

18.9. Unterricht nicht wie geplant stattfinden

Geprüfte Industriemeister Fachrichtung Chemie

TIΣ



TIW GmbH ©

ELEKTROCHEMIE

Galvanik

Elektrochemische Spannungsreihe

Faraday'sche Gesetze

*Kapitel aus dem IHK-Rahmenplan
Chemische Prozesse und Verfahren*

Galvanisches Element

Elektrochemie

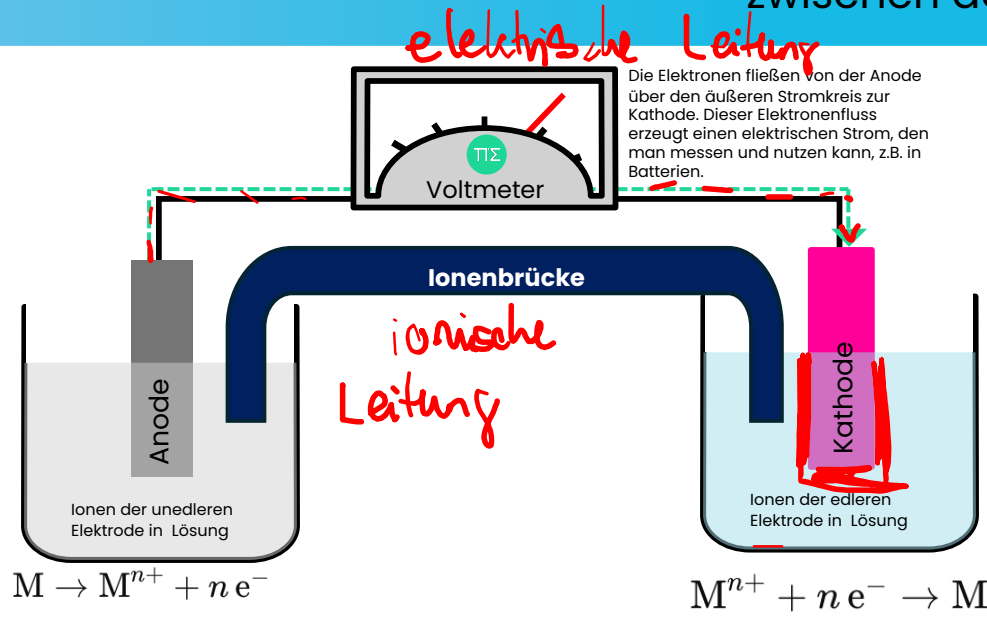


Ein galvanisches Element ist eine Vorrichtung, die chemische Energie in elektrische Energie umwandelt. Es besteht aus zwei verschiedenen Metallen (Elektroden), die in eine elektrolytische Lösung getaucht sind. Diese Elektroden sind durch eine sogenannte **Ionenbrücke** verbunden, das den Fluss von Ionen zwischen den beiden Lösungen ermöglicht.

Anode (Minuspol):

Hier findet die **Oxidation** statt. Das unedlere Metall gibt Elektronen ab und wird zu positiv geladenen Ionen. Im Bild ist die Anode die Elektrode, die „unedlere Elektrode“. Hier lösen sich die Metallionen in die Lösung.

Anode
Ort der Oxidation



Die Elektronen fließen von der Anode über den äußeren Stromkreis zur Kathode. Dieser Elektronenfluss erzeugt einen elektrischen Strom, den man messen und nutzen kann, z.B. in Batterien.

Kathode (Pluspol):

An der Kathode findet die **Reduktion** statt. Die Elektronen, die durch die äußere Schaltung von der Anode kommen, werden von den Ionen der Lösung aufgenommen und lagern sich als neutrales Metall an der Elektrode ab. Hier ist die „edlere Elektrode“.

Kathode
Ort der Reduktion

Ionenbrücke

Die Ionenbrücke oder Salzbrücke sorgt dafür, dass die Ionen zwischen den beiden Halbzellen fließen können, ohne dass die Lösungen sich direkt vermischen. Das ist wichtig, um den Ladungsausgleich in der Zelle zu gewährleisten.

Elektrochemische Spannungsreihe

Elektrochemie

Durch eine Vielzahl von Messungen erhält man die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle. Durch die Spannungsreihe lässt sich der Ablauf von Korrosionsprozessen vorhersagen. Gleichzeitig kann man eine Aussage darüber treffen, wie edel ein Metall ist.

Je höher das Normpotential eines Metalls ist, desto edler ist es. Analog ist ein Metall unedler, je niedriger das Normpotential ist.

Verbindet man nun 2 Metalle leitend in einer wässrigen Lösung, berechnet sich die sich einstellende Spannung mit folgender Formel:

edleres Metall - unedleres Metalls

$$\Delta E^0 = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$$

$$E^0 (\text{Elektrode mit positiverem Normalpotential}) = E^0 (\text{Kathode})$$

$$E^0 (\text{Elektrode mit negativerem Normalpotential}) = E^0 (\text{Anode})$$

edler ↑

Elektrochemische Spannungsreihe

Gold (Au)	1,42
Platin (Pt)	1,2
Silber (Ag)	0,80
Kupfer (Cu)	0,34
H	0
Nickel (Ni)	-0,25 V
Eisen (Fe)	-0,44 V
Zink (Zn)	-0,76 V
Aluminium (Al)	-1,67 V

↓ unedler

S.96 CT Europa
S.232 De Gruyter

Elektrochemische Spannungsreihe – Kleine Übung

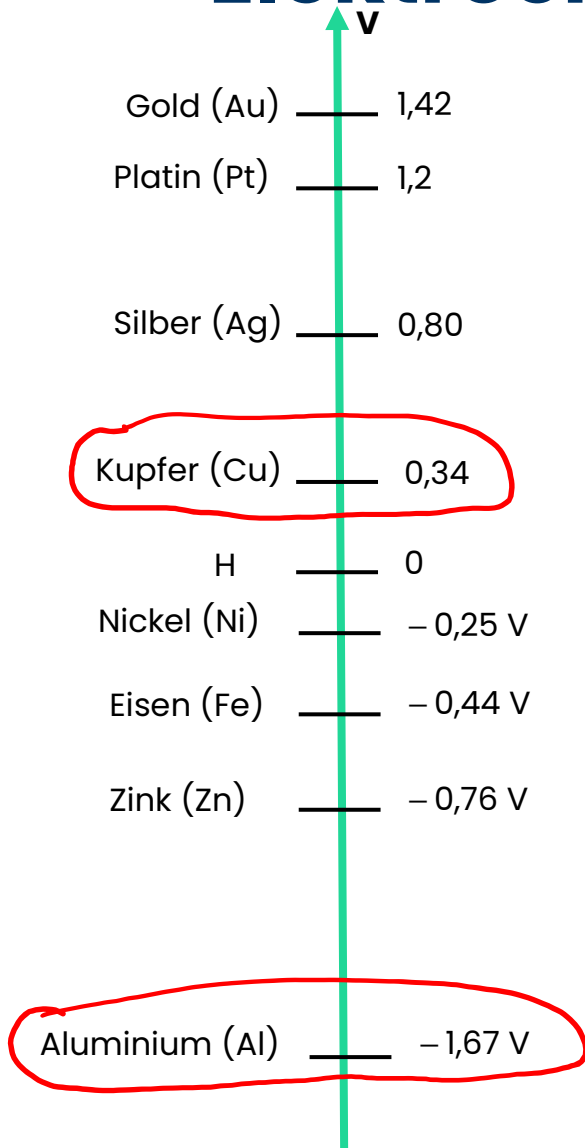
Elektrochemie

Aluminium und Kupfer werden durch eine wässrige Lösung miteinander verbunden.

- Gib an welches Material sich auflöst.
- Berechne die sich einstellende Spannung.


a) edlere Metall geschützt Kupfer $E^{\circ}(\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
unedlere löst sich auf Aluminium $E^{\circ}(\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$
→ Kupfer wird geschützt, Aluminium als unedleres
Metall wird zersetzt / löst sich auf.

b)
$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}(\text{edles Metall}) - E^{\circ}(\text{unedles Metall})$$
$$= 0,34 \text{ V} - (-1,67 \text{ V})$$
$$\Delta E^{\circ} = \underline{\underline{2,01 \text{ V}}}$$



Elektrochemische Spannungsreihe – Kleine Übung

Elektrochemie



Gold (Au)	1,42
Platin (Pt)	1,2
Silber (Ag)	0,80
Kupfer (Cu)	0,34
H	0
Nickel (Ni)	-0,25 V
Eisen (Fe)	-0,44 V
Zink (Zn)	-0,76 V
Aluminium (Al)	-1,67 V

Aluminium und Kupfer werden durch eine wässrige Lösung miteinander verbunden.

a. Gib an welches Material sich auflöst.

b. Berechne die sich einstellende Spannung.

a. Aluminium ist laut der elektrochemischen Spannungsreihe unedler und löst sich deshalb auf. Aluminium wird reduziert und gibt seine Elektronen an das edlere Kupfer ab.

b. *Kathode = edleres Metall = Kupfer*
Anode = unedleres Metall = Aluminium
Spannung $\Delta E^0 = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$

$$E^0(\text{Kathode}) = E^0(\text{Kupfer}) = 0,34 \text{ V (elektrochem. Spannungsreihe)}$$

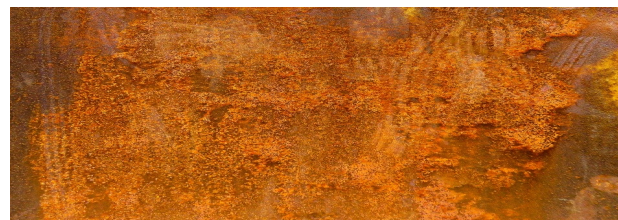
$$E^0(\text{Anode}) = E^0(\text{Aluminium}) = -1,67 \text{ V (elektrochem. Spannungsreihe)}$$

$$\Delta E^0 = 0,34 \text{ V} - (-1,67 \text{ V}) = 2,01 \text{ V}$$

Antwort: Es würde sich eine Spannung von 2,01 V einstellen.

- Korrosion (lat. *corrodere*, „zernagen“) bezeichnet die Zerstörung eines metallischen Werkstoffs aufgrund von äußerlichen Einflüssen
- Es wird in chemische und elektrochemische Korrosion unterschieden.
 - Die chemische Korrosion wird durch heiße, trockene Gase oder Metallschmelzen hervorgerufen. Dies tritt vor allem in Anlagen der Chemieindustrie oder der Metallherstellung auf.
 - Die elektrochemische Korrosion geht immer von der Oberfläche des Werkstoffes aus. Hierbei reagieren zwei unterschiedliche Stoffe (meist Metalle) miteinander und einer der beiden Reaktionspartner löst sich auf oder wird stark angegriffen. Generell gilt bei einer elektrochemischen Korrosion, dass die Korrosionsvorgänge auf der Metalloberfläche in Verbindung einer elektrisch leitenden Flüssigkeitsschicht, dem Elektrolyt (meist Wasser), ablaufen.
- Am bekanntesten ist die Korrosion von Eisen oder Stahl, die allgemein als Rosten bekannt ist. Als Rost bezeichnet man das Korrosionsprodukt, das aus Eisen oder Stahl durch Oxidation mit Sauerstoff in Gegenwart von Wasser entsteht.
- Möchte man die Korrosion verhindern, muss man den „Fluss“ unterbinden oder ins leere Laufen lassen. Dies kann auf zwei Arten verhindert werden:
 - Passiver Korrosionsschutz: Aufbau einer Barriere zwischen Metall und Reaktionspartner mittels einer Oberflächenbeschichtung
 - Aktiver Korrosionsschutz: Veranlassen einer Gegenbewegung / Richtungsänderung durch Eingriff in die Chemie d. Reaktion

Passiver Korrosionsschutz:
- Öl, Lack

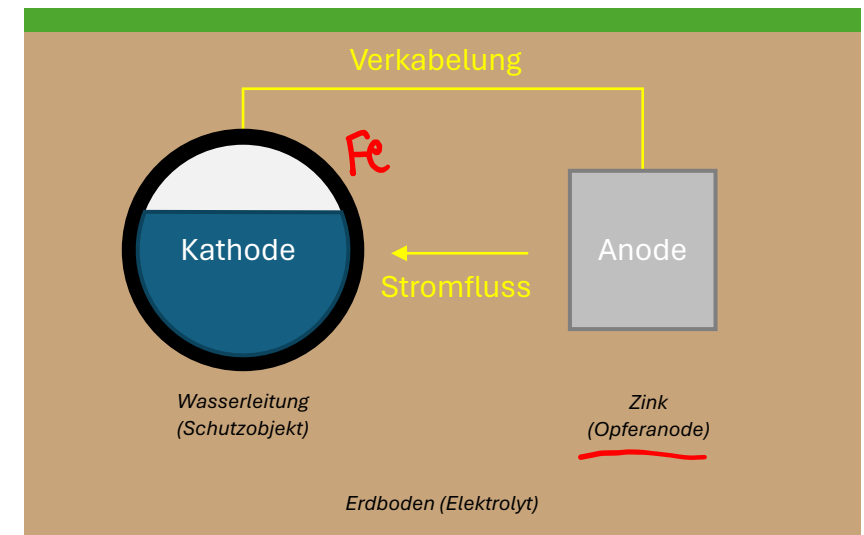


Nahaufnahme einer korrodierten Oberfläche

Aktiver Korrosionsschutz:
- unedlerer Werkstoff
wird „geopfert“

Aktiver Korrosionsschutz

- Um edlere Metalle (Kathode) zu schützen, wird sie elektrisch leitend mit einer Anode aus unedlerem Metall verbunden, dadurch wird die Kathode geschützt. Man spricht in diesem Fall von einem aktiven Korrosionsschutz.
 - Beispiele für unedle Metalle sind: Zink, Magnesium oder Aluminium
 - Der Anodenwerkstoff richtet sich nach dem notwendigen Schutzpotenzial
- Es tritt ein Korrosionsvorgang ein, bei dem sich das unedlere Metalle auflöst. Damit das edlere Metall geschützt wird, müssen drei Voraussetzungen erfüllt sein:
 - Zwei Metalle werden miteinander verbunden
 - Die Metalle müssen ein unterschiedliches elektrochemisches Potential aufweisen
 - Die Metalle müssen leitend miteinander verbunden werden
- Der Vorteil dieser Art des Korrosionsschutzes liegt vor allem in der hohen Wirtschaftlichkeit, der hohen Wirksamkeit und der Einfachheit des nachträglichen Einbauens.

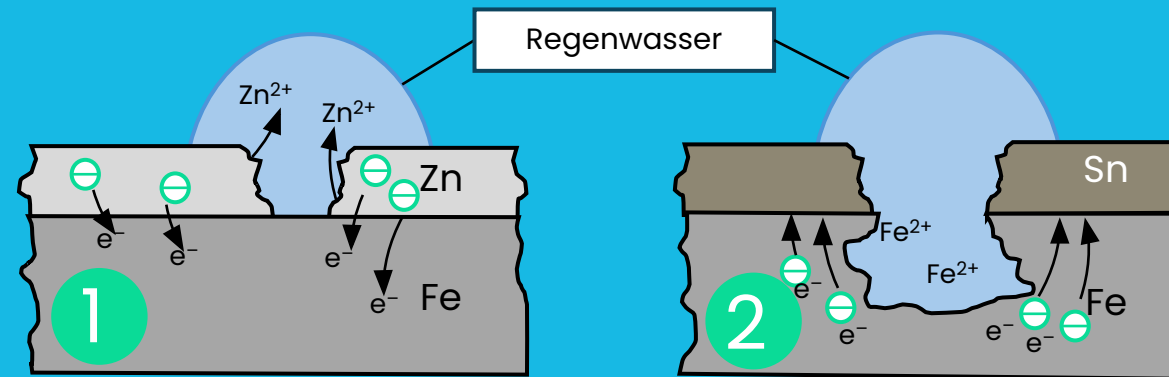


$$E^{\circ}(\text{Fe}) = -0,45 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

Beurteile die beiden Versionen des Korrosionsschutzes und vergleiche sie.



→ Fall 1: Eisen ist das edlere Metall

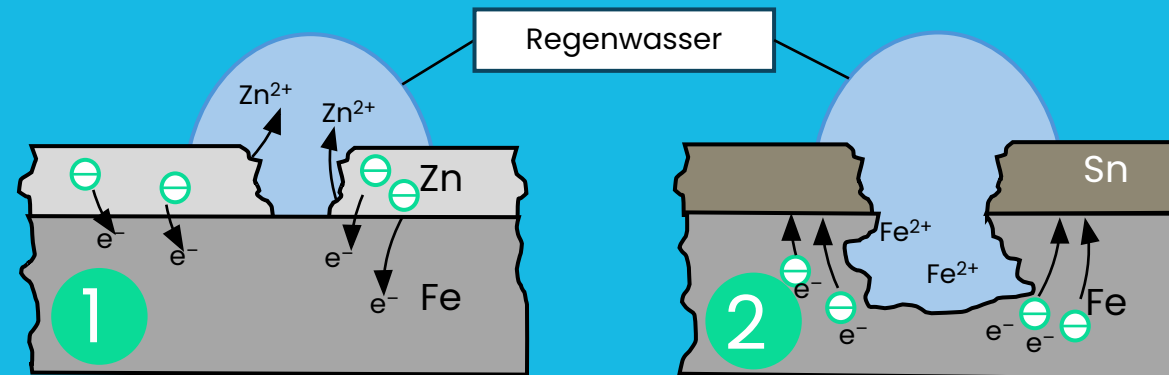
→ Fall 2: Eisen ist das unedlere Metall

⇒ Eisen wird geschützt

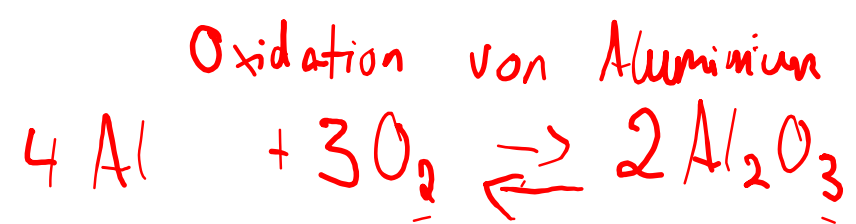
⇒ Eisen wird zersetzt

→ Zinkschicht wird zersetzt

Beurteile die beiden Versionen des Korrosionsschutzes und vergleiche sie.



Nur bei Abbildung 1 handelt es sich um einen echten Korrosionsschutz. Da Eisen (Fe) edler als Zink (Zn) ist, löst sich hier Zink auf und das Eisen wird geschützt. Bei Abbildung 2 liegt kein echter Korrosionsschutz vor. Wenn die Zinn (Sn) Schicht beschädigt wird und die beiden Metalle durch eine leitende Flüssigkeit (Elektrolyt) wie Regenwasser verbunden werden, löst sich das unedlere Eisen auf und es „rostet weg“.



Die **Elektrolyse** ist im Grunde der umgekehrte Prozess eines galvanischen Elements. Während ein galvanisches Element durch chemische Reaktionen elektrische Energie erzeugt, wird bei der Elektrolyse elektrische Energie zugeführt, um chemische Reaktionen zu erzwingen.

Zum Beispiel bei der **Schmelzflusselektrolyse** von Aluminiumoxid (Al_2O_3) wird elektrische Energie benötigt, um Aluminiumionen zu reduzieren und Sauerstoffionen zu oxidieren. Bei der **Elektrolyse** fließen die Elektronen in die entgegengesetzte Richtung: Elektrische Energie wird genutzt, um eine Reaktion zu erzwingen, die unter normalen Bedingungen nicht von selbst ablaufen würde.

Dein Auszubildender weiß, dass das produzierte Aluminiumoxid in sehr reiner Form in einer Schmelzflusselektrolyse weiterverarbeitet wird. Er fragt dich, welche Reaktionen in einer Schmelzflusselektrolyse ablaufen.

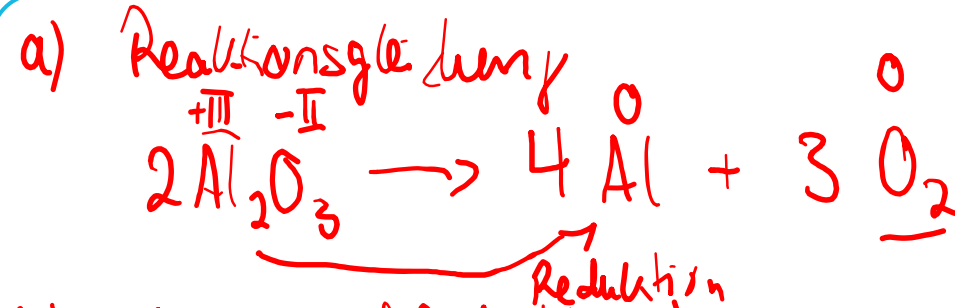
- Formuliere die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Aluminiumoxid.
- Formuliere die Teilgleichung der Reaktion an der Kathode und beschreibe die Vorgänge an der Kathode.

Klausuraufgabe - Elektrolyse

Reaktionsgleichungen

Dein Auszubildender weiß, dass das produzierte Aluminiumoxid in sehr reiner Form in einer Schmelzflusselektrolyse weiterverarbeitet wird. Er fragt dich, welche Reaktionen in einer Schmelzflusselektrolyse ablaufen.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Aluminiumoxid. (2 Punkte)
- b) Formuliere die Teilgleichung der Reaktion an der Kathode und beschreibe die Vorgänge an der Kathode. (5 Punkte)



b) Kathode (Reduktion)



Die positiv geladenen Aluminiumionen werden von der negativ geladenen Elektrode angezogen. Dort nehmen die Aluminiumionen jeweils drei Elektronen auf und werden somit zu elementarem Aluminium reduziert.

Klausuraufgabe - Elektrolyse

Reaktionsgleichungen

Dein Auszubildender weiß, dass das produzierte Aluminiumoxid in sehr reiner Form in einer Schmelzflusselektrolyse weiterverarbeitet wird. Er fragt dich, welche Reaktionen in einer Schmelzflusselektrolyse ablaufen.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Aluminiumoxid.
- b) Formuliere die Teilgleichung der Reaktion an der Kathode und beschreibe die Vorgänge an der Kathode.

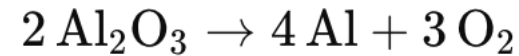
Klausuraufgabe – Elektrolyse

Reaktionsgleichungen

Dein Auszubildender weiß, dass das produzierte Aluminiumoxid in sehr reiner Form in einer Schmelzflusselektrolyse weiterverarbeitet wird. Er fragt dich, welche Reaktionen in einer Schmelzflusselektrolyse ablaufen.

- Formuliere die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Aluminiumoxid.
- Formuliere die Teilgleichung der Reaktion an der Kathode und beschreibe die Vorgänge an der Kathode.

- a) Reaktionsgleichung



Aluminiumoxid (Al_2O_3) wird in der Schmelzflusselektrolyse in seine Bestandteile zerlegt: Aluminium (Al) und Sauerstoff (O_2). Das Aluminium wird an der Kathode gewonnen, der Sauerstoff an der Anode freigesetzt.

- b) $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$

An der Kathode werden die positiv geladenen Aluminiumionen (Al^{3+}) von der negativ geladenen Elektrode angezogen. Dort nehmen die Aluminiumionen drei Elektronen auf und werden zu neutralem Aluminium. Dieser Vorgang nennt sich Reduktion, da die Ionen Elektronen gewinnen.

Klausuraufgabe Galvanik

Reaktionsgleichungen

Trotz der weiten Verbreitung von Lithium-Ionen-Akkus werden Nickel-Cadmium-Akkus (NiCd) noch häufig in elektrischen Geräten verwendet. Diese bestehen unter anderem aus einer Kaliumhydroxid-Lösung als Elektrolyt, einer Anode aus metallischem Cadmium und einer Kathode aus Nickel(III)-hydroxid-oxid. Beim Entladen wird das Cadmium an der Anode oxidiert, und Nickel(III)-hydroxid-oxid wird an der Kathode zu Nickel(II)-hydroxid reduziert.

a)

Formuliere die Teilreaktionen an Anode und Kathode sowie die Gesamtreaktion der Entladung.

b)

Berechne die Potenzialdifferenz (elektromotorische Kraft), die bei einem NiCd-Akku zu erwarten ist.

Hinweis:

$$E^0(\underline{Cd/Cd^{2+}}) = -0,81V \quad \text{und} \\ E^0(\underline{NiO(OH)/Ni(OH)_2}) = +0,49V$$

Anode (Oxidation) Cadmium als unedleres Material



Kathode (Reduktion)



Gesamtreaktion



Klausuraufgabe Galvanik

Reaktionsgleichungen

Trotz der weiten Verbreitung von Lithium-Ionen-Akkus werden Nickel-Cadmium-Akkus (NiCd) noch häufig in elektrischen Geräten verwendet. Diese bestehen unter anderem aus einer Kaliumhydroxid-Lösung als Elektrolyt, einer Anode aus metallischem Cadmium und einer Kathode aus Nickel(III)-hydroxid-oxid. Beim Entladen wird das Cadmium an der Anode oxidiert, und Nickel(III)-hydroxid-oxid wird an der Kathode zu Nickel(II)-hydroxid reduziert.

a)

Formuliere die Teilreaktionen an Anode und Kathode sowie die Gesamtreaktion der Entladung.

b)

Berechne die Potenzialdifferenz (elektromotorische Kraft), die bei einem NiCd-Akku zu erwarten ist.

Hinweis:

$$E^0(\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}) = -0,81\text{V} \quad \text{und}$$

$$E^0\text{NiO}(\text{OH})/\text{Ni}(\text{OH})_2 = +0,49\text{V}$$

b) Spannung / Potentialdifferenz der Elektroden

$$\Delta E^0 = E^0(\text{edleres Material}) - E^0(\text{unedleres Material})$$

$$= E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$$

$$= 0,49\text{V} - (-0,81)$$

$$\Delta E^0 = \underline{\underline{1,3\text{V}}}$$

Klausuraufgabe Galvanik

Reaktionsgleichungen

Trotz der weiten Verbreitung von Lithium-Ionen-Akkus werden Nickel-Cadmium-Akkus (NiCd) noch häufig in elektrischen Geräten verwendet. Diese bestehen unter anderem aus einer Kaliumhydroxid-Lösung als Elektrolyt, einer Anode aus metallischem Cadmium und einer Kathode aus Nickel(III)-hydroxid-oxid. Beim Entladen wird das Cadmium an der Anode oxidiert, und Nickel(III)-hydroxid-oxid wird an der Kathode zu Nickel(II)-hydroxid reduziert.

a)

Formuliere die Teilreaktionen an Anode und Kathode sowie die Gesamtreaktion der Entladung.

b)

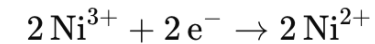
Berechne die Potentialdifferenz (elektromotorische Kraft), die bei einem NiCd-Akku zu erwarten ist.

Hinweis:

$$E^0(\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}) = -0,81\text{V} \quad \text{und} \\ E^0\text{NiO}(\text{OH})/\text{Ni}(\text{OH})_2 = +0,49\text{V}$$

a) Teilreaktionen

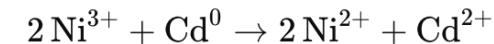
Kathode (Reduktion):



Anode (Oxidation):



Gesamtreaktion:



b) Potentialdifferenz

Berechnung der Potentialdifferenz:

Die Potentialdifferenz ΔE^0 wird mit folgender Formel berechnet:

$$\Delta E^0 = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$$

Setze die gegebenen Werte ein:

$$\Delta E^0 = +0,49\text{V} - (-0,81\text{V}) = 1,3\text{V}$$

Ergebnis:

Die Potentialdifferenz beträgt 1,3 V.

S.95 CT Europa



Das **Faraday'sche Gesetz** beschreibt den Zusammenhang zwischen der elektrischen Ladung und der Menge eines Stoffes, der während der Elektrolyse abgeschieden oder gelöst wird.

Faraday'sches Gesetz 1

Die **Masse (m)** eines Stoffes, die bei einer Elektrolyse an einer Elektrode abgeschieden wird, ist **proportional zur durchgeflossenen elektrischen Ladung (Q)**.

$$m = k \cdot Q$$

k ist dabei der **elektrochemische Umrechnungsfaktor**. Dieser Faktor hängt von der Art des abgeschiedenen Stoffes ab.

Faraday'sches Gesetz 2

Die abgeschiedene Stoffmenge ist proportional zur Anzahl der übertragenen **Elektronen (z)** und zur **Faraday-Konstanten (F)**.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F}$$

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

M: Molare Masse des Stoffes (in g/mol)

I: Stromstärke (in A)

t: Zeit (in Sekunden)

z: Anzahl der übertragenen Elektronen pro Teilchen

F: Faraday-Konstante (96.485 C/mol)

$$C = A \cdot s$$

Elektrolyse, Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 1

Reaktionsgleichungen

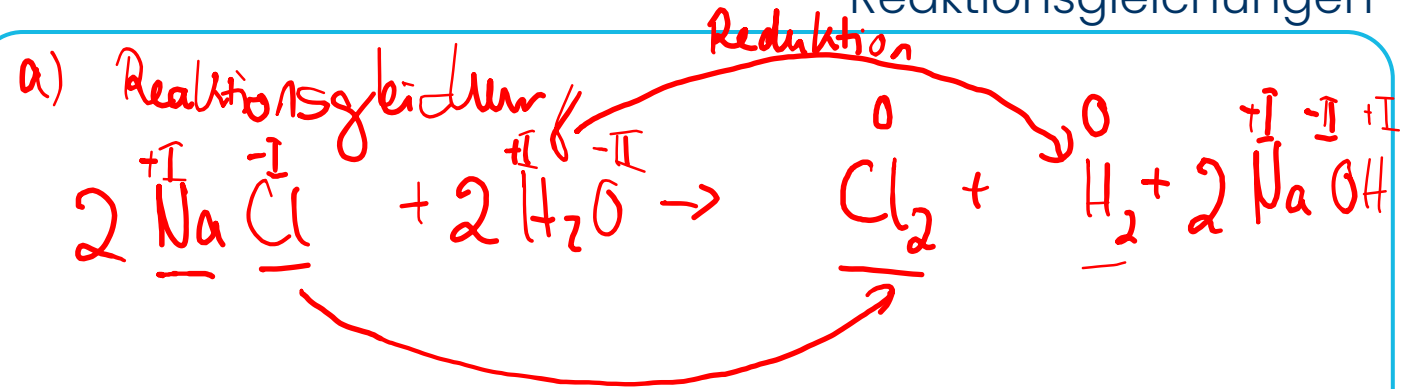
Chlor wird für zahlreiche großtechnische Synthesen eingesetzt und mithilfe der Chloralkali-Elektrolyse nach dem Membranverfahren gewonnen.

- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Welche Masse an Chlor (in Tonnen) wird bei einer mittleren Stromstärke von 115 kA pro Tag gewonnen, wenn 175 Elektrolysezellen hintereinander geschaltet sind und ein Wirkungsgrad von 95,4 % erreicht wird?

Gegeben:

$$M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$



b) Oxidation

$$m = \ddot{a}(x) \cdot I \cdot t \cdot \eta \quad \ddot{a}(x) = \frac{M}{z \cdot F}$$

$$\ddot{a}(x) = \ddot{a}(\text{Cl}) = \frac{35,453 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \cdot 96.485 \frac{\text{A}\cdot\text{s}}{\text{mol}}} = 0,18367 \frac{\text{g}}{\text{A}\cdot\text{s}}$$

Elektrolyse, Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 1

Reaktionsgleichungen

Chlor wird für zahlreiche großtechnische Synthesen eingesetzt und mithilfe der Chloralkali-Elektrolyse nach dem Membranverfahren gewonnen.

- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Welche Masse an Chlor (in Tonnen) wird bei einer mittleren Stromstärke von 115 kA pro Tag gewonnen, wenn 175 Elektrolysezellen hintereinander geschaltet sind und ein Wirkungsgrad von 95,4 % erreicht wird?

Gegeben:

$$M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

$$b) \quad \alpha(\text{Cl}) = 0,367 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{A}\cdot\text{s}}$$

2. Schritt Masse berechnen

$$\begin{aligned} m(\text{X}) &= \alpha(\text{X}) \cdot \bar{I} \cdot t \cdot \eta \\ &= 0,367 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{A}\cdot\text{s}} \cdot 115.000 \text{ A} \cdot 24 \cdot 3600 \text{ s} \cdot 0,954 \end{aligned}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 3.478,772 \text{ kg}$$

3. Schritt Gesamtmasse berechnen

$$m_{\text{ges}} = m(\text{Cl}_2) \cdot 175 = 3.478,772 \text{ kg} \cdot 175$$

$$= 608.785,1 \text{ kg} = \underline{\underline{608,785 \text{ t}}}$$

Elektrolyse, Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 1

Reaktionsgleichungen

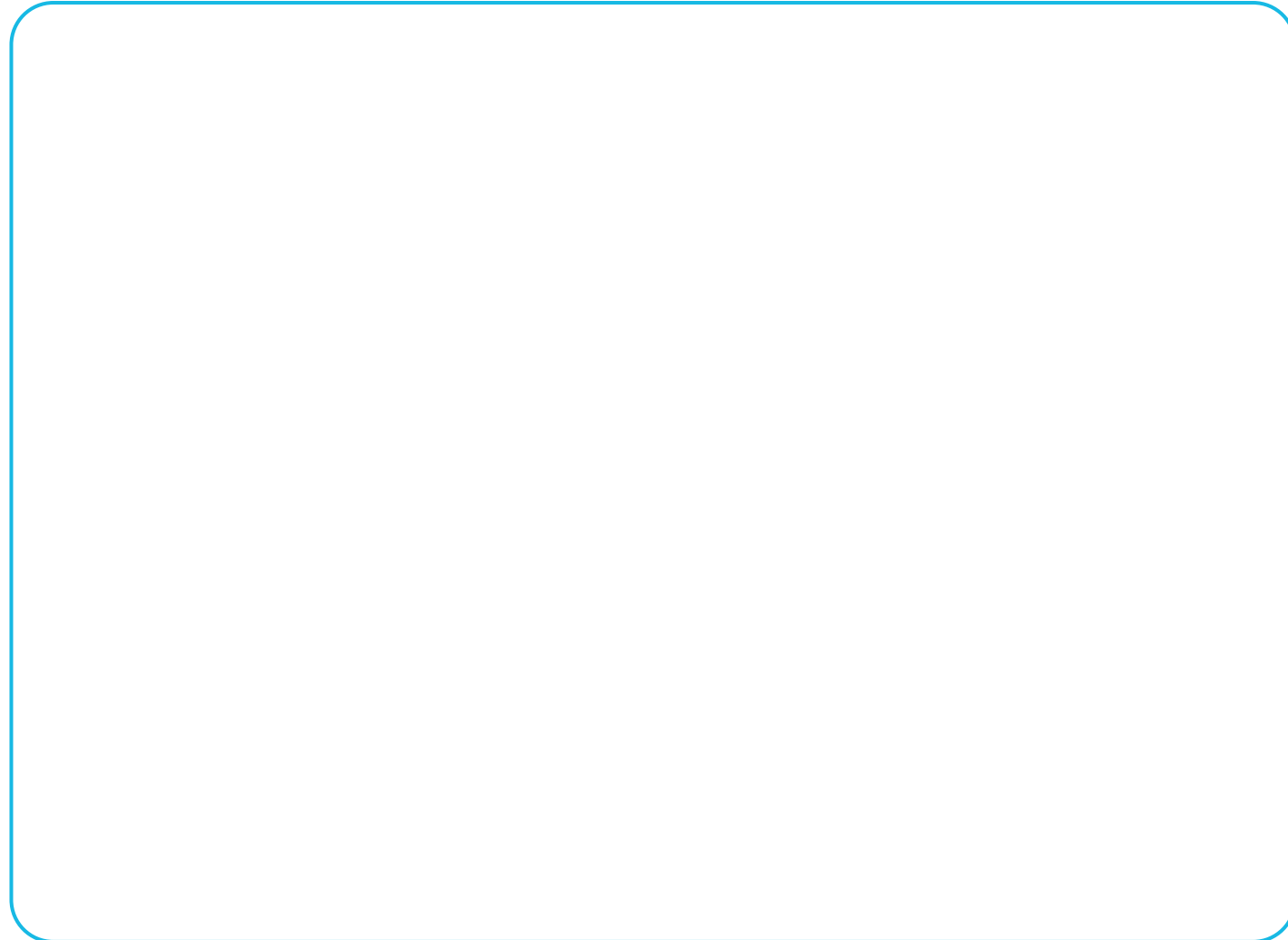
Chlor wird für zahlreiche großtechnische Synthesen eingesetzt und mithilfe der Chloralkali-Elektrolyse nach dem Membranverfahren gewonnen.

- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Welche Masse an Chlor (in Tonnen) wird bei einer mittleren Stromstärke von 115 kA pro Tag gewonnen, wenn 175 Elektrolysezellen hintereinander geschaltet sind und ein Wirkungsgrad von 95,4 % erreicht wird?

Gegeben:

$$M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$



Elektrolyse, Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 1

Reaktionsgleichungen

Chlor wird für zahlreiche großtechnische Synthesen eingesetzt und mithilfe der Chloralkali-Elektrolyse nach dem Membranverfahren gewonnen.

- Formuliere die Reaktionsgleichung.
- Welche Masse an Chlor (in Tonnen) wird bei einer mittleren Stromstärke von 115 kA pro Tag gewonnen, wenn 175 Elektrolysezellen hintereinander geschaltet sind und ein Wirkungsgrad von 95,4 % erreicht wird?

Gegeben:

$$M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

- Formuliere die Reaktionsgleichung für die Chlorproduktion.



- Berechnung

Zuerst wird die Äquivalentmasse berechnet

$$\ddot{A}_e(\text{Cl}_2) = \frac{M(\text{Cl}_2)}{2 \cdot F} = \frac{35,453 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \cdot 96.485 \frac{\text{A}\cdot\text{s}}{\text{mol}}} = 0,367 \frac{\text{g}}{\text{A}\cdot\text{s}}$$

Nun berechnen wir die Masse an Chlor, die eine einzelne Elektrolysezelle pro Tag (24 Stunden) produziert:

$$m(\text{Cl}_2) = \ddot{A}_e(\text{Cl}_2) \cdot I \cdot t \cdot \eta \quad \Rightarrow \quad m(\text{Cl}_2) = 0,367 \frac{\text{g}}{\text{A}\cdot\text{s}} \cdot 115.000 \text{ A} \cdot (24 \cdot 3600 \text{ s}) \cdot 0,954$$

$$m(\text{Cl}_2) = 3.478.772 \text{ g} = 3.478,772 \text{ kg}$$

Das ist die Masse für **eine** Elektrolysezelle. Für **175** Elektrolysezellen:

$$m_{\text{gesamt}} = 3.478,772 \text{ kg} \cdot 175 = 608.785,1 \text{ kg}$$

$$m_{\text{gesamt}} = 608,76 \text{ t}$$

Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 2

Reaktionsgleichungen

Aluminium ist ein wichtiges Gebrauchsmetall, das durch Schmelzflusselektrolyse aus Aluminiumoxid gewonnen wird. Die Apparatur besteht aus einer Kohlewannen-Elektrolyse, bei der sich das geschmolzene Aluminium am Boden sammelt, während die Graphitelektroden als Kathode dienen und die Anode aus Kohlenstoff für die Reaktion mit den Sauerstoffionen sorgt.

a) Formuliere die Reaktionsgleichungen an der **Anode** (Oxidation) und an der **Kathode** (Reduktion) sowie die Summengleichung der Gesamtreaktion.

b) Berechne die Masse an Aluminium in Kilogramm, die in einer Elektrolysezelle an einem Tag bei einer konstanten Stromstärke von $I = 200.000 \text{ A}$ hergestellt wird. Gegeben sind die folgenden Werte:

Gegeben:

$$M(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

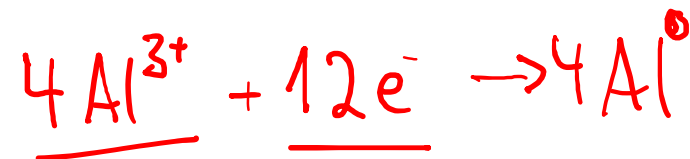
$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

a) Reaktionsgleichung

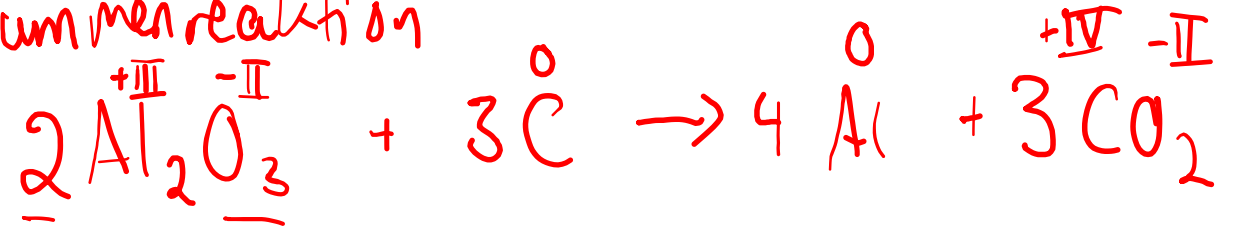
Anode (Oxidation)



Kathode (Reduktion)



Summenreaktion



Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 2

Reaktionsgleichungen

Aluminium ist ein wichtiges Gebrauchsmetall, das durch Schmelzflusselektrolyse aus Aluminiumoxid gewonnen wird. Die Apparatur besteht aus einer Kohlewannen-Elektrolyse, bei der sich das geschmolzene Aluminium am Boden sammelt, während die Graphitelektroden als Kathode dienen und die Anode aus Kohlenstoff für die Reaktion mit den Sauerstoffionen sorgt.

a) Formuliere die Reaktionsgleichungen an der **Anode** (Oxidation) und an der **Kathode** (Reduktion) sowie die Summengleichung der Gesamtreaktion.

b) Berechne die Masse an Aluminium in Kilogramm, die in einer Elektrolysezelle an einem Tag bei einer konstanten Stromstärke von $I = 200.000 \text{ A}$ hergestellt wird. Gegeben sind die folgenden Werte:

Gegeben:

$$M(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

$$\text{b) Gegeben: } I = 200.000 \text{ A}$$

$$t = 1 \text{ d}$$

$$M(\text{Al}) = 26,982 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$F = 96.485 \frac{\text{A}\cdot\text{s}}{\text{mol}}$$

$$z = 3$$

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F \quad n = \frac{m}{M}$$

$$I \cdot t = \frac{m}{M} \cdot z \cdot F$$

$$\frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{m}{M}$$

$I \cdot M$

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 2

Reaktionsgleichungen

Aluminium ist ein wichtiges Gebrauchsmetall, das durch Schmelzflusselektrolyse aus Aluminiumoxid gewonnen wird. Die Apparatur besteht aus einer Kohlewannen-Elektrolyse, bei der sich das geschmolzene Aluminium am Boden sammelt, während die Graphitelektroden als Kathode dienen und die Anode aus Kohlenstoff für die Reaktion mit den Sauerstoffionen sorgt.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichungen an der **Anode** (Oxidation) und an der **Kathode** (Reduktion) sowie die Summengleichung der Gesamtreaktion.
- b) Berechne die Masse an Aluminium in Kilogramm, die in einer Elektrolysezelle an einem Tag bei einer konstanten Stromstärke von $I = 200.000 \text{ A}$ hergestellt wird. gegeben sind die folgenden Werte:

Gegeben:

$$M(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$$

$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

$$m = \frac{200.000 \text{ A} \cdot 24 \cdot 3.600 \text{ s} \cdot 26,982 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \cdot 96.485 \frac{\text{A}\cdot\text{s}}{\text{mol}}}$$

$$m = 1.610,782 \text{ g} = \underline{\underline{1.610,782 \text{ kg}}}$$

Faraday-Gesetz – Klausuraufgabe 2

Reaktionsgleichungen

Aluminium ist ein wichtiges Gebrauchsmetall, das durch Schmelzflusselektrolyse aus Aluminiumoxid gewonnen wird. Die Apparatur besteht aus einer Kohlewannen-Elektrolyse, bei der sich das geschmolzene Aluminium am Boden sammelt, während die Graphitelektroden als Kathode dienen und die Anode aus Kohlenstoff für die Reaktion mit den Sauerstoffionen sorgt.

a) Formuliere die Reaktionsgleichungen an der **Anode** (Oxidation) und an der **Kathode** (Reduktion) sowie die Summengleichung der Gesamtreaktion.

b) Berechne die Masse an Aluminium in Kilogramm, die in einer Elektrolysezelle an einem Tag bei einer konstanten Stromstärke von $I = 200.000 \text{ A}$ hergestellt wird. gegeben sind die folgenden Werte:

Gegeben:

$$M(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$$

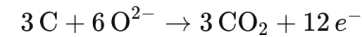
$$F = 96.485 \text{ A}\cdot\text{s/mol}$$

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

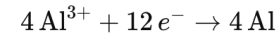
a) Reaktionsgleichungen

Aluminiumoxid ist Al_2O_3 . Die Reaktionsgleichungen an Anode und Kathode lauten:

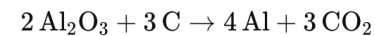
- Anode (Oxidation):



- Kathode (Reduktion):



- Summenreaktion:



b) Um die Aluminium-Masse zu berechnen, die pro Tag in einer Elektrolysezelle produziert wird, nutzen wir die folgende Gleichung:

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

Wir stellen die Formel um, um die Masse m des gewonnenen Aluminiums zu berechnen:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

$$m = \frac{200.000 \text{ A} \cdot 24 \text{ h} \cdot 3600 \text{ s/h} \cdot 26,982 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \cdot 96.485 \frac{\text{A}\cdot\text{s}}{\text{mol}}}$$



$$m = 1.610.782 \text{ g} = 1.610,782 \text{ kg}$$



TIW GmbH ©

STOFFEIGENSCHAFTEN

Masse

Volumen

Stoffmenge

*Kapitel aus dem IHK-Rahmenplan
Chemische Prozesse und Verfahren*

Grundgrößen von Stoffen

Die Masse m

Masse ist die Menge an Materie in einem Objekt oder einer Substanz. Sie wird in Kilogramm (kg) oder Gramm (g) gemessen.

Masse = Stoffmenge · Molare Masse

$$m = n \cdot M$$

Die Stoffmenge n

Die Stoffmenge gibt an, wie viele Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) in einer Stoffportion enthalten sind. Die Einheit ist das Mol (mol).

1 mol eines Stoffes enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Avogadro-Konstante)

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

Das Volumen V

Volumen ist der Raum, den ein Objekt oder eine Substanz einnimmt. Es wird in Litern (L) oder Kubikmetern m^3 gemessen.

Bei Gasen: Das Volumen eines Gases kann mit der **idealen Gasgleichung** berechnet werden, sofern Temperatur, Druck und Stoffmenge bekannt sind:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Molare Masse M

Die molare Masse ist die Masse eines Mols eines bestimmten Stoffes. Sie gibt an, wie viel 1 Mol einer Substanz wiegt und wird in **g/mol** oder **kg/kmol** angegeben. Die molare Masse wird aus den Atommassen der im Molekül enthaltenen Elemente berechnet, die du im Periodensystem findest.

Die molare Masse wird verwendet, um die Masse eines Stoffes in Gramm oder Kilogramm in die Stoffmenge (Mol) umzurechnen oder umgekehrt. Dies ist besonders wichtig, wenn du die Menge eines Reaktanten oder Produkts in chemischen Reaktionen bestimmen möchtest.

H₂O mit

$$H = 1,008 \frac{g}{mol}$$

$$O = 16 \frac{g}{mol}$$

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1,008 \frac{g}{mol} + 16 \frac{g}{mol} = 18,016 \frac{g}{mol}$$

Klausuraufgabe - Von der Masse und dem Volumen

Reaktionsgleichungen

Im Lager hast du 2 m^3 NaOH mit einer Massenkonzentration von $\beta = 0,76 \text{ kg/L}$. Berechne das Volumen (in m^3) an Natronlauge mit einem Massenanteil von $w = 0,35$ und einer Dichte von $\rho = 1,39 \text{ kg/L}$, das daraus hergestellt werden kann.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$w = \frac{m_i}{m_G}$$

$$\beta = \frac{m_i}{V_G}$$

S. 51/52

Europa
T CT

S. 352

De Gruyter

1. Schritt Masse NaOH

$$\beta = 0,76 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \quad V = 2 \text{ m}^3$$

$$\beta = \frac{m_i}{V_G} \rightarrow m(\text{NaOH}) = \beta \cdot V_G$$

$$m = 0,76 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 2.000 \text{ L}$$

$$m(\text{NaOH}) = 1.520 \text{ kg}$$

2. Masse des neuen Gemisches

$$w = \frac{m_i}{m_G} \rightarrow m_G = \frac{m_i}{w} = \frac{1.520 \text{ kg}}{0,35}$$

$$m_G = 4342,86 \text{ kg}$$

Klausuraufgabe - Von der Masse und dem Volumen

Reaktionsgleichungen

Im Lager hast du 2 m^3 NaOH mit einer Massenkonzentration von $\beta = 0,76 \text{ kg/L}$. Berechne das Volumen (in m^3) an Natronlauge mit einem Massenanteil von $w = 0,35$ und einer Dichte von $\rho = 1,39 \text{ kg/L}$, das daraus hergestellt werden kann.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$\Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$

3. Schritt Volumen der neuen Lösung

$$m_a = 4342,86 \text{ kg}$$

$$\rho = 1,39 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

$$V = \frac{4342,86 \text{ kg}}{1,39 \frac{\text{kg}}{\text{L}}} = 3124,36 \text{ L}$$
$$= 3,124 \text{ m}^3$$

Klausuraufgabe - Von der Masse und dem Volumen

Reaktionsgleichungen

Im Lager hast du 2 m^3 NaOH mit einer Massenkonzentration von $\beta = 0,76 \text{ kg/L}$. Berechne das Volumen (in m^3) an Natronlauge mit einem Massenanteil von $w = 0,35$ und einer Dichte von $\rho = 1,39 \text{ kg/L}$, das daraus hergestellt werden kann.

1. Berechne die Masse der vorhandenen NaOH-Lösung

Mit der Formel $m(\text{NaOH}) = \beta \cdot V$ kannst du die Masse der Natronlauge bestimmen.

$$\beta = 0,76 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \text{ und } V = 2000 \text{ L}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,76 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 2000 \text{ L} = 1520 \text{ kg}$$

2. Bestimme die Gesamtmasse der neuen Lösung mit einem Massenanteil von $w = 0,35$

Um das Volumen zu bestimmen, benötigst du die Gesamtmasse der Lösung.

$$m_{\text{ges}} = \frac{m(\text{NaOH})}{w} = \frac{1520 \text{ kg}}{0,35} = 4342,86 \text{ kg}$$

3. Berechne das Volumen der Lösung mit $w = 0,35$ und $\rho = 1,39 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$

Das Volumen erhältst du aus der Beziehung $V = \frac{m_{\text{ges}}}{\rho}$.

$$V = \frac{4342,86 \text{ kg}}{1,39 \frac{\text{kg}}{\text{L}}} = 3124,36 \text{ L} = 3,124 \text{ m}^3$$

Klausuraufgabe - Calciumhydroxid

Reaktionsgleichungen

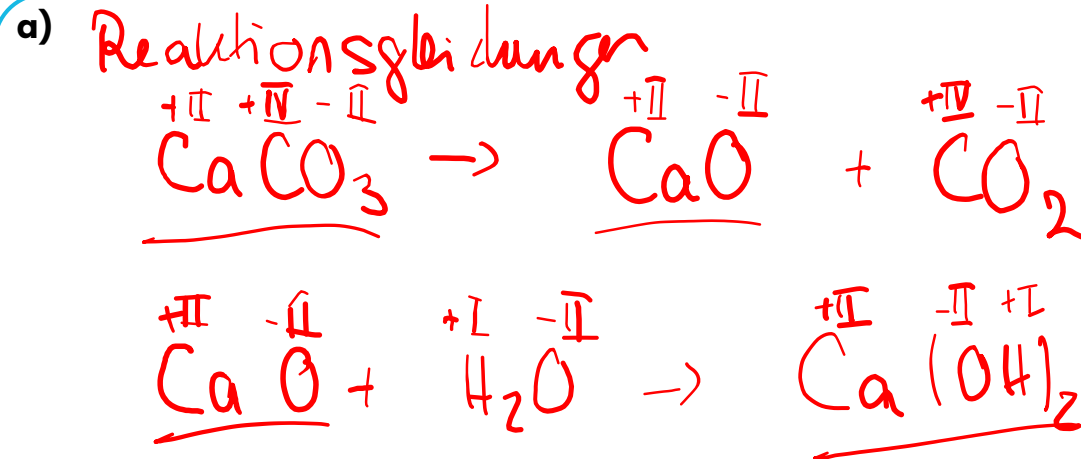
Für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat sollst du folgende Aufgaben lösen:

- a) Schreibe die Reaktionsgleichungen für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat auf. (4 Punkte) *-> 2-Schrittig*
- b) Berechne die erforderliche Masse an Calciumcarbonat, wenn du für eine Fällung 350 kg Calciumhydroxid benötigst und der Massenanteil von Calciumcarbonat $w(\text{CaCO}_3) = 0,9$ beträgt. (8 Punkte)

Die molaren Massen sind:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 74,09 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$$



b) Masse Calciumcarbonat gemischt gesucht

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m}{M} = \frac{350 \text{ kg}}{74,09 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}} = 4,724 \text{ kmol}$$

Verhältnis $\text{Ca}(\text{OH})_2$ zu CaCO_3 beträgt 1:1

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{CaCO}_3)$$

Klausuraufgabe - Calciumhydroxid

Reaktionsgleichungen

Für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat sollst du folgende Aufgaben lösen:

- Schreibe die Reaktionsgleichungen für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat auf. (4 Punkte)
- Berechne die erforderliche Masse an Calciumcarbonat, wenn du für eine Fällung 350 kg Calciumhydroxid benötigst und der Massenanteil von Calciumcarbonat $w(\text{CaCO}_3) = 0,9$ beträgt. (8 Punkte)

Die molaren Massen sind:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100,09 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$$

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Wir benötigen 525,36 kg CaCO_3 wenn wir 350 kg Ca(OH)_2 herstellen.

a)

$$n = 4,724 \text{ kmol} \quad \text{CaCO}_3 \quad n = n$$
$$\frac{m}{M} = \frac{m}{M}$$

Masse reinen Calciumcarbonat

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 4,724 \text{ kmol} \cdot 100,09 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$$
$$m(\text{CaCO}_3) = 472,78 \text{ kg}$$

Massenanteil $w = 0,9 \rightarrow$ Masse des Gemisch

$$w = \frac{m_i}{m_{\text{ges}}} \rightarrow m_{\text{ges}} = \frac{m_i}{w} = \frac{472,78 \text{ kg}}{0,9}$$

$$m_{\text{ges}} = 525,36 \text{ kg}$$

Klausuraufgabe – Von der Masse und dem Volumen

Reaktionsgleichungen

Für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat sollst du folgende Aufgaben lösen:

- Schreibe die Reaktionsgleichungen für die Herstellung von Calciumhydroxid aus Calciumcarbonat auf. (4 Punkte)
- Berechne die erforderliche Masse an Calciumcarbonat, wenn du für eine Fällung 350 kg Calciumhydroxid benötigst und der Massenanteil von Calciumcarbonat $w(\text{CaCO}_3) = 0,9$ beträgt. (8 Punkte)

Die molaren Massen sind:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

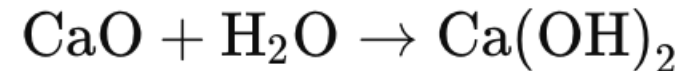
$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

a) Reaktionsgleichungen

Zunächst wird Calciumcarbonat (CaCO_3) zu Calciumoxid (CaO) und Kohlenstoffdioxid (CO_2) zersetzt:



Im zweiten Schritt reagiert Calciumoxid mit Wasser zu Calciumhydroxid:



b) Masse

Um die benötigte Menge an Calciumcarbonat zu berechnen, folgst du diesen Schritten:

- Zunächst berechnest du die Stoffmenge (n) von Calciumhydroxid:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{m(\text{Ca(OH)}_2)}{M(\text{Ca(OH)}_2)} = \frac{350 \text{ kg}}{74,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,724 \text{ kmol}$$

- Da das Verhältnis von Calciumcarbonat zu Calciumhydroxid in der Reaktionsgleichung 1:1 ist, ist die Stoffmenge von CaCO_3 gleich der von Ca(OH)_2 . Daher:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{Ca(OH)}_2) = 4,724 \text{ kmol}$$

- Nun berechnest du die Masse des reinen Calciumcarbonats:

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 4,724 \text{ mol} \cdot 100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 472,78 \text{ kg}$$

- Da das Calciumcarbonat nur einen Reinheitsgrad von 90% hat ($w = 0,9$), musst du die tatsächliche Masse an Calciumcarbonat berechnen:

$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{472,78 \text{ kg}}{0,9} = 525,36 \text{ kg}$$

Ergebnis: Du benötigst 525,36 kg Calciumcarbonat, wenn du 350 kg Calciumhydroxid herstellen möchtest und der Massenanteil $w(\text{CaCO}_3) = 0,9$ beträgt.

Klausuraufgabe – Gasgleichung und Masse

Reaktionsgleichungen

Es gibt immer wieder Probleme mit dem Verdichter PG 100, der Schwefeldioxid zum Hordenreaktor fördert, um es katalytisch zu Schwefeltrioxid umzusetzen. Daher überlegst du, die Anlage abzuschalten, um den neuen Verdichter aus dem Lager einzubauen.

Hier sind die technischen Daten des Verdichters:

- **Fördermedium:** Schwefeldioxid (SO_2)
- **Volumenstrom:** $3,5 \text{ m}^3/\text{h}$ bei 15 bar und $400 \text{ }^\circ\text{C}$ $\rightarrow 673,15 \text{ K}$

Berechne die maximale Produktionsmenge an Schwefeldioxid (SO_2) in Tonnen pro Tag für diesen Verdichter.

$$M(\text{SO}_2) = 64,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$p = 15 \text{ bar} = 15 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p \cdot \dot{V} = \dot{n} \cdot R \cdot T \quad \dot{n} = \frac{\dot{m}}{M} \rightarrow \dot{m} = \dot{n} \cdot M$$

1. Schritt Strom der Stoffmenge

$$\dot{n} = \frac{p \cdot \dot{V}}{R \cdot T} = \frac{1.500.000 \text{ Pa} \cdot 3,5 \frac{\text{m}^3}{\text{h}}}{8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 673,15 \text{ K}} = 938,07 \frac{\text{mol}}{\text{h}}$$

2. Schritt Massenstrom

$$\begin{aligned} \dot{m} &= 938,07 \frac{\text{mol}}{\text{h}} \cdot 64,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 60.093,07 \frac{\text{g}}{\text{h}} \\ &= \underline{\underline{60,09 \frac{\text{kg}}{\text{h}}}} \end{aligned}$$

3. Schritt $m_{\text{Tag}} = 60,09 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \cdot 24 \text{ h} = 1.442,23 \text{ kg/Tag}$
 $= 1,44 \frac{\text{t}}{\text{Tag}}$

Klausuraufgabe – Gasgleichung und Masse

Reaktionsgleichungen

Es gibt immer wieder Probleme mit dem Verdichter PG 100, der Schwefeldioxid zum Hordenreaktor fördert, um es katalytisch zu Schwefeltrioxid umzusetzen. Daher überlegst du, die Anlage abzuschalten, um den neuen Verdichter aus dem Lager einzubauen.

Hier sind die technischen Daten des Verdichters:

- **Fördermedium:** Schwefeldioxid (SO_2)
- **Volumenstrom:** $3,5 \text{ m}^3/\text{h}$ bei 15 bar und $400 \text{ }^\circ\text{C}$

Berechne die maximale Produktionsmenge an Schwefeldioxid (SO_2) in Tonnen pro Tag für diesen Verdichter.

Step 1: Ideale Gasgleichung

$$\dot{n} = \frac{p \cdot \dot{V}}{R \cdot T} = \frac{15 \text{ bar} \cdot 3,5 \frac{\text{m}^3}{\text{h}}}{0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{m}^3}{\text{kmol} \cdot \text{K}} \cdot 673 \text{ K}} = 0,93828 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

Step 2: Masse pro Stunde

$$\dot{m} = \dot{n} \cdot M = 0,93828 \frac{\text{kmol}}{\text{h}} \cdot 64,06 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}} = 60,08 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

Step 3: Masse pro Tag

$$\dot{m}_{\text{Tag}} = 60,08 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \cdot 24 \frac{\text{h}}{\text{Tag}} = 1.442,55 \frac{\text{kg}}{\text{Tag}}$$