

# Ligações químicas - aula 2

- **Ligações iônicas**

- Formando íons
- A força e a energia da ligação, em cristais iônicos
- Propriedades em geral
- Propriedades que dependem da força da interação: efeito da carga, da distância e da configuração eletrônica
- Estruturas cristalinas
- Energia reticular
- Fuga do caráter iônico

# Ligação Iônica

- Características

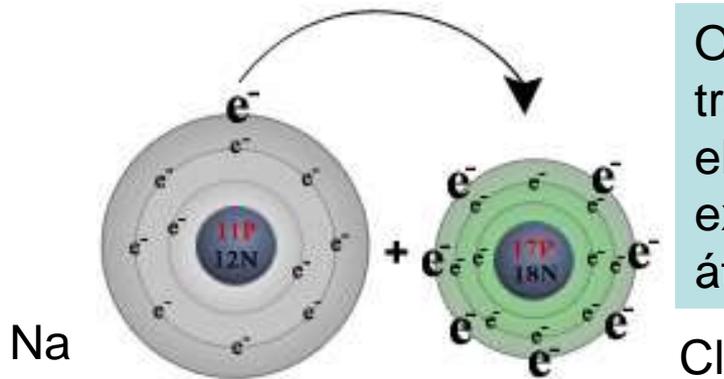
Lei básica:

Ligações químicas

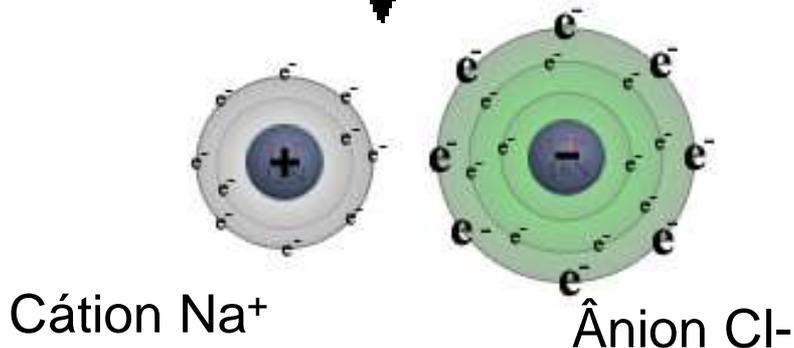
Ocorrem desde que

Sistema atinja maior estabilidade (menor nível de energia)

O átomo de sódio transfere o seu elétron mais externo para o átomo de cloro



Resultando na formação de íons



Os íons possuem configurações eletrônicas mais estáveis como a conhecida configuração de gás nobre, mas há outras configurações também estáveis

# Características de compostos iônicos

Ligação não direcional  
todos os íons estão ligados  
Ligação onipresente

- Sólidos cristalinos : ordem na estrutura

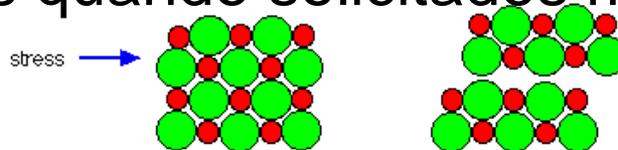


- Elevados pontos de fusão e ebulição
- Dureza elevada, via de regra,
- São frágeis quando solicitados mecanicamente

Alta energia de ligação

Forças de Coulomb

Natureza eletrostática

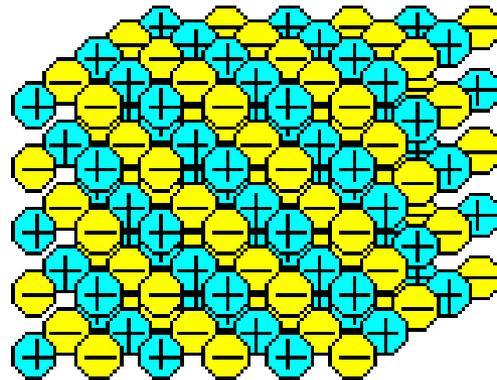


Íons de mesma carga se repelem

- Não conduzem corrente elétrica enquanto sólidos, mas sim quando fundidos → Movimento das espécies iônicas
- Dissolvem-se em água e solventes polares

# Ligações iônicas

- Compostos iônicos são sólidos constituídos de partículas (íons) carregadas positiva e negativamente. Estes íons se atraem mutuamente e se agrupam em estruturas gigantes e ordenadas denominadas retículos cristalinos.



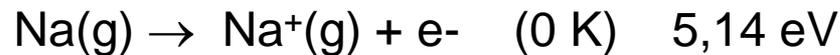
Ionic lattice structure

**O equilíbrio de cargas nos compostos iônicos deve ser perfeito de maneira que o somatório de todas as cargas deve ser igual a zero. O CRISTAL DEVE SER ELETRICAMENTE NEUTRO.**

# FORMAÇÃO DE ÍONS

## Energia de ionização

PRIMEIRA ENERGIA DE IONIZACAO (kJ/mol) - energia necessária para remover um mol de elétrons mais fracamente ligados (mais externos) de um mol de átomos gasosos, de maneira a produzir 1 mol de íons gasosos cada um com carga +1.



- Os átomos apresentam também segunda, terceira, quarta... energia de ionização, dependendo de seu número atômico. *Estas são maiores que a primeira.*

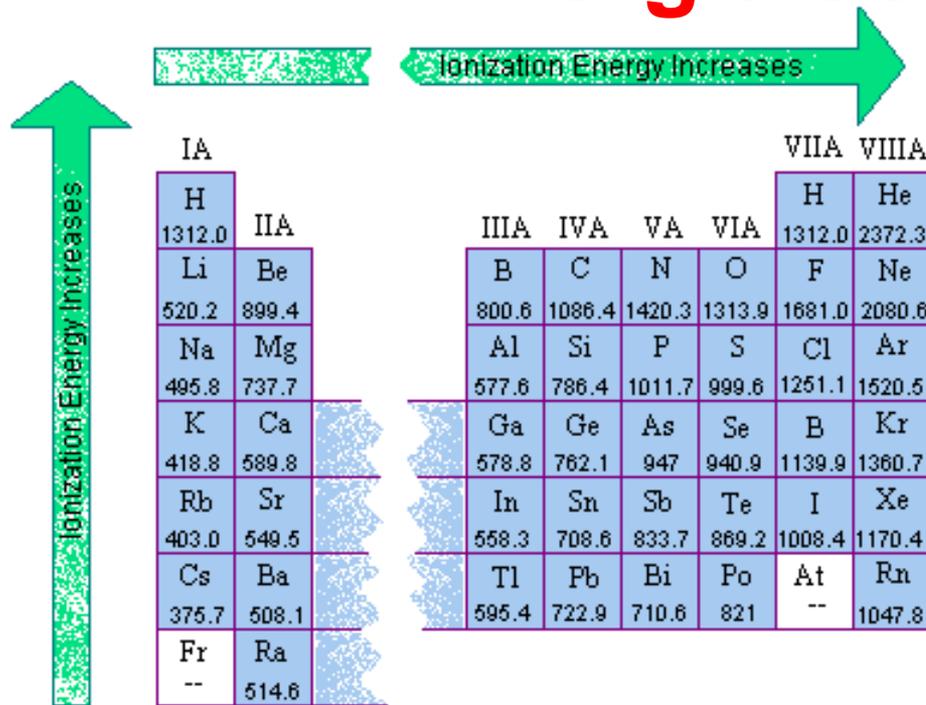
FORMAÇÃO DE CÁTION

# Energia de ionização

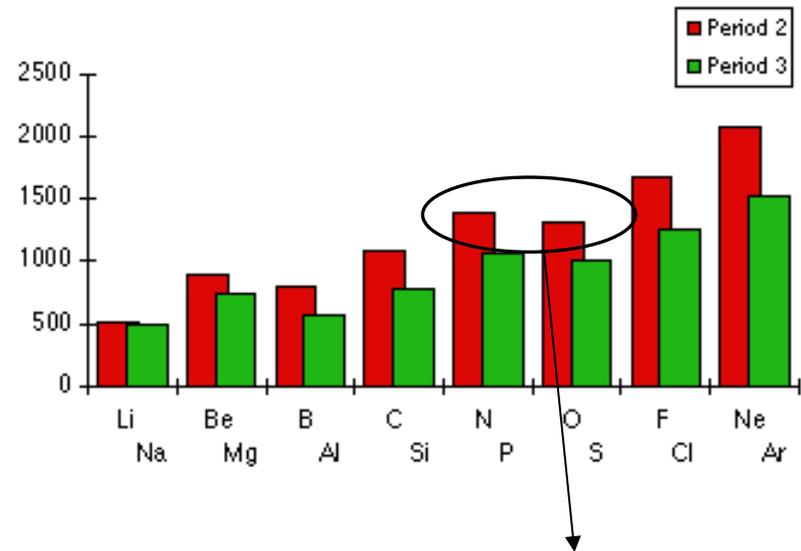
- A primeira energia de ionização aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima na TP.
  - Efeito da carga nuclear;
  - Efeito do tamanho do átomo (maior número quântico associado ao elétron mais externo):
    - Elétrons mais internos bloqueiam a atração do elétron mais externo pelo núcleo mais pesado – efeito de blindagem.
    - Elétron mais externo passa a maior parte do tempo longe do núcleo.
  - Elétrons emparelhados (ocupando o mesmo orbital) são removidos mais facilmente que os não emparelhados (repulsão entre cargas iguais)
- Quanto menor a energia de ionização mais facilmente o átomo forma um cátion – energia de ionização é sempre positiva ( $\text{Li} > \text{Na} > \text{K} > \text{Rb} > \text{Cs}$ ).

Os ELEMENTOS METÁLICOS possuem um baixo valor de energia de ionização, por isto têm tendência a formar cátions.

# Energia de ionização



First ionisation energies (kJ per mole)



EI kJ/mol

	1ª EI	2ª EI	3ª EI	4ª EI
Na	495,8	4562,4	6912	9543
Mg	737,7	1450,6	7732,6	10540
Al	577,6	1816,6	2744,7	11577

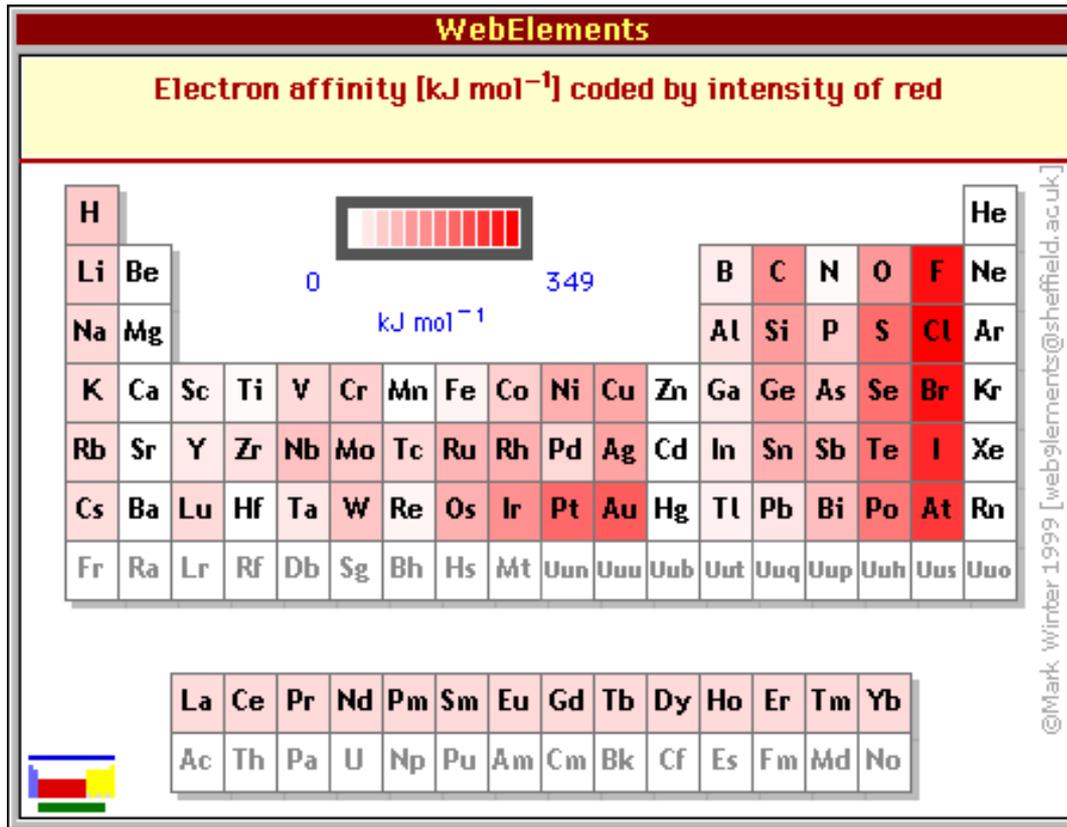
Por que a 1ª EI do oxigênio (1310 kJ/mol) é menor que a do nitrogênio (1400 kJ/mol)? A distribuição eletrônica também conta. (Be (900 kJ/mol) > B (799 kJ/mol)), (Mg (736 kJ mol<sup>-1</sup>) > Al (577 kJ/mol)), (P > S).

# Afinidade eletrônica

- A afinidade eletrônica (**energia liberada quando o átomo ganha um elétron**) é normalmente menor que o potencial de ionização (**energia necessária para retirar o elétron do átomo**).
- $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{g}) \quad -3,78 \text{ eV}$
- Praticamente restrita aos elementos dos grupos 6 e 7 da TP, pois são os únicos que liberam energia suficiente que se equipara a energia de ionização.
- Aumenta quando subimos em uma coluna da TP:
  - O elétron entra e fica mais próximo da ação do núcleo;
  - Menos elétrons pertencentes ao próprio átomo para repelir o novo elétron que está chegando.

**FORMAÇÃO DE ÂNION**

# Afinidade eletrônica



# Afinidade eletrônica

Os valores de AE são sempre negativos: energia liberada!!

Elemento	AE (kJ/mol)	Configuração eletrônica
H	-72,8	$1s^1$
He	<b>0</b>	$1s^2$
Li	-59,8	$1s^2 2s^1$
Be	<b>0</b>	$1s^2 2s^2$
B	-27	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	-122,3	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	<b>0</b>	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	-141,1	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	-328	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	<b>0</b>	$1s^2 2s^2 2p^6$

**A configuração eletrônica também é importante na determinação da AE**

# Afinidade eletrônica (kJ/mol)

Período	1	2	13	14	15	16	17
1	H						
	-73						
2	Li	Be	B	C	N	O	F
	-60	0	-27	-122	0	-141	-128
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	-53	0	-44	-134	-72	-200	-349
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
	-48	- 2,4	-30	-120	-77	-195	-325
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
	-47	- 5,0	-30	-121	-101	-190	-295
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
	-45	-14	-30	-110	-110	-180	-270

**Os metais perdem elétrons com facilidade, formando cátions enquanto os não metais tem tendência a receber elétrons e formar ânions.**

# Formação de íons

- Busca de uma configuração eletrônica estável:

- De gás nobre: com 2 ou 8 e- na última camada

– Na (Z=11 )

Configuração eletrônica -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;

$1s^2 [2s^2 2p^6]$  semelhante à do neônio com 8 e- na última camada

– Cl (Z=17 )

–  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  recebe 1 e- e fica com 8 e- na última camada

– íon Cl-  $1s^2 2s^2 2p^6 [3s^2 3p^6]$  semelhante à do argônio

- Pseudo gás nobre: com 18 e- na última camada

- Zn (30)

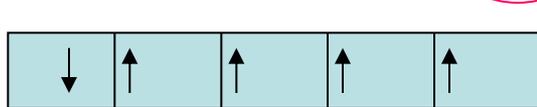
Pb<sup>2+</sup>

Ag<sup>+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cd<sup>2+</sup>, Hg<sup>2+</sup>, Tl<sup>+</sup>, etc.

–  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 [3p^6 4s^2 3d^{10}]$

- Elemento de transição com elétrons “d” desemparelhados:

- Fe (26)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$



3d<sup>6</sup>

Fe<sup>2+</sup> com 4 e- desemparelhados



3d<sup>5</sup>

Fe<sup>3+</sup> com 5 e- desemparelhados

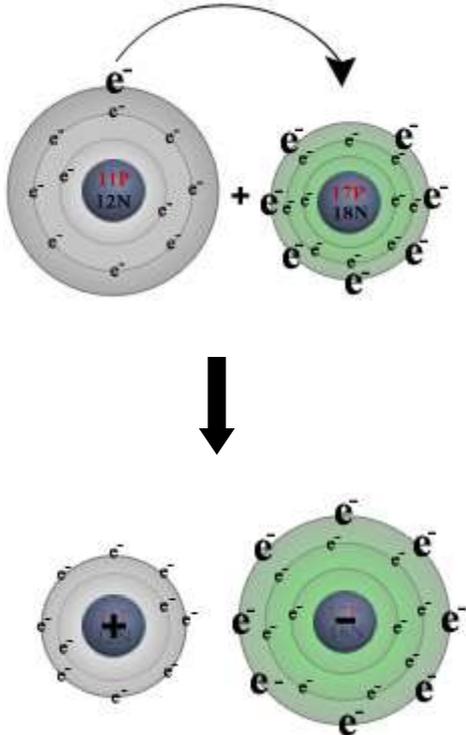
+ estável

- Teoria do campo cristalino – formação de complexos.

# LIGAÇÃO IÔNICA

Força de atração ou repulsão de Coulomb

$$F = -z_1 z_2 \frac{q^2}{d^2}$$



$z_1$  e  $z_2$  são as cargas de cátion e ânion, respectivamente (Ex.:  $z_1 = +2$  e  $z_2 = -1$ )  
 $q$  = carga do elétron  
 $d$  = distância entre centro dos íons

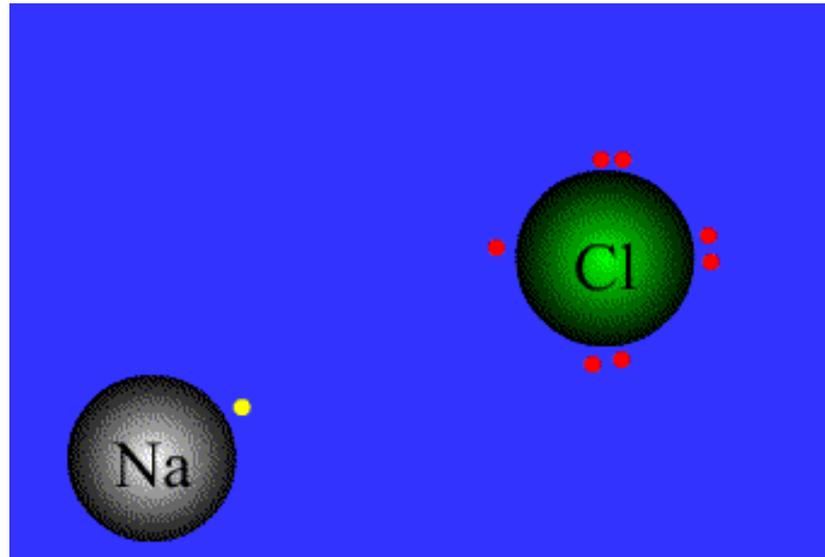
**Cargas iguais:** Força - e Energia + (repulsão)  
**Cargas opostas:** Força + e Energia - (atração)

A carga dos íons e a distância entre eles regem a intensidade da ligação iônica

Energia potencial

$$E = z_1 z_2 \frac{q^2}{d}$$

# Ligação iônica



# Compostos iônicos

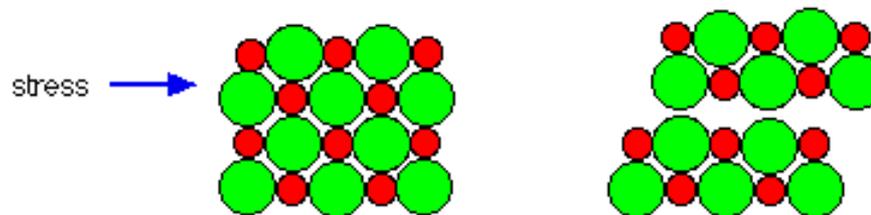
- Balanço de cargas de modo a ter eletroneutralidade.
- Constituídos de cátions e ânions nas proporções exatas.

Fórmula	Cargas	Exemplo
AB	+1 e -1	NaCl
	+2 e -2	MgO
AB <sub>2</sub>	+2 e -1	CaF <sub>2</sub>
A <sub>2</sub> B	+1 e -2	Cu <sub>2</sub> O
AB <sub>3</sub>	+3 e -1	AlF <sub>3</sub>
A <sub>2</sub> B <sub>3</sub>	+3 e -2	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

Pode-se ter compostos iônicos formados por íons simples, mas também por **radicais** como  $\text{NO}_3^{-1}$ ;  $\text{CO}_3^{-2}$ ;  $\text{NH}_4^{+}$  e  $\text{SO}_4^{-2}$  ou mesmo compostos em que os **ânions são polímeros complexos** como os silicatos ou outros óxidos complexos

# Propriedades dos compostos iônicos

- Sólidos cristalinos – ordem na estrutura
- Maus condutores de eletricidade no estado sólido:
  - E quando fundidos ou solvatados? Aí conduzem, pois os íons têm movimento
- Apresentam elevadas energias de ligação (~200kcal/mol).
- **Ligações não são direcionais** – forças eletrostáticas onipresentes.
- 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 PF > 1600°C
  - CaO - 2900°C (PF)
- São duros, porem são frágeis.



Cargas iguais se defrontam, clivando o cristal

# Influência da carga iônica e da distância sobre a dureza

ânion	Metal	Mg	Ca	Sr	Ba
O <sup>2-</sup>	Distância (Å)	2,10	2,40	2,57	2,77
	Dureza	6,5	4,5	3,5	3,3
S <sup>2-</sup>	Distância (Å)	2,59	2,84	3,00	3,18
	Dureza	4,5	4,0	3,3	3,0
Se <sup>2-</sup>	Distância (Å)	2,74	2,96	3,12	3,31
	Dureza	3,5	3,2	2,9	2,7

Dureza (Moh) com distância M-X  
Cristais como NaCl

A dureza é uma medida indireta da energia de ligação envolvida no composto iônico

Dureza (Moh) com carga iônica  
Cristais como NaCl

Energia potencial

$$E = z_1 z_2 \frac{q^2}{d}$$

	<b>LiF</b>	<b>MgO</b>	<b>NaF</b>	<b>CaO</b>	<b>LiCl</b>	<b>SrO</b>
Distância M-X (Å)	2,02	2,10	2,31	2,40	2,57	2,57
Dureza	3,3	6,5	3,2	4,5	3	3,5
	<b>LiCl</b>	<b>MgS</b>	<b>NaCl</b>	<b>CaS</b>	<b>LiBr</b>	<b>MgSe</b>
Distância M-X (Å)	2,57	2,59	2,81	2,84	2,75	2,73
Dureza	3,0	4,5-5	2,5	4,0	2,5	3,5
Cristais como a blenda	<b>CuBr</b>	<b>ZnSe</b>	<b>GaAs</b>	<b>GeGe</b>		
Distância M-X (Å)	2,46	2,45	2,44	2,43		
Dureza	2,4	3,4	4,2	6		

A influência da carga é maior!!

# Influência da distribuição eletrônica sobre a dureza (Moh)

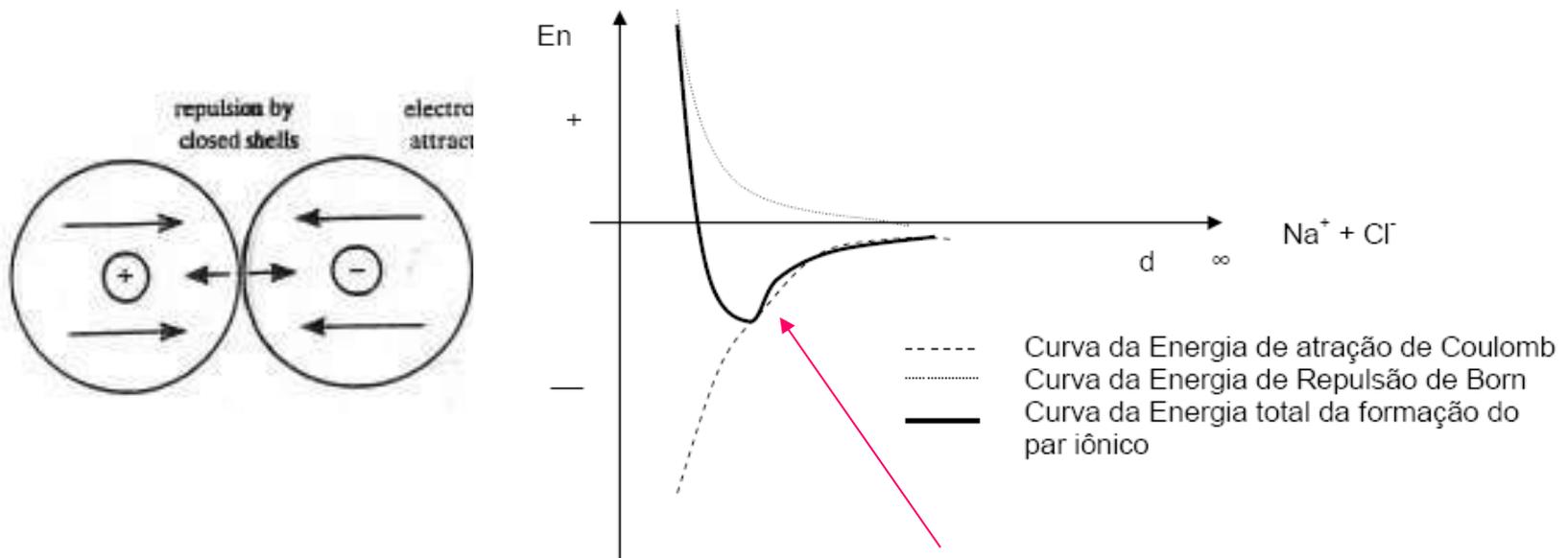
	<b>CaSe</b>	<b>PbSe</b>	<b>CaTe</b>	<b>PbTe</b>
<b>Distância M-X (A)</b>	2,96	2,97	3,17	3,22
<b>Dureza</b>	3,2	2,8	2,9	2,3
	<b>CaF<sub>2</sub></b>	<b>CdF<sub>2</sub></b>	<b>SrF<sub>2</sub></b>	<b>PbF<sub>2</sub></b>
<b>Distância M-X (A)</b>	2,36	2,34	2,50	2,57
<b>Dureza</b>	6	4	3,5	3,2
	<b>AlP</b>	<b>GaP</b>	<b>AlAs</b>	<b>GaAs</b>
<b>Distância M-X (A)</b>	2,36	2,35	2,44	2,44
<b>Dureza</b>	5,5	5	5	4,2

Os cátions apresentam diferentes distribuições eletrônicas estáveis:

- Se a configuração do cátion é do tipo gás nobre o composto apresenta maior dureza por ser essa configuração a de maior estabilidade.

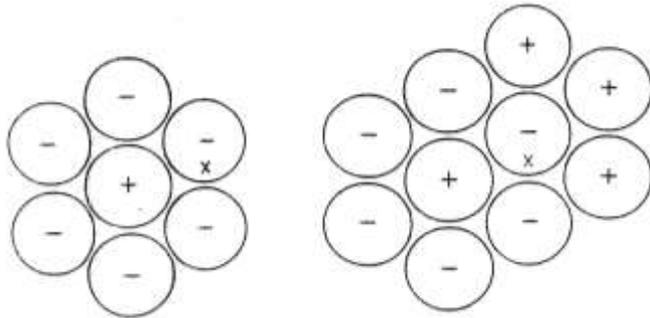
# Estruturas cristalinas iônicas

- Nas estruturas cristalinas iônicas se deve:
  - Maximizar a atração entre íons de cargas opostas;
  - Minimizar a repulsão entre íons de cargas iguais.



Há uma distância de aproximação que gera estabilidade para o par iônico

# Número de coordenação



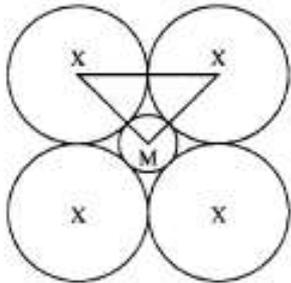
Isola-se um dos íons e contam-se os íons de carga oposta, vizinhos

Não permite número de coordenação 12  $\Rightarrow$  8 é o máximo número de coordenação

## Geometria de coordenação

Dependerá da relação de tamanhos entre cátion e ânion

### Geometria de coordenação octaédrica



$$(2r_X)^2 = (r_M + r_X)^2 + (r_M + r_X)^2$$

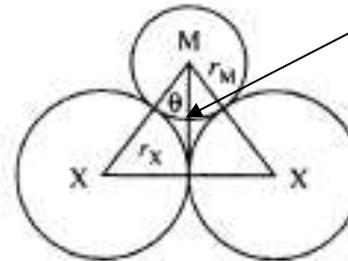
$$4r_X^2 = 2(r_M + r_X)^2$$

$$\sqrt{2}r_X = r_M + r_X$$

$$r_M/r_X = (\sqrt{2} - 1) = 0.414$$

Vazio octaédrico

### Geometria de coordenação tetraédrica



$$\sin \theta = \frac{r_X}{r_M + r_X} = \sin 54^\circ 44'$$

$$0.816 (r_M + r_X) = r_X$$

$$0.816r_M = 0.184r_X$$

$$r_M/r_X = 0.225$$

Vazio tetraédrico

# Número de coordenação

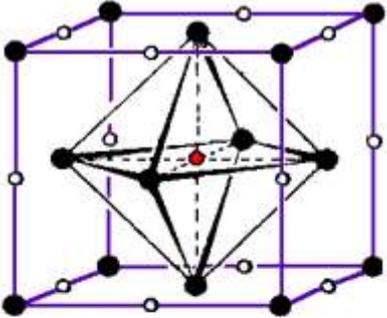
Arranjo estável de esferas rígidas maiores de raios  $R$  em torno de uma esfera menor de raio  $r$

Número de coordenação de M	Arranjo de R	Relação entre raios $r:R$
2	Linear	Até 0,15
3	Triangular	0,15 – 0,25
4	Tetraédrico	0,25-0,41
4	Planar Quadrada	0,41-0,73
6	Octaédrico	0,41-0,73
8	Cúbico	Maior que 0,73

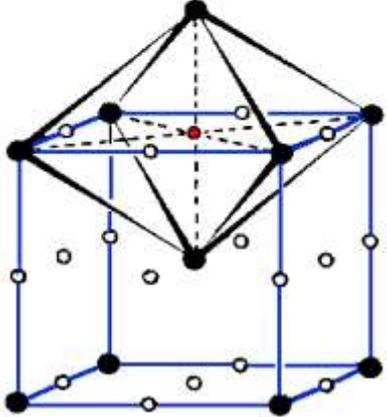
Número de coordenação	Relação entre raios, $r/R^*$	Geometria da coordenação
3	$> 0,155$	
4	$> 0,225$	
6	$> 0,414$	
8	$> 0,732$	
12	1,0	—

\*  $r$  – raios menores;  $R$  – raios maiores.

Sítios octaédricos nas redes cristalinas cfc e ccc

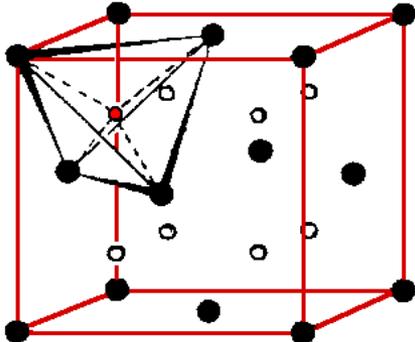


cfc  
Máximo de 13 sítios

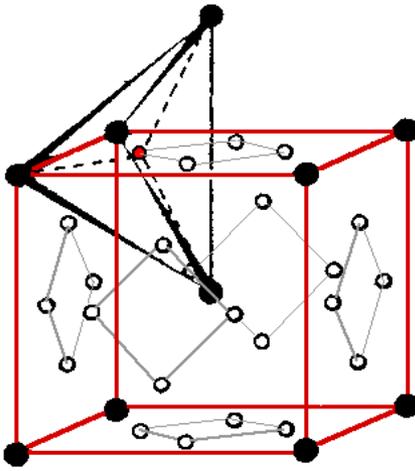


ccc  
Máximo de 18 sítios

Sítios tetraédricos nas redes cristalinas cfc e ccc

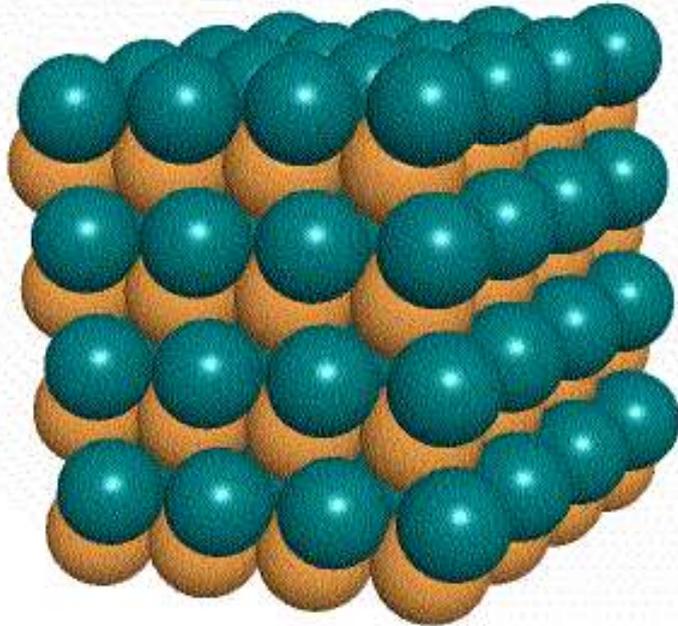


Máximo de 8 sítios

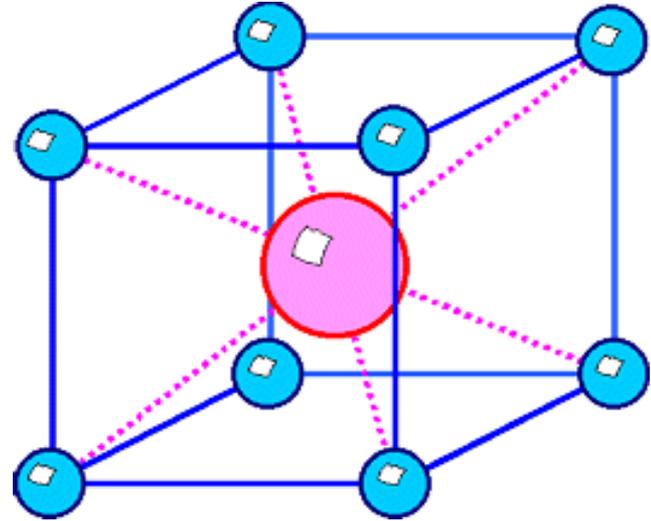


Máximo de 24 sítios

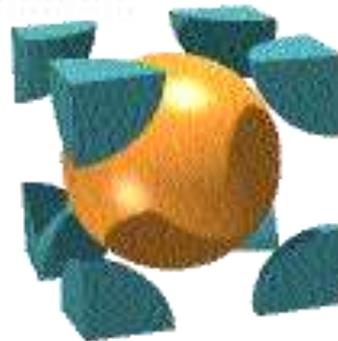
# Coordenação 8:8 (CsCl)



Célula Unitária

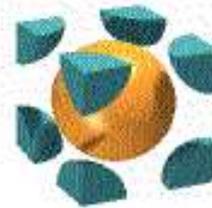


Na cela unitária há  
1 Cs<sup>+</sup> e 1 Cl<sup>-</sup>(8x1/8)  
Ela é eletricamente  
neutra

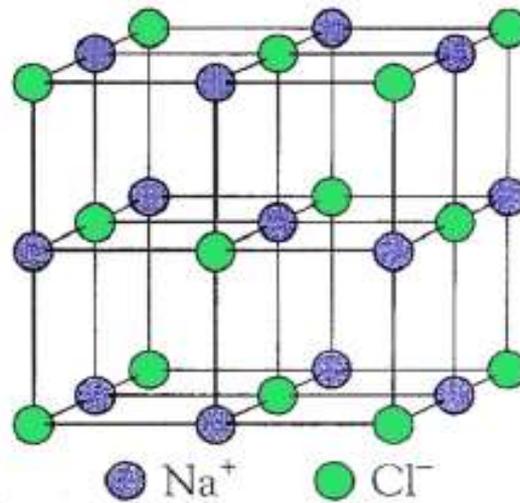
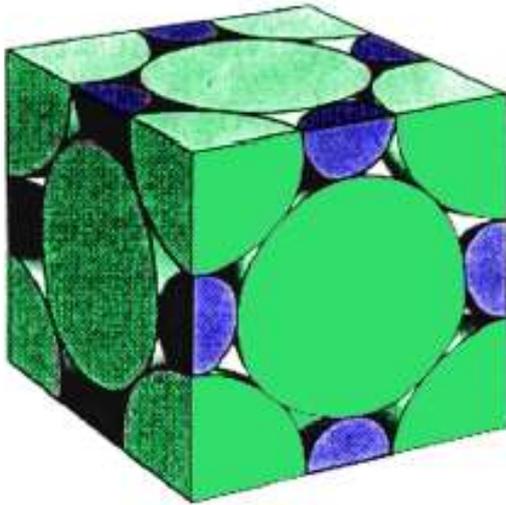


CsBr, CsI

# Construindo o CsCI



# Coordenação 6:6 (NaCl)

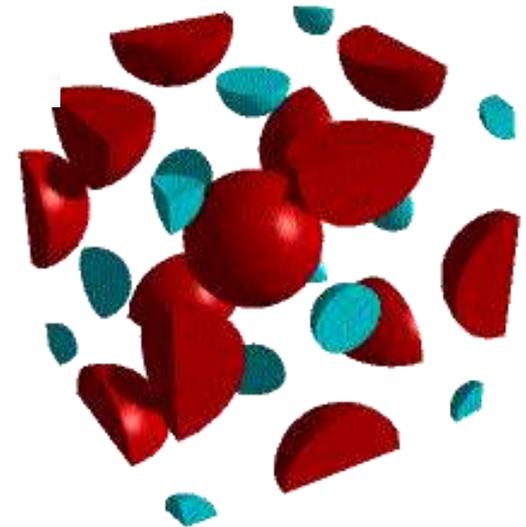


Na cela unitária há

4 Na<sup>+</sup> e 4 Cl<sup>-</sup>

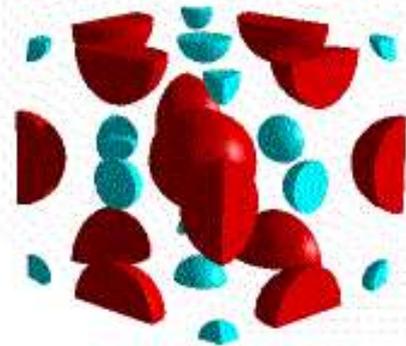
Ela é eletricamente  
neutra

Coordenação  
octaédrica

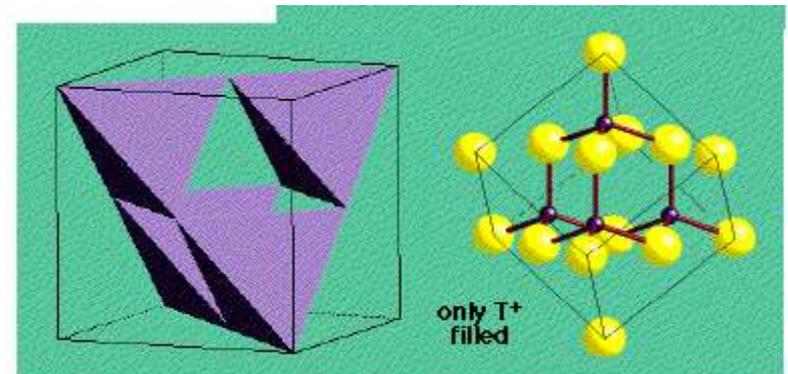
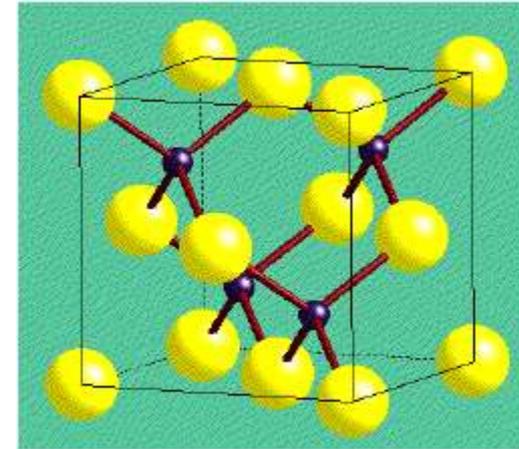
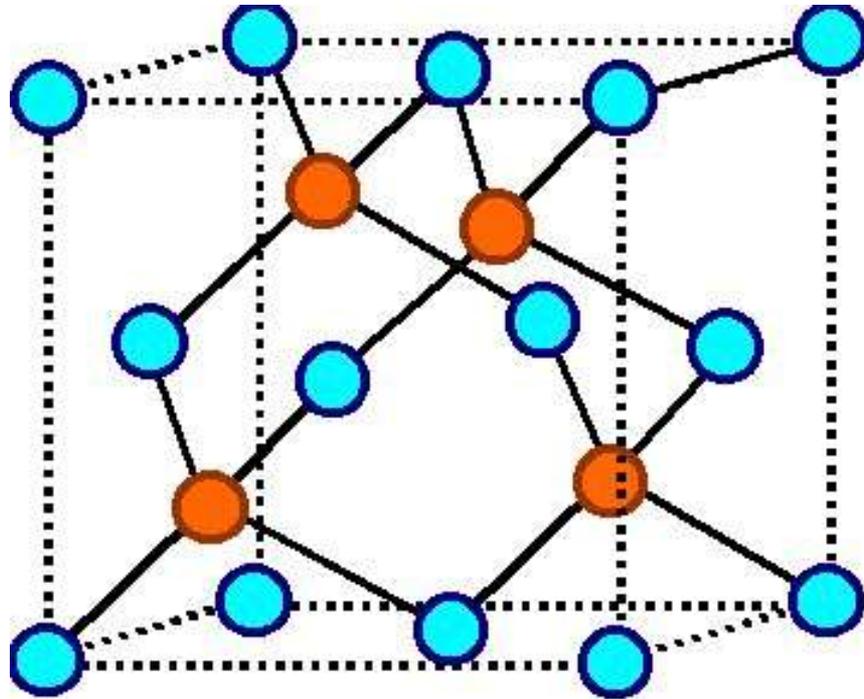


Exemplos: KCl, AgBr, KBr, PbS, MgO, FeO

# Construindo o NaCl



# Coordenação 4:4 (blenda - ZnS)



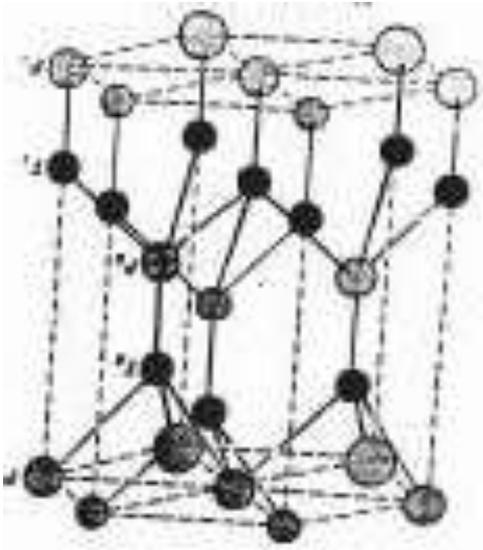
**CFC – Sulfetos**

**Zn em sítios tetraédricos  
alternados**

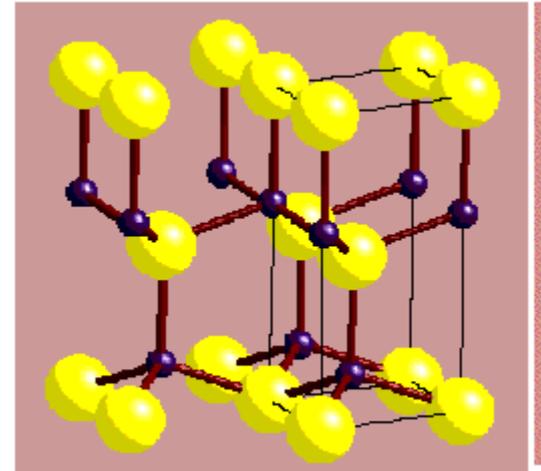
**Na cela unitária há  
4 Zn<sup>+2</sup> e 4 S<sup>-2</sup>**

**Ela é eletricamente  
neutra**

# Coordenação 4:4 (wurtzita - ZnS)



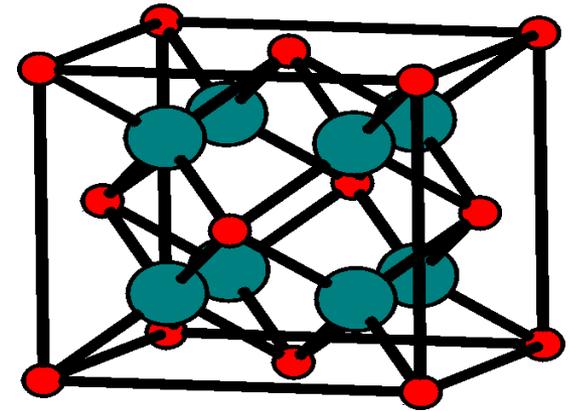
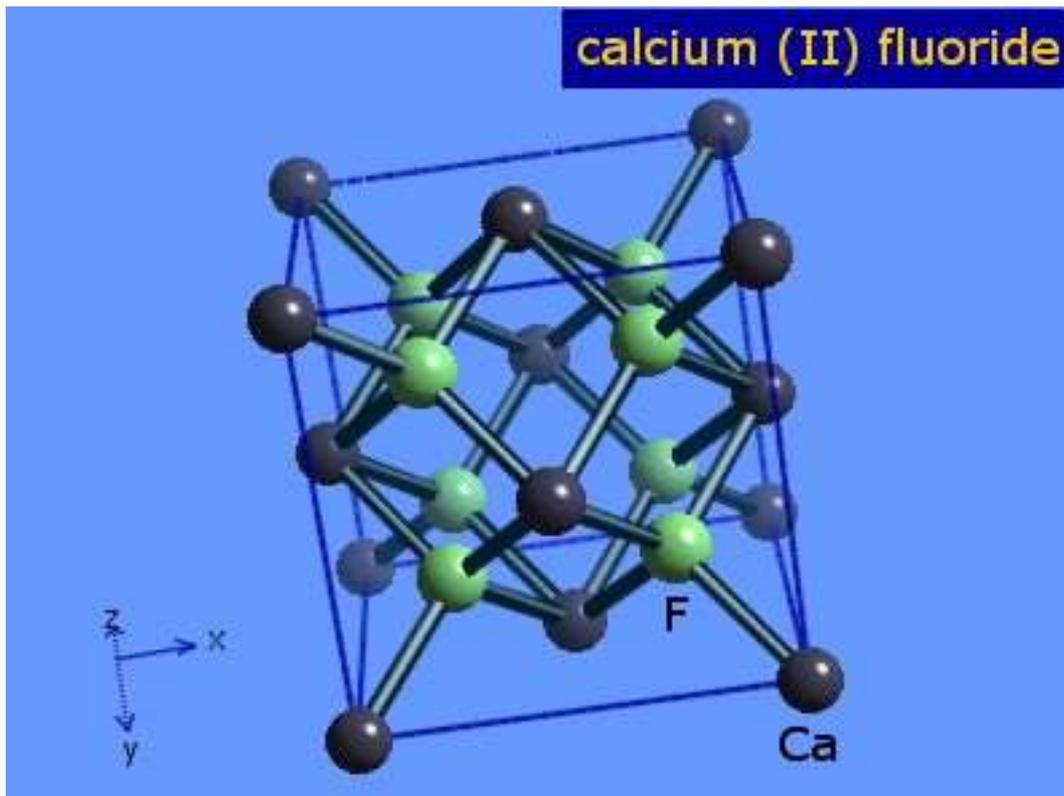
Na cela unitária há  
 $6 \text{ Zn}^{+2}$  e  $6 \text{ S}^{-2}$   
Ela é eletricamente  
neutra



Nas posições do HC – 6 Sulfetos  
4 Zn em sítios tetraédricos mais 6  
contribuições de  $1/3 = 6$

HC – Sulfetos  
Zn – três sítios tetraédricos no  
plano AB e um sítio tetraédrico  
no plano BA e mais 6  
contribuições de  $1/3 = 6$

# Coordenação 8:4 (fluorita – $\text{CaF}_2$ )



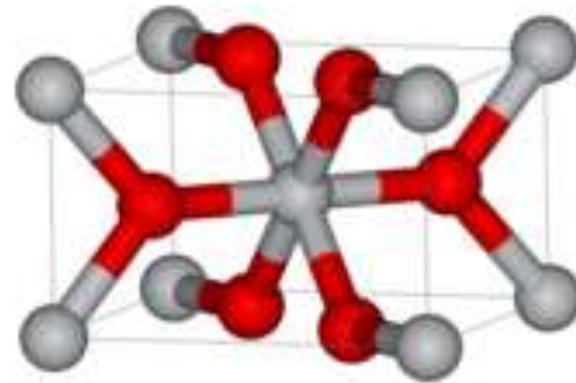
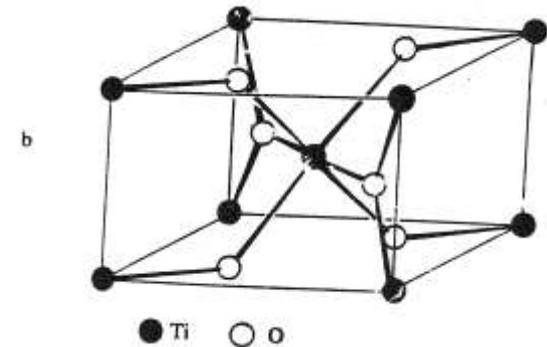
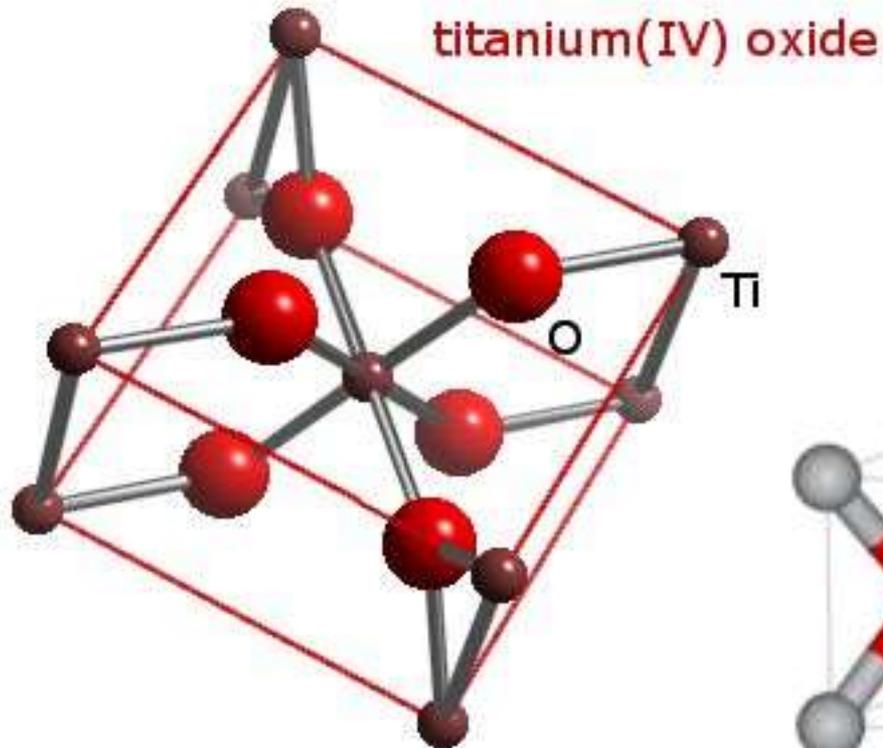
Na cela unitária há

4  $\text{Ca}^{2+}$  e 8  $\text{F}^{-1}$

Ela é eletricamente  
neutra

$\text{Ca}^{2+}$  em arranjo CFC  
8 sítios tetraédricos ocupados por  $\text{F}^{-}$

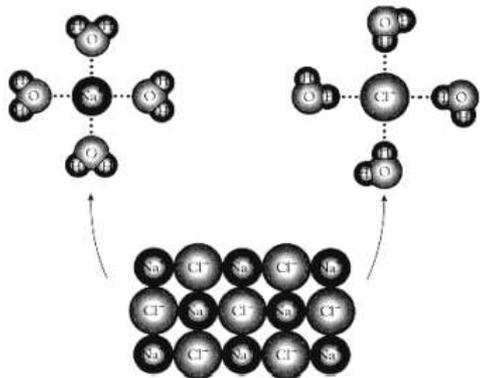
# Coordenação 6:3 (rutilo – $\text{TiO}_2$ )



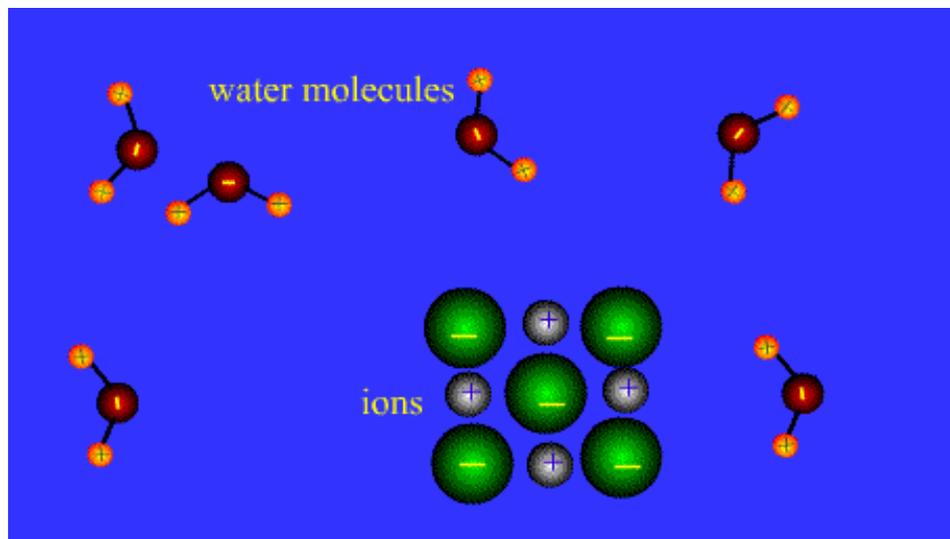
**2  $\text{Ti}^{4+}$  em arranjo CCC**  
**4(2+4x1/2)  $\text{O}^{2-}$  possui coordenação trigonal plana com os  $\text{Ti}^{4+}$**

# Hidratação de íons

Compostos iônicos são solúveis em solventes polares



Hidratação de íons na dissolução de compostos iônicos

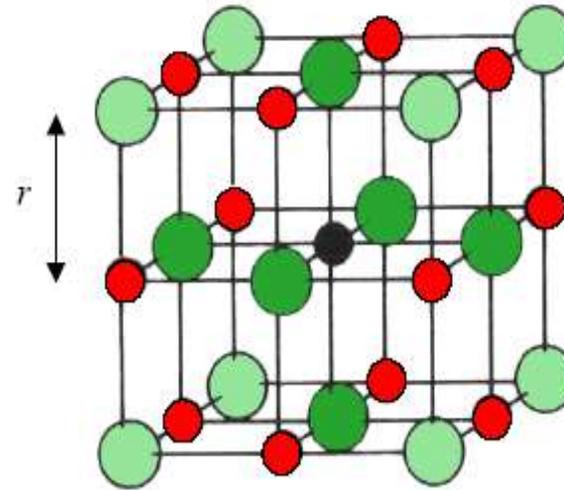
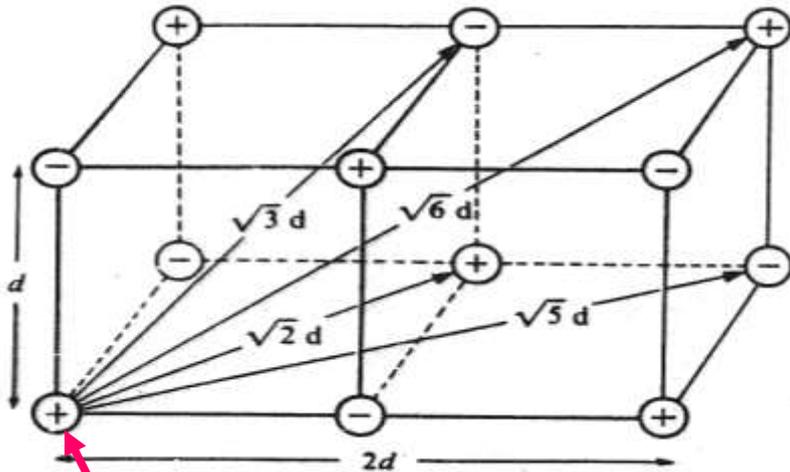


# Influência do tamanho dos íons na energia reticular do composto

Carbonatos	Temperatura de decomposição
$\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} + \text{CO}_2$	100°C
$\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$	540°C
$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$	900°C
$\text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrO} + \text{CO}_2$	1290°C
$\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} + \text{CO}_2$	1360°C

A temperatura de decomposição dos carbonatos vai ser menor, quanto mais estável é o óxido a ser formado na decomposição

# Cálculo da energia reticular ou Energia envolvida na formação da rede cristalina iônica



Para o  
Na+(centro)

● Repul

● Atrac

Distâncias entre íons vizinhos na rede cristalina de NaCl e as forças de atração e repulsão

$$EP_{(1)} = \frac{-6e^2}{d} + \frac{12e^2}{\sqrt{2}d} - \frac{8e^2}{\sqrt{3}d} + \frac{6e^2}{2d} - \frac{24e^2}{\sqrt{5}d} + \frac{24e^2}{\sqrt{6}d} \dots$$

$$EP_{(1)} = \frac{-e^2}{d} \left( 6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \frac{8}{\sqrt{3}} - \frac{6}{2} + \frac{24}{\sqrt{5}} - \frac{24}{\sqrt{6}} \right) \dots$$

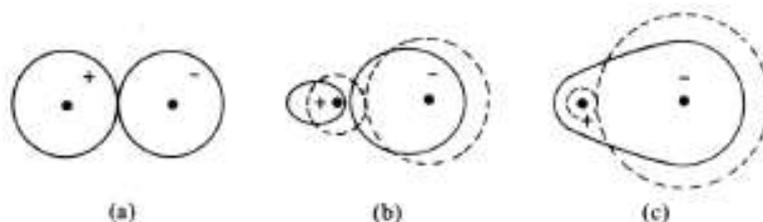
Série infinita onde os parâmetros entre parênteses convergem para o valor 1,748 = constante de Madelung

# Valores da constante de Madelung para diferentes compostos iônicos

Estrutura	Constante de Madelung	Estrutura	Constante de Madelung
Cloreto de sódio	1,74756	Rutilo (TiO <sub>2</sub> )	4,816
Cloreto de césio	1,76267	Anatasio(TiO <sub>2</sub> )	4,800
Blenda de zinco (ZnS)	1,63806	Iodeto de cadmio	4,71
Wurtzita (ZnS)	1,64132	β-quartzo (SiO <sub>2</sub> )	4,402
Fluorita (CaF <sub>2</sub> )	5,03878	Corundum	24,242

# Fuga do caráter iônico

- **Polarização** – é a deformação que aparece principalmente em um ânion grande causada por um cátion pequeno; pode ocorrer num retículo cristalino iônico, conferindo um caráter covalente à ligação iônica e maior estabilidade ao composto.



Aparece um certo compartilhamento de elétrons!!

É favorecida por situações definidas pelas **Regras de Fajans**

**O caráter covalente aumenta se:**

**diminuir o tamanho ou ao aumentar a carga do cátion.**

**aumentar o tamanho ou a carga do ânion**

**uma configuração distinta da de gás nobre**

# Caráter covalente em compostos iônicos

- Potencial iônico – é a razão entre a carga do cátion e o seu raio em Å.
- *Cristais com **grande P.I. levam a uma maior covalência** parcial do composto iônico aumentando a sua estabilidade, aumentando seu ponto de fusão e dureza.*
- - Quem é o mais iônico: Na<sub>2</sub>O ou MgO?
- $r_{\text{Na}^+} = 0,95\text{Å}$  e  $r_{\text{Mg}^{+2}} = 0,65\text{Å}$
- PI de Na<sup>+</sup> = (1/0,95) = 1,05 (mais iônico)
- PI de Mg<sup>++</sup> = (2/0,65) = 3,08 (mais covalente).

**Na<sub>2</sub>O é o composto com maior caráter iônico**

# Caráter covalente em compostos iônicos

- Tamanho comparativo dos raios iônicos



Variação do raio atômico dos elementos representativos.

## Caráter covalente em compostos iônicos

### • Raios iônicos

Tabela 1. Propriedades cristaloquímicas de alguns cátions HF5. EN = eletronegatividade. Fonte: Rollinson (1994), Klein e Hurlbut Jr. (1985); Bloss (1971); Greenwood e Earnshaw (1984).

	Ce	Y	Sc	Zr	Hf	Ti	U	Th	U	Nb	Ta
Raio (Å)	1,02	0,97	0,83	0,82	0,82	0,64	0,89	0,95	0,8	0,66	0,65
Carga	3+	3+	3+	4+	4+	4+	4+	4+	6+	5+	5+
EN	1,1	1,2	1,3	1,4	1,3	1,5	1,4	1,3	1,4	1,6	1,5

Z = 8		O <sup>2-</sup> (1,40 Å)
Z = 9		F <sup>-</sup> (1,36 Å)
Z = 11		Na <sup>+</sup> (0,95 Å)
Z = 12		Mg <sup>2+</sup> (0,65 Å)
Z = 13		Al <sup>3+</sup> (0,50 Å)

Ânion	r <sub>ânion</sub> / pm <sup>(a)</sup>	S <sup>o</sup> / J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> (ânion hidratado) <sup>(b)</sup>
F <sup>-</sup>	136	-13,8
Cl <sup>-</sup>	181	56,6
Br <sup>-</sup>	195	82,6
I <sup>-</sup>	216	106,5
OH <sup>-</sup>	119	-10,9
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	142	98,4
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	148	87,0
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	164	-50,0
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	165	146,7
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	226	184,0
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	244	18,5

Fontes: (a) ref. 9; (b) ref. 12 e 13.

SBQ

<http://qint.sbq.org.br>

Cátion	r <sub>cátion</sub> / pm <sup>(a)</sup>	Δ <sub>hid</sub> H <sup>o</sup> / kJ mol <sup>-1</sup> <sup>(b)</sup>	S <sup>o</sup> / J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> (cátion hidratado) <sup>(b)</sup>
Li <sup>+</sup>	78	-558	12,2
Na <sup>+</sup>	98	-444	59,0
K <sup>+</sup>	138	-361	101,2
Rb <sup>+</sup>	149	-305	121,8
Cs <sup>+</sup>	165	-289	132,1
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	151	-355	111,2
Ag <sup>+</sup>	113	-510	73,5
Mg <sup>2+</sup>	78	-2003	-138,1
Ca <sup>2+</sup>	106	-1657	-56,2
Sr <sup>2+</sup>	127	-1524	-9,6
Ba <sup>2+</sup>	136	-1390	9,6

Fontes: (a) Tabela periódica editada pela SBQ, exceto para NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

SBQ

<http://qint.sbq.org.br>