

1.6. Die Ionenbindung

1.6.1. Die Edelgasregel

Die Edelgase gehen kaum Verbindungen ein und zeigen in ihrer Periode jeweils die höchsten Ionisierungsenergien. Ihre Elektronenkonfiguration mit jeweils ___ Außenelektronen (voll besetzte ___ - und ___ -Unterniveaux) ist offensichtlich besonders stabil. (**Edelgaskonfiguration**).

Die übrigen Atome suchen die Edelgaskonfiguration oder zumindest ein voll besetztes s-Unterniveau zu erreichen, indem sie _____ mit anderen Atomen bilden.

1.6.2. Die Ionenbindung

Treffen Metallatome auf Nichtmetallatome, so kann die Edelgaskonfiguration durch Abgabe von Elektronen vom _____atom auf das _____atom erreicht werden. Dabei entstehen entgegengesetzt geladene **Ionen**, die durch allseitig wirkende **elektrostatische Anziehung** (Coulomb-Kräfte) in einem **Ionengitter** zusammengehalten werden. Stoffe mit Ionenbindung nennt man _____.

Beispiel: Kochsalz: ___ Na + ___ Cl₂ → _____

Ionengitter:

Die **Verhältnisformel** eines Salzes gibt in möglichst kleinen ganzen Zahlen das Mengenverhältnis der Ionen an.

Beispiel: Al³⁺ und O²⁻ verbinden sich im Verhältnis 2 : 3: ___ Al³⁺ + ___ O²⁻ → _____

1.6.3. Benennung von Salzen

Metalle bilden durch **Abgabe** von e^- positiv geladene Ionen (_____)
Nichtmetalle bilden durch **Aufnahme** von e^- negativ geladene Ionen (_____)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H ⁺ Wasserstoff							He Helium
2	Li ⁺ Lithium	Be ²⁺ Beryllium	B Bor	C ⁴⁻ Carbid	N ³⁻ Nitrid	O ²⁻ Oxid	F ⁻ Fluorid	Ne Neon
3	Na ⁺ Natrium	Mg ²⁺ Magnesium	Al ³⁺ Aluminium	Si Silicium	P ³⁻ Phosphid	S ²⁻ Sulfid	Cl ⁻ Chlorid	Ar Argon
4	K ⁺ Kalium	Ca ²⁺ Calcium	Ga ³⁺ Gallium	Ge Germanium	As Arsen	Se ²⁻ Selenid	Br ⁻ Bromid	Kr Krypton
5	Rb ⁺ Rubidium	Sr ²⁺ Strontium	In ³⁺ Indium	Sn ⁴⁺ Zinn	Sb ³⁺ /Sb ⁵⁺ Antimon	Te Tellur	I ⁻ Iodid	Xe Xenon
6	Cs ⁺ Cäsium	Ba ²⁺ Barium	Tl ³⁺ Thallium	Pb ⁴⁺ Blei	Bi ³⁺ /Bi ⁵⁺ Wismut	Po ⁴⁺ Polonium	At Astat	Rd Radon

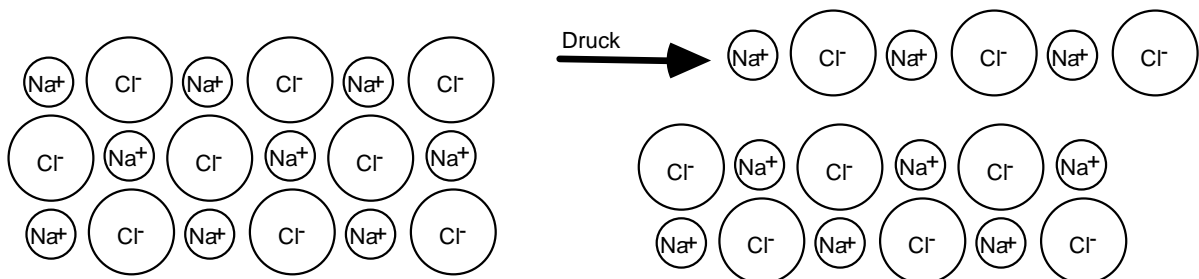
Vorsilben: 1 = mono, 2 = di, 3 = tri, 4 = tetra, 5 = penta

1.6.4. Eigenschaften von Salzen

Die **elektrostatische Kraft** zwischen positiv geladenen Metallionen und negativ geladenen Nichtmetallionen und damit auch die _____ sowie die _____- und **Siedepunkte** nehmen mit _____ **Ladung** und _____ **Ionenradius** zu.

Beispiel: NaCl schmilzt bei 800°C und MgO erst bei 2800 °C, KI aber schon bei 680 °C

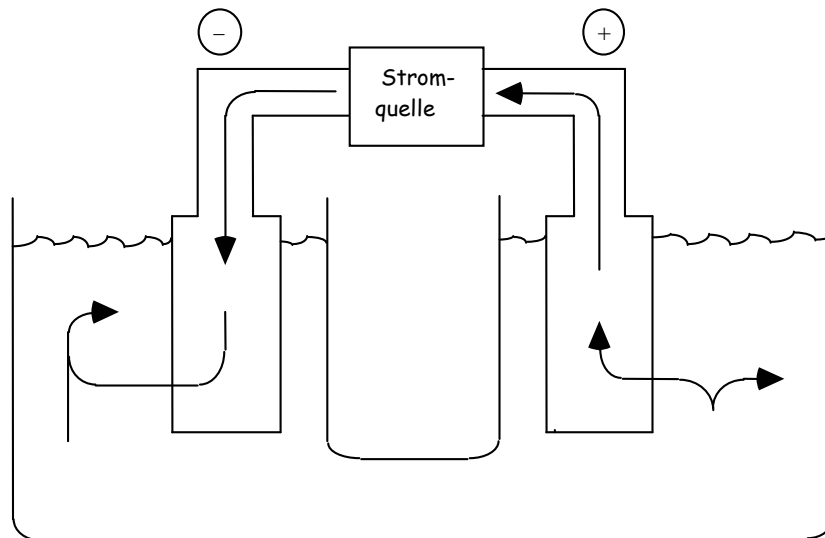
Im Gegensatz zu den Metallen sind Salze sehr **spröde**, da bei einer Verschiebung der Gitterebenen _____ geladene Ionen aufeinander stoßen und durch ihre gegenseitige _____ zum _____ des Gitters führen:



Im _____ **Zustand** sind die Salze **Nichtleiter**, da die Ionen **fest** auf ihren Gitterplätzen sitzen. Im _____ oder _____ Zustand dagegen sind die Ionen **beweglich** und leiten den elektrischen Strom

1.6.5. Elektrolyse

Beispiel: Elektrolyse einer wässrigen Lösung von Kupferchlorid $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$



Pluspol (Anode): _____ (farblos) \rightarrow _____ (grünes Gas) + 2 e^{-}

Minuspol (Kathode): _____ (farblos) + 2 e^{-} \rightarrow _____ (Metallbart)

Elektrolyse = Zersetzung von Salzen im gelösten oder geschmolzenen Zustand

- positiv geladene Ionen (_____) wandern zum Minuspol (_____) und nehmen dort e^{-} auf.
- negativ geladene Ionen (_____) wandern zum Pluspol (_____) und geben dort e^{-} ab.

1.6.6. Bedeutung von Salzen

- Im menschlichen Körper sind Na^{+} und in geringerem Maße K^{+} -Ionen für die Aufrechterhaltung des osmotischen Druckes in den Blutgefäßen und Zellen verantwortlich, da sie viel **Wasser binden** können.
- **Zuviel Salz erhöht den Blutdruck und führt zur Austrocknung**, da Salz nur in gelöstem Zustand transportiert und als Schweiß oder Harn ausgeschieden werden kann. Ungelöstes Salz z.B. in der Niere zerstört das umliegende Gewebe durch Wasserentzug und führt zum qualvollen Tod.
- **Zuwenig Salz führt zu schwachem Blutdruck und Wasseransammlungen** in den Räumen zwischen den Zellen (geschwollene Gliedmaßen), da das Wasser nicht mehr im Blut gehalten werden kann und in die Zellzwischenräume diffundiert.

1.6. Die Ionenbindung

1.6.1. Die Edelgasregel (vgl. Elemente I S. 151)

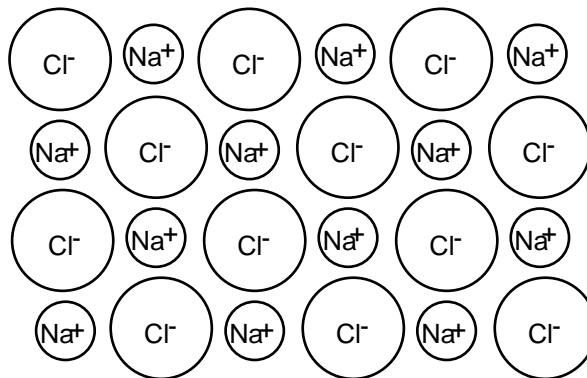
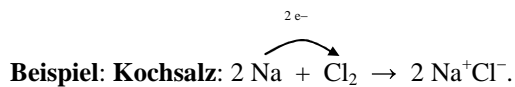
Die Edelgase gehen kaum Verbindungen ein und zeigen in ihrer Periode jeweils die höchsten Ionisierungsenergien. Ihre Elektronenkonfiguration mit jeweils 8 Außenelektronen (voll besetzte s- und p-Unterniveaus) ist offensichtlich besonders stabil. (**Edelgaskonfiguration**).

Die übrigen Atome suchen die Edelgaskonfiguration oder zumindest ein voll besetztes s-Unterniveau zu erreichen, indem sie **Verbindungen** mit anderen Atomen bilden.

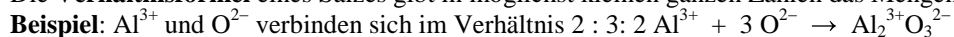
1.6.2. Die Ionenbindung (vgl. Elemente I S. 150 und 152)

Herstellung von Kochsalz, Modell des Ionengitters untersuchen

Treffen Metallatome auf Nichtmetallatome, so kann die Edelgaskonfiguration durch Abgabe von Elektronen vom Metallatom auf das Nichtmetallatom erreicht werden. Dabei entstehen entgegengesetzt geladene **Ionen**, die durch allseitig wirkende **elektrostatische Anziehung** (Coulomb-Kräfte) in einem **Ionengitter** zusammengehalten werden. Stoffe mit Ionenbindung nennt man **Salze**.



Die **Verhältnisformel** eines Salzes gibt in möglichst kleinen ganzen Zahlen das Mengenverhältnis der Ionen an.



Übungen: Aufgaben zur Ionenbindung Nr. 1

1.6.3. Benennung von Salzen (Elemente I S. 149 B4 betrachten und Lücken füllen)

Metalle bilden durch **Abgabe** von e^- positiv geladene Ionen (**Kationen**)

Nichtmetalle bilden durch **Aufnahme** von e^- negativ geladene Ionen (**Anionen**)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H ⁺ Wasserstoff							He Helium
2	Li ⁺ Lithium	Be ²⁺ Beryllium	B Bor	C ⁴⁻ Carbid	N ³⁻ Nitrid	O ²⁻ Oxid	F ⁻ Fluorid	Ne Neon
3	Na ⁺ Natrium	Mg ²⁺ Magnesium	Al ³⁺ Aluminium	Si Silicium	P ³⁻ Phosphid	S ²⁻ Sulfid	Cl ⁻ Chlorid	Ar Argon
4	K ⁺ Kalium	Ca ²⁺ Calcium	Ga ³⁺ Gallium	Ge Germanium	As Arsen	Se ²⁻ Selenid	Br ⁻ Bromid	Kr Krypton
5	Rb ⁺ Rubidium	Sr ²⁺ Strontium	In ³⁺ Indium	Sn ⁴⁺ Zinn	Sb ³⁺ /Sb ⁵⁺ Antimon	Te Tellur	I ⁻ Iodid	Xe Xenon
6	Cs ⁺ Cäsium	Ba ²⁺ Barium	Tl ³⁺ Thallium	Pb ⁴⁺ Blei	Bi ³⁺ /Bi ⁵⁺ Wismut	Po ⁴⁺ Polonium	At Astat	Rd Radon

Vorsilben: 1 = mono

- 2 = di
- 3 = tri
- 4 = tetra
- 5 = penta

Übungen: Aufgaben zur Ionenbindung Nr. 2 und 3

1.6.4. Eigenschaften von Salzen

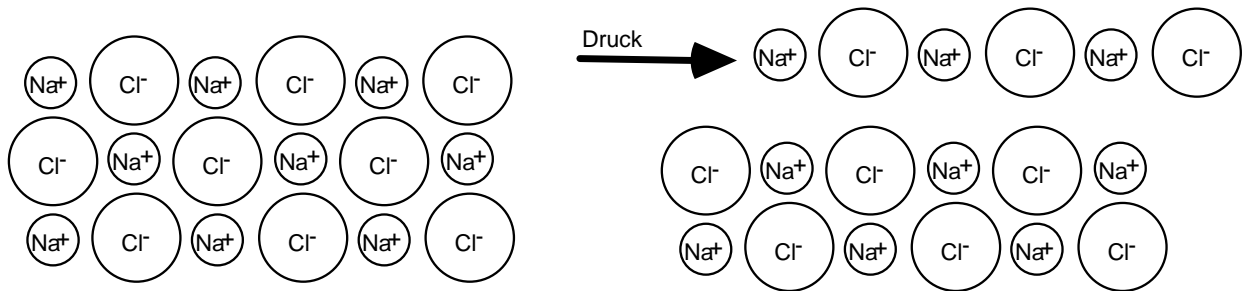
Erhitzen von Kaliumiodid, Natriumchlorid und Magnesiumoxid in schwerschmelzbaren Reagenzgläsern.

Die elektrostatische Kraft zwischen positiv geladenen Metallionen und negativ geladenen Nichtmetallionen und damit auch die **Festigkeit** sowie die **Schmelz- und Siedepunkte** nehmen mit steigender **Ladung** und sinkendem **Ionenradius** zu.

Beispiel: NaCl schmilzt bei 800°C und MgO erst bei 2800 °C, KI aber schon bei 680 °C

Verreiben von Eisenkörnern und Kochsalzkristallen in der Reibschale

Im Gegensatz zu den Metallen sind Salze sehr **spröde**, da bei einer Verschiebung der Gitterebenen gleichnamig geladene Ionen aufeinander stoßen und durch ihre gegenseitige Abstoßung zum Bruch des Gitters führen:



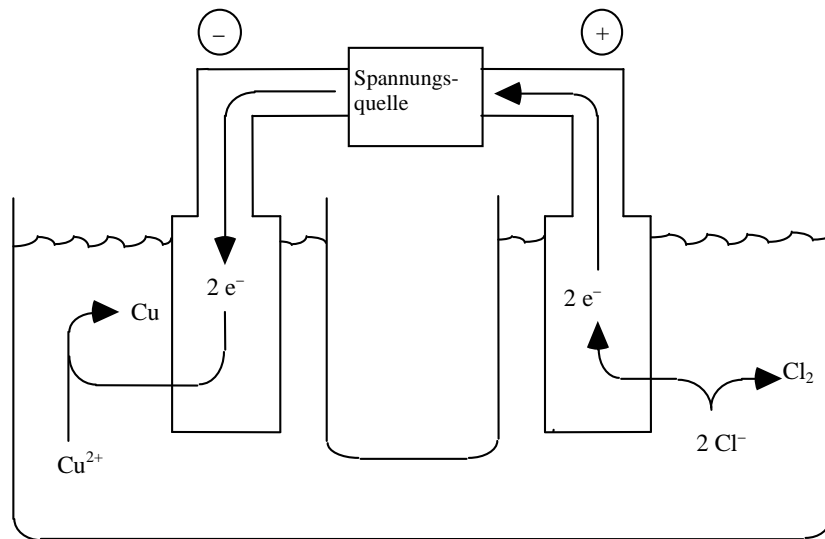
Leitfähigkeit von Kochsalz und Kochsalzlösung

Im **festen Zustand** sind die Salze **Nichtleiter**, da die Ionen fest auf ihren Gitterplätzen sitzen. Im **geschmolzenen** oder **gelösten** Zustand dagegen sind die Ionen beweglich und leiten den elektrischen Strom

Übungen: Aufgaben zur Ionenbindung Nr. 4 und 5

1.6.5. Elektrolyse (vgl. Elemente I S. 148)

Beispiel: Elektrolyse einer wässrigen Lösung von Kupferchlorid $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$



Pluspol (Kathode): $2 \text{Cl}^{-}(\text{farblos}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{grünes Gas}) + 2 \text{e}^{-}$

Minuspol (Anode): $\text{Cu}^{2+}(\text{farblos}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{Metallbart})$

Elektrolyse = Zersetzung von Salzen im gelösten oder geschmolzenen Zustand

- positiv geladene Ionen (**Kationen**) wandern zum Minuspol (**Kathode**) und nehmen dort e^{-} auf.
- negativ geladene Ionen (**Anionen**) wandern zum Pluspol (**Anode**) und geben dort e^{-} ab.

Übungen: Aufgaben zur Ionenbindung Nr. 6

Elektrolyse einer wässrigen ZnI_2 -Lösung

Schmelzelektrolyse von PbCl_2 (eutektisches Gemisch mit 20 % KCl)

1.6.6. Bedeutung von Salzen

- Im menschlichen Körper sind Na^{+} und in geringerem Maße K^{+} -Ionen für die Aufrechterhaltung des osmotischen Druckes in den Blutgefäßen und Zellen verantwortlich, da sie viel **Wasser binden** können.
- **Zuviel Salz erhöht den Blutdruck und führt zur Austrocknung**, da Salz nur in gelöstem Zustand transportiert und als Schweiß oder Harn ausgeschieden werden kann. Ungelöstes Salz z.B. in der Niere zerstört das umliegende Gewebe durch Wasserentzug und führt zum qualvollen Tod.
- **Zuwenig Salz führt zu schwachem Blutdruck und Wasseransammlungen** in den Räumen zwischen den Zellen (geschwollene Gliedmaßen), da das Wasser nicht mehr im Blut gehalten werden kann und in die Zellzwischenräume diffundiert.

Übungen: Aufgaben zur Ionenbindung Nr. 7