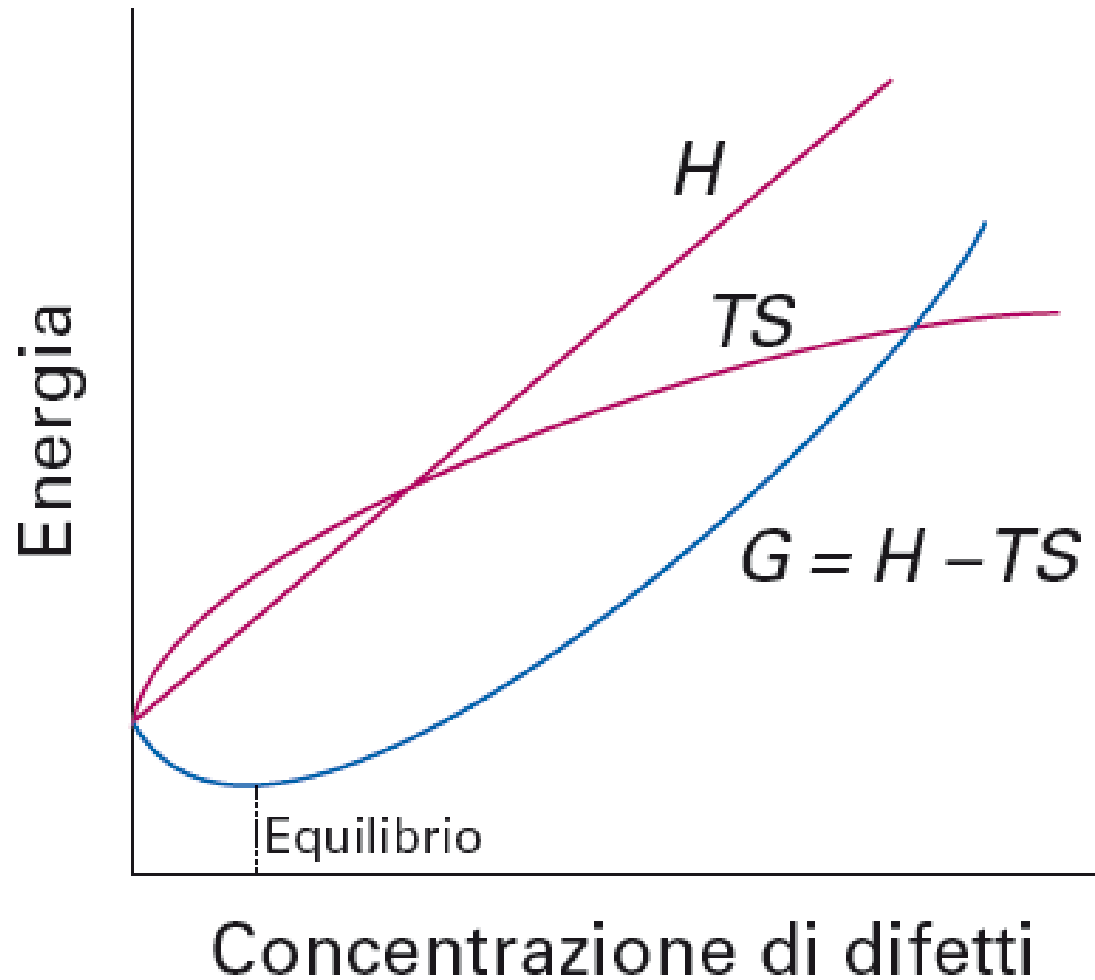
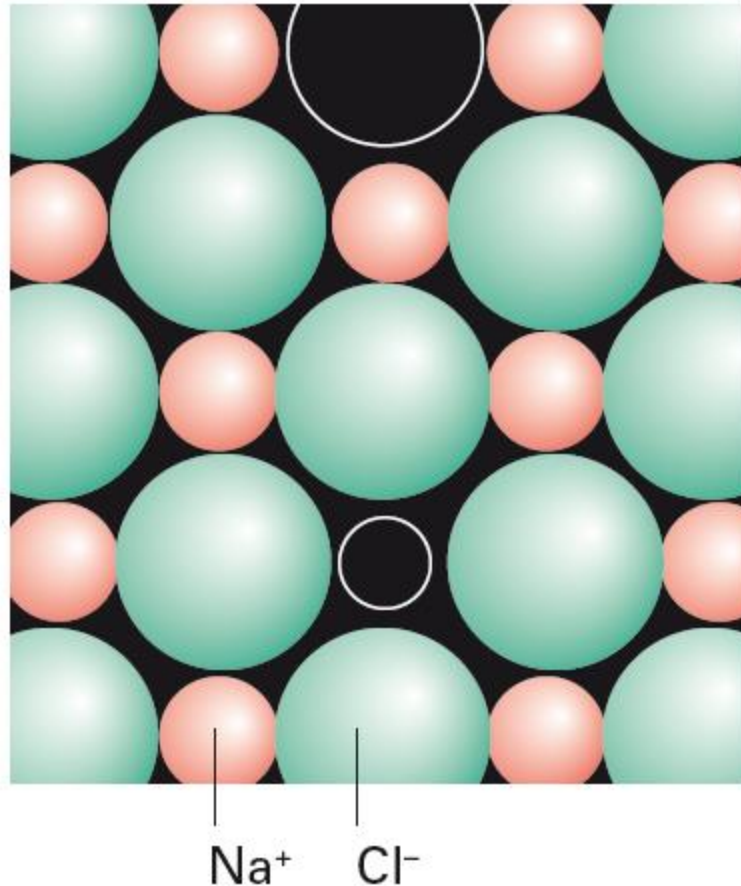


Difetti nei reticoli cristallini: struttura o composizione

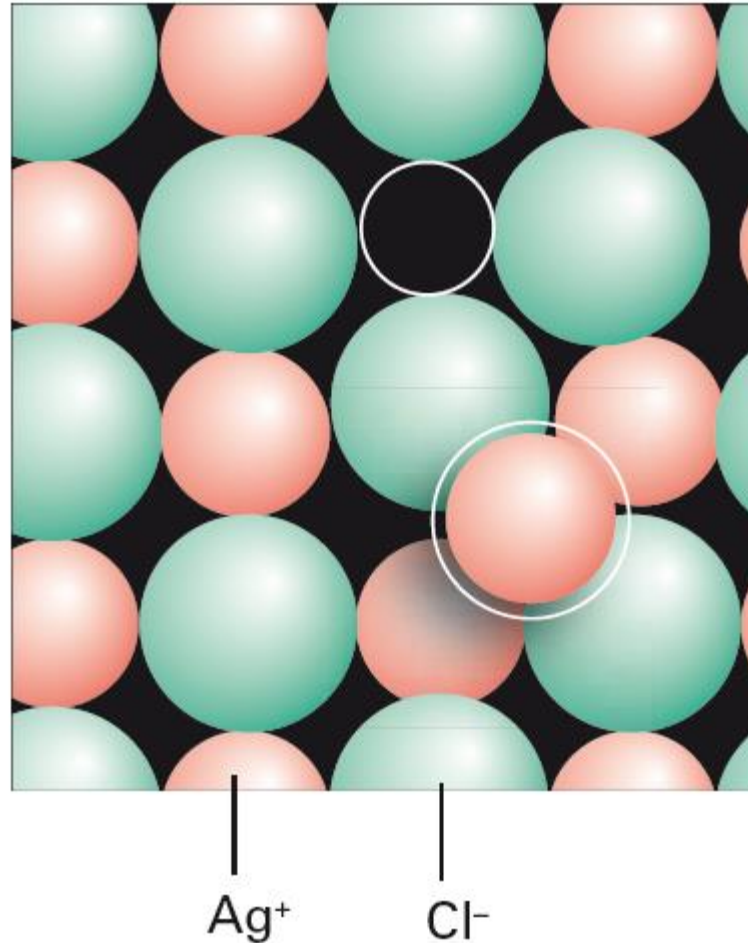


Difetti puntuali **intrinseci**: difetti di Schottky



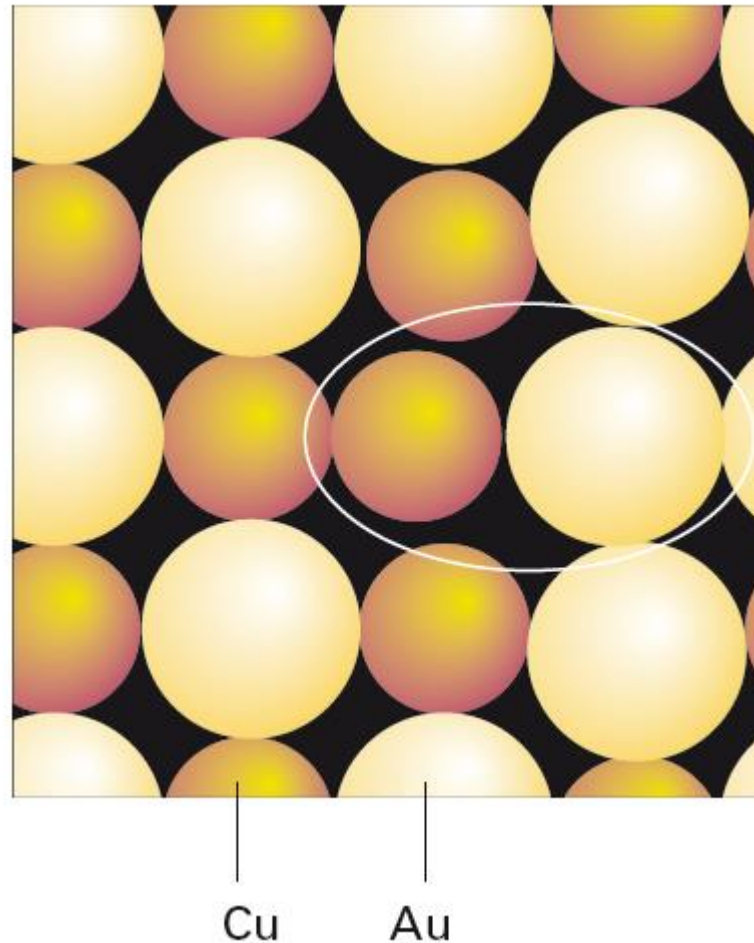
Favoriti da numeri di coordinazione elevati (metalli, ossidi
e.g. MgO)

Difetti puntuali **intrinseci**: difetti di Frenkel



Favoriti da numeri di coordinazione bassi e carattere covalente
(e.g. ZnS)

Difetti puntuali **intrinseci**: difetti di scambio

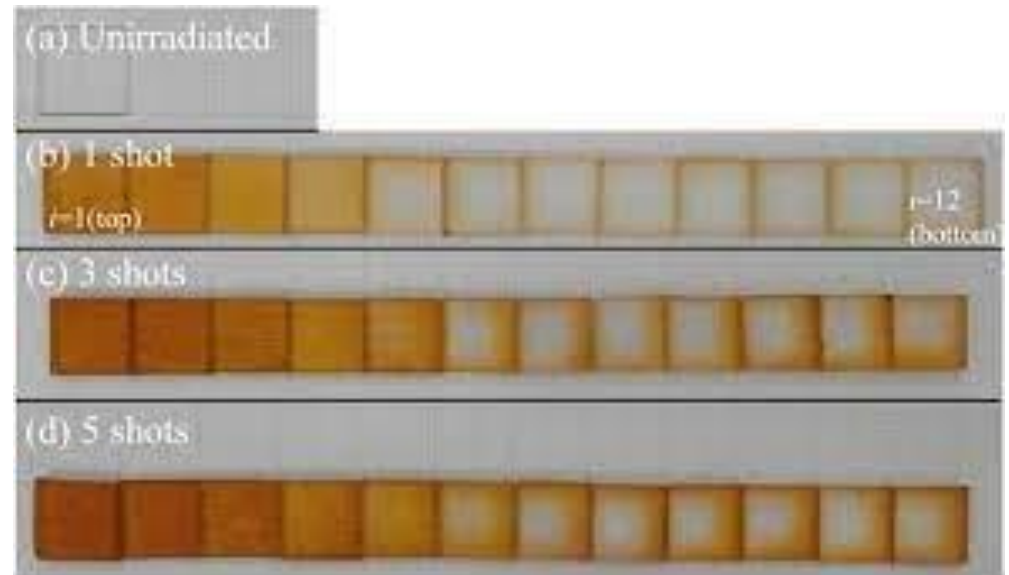
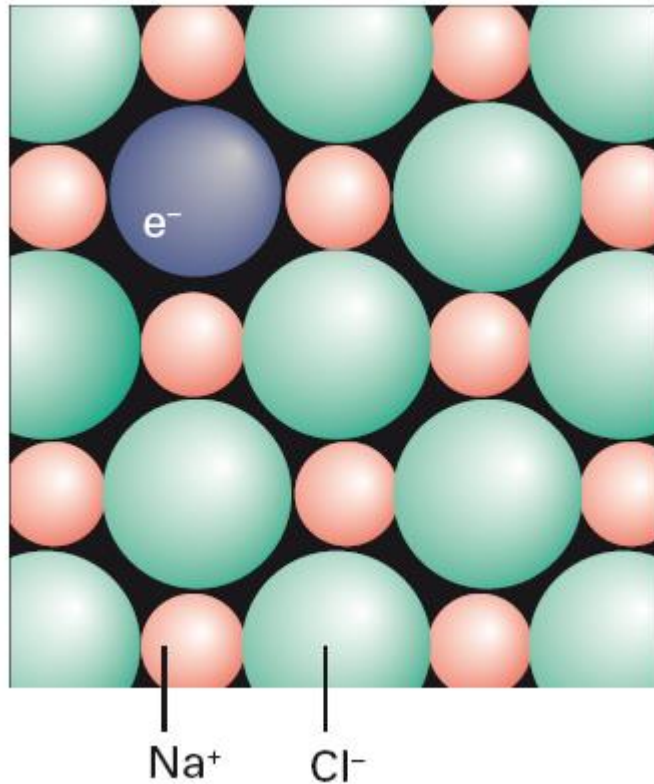


Comune nelle leghe metalliche e composti ionici ternari (e.g. spinelli)

Difetti puntuali **estrinseci**: drogaggio

Minerale o pietra preziosa	Colore	Formula del composto di partenza	Drogante o difetto responsabile del colore
Rubino	Rosso	Al_2O_3	Ioni Cr^{3+} che sostituiscono Al^{3+} in siti ottaedrici 0.2% Cr^{3+}
Smeraldo	Verde	$\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$	Ioni Cr^{3+} che sostituiscono Al^{3+} in siti ottaedrici
Tormalina	Verde o rosa	$\text{Na}_3\text{Li}_3\text{Al}_6(\text{BO}_3)_3(\text{SiO}_3)_6\text{F}_4$	Ioni Cr^{3+} or Mn^{2+} che sostituiscono rispettivamente Li^+ e Al^{3+} in siti ottaedrici
Granato	Rosso	$\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$	Ioni Fe^{2+} che sostituiscono Mg^{2+} in siti con coordinazione 8
Olivina	Giallo-verde	Mg_2SiO_4	Ioni Fe^{2+} che sostituiscono Mg^{2+} in siti con coordinazione 6
Zaffiro	Blu	Al_2O_3	Trasferimento elettronico tra ioni Fe^{2+} e Ti^{4+} che sostituiscono ioni Al^{3+} in siti ottaedrici adiacenti
Diamante	Incolore, debolmente blu o giallo	C	Centri-colore dovuti alla presenza di N
Ametista	Viola	SiO_2	Centro-colore basato su $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{4+}$
Fluorite	Viola	CaF_2	Centro-colore basato sulla presenza di elettroni intrappolati

Difetti puntuali **estrinseci**: centri colore (centri-F)

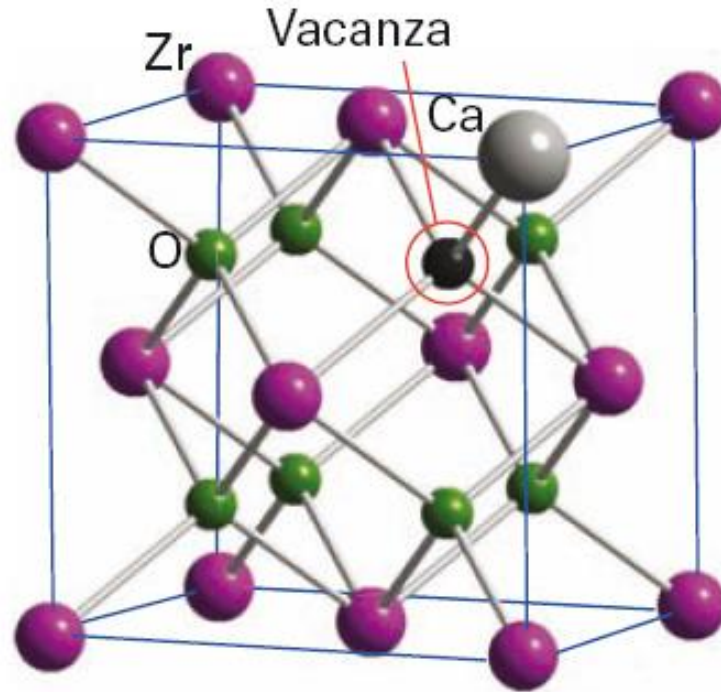


NaCl esposto a vapori di Na diventa arancio a causa della formazione di centri-F o bombardamento di fasci di elettroni

Centri F

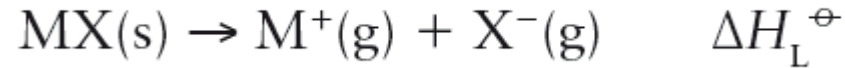


Difetti puntuali **estrinseci**: sostituzioni



Ca^{2+} al posto di Zr^{4+} in ZrO_2 genera una vacanza di ossigeno

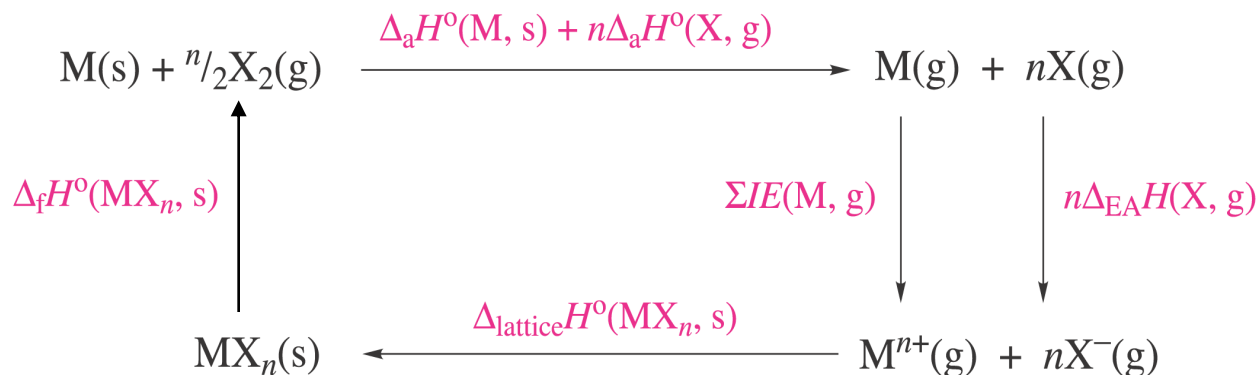
Entalpie reticolari per composti ionici semplici



Composto	Tipo di struttura	$\Delta H_{\text{L}}^{\text{exp}} / (\text{kJ mol}^{-1})$	Composto	Tipo di struttura	$\Delta H_{\text{L}}^{\text{exp}} / \text{kJ mol}^{-1}$
LiF	Salgemma	1030	SrCl ₂	Fluorite	2125
LiI	Salgemma	757	LiH	Salgemma	858
NaF	Salgemma	923	NaH	Salgemma	782
NaCl	Salgemma	786	KH	Salgemma	699
NaBr	Salgemma	747	RbH	Salgemma	674
NaI	Salgemma	704	CsH	Salgemma	648
KCl	Salgemma	719	BeO	Wurtzite	4293
KI	Salgemma	659	MgO	Salgemma	3795
CsF	Salgemma	744	CaO	Salgemma	3414
CsCl	Cloruro di cesio	657	SrO	Salgemma	3217
CsBr	Cloruro di cesio	632	BaO	Salgemma	3029
CsI	Cloruro di cesio	600	Li ₂ O	Antifluorite	2799
MgF ₂	Rutilo	2922	TiO ₂	Rutilo	12150
CaF ₂	Fluorite	2597	CeO ₂	Fluorite	9627

Trascurando il contributo entropico, la struttura cristallina più stabile per un composto ionico è quella con la più grande entalpia reticolare

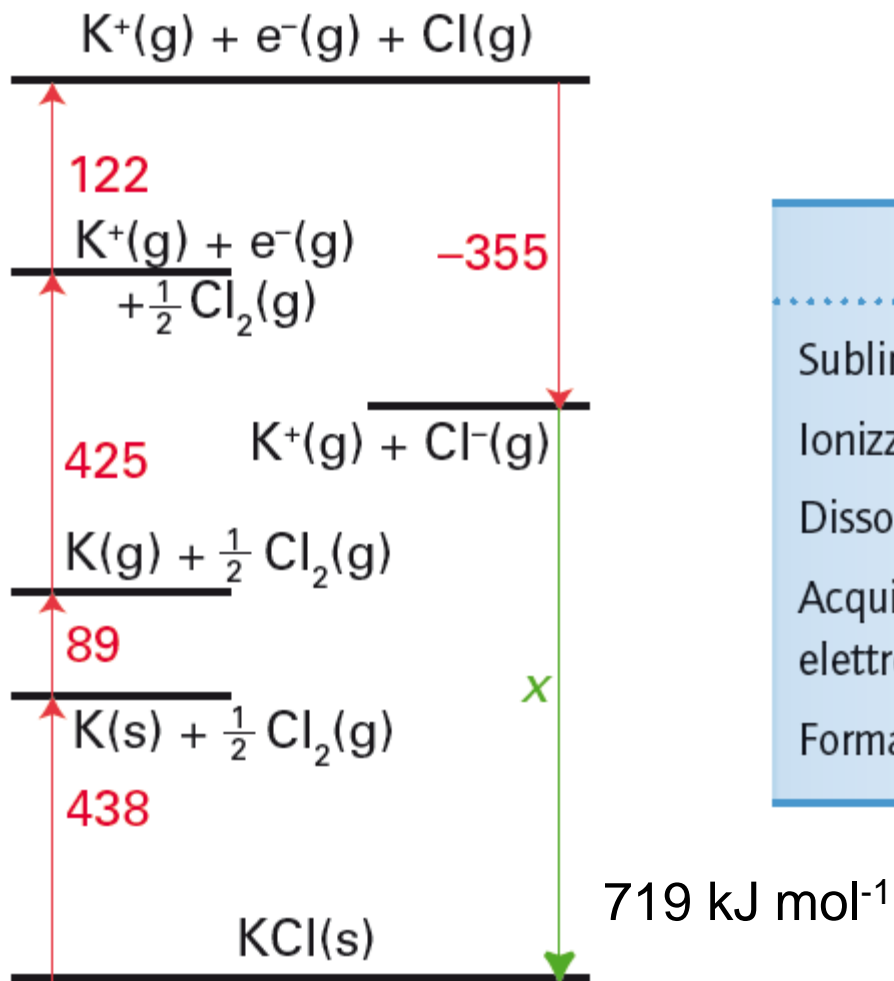
Ciclo di Born-Haber per determinare l'entalpia reticolare di MX_n



- $\Delta_a H^\circ(\text{M, s})$ = Enthalpy of atomization of metal M
- $\Delta_a H^\circ(\text{X, g})$ = Enthalpy of atomization of X
- $\Sigma IE(\text{M, g})$ = Sum of the ionization energies for the processes $\text{M(g)} \rightarrow \text{M}^+(\text{g}) \rightarrow \text{M}^{2+}(\text{g}) \dots \rightarrow \text{M}^{n+}(\text{g})$
- $\Delta_{\text{EA}} H(\text{X, g})$ = Enthalpy change associated with the attachment of an electron
- $\Delta_f H^\circ(\text{MX}_n, \text{s})$ = Standard enthalpy of formation
- $\Delta_{\text{lattice}} H^\circ(\text{MX}_n, \text{s})$ = Lattice enthalpy change (see text)

L'entalpia è una grandezza di stato

Ciclo di Born-Haber per KCl



	$\Delta H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$
Sublimazione di K(s)	+89
Ionizzazione di K(g)	+425
Dissociazione di $Cl_2(g)$	+244
Acquisizione di un elettrone da parte di Cl(g)	-355
Formazione di KCl(s)	-438

Equazione di Born-Mayer per il calcolo dell'entalpia reticolare e costanti di Madelung

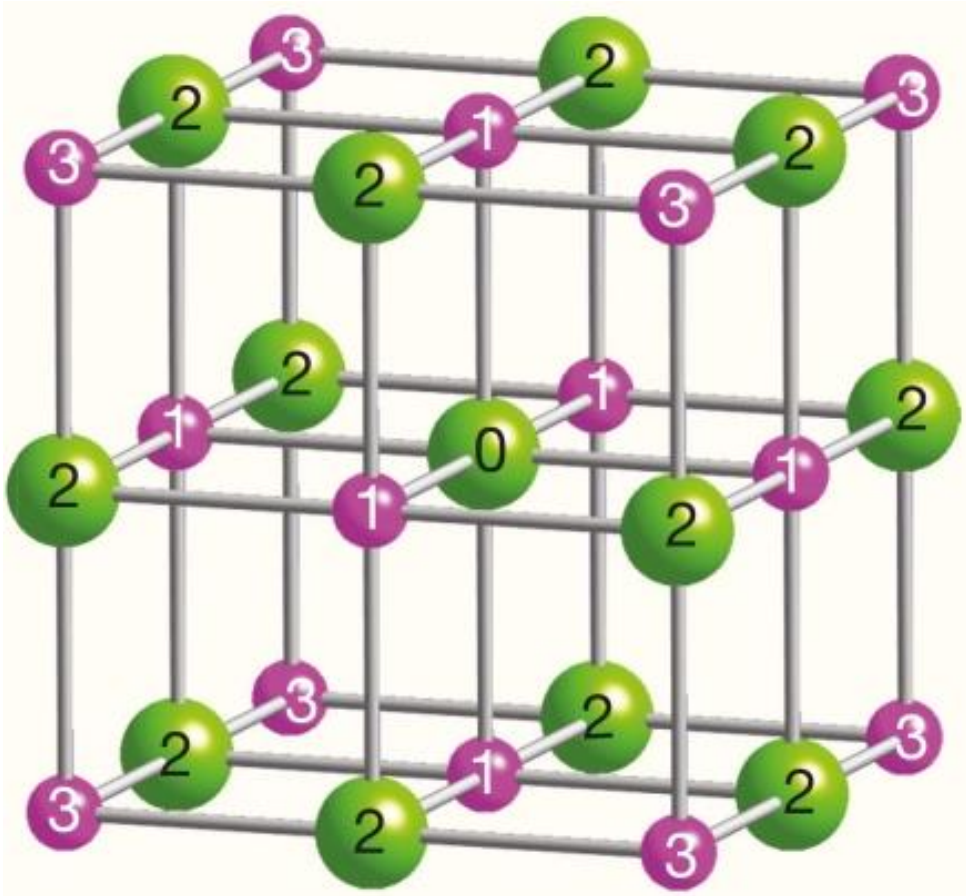
$$\Delta H_L^\ominus = \frac{N_A |Z_A Z_B| e^2}{4\pi\epsilon_0 d} \left(1 - \frac{d^*}{d} \right) A$$

$$d^* = 34.5 \text{ pm}$$

Tipo di struttura	A
Cloruro di cesio	1,763
Fluorite	2,519
Salgemma	1,748
Rutilo	2,408
Sfalerite	1,638
Wurtzite	1,641

A aumenta con il numero di coordinazione

Calcolo della costante di Madelung in NaCl



$$\frac{4\pi\epsilon_0 V}{e^2} = -\frac{6z^2}{d} + \frac{12z^2}{\sqrt{2}d} - \frac{8z^2}{\sqrt{3}d} + \frac{6z^2}{2d} \dots$$

La costante di Madelung riflette l'effetto della geometria del reticolo sulla forza dell'interazione coulombiana complessiva

Composto	Tipo di struttura	$\Delta H_L^{\text{exp}} / (\text{kJmol}^{-1})$	Composto	Tipo di struttura	$\Delta H_L^{\text{exp}} / \text{kJmol}^{-1}$
LiF	Salgemma	1030	SrCl ₂	Fluorite	2125
LiI	Salgemma	757	LiH	Salgemma	858
NaF	Salgemma	923	NaH	Salgemma	782
NaCl	Salgemma	786	KH	Salgemma	699
NaBr	Salgemma	747	RbH	Salgemma	674
NaI	Salgemma	704	CsH	Salgemma	648
KCl	Salgemma	719	BeO	Wurtzite	4293
KI	Salgemma	659	MgO	Salgemma	3795
CsF	Salgemma	744	CaO	Salgemma	3414
CsCl	Cloruro di cesio	657	SrO	Salgemma	3217
CsBr	Cloruro di cesio	632	BaO	Salgemma	3029
CsI	Cloruro di cesio	600	Li ₂ O	Antifluorite	2799
MgF ₂	Rutilo	2922	TiO ₂	Rutilo	12150
CaF ₂	Fluorite	2597	CeO ₂	Fluorite	9627

Confronto tra entalpie reticolari sperimentali e calcolate

TABELLA 3.9 Confronto tra entalpie reticolari sperimentali (exp) e calcolate (calc) per strutture del salgemma.

	$\Delta_L H^{\text{calc}}/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_L H^{\text{exp}}/(\text{kJ mol}^{-1})$	$(\Delta_L H^{\text{exp}} - \Delta_L H^{\text{calc}})/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta\chi$
LiF	1029	1030	1	3,00
LiCl	834	853	19	2,18
LiBr	788	807	19	1,98
Lil	730	757	27	1,68
AgF	920	953	33	2,05
AgCl	832	903	71	1,23
AgBr	815	895	80	1,03
AgI	777	882	105	0,73

$$\chi_{\text{Li}} = 0.98$$

$$\chi_{\text{Ag}} = 1.93$$

Equazione di Kapustinskii

Esiste un'ipotetica struttura del salgemma che è energeticamente equivalente alla vera struttura di qualsiasi solido ionico

$$\Delta_L H^\ominus = \frac{N_{\text{ion}} |z_A z_B|}{d} \left(1 - \frac{d^*}{d} \right) \kappa$$

N_{ion} = numero di ioni nella cella unitaria

$d = r_+ + r_-$ (con coordinazione 6,6)

$d^* = 34.5 \text{ pm}$

$\kappa = 1.21 \times 10^5 \text{ kJ pm mol}^{-1}$

1. Permette di calcolare l'energia reticolare anche se non è nota la struttura (costante di Madelung). Inoltre basta la somma dei raggi ionici.
2. Nota l'entalpia reticolare, permette di calcolare i raggi ionici anche per ioni non sferici (*raggi termochimici*).

Raggi termochimici

TABELLA 3.10 I raggi termochimici di alcuni ioni, *r*/pm.

Elementi dei gruppi principali					
BeF_4^{2-}	BF_4^-	CO_3^{2-}	NO_3^-	OH^-	
(245)	232	178	179	133	
		CN^-	NO_3^-	O_2^{2-}	
		191	(189)	173	
			PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	ClO_4^-
			(238)	258	240
			AsO_4^{3-}	SeO_4^{2-}	BrO_3^-
			(248)	249	154
			SbO_4^{3-}	TeO_4^{2-}	IO_3^-
			(260)	(254)	182
Ioni complessi				Ossoanioni dei metalli d	
$[\text{TiF}_6]^{2-}$	$[\text{PtCl}_6]^{2-}$	$[\text{SiF}_6]^{2-}$	$[\text{SnCl}_6]^{2-}$	$[\text{CrO}_4]^{2-}$	$[\text{MnO}_4]^-$
289	313	269	326	326	(240)
$[\text{TiCl}_6]^{2-}$	$[\text{PtBr}_6]^{2-}$	$[\text{GeF}_6]^{2-}$	$[\text{SnBr}_6]^{2-}$	$[\text{MoO}_4]^{2-}$	
331	342	265	363	(254)	

Decomposizione termica dei carbonati ed entalpia reticolare

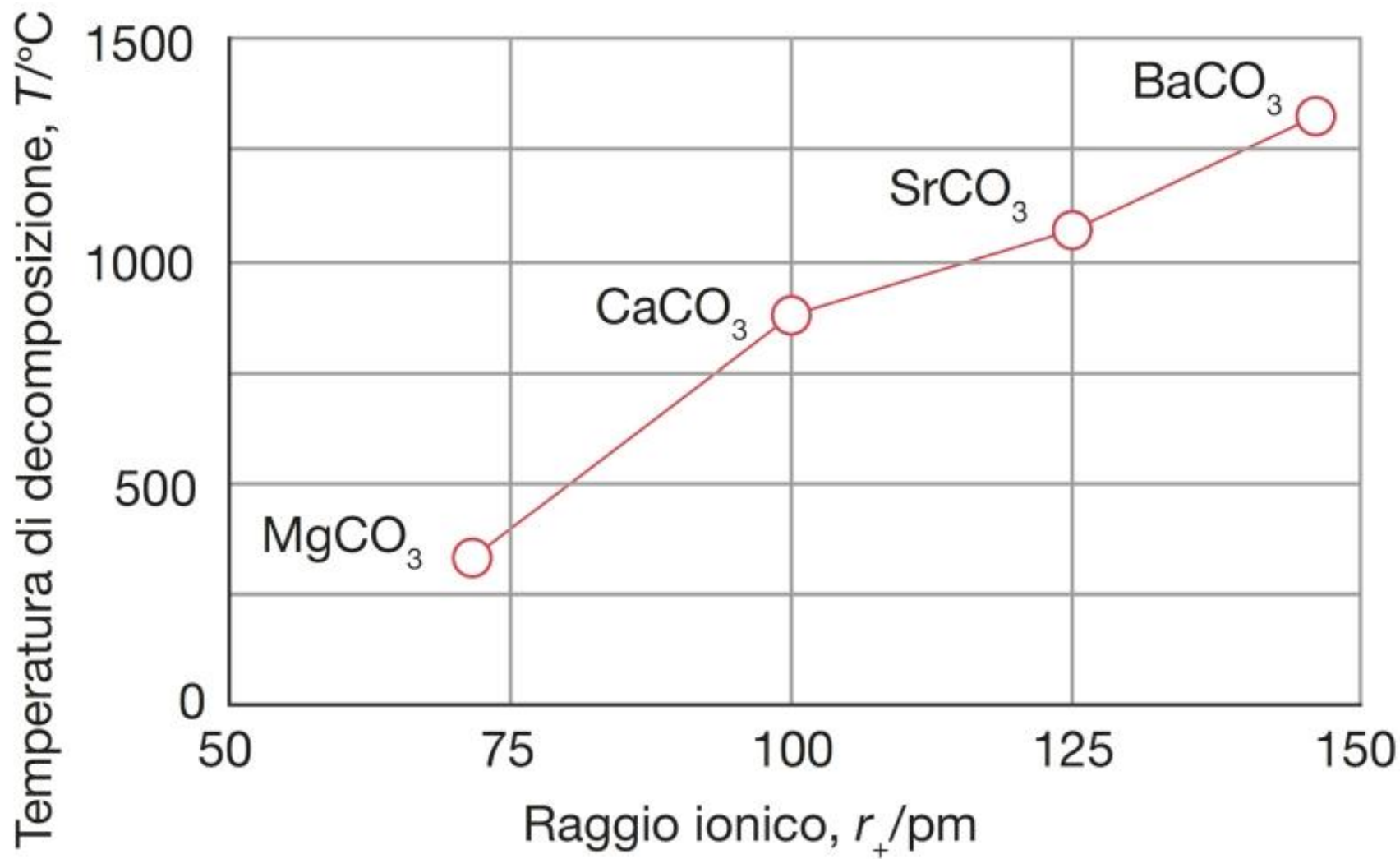
TABELLA 3.11 Dati relativi alla decomposizione dei carbonati.*

	MgCO ₃	CaCO ₃	SrCO ₃	BaCO ₃
$\Delta_r G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	+48,3	+130,4	+183,8	+218,1
$\Delta H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	+100,6	+178,3	+234,6	+269,3
$\Delta S^\ominus / (\text{J k}^{-1} \text{mol}^{-1})$	+175,0	+160,6	+171,0	+172,1
$T_{\text{decomp}} / ^\circ\text{C}$	300	840	1100	1300

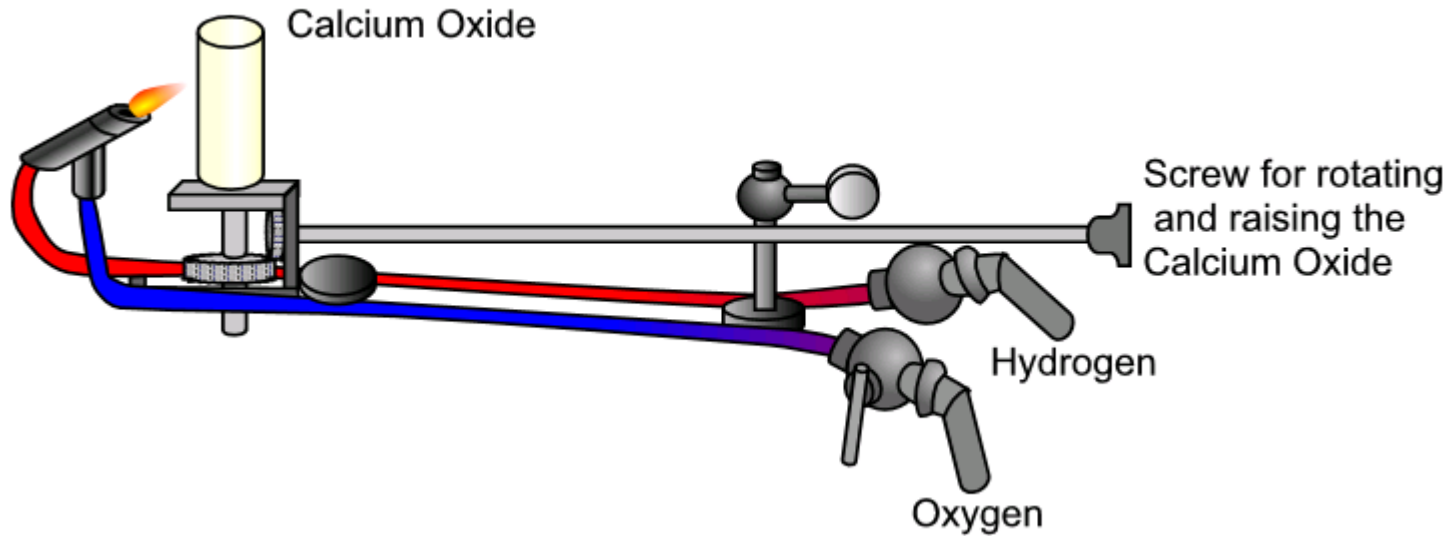
*I dati sono per la reazione $\text{MCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{MO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ a 298 K. T è la temperatura richiesta per ottenere $p(\text{CO}_2) = 1 \text{ bar}$ ed è stata stimata dai dati termodinamici a 298 K.

CaCO₃ calcare, *limestone*

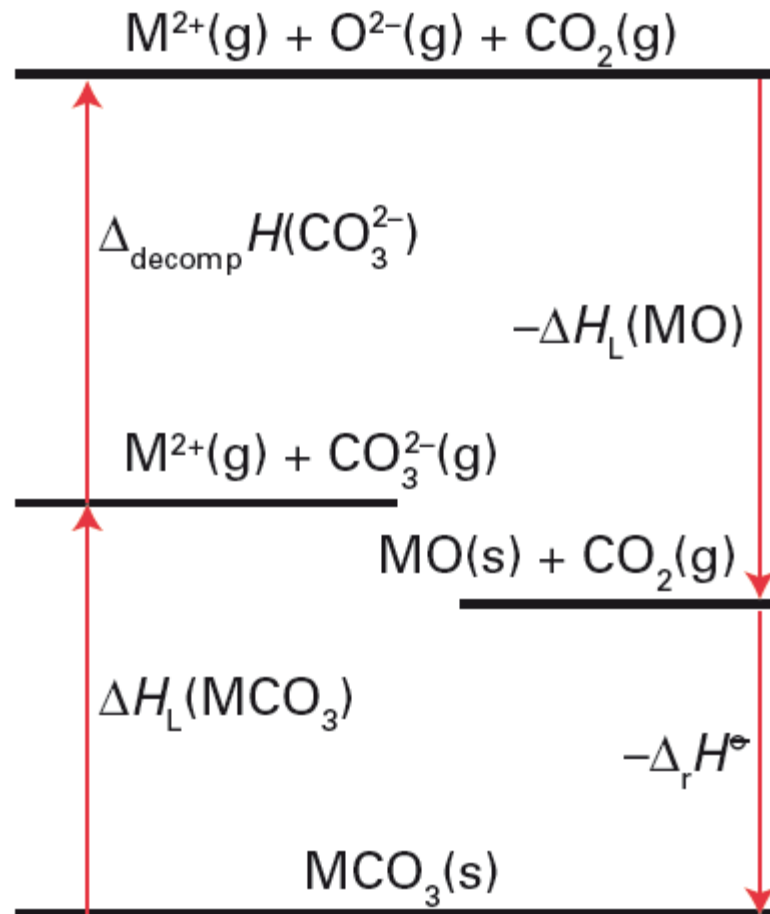
CaO calce, *lime*

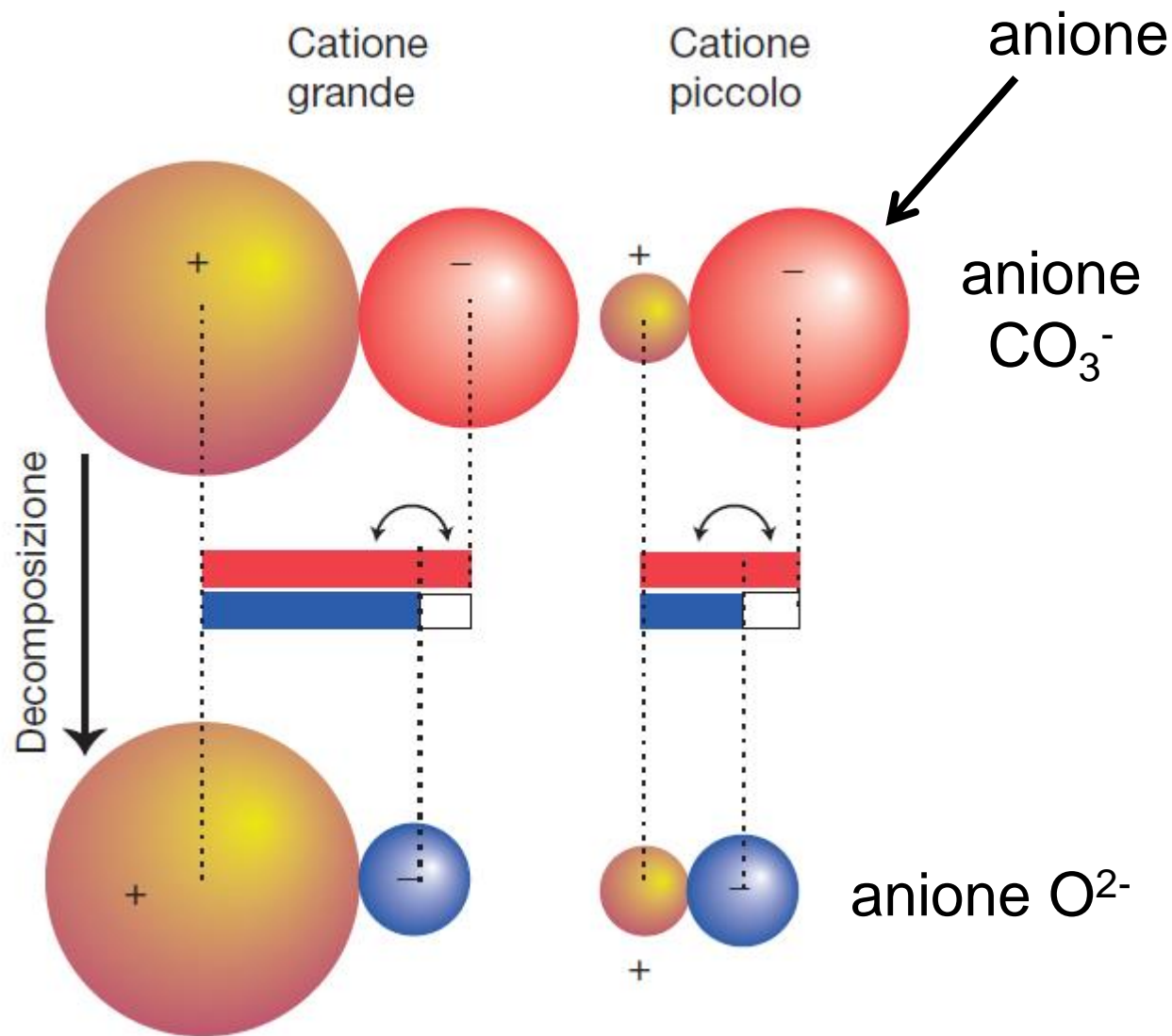


Limelight (o luce di Drummond)



Ciclo di Born-Haber per la decomposizione termica di un carbonato





Per stabilizzare un anione grande, che potrebbe altrimenti andare incontro a decomposizione termica, generando specie anioniche più piccole, serve un catione grande

Solubilità ed energia reticolare



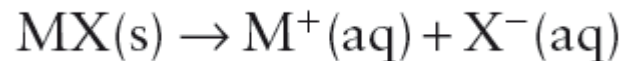
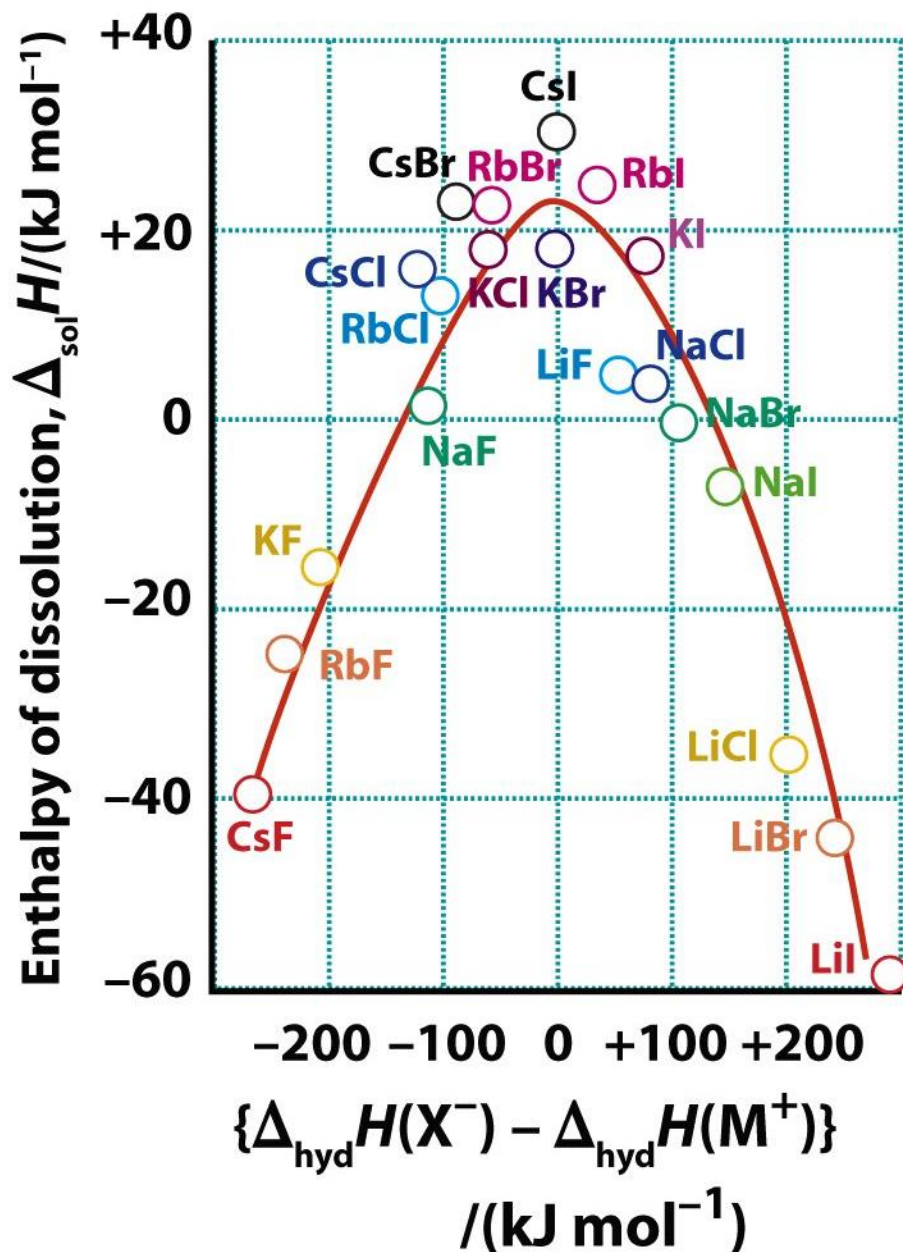
solubilità



solubilità

Composti che contengono ioni aventi raggi molto differenti sono (più) solubili in acqua.

Solubilità ed energia reticolare



$$\Delta H_{\text{L}}^{\ominus} \propto \frac{1}{r_+ + r_-}$$

$$\Delta_{\text{hyd}}H \propto \frac{1}{r_+} + \frac{1}{r_-}$$

uno ione piccolo può comportare una grande entalpia di idratazione ma non necessariamente una grande entalpia reticolare

Solubilità degli alogenuri di sodio e di argento

Compound	Solubility / g per 100 g of water at 298 K	Solubility / mol dm ⁻³ at 298 K	$\Delta_{\text{sol}}G^\circ$ / kJ mol ⁻¹	$\Delta_{\text{sol}}H^\circ$ / kJ mol ⁻¹	$T\Delta_{\text{sol}}S^\circ$ / kJ mol ⁻¹
NaF	4.2	1.0	+7.9	+0.9	-7.0
NaCl	36	6.2	-8.6	+3.9	+12.5
NaBr	91	8.8	-17.7	-0.6	+17.1
NaI	184	12.3	-31.1	-7.6	+23.5
AgF	182	14.3	-14.4	-20.3	-5.9
AgCl	1.91×10^{-4}	1.33×10^{-5}	+55.6	+65.4	+9.8
AgBr	1.37×10^{-5}	7.31×10^{-7}	+70.2	+84.4	+14.2
AgI	2.16×10^{-7}	9.22×10^{-9}	+91.7	+112.3	+20.6