

Metallbindung und Metalle – Ionenbindung und Salze*

Patrick Bucher

18. Juli 2011

Inhaltsverzeichnis

1 Metalle	1
1.1 Metallgitter und metallische Bindung	2
1.2 Chemische Eigenschaften der Metalle	2
2 Ionenbildung, Ionenbindung und Ionenverbindungen	2
2.1 Salzbildung	2
2.2 Namen und Formeln von Salzen	3
3 Salze und ihre Eigenschaften	4
3.1 Konzentrationsangaben	5

1 Metalle

- Metalle zeichnen sich durch die folgenden Eigenschaften aus:
 - gute Leitfähigkeit für elektrischen Strom und Wärme
 - hohe Schmelz- und Siedetemperatur
 - hohe Dichte
 - Duktilität (Verformbarkeit) trotz hoher Härte
- Metall-Atome verfügen in der Regel über weniger als 4 Valenzelektronen (VE) und haben dadurch eine geringe Rumpfladung und geringere Ionisierungsenergien als Nichtmetall-Atome. Die VE lassen sich somit leichter abspalten.
- Im Periodensystem sind Metalle links von der Diagonalen zwischen Bor (*B*) und Astat (*At*) zu finden. Ausnahme: Wasserstoff (*H*) ganz links oben.

* AKAD-Reihe CH 105, ISBN: 3-7155-1934-7

- In der Natur kommen nur Edelmetalle, wie z.B. Gold (*Au*) und Silber (*Ag*) und Halbmetalle, wie z.B. Kupfer (*Cu*) *gediegen* (d.h. elementar) vor.

1.1 Metallgitter und metallische Bindung

- Im festen Zustand bilden Metall-Atome ein *Metallgitter*. Die Atomrümpfe sind dicht gepackt. Dazwischen bewegen sich die VE frei umher (*Elektronengas*). Zwischen den negativ geladenen Elektronen und den positiv geladenen Atomrümpfen herrschen elektrostatische Kräfte, welche das Gitter zusammenhalten (*metallische Bindung*).
- Der Bau des Metallgitters ist verantwortlich für einige metallspezifische Eigenschaften:
 - Die verschiebbaren Elektronen ermöglichen die elektrische Leitfähigkeit.
 - Die metallische Bindung (die starken Gitterkräfte) führen zu einer hohen Härte und hohen Schmelz- und Siedetemperaturen.
 - Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, wodurch Metalle duktil (verformbar) werden.
- Je kleiner das Metallatom und je grösser die Zahl seiner Bindungselektronen, desto stärker ist die metallische Bindung. Auch die *Packungsart* beeinflusst die Stärke der Gitterkräfte.

1.2 Chemische Eigenschaften der Metalle

- Bei der Reaktion mit Nichtmetallen geben Metall-Atome ihre wenigen VE ab und werden zu positiv geladenen Metall-Ionen. Je kleiner die Rumpfladung und desto höher die Schalenanzahl (und somit der Atomradius), desto geringer ist die erste Ionisierungsenergie.
- *Legierungen* sind Mischungen von Metallen. Köhlen gemischte Metallschmelzen ab, können sie getrennt kristallisieren oder Mischkristalle aus mehreren Atomsorten bilden. Die Eigenschaften von Legierungen variieren je nach Mischungsverhältnis teilweise stark.

2 Ionenbildung, Ionenbindung und Ionenverbindungen

2.1 Salzbildung

- Gibt ein Metall-Atom Valenzelektronen ab, wird aus ihm ein positiv geladenes Metall-Ion – ein *Kation*.
- Nimmt ein Nichtmetall-Atom Valenzelektronen auf, wird aus ihm ein negativ geladenes Nichtmetall-Ion – ein *Anion*.
- Bei Ionen wird in der Formel stets die Ladung angegeben. Man schreibt ein Pluszeichen für Kationen und ein Minuszeichen für Anionen. Beträgt der Ladungsunterschied mehr als 1, wird zusätzlich der Ladungsbetrag notiert, z.B. Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , S^{2-} , P^{3-} .
- Reagieren Metall-Atome mit Nichtmetall-Atomen, entsteht ein Salz. Dieser Prozess läuft beispielsweise mit Natrium und Chlor folgendermassen ab:

1. Zunächst muss die Aktivierungsenergie zugeführt werden, damit die Reaktion in Gang kommt. Natrium muss vom festen in den gasförmigen Zustand überführt werden, dazu muss *Sublimationsenergie* aufgewendet werden. Da Chlor in der Natur nur als Chlor-Verbindung Cl_2 vorkommt, müssen die beiden Chlor-Atome voneinander getrennt werden. Dazu wird *Bindungsenergie* aufgewendet.
 2. Die Natrium-Atome geben alle ihre Valenzelektronen ab. Die Natrium-Kationen (Na^+) verlieren damit ihre Valenzschale und haben nun nur noch 2 Elektronenschalen (Elektronenkonfiguration: 2/8). Die Entfernung der Valenzelektronen erfordert *Ionisierungsenergie*. Bei einer Reaktion mit Nichtmetallen zu Salz geben Hauptgruppen-Metalle in der Regel alle ihre Valenzelektronen ab und erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.
 3. Die Chlor-Atome füllen ihre Valenzschale mit den freigewordenen Elektronen. Dabei wird der Energiebetrag der *Elektronenaffinität* freigesetzt. Aus den Chlor-Atomen sind nun Chlor-Anionen (Cl^-) geworden (Elektronenkonfiguration: 2/8/8, Edelgaskonfiguration).
 4. Na^+ und Cl^- verbinden sich zu einem Kristall (*Ionengitter*). Dabei wird die *Gitterenergie* freigesetzt. Eine solche Verbindung wird als *Ionenverbindung* bezeichnet.
- Die freigesetzte Gitterenergie ist grösser als die zuvor zugeführte Aktivierungsenergie. Darum verlaufen Salzbildungen exotherm.
 - Bei der Salzbildung können Nebengruppenmetalle auch Elektronen aus der zweitäussersten Schale abgeben und je nach Bedingungen und Reaktionspartner unterschiedliche Ionen bilden. Für die Ladungszahlen der Hauptgruppenelemente kann man sich folgende Regel merken:
 - Ladungszahl der Metall-Ionen = Gruppennummer (immer positiv).
 - Ladungszahl der Nichtmetall-Ionen = Gruppennummer minus 8 (immer negativ).
 - Die Summe der Ladungen muss immer 0 betragen. Beispiel: $Al^{3+} + O^{2-} = Al_2O_3$ ($2 \cdot 3 + 3 \cdot (-2) = 6 - 6 = 0$).
 - Gibt ein Metall-Atom alle seine Valenzelektronen ab, verliert es auch seine Valenzschale. Dadurch wird der Atomradius (bzw. Ionenradius) des Metall-Kations kleiner. Je kleiner die Atomradien (und somit die Abstände zwischen den Zentren) und je höher die Ionenladungen, desto grösser sind die Gitterkräfte im Ionengitter.

2.2 Namen und Formeln von Salzen

- Bei den *Salzformeln* beschreiben die Indizes lediglich die Mengenverhältnisse, nicht jedoch den Aufbau des Salzmoleküls. Darum werden sie im Namen nicht genannt. Bei binären Salzen steht immer das Symbol des Metalls vor dem Symbol des Nichtmetalls.
- Für die Nichtmetall-Anionen in der Salzformel gibt es folgende Suffixe: hydrid (H^-), nitrid (N^{3-}), phosphid (P^{3-}), oxid (O^{2-}), sulfid (S^{2-}), selenid (Se^{2-}), fluorid (F^-),

chlorid (Cl^-), bromid (Br^-), iodid (I^-). Beispiel: Natriumoxid (Na_2O) – der Index 2 wird in der Bezeichnung weggelassen.

- Da Übergangsmetalle verschiedene Ionen bilden können, muss im Namen zusätzlich die Ladung mit römischen Zahlen angegeben werden. Das Nichtmetall-Suffix folgt dann nach einem Bindestrich. Beispiele: Eisen(III)-oxid («Eisen-drei-oxid») für $Fe^{3+}_2O^{2-}_3$, Kupfer(II)-oxid («Kupfer-zwei-oxid») für $Cu^{2+}O^{2-}$.

- Salze können sich auch aus einem Metall und einem *Molekül-Ion*, ein geladenes Teilchen aus kovalent gebundenen Atomen, zusammensetzen. Ihre Ladung errechnet sich folgendermassen (in der Regel zwischen 1– und 3–):

Ladung = [Anzahl VE aller Atome] $- 2 \cdot$ [Anzahl Elektronenpaare des Molekül-Ions]

- Einige wichtige Molekül-Ionen sind: Carbonat (CO_3^{2-}), Hydroxid (OH^-), Nitrat (NO_3^-), Phosphat (PO_4^{3-}), Sulfit (SO_3^{2-}), Sulfat (SO_4^{2-}) und Ammonium (NH_4^+).

3 Salze und ihre Eigenschaften

- Salze werden vom Wasser aus Gesteinen gelöst und in die Meere getragen, wo sie durch die ständige Verdunstung von Wasser angereichert werden. Wo flache Meeresteile austrockneten, entstanden Salzlager. Salze sind schichtweise nach ihrer Löslichkeit abgelagert, mit steigender Löslichkeit nach oben.
- Salze sind ähnlich hart und haben ähnlich hohe Schmelztemperaturen wie Metalle. Je kleiner die Ionenradien und je grösser die Ionenladungen, desto höher die Gitterkräfte und somit Schmelztemperatur und Härte. Salze sind im Gegensatz zu den duktilen Metallen spröde: Verschiebt man im Ionengitter eine Ebene durch hohen Druck, gelangen Ionen gleicher Ladung nebeneinander. Die beiden Schichten stossen sich ab, der Kristall wird gespalten.
- Salze im festen Zustand leiten keinen elektrischen Strom. Im gelösten Zustand (Salzlösung, Salzschnmelze) können sich die geladenen Ionen als Ladungsträger frei in der Flüssigkeit bewegen. Kationen (positiv geladen) wandern zur Kathode (negativ geladen), Anionen (negativ geladen) wandern zur Anode (positiv geladen).
- Im Wasser werden die Salz-Ionen von den H_2O -Dipolen umhüllt (*hydratisiert*) und dadurch aus dem Gitter gelöst. Das Ionengitter zerfällt, die hydratisierten Ionen verteilen sich gleichmässig im Lösemittel. Beim Lösevorgang wird *Hydrationsenergie* freigesetzt. Ist diese grösser als die aufzuwendende Gitterenergie, verläuft die Reaktion exotherm. Ist die Gitterenergie jedoch grösser als die Hydrationsenergie, verläuft die Reaktion endotherm. Beim Lösen eines Salzes nimmt die *Entropie* (Unordnung im physikalischen Sinne) immer zu.
- Salzlösungen haben eine höhere Dichte, eine höhere Siede- und eine tiefere Erstarrungstemperatur als Wasser. Im Gegensatz zu Wasser leiten sie elektrischen Strom. Je grösser die Ionenkonzentration der Salzlösung, desto stärker unterscheidet sich diese vom Wasser.

3.1 Konzentrationsangaben

- Stoffmenge bei gegebener Masse:

$$n = \frac{m}{M}$$

n = Stoffmenge in *mol*

m = Masse in *g*

M = molare Masse in *g/mol*

- Massenanteil in %:

$$m_A = \frac{m_G}{m_L} \cdot 100\%$$

m_A = Massenanteil in %

m_G = Masse des gelösten Stoffes in *g*

m_L = Masse der Lösung in *g*

- Volumenanteil in Vol%:

$$V_A = \frac{V_G}{V_L} \cdot 100\%$$

V_A = Volumenanteil in Vol%

V_G = Volumen des gelösten Stoffes in *l*

V_L = Volumen der Lösung in *l*

- Massenkonzentration:

$$c_m = \frac{m}{V_L}$$

c_m = Massenkonzentration in *g/l*

m = Masse des gelösten Stoffes in *g*

V_L = Volumen der Lösung in *l*

- Stoffmengenkonzentration (Molarität):

$$c = \frac{n}{V_L}$$

c = Stoffmengenkonzentration in *mol/l*

n = Stoffmenge in *mol*

V_L = Volumen der Lösung in *l*

- Anzahl Teilchen:

$$N = n \cdot N_A$$

N = Anzahl Teilchen (ohne Einheit)

n = molare Masse in *mol*

N_A = Avogadro-Konstante, ungefähr $6.02 \cdot 10^{23}$ in *1/mol*