

Die Ionenbindung

1. Reaktion von Magnesium mit Schwefel	2	3.13. Schmelztemperatur und Härte	13
AB: Magnesium reagiert mit Schwefel	3	AB: Ionengitter / Gitterenergie	14
Folie: Atomhülle und chemische Reaktion	4	Folie: Härte-Skala nach MOHS	15
Folie: Atomhülle und chemische Reaktion 2	5		
2. Eigenschaften und Aufbau von Salzen	6	4. Weitere Redoxreaktionen	16
2.1. Eigenschaften von Kochsalz	6	4.1. Reaktion von Kupferoxid mit Eisen	16
2.2. Erklärung	6	4.2. Reaktion von Eisenoxid mit Magnesium	16
2.3. Aufbau von Natriumchlorid	6	4.3. Reaktion v. Eisenoxid mit Aluminium	17
2.4. Koordinationszahl	6	AB: Redoxreaktionen	18
2.5. Verhältnisformel	6	AB: Übungen zu Redoxreaktionen	19
2.6. Sprödigkeit	6	Folie: Redoxreaktionen und Elektronenschalen	20
2.7. Kristallstrukturen	6	Folie: Atomradien und Ionenradien	20
AB: Salze / Ionengitter	7	AB: Redoxreaktionen	21
Folie: Schnitt durch ein Salzkristall	8	Folie: Redoxreihe	22
3. Bildung von Ionenverbindungen	9	5. Die Elektrolyse	23
3.1. Natriumchlorid	9	5.1. Elektrolyse einer Zinkbromidlösung	23
3.2. Magnesiumoxid	9	5.2. Ergebnis	23
3.3. Definition	9	5.3. Elektrolyse einer Bleichloridlösung/Bleibaum	23
3.4. Redoxschema	9	5.4. Übungen	23
3.5. Zink und Schwefel	10	AB: Elektrolyse 1	24
3.6. Aluminium und Schwefel	10	AB: Elektrolyse 2	25
3.7. Die Oxidationszahl	11	Folie: Elektrolyse von Zinkbromid (ZnBr_2)	26
3.8. Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen	11	Folie: Elektrolytische Raffination von Kupfer	26
3.9. Formeln von Ionenverbindungen	11	AB: Übungen	27
AB: Oxidationszahl / Ionenverbindungen	12	Folie: Ionenbildung bei Zinkbromid 1	28
3.10. Weitere Beispiele	13	Folie: Ionenbildung bei Zinkbromid 2	29
3.11. Bildung von Ionenverbindungen	13	Folie: Elektrolyse: Materialien	30
3.12. Die Gitterenergie	13	Folie: Test	31

Anmerkung: es gibt kaum Quellenangaben, diese Materialien sind ausschließlich zur Nachbereitung meines Unterrichts vorgesehen, nicht für eine weitere Veröffentlichung.

Bei den Seiten mit dem Unterrichtsgang stehen links die Regieanweisungen (Symbole hoffentlich selbsterklärend) und rechts der Tafelanschrieb.

Themen/Lernziele:

- Reaktion von Magnesium und Schwefel
- Abgabe und Aufnahme von Elektronen
- Reaktionsschema in LEWIS-Schreibweise

D. Die Ionenbindung



Folie



Atom- bzw. Ionengröße!

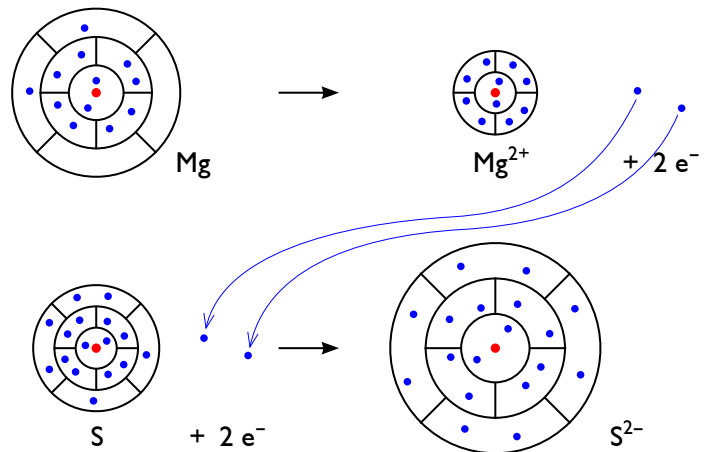
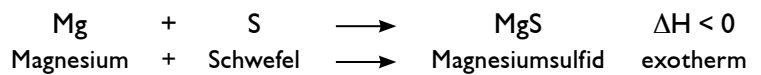


Üben:
Natrium + Chlor
Aluminium + Fluor

1. Reaktion von Magnesium mit Schwefel

Beobachtung: grelles, weißes Licht
Energie wird frei
es entsteht ein gelbweißes Pulver

Reaktionsschema:



in LEWIS-Schreibweise:



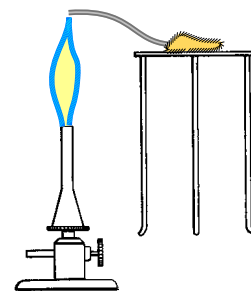
Magnesium gibt zwei Elektronen ab. Schwefel nimmt zwei Elektronen auf.

Beide Atome haben nach der Reaktion **Edelgaskonfiguration**.

Magnesium reagiert mit Schwefel

1. Reaktion von Mg + S:

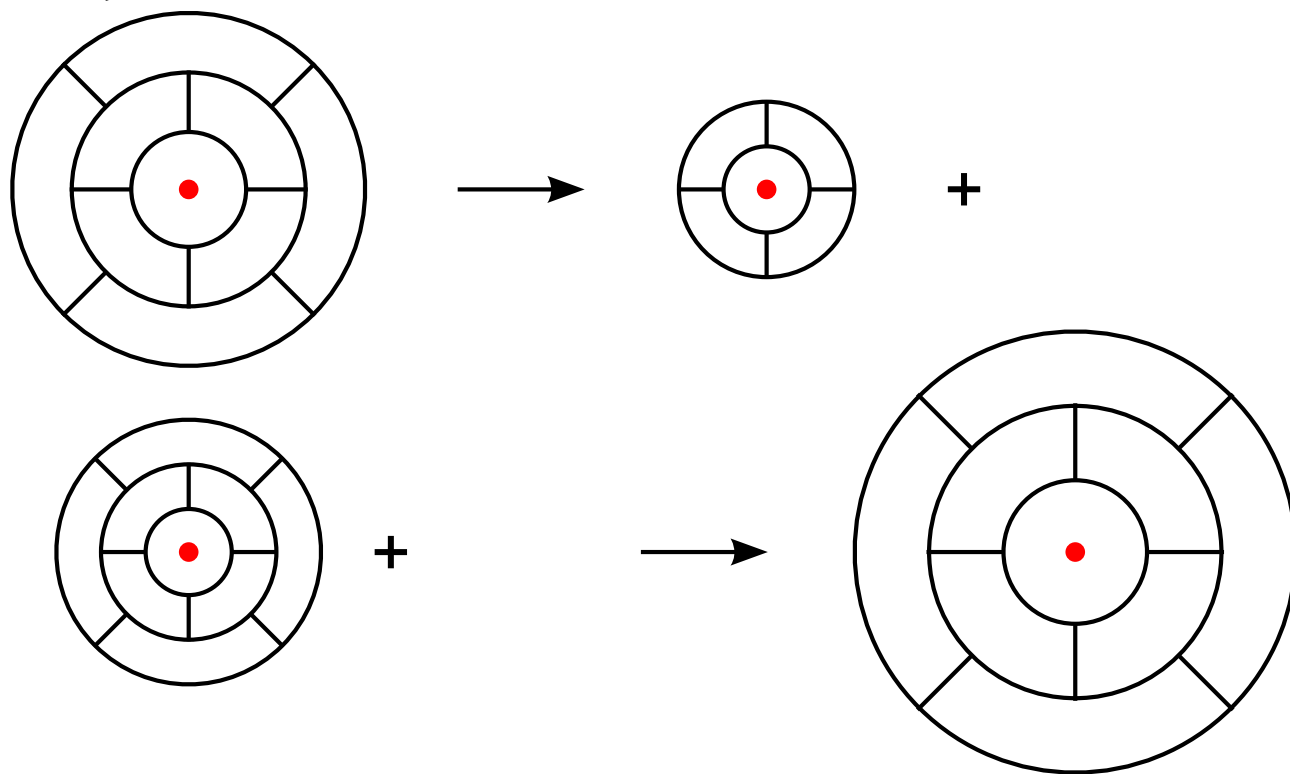
Von Magnesium und Schwefel werden jeweils 1/20 mol abgewogen und in einer Reibschale vorsichtig aber gründlich vermischt. Diese Mischung wird mit einem Magnesiumband gezündet (Skizze).



Beobachtung:

Reaktionsschema (Formeln und Namen):

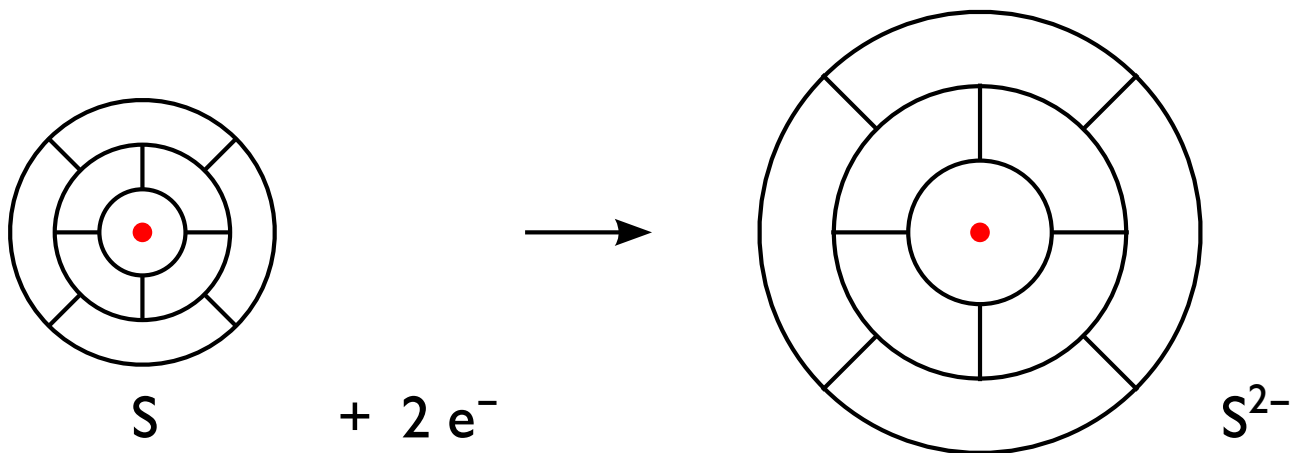
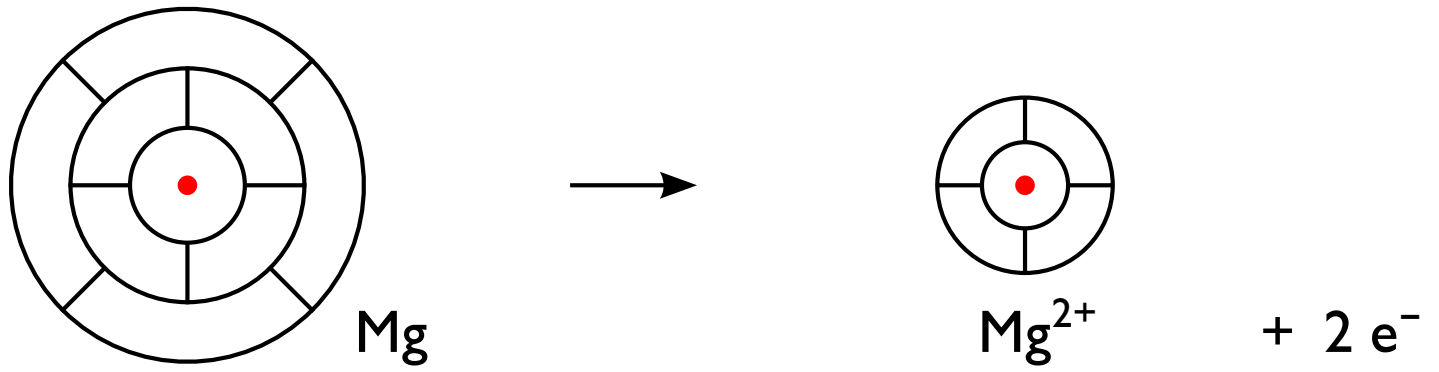
Zeichne die jeweils vorhandenen Elektronen in die Atommodelle ein:



Schreibe das Reaktionsschema in LEWIS-Schreibweise auf:

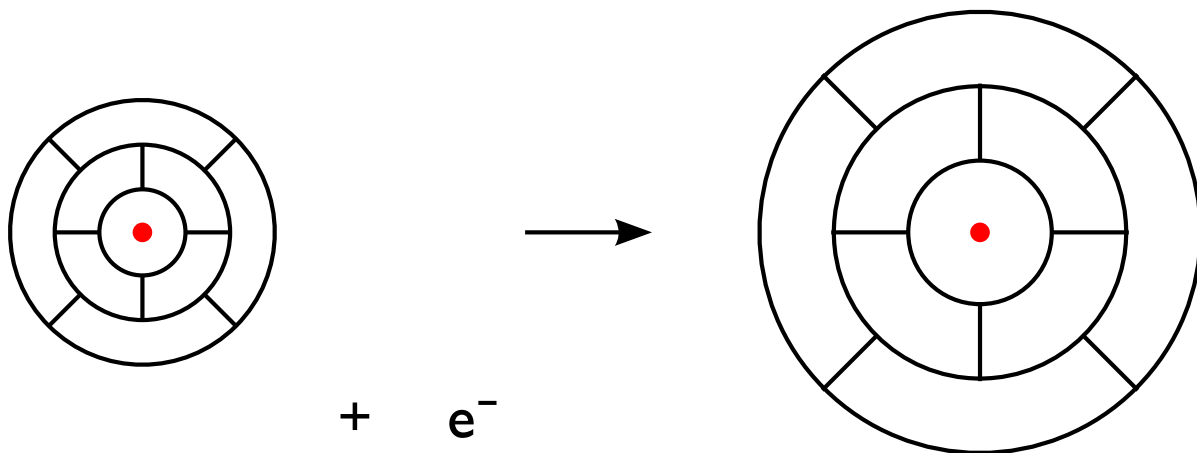
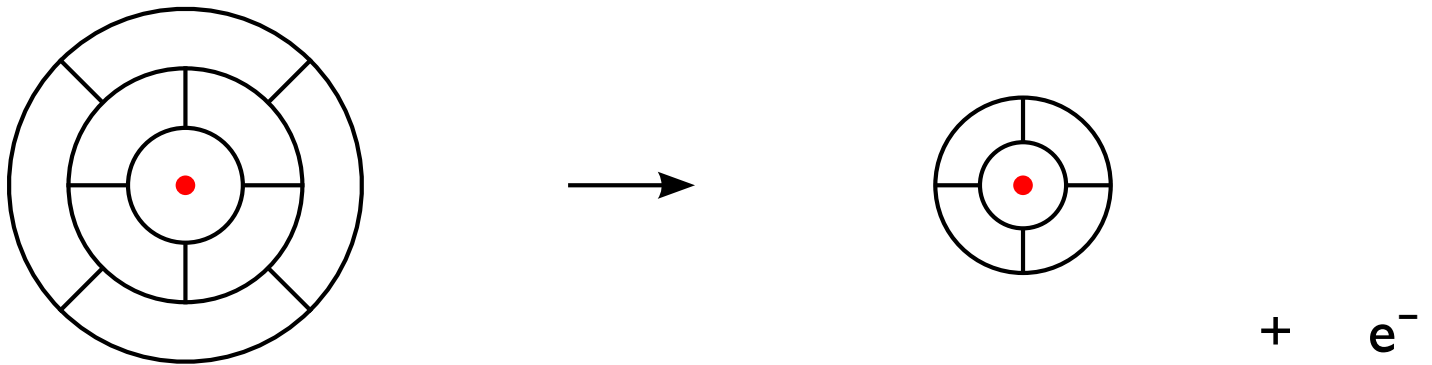
Ergebnis:

Atomhülle und chemische Reaktion



in LEWIS-Schreibweise:

Atomhülle und chemische Reaktion 2



in LEWIS-Schreibweise:

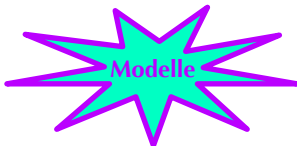


Themen/Lernziele:

- Eigenschaften und Aufbau von Salzen
- Ionengitter, Koordinationszahl
- Verhältnisformel



AIGENES Salz aus dem Bergwerk



besser zu sehen

näher an der Realität



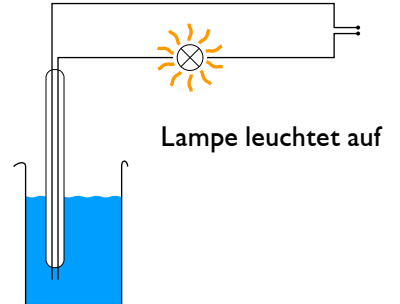
es sind also
keine Moleküle

2. Eigenschaften und Aufbau von Salzen

2.1. Eigenschaften von Kochsalz (Natriumchlorid, NaCl)

- fest, spröde, weiß
- schmeckt salzig
- sehr hohe Schmelztemperatur = $800\text{ }^{\circ}\text{C}$ (vgl. Na: $98\text{ }^{\circ}\text{C}$, Cl_2 : $-101\text{ }^{\circ}\text{C}$)
- eine Kochsalzlösung leitet den elektrischen Strom

Versuch:



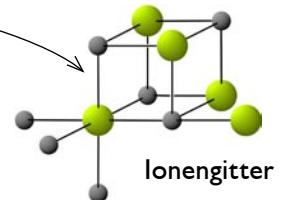
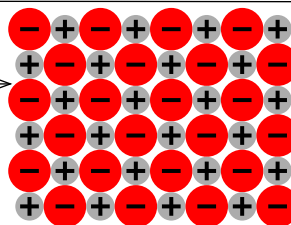
2.2. Erklärung

Salze sind aus **positiv** und **negativ** geladenen Ionen (Ladungsträgern) aufgebaut ($\Rightarrow$ Ionenverbindung).

- In wässriger Lösung sind diese frei beweglich (Leitfähigkeit)
- Im Salzkristall halten diese Ionen durch sehr starke elektrostatische Anziehungskräfte zusammen (Festigkeit, hohe Schmelztemperatur)

2.3. Aufbau von Natriumchlorid

Ein **Natrium-Kation** (positiv geladen, Na^+) und ein **Chlorid-Anion** (negativ geladen, Cl^-) ziehen sich gegenseitig an. Es entsteht ein Ionenverband, in dem die Ionen regelmäßig angeordnet sind.



Ionengitter

Schnitt durch ein Salzkristall

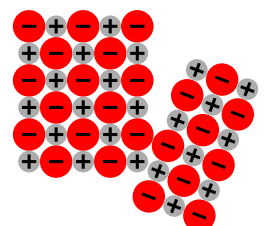
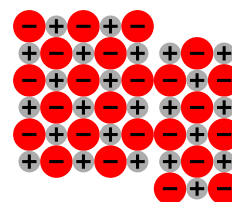
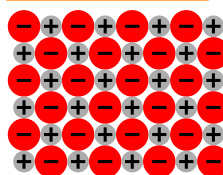
2.4. Koordinationszahl

Jedes Ion hat im Natriumchlorid **sechs** nächste Nachbarn (sogenannte Koordinationszahl, 6:6)

2.5. Verhältnisformel

Die Formel **Na_1Cl_1** bedeutet, dass im Kochsalzgitter Natrium- und Chlorid-Ionen im Verhältnis **1:1** vorliegen.

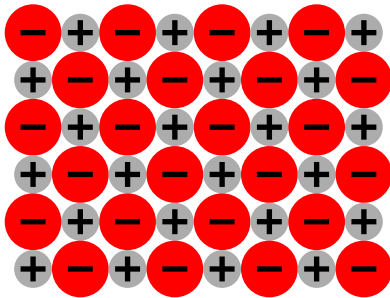
2.6. Sprödigkeit



2.7. Kristallstrukturen

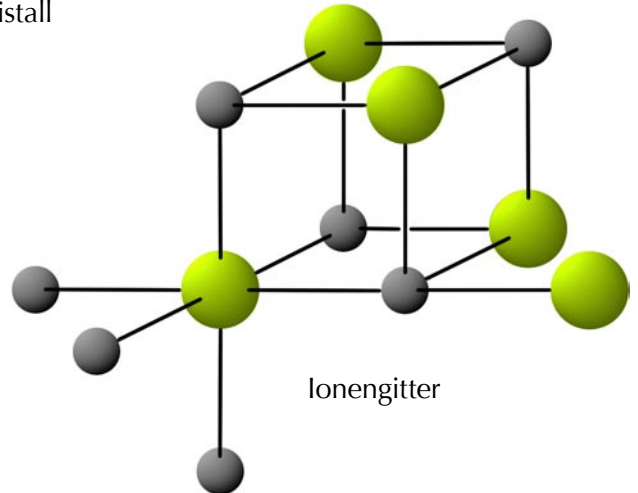
Salze / Ionengitter

2.3. Aufbau von Natriumchlorid



Ein Natrium-Kation (positiv geladen, Na^+) und ein Chlorid-Anion (negativ geladen, Cl^-) ziehen sich gegenseitig an. Es entsteht ein Ionenverband, in dem die Ionen regelmäßig angeordnet sind.

Schnitt durch ein Salzkristall



2.4. Koordinationszahl

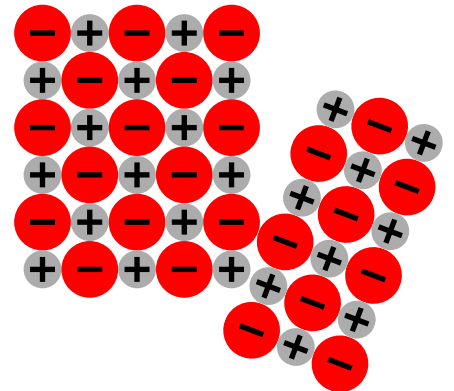
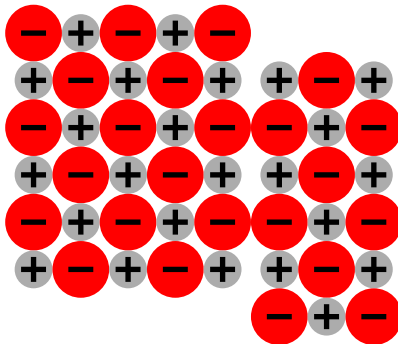
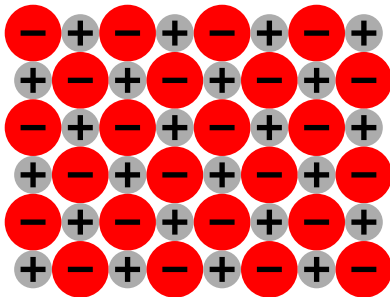
Jedes Ion hat im Natriumchlorid sechs nächste Nachbarn (sogenannte Koordinationszahl).

Salze mit anderer Zusammensetzung haben andere Koordinationszahlen (vgl. 2.7.).

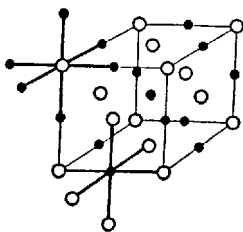
2.5. Verhältnisformel

Die Formel Na_1Cl_1 bedeutet, dass im Kochsalzgitter Natrium- und Chlorid-Ionen im Verhältnis 1:1 vorliegen (Verhältnisformel).

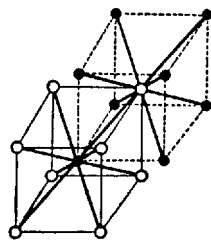
2.6. Sprödigkeit von Ionenverbindungen



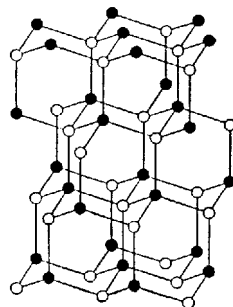
2.7. Einige Kristallstrukturen



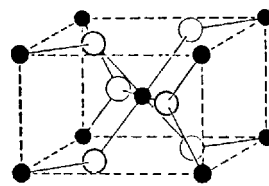
Natriumchlorid (NaCl)
Koordination 6:6
● Na ○ Cl



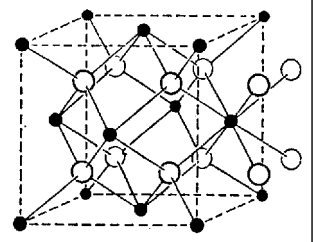
Cäsiumchlorid (CsCl)
Koordination 8:8
● Cs ○ Cl



Zinkblende (ZnS)
Koordination 4:4
● Zn ○ S

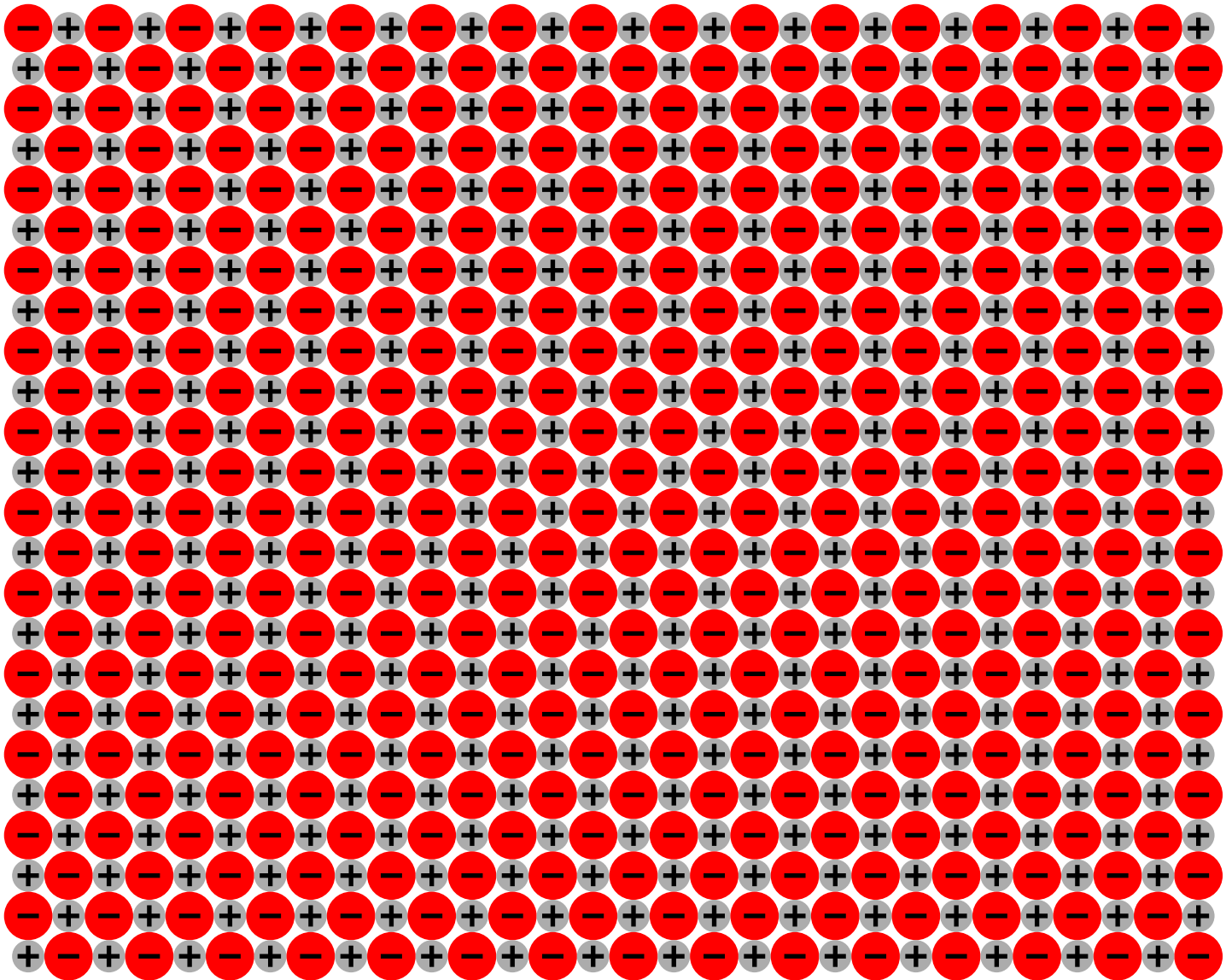


Rutil (TiO_2)
Koordination 6:3
● Ti ○ O

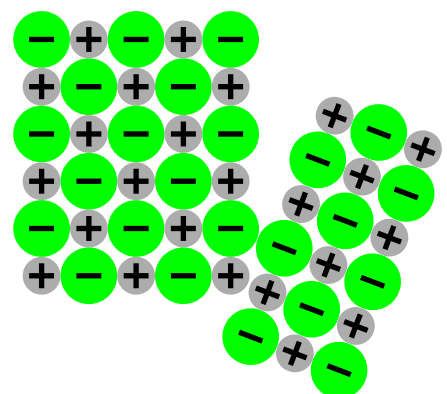
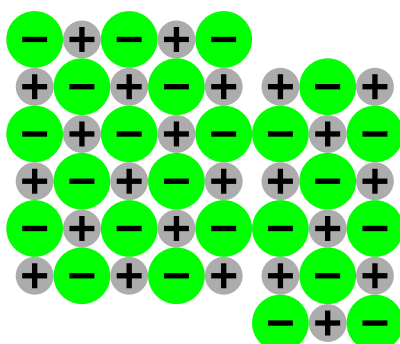
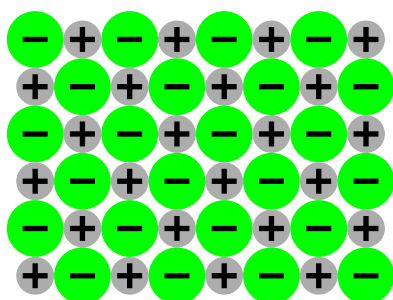
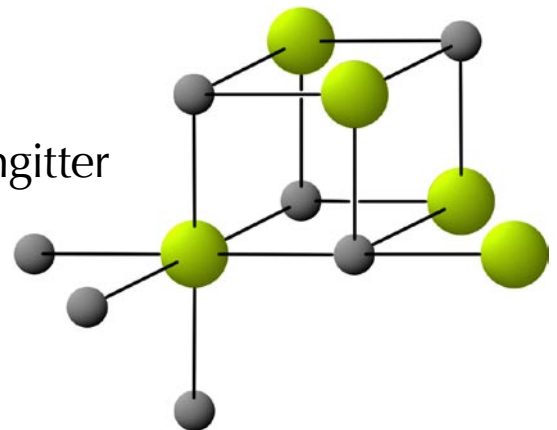


Fluorit (CaF_2)
Koordination 8:4
● Ca ○ F

Schnitt durch ein Salzkristall



Ionengitter



zur Sprödigkeit

Themen/Lernziele:

- Reaktionen zur Bildung von Salzen
- Redoxschema

Wdh.



Magnesiumband wird verbrannt



oder



Redoxschema der NaCl-Bildung

3. Bildung von Ionenverbindungen

3.1. Natriumchlorid

(Spaltung der Chlormoleküle in einzelne Chloratome)

Ionenbildung: $\text{Na}^\bullet \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ Elektronenabgabe
gibt ein Elektron ab
(Elektronen-Spender)

$|\overline{\text{Cl}}^\bullet + \text{e}^- \longrightarrow |\overline{\text{Cl}}|^-$ Elektronenaufnahme
nimmt ein Elektron auf
(Elektronen-Räuber)

$\text{Na}^\bullet + |\overline{\text{Cl}}^\bullet \longrightarrow \text{Na}^+ + |\overline{\text{Cl}}|^-$ Elektronenaustausch

Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



3.2. Magnesiumoxid

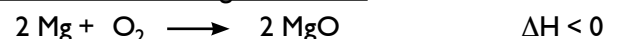
(Spaltung der Sauerstoffmoleküle in einzelne Sauerstoffatome)

Ionenbildung: $\text{Mg}^\bullet \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ Oxidation
gibt zwei Elektronen ab
(Elektronen-Spender)
Reduktionsmittel
wird selbst oxidiert

$|\overline{\text{O}}^\bullet + 2 \text{e}^- \longrightarrow |\overline{\text{O}}|^{2-}$ Reduktion
nimmt zwei Elektronen auf
(Elektronen-Räuber)
Oxidationsmittel
wird selbst reduziert

$\text{Mg}^\bullet + |\overline{\text{O}}^\bullet \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + |\overline{\text{O}}|^{2-}$ Redoxreaktion

Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



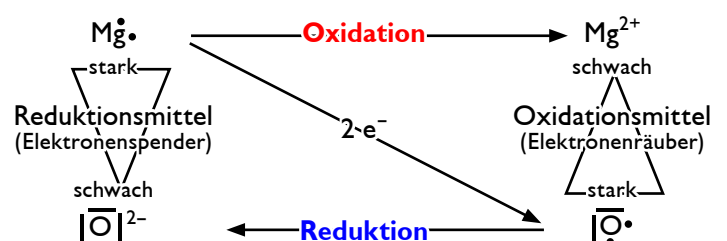
3.3. Definition

Gibt ein Stoff Elektronen ab (Elektronenspender bzw. -donator), spricht man von einer **Oxidation** (der Stoff wird oxidiert).

Die **Aufnahme** von Elektronen heißt **Reduktion**. Der aufnehmende Stoff wird reduziert (Elektronenräuber bzw. -akzeptor).

Reduktion und Oxidation kommen immer gemeinsam vor, solche Reaktionen heißen deshalb **Redox-Reaktionen**. (Elektronenaustauschreaktionen).

3.4. Redoxschema



Themen/Lernziele:

- Bildung von Ionenverbindungen
- Teilvorgänge / Gesamtvorgang / Redoxschema

Kontrolle der Hausaufgaben

Wdh.



Zink und Schwefel



SchülerInnen erarbeiten:
Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion,
Reaktionsschema mit den Stoffen,
Redoxschema

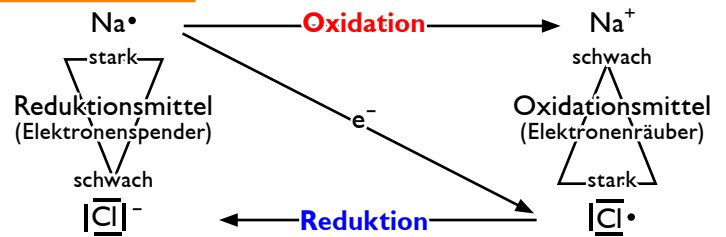


Aluminium und Schwefel

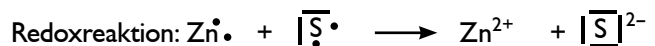
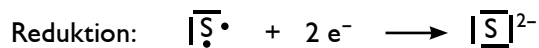
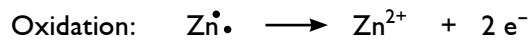


Reaktion von Natrium mit Sauerstoff
Reaktion von Kalium mit Stickstoff
Reaktion von Magnesium mit Stickstoff

3.4. Redoxschema



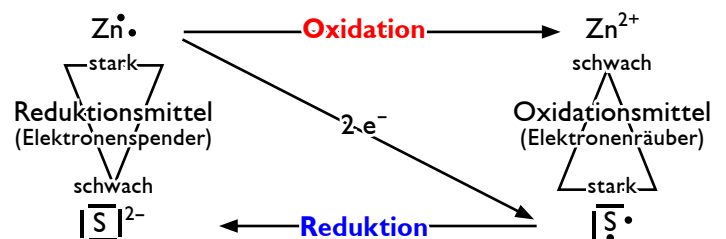
3.5. Zink und Schwefel



Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



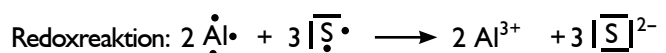
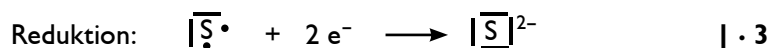
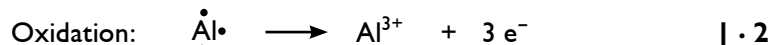
Redoxschema:



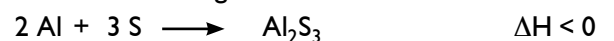
Zink ist ein **Reduktionsmittel**, es **bewirkt** die **Reduktion** von Schwefel, indem es ihm 2 Elektronen liefert (Zink wird selbst dabei oxidiert).

Schwefel ist ein **Oxidationsmittel**, es **bewirkt** die **Oxidation** von Zink, es nimmt ihm 2 Elektronen weg (Schwefel wird dabei reduziert).

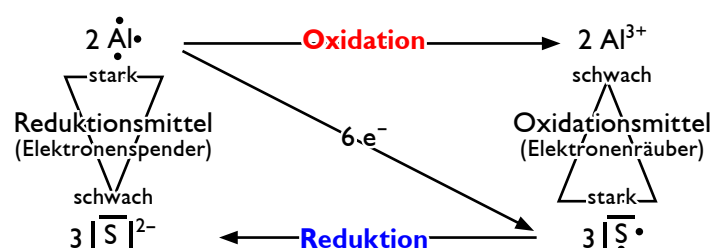
3.6. Aluminium und Schwefel



Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



Redoxschema:



Themen/Lernziele:

- Formeln von Ionenverbindungen
- Oxidationszahl

Kontrolle der Hausaufgaben



Edelgas-Konfiguration

Folie



Ob es alle gibt?

Folie

3.7. Die Oxidationszahl

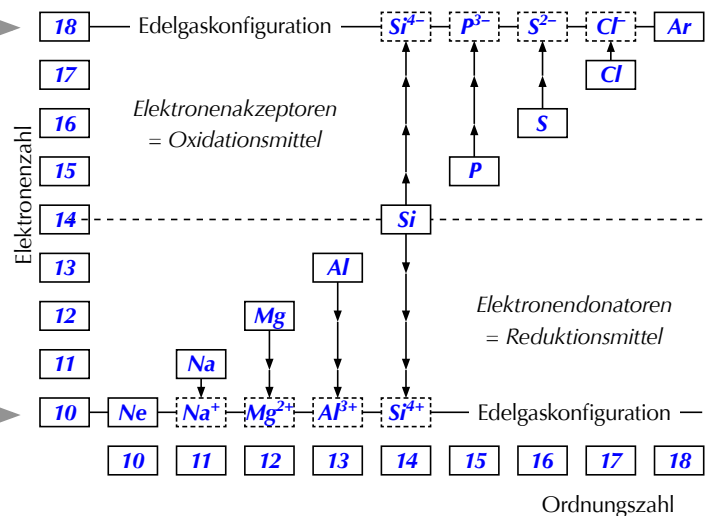
1. Elemente besitzen die Oxidationszahl **0**
2. Die Summe der Oxidationszahlen in einer Verbindung ist **0**
3. Die Ionenladung eines einatomigen Ions entspricht der Oxidationszahl des Atoms
4. Metalle besitzen immer eine **positive** Oxidationszahl
5. **Fluor** hat in Verbindungen immer **-I**, **Sauerstoff** meistens **-II**, **Wasserstoff** meistens **+I**.

Ändern sich bei einer chemischen Reaktion die Oxidationszahlen, so handelt es sich um eine Redoxreaktion.

Die am häufigsten gebildeten Ionen:

1. Hauptgruppe: Me^+ (Alkalimetalle)
2. Hauptgruppe: Me^{2+} (Erdalkalimetalle)
3. Hauptgruppe: Me^{3+} (Borgruppe)
6. Hauptgruppe: X^{2-} (Sauerstoffgruppe)
7. Hauptgruppe: X^- (Halogene)

3.8. Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen bei Elementen der dritten Periode

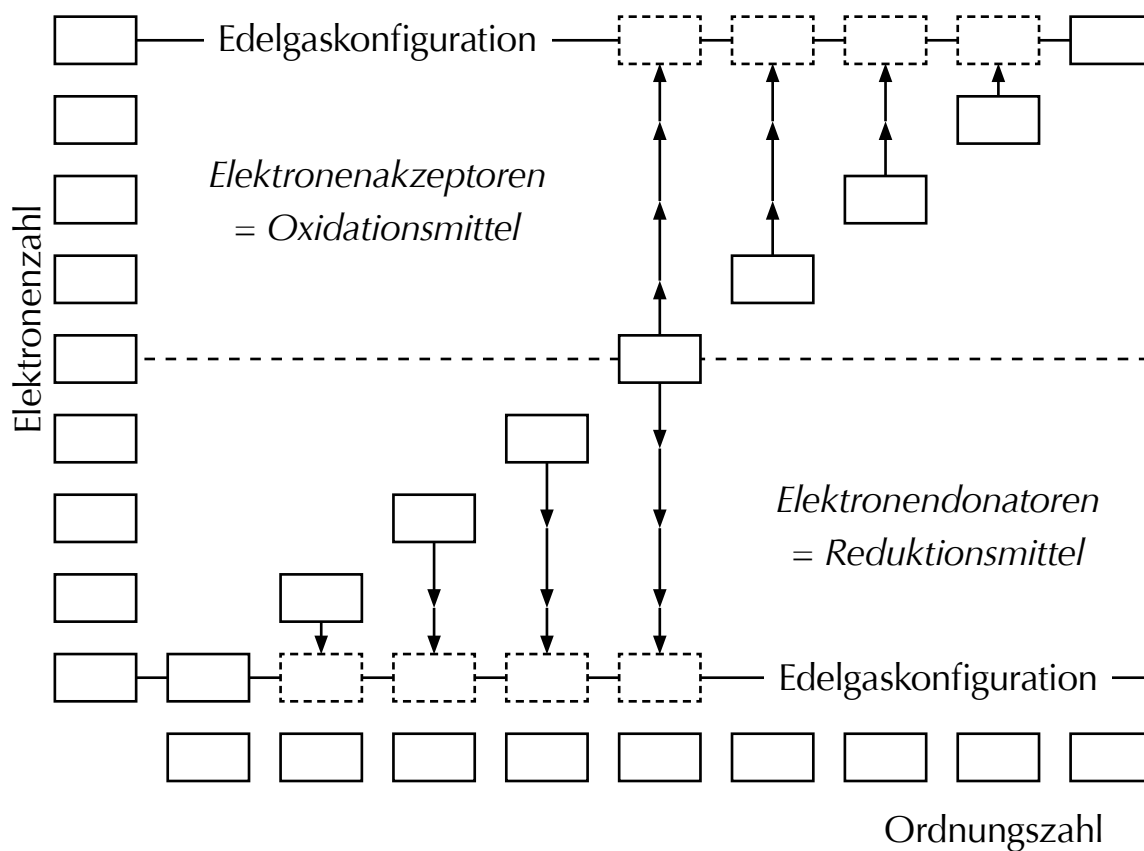


3.9. Formeln von Ionenverbindungen

Element			F	Cl	Br	O	S	N
	Ion		F^-	Cl^-	Br^-	O^{2-}	S^{2-}	N^{3-}
		Oxidationszahl	-I	-I	-I	-II	-II	-III
Li	Li^+	+I	LiF	LiCl	LiBr	Li_2O	Li_2S	Li_3N
Na	Na^+	+I	NaF	NaCl	NaBr	Na_2O	Na_2S	Na_3N
Mg	Mg^{2+}	+II	MgF_2	MgCl_2	MgBr_2	MgO	MgS	Mg_3N_2
Ca	Ca^{2+}	+II	CaF_2	CaCl_2	CaBr_2	CaO	CaS	Ca_3N_2
Al	Al^{3+}	+III	AlF_3	AlCl_3	AlBr_3	Al_2O_3	Al_2S_3	AlN
Fe	Fe^{2+}	+II	FeF_2	FeCl_2	FeBr_2	FeO	FeS	Fe_3N_2
	Fe^{3+}	+III	FeF_3	FeCl_3	FeBr_3	Fe_2O_3	Fe_2S_3	FeN

Oxidationszahl / Ionenverbindungen

3.8. Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen bei Elementen der dritten Periode



3.9. Formeln von Ionenverbindungen

Element			F	Cl	Br	O	S	N
	Ion							
		Oxidations- zahl						
Li								
Na								
Mg								
Ca								
Al								
Fe								

Themen/Lernziele:

- weitere Übungsbeispiele
- energetische Betrachtung / Gitterenergie



Aluminium-Pulver in Brenner blasen

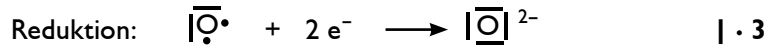
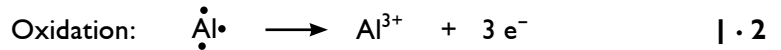


auch Redoxschema



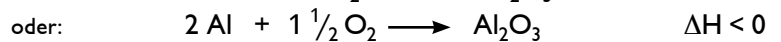
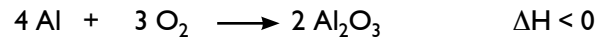
Folie

3.10. Weitere Beispiele

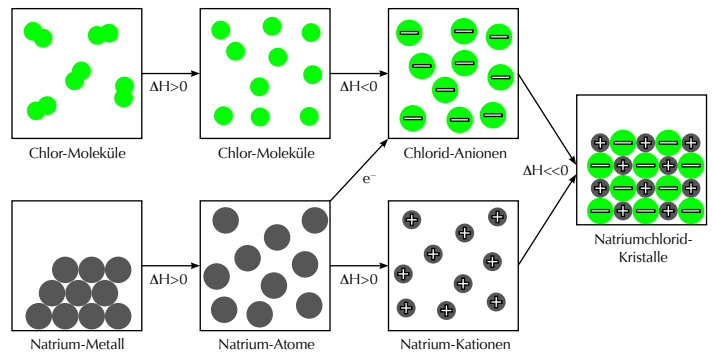


!!! Sauerstoff liegt molekular vor !!!

Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



3.11. Bildung von Ionenverbindungen unter energetischen Betrachtungen



3.12. Die Gitterenergie

Beim Aufbau des Kristallgitters aus den Ionen wird sehr viel Energie frei (=Gitterenergie). Die Bildung des Ionengitters stellt die Triebkraft der Reaktion dar.

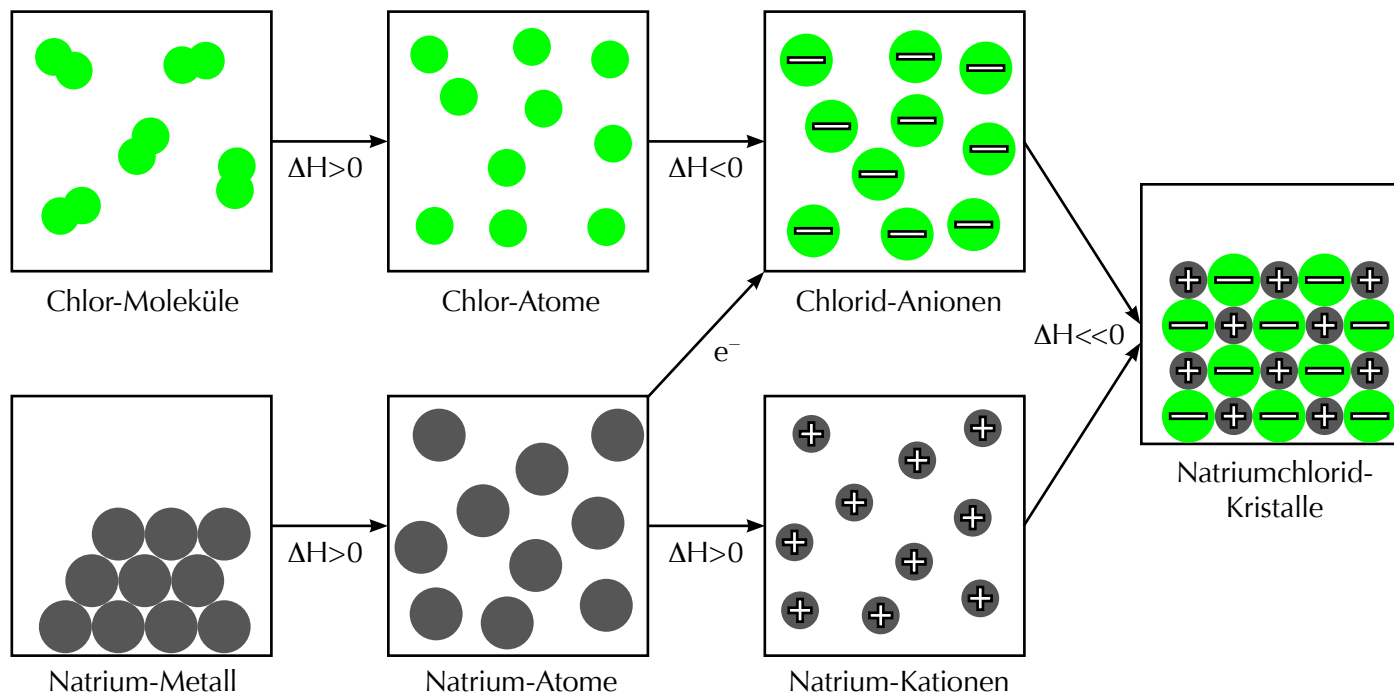
Die Gitterenergie ist abhängig von der Ladung der Ionen, ihrem Abstand (d. h. der Ionengröße) und dem Kristalltyp (Vgl. die Punkte 2.7. und 3.13.). Je größer die Ionenladung und je geringer der Abstand der Ionen voneinander ist, desto größer ist die Gitterenergie.

3.13. Abhängigkeit der Schmelztemperatur und Härte bei Ionenverbindungen von der Gitterenergie

Verbindung	Ionenladung	Ionenabstand im Gitter [pm]	Gitterenergie [kJ/mol]	Schmelztemperatur [°C]	Härte nach Mohs
LiF	1	190	1039	870	
NaCl	1	276	780	800	
KBr	1	328	680	742	
CsI	1	370	599	626	
NaF	1	231	920	992	3,2
MgO	2	210	3 930	ca. 2 800	6,5
AlN	3	223	ca. 8 000	2 200 (unter Druck)	9
TiC	4	223	ca. 15 000	3 140	10

Ionengitter / Gitterenergie

3.11. Bildung von Ionenverbindungen unter energetischen Betrachtungen



3.12. Die Gitterenergie

Beim Aufbau des Kristallgitters aus den Ionen wird sehr viel Energie frei (=Gitterenergie). Die Bildung des Ionen-gitters stellt die Triebkraft der Reaktion dar.

Die Gitterenergie ist abhängig von der Ladung der Ionen, ihrem Abstand (d. h. der Ionen-größe) und dem Kristall-typ (vgl. die Punkte 3.13. und 2.7.). Je größer die Ionenladung und je geringer der Abstand der Ionen voneinander ist, desto größer ist die Gitterenergie.

3.13. Abhängigkeit der Schmelztemperatur und Härte bei Ionenverbindungen von der Gitterenergie (bzw. von Ionenladung und Ionenabstand)

Verbindung	Ionen-ladung	Ionenabstand im Gitter [pm]	Gitterenergie [kJ/mol]	Schmelztemperatur [°C]	Härte nach Mohs
LiF	1	190	1039	870	
NaCl	1	276	780	800	
KBr	1	328	680	742	
CsI	1	370	599	626	
NaF	1	231	920	992	3,2
MgO	2	210	3 930	ca. 2 800	6,5
AlN	3	223	ca. 8 000	2 200 (unter Druck)	9
TiC	4	223	ca. 15 000	3 140	10

Härte und Mineral		Härte und Mineral	
1 – Talk		2 – Gips	
3 – Calcit (Kalkspat)		4 – Fluorit (Flussspat)	
5 – Apatit		6 – Feldspat	
7 – Quarz		8 – Topas	
9 – Korund, Rubin oder Saphir		10 – Diamant	

Themen/Lernziele:

- Redoxreaktionen: Element + Verbindung
- LEWIS-Schreibweise



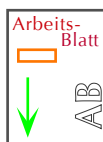
Kupferoxid mit Eisen
(79,55 g/mol; 55,85 g/mol)



an einigen Beispielen soll das Aufstellen von Redoxreaktionen geübt werden, bei denen ein Metall das Reduktionsmittel und ein Metalloxid das Oxidationsmittel ist.



Eisenoxid mit Magnesium
(159,7 g/mol; 24,31 g/mol · 3)



4. Weitere Redoxreaktionen

4.1. Reaktion von Kupferoxid mit Eisen

- gegebene Stoffe:
Kupferoxid (CuO) und Eisen (Fe)
- in welchen Teilchen (Atome, Ionen) liegen die Stoffe vor?
in Lewis-Schreibweise:
 $[\text{Cu}^{2+}, |\text{O}|^{2-}]; \text{Fe}^\bullet$
- welche Teilchen können Elektronen abgeben?
 $|\text{O}|^{2-}$ und $\text{Fe}^\bullet$
welche Teilchen können Elektronen aufnehmen?
 Cu^{2+}
- wer reagiert mit wem?
 $\text{Fe}^\bullet$ mit Cu^{2+}
- Oxidation: $\text{Fe}^\bullet \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
Reduktion: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^\bullet$
- Gesamtvorgang (Redoxreaktion):
 $\text{Fe}^\bullet + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^\bullet$
- Reaktionsschema:

Fe	+	CuO	$\longrightarrow$	FeO	+	Cu
Eisen		Kupferoxid		Eisen(II)oxid		Kupfer

4.2. Reaktion von Eisenoxid mit Magnesium

- gegebene Stoffe:
Eisen(III)oxid (Fe_2O_3) und Magnesium (Mg)
- in welchen Teilchen (Atome, Ionen) liegen die Stoffe vor?
in Lewis-Schreibweise:
 $[2\text{Fe}^{3+}, 3|\text{O}|^{2-}]; \text{Mg}^\bullet$
- welche Teilchen können Elektronen abgeben?
 $|\text{O}|^{2-}$ und $\text{Mg}^\bullet$
welche Teilchen können Elektronen aufnehmen?
 Fe^{3+}
- wer reagiert mit wem?
 $\text{Mg}^\bullet$ mit Fe^{3+}
- Oxidation: $\text{Mg}^\bullet \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \quad | \cdot 3$
Reduktion: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^\bullet \quad | \cdot 2$
- Gesamtvorgang (Redoxreaktion):
 $3\text{Mg}^\bullet + 2\text{Fe}^{3+} \longrightarrow 3\text{Mg}^{2+} + 2\text{Fe}^\bullet$
- Reaktionsschema:

3 Mg	+	Fe_2O_3	$\longrightarrow$	3 MgO	+	2 Fe
Magnesium		Eisen(III)oxid		Magnesiumoxid		Eisen



Eisenoxid mit Aluminium
 „Thermit-Kiste“

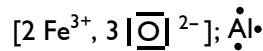


Training:

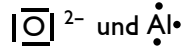
Zinkoxid (ZnO) reagiert mit Natrium (Na)
 Silbersulfid (Ag₂S) reagiert mit Aluminium (Al)
 Calciumbromid (CaBr₂) reagiert mit Fluor (F₂)
 Elektrolyse von Magnesiumchlorid (MgCl₂)
 Aluminiumoxid (Al₂O₃) reagiert mit Magnesium (Mg)
 Natriumiodid (NaI) reagiert mit Chlor (Cl₂)
 Natrium (Na) reagiert mit Wasser (H₂O)

4.3. Thermit-Reaktion

- i) gegebene Stoffe:
 Eisen(III)oxid (Fe₂O₃) und Aluminium (Al)
- ii) in welchen Teilchen (Atome, Ionen) liegen die Stoffe vor?
 in Lewis-Schreibweise:



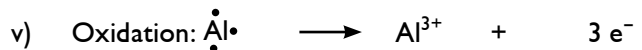
- iii) welche Teilchen können Elektronen abgeben?



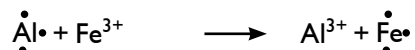
welche Teilchen können Elektronen aufnehmen?



- iv) wer reagiert mit wem?

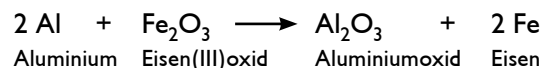


- vi) Gesamtvorgang (Redoxreaktion):



Pro Formeleinheit Eisen(III)oxid (Fe₂O₃) müssen 2 Eisenionen reduziert werden. Das heißt man benötigt auch zwei Aluminiumatome dafür (insgesamt werden dann 6 Elektronen ausgetauscht).

- vii) Reaktionsschema:



Wir reduzieren Eisen(III)oxid mit Aluminium, dabei entsteht Aluminiumoxid und Eisen. Da Aluminium ein starkes Reduktionsmittel ist, verläuft die Reaktion sehr heftig. Die Temperatur kann bis auf 2400 °C steigen, dabei entsteht flüssiges Eisen.

Mit einer Thermit-Mischung (Eisenoxid + Aluminium) kann man z.B. Eisenbahnschienen verschweißen.

Redoxreaktionen

4.1. Reduktion von Kupferoxid mit Eisen

Geräte: Bunsenbrenner, Stativ, Kreuzmuffe, Reagenzglasklammer, Reagenzglas, Schutzbrille

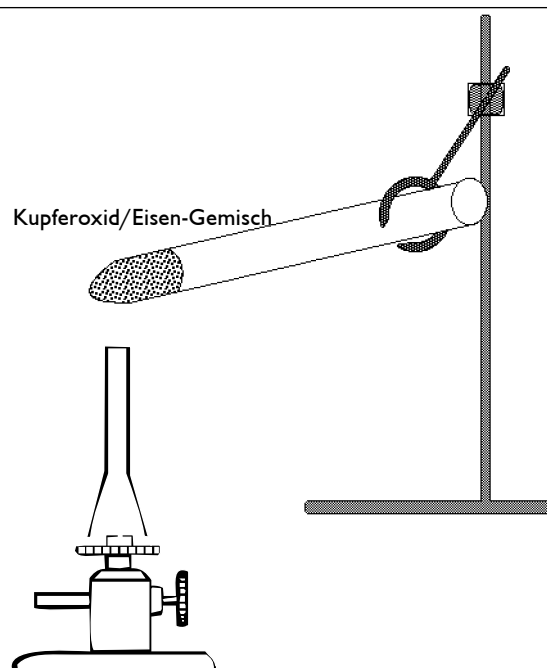
Chemikalien: Kupferoxid (CuO), Eisen (Fe) (bitte die Mengen berechnen und abwiegen – bezogen auf $\frac{1}{20}$ mol Fe)

Aufbau: siehe Skizze. Achtung: Kupferoxid und Eisen gut mischen

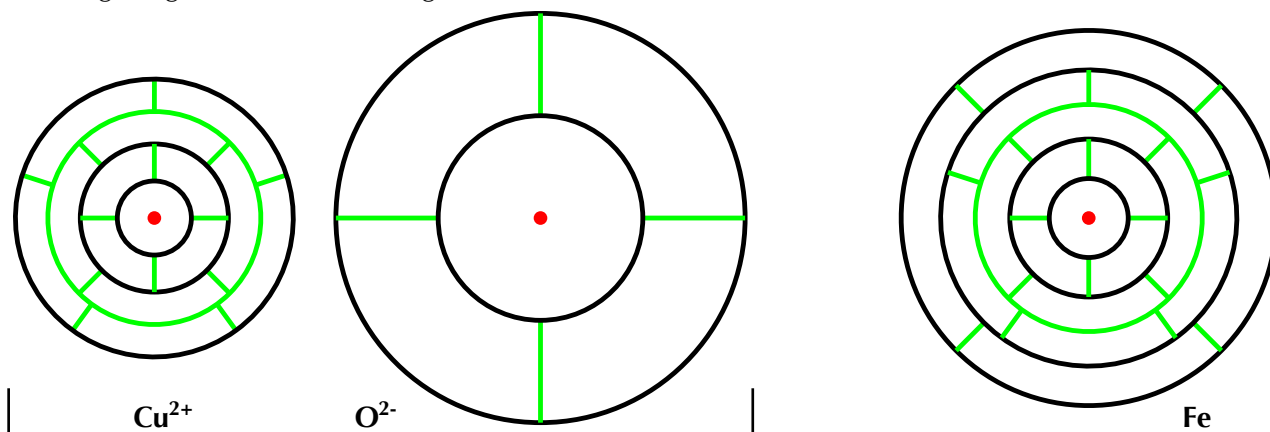
Durchführung:

- 1.) Schutzbrille aufsetzen.
- 2.) Bunsenbrenner anzünden.
- 3.) Das Kupferoxid/Eisen-Gemisch wird unten am Reagenzglas erhitzt, dabei wird der Brenner am Anfang leicht fächernd hin und her bewegt.
- 4.) Wenn das Gemisch zu glühen beginnt, wird der Brenner sofort weggenommen und die Flamme gelöscht.
- 5.) Notiere deine Beobachtungen.

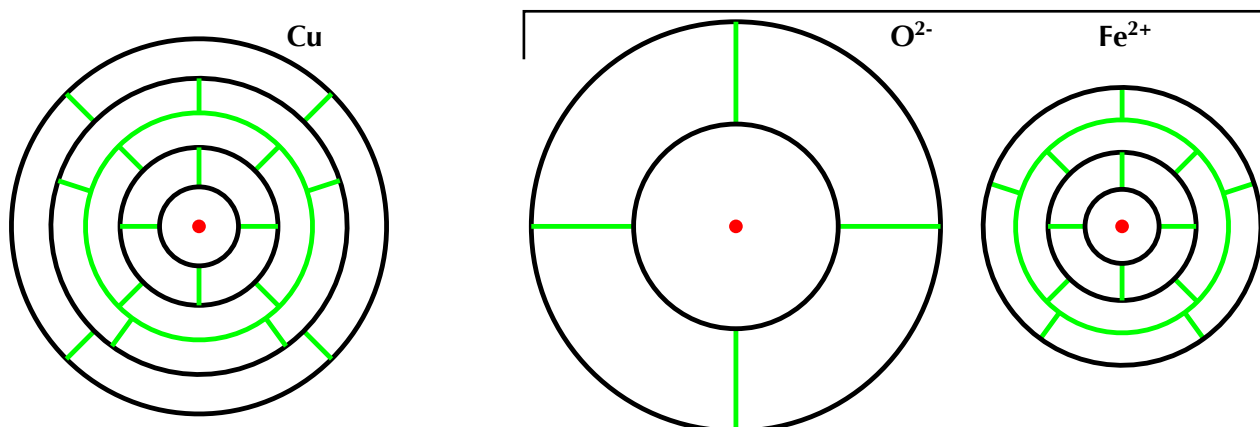
Auswertung: Beobachtungen und Reaktionsschema!



Beachte: Negativ geladene Ionen sind größer!



Elektronenübergang: Zeichne die Elektronen ein. Wer gibt sie ab, wer nimmt sie auf?



Übungen zu Redoxreaktionen

4.2. Reaktion von Eisen(III)oxid mit Magnesium

- i) gegebene Stoffe:
- ii) in welchen Teilchen (Atome, Ionen) liegen die Stoffe vor? In Lewis-Schreibweise:

welche Teilchen können Elektronen abgeben?

welche Teilchen können Elektronen aufnehmen?
- iv) wer reagiert mit wem?
- v) Oxidation:

Reduktion:
- vi) Gesamtvorgang (Redoxreaktion):
- vii) Reaktionsschema:

4.3. Reaktion von Eisen(III)oxid mit Aluminium

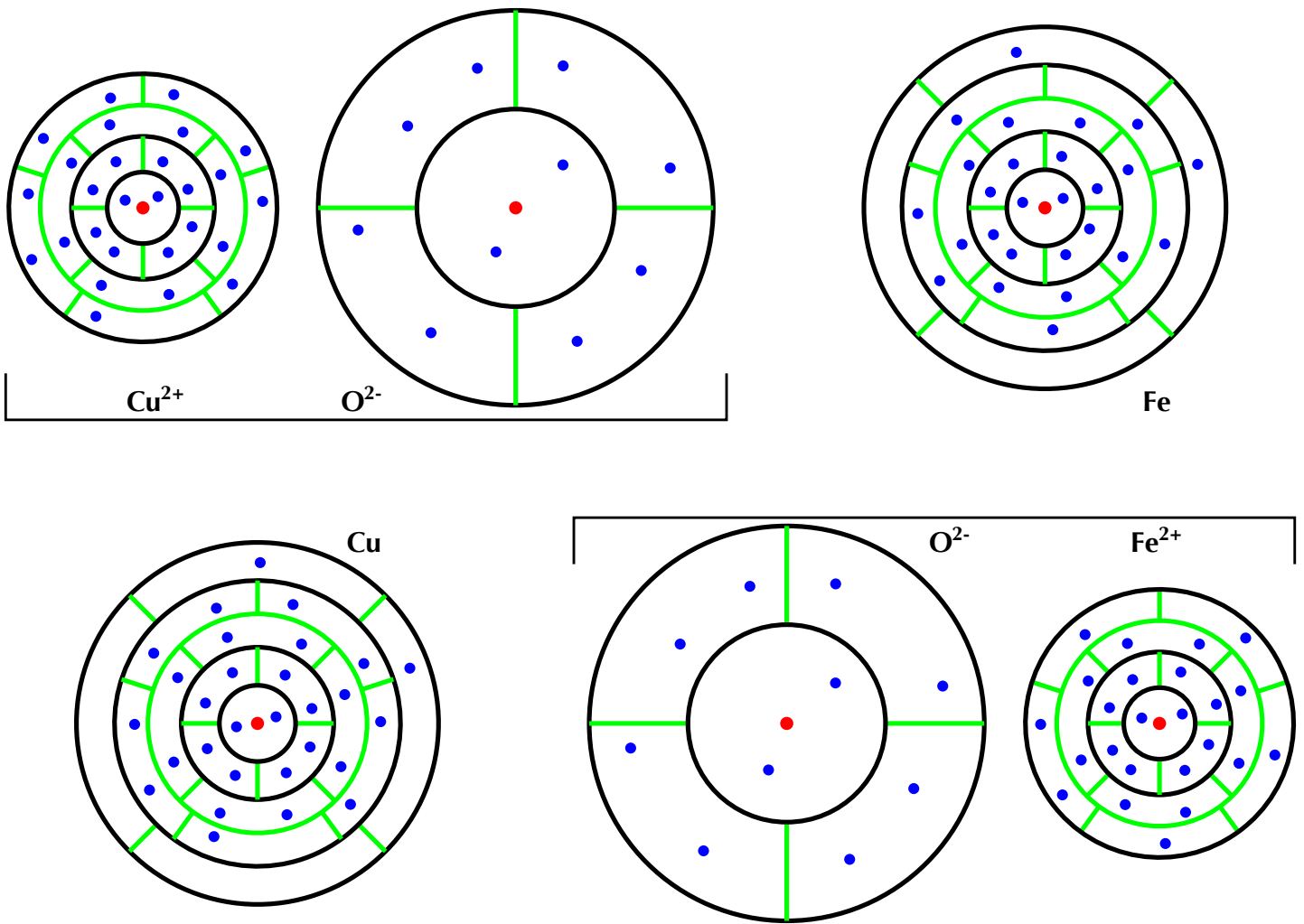
- i) gegebene Stoffe:
- ii) in welchen Teilchen (Atome, Ionen) liegen die Stoffe vor? In Lewis-Schreibweise:

welche Teilchen können Elektronen abgeben?

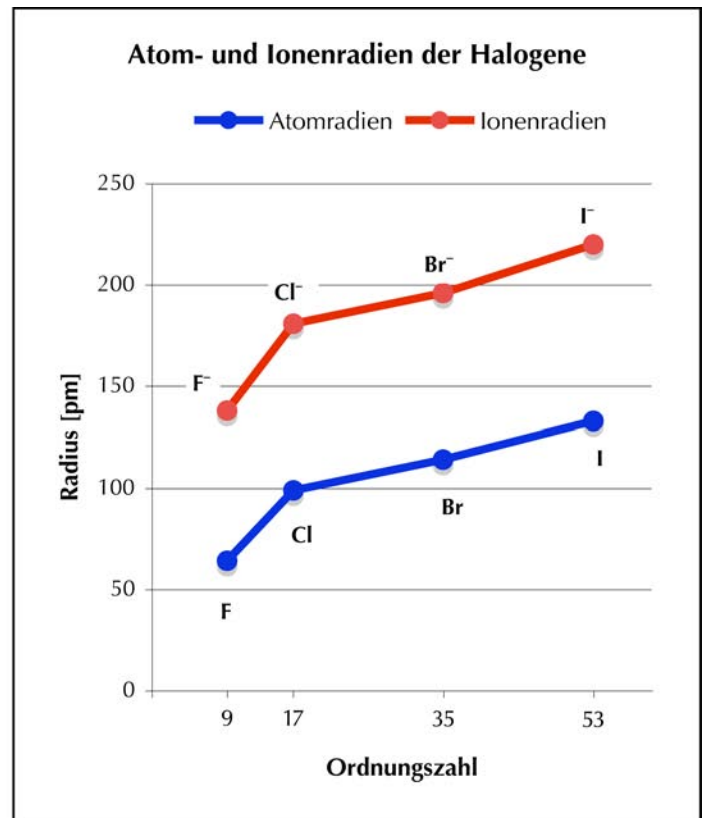
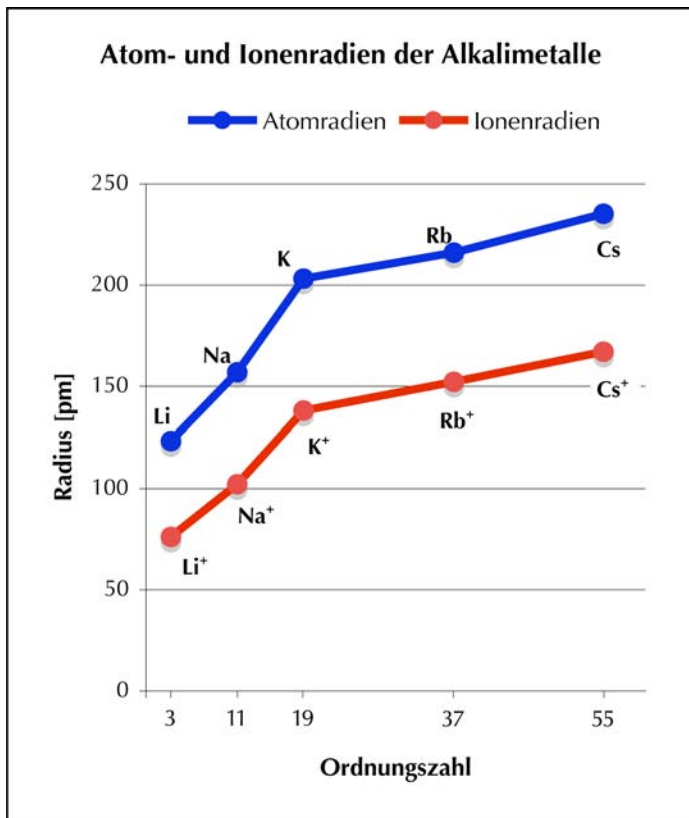
welche Teilchen können Elektronen aufnehmen?
- iv) wer reagiert mit wem?
- v) Oxidation:

Reduktion:
- vi) Gesamtvorgang (Redoxreaktion):
- vii) Reaktionsschema:

Redoxreaktionen und Elektronenschalen



Atomradien und Ionenradien



Redoxreaktionen

Bildung von Ionenverbindungen

Definition: Gibt ein Stoff Elektronen ab (Elektronenspender bzw. Elektronendonator), spricht man von einer **Oxidation** (der Stoff wird oxidiert).

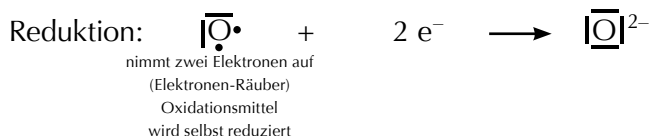
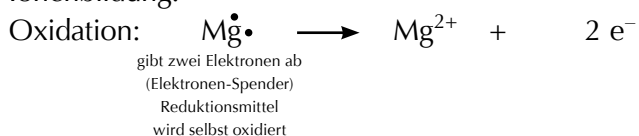
Die Aufnahme von Elektronen heißt **Reduktion**. Der aufnehmende Stoff wird reduziert (Elektronenräuber bzw. Elektronenakzeptor).

Reduktion und **Oxidation** kommen immer gemeinsam vor, solche Reaktionen heißen deshalb **Redoxreaktionen**. (Elektronenaustauschreaktionen).

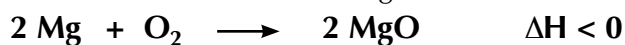
Beispiel: Magnesiumoxid

(Spaltung der Sauerstoffmoleküle in einzelne Sauerstoffatome)

Ionenbildung:

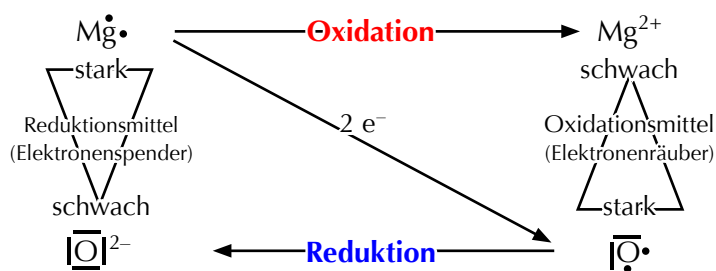


Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen:



(Die Reaktion zwischen Magnesium und Sauerstoff wurde schon oft durchgeführt und ausgearbeitet. *Achtung:* wenn das Reaktionsschema mit den beteiligten Stoffen aufgestellt wird, muss Sauerstoff natürlich als O_2 formuliert werden)

Redoxschema



Die Oxidationszahl

1. Elemente besitzen die Oxidationszahl **0**.
2. Die Summe der Oxidationszahlen in einer Verbindung ist auch **0**.
3. Die Ionenladung eines einatomigen Ions entspricht der Oxidationszahl des Atoms.
4. Metalle besitzen immer eine **positive** Oxidationszahl.
5. **Fluor** hat in Verbindungen immer **-I**, **Sauerstoff** meistens **-II**, **Wasserstoff** meistens **+I**.

Ändert sich bei einer chemischen Reaktion die Oxidationszahl, so handelt es sich um eine Redoxreaktion.

Reduktionsmittel

Li	$\rightleftharpoons$	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$
K	$\rightleftharpoons$	$\text{K}^+ + \text{e}^-$
Ca	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$
Na	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$
Mg	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$
Al	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$
Zn	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
Fe	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
Ni	$\rightleftharpoons$	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
Pb	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$
Fe	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$
Cu	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
2I^-	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2 + 2\text{e}^-$
Ag	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$
2Br^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$
Pt	$\rightleftharpoons$	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^-$
2Cl^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
Au	$\rightleftharpoons$	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$
2F^-	$\rightleftharpoons$	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$

Oxidationsmittel

Reduktionsmittel

Li	$\rightleftharpoons$	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$
K	$\rightleftharpoons$	$\text{K}^+ + \text{e}^-$
Ca	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Na	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$
Mg	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Al	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$
Zn	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Fe	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Ni	$\rightleftharpoons$	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Pb	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Fe	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$
Cu	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$
2I^-	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^-$
Ag	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$
2Br^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
Pt	$\rightleftharpoons$	$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^-$
2Cl^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
Au	$\rightleftharpoons$	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$
2F^-	$\rightleftharpoons$	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$

Oxidationsmittel

Themen/Lernziele:

- Elektrolyse von Zinkbromid und Bleichlorid
- Vorgänge an den Elektroden



Wie können wir ein Salz wieder in die Elemente zerlegen?



Wir müssen die Elektronen wieder den Elementen geben, die sie hergegeben haben.

„Elektronenpumpe“

Elektronen müssen beweglich sein!

„Auflösen“



ZnBr₂-Elektrolyse

Idee

selbstgebaute Pinwand mitnehmen



Elektrolyse einer Bleichloridlösung

Versuch wird auf dem OH-Projektor durchgeführt



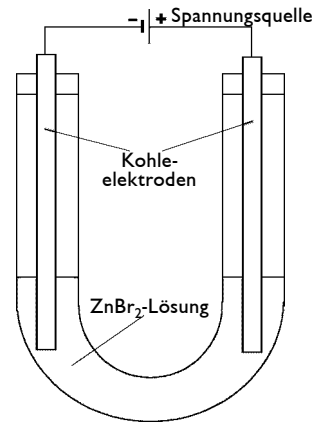
oder



5. Die Elektrolyse

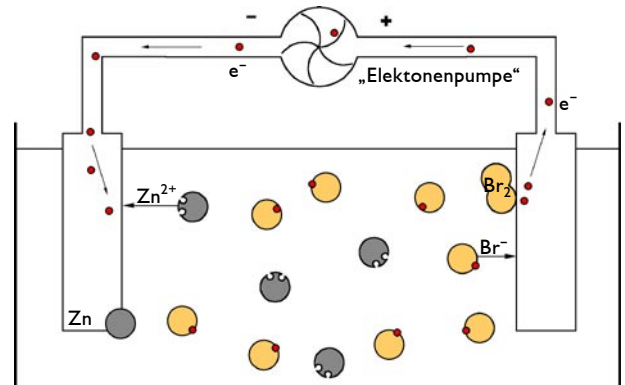
5.1. Elektrolyse einer Zinkbromidlösung

Auswertung auf dem

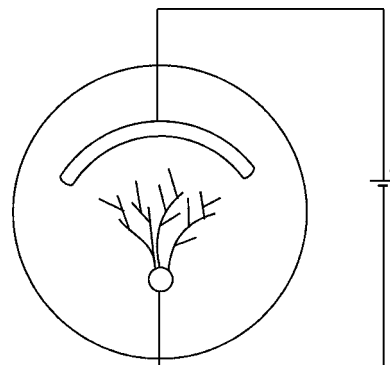


5.2. Ergebnis

Bei der Elektrolyse einer Zinkbromidlösung entsteht Zink und Brom. Die Vorgänge bei der Elektrolyse laufen nicht freiwillig ab. Es sind erzwungene Redoxreaktionen (ΔH ist positiv). Die Reaktion verläuft genau in die umgekehrte Richtung, als sie freiwillig verlaufen würde!



5.3. Elektrolyse einer Bleichloridlösung/Bleibaum



5.4. Übungen

Elektrolyse von Kupfer(II)bromid

Elektrolyse von Eisen(III)chlorid

Elektrolyse von Aluminiumsulfid

Elektrolyse 1

5. Die Elektrolyse

5.1. Elektrolyse einer Zinkbromidlösung

Versuch: ZnBr_2 wird in Wasser gelöst und (vgl. Skizze) mit 2–3 V Gleichspannung elektrolysiert.

Beobachtung:

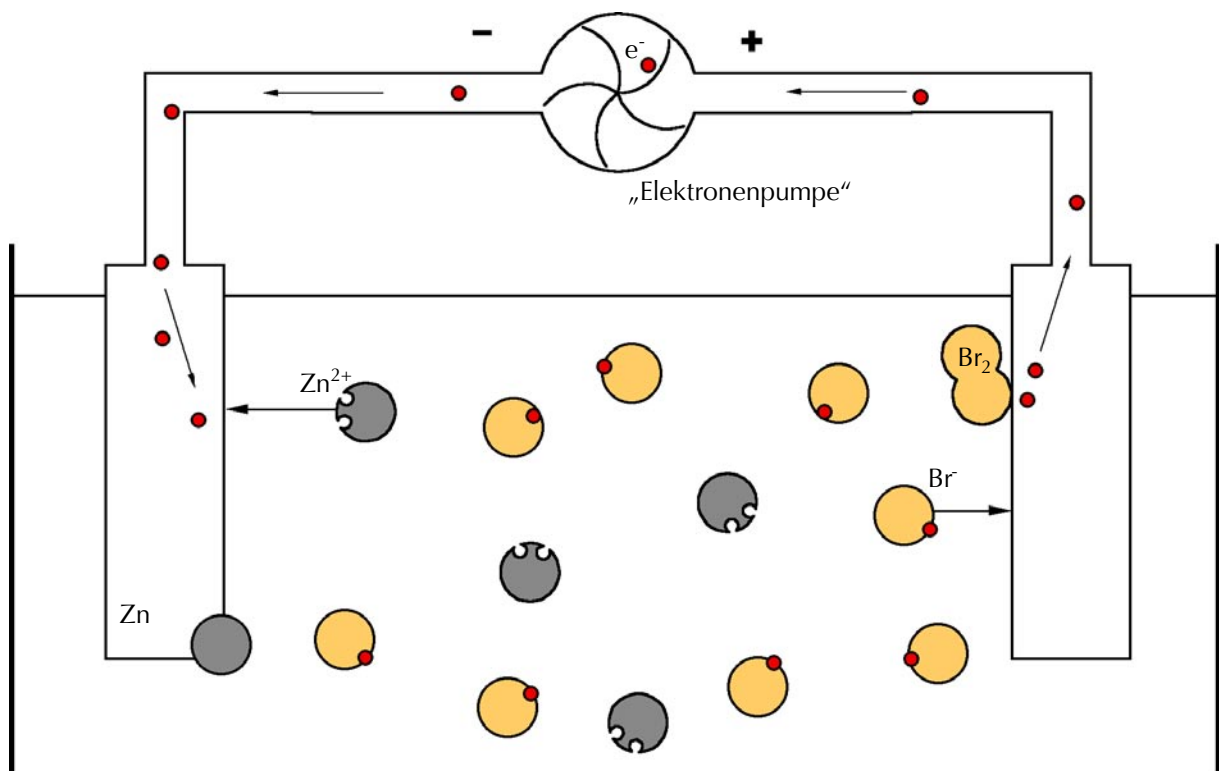
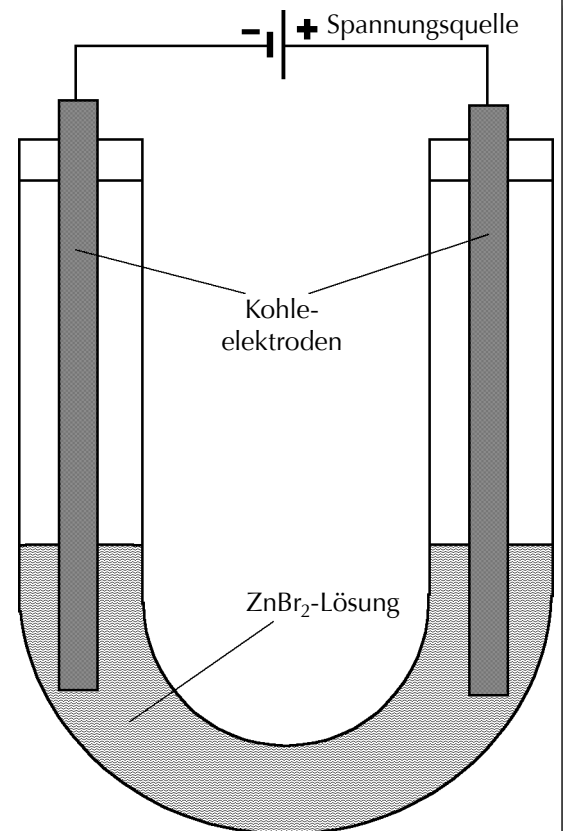
Auswertung:

Vorgänge an den Elektroden:

Reaktion am Plus-Pol:

Reaktion am Minus-Pol:

Gesamtreaktion:



Elektrolyse 2

5.5. Elektrolytische Abscheidung von Kupfer an Kohle aus einer Kupferlegierung

Sachinformation:

Das bei der Verhüttung von Kupfererzen entstehende Rohkupfer (Anodenkupfer) besteht meist nur zu 97...99 % aus Kupfer und enthält an Verunreinigungen sowohl unedlere Metalle wie Eisen und Zink als auch edlere wie Silber und Gold. Die Elektrolyse mit angreifbaren Elektroden macht man sich in der Technik zur Reinigung des Rohkupfers zunutze. Im folgenden Versuch wird ein 5-Cent-Stück als Anode verwendet. Statt einer Kupferkathode wird wegen der besseren Beobachtungsmöglichkeiten eine Kohlekathode verwendet.

Arbeitsmaterialien:

Geräte: 250-mL-Becherglas, Kohleelektrode, 5-Cent-Stück, Gleichspannungsquelle (0...15 V), Verbindungskabel, Krokodilklemmen

Chemikalien: Schwefelsäure, $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10\%$, (ätzend, C),

Versuchsdauer: ca. 10 Minuten

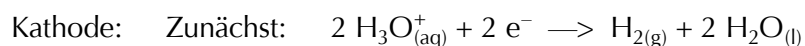
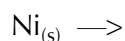
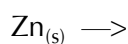
Durchführung:

Das Becherglas wird mit der Schwefelsäure gefüllt. Die Kohleelektrode wird mit der Kathode, die Kupferlegierung (5-Cent-Stück) mit der Anode der Gleichspannungsquelle verbunden und in die Schwefelsäure getaucht. Man elektrolysiert bei etwa 4,5 V (Abb.).

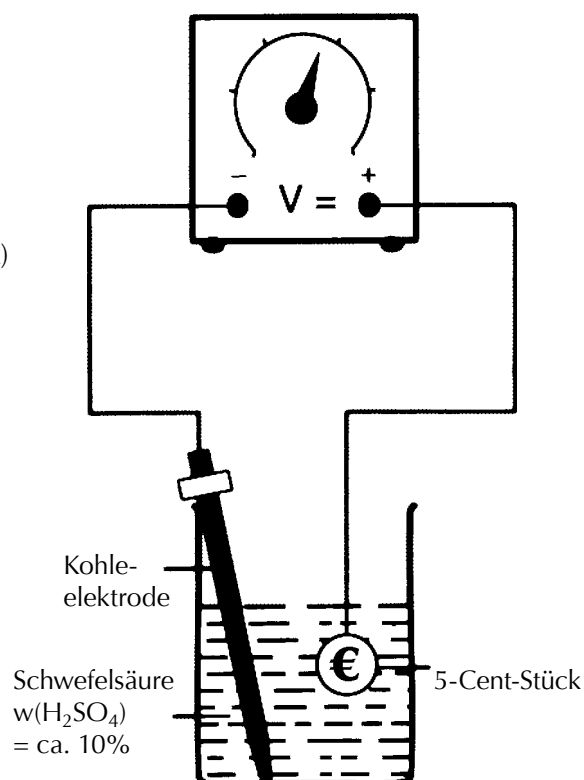
Auswertung und Interpretation:

Von der Anode gehen bei größerer Stromdichte sowohl Kupfer-Ionen als auch die Ionen unedlerer Metalle, wie z. B. Nickel-Ionen, in Lösung. Dies liegt daran, dass Kupfer Hauptbestandteil der Anode ist. Edlere Metalle wie Silber und Gold kommen nur in geringen Anteilen vor. Sie fallen von der Anode ab und bilden den sogenannten Anodenschlamm. An der Kathode scheidet sich nur Kupfer ab, Zink- bzw. Nickel-Ionen bleiben in Lösung.

Die Reaktionsgleichungen lauten:

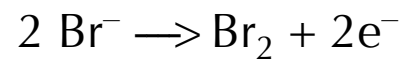
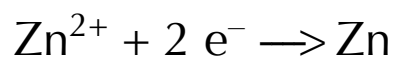
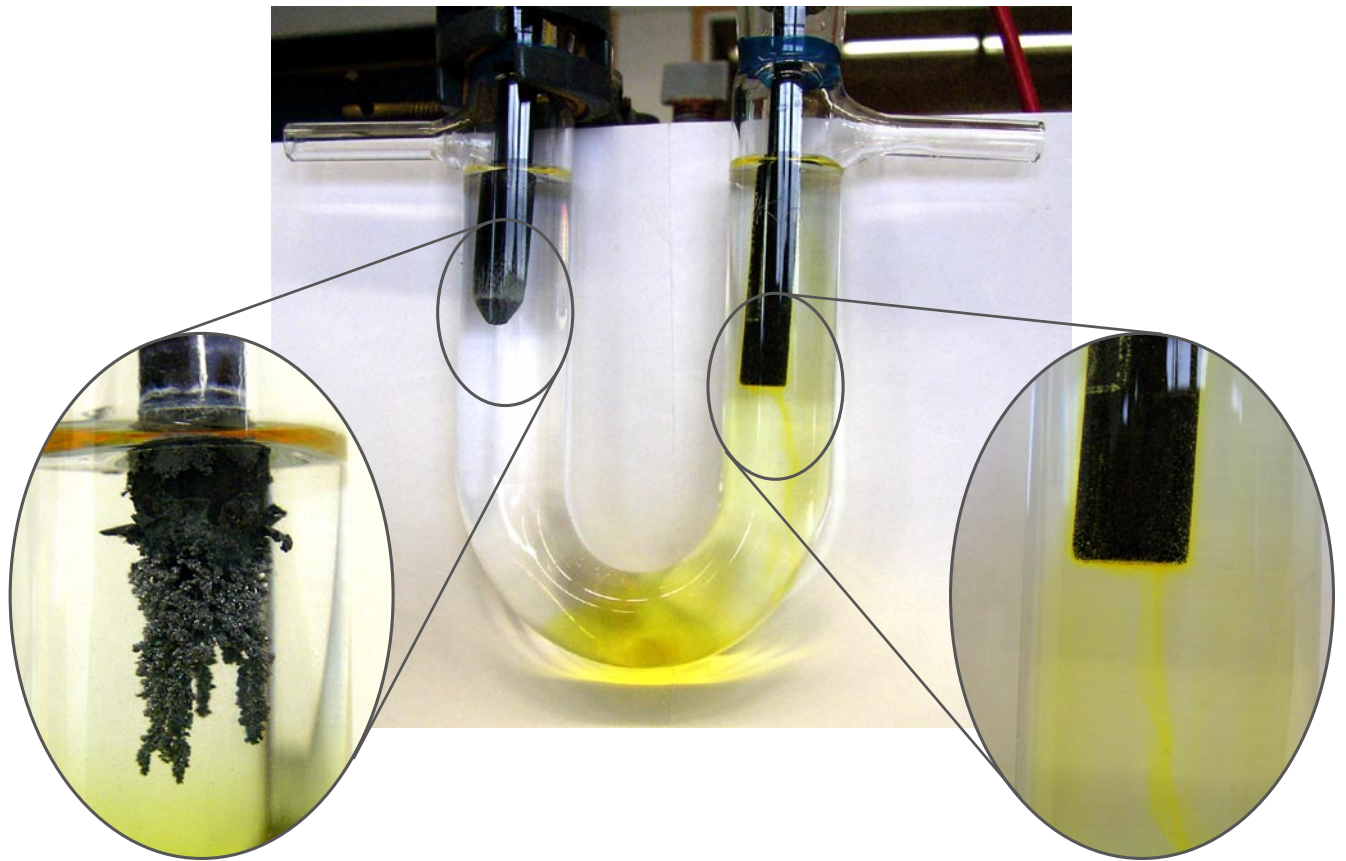


später:



Als Rohkupfer für die Elektrolyse wurde die Kupfer-Auflage des 5-Cent-Stückes verwendet, der Versuch lässt sich auch mit anderen Kupferlegierungen, wie z.B. Messing (Kupfer/Zink) durchführen. Die Cent-Münzen sind aus Stahl mit einem dünnen Kupfer-Überzug. Viel Kupfer enthalten die kleineren Cent-Münzen nicht (und die anderen sind zu teuer).

Elektrolyse von Zinkbromid (ZnBr_2)



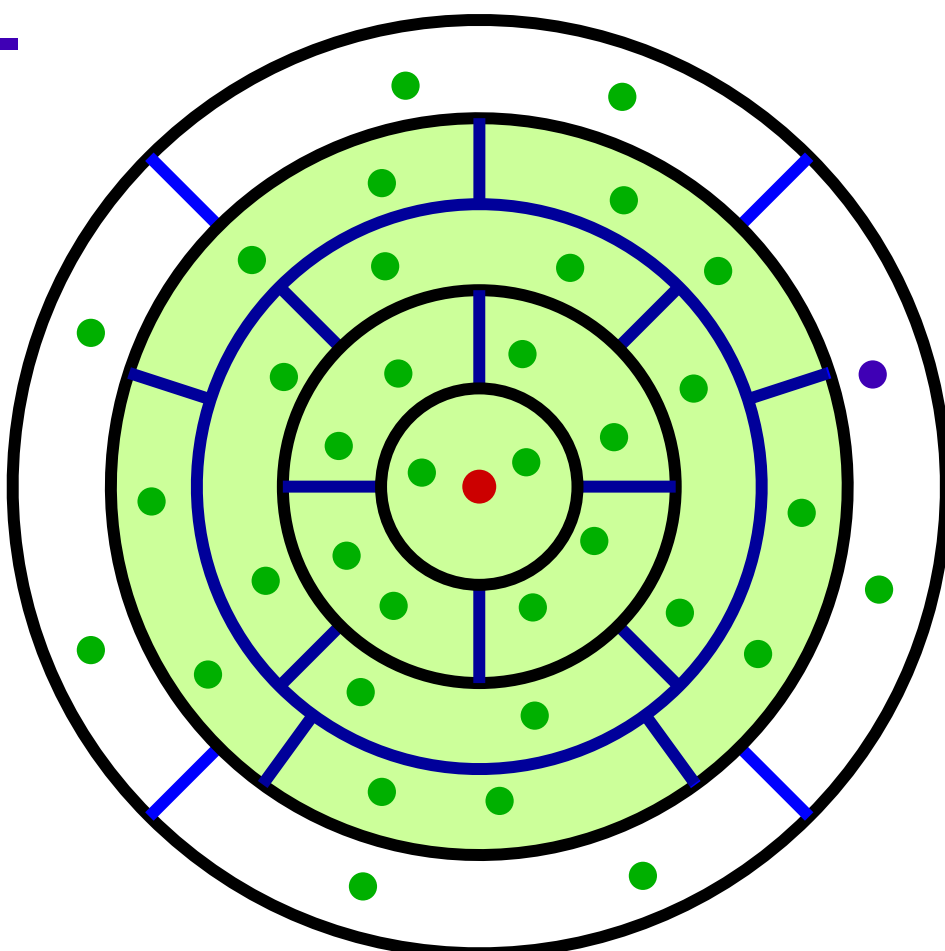
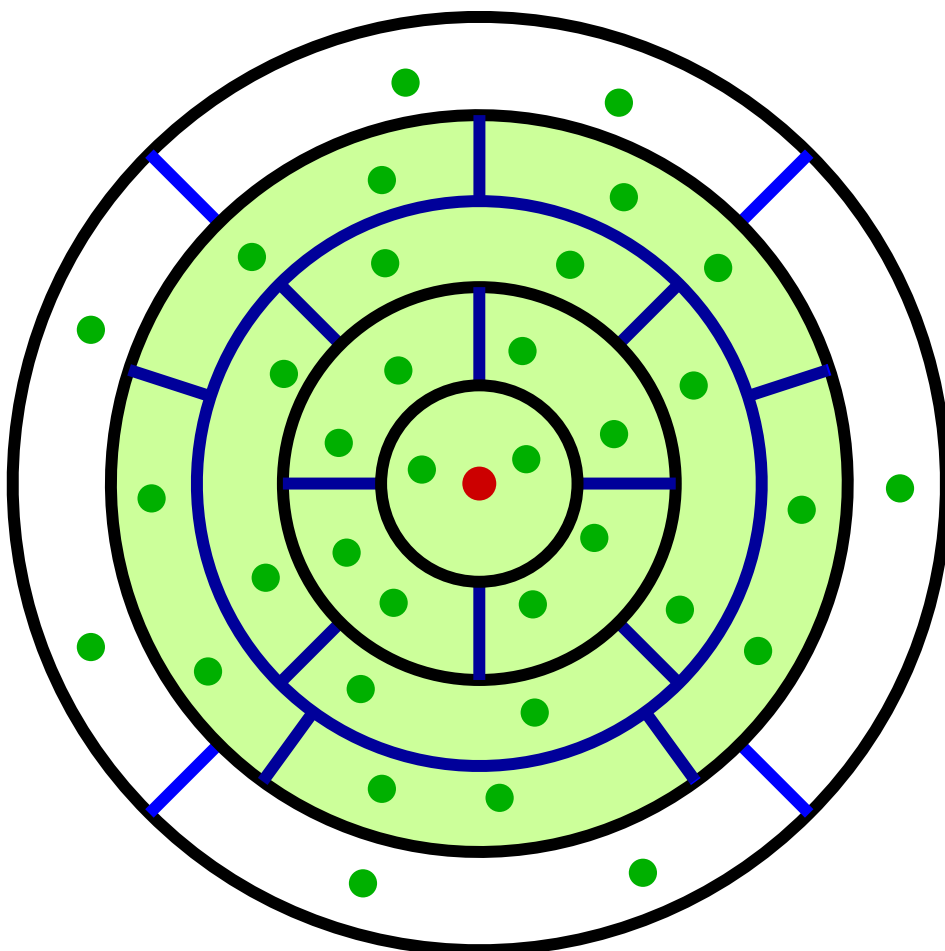
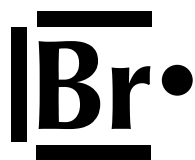
Elektrolytische Raffination von Kupfer

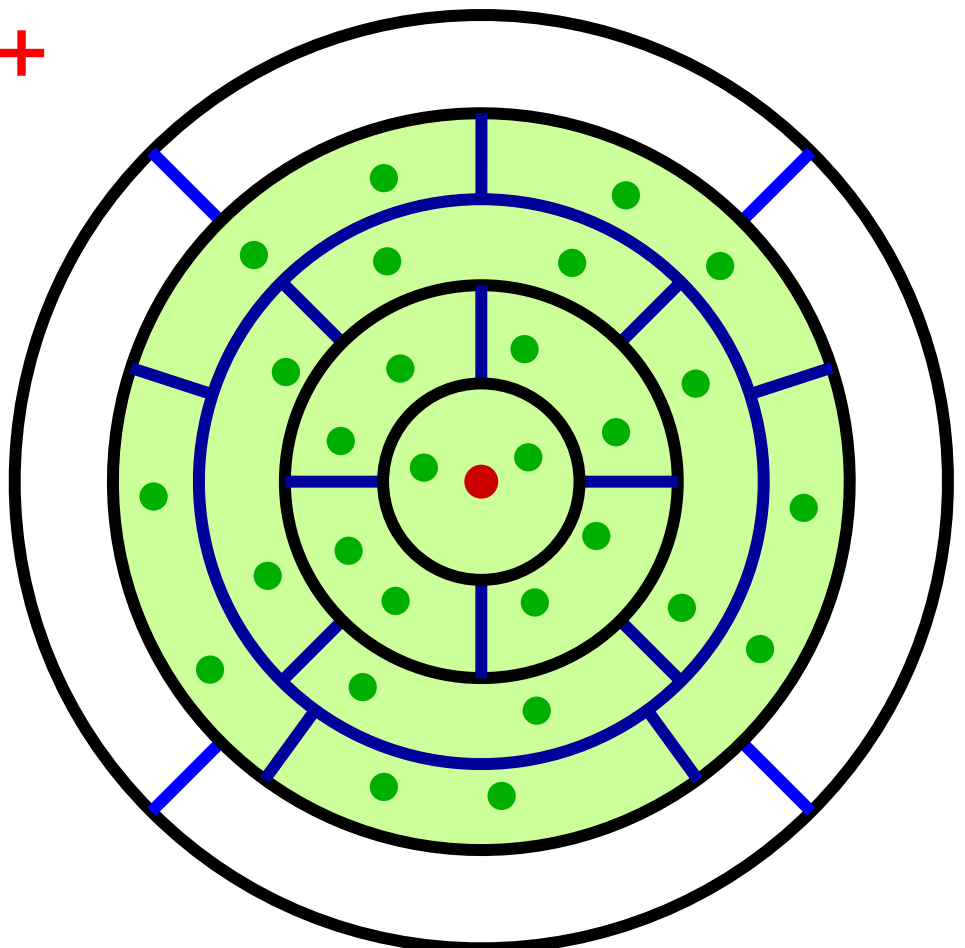
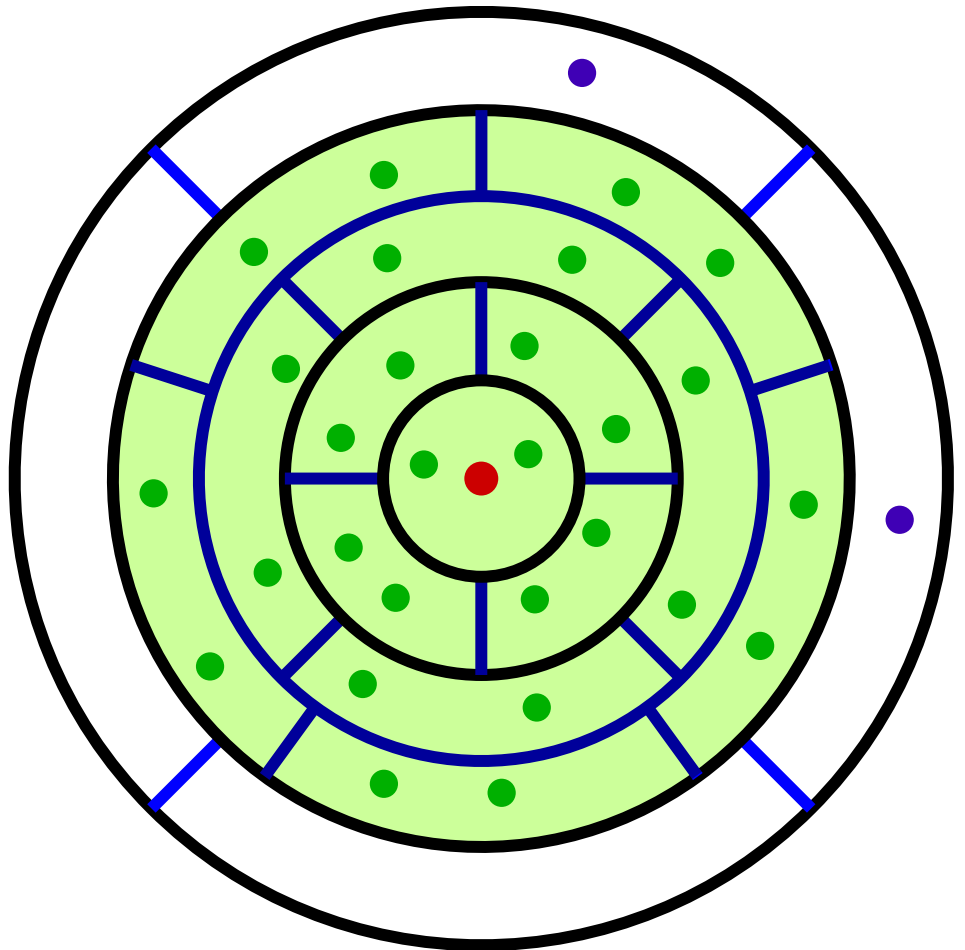


Übungen

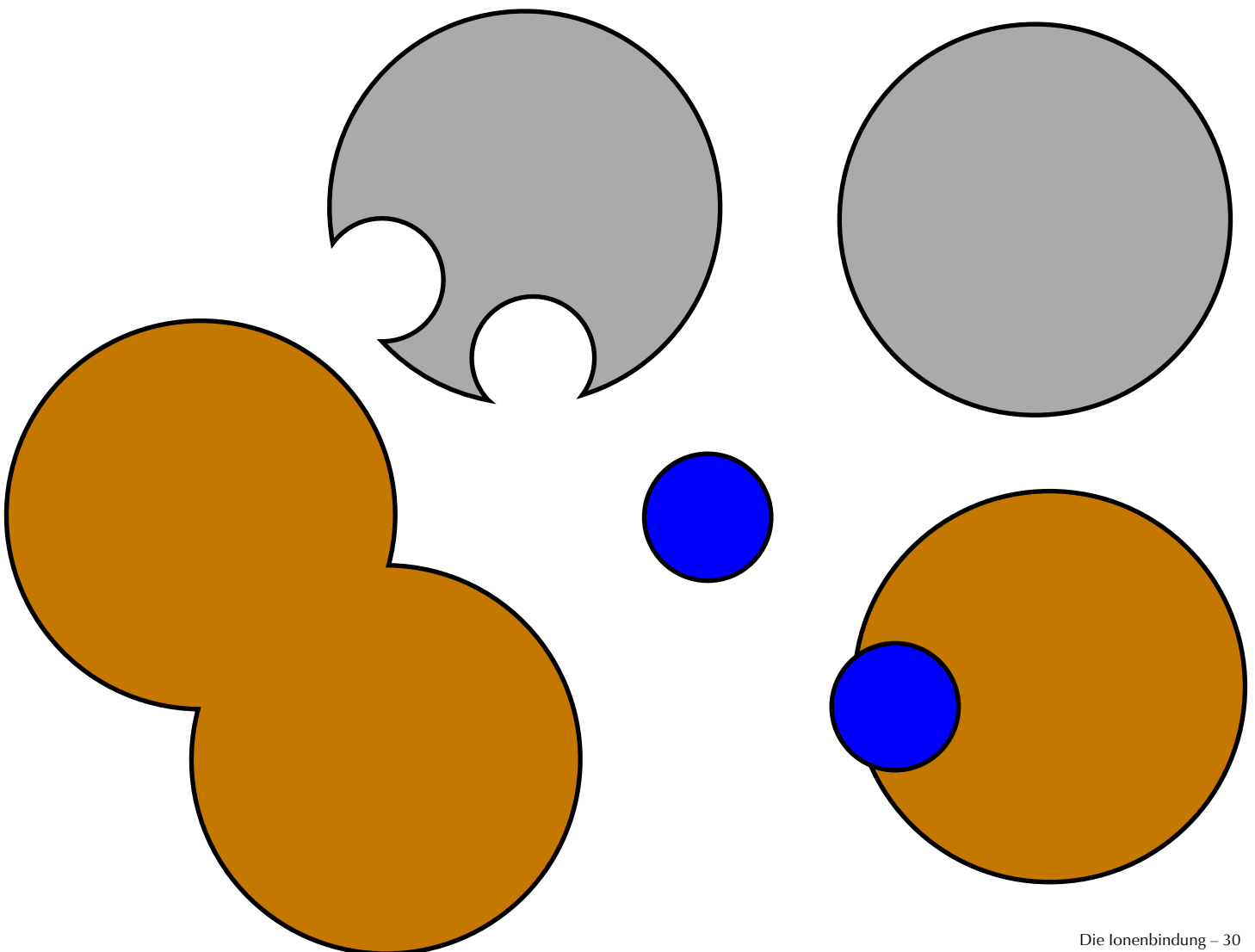
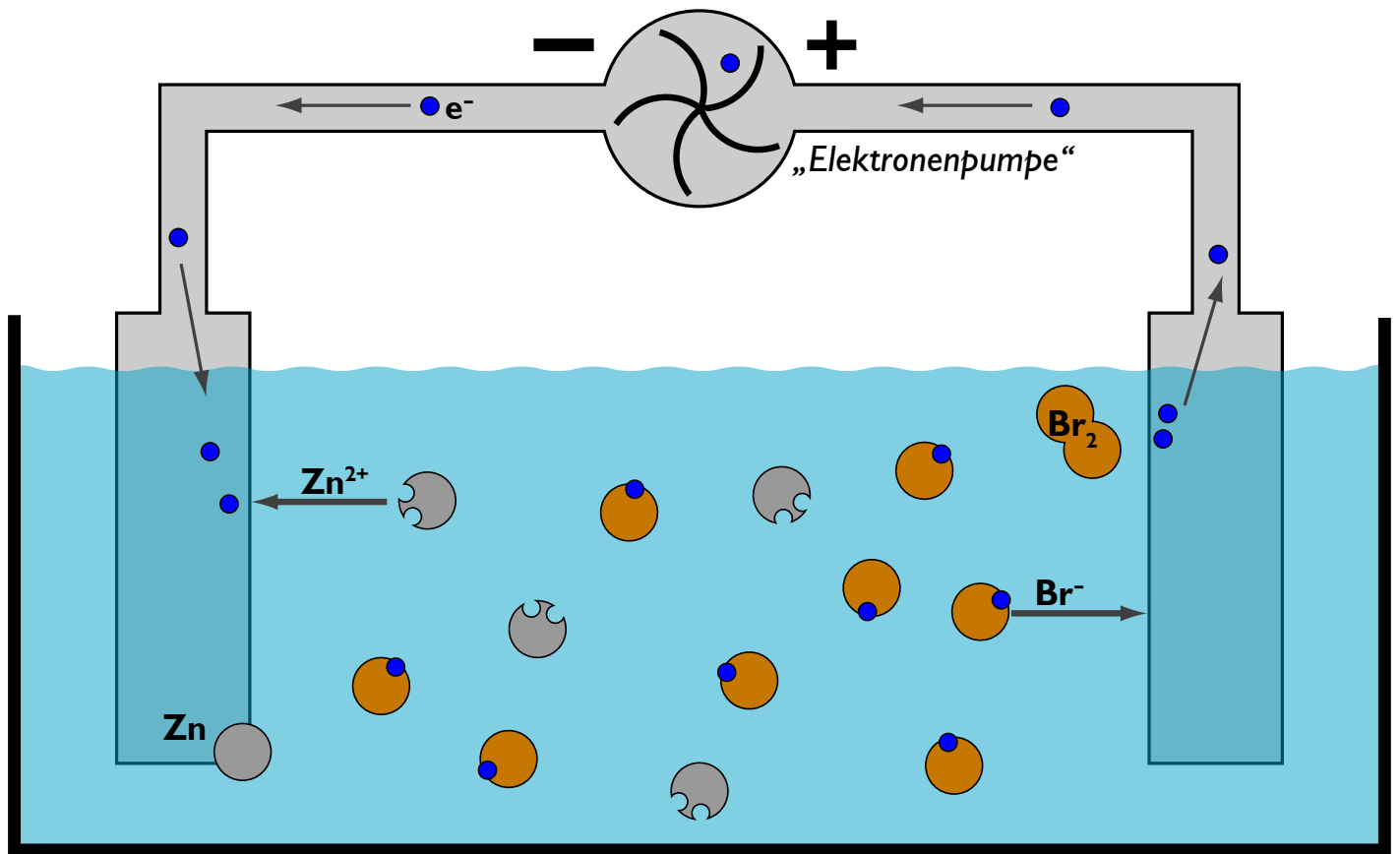
- Aufgabe 1) Welche Voraussetzungen müssen erfüllt sein, damit ein Stoff den elektrischen Strom leitet?
- Aufgabe 2) Welche Stoffe entstehen an der Kathode bzw. Anode bei der Schmelzflusselektrolyse von Natriumchlorid, Lithiumbromid, Calciumiodid?
- Aufgabe 3) Welche Verhältnisformeln ergeben sich für folgenden Ionenverbindungen: Lithiumoxid, Natriumsulfid, Bariumsulfid, Magnesiumchlorid, Calciumfluorid?
- Aufgabe 4) Ermittle aus folgenden Verhältnisformeln von Ionenverbindungen die jeweils vorliegenden Ionen: CuCl_2 , ZnI_2 , FeBr_3 , Al_2O_3 , Mg_3N_2 .
- Aufgabe 5) Gib die Anzahl der Elektronen folgender Ionen an: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , N^{3-} , O^{2-} , F^- . Wieviel Elektronen sind in der äußersten Schale dieser Ionen?
- Aufgabe 6) Wie kann man mit Hilfe des Atombaus die chemische Ähnlichkeit und die außergewöhnliche Reaktionsträgheit der Edelgase erklären?
- Aufgabe 7) Wie kann man mit Hilfe des Atombaus die chemische Ähnlichkeit und die außergewöhnliche Reaktionsfähigkeit der Alkalimetalle (der Halogene) erklären?
- Aufgabe 8) Wie verändert sich die Atomgröße innerhalb einer Elementgruppe? Wieso? Wie verändert sich die Atomgröße innerhalb einer Periode? Wieso?
- Aufgabe 9) Woran liegt es, dass gerade die Valenzelektronen von größter Bedeutung für die chemischen Eigenschaften eines Elementes sind?
- Aufgabe 10) Wovon hängt es ab, ob ein Element der 4. Gruppe (C, Si, Ge,) 4 Elektronen aufnimmt oder 4 Elektronen abgibt? Gib jeweils ein Beispiel an (mit Formel)!
- Aufgabe 11) Was versteht man unter Wertigkeit?
- Aufgabe 12) Was versteht man unter Ionisierungsenergie?
- Aufgabe 13) Wie lautet die Verhältnisformel einer Verbindung aus Al und Cl, aus Mg und N, aus Al und C?
- Aufgabe 14) Setze in folgende Tabelle die richtigen Werte ein!

	Na	Cl	Ca	O	Na^+	Cl^-	Ca^{2+}	O^{2-}
Kernladungszahl								
Zahl der Elektronenschalen								
Zahl der Elektronen								
Zahl der Valenzelektronen								





Elektrolyse: Materialien



Name: _____ Test xx. yy. zzzz

Elemente: Lithium, Calcium, Sauerstoff, Brom

1. Bilde aus den oben genannten Elementen verschiedene Verbindungen:

Name	Formel	LEWIS-Schreibweise

2. Stelle zu der Synthese *einer* der obengennanten Verbindungen das Redox-Schema auf:

3. Mit einer (anderen) Verbindung aus Aufgabe 1. soll eine Elektrolyse durchgeführt werden. Stelle die dazu gehörende Reaktionsgleichung auf (Formeln).

Name: _____ Test xx. yy. zzzz

Elemente: Lithium, Barium (Ba), Schwefel, Fluor

1. Bilde aus den oben genannten Elementen verschiedene Verbindungen:

Name	Formel	LEWIS-Schreibweise

2. Stelle zu der Synthese *einer* der obengennanten Verbindungen das Redox-Schema auf:

3. Mit einer (anderen) Verbindung aus Aufgabe 1. soll eine Elektrolyse durchgeführt werden. Stelle die dazu gehörende Reaktionsgleichung auf (Formeln).