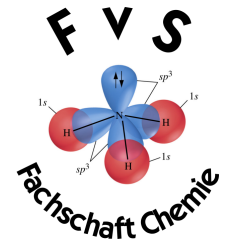


Wiederholungsthema:

Ionenbindung und Salze



Zusammenfassung:

Ionen und Ionenbildung

Wie sich Atome auch immer verbinden mögen, so versuchen sie doch stets dabei die Edelgaskonfiguration (Abb.3) zu erhalten, d.h. die Elektronenaußenschale eines Edelgases zu erreichen. Gelingt dies bei der „normalen“ Atombindung oder Elektronenpaarbindung durch ein gegenseitiges „Ausleihen“ von Außenelektronen, so kommt es bei der Ausbildung einer Ionenbindung zu einem völligen Elektronenübergang von einem Atom (i.d.R. dem Metallatom) zum anderen (Abb.1 u. 2).

Verantwortlich für diesen Übergang sind die relativ hohen Elektronegativitäts-Differenzen zwischen den beteiligten Partneratomen. Sind diese größer als 1,7, beansprucht das elektroneivere Atom völlig die Außenelektronen des anderen. Wird Ersteres durch Elektronenaufnahme zu einem negativ geladenen Anion, mutiert das andere Atom durch die Elektronenabgabe zu einem positiv geladenen Kation. Da Metallatome i.d.R. nur geringe EN-Werte besitzen, geben sie „gerne“ ihre Außenelektronen an einen elektronegativen Partner ab. Beide Ionen haben dadurch die gleiche Außenelektronenanzahl des nächsten im PSE benachbarten Edelgases (Abb.3) und somit einen äußerst stabilen Zustand erreicht. Die positiven und negativen Ionenladungen neutralisieren sich nach außen.

Ionenbindung, Ionengitter und Salze

In Salzen liegen prinzipiell Ionen vor, die sich durch ihre gegensätzlichen Ladungen anziehen → **Ionenbindung**. Anders als bei der Atombindung sind diese Anziehungskräfte nicht gerichtet, sondern umgeben ein Ion als ein kugeliges Feld. Für den Aufbau des Salzes bedeutet dies, dass sich die Ionen zu einem dreidimensionalen Ionengitter zusammenfügen. In einem Natriumchloridkristall (Kochsalz) drängen sich so um jedes negative Chlorid-Ion sechs positive Natriumionen und umgekehrt (Abb.4). So ergibt sich die Koordinationszahl 6, die in hohem Maße von der Größe der Radien der beteiligten Ionen abhängig ist, die sich in einer dichten Kugelpackung zusammendrängen wollen.

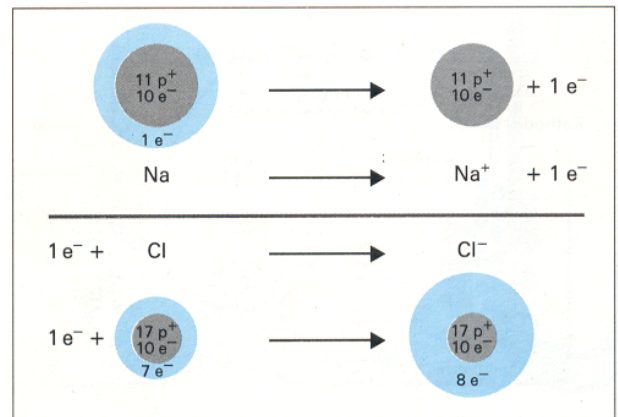
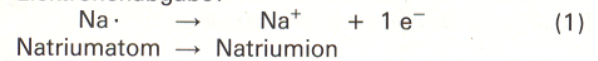


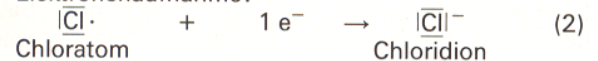
Abb.1 Ionenbildung durch Abgabe und Aufnahme von Elektronen

Na-Ion mit Edelgaskonfiguration des Neon (10e⁻)
Cl-Ion mit Edelgaskonfiguration des Argon (18e⁻)

Elektronenabgabe:



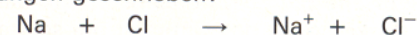
Elektronenaufnahme:



Elektronenübergang:



Aus Gründen der Vereinfachung werden in der Regel nur die Ladungen geschrieben:



Wie Wasserstoff und Sauerstoff besteht auch Chlor aus zweiatomigen Molekülen. Wir müssen somit erweitern:

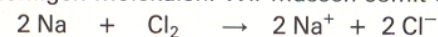


Abb.2 Reaktion von Chlor mit Natrium

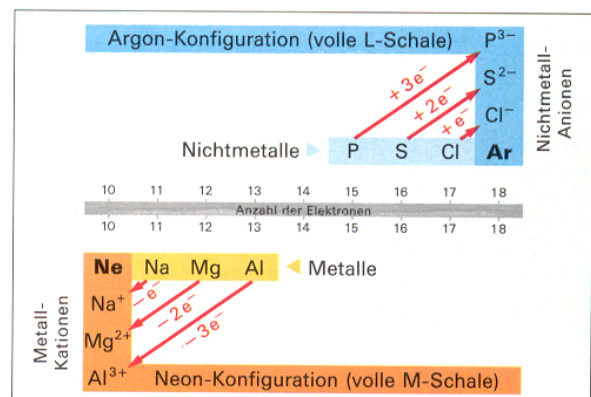


Abb.3 Edelgaskonfiguration bei Ionen von Elementen der 3. Periode

Formeln

Die Formel eines Salzes, z.B. NaCl, gibt nur die kleinste Einheit eines Salzkristalls an. Im Kochsalz liegen Na^+ - und Cl^- -Ionen im Verhältnis 1:1 vor. NaCl ist somit eine Verhältnisformel (und keine Molekülformel).

In Magnesiumchlorid (MgCl_2) befinden sich Mg^{2+} -Ionen und Cl^- -Ionen in einem Verhältnis von 1:2.

Natriumchlorid-Ionenkristall

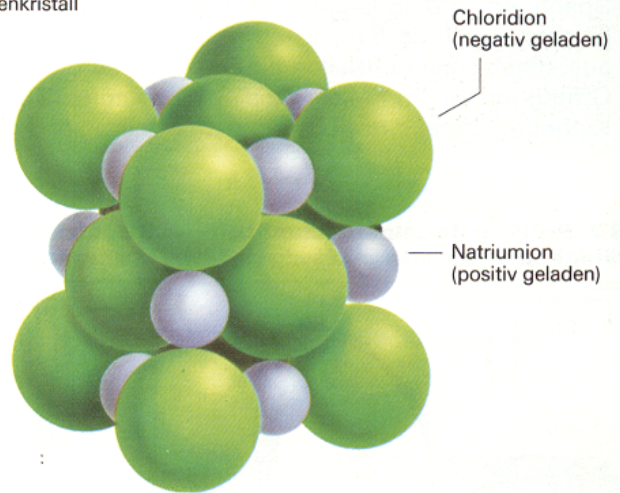


Abb.4 Kugelmodell des Kochsalzkristalls

Eigenschaften

Salze sind vergleichsweise harte Stoffe, was sich auf die starken Anziehungskräfte der beteiligten Ionen zurückführen lässt. Es liegt eine hohe **Gitterenergie** (Abb.5) vor. Diese muss bei der Abtrennung der Ionen aus dem Ionengitter aufgebracht werden. Bei der Bildung eines Salzkristalls wird diese Energie nach außen freigesetzt.

Somit lassen sich Salze nur unter hohem Energieaufwand schmelzen und zum Sieden bringen. (Abb.6)

LiF -1039	LiCl -850	LiBr -802	LiI -742	
NaF -920	NaCl -780	NaBr -740	NaI -692	MgO -3929
KF -816	KCl -710	KBr -680	KI -639	CaO -3477
RbF -780	RbCl -686	RbBr -558	RbI -621	SrO -3205
CsF -749	CsCl -651	CsBr -630	CsI -599	BaO -3042

Abb.5 Gitterenergien (in KJ/mol) und Ionengröße (Größe der Anionen nimmt von links nach rechts, die der Kationen von oben nach unten, zu)

LiF 870				
NaF 992	NaCl 801	NaBr 747	NaI 660	MgO 2800
	KCl 770	KBr 734	KI 681	CaO 2570
			RbI 647	SrO 2430
				BaO 1920

Abb.6 Schmelztemperaturen in °C in Abhängigkeit von der Ionengröße (Salze mit Natriumchloridstruktur)

Elektrische Leitfähigkeit

Festes Salz leitet nicht. Wohl aber wässrige Lösungen und Schmelzen. In beiden liegen bewegliche Ionen vor, die zu den entsprechenden Elektroden wandern, damit der Stromkreis erhalten bleibt. Die positiven Kationen zur negativen Kathode und die negativen Anionen zur positiven Anode.

Übungsaufgaben:

1. Ergänze die fehlenden Angaben im Text

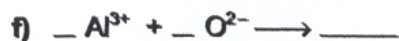
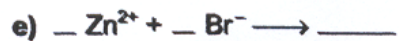
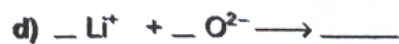
Atome mit ein bis ____ Außenelektronen können Elektronen abgeben. Dabei entstehen _____ geladene Ionen. Solche Ionen heißen _____. Atome mit fünf bis _____ Außenelektronen können Elektronen aufnehmen. Dabei entstehen _____ geladene Ionen. Solche Ionen heißen _____. Die Elektronenhülle eines Ions entspricht jeweils einer _____ Schale.

2. Vervollständige die Tabelle zur Ionenbildung mit Hilfe des Periodensystems der Elemente.

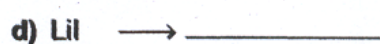
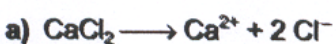
Elementname	Atom mit Außenelektronen ¹⁾	Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen	das aus dem Atom entstandene Ion	das dem Ion entsprechende Edelgasatom
Aluminium	-Al-	3	Al ³⁺	Neonatom
Beryllium		2		
	Ca-			
Kalium				
		1	F ⁻	
		1	Na ⁺	
Neon				
	-S-	2		
Stickstoff		3		

¹⁾ Die Außenelektronen werden als Punkte um das Elementsymbol geschrieben.

3. Vervollständige die folgenden Gleichungen. Beachte dabei, daß in einer Ionenverbindung gleich viele positive und negative Ladungen enthalten sind.



4. Schreibe die Ionen, aus denen die folgenden Ionenverbindungen aufgebaut sind:



5. Bilde sinnvolle Formeln der Salze aus den folgenden Elementen und fülle die Tabelle aus!

Elemente:	Kation:	Anion:	Zahl der übertragenen Elektronen:	Elektronenzahl des Kations Entspricht dem Edelgas:	Elektronenzahl des Anions Entspricht dem Edelgas:	Formel des Salzes:
Na, Cl	Na ⁺	Cl ⁻	1	Neon	Argon	NaCl
Mg, Br						
Al, I						
Al, O						
Mg, N						
K, Br						

Lösungen:

1. Ergänze die fehlenden Angaben im Text

Atome mit ein bis 3 Außenelektronen können Elektronen abgeben. Dabei entstehen positiv geladene Ionen. Solche Ionen heißen Kationen. Atome mit fünf bis 7 Außenelektronen können Elektronen aufnehmen. Dabei entstehen negativ geladene Ionen. Solche Ionen heißen Anionen. Die Elektronenhülle eines Ions entspricht jeweils einer Edelgas schale.

2. Vervollständige die Tabelle zur Ionenbildung mit Hilfe des Periodensystems der Elemente.

Elementname	Atom mit Außen- elektronen ¹⁾	Zahl der ab- gegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen	das aus dem Atom entstandene Ion	das dem Ion entsprechende Edelgasatom
Aluminium	·Al·	3	Al ³⁺	Neonatom
Beryllium	·Be·	2	Be ²⁺	He
Calcium	Ca·	2	Ca ²⁺	Ar
Kalium	K·	1	K ⁺	Ar
Fluor	·F·	1	F ⁻	Ne
Natrium	Na·	1	Na ⁺	Ne
Neon	·Ne·	—	—	Ne
Schwefel	·S·	2	S ²⁻	Ar
Stickstoff	·N·	3	N ³⁻	Ne

¹⁾ Die Außenelektronen werden als Punkte um das Elementsymbol geschrieben.

3. Vervollständige die folgenden Gleichungen. Beachte dabei, daß in einer Ionenverbindung gleich viele positive und negative Ladungen enthalten sind.



4. Schreibe die Ionen, aus denen die folgenden Ionenverbindungen aufgebaut sind:



Lösungen (Fortsetzung):

Elemente:	Kation:	Anion:	Zahl der übertragenen Elektronen:	Elektronenzahl des Kations Entspricht dem Edelgas:	Elektronenzahl des Anions Entspricht dem Edelgas:	Salzformel
Na, Cl	Na ⁺	Cl ⁻	1	Neon	Argon	NaCl
Mg, Br	Mg ²⁺	Br ⁻	2	Neon	Krypton	MgBr ₂
Al, I	Al ³⁺	I ⁻	3	Neon	Xenon	AlI ₃
Al, O	s.o.	O ²⁻	6	Neon	Neon	Al ₂ O ₃
Mg, N	s.o.	N ³⁻	6	Neon	Neon	Mg ₃ N ₂
K, Br	K ⁺	s.o.	1	Argon	Krypton	KBr