

## Sauerstoff – Oxidation und Reduktion

### Einführung

#### Luft – ein Gasgemisch

Luft ist ein homogenes Gemisch mit folgenden 3 Hauptbestandteilen:

- Stickstoff (N<sub>2</sub>): 78 % Sdt.: –196° C
- Sauerstoff (O<sub>2</sub>): 21 % Sdt.: –183° C
- Argon (Ar): 1 % Sdt.: –186° C

Stoffe mit nur sehr geringem Anteil in der Luft:

- Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>): 0.041 % Sdt.: –79° C
- Luftschadstoffe wie Ozon (O<sub>3</sub>), Stickstoffmonoxid (NO), Stickstoffdioxid (NO<sub>2</sub>), Schwefeldioxid (SO<sub>2</sub>)

#### Stickstoff

Stickstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas. Chemisch gesehen ist Stickstoff ein reaktionsträges (= inertes) Gas. Es gibt deshalb nur wenige Mineralien in der Erdkruste, die Stickstoff enthalten.

Wirtschaftlich von Bedeutung sind die Stickstoffverbindungen Ammoniumnitrat (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>), Natriumnitrat (NaNO<sub>3</sub>), Kaliumnitrat (KNO<sub>3</sub>), die allesamt als *Kunstdünger* Verwendung finden.

Die Gewinnung von Stickstoff erfolgt durch Luftverflüssigung und anschließende Destillation. Der gewonnene Stickstoff gelangt in Druckgasflaschen mit schwarzer Kennfarbe in den Handel. Als verflüssigtes Gas dient es zur Konservierung von Zellmaterial (z. B. Eizellen, Spermien) sowie zum Tieffrosten des Inhalts von lecken flüssigkeitstransportierenden Rohren (Pipelines) zwecks Reparatur.

Stickstoff 'erstickt' Verbrennungen. Darauf beruht auch der nicht-selektive Nachweis.

#### Sauerstoff

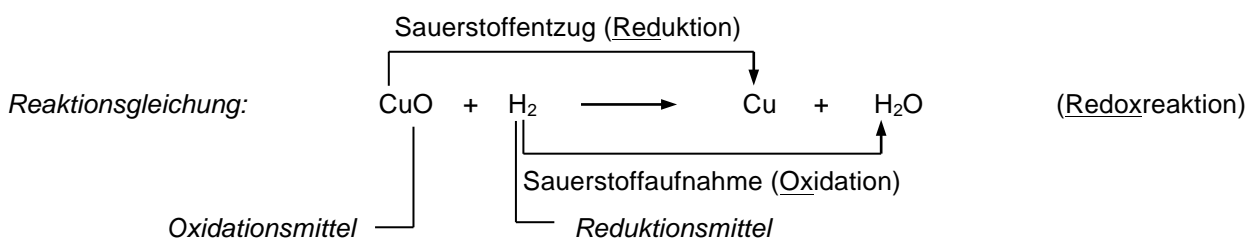
Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas mit einem Siedepunkt von –183° C. Sauerstoff ist reaktionsfähig. Darum ist es in vielen Gesteinen der Erdkruste chemisch gebunden enthalten: Die Metalloxide (z. B. Eisen(III)-oxid: Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) sind zum Beispiel als Erze wirtschaftlich von Bedeutung.

Die Gewinnung von Sauerstoff erfolgt durch Luftverflüssigung und anschließende Destillation. Der gewonnene Sauerstoff gelangt in Druckgasflaschen mit weisser Kennfarbe in den Handel. Sauerstoffgas braucht man zum Schweißen, für Atemgeräte sowie zur Verbrennung des Treibstoffs in Raketen (z. B. Space Shuttle).

Sauerstoff unterhält Verbrennungen. In reinem Sauerstoff laufen Verbrennungsvorgänge viel intensiver ab als in Luft. Darauf beruht auch der Nachweis: Ein glühender Holzspan entzündet sich in reinem Sauerstoff (Glimmspan-Prob).

#### Oxidation und Reduktion

Wir betrachten die Gewinnung von Kupfermetall aus der Kupferverbindung CuO mithilfe von Wasserstoff, wobei stark erhitzt wird und als Nebenprodukt Wasser entsteht:



<b>Oxidation:</b> <sup>1</sup>	Reaktion, bei welcher ein Stoff mit Sauerstoff reagiert.
<b>Reduktion:</b> <sup>2</sup>	Reaktion, bei welcher einer Verbindung Sauerstoff entzogen wird (Umkehrung der Oxidation).
<b>Redoxreaktion:</b> <sup>3</sup>	Wenn bei einer chemischen Reaktion Reduktion und Oxidation voneinander abhängig und damit zeitgleich, d.h. gekoppelt ablaufen, spricht man von einer Reduktions-Oxidations-Reaktion oder kurz Redoxreaktion.

<b>Oxidationsmittel:</b>	Oxidationsmittel können andere Stoffe oxidieren und werden selbst reduziert. Ein Oxidationsmittel gibt also Sauerstoff <sup>4</sup> ab.
<b>Reduktionsmittel:</b>	Reduktionsmittel können andere Stoffe reduzieren und werden selbst oxidiert. Ein Reduktionsmittel nimmt also Sauerstoff auf.

### Schnelle Oxidationen

Schnelle Oxidationen sind Reaktionen von Stoffen mit Sauerstoff, die unter Flammenbildung, Aufglühen oder spürbarer Wärmeabgabe ablaufen. Verbrennungen sind besonders eindrückliche und schnell verlaufende Oxidationen. Beispiele dafür sind:

- Verbrennung von Magnesium, Laborgas, Wasserstoff

### Langsame Oxidationen

Reagieren Stoffe mit Sauerstoff sehr langsam und entsprechend unbemerkt – d.h. zum Beispiel ohne offensichtliche Wärmeabgabe oder gar Aufglühen – spricht man von einer langsamen Oxidation. Beispiele dafür sind:

- langsame Oxidation von Metallen (*Korrosion*), z. B. das *Rosten* von Eisen;
- Oxidation von kohlenstoffhaltigen Nährstoffen: z. B. Abbau von Stärke bzw. Glykogen in Organismen, wobei letztlich Kohlenstoffdioxid und Wasser frei wird (= *Zellatmung*).

### Reduktion

Beispiele dafür sind die uns aus dem Unterricht bereits erkannten Analysen-Versuche:<sup>5</sup>

- Thermolyse von Silberoxid (Erhitzen von  $\text{Ag}_2\text{O}$ , wobei elementares Silber und Sauerstoffgas entsteht);
- Elektrolyse von Wasser (Strom in Wasser einleiten, wobei Wasserstoff- und Sauerstoffgas freigesetzt wird).

In diesem Praktikum stellst du selbst Kupfermetall aus einer Kupferverbindung her. Im zweiten Versuch wirst du Eisen in effektvoller Form mit Sauerstoff reagieren lassen. Zum Abschluss kannst du noch selbst die Nachweisreaktion der 2 Hauptbestandteile der Luft, Stickstoff und Sauerstoff, durchführen.

---

<sup>1</sup> Oxygenium (gr.-lat.): Sauerstoff. Wir werden in einem späteren Kapitel (vgl. GF-Skript Teil F) die Definition des Begriffs Oxidation erweitern können.

<sup>2</sup> reducere (lat.): zurückführen. Bei einer Reduktion wird eine Verbindung einer Atomsorte mit Sauerstoff (z. B. ein Metalloxid wie Kupferoxid) in die elementare Form (hier das Element Kupfer) zurückgeführt. Wir werden in einem späteren Kapitel (vgl. GF-Skript Teil F) auch die Definition des Begriffs Reduktion erweitern können.

<sup>3</sup> Redox: Kunstwort zusammengesetzt aus Silben der Worte Reduktion und Oxidation.

<sup>4</sup> Ein Oxidationsmittel muss also eine Verbindung mit Sauerstoff sein. Wir werden in einem späteren Kapitel (vgl. GF-Skript Teil F) diese Definition erweitern.

<sup>5</sup> Analyse von Silberoxid: vgl. GF-Skript Teil A, S. 15; Analyse von Wasser: vgl. GF-Skript Teil B, S. 14.

- Lernziele:**
- Du kannst über Eigenschaften, Reaktionsfähigkeit und Nachweis sowie Gewinnung von Sauerstoff und Stickstoff Auskunft geben.
  - Du kannst je 2 Beispiele für eine schnelle und eine langsame Oxidation aus dem Alltag/Technik beschreiben.
  - Du hast die Begriffe Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion, Oxidations- und Reduktionsmittel verstanden. Folglich bist du in der Lage, diese Begriffe auf konkrete gegebene Reaktionen anzuwenden.

**Sicherheit:** ☞ Reaktionen mit reinem Sauerstoff können sehr heftig sein. Schütze deine Hände mit geeigneten Handschuhen.

## Versuch 1 Kupfermetallgewinnung aus Kupferoxid

### Geräte / Material

- RG (evtl. verschmutzt, beschädigt)
- Bunsenbrenner
- Reagenzglasklammer
- Porzellanschale (klein)
- Spatellöffel
- Schutzbrille
- Trichter, klein (Glas oder Plastik)
- Wägebepapier
- Waage
- Sammelglas für Kupferabfälle (zentral)

### Chemikalien

- Kupfer(II)-oxid (CuO)
- Aktivkohle (C)
- dest. Wasser

- (1.1) ☞ Wäge 0.1 g Aktivkohlepulver und 1 g Kupfer(II)-oxid je auf einem (gefalteten) Wägebepapier ab. Der Spatellöffel ist zwischen den Schritten unbedingt zu reinigen oder zu wechseln.
- (1.2) Transferiere das eine Pulver über den Falz im Wägebepapier zum anderen Pulver. Mische die Pulver gründlich mit dem Spatel. Transferiere nun das Gemisch über einen kleinen Trichter in ein RG (darf verschmutzt oder beschädigt sein).
- (1.3) Erhitze das Gemisch in der heissesten Zone des Bunsenbrenners, ohne das RG zu bewegen, bis du eine markante Beobachtung machen kannst, wobei du weiter erhitzt, bis die Beobachtung nicht mehr wahrzunehmen ist. Notiere deine Beobachtung.
- (1.4) Klopfe den Inhalt des RG vorsichtig in eine kleine Porzellanschale. Wie viele verschieden farbige Bereiche kannst du sehen? Notiere deine Beobachtung.
- (1.5) Aufräumen: Der Inhalt des RG/der Porzellanschale ist in das Sammelglas für Kupferabfälle zu geben. RG mit Spatel auskratzen. RG der Lehrperson abgeben.

## Versuch 2 Reaktion von Eisen mit Sauerstoff

### Geräte / Material

- Stativ mit Klammer und Muffe
- Bunsenbrenner
- Reagenzgläser (evtl. verschmutzt, beschädigt)
- 4 Standzylinder (250 ml), bleiben zentral
- Plastikspritze (100 ml)
- Pasteurpipette (lang)
- Silikon-Verbindungsschlauchstück
- 6 Holzstäbchen für Glimmspanprobe (bleiben zentral)
- Waage
- Schutzbrille
- Schutzhandschuhe (Textil)

## Chemikalien

- Stahlwatte
  - Sauerstoff (Flasche), mit Adapterstück für Spritze
  - Stickstoff (Flasche)
- (2.1) Gib 0.2 g Stahlwatte in ein (evtl. verschmutztes oder beschädigtes) RG. Das RG wird im 45°-Winkel am Stativ befestigt. Positioniere den Bunsenbrenner so darunter, dass die Stahlwatte in der heissesten Zone der Bunsenbrennerflamme sein wird. Lege die Handschuhe bereit.  
Lies nun zuerst die Arbeitsschritte 2.2 und 2.3., bevor du weiterfährst.
- (2.2) Befülle eine Plastikspritze vollständig (100 ml) mit Sauerstoff. Befestige über ein Silikon-Schlauchverbindungsstück eine lange Pasteurpipette an der Öffnung der Spritze.
- (2.3) ☞ (Schutzhandschuhe) Erhitze nun bei voller Luftzufuhr des Bunsenbrenners die Stahlwolle im RG. Zähle langsam auf 15 sec und beobachte die Stahlwatte im RG. Nach ca. 15 sec ist der Sauerstoff möglichst schnell und kräftig in das RG zu drücken!  
*Hinweis: Die Pipettenspitze soll dazu bis knapp vor die Stahlwolle eingeführt werden. Während der Sauerstoffzugabe wird weitererhitzt. Beachte, dass sich in der Verlängerung des RGs (nach beiden Seiten) weder dein Gesicht noch weitere Personen befinden dürfen.*
- (2.4) Notiere deine Beobachtungen beim Erhitzen vor und nach der Sauerstoffzugabe und studiere das Reaktionsprodukt.
- (2.5) Entsorgung: Das RG wird der Lehrperson abgegeben.
- (2.6) Zum Abschluss kannst du noch selbst den klassischen Nachweis von Stickstoff und Sauerstoff durchführen. Melde dich dazu bei der Lehrperson. Notiere deine Beobachtungen.

## Aufgaben

Die Aufgaben- korrespondiert mit der Versuchsnummer. Gib für alle Stoffe den Zustand an: s, l, g, aq.

- (1.1) Formuliere mithilfe deiner Beobachtungen die Reaktionsgleichung für diesen Versuch. (Hinweis: In diesem Versuch entsteht neben einem Feststoff auch ein nicht wahrzunehmendes Gas, das du bereits kennst und welches man mit einer Calciumhydroxid-Lösung nachweisen könnte.)
- (1.2) Welcher Stoff wird oxidiert/reduziert?
- (1.3) Bezeichne Oxidations- und Reduktionsmittel.
- (1.4) Kupfer(II)-oxid zerfällt beim Erhitzen über 800 °C (auch ohne Anwesenheit von Kohlenstoff) teilweise zu Kupfer(I)-oxid, welches als rotes Pulver sichtbar wird.  
Formuliere die Reaktionsgleichung für diesen thermischen Zerfall, welcher zur Bildung von Kupfer(I)-oxid führt.
- (2.1) Formuliere die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Sauerstoff mit Eisen. Das Produkt ist  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .
- (2.2) Im Versuch haben wir für die Reaktion von 0.2 g Eisen 100 ml Sauerstoff verwendet. Ist dies gerade die Menge für eine vollständige Reaktion? Berechne!  
*Hinweis: Um das Gasvolumen zu ermitteln, kannst du vereinfachend Normbedingungen annehmen. Konsultiere allenfalls das GF-Skript Teil C, S. 5–8.*
- (2.3) Die erlebte Reaktion war eine sehr heftige Oxidation. Kennst du Beispiele von langsamen Oxidationen aus dem Alltag? Oder anders gefragt, wo sind Farbveränderungen zu beobachten, wenn Stoffe mit Luft in Kontakt kommen?