

1. Chemische Bindung und Orbitalmodell

1.1 Ionenbindung

1.1.1 Oktettenregel:

Alle Atome sind bestrebt, auf der Valenzschale die Elektronenkonfiguration eines Edelgases anzunehmen.

Die Oktettenregel heisst auch Regel von Kossel.

max. Schalenbesetzung: $z=2 \cdot n^2$ (n =Hauptquantenzahl)

also:

n	z
1	2
2	8
3	18
4	32

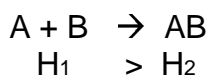
1.1.2 Die Coulombsche Kraft:

Anziehungskraft zwischen Teilchen und entgegengesetzter Ladung z.B. Ionen :

- Kationen: positiv geladene Teilchen
- Anionen: negativ geladene Teilchen

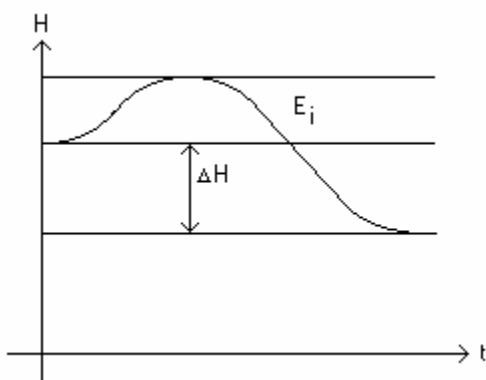
Alternative Bezeichnungen für Ionenbindung:

- ionogene Bindung
- heteropolare Bindung
- elektrovalente Bindung



In einer Reaktionsgleichung ist die chemische Energie der Endprodukte niedriger als die der Anfangsprodukte.

Energieverlaufdiagramm:



Exotherme Reaktion

Bei exothermen Reaktionen wird Energie freigesetzt.

$$\Delta E = E_i + A + E_G$$

(>0) (<0) (<0)

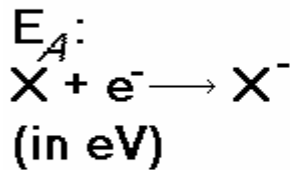
E_i = Ionisierungsenergie
 A = Elektronenaffinität
 E_G = Gitterenergie

Elektronenaffinität:

Elektronenaffinität ist die Energiemenge, die benötigt bzw. frei wird, wenn ein Atom Elektronen aufnimmt und dadurch eine Edelgaskonfiguration erhält.

Bei Nichtmetallen ist die Elektronenaffinität häufig negativ, da Nichtmetalle durch Edelgaskonfiguration die Form von Edelgasen annehmen. Einzige Ausnahme: *Stickstoff*.

Elektronenaffinität



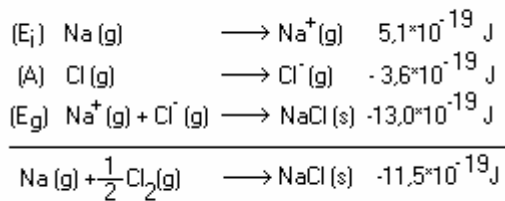
H -0.75							He >0
Li -0.62	Be >0	B -0.28	C -1.26	N +0.07	O -1.46	F -3.40	Ne >0
Na -0.55	Mg >0	Al -0.44	Si -1.28	P -0.75	S -2.08	Cl -3.62	Ar >0
K -0.5	Ca >0	Ga -0.3	Ge -1.2	As -0.81	Se -2.02	Br -3.36	Kr >0
Rb -0.49	Sr >0	In -0.3	Sn -1.2	Sb -1.07	Te -1.97	I -3.06	Xe >0
Cs -0.47	Ba >0	Tl -0.2	Pb -0.36	Bi -0.95	Po	At	Rn
Fr	Ra						

Gitterenergie:

Gitterenergie ist die Energie, die frei wird, wenn sich Ionen unterschiedlicher Ladung zu einem Ionengitter zusammenfügen.

Wie jeder natürliche Prozess kann auch die Bindung zwischen zwei Atomen nur unter Abgabe von Energie selbstständig ablaufen. Mit Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität ist die Bindung von Salzen nicht zu erklären. Erst unter Berücksichtigung der Gitterenergie ergibt sich eine negative Energiebilanz der Gesamtreaktion.

Beispiel:

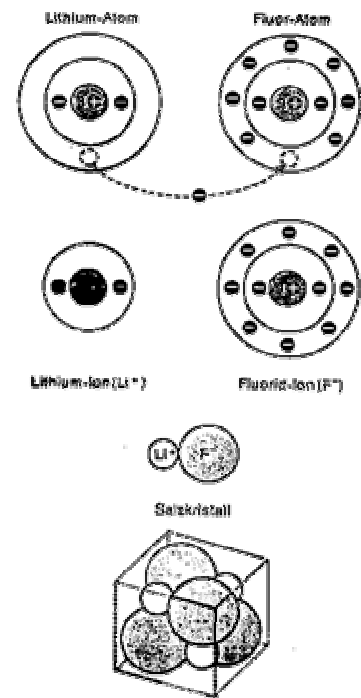


g= gasförmig
 l =flüssig
 s = fest
 aq= wässrig gelöst

Satz:

Formeln von Ionenverbindungen (z.B. NaCl/Li₂S/MgCl₂) sind immer Verhältnisformeln.

BILDUNG DES SALZES LiF



Das Coulombische Gesetz:

Die Anziehungskraft zwischen entgegengesetzt geladenen Teilchen ist proportional zu den Einzelladungen und umgekehrt proportional zum Quadrat der Entfernung der Teilchen von einander.

$$F \approx \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

Gitterenergien von Ionenverbindungen bei 25° C in kJ/mol

Kation:	Anion:					
	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	O ²⁻	S ²⁻
Li ⁺	1029	849	804	735		
Na ⁺	915	781	743	699		
K ⁺	813	710	679	643		
Rb ⁺	779	685	656	624		
Ag ⁺	943	890	877	867		
Be ²⁺	3456	2983	2895	2803	4519	
Mg ²⁺	2883	2489	2414	2314	3933	3255
Ca ²⁺	2582	2197	2125	2038	3523	3021
Sr ²⁺	2427	2109	2046	1954	3310	2874
Ba ²⁺	2289	1958	1937	1841	3125	2745
Al ³⁺					15110	

Je größer die Ladung und je ähnlicher sich die Ionen in ihren Radien sind desto größer ist die Gitterenergie.