Ar:
<b>Período 4</b>	K ·	Ca :	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se:	·Br:	:Kr:
<b>Período 5</b>	Rb ·	Sr :	·In·	·Sn·	·Sb·	·Te:	·I:	:Xe:
<b>Período 6</b>	Cs ·	Ba :	·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po:	·At:	:Rn:
<b>Período 7</b>	Fr ·	Ra :						

## Ligações iônicas

- Ligações iônicas são formadas pela **atração eletrostática** entre íons.
- Íons com cargas positivas são chamados de **cátions** e íons com cargas negativas são chamados de **ânions**.
- Íons que consistem de apenas um átomo são chamados de **monoatômicos** ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ), enquanto íons com mais de um átomo são chamados de **poliatômicos** ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$ ).
- Os átomos de um **íon poliatômico** estão normalmente unidos por ligações covalentes.

## Ligações iônicas

De acordo com as discussões anteriores a respeito de:

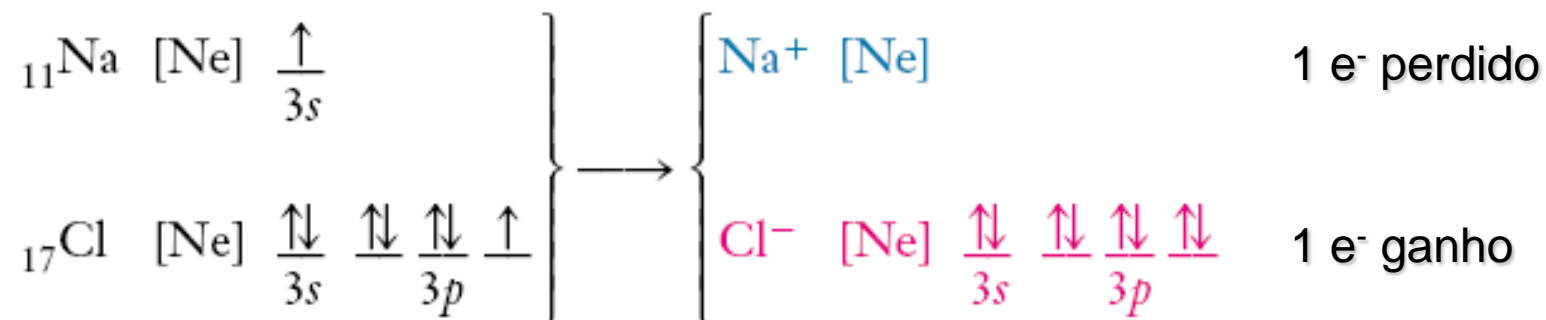
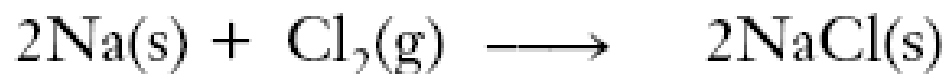
- Energia de ionização
- Afinidade Eletrônica
- Eletronegatividade

ligações iônicas sejam formadas mais facilmente quando elementos com **baixa energia de ionização** (metais) reagem com elementos que possuem valores bastante negativos de **afinidade eletrônica** (não metais).

**Ligações iônicas são formadas por elementos com grande diferença entre suas eletronegatividades.**

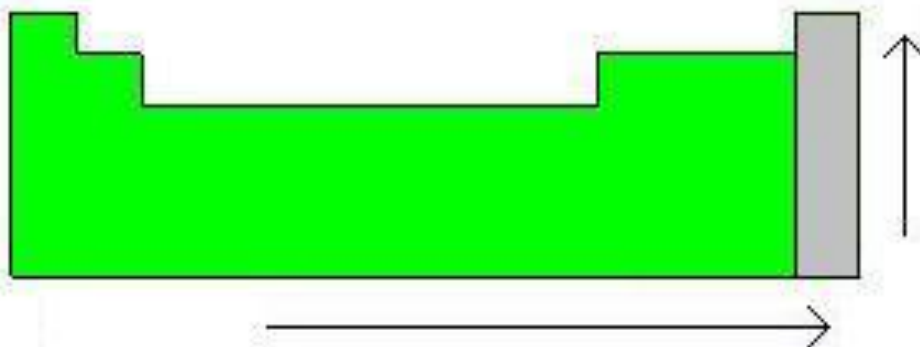
## Ligações iônicas – metais do grupo IA e não metais do grupo VIIA

- Formação do cloreto de sódio



## Ligações iônicas – metais do grupo IA e não metais do grupo VIIA

- A fórmula NaCl não quer dizer que o composto é iônico, e uma vez que os valores absolutos de eletronegatividade nem sempre estão disponíveis, deve-se conhecer a regra geral de variação periódica da eletronegatividade. Em geral:



Em qual composto o caráter de ligação iônica é mais pronunciado ?

CsF e LiI

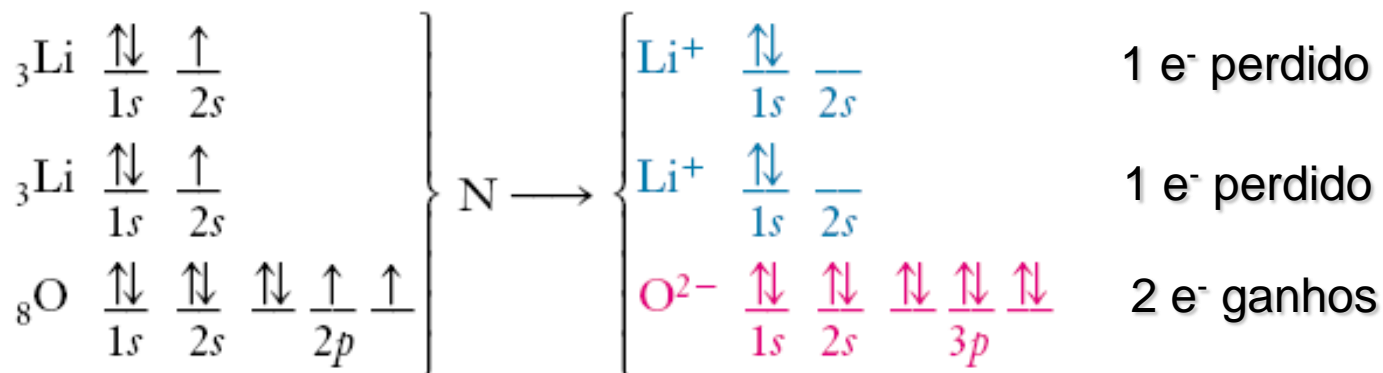
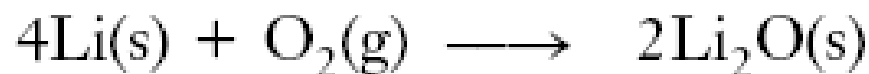
## Ligações iônicas

- A **formação de íons isolados** (cátions e ânions) a partir de átomos **pode não ser um processo favorável**. Desta forma deve existir algum processo que torne a formação de compostos iônicos favoráveis do ponto de vista da estabilidade.
- Esse processo é a atração eletrostática entre os dois íons (positivo e negativo). De acordo com a lei de Coulomb:

$$F \propto \frac{q^+ \cdot q^-}{d^2}$$

- *Quanto maior a carga dos íons e menor os seus tamanhos, maior será a força de atração eletrostática.*

## Ligações iônicas – metais do grupo IA e não metais do grupo VIA

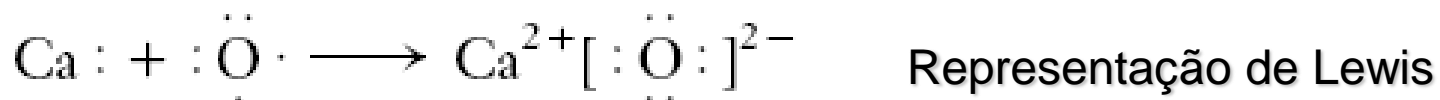
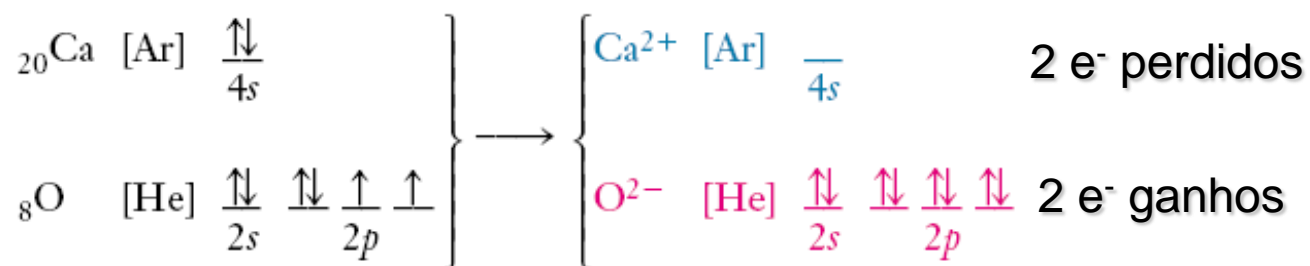


## Ligações iônicas – metais do grupo IA e não metais do grupo VIA

- Em comparação com os íons  $\text{Na}^+$ , íons  $\text{Li}^+$  tem um raio muito menor.
- Em comparação com os íons  $\text{Cl}^-$ , os íons  $\text{O}^{2-}$  tem um raio menor, além de possuir 2 cargas negativas.
- o produto das cargas (numerador da lei de Coulomb) é maior, e a distância que separa as cargas (denominador da lei de Coulomb) é menor. **A força eletrostática que une  $\text{Li}^+$  e  $\text{O}^{2-}$  é maior que a que une  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .**
- O ponto de fusão de  $\text{Li}_2\text{O}$  ( $>1700\text{ }^\circ\text{C}$ ) é muito maior que o do  $\text{NaCl}$  ( $801\text{ }^\circ\text{C}$ ).



## Ligações iônicas – metais do grupo IIA e não metais do grupo VIA



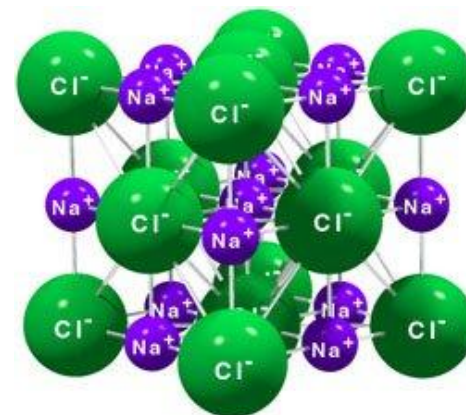
## Ligações iônicas – metais do grupo IIA e não metais do grupo VIA

- Os íons  $\text{Ca}^{+2}$  tem aproximadamente o mesmo raio que os átomos de  $\text{Na}^+$ , porém duas cargas ao invés de uma.
- Novamente, comparação com os íons  $\text{Cl}^-$ , os íons  $\text{O}^{-2}$  tem um raio menor, além de possuir 2 cargas negativas.
- Como consequência o produto das cargas (numerador da lei de Coulomb) é maior, e a distância que separa as cargas (denominador da lei de Coulomb) é menor. **A força eletrostática que une  $\text{Ca}^{+2}$  e  $\text{O}^{-2}$  é maior que a que une  $\text{Li}^+$  e  $\text{O}^{-2}$ , e muito maior que a que une  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .**
- O ponto de fusão de  $\text{CaO}$  é aproximadamente  $2580\text{ }^\circ\text{C}$ .

## Ligações iônicas e energia

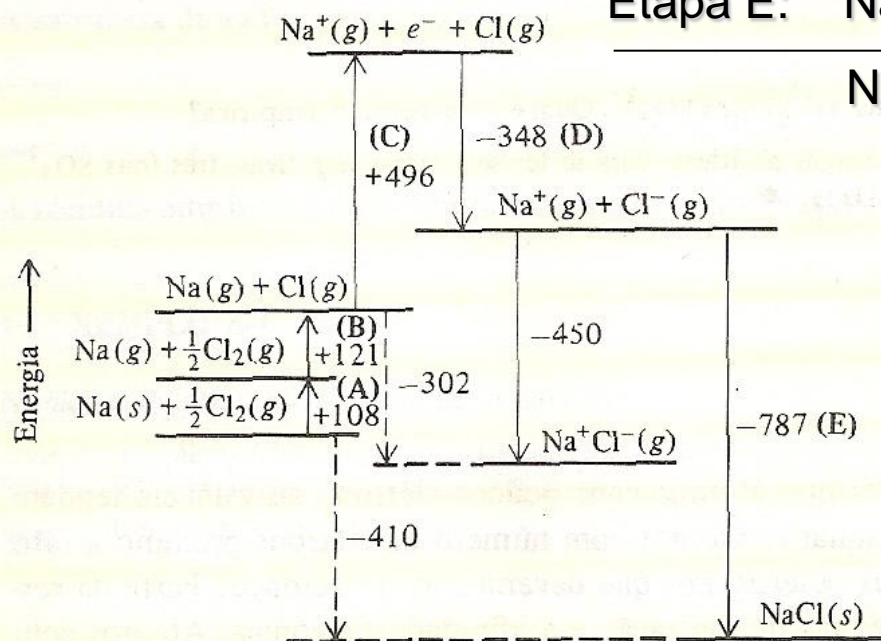
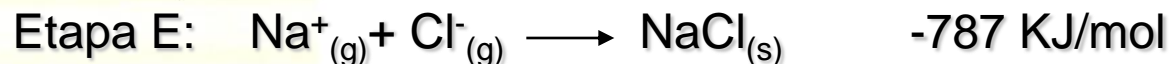
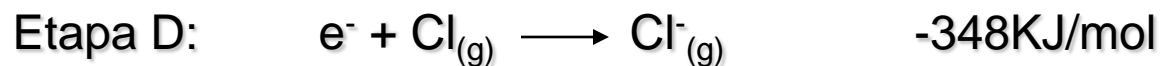
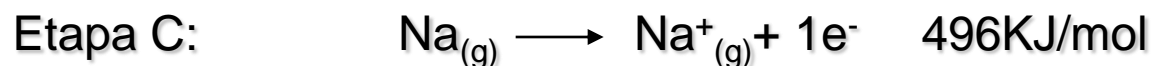
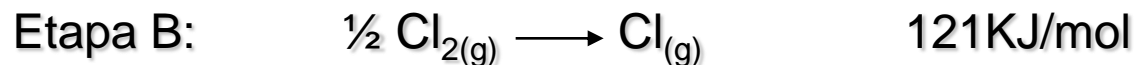
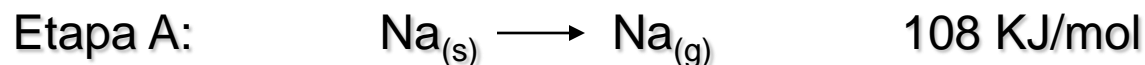
- A “**energia do retículo cristalino**” é definida como a energia necessária para que 1 mol do composto no seu estado sólido cristalino passe para o estado de íons gasosos.
- Energia do retículo cristalino do NaCl é igual a  $-787 \text{ KJ/mol}$

• Isso quer dizer que: *1 mol de NaCl sólido é 789 KJ mais estável do que se tivéssemos 1 mol de íons  $\text{Na}^+$  e 1 mol de  $\text{Cl}^-$  separados no estado gasoso.*



- A estabilidade de um composto iônico pode ser medida computando-se toda a energia gasta ou liberada desde a produção dos íons até a formação do retículo cristalino.

## Ligações iônicas e energia – formação do NaCl



# Compostos iônicos binários simples

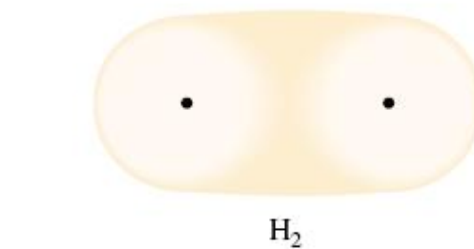
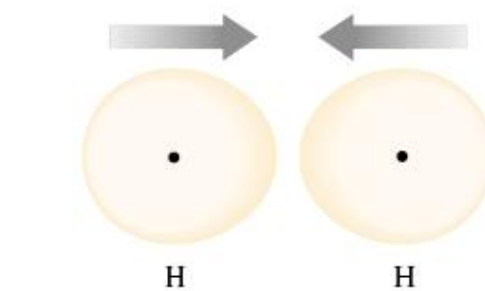
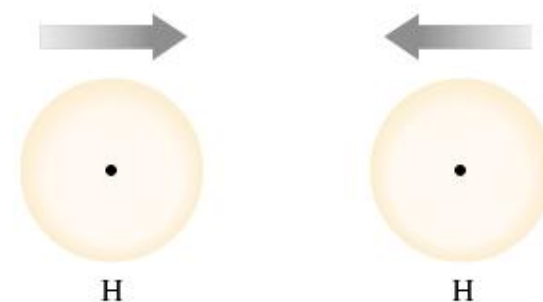
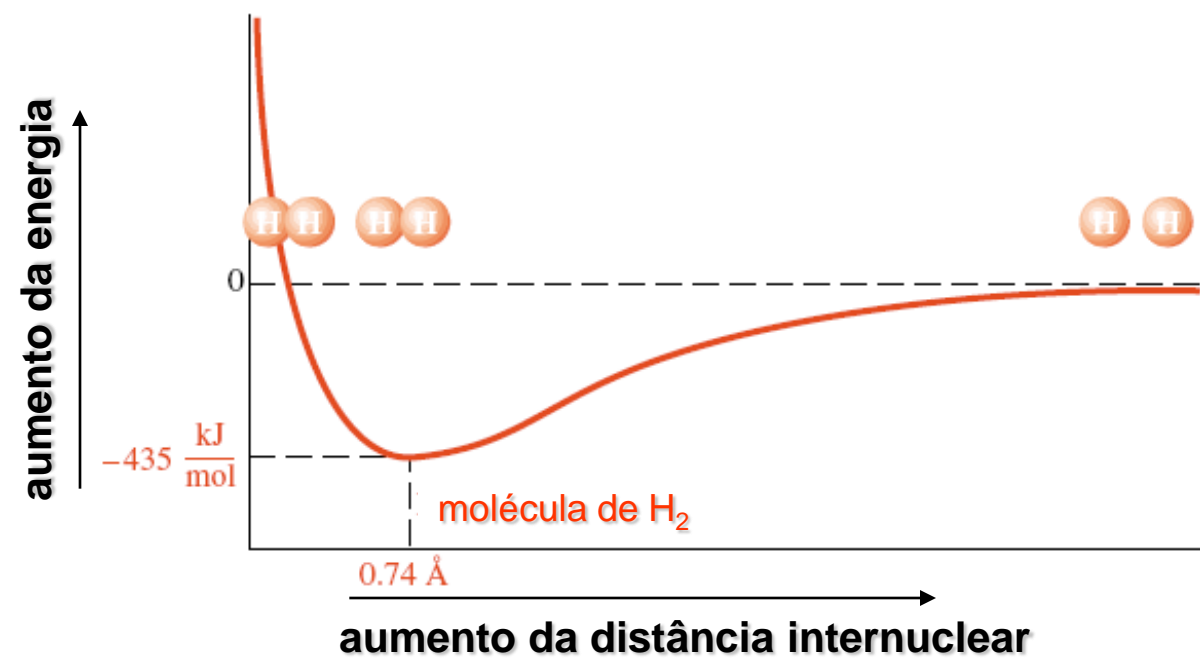
metal		não metal		fórmula geral	íons presentes	exemplo
IA*	+	VIIA	→	MX	(M <sup>+</sup> , X <sup>-</sup> )	LiBr
IIA	+	VIIA	→	MX <sub>2</sub>	(M <sup>2+</sup> , 2X <sup>-</sup> )	MgCl <sub>2</sub>
IIIA	+	VIIA	→	MX <sub>3</sub>	(M <sup>3+</sup> , 3X <sup>-</sup> )	GaF <sub>3</sub>
IA*†	+	VIA	→	M <sub>2</sub> X	(2M <sup>+</sup> , X <sup>2-</sup> )	Li <sub>2</sub> O
IIA	+	VIA	→	MX	(M <sup>2+</sup> , X <sup>2-</sup> )	CaO
<b>IIIA</b>	+	VIA	→	M <sub>2</sub> X <sub>3</sub>	(2M <sup>3+</sup> , 3X <sup>2-</sup> )	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
IA*	+	VA	→	M <sub>3</sub> X	(3M <sup>+</sup> , X <sup>3-</sup> )	Li <sub>3</sub> N
IIA	+	VA	→	M <sub>3</sub> X <sub>2</sub>	(3M <sup>2+</sup> , 2X <sup>3-</sup> )	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub>
IIIA	+	VA	→	MX	(M <sup>3+</sup> , X <sup>3-</sup> )	AlP

## Ligações covalentes

- Ligações covalentes são formadas em geral por dois ou mais átomos de elementos não-metálicos.
- Em ligações covalentes a diferença entre a eletronegatividade dos átomos participantes é nula ou muito reduzida.
- Apesar de serem originados por ligações intra-moleculares fortes, as forças que mantêm as substâncias covalentes unidas (forças intermoleculares) são relativamente fracas, o que resulta em substâncias com pontos de fusão e ebulição reduzidos quando comparados às substâncias iônicas.

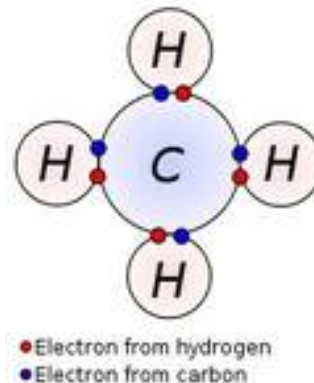
# Ligações covalentes

## A molécula de hidrogênio ( $H_2$ )



## Ligações covalentes – A regra do octeto

- Quando participam em ligações químicas os átomos tendem a maior estabilidade adquirindo a configuração do gás nobre anterior ao seu número atômico, ou seja, **8 elétrons** na camada de valência (com exceção do He que possui 2 elétrons).





## Ligações covalentes – Fórmulas de Lewis

Como obter uma estrutura de Lewis?

Escrever as fórmulas de Lewis para as seguintes espécies covalentes:



## Ligações covalentes – Carga formal

- A **carga formal é uma carga hipotética** atribuída a um átomo em uma molécula ou íon poliatômico no sentido de auxiliar na determinação mais provável da estrutura de Lewis.

$$\text{Carga Formal} = N_{ev} - Nl - N_{enc}$$

$N_{ev}$ : número de elétrons de valência do átomo

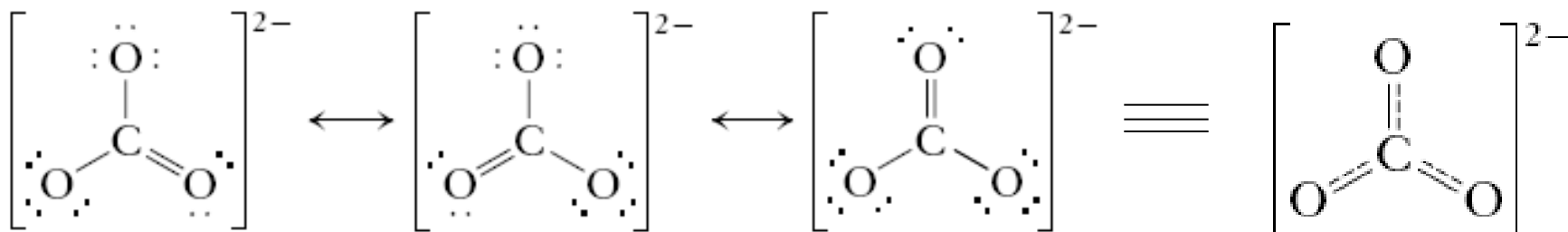
$Nl$ : número de ligações do átomo na espécie considerada

$N_{enc}$ : número de elétrons não-compartilhados

- A **estrutura mais favorável de uma determinada espécie** (molécula ou íon poliatômico) é aquela na qual o valor da carga formal dos átomos que a compõem é igual a zero, ou próximo deste valor.
- A **somatória da carga formal** de todos os átomos de uma molécula neutra deve ser igual a zero, e de **um íon poliatômico** deve ser igual a carga deste íon.
- **Cargas formais negativas** devem preferencialmente situarem-se em átomos mais eletronegativos

## Ligações covalentes – Ressonância

- Quando uma molécula ou um íon poliatômico pode ser representado por mais de uma estrutura de Lewis sem que se modifique o arranjo atômico diz-se que esta espécie apresenta o “efeito de ressonância”



- Experimentos mostram que as ligações C-O no íon carbonato não possuem caráter nem de simples ligação, nem de dupla ligação.

Comprimento de ligação típica C-O simples: 1,43 Angstroms

Comprimento de ligação típica C-O dupla: 1,22 Angstroms

Comprimento de ligação C-O no íon carbonato: 1,29 Angstroms

## Ligações covalentes – Carga formal

- Ex.: Calcular a carga formal dos átomos no íon amônio  $\text{NH}_4^+$ .
- Ex.: Calcular a carga formal dos átomos no ácido perclórico  $\text{HClO}_4$ .
- Qual das estruturas de ressonância abaixo é a mais provável ?

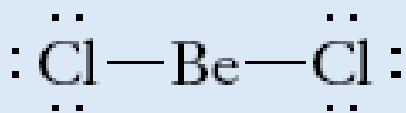


## Ligações covalentes – Algumas exceções ao octeto

- Compostos covalentes de Be

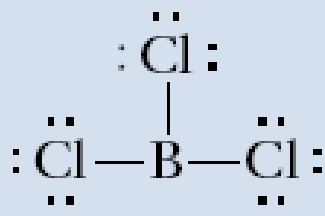
O berílio faz duas ligações covalentes, desta forma considera-se o número de elétrons para se atingir a estabilidade igual a 4.

Ex.: Estrutura de Lewis para  $\text{BeCl}_2$



- Compostos covalentes do grupo IIIA

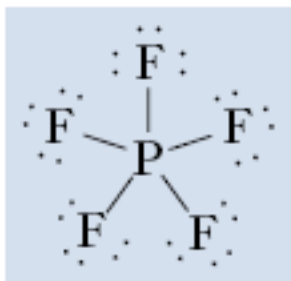
A maior parte dos átomos da família IIIA (especialmente o boro) fazem 3 ligações covalentes, desta forma considera-se o número de elétrons para se atingir a estabilidade igual a 6. Ex.:  $\text{BCl}_3$



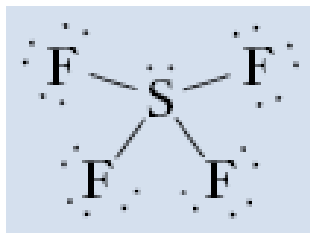
## Ligações covalentes – Algumas exceções ao octeto

- Compostos no qual o número de elétrons a serem compartilhados é inferior ao número necessário.

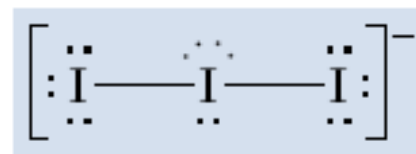
Ex.:  $\text{PF}_5$



Ex.:  $\text{SF}_4$



Ex.:  $\text{I}_3^-$



## Ligações covalentes – Polaridade

Quanto maior a diferença entre os valores de eletronegatividade, maior será a polaridade da ligação

	F—Br	F—Cl	Cl—I	Cl—Br	Cl—Cl	F—F
EN:	$\underbrace{4.0 \quad 2.8}$	$\underbrace{4.0 \quad 3.0}$	$\underbrace{3.0 \quad 2.5}$	$\underbrace{3.0 \quad 2.8}$	$\underbrace{3.0 \quad 3.0}$	$\underbrace{4.0 \quad 4.0}$
$\Delta(\text{EN})$ :	1.2	1.0	0.5	0.2	0	0

$\Delta(\text{EN})$ for the bonding atoms	zero	→ intermediate	→ large
Bonding types	nonpolar covalent	→ polar covalent	→ ionic

