

Kochsalz

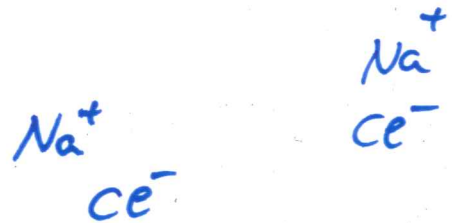
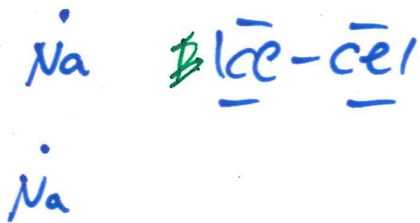


Salz

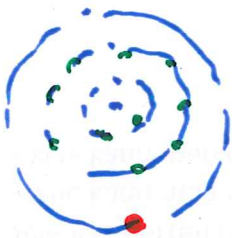
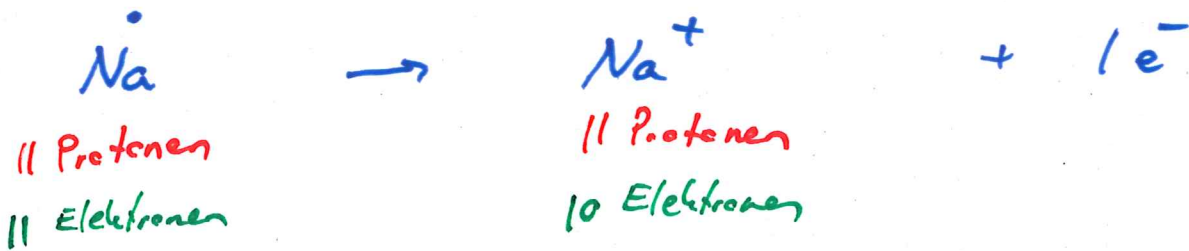
193 / 31.3

"Stelle Nachschau aus den Elementen her":

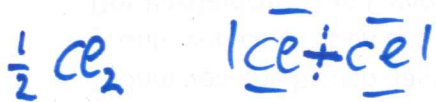
"Ion"-ische Kräfte



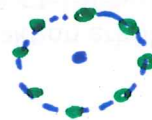
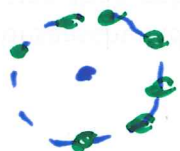
Entstehung des Ions



(Größe: Na > Na⁺)



äußerste Schale:



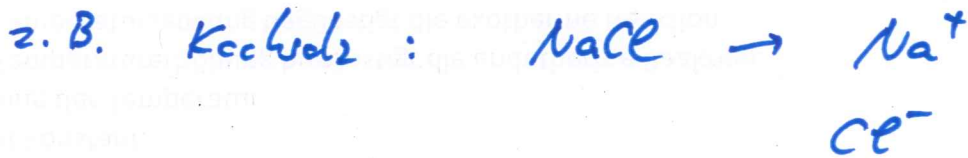
Cl

Cl⁻

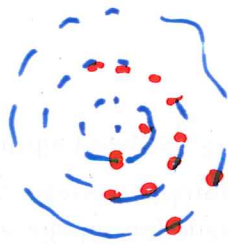
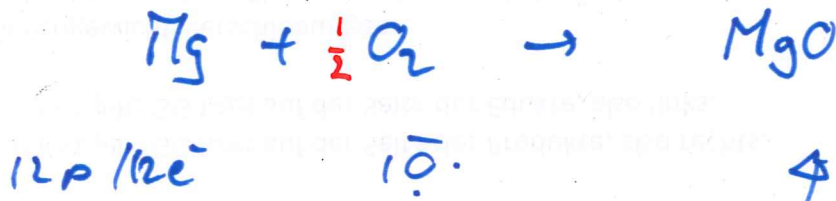
(Größe Cl < Cl⁻)

Na⁺ < Cl⁻

Salze sind aus Ionen (geladene Teilchen) aufgebaut. Im Salz ist das Metall positiv geladen ("Kation"). Das Nicht-Metall ist im Salz negativ geladen ("Anion").

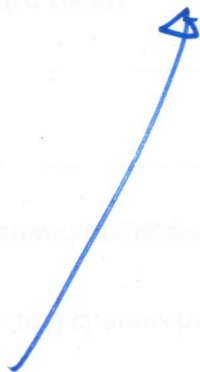
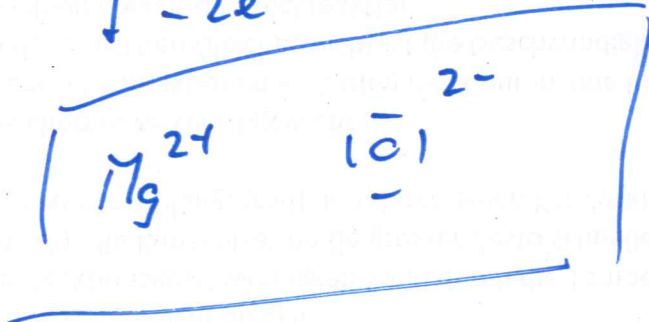


Exp. Magnesium verbrennen \rightarrow Salz!
 ("Magnesiumoxid")



$\downarrow +2e^-$

$\downarrow -2e^-$



Wie viele Elektronen werden abgegeben / aufgenommen?

- Alkalimetalle (Li - Fr) geben je ein e^- ab
 → Ladung immer $(+1)$, z.B. Na^+ , Rb^+
- Erdalkalimetalle (Be - Ra) haben immer die
 Ladung $(+2)$, z.B. Mg^{2+} , Sr^{2+}
- Halogene (F - At) haben immer die Ladung (-1)
 z.B. F^- , Cl^-
- Sauerstoff (O) und Schwefel (S) haben immer die
 Ladung (-2) , z.B. O^{2-}
- Stickstoff (N) und Phosphor (P) haben immer
 die Ladung (-3)
 z.B. N^{3-}
- Kohlenstoff hat immer die Ladung (-4)
 → C^{4-}

1 f5

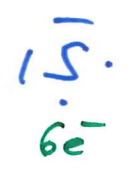
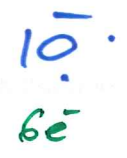
Namensgebung von Salzen Teil I

- Verbindungen, die aus zwei verschiedenen Elementen bestehen und Salze bilden enden auf -id. Das Kation wird zuerst genannt, dann das Anion (z.B. Natrium-Chlor-id = Natriumchlorid).
- Die Reaktionsmöglichkeiten der Elemente lassen sich aus dem PSE entnehmen. Alles was links steht (Metalle) gibt seine Valenzelektronen ab (die Anzahl ist aus der Gruppenzugehörigkeit zu entnehmen, bei Uebergangsmetallen muss sie angegeben werden), damit wird die Oktettregel erfüllt. Alles was rechts steht (Nichtmetalle) nimmt so viele Elektronen auf, dass die Oktettregel erfüllt wird. Auch diese Zahl lässt sich aus der Gruppenzugehörigkeit entnehmen.
- Das Salz muss nach aussen gesamthaft elektrisch neutral sein. Daraus ergeben sich die Zahlenverhältnisse der Ionen. Für eine Reaktion von Magnesium mit Chlor heisst das: Magnesium 2. Hauptgruppe also 2 Valenzelektronen also Mg^{2+} ; Chlor 7. Hauptgruppe also 7 Valenzelektronen also Cl^- . Damit das Salz nach aussen neutral wird, müssen ein Mg^{2+} mit 2 Cl^- kombiniert werden. $MgCl_2$ heisst dann nicht Magnesium-dichlorid sondern schlicht Magnesiumchlorid. Zahlenverhältnisse werden nicht verbalisiert, das wäre sonst eine Tautologie wie ein "schwarzer Rappe" oder ein "weisser Schimmel".
- Viele Übergangsmetallionen besitzen die Möglichkeit eine unterschiedliche Anzahl von Elektronen abzugeben z.B. Fe^{2+} und Fe^{3+} . Hier wird die Ladung in römischen Zahlen nach dem Elementnamen in () angegeben z.B. Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 .

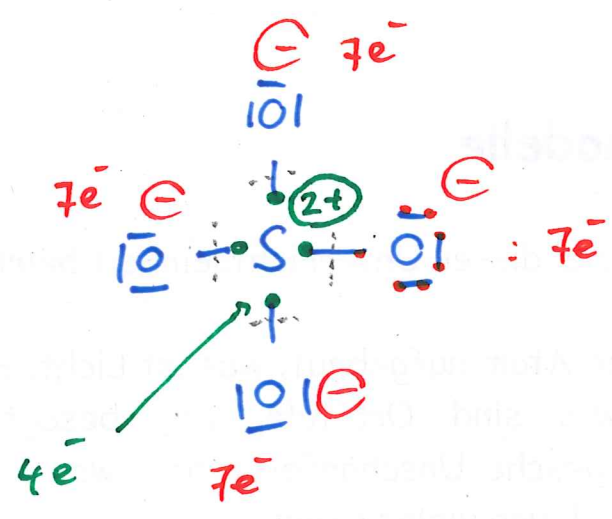
Element	Name des Anions	Verbindung	Formel
Fluor	Fluorid	Magnesiumbromid	$MgBr_2$
Chlor	Chlorid	Aluminiumoxid	Al_2O_3
Brom	Bromid	Eisen(II)-chlorid	$FeCl_2$
Jod	Iodid	Eisen(III)-chlorid	$FeCl_3$
Sauerstoff	oxid	Natriumoxid	Na_2O
Schwefel	sulfid	Zinkiodid	ZnI_2
Selen	selenid	Titan(IV)-carbid	TiC
Stickstoff	Azid	Kupfer(I)-sulfid	Cu_2S
Phosphor	Phosphid	Kupfer(II)-sulfid	CuS
Kohlenstoff	carbide	Molybdän(IV)-sulfid	MoS_2

Mg^{2+} / Br^-
 Al^{3+} / O^{2-}
 Fe^{2+} / Cl^-
 Fe^{3+} / Cl^-
 Na^+ / O^{2-}
 Zn^{2+} / I^-
 Ti^{4+} / C^{4-}
 Cu^+ / S^{2-}
 Cu^{2+} / S^{2-}
 Mo^{4+} / S^{2-}

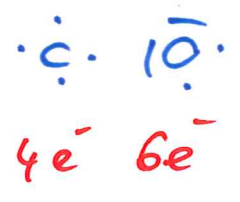
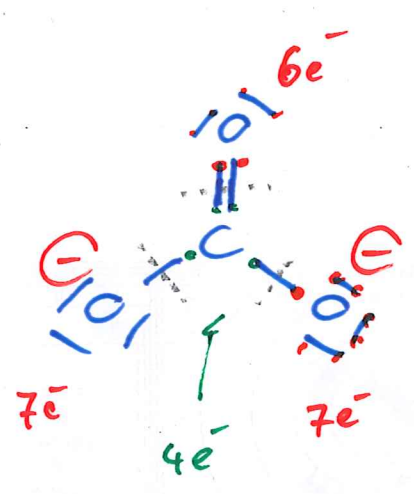
mehwertige Anionen



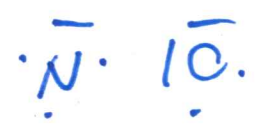
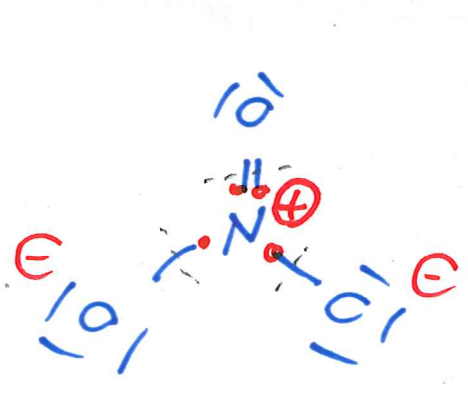
z.B. Sulfat: SO_4^{2-}



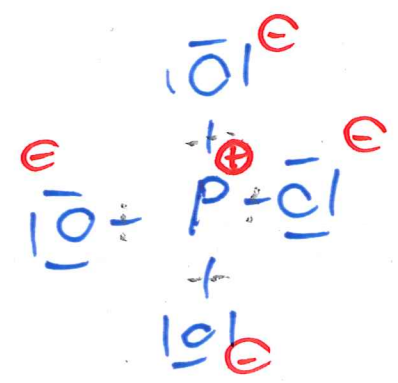
Carbonat: CO_3^{2-}



Nitrat: NO_3^-



Phosphat: PO_4^{3-}



Anwendungen: z.B.

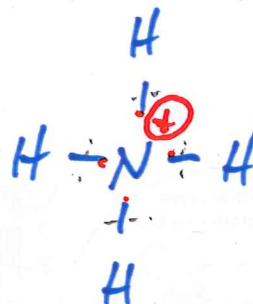
Flamer: Calciumcarbonat

Ionen: $\text{Ca}^{2+} / \text{CO}_3^{2-}$

Salz: CaCO_3

viervalentige Kationen

Ammonium: NH_4^+



Bsp. Ammoniumnitrat

Ionen: $\text{NH}_4^+ / \text{NO}_3^-$

Salz: NH_4NO_3

Namen und Formeln von Salzen

1. Vervollständigen Sie die Tabelle:

Formeln der Kationen	Formeln der Anionen	Formeln der Salze	Namen der Salze
K^+	S^{2-}		
		$MgBr_2$	
			Berylliumoxid
Cs^+	O^{2-}		
K^+	I^-		
	N^{3-}		Lithiumnitrid
			Kupfer(I)oxid
		$FeCl_3$	
			Silberchlorid
			Eisen(III)oxid
			Zinkchlorid
Cr^{3+}	O^{2-}		
			Titan(IV)oxid
		PbO_2	
			Kohlendioxid

2. Gesucht sind die Lewisformeln von Essigsäure CH_3COOH und Acetat.

Kräfte zwischen den Ladungen

→ $F \dots$ Abstand $= r$

→ $F \sim \frac{1}{r^2}$

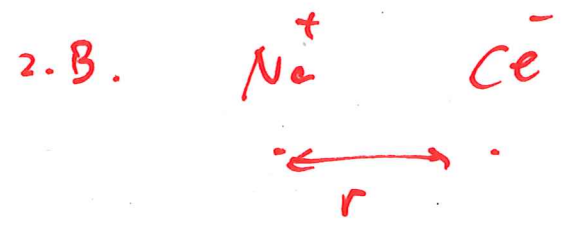
... Anzahl der Ladungen Q_1 / Q_2

$F \sim Q_1 \cdot Q_2$

→
$$F = k \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

Coulombsche-Gesetz
(Coulomb)

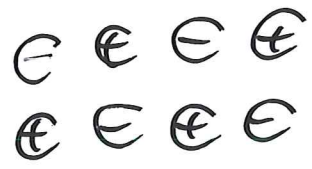
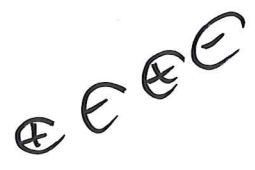
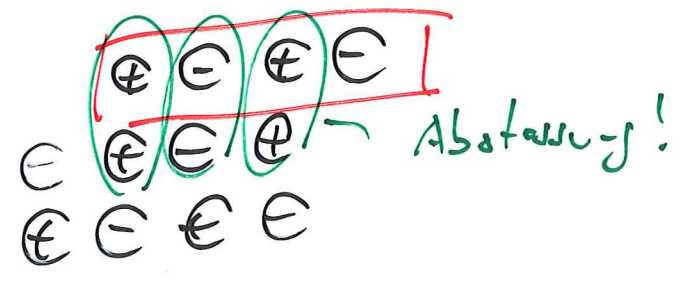
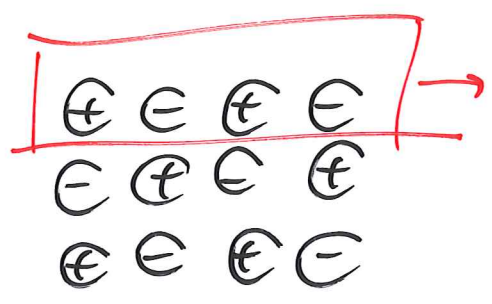
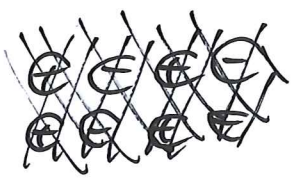
r : Abstand der Ladungen



• physikalische Eigenschaften

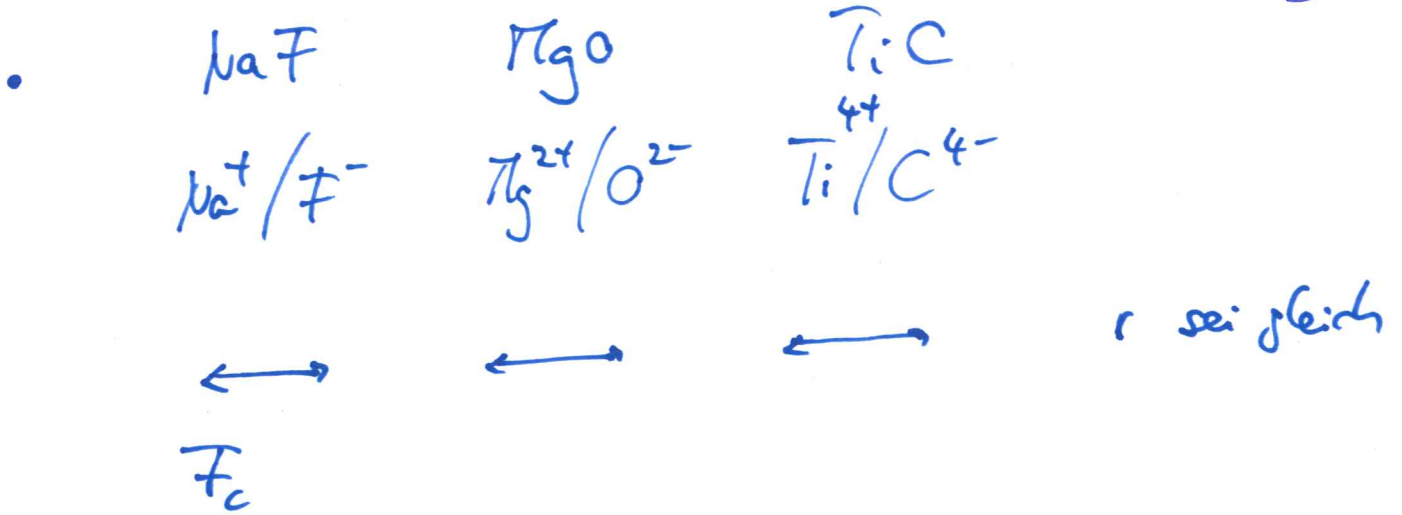
Hammer ...

M. 2011



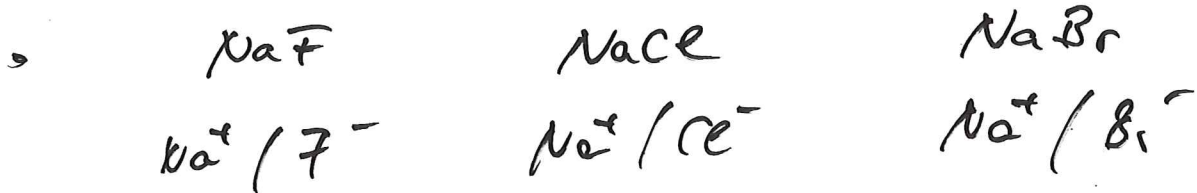
"Sätze sind spröde"

- Schmelzpunkt/ Siedepunkt meistens hoch

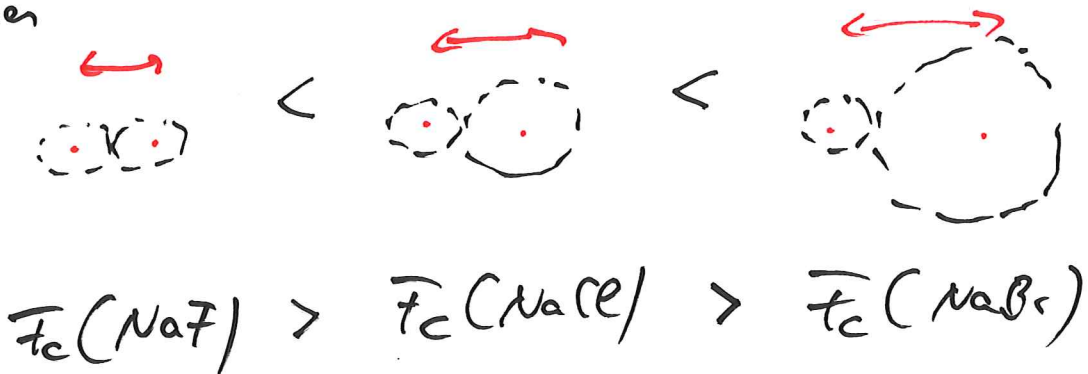


$$T_c(\text{NaF}) < T_c(\text{TiO}_2) < T_c(\text{TiC})$$

Sup: 992°C 2800°C 4300°C

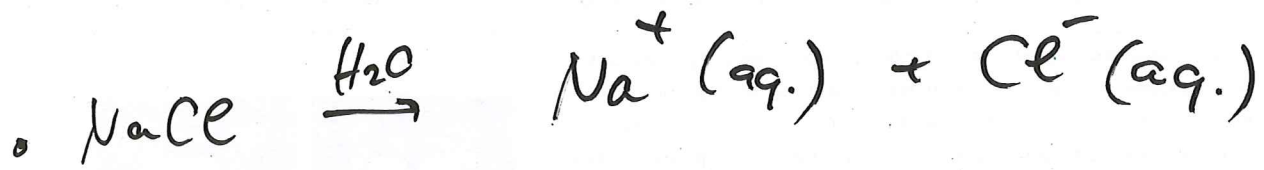


Abstand
der Ionen

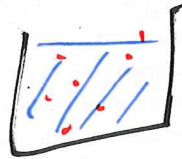
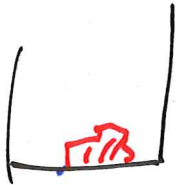


Sup: 992°C 801°C 747°C

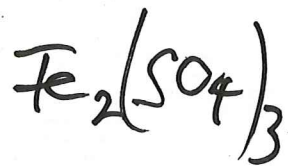
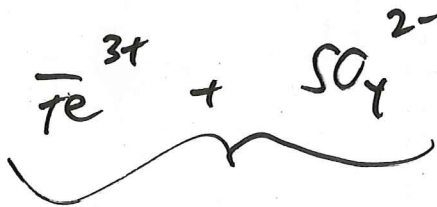
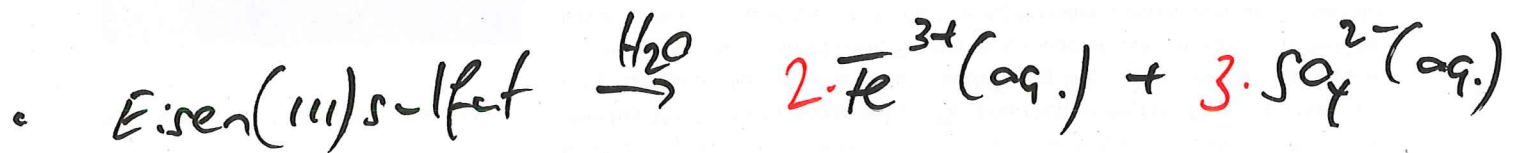
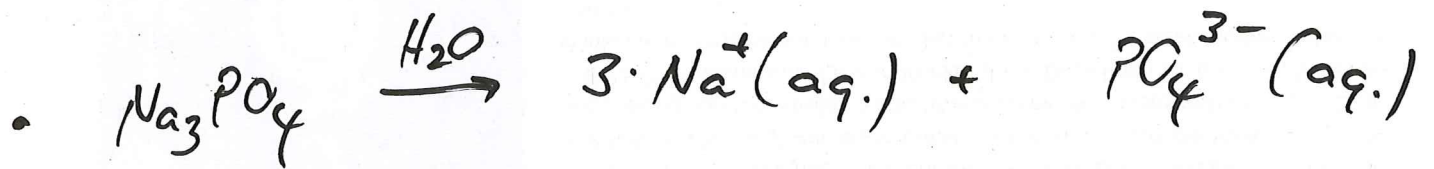
Lösungsverhalten von Salzen in Wasser ^{1ff 2.6}



"aquatisiert"

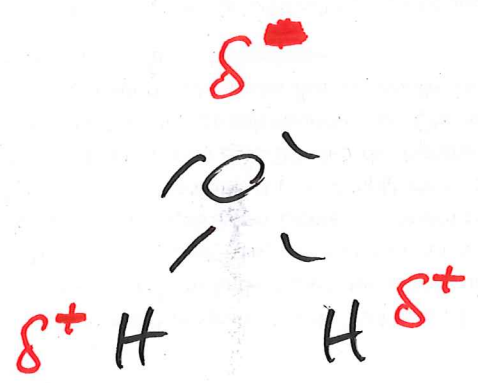


Atome $\sim 10^{-10}$ m
Ionen



Anordnung der Wasserfelder um die Ionen

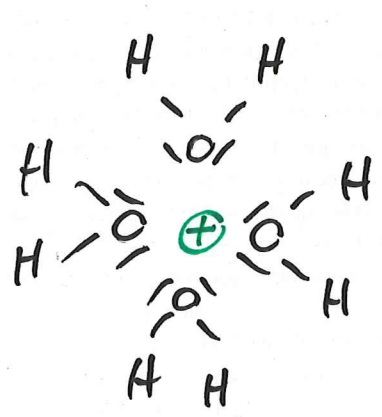
("partial")



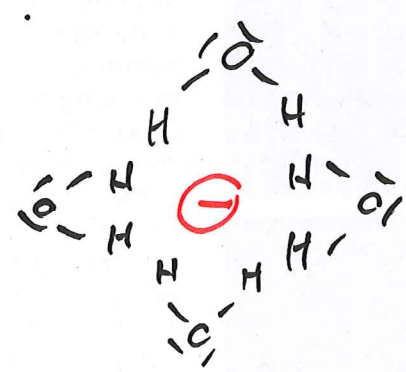
" Dipol "

Die Elektronen in Wassermolekül sind so verschoben, dass auf der Seite vom O-Atom eine teilweise negative Ladung und bei den H-Atomen eine teilweise positive Ladung vorhanden ist.

2D!



⊕: z.B. Na⁺



"Hydrathülle"

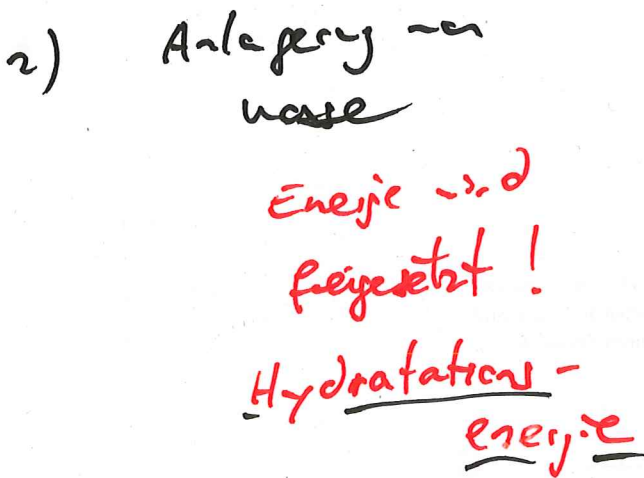
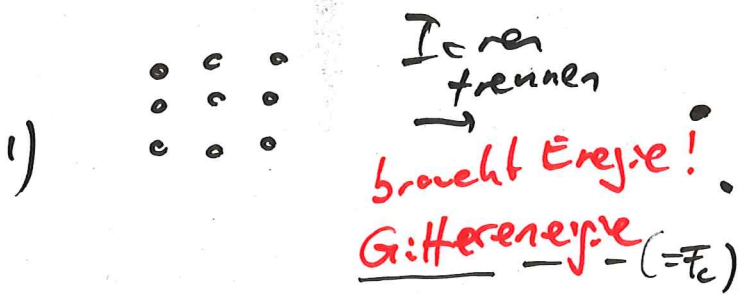
⊖: z.B. Cl⁻

3D → total 6 H₂O pro Ladung

Energetik

Lösen von NaOH in Wasser : wird heiß
 " von NH₄Cl in Wasser : wird kalt

Lösen in Wasser



Löslichkeit von Salzen in Wasser 1P5/2.6

Salze mit hohen Gitterenergien sind (fast) immer auch schwer löslich

$$F_c = k \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

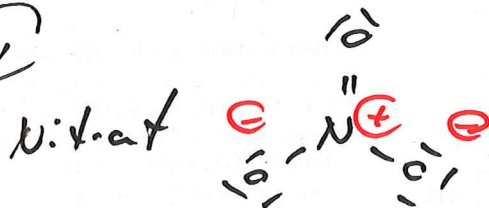
- Umso größer die Ionen umso größer ist r
- Ladung ist wichtiger als die Größe

→ Je größer die Ladung der Ionen, desto ~~besser~~/schlechter löslich ist das Salz

→ Je größer die Ionen, desto ~~besser~~/schlechter löslich ist das Salz
(bei gleicher Ladung)

Erfahrungen / Experimentell:

- Ladung (-)

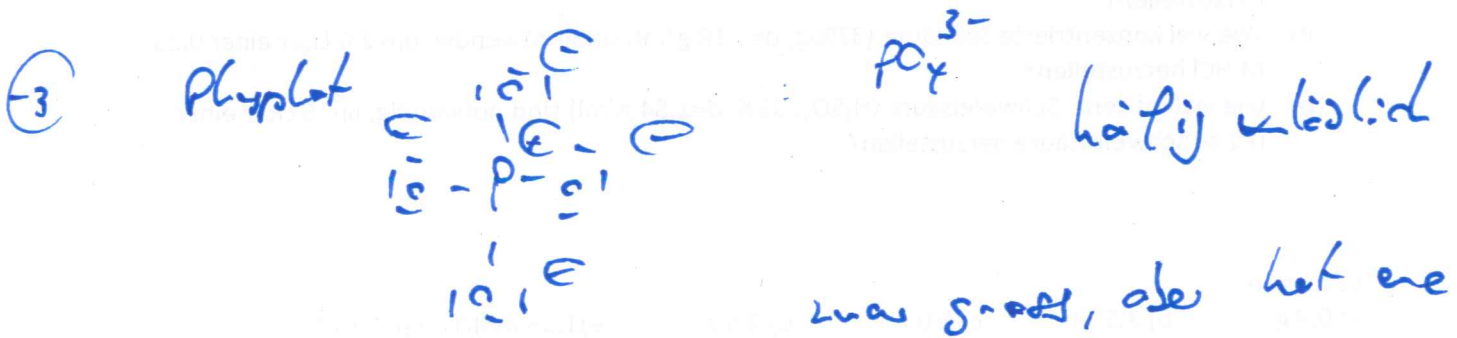
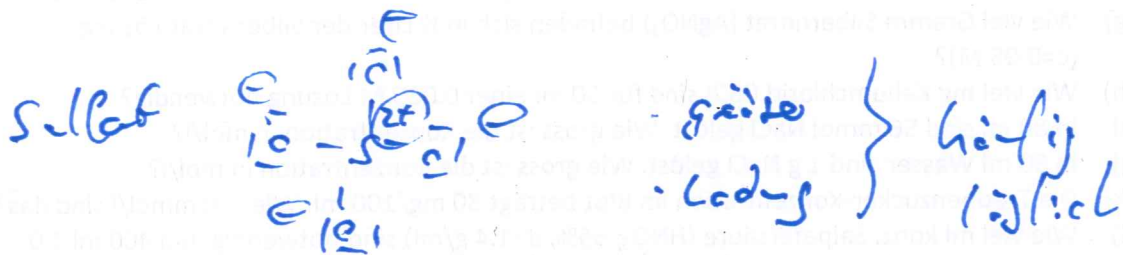
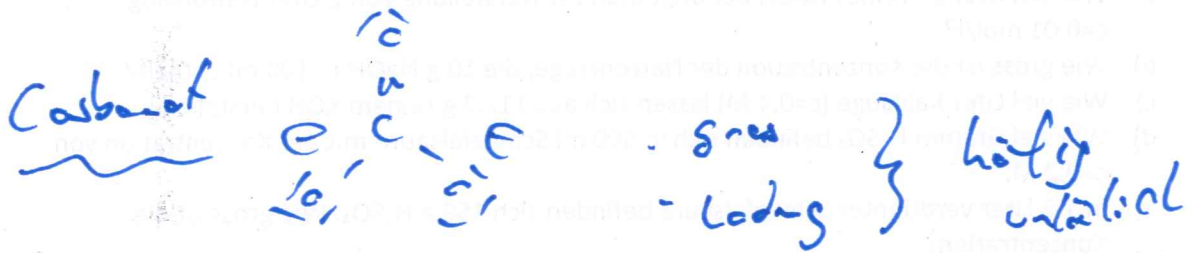


~ groß
gleiche Ladung

→ "immer" löslich

Fluorid : F^- klein .. oft unlöslich / schlecht löslich

(-2) z.B. Oxid (Karbonat) · klein .. oft unlöslich / schlecht löslich
· Ladung



zwar groß, aber hat eine
zu große Ladung, um
gut löslich zu sein

(+) Kationen
Alle Salze mit Alkalimetalle (Li - Fr)
oder einem Ammonium-Ion (NH_4^+) sind
immer löslich

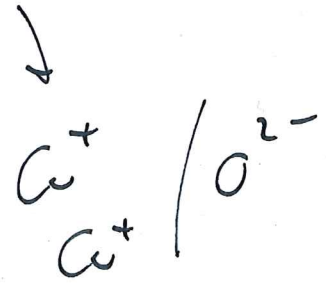
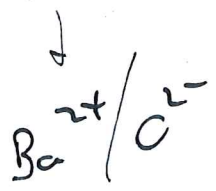
Bsp. $\text{NaOH} / \text{NH}_4\text{Cl}$

Aufgaben : Sind die folgenden Salze gut oder schlecht in Wasser löslich? Begründung

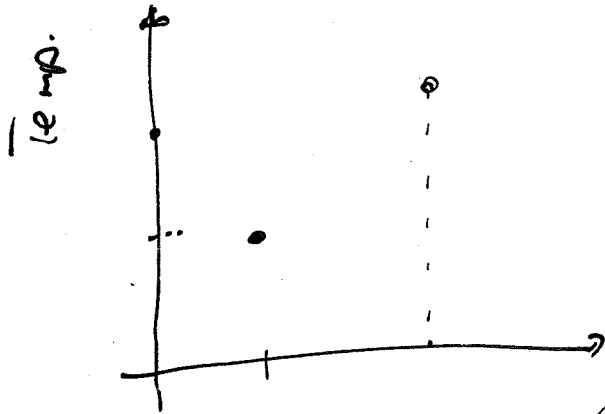
- NaOH gut löslich, Na^+ → Alkali
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$.. OH^- ... schlecht löslich
- $\text{Al}(\text{OH})_3$.. OH^- ... " löslich
- Na_2SO_4 gut löslich (Na^+), zudem SO_4^{2-}
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ gut löslich (NO_3^-)
- CuO schlecht löslich (Oxid: O^{2-})

Vergleiche die Löslichkeit der folgenden Salze

- BaO / MgO $r(\text{Ba}^{2+}) > r(\text{Mg}^{2+})$ BaO besser löslich als MgO
- BaO / BaS $r(\text{O}^{2-}) < r(\text{S}^{2-})$ BaO schlechter löslich als BaS
- $\text{BaO} / \text{Cu}_2\text{O}$ BaO schlechter löslich als Cu_2O



Löslichkeit als Funktion der Temp.



Löslichkeit
Anzahl Gramm