

6.2 Salzformeln

Salzformeln sind Verhältnisformeln.

- Die Ladungen der Ionen ergeben sich aus der Edelgasregel = PSE: Hauptgruppe (HG) 1 bis 3 wölle e^- abgeben, dh. Ionenladung = + HG Nr.; HG 5 bis 7 wölle e^- aufnehmen, dh. Ionenladung = - (8 - HG Nr.). Bsp: $\text{Na} = \text{Na}^+$, $\text{Al} \Rightarrow \text{Al}^{3+}$ (möchte 3 e^- abgeben), $\text{Cl} \Rightarrow \text{Cl}^-$, $\text{O} \Rightarrow \text{O}^{2-}$ (möchte 2 e^- aufnehmen).
- Salze sind insgesamt neutral.
Bsp: $\text{Na} = \text{Na}^+$; $\text{Cl}^- = 1:1 = \text{NaCl}$,
 $\text{Al}^{3+}; \text{O}^{2-} = 2:3 = \text{Al}_2\text{O}_3$

6.3 Nomenklatur

Name Kation + (griech./lat.) Name Anion + -id
Bei Übergangsmetallen: Kationenladung als römische Ziffer.

6.4 Gitterenergie

E_G: Energie, um ein Salz in seine freien Ionen zu zerlegen (bzw. umgekehrt). Wird vor allem durch die Coulombkraft bestimmt. Wird umso größer: je größer die Ionenladungen und je kleiner die Ionenradien (Atomradien nehmen innerhalb einer Gruppe des PSE von oben nach unten zu und innerhalb einer Periode von links nach rechts ab) sind.

6.5 Eigenschaften

6.5.1 Sprödigkeit

Die Sprödigkeit sagt aus, wie stark sich ein Stoff verformen lässt bis er bricht. Bei Verformung eines Salzes müssen die Kationen- und Anionenebenen (durch eine externe Kraft) gegeneinander verschoben werden (so geraten Kationen neben Kationen und Anionen neben Anionen) \Rightarrow Abstossung = Bruch des Salzes

6.5.2 Schmelz- und Siedepunkt

Aufgrund der Coulomb-Kräfte, weisen Salze hohe Schmelz- (in der Regel über 400°C) und Siedepkt. auf \Rightarrow Sie sind somit schwerflüchtig (hoher Siedepkt.). Verbindungen, Schmelz(mp)- und Siedepkt.(bp) kann mit Hilfe der Gitterenergie abgeschätzt werden. D.h. je höher die Gitterenergie, desto höher der Schmelz- bzw. Siedepkt.

6.5.3 Elektrische Leitfähigkeit

Feste Salze keine elektrische Leitfähigkeit (el. Isolatoren); Salzschmelzen und Salzlösungen: gute Leitfähigkeit.
Die Leitfähigkeit einer Salzlösung ist abhängig von 3 Faktoren: Anionen- und Kationenkonzentrationen, Ladungszahlen der Anionen und Kationen, Beweglichkeiten der Anionen und Kationen

6.5.4 Löslichkeit

Immer gut löslich sind:	oft schwer löslich sind:
• alle Alkalihalide ($\text{NaCl}, \text{KOH}, \dots$)	• viele Sulfidsalze (PbS, \dots)
• alle Ammoniumsalze ($\text{NH}_4\text{Cl}, \dots$)	• viele Phosphatsalze (AlPO_4, \dots)
• alle Nitratate ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \dots$)	• viele Carbonatsalze (CaCO_3, \dots)
• alle Hydrogensalze ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \dots$)	

Sobald ein Salz mit einer polaren Flüssigkeit (z.B. Wasser) in Berührung kommt, ziehen die Ionen an der Oberfläche des Salzes die Dipolmoleküle an: Die negativen Pole (δ^-) der Dipolmoleküle werden von den Kationen, die positiven Pole (δ^+) von den Anionen angezogen. Temperaturabschätzungen beginnen die Eindringen von Dipolmolekülen zwischen Anionen und Kationen, was eine Schwächung der elektrostatischen Kräfte zur Folge hat. Die einzelnen Ionen können somit vollständig von Dipolmolekülen umhüllt

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger



5. Januar 2016

© BY-NC-SA

5. Januar 2016

© BY-NC-SA