

6. OXIDATION UND REDUKTION

ARBEITSBLATT 6.1 – DIE VERBRENNUNG ALS OXIDATION

VORÜBERLEGUNGEN

- Luft besteht zu ca. 20% aus Sauerstoffmolekülen: O₂ und zu ca 80% aus Stickstoffmolekülen: N₂
- Wenn ein Stoff verbrennt, wird er oxidiert: Er nimmt Sauerstoffatome aus den Sauerstoffmolekülen der Luft auf.

FORSCHUNGSFRAGE

- Was entsteht, wenn Magnesium verbrennt?

ANTWORTEN

1. Versuchsbeschreibung
2. Weißes Pulver → erinnert an Magnesia aus dem Sportunterricht
3. a) Die Magnesiumsauerstoffverbindung ist von den Salzen (Ionenbindung) bekannt:
$$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO} \text{ („Magnesiumoxid“)}$$

b) Die Reaktion mit dem pH-Papier zeigt eine basische Reaktion (Blaufärbung) => Eine Verbindung mit Magnesium und Hydroxidionen => Mg(OH)₂
$$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$$

ERGEBNIS

- Verbrennung als Sauerstoffaufnahme; immer exotherm
- Bei der Verbrennung von organischen Stoffen entsteht meist CO₂ und H₂O, da organische Stoffe aus C,H und O bestehen.

- Bei der Verbrennung von Metallen: Aus dem ungeladenen Metall wird ein Metallkation. Aus dem ungeladenen Luftstauerstoff wird ein Sauerstoffanion.

ERGÄNZUNG

- Rosten ist eine analoge Reaktion von unedlen Metallen an Luft (langsamer, keine Feuererscheinung, auch exotherm)
- $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
- Edle Metalle (Cu, Ag, Au, Pt) rosten nicht. Sie sind stabil gegenüber Luftsauerstoff.

ARBEITSBLATT 6.2 – DIE REDOXREAKTION ALS SAUERSTOFFÜBERTRAGUNG

VORÜBERLEGUNGEN

- Bei der Verbrennung nehmen Stoffe Sauerstoffatome aus der Luft auf.
- Dieser Sauerstoff kann aber auch von anderen Molekülen kommen „Redoxreaktionen“. Diese setzt sich aus einer „Oxidation“ und einer „Reduktion“ zusammen.

Redoxreaktion	
Oxidation	Reduktion
Sauerstoffaufnahme	Sauerstoffabgabe

ANTWORTEN

„Thermitversuch“:

1. Versuchsbeschreibung



Eisenoxid wird reduziert und Aluminium wird oxidiert.

„Der brummende Gummibär“:

1. Versuchsbeschreibung
2. Kaliumnitrat wird reduziert und Zucker wird oxidiert.
3. $12 \text{ KNO}_3 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} + 12 \text{ KNO}_2$

ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

„Thermitversuch“:

- Diese Reaktion wird auch bei der Eisenbahn verwendet um Schienen zu schweißen.
- Die industrielle Anlage zur Erzeugung von Eisen heißt „Hochofen“. Dort wird zur Reduktion des Eisenoxids (das „Erz“) Kohlenmonoxid verwendet: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} \rightarrow 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$
 - Das „Erz“ ist das eisenhaltige Gestein, welches im Bergbau gewonnen wird.
 - Eisen wird meist als „Stahl“ verwendet:
 - Stahl ist Eisen mit ca. 1% Kohlenstoff und wird häufig mit anderen Metallen vermischt.

„Der brummende Gummibär“:

- Verwendet man in dieser Gleichung Luftsauerstoff als Sauerstofflieferant, so bekommt man die Gleichung der „biologischen Atmung“: $6 \text{ O}_2 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 - So gewinnt unser Körper Energie aus dem aufgenommenen Zucker
- Kehrt man diese Gleichung um, so bekommt man die Gleichung der „Photosynthese“: $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{ O}_2 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - Das ist die Reaktion, in der die Pflanzen aus CO₂ der Luft und Sonnenenergie Sauerstoff und Zucker herstellen

VORÜBERLEGUNGEN

- Eine weitere Definition der Redoxreaktion ist eine Reaktion mit Elektronenübertragung:

Redoxreaktion	
Oxidation	Reduktion
Elektronenabgabe	Elektronenaufnahme

- Siehe auch deine Reaktion in Arbeitsblatt 2.4: Hier überträgt Magnesium Elektronen an Iod
- Metalle
 - liegen entweder als Kation oder ungeladen vor
 - Edle Metalle (Kupfer Cu, Silber Ag, Gold Au und Platin Pt) bevorzugen den ungeladenen Zustand
 - Unedle Metalle (z.B.: Eisen, Zink, Magnesium) bevorzugen den geladenen, kationischen Zustand

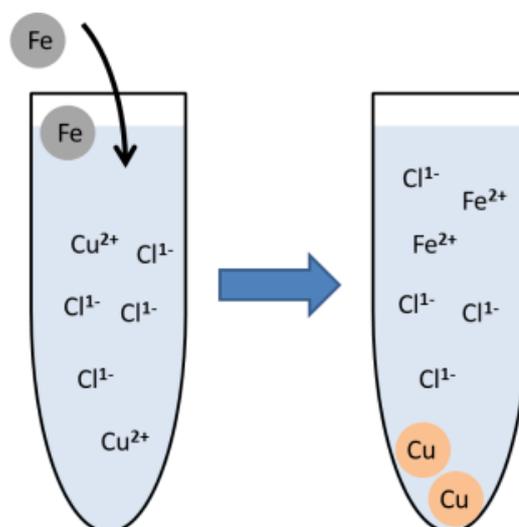
ANTWORTEN

1. Versuchsbeschreibung
2. Cu^{2+} Ionen und Cl^{1-} Ionen
3. Kupfer ist ein Edelmetall; Eisen ist ein unedles Metall
4. Fe^{2+} Ionen und Cl^{1-} Ionen

ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

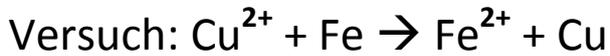
- Reaktionsgleichung:

$$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$$



VORÜBERLEGUNGEN

- Batterien sind Geräte, die chemische Energie in elektrische Energie umwandeln.
- Die Reaktion ist immer eine Redoxreaktion.



Die „Katode“ ist die „Halbzelle“ (= Lösung mit Metallstab) in der die Reduktion abläuft: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Die „Anode“ ist die „Halbzelle“ (= Lösung mit Metallstab) in der die Oxidation abläuft: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

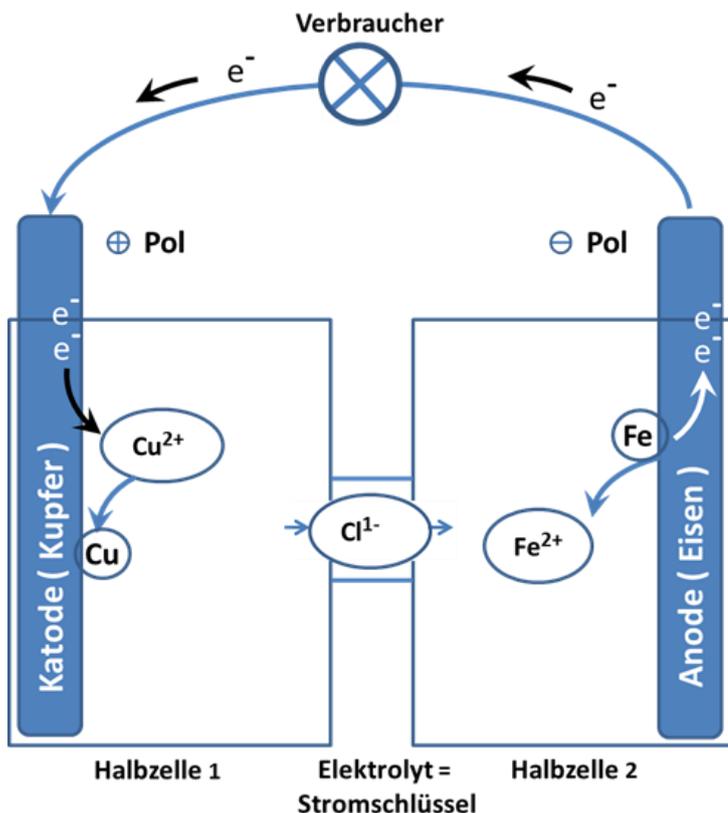
FORSCHUNGSFRAGE

- Wie lässt sich mit dem gegebenen Material eine Batterie bauen?

ANTWORTEN

1. Versuchsskizze

2.



- Aufgabe des Stromschlüssels:

Die Lösungen müssen neutral sein! Aus diesem Grund wandern die Chloridionen der reduzierten Kupferionen zu den neu entstandenen Eisenionen, um diese zu neutralisieren:

