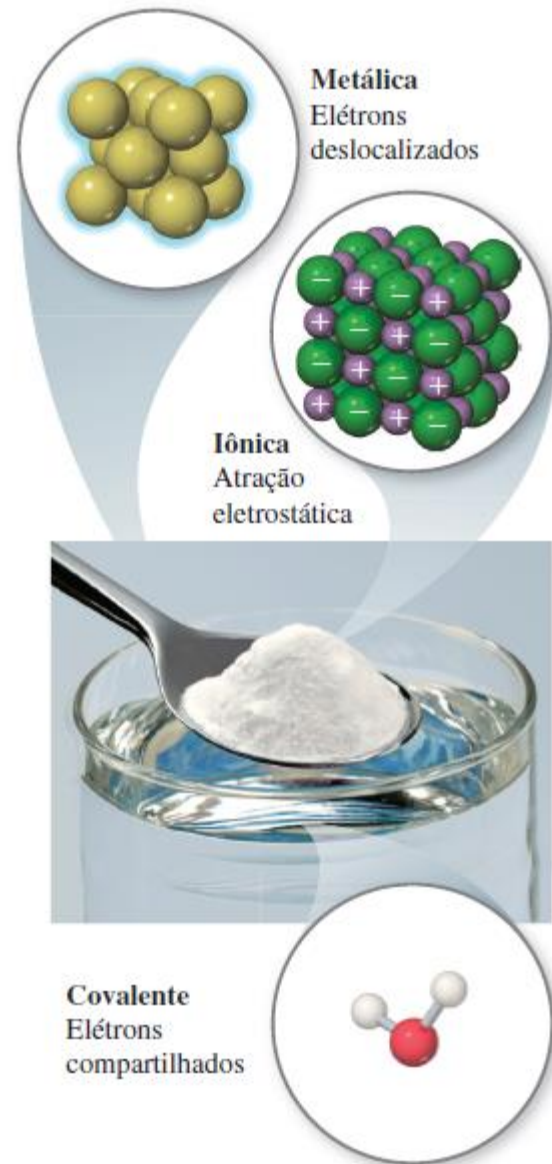


# Ligações Químicas



**Figura 8.1** Ligações iônicas, covalentes e metálicas. Nas três diferentes substâncias mostradas aqui, há diferentes tipos de ligações químicas.

# Ligações Químicas

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

# Símbolos de Lewis e regra do octeto

- ✓ O **símbolo de Lewis** para um elemento consiste no símbolo químico do elemento mais um ponto representando cada elétron de valência. Os pontos são colocados nos quatro lados do símbolo, e cada lado pode acomodar até dois elétrons.

**Tabela 8.1** Símbolos de Lewis.

Grupo	Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis	Elemento	Configuração eletrônica	Símbolo de Lewis
1A	Li	[He]2s <sup>1</sup>	Li·	Na	[Ne]3s <sup>1</sup>	Na·
2A	Be	[He]2s <sup>2</sup>	·Be·	Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	·Mg·
3A	B	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	·B·	Al	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	·Al·
4A	C	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	·C·	Si	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	·Si·
5A	N	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	·N:	P	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	·P:
6A	O	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	:O:	S	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	:S:
7A	F	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	·F:	Cl	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	·Cl:
8A	Ne	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	:Ne:	Ar	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	:Ar:

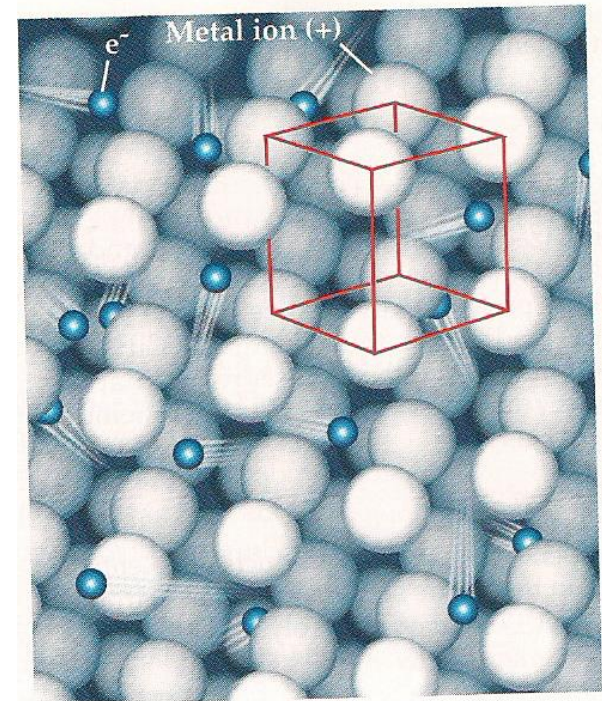
# Símbolos de Lewis e regra do octeto

- ✓ Todos os gases nobres, com exceção do He, apresentam oito elétrons na camada de valência, assim como muitos átomos, em reações, acabam ficando com oito elétrons de valência.
- ✓ Essa observação levou a uma regra conhecida como **regra do octeto**: átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons até que estejam circundados por oito elétrons de valência.
- ✓ Um octeto de elétrons em um átomo consiste em subcamadas  $s$  e  $p$  preenchidas. Em um símbolo de Lewis, o octeto é formado por quatro pares de elétrons de valência dispostos em torno do símbolo do elemento.

# Metais

Grande número de entidades iguais mantidas coesas em um retículo cristalino.

Os metais exibem uma série de propriedades em comum: todos são sólidos nas condições ambientes (exceto o Hg), têm brilho metálico, maleabilidade, ductilidade, boa condutividade térmica e elétrica.



# Ligações Metálicas

Metais: 1 a 3 elétrons na camada de valência.



Baixos valores de **EI**: tendência a formar cátions.  
(Alta eletropositividade)



Liberação parcial dos elétrons mais externos dos átomos do elemento metálico.



Cátions formados + elétrons livres.

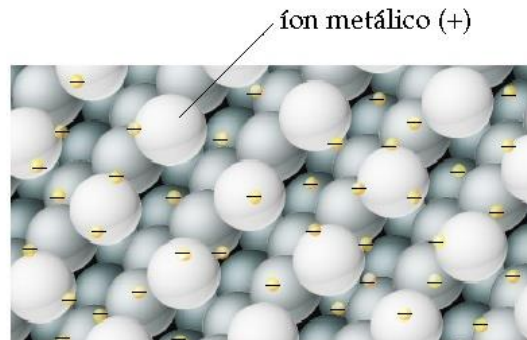


Substância simples metálica.

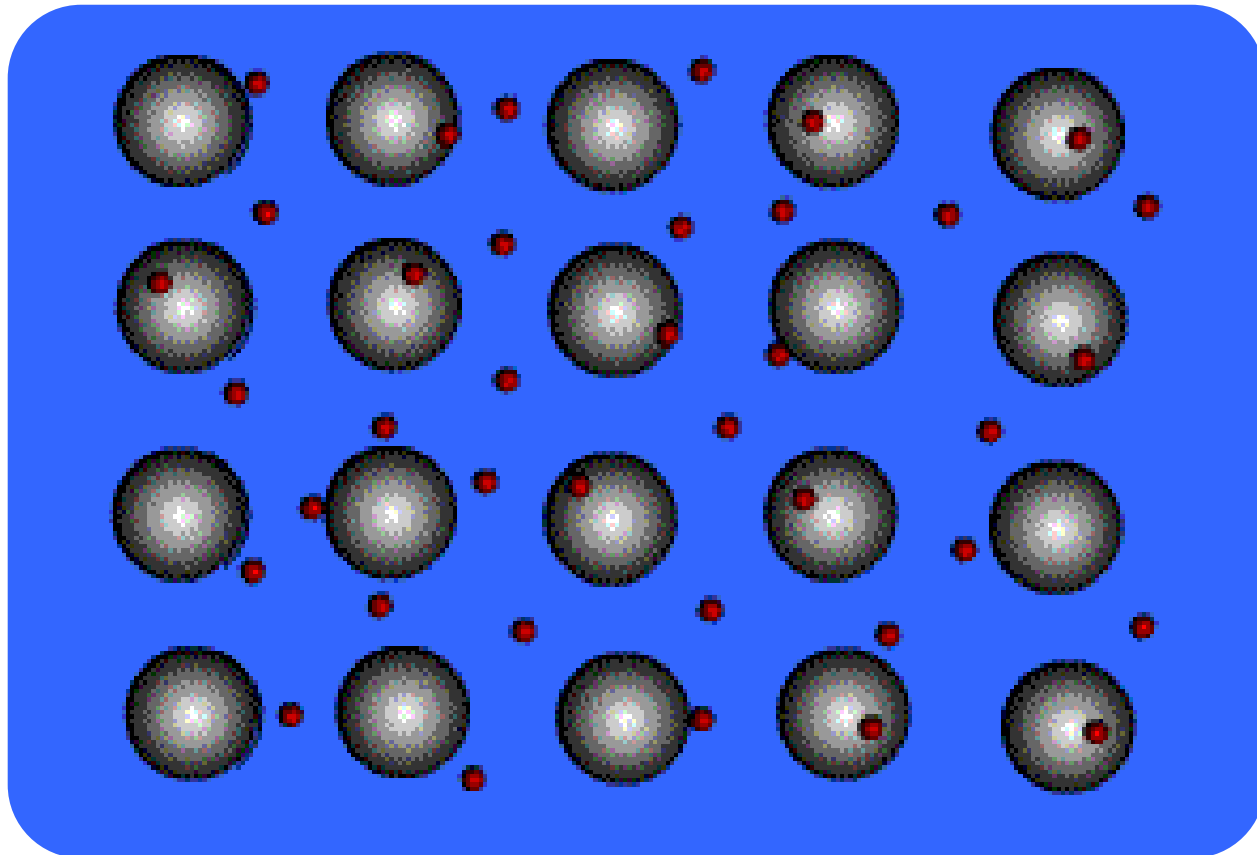
# Modelo Mar de Elétrons

Utilizamos um modelo deslocalizado para os elétrons em um metal.

- Nenhum elétron é localizado entre 2 átomos de metal.
- Os elétrons podem fluir livremente através do metal.
- Sem quaisquer ligações definidas, os metais são fáceis de deformar (e são maleáveis e dúcteis).



Os elétrons de valência não estão ligados aos átomos, mas deslocalizados por todo o cristal, movendo-se livremente em todas as direções e sendo “*utilizados*” por todos os cátions com igual probabilidade.





# Modelo da Ligação Metálica

Os cátions do metal agrupam-se segundo um arranjo geométrico definido, denominado **estrutura cristalina** ou **célula unitária**.

Nas células unitárias têm suas cargas positivas estabilizadas pelos elétrons livres, que ficam envolvendo a estrutura como uma nuvem eletrônica.

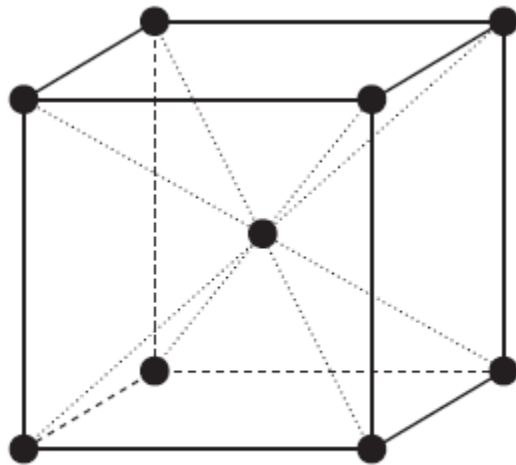
Os elétrons livres são dotados de certo movimento, o que justifica a propriedade que os metais possuem de conduzir corrente elétrica na fase sólida.

# Modelo da Ligação Metálica

Uma amostra de metal é constituída por um número imenso de células unitárias.

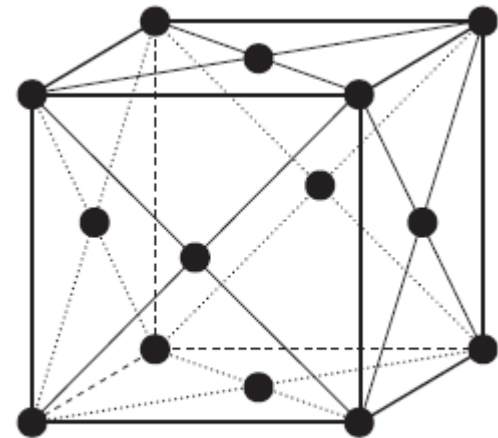
Exemplos:

Sódio metálico: arranjo cúbico de corpo centrado, Ccc.



Na(s): Ccc.

Alumínio metálico: arranjo cúbico de face centrada. Cfc.



Al(s): Cfc.

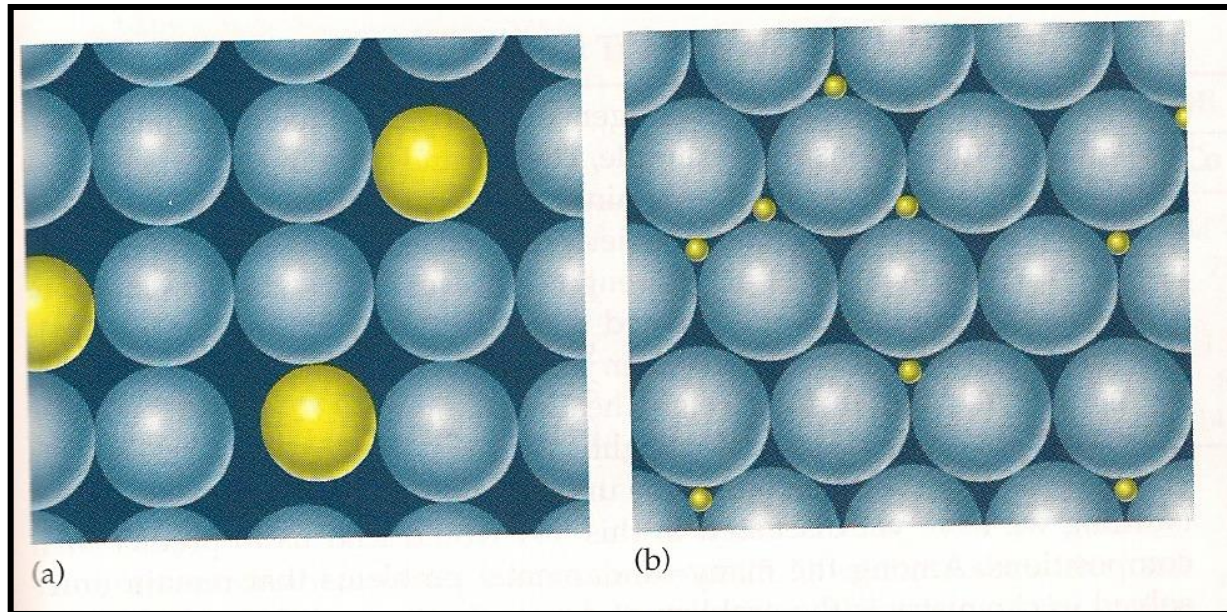
# Modelo da Ligação Metálica

Logo, a correta representação de uma substância metálica como o sódio, por exemplo, seria  $\text{Na}_n$  (s), na qual  $n$  é um número muito grande e indeterminado.

De qualquer forma, é costume abolir o índice  $n$ , representando a substância metálica apenas pelo símbolo do elemento químico (que não existe isoladamente), no caso, apenas por Na (s).

# Ligas Metálicas

- São materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos sendo que pelo menos um deles é metal.



- As ligas possuem propriedades diferentes dos elementos que as originam. Algumas propriedades são tais como diminuição ou aumento do ponto de fusão, aumento da dureza , aumento da resistência mecânica.

# Ligas Metálicas

Para obter uma liga metálica, é necessário submeter as substâncias que formarão a liga a uma temperatura elevada até a fusão completa para, em seguida, deixar a mistura esfriar e solidificar totalmente.

Exemplos de Ligas:

Aço:  $\simeq$  98,5% de ferro, de 0,5 a 1,7% de carbono e traços de silício, enxofre e fósforo.

Empregado na fabricação das mais diversas ligas destinadas a diferentes aplicações

# Ligas Metálicas

Aço inox: 74% de aço, 18% de cromo e 8% de níquel.  
Usado na fabricação de talheres, utensílios de cozinha, decoração.

Bronze comum: 90% de cobre e 10% de estanho.  
Usado na fabricação de engrenagens, artesanato e objetos de decoração.

Latão amarelo: 67% de cobre e 33% de zinco.  
Usado na confecção de tubos, torneiras, decorações.

# Ligas Metálicas

Ouro de 18 quilates: 75% de ouro, 13% de prata e 12% de cobre.

Usado em joalheria, próteses, circuitos eletrônicos de alto desempenho.

Duralumínio: 95,5% de alumínio, 3% de cobre, 1% de manganês e 0,5% de magnésio.

Usado na fabricação de peças de aviões e de automóveis.

Para uso em hidroaviões, são adicionados outros componentes, como o Zr, que protegem contra a corrosão da água do mar.

# Características dos Metais

- Força da ligação metálica: depende da carga dos cátions
- Brilho metálico – interação dos elétrons do metal com os diversos comprimentos de onda incidentes.
- Condução da energia elétrica: elétrons são promovidos a níveis energéticos mais elevados que estão disponíveis (vazios).



# Características dos Metais

## Condução da Energia Térmica:

- ✓ Elétrons “deslocalizados” interagem fracamente com os núcleos.
- ✓ No aquecimento os elétrons adquirem grande quantidade de energia cinética e deslocam-se para as regiões mais frias.
- ✓ Ocorre dissipação desta energia através de choque com outras partículas levando a aquecimento do retículo.

# Características dos Metais

- **Ductilidade e Maleabilidade: capacidade de formar fios e lâminas**
- Dureza, ponto de fusão e ponto de ebulição: dependem primordialmente da força da ligação metálica.
- Os átomos de um metal no estado sólido estão arranjados de modo a formar figuras geométricas bem definidas (retículos metálicos).

# Ligações Químicas

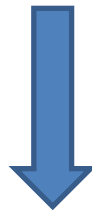
- Uma ligação química é uma união entre átomos.
- Ela se forma entre dois átomos se o arranjo resultante de seus dois núcleos e seus elétrons tiver:



Energia mais baixa que a energia total dos átomos separados.

# Ligações Químicas

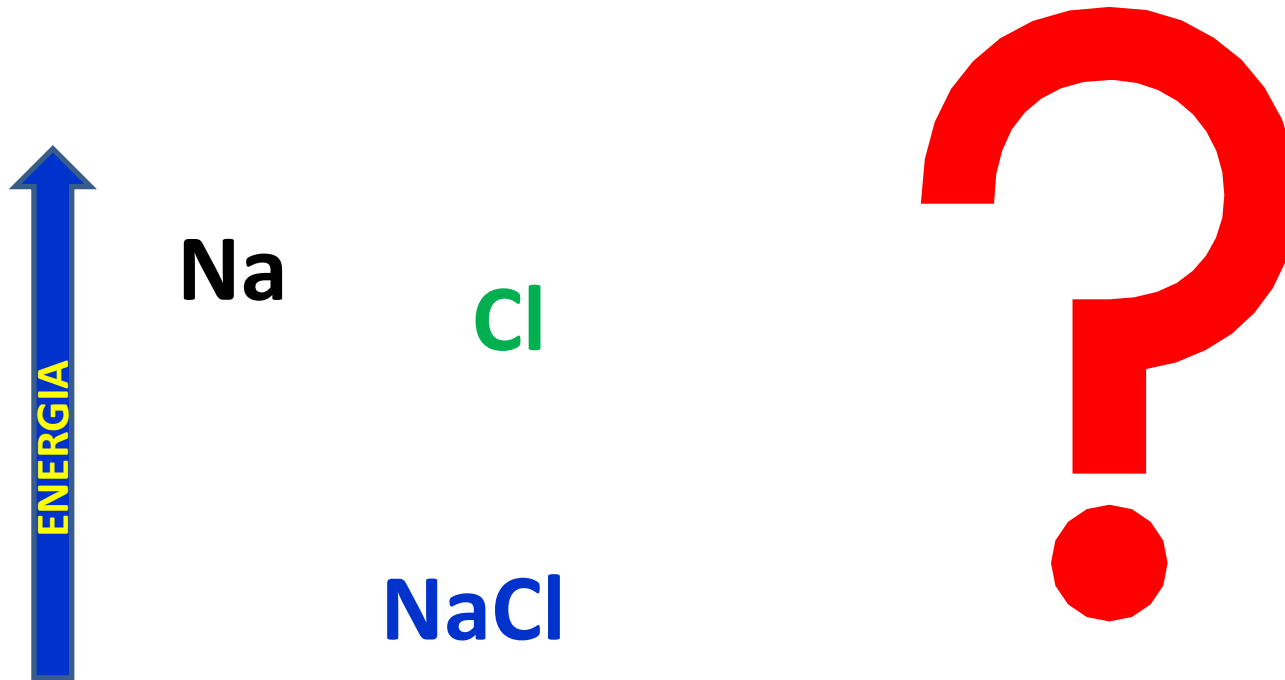
- Se a energia mais baixa for atingida pela transferência completa de um ou mais elétrons forma-se íons;
- O composto formado será mantido pela atração eletrostática entre estes dois íons.



Esta atração é chamada de Ligação Iônica

# Ligações Iônicas

Exemplo: Vamos analisar porque o cloreto de sódio  
Tem a energia mais baixa



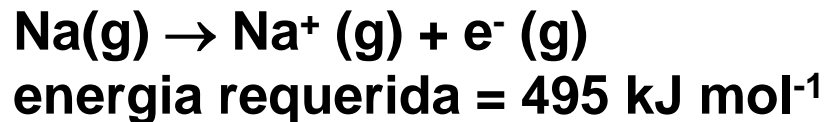
do que os átomos de sódio e cloro, totalmente separados.

# Ligações Iônicas

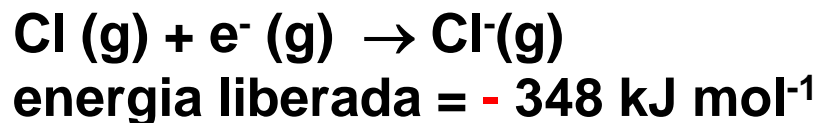
Descrevemos a formação do sólido acontecendo em 3 etapas:

1. átomos de sódio perdem elétrons;

Grupo 1 da Tabela Periódica e tem configuração  $[\text{Ne}]3s^1$ .



2. estes elétrons ligam-se aos átomos de cloro;



O balanço de energia é  $495 - 348 = +147 \text{ kJmol}^{-1}$ ,  
EI AF



um *aumento* de energia.



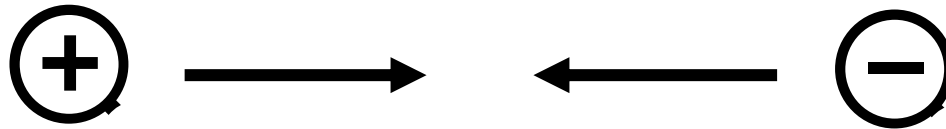
os íons sódio e cloro totalmente separados tem energia mais alta que os átomos de sódio e cloro.



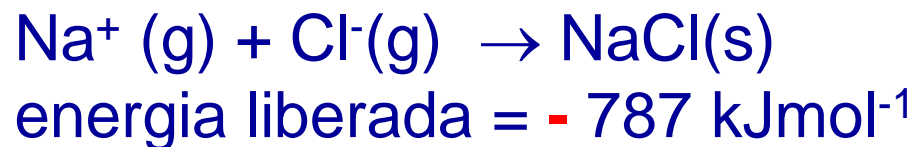
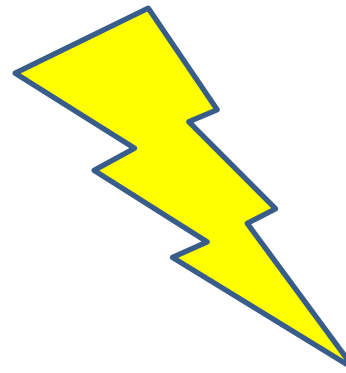
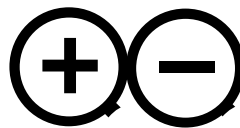
.

Dessa forma, não há razão para se formar NaCl.

3. A contribuição que falta é a forte atração eletrostática entre os íons de carga oposta.



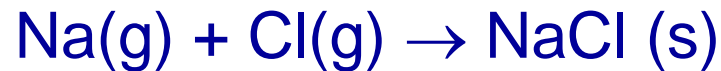
Quando os íons se juntam para formar um sólido cristalino, sua atração mútua libera uma grande quantidade de energia:





# Ligações Iônicas

Então, a mudança de energia líquida no processo global:



é

$$147 - 787 = -640 \text{ kJmol}^{-1}, \text{ decréscimo de energia.}$$

**(EI- AF) - Er**

O sólido, composto de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , tem energia mais baixa que um gás de átomos de Na e Cl.

# Ciclo de Haber-Born ou Born-Haber

Considere a reação global:  
 $\text{Na}(s) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NaCl}(s) \quad \Delta H_f^\circ = ? \text{ kJ}$

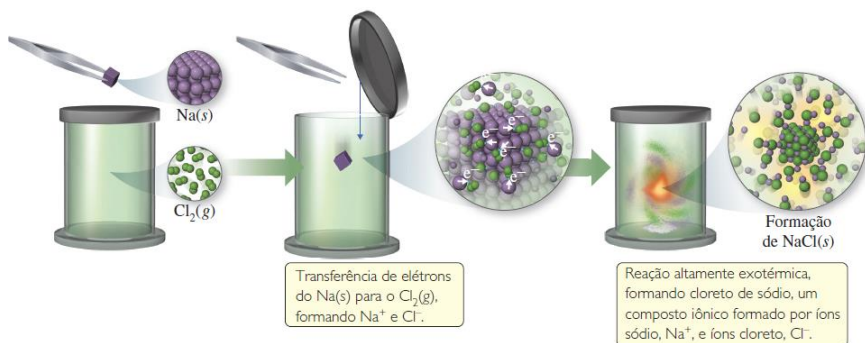


Figura 8.2 Reação entre o sódio metálico e o gás cloro para formar o composto iônico cloreto de sódio.

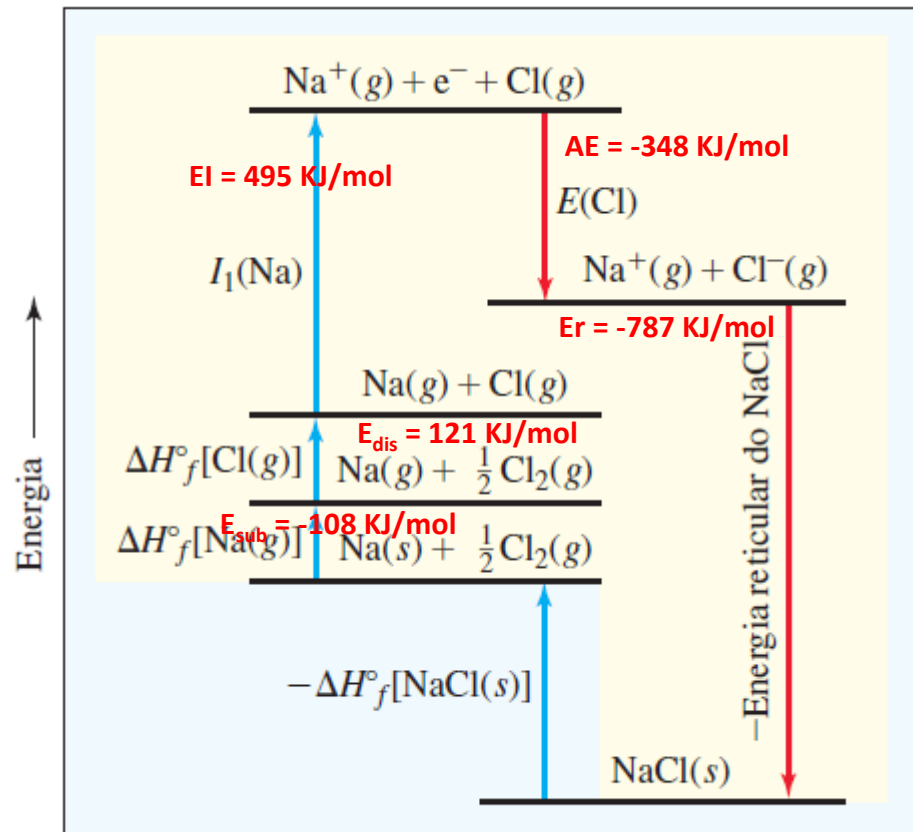


Figura 8.5 O ciclo de Born-Haber para a formação do NaCl.

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_f^\circ_1 + \Delta H_f^\circ_2 + \Delta H_f^\circ_3 + \Delta H_f^\circ_4 + \Delta H_f^\circ_5$$

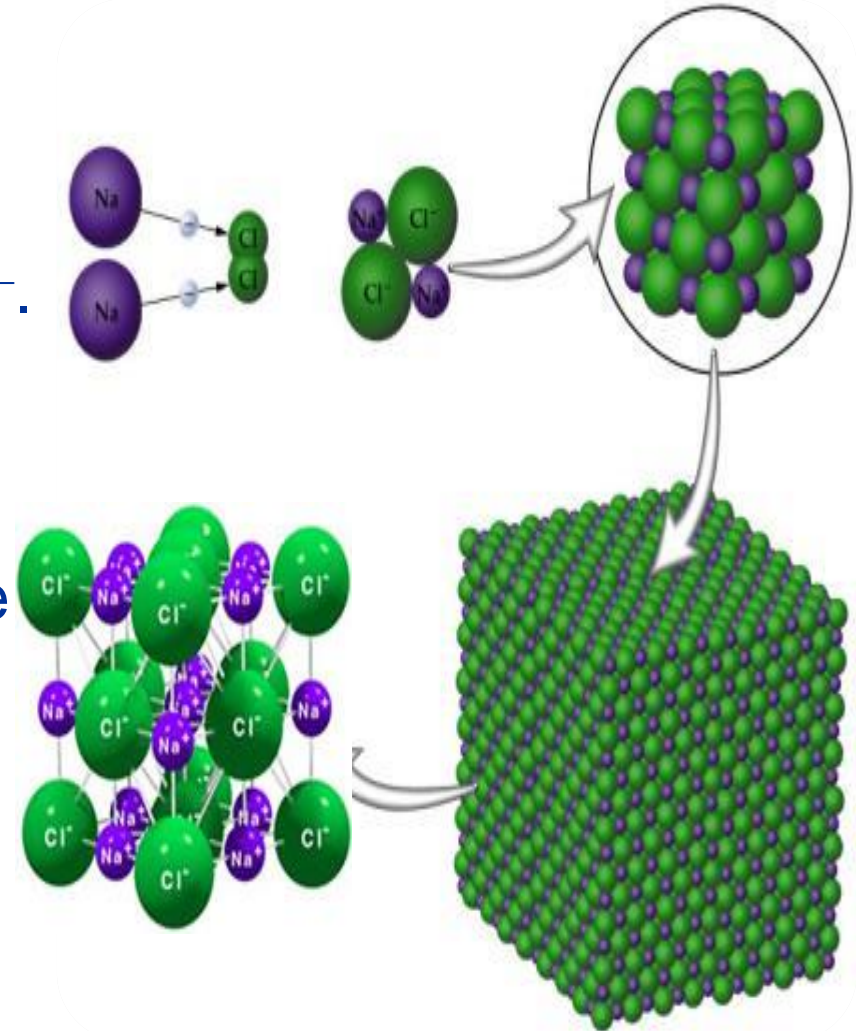
$$\Delta H_f^\circ = 108 + 121 + 495 + (-348) + (-787)$$

$$\Delta H_f^\circ = -411$$

# Ligação iônica

- O NaCl forma uma estrutura muito regular na qual cada íon  $\text{Na}^+$  é circundado por 6 íons  $\text{Cl}^-$ .
- Similarmente, cada íon  $\text{Cl}^-$  é circundado por seis íons  $\text{Na}^+$ .
- Há um arranjo regular de  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  em 3D.
- Observe que os íons são empacotados o mais próximo possível.

- Estrutura CFC (Cúbica de Face Centrada)



# Ligação iônica: energia envolvidas

Energia de Rede ( $E_r$ ): é a energia necessária para separar completamente um mol de um composto sólido iônico em íons.

TABELA 8.2 Energias de rede para alguns compostos iônicos

Composto	Energia de rede (kJ/mol)	Composto	Energia de rede (kJ/mol)
LiF	1.030	MgCl <sub>2</sub>	2.326
LiCl	834	SrCl <sub>2</sub>	2.127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3.795
NaCl	788	CaO	3.414
NaBr	732	SrO	3.217
NaI	682		
KF	808	ScN	7.547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

## Exemplos envolvendo Energia de Rede (Er):

$$E_r = k \frac{Q_+ Q_-}{d}$$

**K** é uma constante ( $8,99 \times 10^9 \text{ J m/C}^2$ )

$Q_+$  é a carga do cátion

$Q_-$  é a carga do ânion

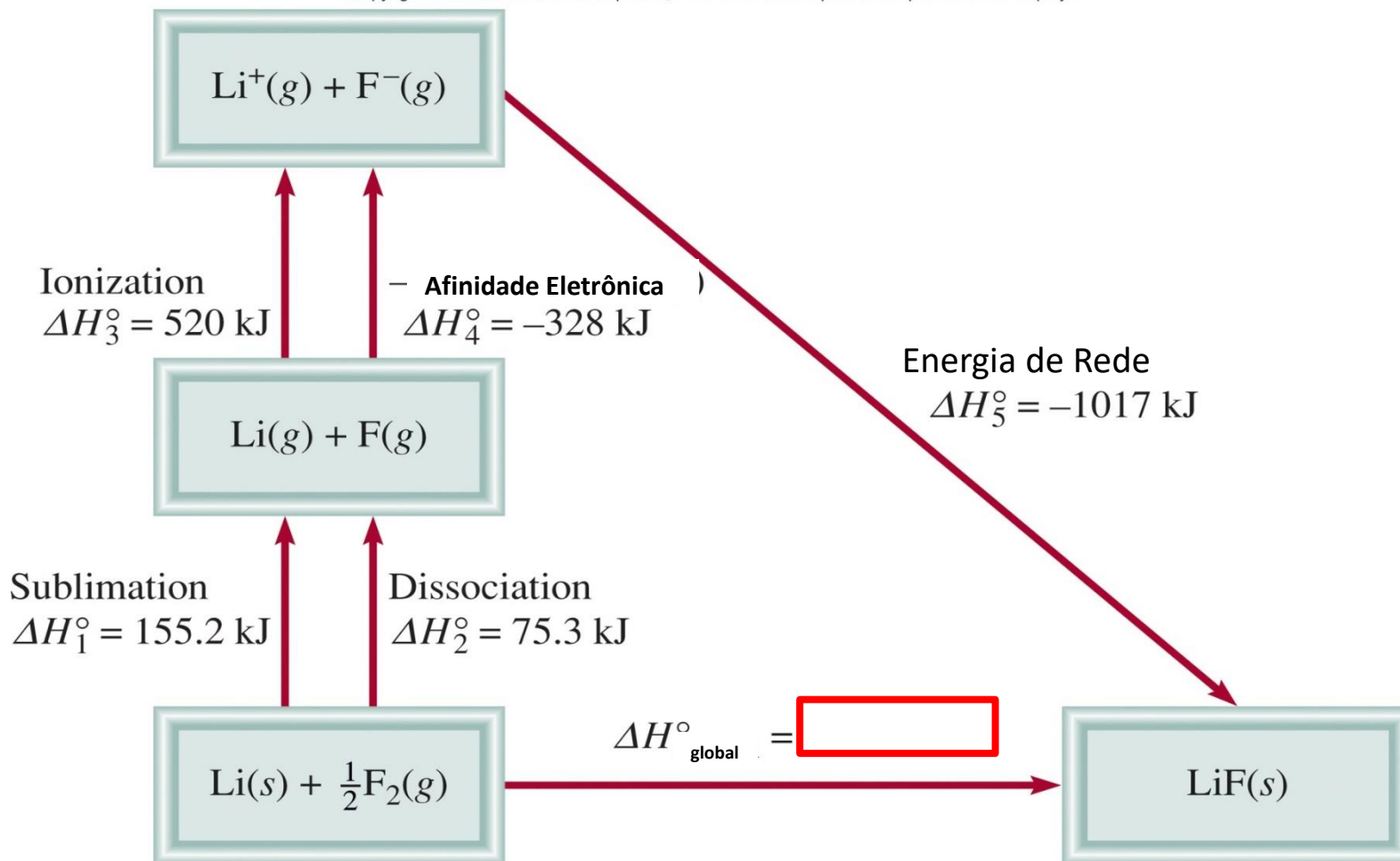
$d$  é a distância entre os íons

Aumento da Er:  
 Aumento das Cargas **Q**  
 e/ou  
 Diminuição da distância **d**

<u>Composto</u>	<u>Energia de Rede</u> (kJ/mol)	
MgCl <sub>2</sub>	2326	Q: +2,-1
MgO	3795	Q: +2,-2
LiF	1030	$d \text{ F}^- < d \text{ Cl}^-$
LiCl	834	

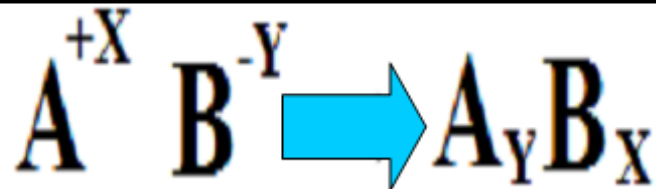
# Exemplo: Calcule a Energia de Rede de Formação do LiF:

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



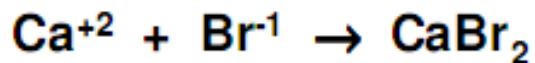
$$\Delta H^\circ_{\text{global}} = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ + \Delta H_4^\circ + \Delta H_5^\circ$$

# Ligação iônica

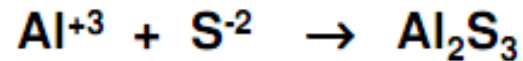


$$\Sigma \text{ Cargas} = + xy - xy = \text{zero}$$

Exemplo 1:



Exemplo 2:



## Previsão da Estrutura de um composto iônico

**Exemplo 3: Preveja qual será a fórmula química do composto formado entre o metal alcalino terroso do quinto período, e o halogênio do terceiro período.**



# Propriedades dos Compostos Iônicos

- Maus condutores de eletricidade no estado sólido:
- Apresentam elevadas energias de ligação.
- Ligações não são direcionais – forças eletrostáticas.
- São duros.
- PE e PF elevados:
  - NaCl – 801°C e 1413°C
  - CsCl - 646°C e 1290°C
  - ZnS - 1700°C (PF)
  - CaCl<sub>2</sub> - 782°C e > 1600°C
  - CaO - 2900°C (PF) - Efeito da carga iônica e do tamanho dos íons.
- São frágeis.

## Bibliografia:

**BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. Química: A Ciência Central. 9 ed. São Paulo: Editora Pearson Prentice Hall Inc., 2005.**

BROWN, Theodore L. et al. **Química: a ciência central.** 13. ed. São Paulo, SP: Pearson, 2016.

**Chang R. Goldsby K. Química 11ª edição, Porto Alegre, AMGH, 2013.**

**MAIA, Daltamir Justino e BIANCHI, J. C. de A. Química geral. 1 ed. São Paulo: Pearson, 2007.**

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M.; WEAVER, Gabriela C. **Química Geral e Reações Químicas - Vol. 1.** 6 ed. São Paulo: Editora Cengage Learning, 2009.

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente.** 5 ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2012.

BROWN, L.S. e HOLME, T.A.; **Química geral aplicada à engenharia.** Tradução: Maria Lucia Godinho de Oliveira. Revisão técnica: Robson Mendes Matos. São Paulo: Cengage Learning, 2009.

Raymond Chang, Trad. 4.ed. Maria J. F. Rebelo, et. All. **Química Geral - Conceitos Essenciais,**. Porto Alegre, AMGH, 2010.