

### Leitfähigkeit von Flüssigkeiten

Wasser (H<sub>2</sub>O) und Zucker (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) sind Verbindungen mehrerer Nichtmetalle. Natriumchlorid (NaCl, Kochsalz) ist eine Metall-Nichtmetall-Verbindung.

- Gib an, welche der Verbindungen salzartig bzw. molekular sind.
- Zeichne eine experimentelle Anordnung zur Untersuchung der Leitfähigkeit von Wasser, Zuckerlösung und Salzlösung.
- Beschreibe die Beobachtung. KK6.1

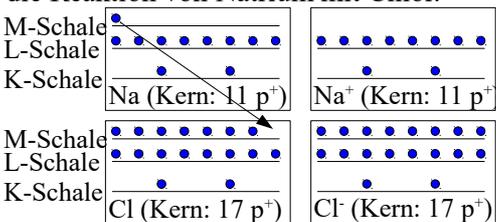
### Elektrische Leitfähigkeit von Salzlösungen

Eine wässrige Lösung eines Salzes leitet elektrischen Strom.



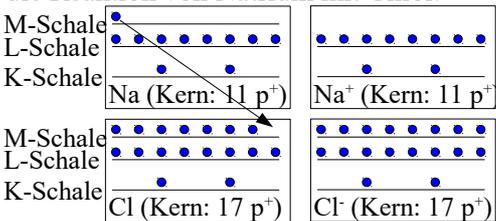
- Erkläre, was Ionen sind.
- Beschrifte die Abbildung.
- Zeichne Ionen ein. KK6.2

### Energiestufen und Ionenbildung Betrachte die Reaktion von Natrium mit Chlor.



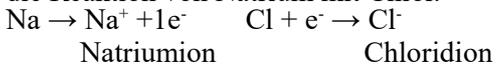
Na → Na<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup>      Cl + e<sup>-</sup> → Cl<sup>-</sup>  
 Zeichne ein analoges Schema für die Reaktion von Lithium mit Fluor. KK6.3

### Energiestufen und Ionenbildung Betrachte die Reaktion von Natrium mit Chlor.



Na → Na<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup>      Cl + e<sup>-</sup> → Cl<sup>-</sup>  
 Zeichne ein Schema für die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff. KK6.4

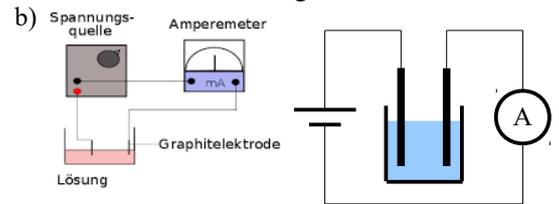
### Energiestufen und Ionenbildung Betrachte die Reaktion von Natrium mit Chlor.



Formuliere Teilgleichungen und benenne Ionen für folgende Reaktionen:

- Reaktion von Kalium mit Brom.
- Reaktion von Lithium mit Iod.
- Reaktion von Calcium mit Sauerstoff.
- Reaktion von Magnesium mit Schwefel. KK6.5

a) Wasser und Zucker bestehen aus Molekülen, Natriumchlorid ist salzartig.

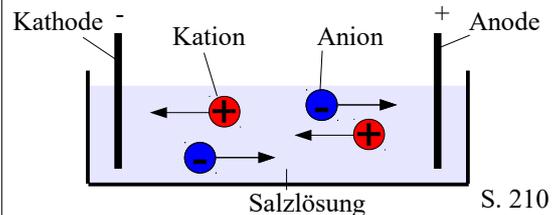


Das Amperemeter kann durch eine Glühlampe ersetzt werden.

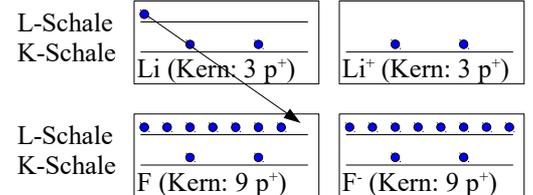
- Nur die Salzlösung leitet Strom. S. 210

a) Ionen sind Atome (oder Moleküle), die elektrisch positiv oder negativ geladen sind.

b,c) Der **Minuspol** einer Elektrolysezelle heißt **Kathode**. Ionen, die zur Kathode wandern sind **positiv geladen**. Sie heißen **Kationen**.

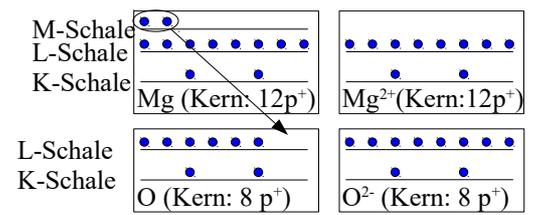


S. 210



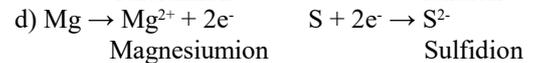
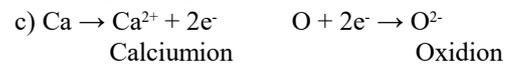
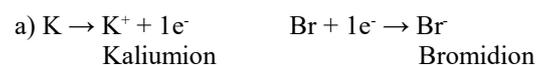
Teilreaktionsgleichungen:  
 Li → Li<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup>      F + e<sup>-</sup> → F<sup>-</sup>

[Li<sup>+</sup> ist isoelektronisch mit Helium (besitzt die gleiche Elektronenhülle), F<sup>-</sup> ist isoelektronisch mit Neon (Edelgasregel).] S. 212



Teilreaktionsgleichungen:  
 Mg → Mg<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>      O + 2e<sup>-</sup> → O<sup>2-</sup>

[Mg<sup>2+</sup> und O<sup>2-</sup> sind isoelektronisch mit Neon (Edelgasregel).] S. 212



[(Negativ geladene) Anionen erhalten die Endung „id“ gefolgt von Ion. Bei den Metallionen folgt auf den Namen des Metalls direkt Ion.] S. 213

### Verhältnisformeln für Salze ...

... ermittelt man durch 1. Aufschreiben der Ionenladungen 2. Ausgleichen der Ladungen. Beispiel: Aluminiumoxid.

1.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$  2.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$   
3. Verhältnisformel  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Ermittle für folgende Salze die Verhältnisformel.

- a) Kaliumchlorid      b) Magnesiumfluorid  
c) Lithiumoxid      d) Calciumsulfid  
e) Aluminiumsulfid      KK6.6

### Ionengitter

Betrachte die Salze Natriumchlorid ( $\text{NaCl}$ ) und Calciumchlorid ( $\text{CaCl}_2$ ).

- a) Zeichne die Ionengitter beider Salze.  
b) Erkläre am Beispiel dieser Stoffe, was man unter einer **Ionengitterbindung** versteht.



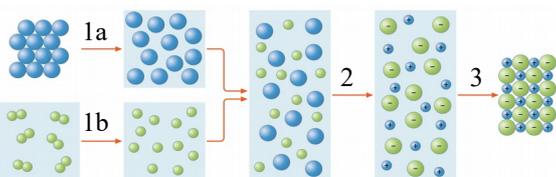
Natriumchlorid



Calciumchlorid

KK6.7

### Gitterbildung und Energie



Beschreibe die abgebildeten Teilschritte. Erkläre, warum die Reaktion exotherm ist.

KK6.8

### Eigenschaften von Ionenverbindungen

Gegeben sind die Schmelztemperaturen einiger Salze (in °C).

MgO	CaO	NaF	NaCl	NaBr	NaI	KI
2800	2570	992	801	747	660	681

- a) Vergleiche die Schmelztemperaturen der Erdalkalimetalloxide mit den Schmelztemperaturen der Alkalimetallhalogenide.  
b) Erkläre!

KK6.9

### Leitfähigkeit von Ionenverbindungen

- Betrachte 1. festes Natriumchlorid  
2. eine wässrige Lösung von  $\text{NaCl}$ .  
3. geschmolzenes Natriumchlorid.

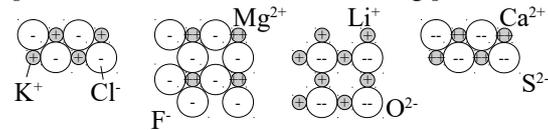
Gib an, ob 1, 2 oder 3 Strom leiten.

Erkläre!

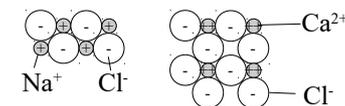
KK6.10

- a) 1.  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$       2. (nicht nötig)      3. **KCl**  
b) 1.  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$       2.  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{F}^-$       3. **MgF<sub>2</sub>**  
c) 1.  $\text{Li}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$       2.  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$       3. **Li<sub>2</sub>O**  
d) 1.  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$       2. (nicht nötig)      3. **CaS**  
e) 1.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$       2.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$       3. **Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>**

[Salzstrukturen zur Veranschaulichung:]



$\text{Al}_2\text{S}_3$  ist nicht zweidimensional darstellbar. S. 213



[Hinweis: Kationen sind meist kleiner als Anionen, da Kationen Elektronen abgegeben und Anionen diese aufgenommen haben.]

- b) Die negativ geladenen  $\text{Cl}^-$ -Ionen werden von den positiv geladenen  $\text{Na}^+$ - bzw.  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen angezogen. Die auf dieser elektrostatischen Anziehung beruhende Bindung heißt Ionengitterbindung.

S. 214

- 1a) Unter Energiezufuhr wird festes Natrium in die Gasphase überführt (Sublimationsenergie).  
1b) Unter Energiezufuhr werden Chlormoleküle gespalten (Atomisierungsenergie).

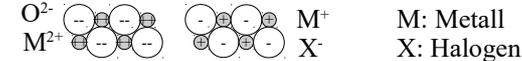
2 Unter Energiezufuhr wird von jedem  $\text{Na}$ -Atom ein Elektron weggenommen (Ionisierungsenergie). Ein kleiner Energiebetrag (genannt Elektronenaffinität) wird bei der Anlagerung des Elektrons an ein Chloratom abgegeben.

3 Ein sehr großer Energiebetrag wird bei der Bildung des Ionengitters frei (Gitterenergie).

Daher ist die Reaktion insgesamt exotherm. S. 215

- a) Die Schmelztemperaturen der Erdalkalimetalloxide ( $\text{MgO}$  und  $\text{CaO}$ ) sind erheblich größer als die Schmelztemperaturen der Alkalimetallhalogenide ( $\text{NaF}$ , ...,  $\text{KI}$ ).

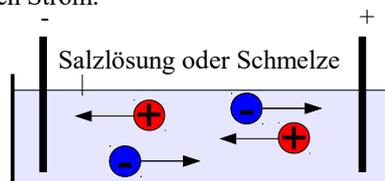
- b) Alle Salze sind Salze mit gleich vielen Kationen und Anionen.



Da die Anziehungskraft zwischen den zweifach geladenen Ionen viel stärker ist, besitzen die ersten beiden Verbindungen sehr hohe Schmelztemperaturen. S. 218

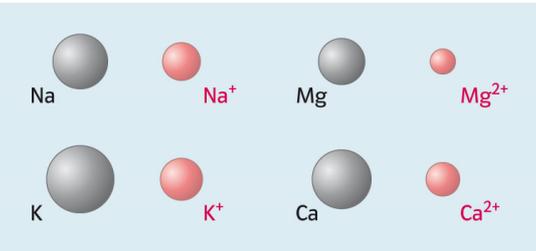
Festes Natriumchlorid leitet keinen Strom, da sich die  $\text{Na}^+$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen im Ionengitter nicht von ihrem Platz wegbewegen können.

Sowohl in wässriger Lösung, als auch in einer Schmelze sind Ionen frei beweglich. Daher leiten sie den Strom.



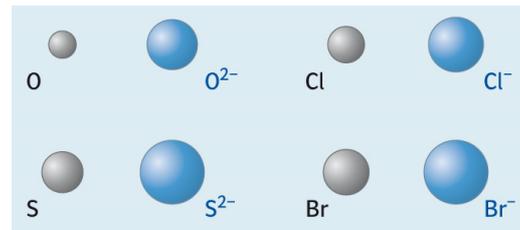
S. 218

### Radien der Metallatome und -ionen



Vergleiche die Radien der abgebildeten Atome und Ionen. Erkläre Gemeinsamkeiten und Unterschiede. KK6.11

### Radien der Nichtmetallatome und -ionen



Vergleiche die Radien der abgebildeten Atome und Ionen. Erkläre Gemeinsamkeiten und Unterschiede. KK6.12

### Die Metallbindung

Im Ionenkristall eines Salzes bewirken starke Anziehungskräfte zwischen positiv und negativ geladenen Ionen den Zusammenhalt der Atome.

Erläutere mit einer beschrifteten Skizze die Metallbindung (Anziehungskräfte im Metallgitter). Erkläre am Beispiel eines Natriumatoms, was man unter einem Atomrumpf versteht.

KK6.13

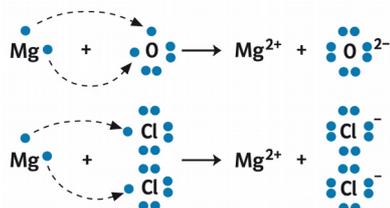
### Elektrische Leitfähigkeit

Sowohl Metalle, als auch die Lösungen (oder Schmelzen) von Salzen leiten elektrischen Strom.

Vergleiche die zu Grunde liegenden Mechanismen des Ladungstransports in Metallen und in Salzlösungen.

KK6.14

### Redoxreaktion als Elektronenübertragung



Vergleiche beide Reaktionen. Erläutere, inwiefern man auch bei der unteren Reaktion von einer Redoxreaktion sprechen kann. KK6.15

• Für jedes Metall gilt, dass das ungeladene Atom einen größeren Radius als das Kation besitzt.

Erklärung: Durch die Abgabe der Valenzelektronen fällt die äußere Schale weg.

• Die zweifach positiv geladenen Kationen sind kleiner als die entsprechenden einfach positiv geladenen Ionen der gleichen Periode.

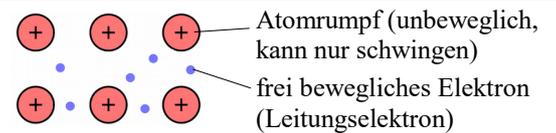
Erklärung: Na<sup>+</sup> und Mg<sup>2+</sup> besitzen beide voll gefüllte K- und L-Schalen. Die Valenzelektronen aus der M-Schale wurden abgegeben. Da Mg<sup>2+</sup> 12, Na<sup>+</sup> aber nur 11 Protonen im Kern besitzt, wird die Elektronenhülle im Mg<sup>2+</sup>-Ion stärker zusammengezogen. S. 218

• Nichtmetallionen besitzen größere Radien als die entsprechenden ungeladenen Atome.

Erklärung: Die Aufnahme zusätzlicher Valenzelektronen vergrößert die Abstoßung der Valenzelektronen untereinander, was zur Vergrößerung der Valenzschale führt.

• Zweifach negativ geladene Anionen besitzen größere Radien als einfach negativ geladene Ionen der gleichen Periode (z. B. S<sup>2-</sup> und Cl<sup>-</sup>).

Erklärung: Bei gleicher Elektronenhülle besitzt das S<sup>2-</sup>-Ion eine Kernladung weniger als das Cl<sup>-</sup>-Ion. Folglich wird die Cl<sup>-</sup>-Valenzschale stärker angezogen. S. 218



Die Metallbindung beschreibt den Zusammenhalt zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und negativ geladenen, frei beweglichen Elektronen.

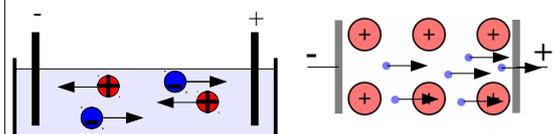
Jedes Natriumatom gibt sein Valenzelektron (genannt Leitungselektron) an den Metallverband ab. Zurück bleibt ein Na<sup>+</sup>-Ion, das als Atomrumpf bezeichnet wird. S. 222

In Salzlösungen findet **Ionenleitung** statt.

Dabei bewegen sich frei bewegliche Kationen zum Minuspol (Kathode) während sich die Anionen in Gegenrichtung zur Anode bewegen.

In Metallen findet **Elektronenleitung** statt. Es bewegen sich lediglich Elektronen zum Pluspol.

Ionenleitung                      Elektronenleitung



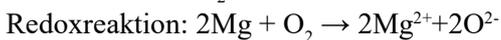
S. 222

Die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff heißt seit der Klasse 7 Oxidation. Dabei gibt ein zunächst ungeladenes Magnesiumatom seine Valenzelektronen ab und wird dabei zum Mg<sup>2+</sup>-Ion. Gleiches geschieht bei der Reaktion mit Chlor. Um den Redoxbegriff auf alle Elektronenübertragungsreaktionen zu verallgemeinern, definiert man: **Elektronenabgabe-Oxidation, Elektronenaufnahme-Reduktion.**

Das Mg-Atom gibt Elektronen ab und wird oxidiert. Das Cl-Atom nimmt Elektronen auf. Es wird reduziert. S. 229

### Teilgleichungen für Redoxreaktionen

Betrachte die Bildung von Magnesiumoxid.

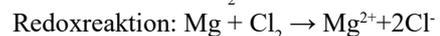


Jedes Mg-Atom wird durch Abgabe zweier Elektronen zum  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion oxidiert. Jedes  $\text{O}_2$ -Molekül wird durch Aufnahme von 4 Elektronen zu zwei  $\text{O}^{2-}$ -Ionen reduziert.

Beschreibe analog die Reaktion von

Magnesium und Chlor.

KK6.16



Jedes Mg-Atom wird durch Abgabe zweier Elektronen zum  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion oxidiert. Jedes  $\text{Cl}_2$ -Molekül wird durch Aufnahme von 2 Elektronen zu zwei Chloridionen ( $\text{Cl}^-$ ) reduziert.

S. 230

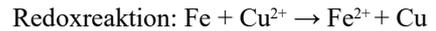
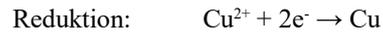
### Redoxreaktionen in Lösung

Gibt man einen Eisennagel in eine Lösung, die  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen enthält (z. B. Kupfersulfat), so setzt sich auf dem Nagel elementares Kupfer ab. In der Lösung sind anschließend  $\text{Fe}^{2+}$ -Ionen nachweisbar.



Erkläre, welche Vorgänge auf atomarer Ebene ablaufen. Gib die Redoxgleichungen an.

KK6.17



Jedes Eisenatom gibt zwei Elektronen ab und wird dadurch zum  $\text{Fe}^{2+}$ -Ion oxidiert.

Jedes  $\text{Cu}^{2+}$ -Ion wird durch Aufnahme zweier Elektronen zum ungeladenen Kupferatom reduziert.

Die Eisenatome werden oxidiert und sind Reduktionsmittel. Die  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen werden reduziert und sind Oxidationsmittel.

S. 231

### Redoxreihe der Metalle

Betrachte die folgenden Metalle (in Klammern ist das in wässriger Lösung gebildete Ion angegeben):

Ag ( $\text{Ag}^+$ ), Al ( $\text{Al}^{3+}$ ), Cu ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

a) Sortiere vom unedelsten zum edelsten Metall.

b) Ein Kupferblech wird in Lösungen gegeben, die  $\text{Ag}^+$ - beziehungsweise  $\text{Al}^{3+}$ -Ionen enthalten. Beschreibe und erkläre die Beobachtungen.

KK6.18

a) (unedel) Al, Cu, Ag (edel)

b) Das Kupferblech reagiert nicht mit einer  $\text{Al}^{3+}$ -Lösung. Aus einer  $\text{Ag}^+$ -Lösung setzt sich elementares Silber auf dem Kupferblech ab. Kupferatome werden durch Ionen des edleren Metalls Silber zu  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen oxidiert.

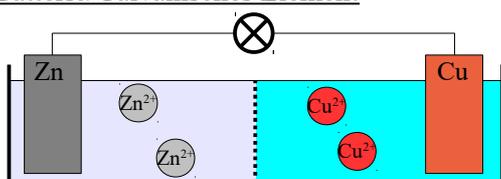


Die abgegebenen Elektronen werden von  $\text{Ag}^+$ -Ionen aufgenommen, die zu Ag-Atomen reduziert werden und sich auf dem Kupfernagel absetzen.



S. 231

### Batterie/Galvanisches Element



Beschreibe und erkläre die Vorgänge, die in einer Batterie a) an der Oberfläche der Zn-/Cu-Elektrode b) im Draht zwischen den Elektroden ablaufen.

KK6.19

a1) Am Zinkblech geben ungeladene Zn-Atome zwei Elektronen ab und gehen als  $\text{Zn}^{2+}$ -Ion in Lösung:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$  (Oxidation).

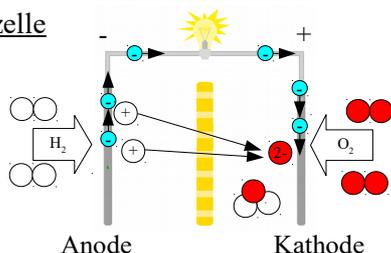
b) Diese Elektronen bewegen sich durch den Draht über die Lampe zum Kupferblech.

a2) Dort werden die beiden Elektronen an der Oberfläche des Blechs von einem  $\text{Cu}^{2+}$ -Ion aufgenommen, das sich als elektrisch neutrales Atom auf dem Blech absetzt:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Dies ist eine Reduktion. Die Reaktionen laufen in der angegebenen Richtung ab, da Kupfer edler als Zink ist.

S. 348

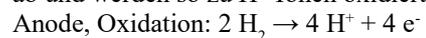
### Brennstoffzelle



Gib Reaktionsgleichungen für die Anode und Kathode, sowie die Gesamtreaktion an.

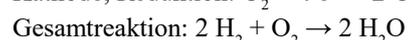
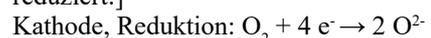
KK6.20

[An der Anode geben  $\text{H}_2$ -Moleküle Elektronen ab und werden so zu  $\text{H}^+$ -Ionen oxidiert:]



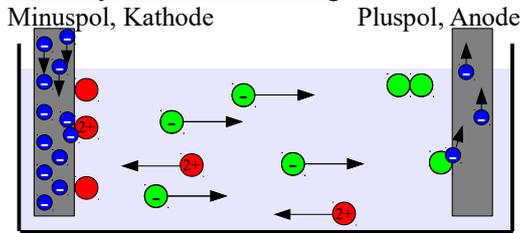
Merke: Anode, Oxidation sind das A und O der Chemie.

[An der Kathode nehmen  $\text{O}_2$ -Moleküle Elektronen auf und werden so zu  $\text{O}^{2-}$ -Ionen reduziert:]



S. 349

### Elektrolyse einer Salzlösung



Erkläre die bei der Elektrolyse einer  $\text{CuCl}_2$ -Lösung ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $2\text{Cl}^-$ ) ablaufenden Vorgänge.

KK6.21

### Schmelzflusselektrolyse von Aluminium

Sehr unedle Metalle wie Aluminium müssen durch Elektrolyse aus ihren Salzen gewonnen werden. So wird Aluminium durch Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid gewonnen.

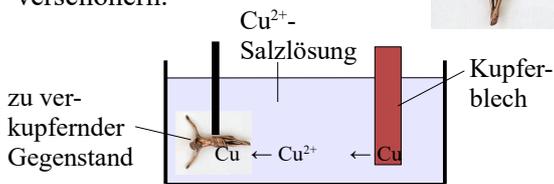
a) Gib die Verhältnisformel von Aluminiumoxid an.



b) Erkläre, an welchem Pol sich Aluminium abscheiden wird. Formuliere die Teilgleichung zur Aluminiumerzeugung.

KK6.22

Das Galvanisieren dient dazu Gegenstände (z. B. ein Kreuz) mit dünnen Metallüberzügen zu verschönern.



Erläutere das Verfahren. Gib die Polung der Elektroden an.

KK6.23

In der Lösung wandern positiv geladene  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen zur Kathode, nehmen dort zwei Elektronen auf (Elektronenaufnahme, Reduktion) und setzen sich als ungeladene Atome auf der Kathode ab.  
In Gegenrichtung wandern in der Lösung negativ geladene Chloridionen ( $\text{Cl}^-$ ) zur Anode, geben dort ein Elektron ab (Elektronenabgabe, Oxidation) und setzen sich als ungeladene Atome ab. Jeweils zwei Chloratome bilden ein  $\text{Cl}_2$ -Molekül, das als gasförmiges Chlor aufsteigt und die Lösung verlässt.

S. 233

a) [1.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ , 2.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,] 3.  $\text{Al}_2\text{O}_3$

b)  $\text{Al}^{3+}$ -Ionen sind positiv geladen und wandern folglich zum Minuspol (zur Kathode). Dort werden sie unter Elektronenaufnahme zu elementarem Aluminium reduziert:



[An der Anode werden Oxidationen durch Elektronenabgabe entladen und damit oxidiert:  
Oxidation:  $2\text{O}^{2-} \rightarrow 2\text{O} + 4\text{e}^-$

Anschließend bilden sich Moleküle  $2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$ ]

S. 234

Der zu verkupfernde Gegenstand (Kreuz) wird mit dem Minuspol (Kathode) verbunden. Dadurch werden  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen aus der Lösung angezogen. Erreicht ein  $\text{Cu}^{2+}$ -Ion das Kreuz, so nimmt es dort zwei Elektronen auf und wird zum Kupferatom reduziert/entladen.  
Minuspol:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
Am Kupferblech rechts werden durch den Pluspol Elektronen von Kupferatomen entfernt. Zurück bleiben  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen, die in die Lösung wandern. Dabei löst sich das Kupferblech langsam auf.

S. 235