

KAPITEL 4

Verbrennung, Oxidation und Korrosion

Von der Kerzenflamme bis zum rostenden Velo – chemische Reaktionen mit Sauerstoff begleiten uns jeden Tag.

Lernziele

- ✓ Ich kann erklären, was bei einer Verbrennung passiert.
- ✓ Ich kenne das Verbrennungsdreieck und seine drei Bedingungen.
- ✓ Ich kann vollständige und unvollständige Verbrennung unterscheiden.
- ✓ Ich weiss, was Oxide sind.
- ✓ Ich kann erklären, warum Eisen rostet und wie man Korrosion verhindert.

Kompetenzen: NT.3.1 · NT.3.2

Lernziele

- Du kannst erklären, was bei einer Verbrennung passiert, und das Verbrennungsdreieck anwenden.
- Du unterscheidest vollständige und unvollständige Verbrennung und erkennst die Gefahr von Kohlenmonoxid.
- Du erklärst, was Oxide sind, und nennst Beispiele für Metall- und Nichtmetalloxide.
- Du beschreibst Korrosion, erklärst warum Aluminium nicht rostet, und nennst Schutzmethoden.
- Du kannst die Brandklassen benennen und geeignete Löschmethoden auswählen.
- Du erklärst den Unterschied zwischen Oxidation und Reduktion und kannst Redoxreaktionen beschreiben (E/P).

Feuer – die älteste chemische Reaktion der Menschheit

Stell dir vor, du sitzt an einem Lagerfeuer. Die Flammen tanzen, die Hitze wärmt dein Gesicht, und der Geruch von verbranntem Holz liegt in der Luft. Was passiert hier eigentlich? Die Antwort scheint einfach: Holz brennt. Doch hinter dieser alltäglichen Beobachtung steckt eine faszinierende chemische Reaktion, die das Schicksal der Menschheit verändert hat. Vor Hunderttausenden von Jahren lernten unsere Vorfahren, das Feuer zu beherrschen. Es war eine der wichtigsten Entdeckungen überhaupt: Feuer lieferte Wärme in kalten Nächten, schützte vor Raubtieren und ermöglichte es, Nahrung zu kochen. Ohne Feuer hätte sich die menschliche Zivilisation nie so entwickeln können, wie wir sie heute kennen.

Doch Feuer wirft viele Fragen auf, die wir in diesem Kapitel beantworten werden. Warum erlischt eine Kerze, wenn du ein Glas darüber stülpst? Warum brennt Holz, aber Stein nicht? Warum leuchten manche Flammen blau und andere gelb? Und was hat das rostige Velo im Velostand mit einem Lagerfeuer gemeinsam? Die Antwort auf all diese Fragen liegt in einem einzigen chemischen Vorgang: der **Oxidation**. Verbrennung und Rosten sind nämlich eng verwandt – beides sind Reaktionen mit Sauerstoff. Der Unterschied liegt nur in der Geschwindigkeit: Feuer ist eine schnelle, heftige Oxidation, während Rosten eine sehr langsame Oxidation ist, die Monate oder Jahre dauert.

In diesem Kapitel wirst du das **Verbrennungsdreieck** kennenlernen – ein einfaches Modell, das erklärt, welche drei Bedingungen erfüllt sein müssen, damit überhaupt ein Feuer entstehen kann. Du wirst erfahren, warum die Feuerwehr Wasser zum Löschen benutzt (aber niemals bei einem Fettbrand!), welche Gefahren von dem geruchlosen Gas Kohlenmonoxid ausgehen, und warum Aluminium nicht rostet, obwohl es doch auch ein Metall ist. Ausserdem wirst du spannende Experimente durchführen: Du verbrennst Eisenwolle und beobachtest, dass sie danach schwerer ist – ein Beweis dafür, dass bei der Verbrennung ein Stoff aufgenommen wird. Am Ende des Kapitels kannst du chemische Vorgänge in deinem Alltag mit neuen Augen sehen: vom Gasherd in der Küche über den Auspuff eines Autos bis hin zur Rostschicht auf einem alten Geländer.

4.1 Verbrennung als Oxidationsreaktion

Was passiert bei einer Verbrennung?

Wenn ein Stoff brennt, reagiert er mit **Sauerstoff** (chemisches Zeichen: O_2). Sauerstoff ist ein farbloses und geruchloses Gas, das rund 21 % unserer Atemluft ausmacht. Eine Verbrennung ist also eine chemische Reaktion, bei der ein Stoff mit Sauerstoff reagiert. Diesen Vorgang nennt man **Oxidation**. Bei der Verbrennung werden Energie in Form von Wärme und Licht freigesetzt – deshalb sehen wir Flammen und spüren Hitze. Es handelt sich also um eine **exotherme Reaktion**, also eine Reaktion, die Energie an die Umgebung abgibt.

Doch nicht jeder Stoff kann einfach so brennen. Damit eine Verbrennung überhaupt stattfinden kann, müssen drei Bedingungen gleichzeitig erfüllt sein. Diese drei Bedingungen werden im sogenannten **Verbrennungsdreieck** zusammengefasst:

Das Verbrennungsdreieck

Für eine Verbrennung sind **drei Bedingungen** gleichzeitig nötig:

1. **Brennstoff** – Ein Stoff, der brennen kann (z. B. Holz, Papier, Benzin, Gas).
2. **Sauerstoff** (O_2) – Aus der Luft oder aus einer anderen Quelle.
3. **Zündtemperatur** – Die Mindesttemperatur, auf die der Brennstoff erhitzt werden muss, damit er sich entzündet.

Fehlt auch nur eine dieser drei Bedingungen, kann kein Feuer entstehen – oder ein bestehendes Feuer erlischt. Dieses Prinzip bildet die Grundlage der gesamten **Brandbekämpfung**.

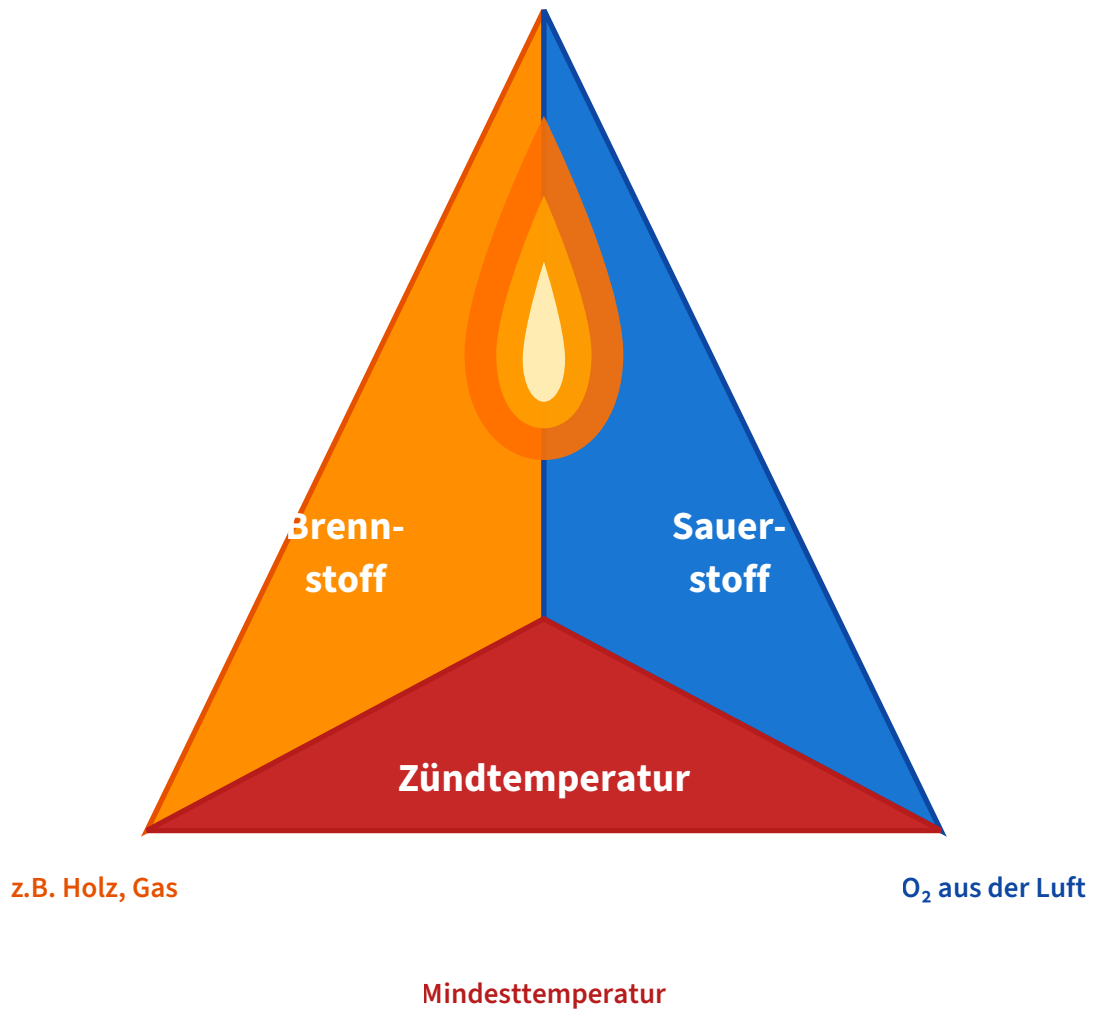
Die **Zündtemperatur** ist von Stoff zu Stoff verschieden. Papier entzündet sich bereits bei etwa 230 °C, Holz bei rund 280 °C, während Eisenwolle erst bei über 300 °C zu glühen beginnt. Benzin hat eine sehr niedrige Zündtemperatur und ist deshalb besonders gefährlich, weil schon ein kleiner Funke genügt. Verschiedene Brennstoffe haben also unterschiedliche Zündtemperaturen, aber das Prinzip bleibt gleich: Ohne genügend Hitze brennt nichts.

Merke

Entfernt man eine der drei Bedingungen des Verbrennungsdreiecks, erlischt das Feuer. Darauf basieren alle Löschmethoden: Sauerstoff entziehen, Brennstoff entfernen oder unter die Zündtemperatur kühlen.

Interaktiv: Das Verbrennungsdreieck

Klicke auf die drei Segmente des Dreiecks, um einzelne Bedingungen ein- oder auszuschalten. Nur wenn alle drei aktiv sind, brennt das Feuer!



Alle drei Bedingungen sind erfüllt – das Feuer brennt!



Experiment: Kerzenlöscher – Verbrennungsdreieck in Aktion

Fragestellung

Wie lange brennt eine Kerze unter verschiedenen grossen Gläsern? Was bestimmt die Brenndauer?

Material

Teelicht oder kleine Kerze

3 Gläser / Becherglas (klein, mittel, gross)

Stoppuhr oder Handy-Timer

Feuerfeste Unterlage

Feuerzeug / Streichhölzer

Sicherheit: Lange Haare zusammenbinden. Vorsicht mit der Flamme. Gläser nicht direkt nach dem Versuch anfassen (heiss!).

Durchführung

1. Zünde das Teelicht an und lass es kurz brennen.
2. Stülpe das **kleine Glas** über die Kerze. Starte sofort die Stoppuhr. Notiere die Zeit, bis die Flamme erlischt.
3. Warte, bis das Glas abgekühlt ist. Zünde die Kerze erneut an.
4. Wiederhole den Versuch mit dem **mittleren** und dem **grossen Glas**.

Beobachtung und Auswertung

Glas	Brenndauer	Beobachtung
Klein		
Mittel		
Gross		

Erklärung

Je grösser das Glas, desto länger brennt die Kerze. Der Grund: In einem grösseren Glas ist mehr Luft eingeschlossen und damit mehr **Sauerstoff** verfügbar. Die Kerze verbraucht den Sauerstoff bei der Verbrennung. Sobald zu wenig Sauerstoff vorhanden ist, erlischt die Flamme – eine Bedingung des Verbrennungsdreiecks ist nicht mehr erfüllt. Dieses Experiment zeigt auch das Prinzip der Löschdecke: Durch das Abdecken wird dem Feuer der Sauerstoff entzogen.

Hefteintrag – Das Verbrennungsdreieck

Verbrennung = Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff (O_2). Es ist eine exotherme Reaktion (Energie wird frei: Wärme + Licht).

Drei Bedingungen für Feuer (Verbrennungsdreieck):

1. Brennstoff (z. B. Holz, Gas, Benzin)
2. Sauerstoff (O_2) aus der Luft
3. Zündtemperatur (Mindesttemperatur zum Entzünden)

Fehlt eine Bedingung → kein Feuer!

Im Alltag: Warum bläst man eine Kerze aus?

Durch Blasen wird die Flamme von der Wachsoberfläche weggedrückt und der Brennstoff-Nachschub (Wachsdampf) unterbrochen.

Aufgaben zu 4.1

4.1a ★ WISSEN Nenne die drei Bedingungen des Verbrennungsdreiecks.

4.1b ★ WISSEN Wie heisst die chemische Reaktion, bei der ein Stoff mit Sauerstoff reagiert? Was bedeutet «exotherm»?

4.1c ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum eine Kerze erlischt, wenn du ein Glas darüber stülpst. Beziehe dich auf das Verbrennungsdreieck.

4.1d ★★★ ANWENDEN E/P Ein Waldbrand nähert sich einem Dorf. Beschreibe drei verschiedene Löschrstrategien und ordne jede einer Seite des Verbrennungsdreiecks zu.

4.1e ★★★ ANALYSIEREN P Ein Schüler behauptet: «Wenn man den Brennstoff wegnimmt, ist das keine richtige Löschrmethode, weil das Feuer ja schon brennt.» Widerlege diese Aussage und erkläre, warum die Feuerwehr bei Waldbränden Schneisen schlägt.

Wiederholung: Brennbarkeit verschiedener Stoffe

Klicke auf die Karten, um mehr über die Brennbarkeit verschiedener Stoffgruppen zu erfahren.

--	--

--	--

4.1f ★★ VERSTEHEN Erkläre mit dem Verbrennungsdreieck, warum eine Löschdecke ein Feuer erstickt. Welche der drei Bedingungen wird dabei entfernt?

4.1g ★★ VERSTEHEN Warum brennt Benzin gefährlicher als Holz? Erkläre den Unterschied anhand der Zündtemperatur.

4.1h ★★★★★ ERSCHAFFEN (E/P) Entwirf ein Sicherheitskonzept für einen Campingplatz: Welche Materialien, Abstände und Verhaltensregeln würden das Brandrisiko minimieren? Begründe jede Massnahme mit dem Verbrennungsdreieck.

4.2 Vollständige und unvollständige Verbrennung – Oxide

Zwei Arten der Verbrennung

Nicht jede Verbrennung läuft gleich ab. Entscheidend ist, wie viel Sauerstoff zur Verfügung steht. Steht genügend Sauerstoff bereit, findet eine **vollständige Verbrennung** statt. Dabei werden die Brennstoffe (die meistens aus Kohlenstoff C und Wasserstoff H bestehen) komplett in **Kohlenstoffdioxid** (CO₂) und **Wasser** (H₂O) umgewandelt. Die Flamme ist typischerweise **blau** – das ist ein Zeichen für eine saubere, effiziente Verbrennung. Wenn du den Gasherd in der Küche aufdrehen, siehst du genau diese blaue Flamme.

Brennstoff (z.B. Methan) + Sauerstoff (O₂) → Kohlenstoffdioxid (CO₂) + Wasser (H₂O)

Steht allerdings **zu wenig Sauerstoff** zur Verfügung, kommt es zu einer **unvollständigen Verbrennung**. Dabei entsteht statt CO₂ das gefährliche Gas **Kohlenmonoxid** (CO). Ausserdem wird **Russ** (feiner Kohlenstoff) freigesetzt. Die Flamme ist in diesem Fall **gelb** oder **orange** – genau wie bei einer Kerzenflamme. Der gelbe Schein entsteht durch glühende Russpartikel in der Flamme.

Brennstoff + wenig O₂ → CO (Kohlenmonoxid) + Russ (C) + H₂O



Achtung – Lebensgefahr durch Kohlenmonoxid!

Kohlenmonoxid (CO) ist ein äusserst tückisches Gas: Es ist **farblos, geruchlos und geschmacklos**. Du kannst es also nicht bemerken! CO entsteht bei unvollständigen Verbrennungen, z.B. bei schlecht gewarteten Gasheizungen, Holzfeuerungen ohne ausreichende Luftzufuhr oder beim Grillieren in geschlossenen Räumen. CO blockiert den Sauerstofftransport im Blut und führt ohne Warnzeichen zu Bewusstlosigkeit und Tod. Deshalb: Nie in geschlossenen Räumen grillieren und Heizgeräte regelmässig warten lassen!

Merkmal	Vollständige Verbrennung	Unvollständige Verbrennung
Sauerstoff	genügend vorhanden	zu wenig vorhanden
Produkte	CO ₂ und H ₂ O	CO, Russ (C), H ₂ O
Flammenfarbe	blau	gelb / orange
Alltagsbeispiel	Gasflamme am Herd	Kerzenflamme, Lagerfeuer
Gefahr	CO ₂ (Treibhausgas)	CO (giftig!), Russ

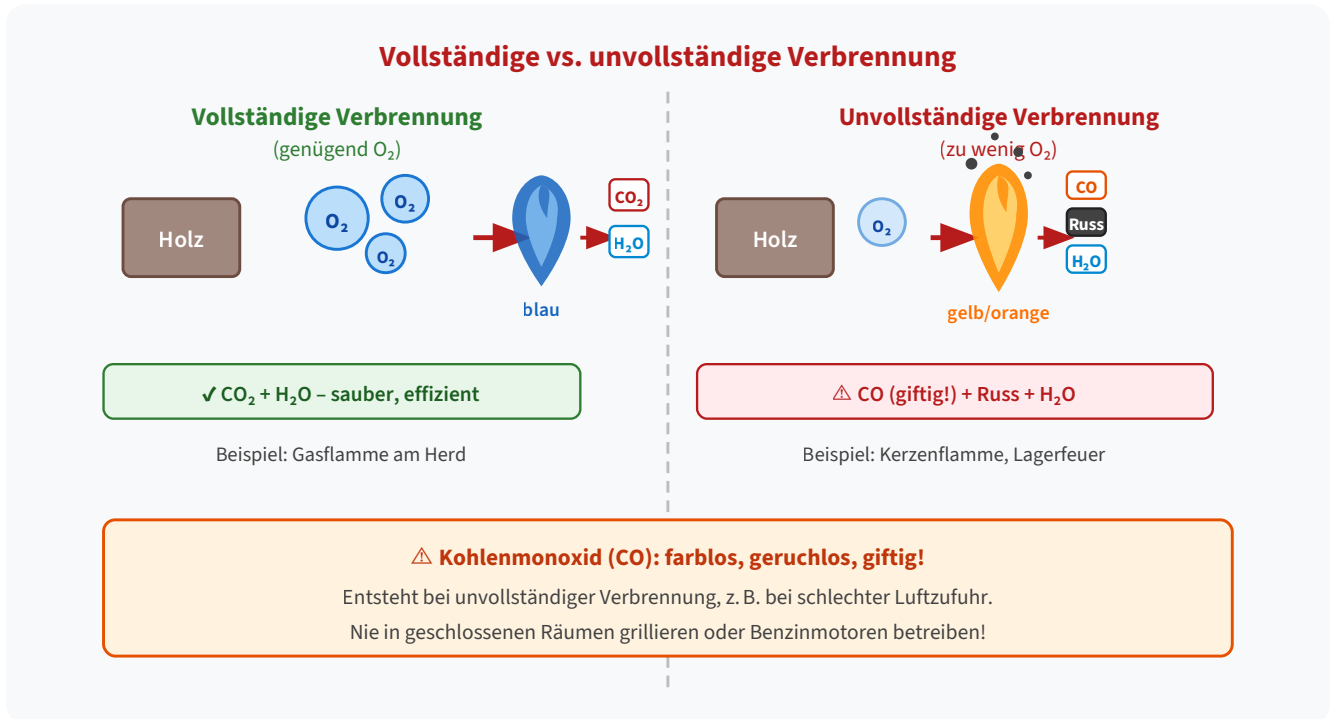


Abb. 4.1: Vollständige Verbrennung (links, genügend O₂) und unvollständige Verbrennung (rechts, O₂-Mangel) im Vergleich.

Oxide – Verbindungen mit Sauerstoff

Was sind Oxide?

Bei jeder Oxidation entsteht eine neue Verbindung aus dem Ausgangsstoff und Sauerstoff. Solche Verbindungen nennt man **Oxide**. Je nachdem, ob ein Metall oder ein Nichtmetall mit Sauerstoff reagiert, unterscheidet man **Metalloxide** und **Nichtmetalloxide**.

Metalloxide

Wenn Metalle mit Sauerstoff reagieren, entstehen Metalloxide. Diese sind in der Regel Feststoffe. Viele davon kennst du aus dem Alltag, auch wenn du sie vielleicht nie so genannt hast:

Eisen + Sauerstoff → Eisenoxid (Rost)

Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid

Eisenoxid ist dir als Rost bekannt – die rotbraune, bröckelige Schicht auf altem Eisen. **Aluminiumoxid** (Al₂O₃) bildet eine dünne, unsichtbare Schutzschicht auf Aluminium und schützt es vor weiterer Korrosion. **Kupferoxid** (CuO) ist ein schwarzes Pulver, das entsteht, wenn Kupfer erhitzt wird – die grüne *Patina* auf Kupferdächern ist ein etwas anderes Kupfersalz. Besonders eindrucksvoll ist die Verbrennung von **Magnesium**: Wenn ein Magnesiumband angezündet wird, brennt es mit einer blendend hellen, weissen Flamme und es bleibt ein weisses Pulver zurück – Magnesiumoxid (MgO).

⚠ Nicht direkt in die Flamme schauen!

Die Verbrennung von Magnesium erzeugt ein extrem helles Licht (vergleichbar mit einem Blitz), das die Augen schädigen kann. Dieses Experiment darf nur von der Lehrperson durchgeführt werden!

Nichtmetalloxide

Auch Nichtmetalle reagieren mit Sauerstoff und bilden **Nichtmetalloxide**. Diese sind oft Gase und spielen eine wichtige Rolle in der Umweltchemie:

- **Kohlenstoffdioxid** (CO_2) – entsteht bei jeder vollständigen Verbrennung von kohlenstoffhaltigen Stoffen. CO_2 ist ein **Treibhausgas** und trägt zum Klimawandel bei.
- **Schwefeldioxid** (SO_2) – entsteht bei der Verbrennung von schwefelhaltigen Brennstoffen (z. B. Kohle). SO_2 ist mitverantwortlich für den **sauren Regen**.
- **Stickstoffdioxid** (NO_2) – entsteht bei hohen Temperaturen in Motoren. Auch NO_2 verursacht sauren Regen und schädigt die Atemwege.

Merke

Saurer Regen entsteht, wenn Nichtmetalloxide wie SO_2 oder NO_2 mit Wasser in der Atmosphäre reagieren. Er schädigt Wälder, Gewässer und Gebäude. Dank strenger Umweltgesetze (z. B. Katalysatoren in Autos, Rauchgasreinigung) hat der saure Regen in der Schweiz seit den 1990er-Jahren deutlich abgenommen.

Wichtige Oxide im Überblick

Klicke auf die Karten, um mehr über wichtige Oxide zu erfahren.

--	--

--	--

--	--

--	--



Im Alltag: Warum werden geschnittene Äpfel braun?

Die Enzyme im Apfel reagieren mit dem Sauerstoff der Luft. Diese langsame Oxidation nennt man enzymatische Bräunung.



Experiment: Eisenwolle verbrennen – Masse nimmt zu!

Fragestellung

Was passiert mit der Masse, wenn Eisenwolle verbrennt? Wird sie leichter oder schwerer?

Material

Feine Eisenwolle (Stahlwolle)

Waage (auf 0.01 g genau)

Bunsenbrenner oder Feuerzeug

Feuerfeste Unterlage

Tiegelzange

Sicherheit: Schutzbrille tragen! Nicht in die glühende Eisenwolle pusten. Feuerfeste Unterlage verwenden. Heisse Reste abkühlen lassen!

Durchführung

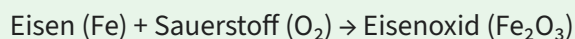
1. Wiege ein Stück Eisenwolle auf der Waage. Notiere die Masse genau.
2. Halte die Eisenwolle mit der Tiegelzange und zünde sie mit dem Bunsenbrenner an.
3. Beobachte, was passiert. Achte auf die Farbe und die Funken.
4. Lass die verbrannte Eisenwolle auf der feuerfesten Unterlage abkühlen.
5. Wiege die verbrannte Eisenwolle erneut. Notiere die neue Masse.

Beobachtung und Auswertung

Messung	Wert
Masse vorher	
Masse nachher	
Differenz	

Erklärung

Die Masse nimmt **zu**! Das ist zunächst überraschend – beim Verbrennen denkt man, dass etwas «verschwindet». Doch das Gegenteil ist der Fall: Bei der Verbrennung nimmt das Eisen Sauerstoff aus der Luft auf. Der Sauerstoff hat eine Masse, und diese Masse addiert sich zur Eisenmasse:



Dieses Experiment beweist, dass bei einer Verbrennung kein Stoff verschwindet, sondern ein neuer Stoff entsteht, der schwerer ist als der Ausgangsstoff, weil der Sauerstoff aus der Luft eingebaut wurde.

Hefteintrag – Vollständige und unvollständige Verbrennung / Oxide

Vollständige Verbrennung (genug O_2): Brennstoff + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (blaue Flamme)

Unvollständige Verbrennung (wenig O_2): Brennstoff + $O_2 \rightarrow CO + \text{Russ} + H_2O$ (gelbe Flamme)

Kohlenmonoxid (CO) = farblos, geruchlos, giftig! Entsteht bei unvollständiger Verbrennung.

Oxide = Verbindungen mit Sauerstoff

- Metalloxide: Eisenoxid (Rost), Kupferoxid, Magnesiumoxid, Aluminiumoxid
- Nichtmetalloxide: CO_2 , SO_2 , $NO_2 \rightarrow$ saurer Regen!

Aufgaben zu 4.2

4.2a ★ WISSEN Was passiert bei einer vollständigen Verbrennung? Welche Produkte entstehen?

4.2b ★ WISSEN Was sind Oxide? Nenne je zwei Beispiele für Metalloxide und Nichtmetalloxide.

4.2c ★★ VERSTEHEN Vergleiche vollständige und unvollständige Verbrennung. Erstelle eine Tabelle mit den Unterschieden (Sauerstoffmenge, Produkte, Flammenfarbe, Gefahren). Erkläre auch, warum Eisenwolle nach dem Verbrennen schwerer ist als vorher.

4.2d ★★★ ANWENDEN E/P Ein Holzofen hat eine regulierbare Luftklappe. Erkläre, was chemisch passiert, wenn man die Luftzufuhr stark drosselt. Warum kann das gefährlich sein? Beschreibe die Veränderung der Flammenfarbe und der Verbrennungsprodukte.

4.2e ★★★★★ ANALYSIEREN P Die Nichtmetalloxide SO_2 und NO_2 verursachen sauren Regen. Erkläre: (a) Wie entstehen diese Oxide? (b) Welche Auswirkungen hat saurer Regen auf die Umwelt? (c) Welche Massnahmen wurden in der Schweiz dagegen ergriffen? Beurteile, ob diese Massnahmen ausreichend sind.

  **Im Alltag: Kaminbrand – Wenn die Verbrennung unvollständig wird**

Ein schlecht gewarteter Kamin oder Cheminee verbrennt Holz oft unvollständig: Es entsteht Russ, der sich an den Kaminwänden absetzt. Über Jahre kann dieser Russ selbst entzünden – es entsteht ein gefährlicher Kaminbrand mit Temperaturen über $1000\text{ }^\circ\text{C}$. Das entstehende Kohlenmonoxid (CO) ist unsichtbar und geruchlos, kann aber in Wohnräume eindringen. Deshalb schreibt die Schweizer Gesetzgebung vor, Kamine regelmässig durch den Kaminfeger reinigen zu lassen.

4.2f ★★ VERSTEHEN Ein Lagerfeuer brennt mit gelb-orangener Flamme. Erkläre, was das über die Verbrennung aussagt, und nenne die dabei entstehenden Produkte.

4.2g ★★★★★ ANALYSIEREN P In einer Schweizer Stadt wurden erhöhte NO₂-Werte gemessen. Analysiere: Welche möglichen Quellen kommen in Frage? Welche Massnahmen könnten die Emissionen senken? Beurteile, welche Massnahme am wirksamsten wäre.

4.2h ★★★★★ ERSCHAFFEN P Entwirf ein Informationsplakat für jüngere Schüler zum Thema «Gefahren unvollständiger Verbrennung». Beschreibe, was auf dem Plakat stehen würde, und erkläre, welche drei Kernbotschaften du vermitteln willst.

4.3 Korrosion und Korrosionsschutz

Rosten ist eine langsame Oxidation

Kennst du das? Ein Velo, das den ganzen Winter draussen stand, zeigt im Frühling rotbraune Flecken auf dem Rahmen. Diese Flecken sind **Rost**, also Eisenoxid. Rost entsteht durch eine langsame chemische Reaktion von Eisen mit Sauerstoff und Wasser. Diesen Vorgang nennt man **Korrosion**. Korrosion ist im Grunde genommen nichts anderes als eine sehr langsame Verbrennung – eine Oxidation, die nicht Flammen und Hitze erzeugt, sondern sich über Wochen und Monate hinzieht.

Korrosion

Die langsame Zerstörung von Metallen durch chemische Reaktionen mit ihrer Umgebung, insbesondere mit Sauerstoff und Wasser. Die bekannteste Form der Korrosion ist das **Rosten** von Eisen.

Für die Bildung von Rost braucht es **drei Dinge gleichzeitig**:

1. **Eisen** (Fe)
2. **Wasser** (H₂O) – auch Luftfeuchtigkeit reicht!
3. **Sauerstoff** (O₂) – aus der Luft

Fehlt eines dieser drei Elemente, kann Eisen nicht rosten. Trockenes Eisen in einem luftdichten Behälter rostet nicht. Eisen, das komplett unter Öl liegt (kein Kontakt mit Wasser), rostet ebenfalls nicht. Dieses Wissen nutzt man beim Korrosionsschutz.

Warum rostet Aluminium nicht?

Eine häufige Frage: Wenn **Aluminium** auch ein Metall ist, warum rostet es dann nicht? Die Antwort: Aluminium reagiert tatsächlich sofort mit Sauerstoff – aber es bildet eine extrem dünne, transparente und sehr harte Schicht aus **Aluminiumoxid** (Al₂O₃). Diese Schicht ist nur wenige Nanometer dick, aber sie schliesst die Oberfläche komplett ab und verhindert, dass weiterer Sauerstoff an das darunterliegende Aluminium gelangen kann. Man nennt das eine **Passivierung**. Beim Eisen funktioniert das leider nicht: Rost ist porös und bröckelig, er blättert ab und legt immer neues Eisen frei – die Korrosion setzt sich endlos fort.

Korrosionsschutz

Da Korrosion jährlich weltweit Schäden in Milliardenhöhe verursacht (man schätzt rund 3–4 % des Bruttoinlandsprodukts eines Landes!), ist der Schutz vor Korrosion von enormer wirtschaftlicher Bedeutung. Es gibt verschiedene Methoden:

Methoden	Prinzip	Beispiel
Lackieren / Beschichten	Eine Schicht trennt Eisen von Wasser und Sauerstoff	Autolack, Farbe auf Geländern
Verzinken	Zinkschicht schützt Eisen; Zink korrodiert zuerst	Strassenlaternenmaste, Dächer
Opferanode	Ein unedleres Metall (z. B. Zink) wird «geopfert» und korrodiert anstelle des Eisens	Schiffsrümpfe, Pipelines
Legierung (Edelstahl)	Chrom im Stahl bildet eine schützende Chromoxid-Schicht (wie bei Aluminium)	Besteck, chirurgische Instrumente
Ölen / Fetten	Ölfilm verdrängt Wasser von der Oberfläche	Velokette, Werkzeuge

💡 🧠 Im Alltag: Warum rostet Chromstahl (Inox) nicht?

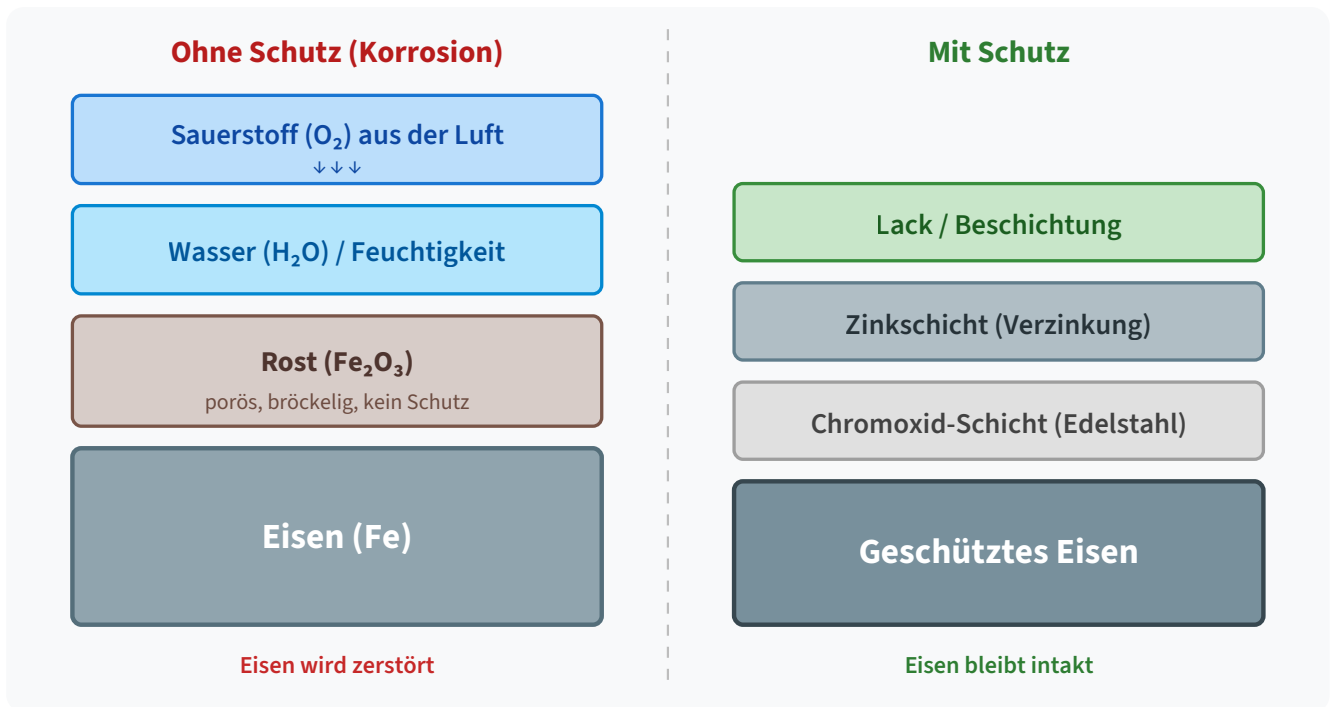
Chrom bildet eine dünne, unsichtbare Oxidschicht (Chromoxid), die das darunterliegende Eisen vor weiterem Kontakt mit Sauerstoff und Wasser schützt.



Abb. 4.2: Vier Methoden des Korrosionsschutzes im Überblick.

Interaktiv: Korrosion und Korrosionsschutz

Klicke auf die verschiedenen Schichten, um mehr darüber zu erfahren, wie Korrosion entsteht und wie man Metalle schützen kann.



Klicke auf eine Schicht, um mehr zu erfahren.

Hefteintrag – Korrosion

Korrosion = langsame Oxidation von Metallen (z. B. Rosten von Eisen)

Bedingungen: Eisen + Wasser + Sauerstoff

Schutz: Lackieren, Verzinken, Ölen, Legierung (Edelstahl)

Aufgaben zu 4.3

4.3a ★ WISSEN Nenne die drei Bedingungen, die für das Rosten von Eisen gleichzeitig erfüllt sein müssen.

4.3b ★ WISSEN Nenne drei Methoden, um Eisen vor Rost zu schützen, und erkläre kurz das Prinzip jeder Methode.

4.3c ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum Aluminium nicht rostet, obwohl es auch ein Metall ist. Was ist der Unterschied zur Oxidation von Eisen?

4.3d ★★★ ANWENDEN E/P Ein Velo steht den ganzen Winter über ungeschützt draussen. Im Frühling zeigen sich Rostflecken am Stahlrahmen, aber die Alufelgen sind intakt. Erkläre diesen Unterschied mit deinem Wissen über Korrosion und Passivierung.

4.3e ★★★★★ ANALYSIEREN P Eine Brücke wird mit einer Zinkschicht geschützt (Verzinkung). Nach einigen Jahren bekommt die Zinkschicht einen Kratzer. Erkläre, warum das Eisen trotzdem vorerst nicht rostet. Vergleiche dies mit einer lackierten Oberfläche, die einen Kratzer bekommt. Welcher Schutz ist überlegen und warum?

Korrosionsarten im Vergleich

Flächenkorrosion

Bei der Flächenkorrosion wird die gesamte Metalloberfläche gleichmässig angegriffen. Sie ist die häufigste Form bei Eisen und entsteht durch gleichmässigen Kontakt mit Wasser und Sauerstoff. Die charakteristische rotbraune Rostschicht ist typisch dafür. Weil Rost porös ist, setzt sich der Angriff darunter fort.

Lochfrass (Lochkorrosion)

Lochfrass entsteht an kleinen Stellen, wo die Schutzschicht beschädigt ist. Die Korrosion frisst sich tief in das Metall – es entstehen Löcher oder Vertiefungen. Besonders tückisch: Von aussen sieht das Metall oft intakt aus, ist aber innen stark beschädigt. Tritt häufig bei Rohren auf.

Galvanische Korrosion (Kontaktkorrosion)

Wenn zwei verschiedene Metalle in Kontakt kommen und Feuchtigkeit vorhanden ist, bilden sie eine Art Batterie. Das unedlere Metall korrodiert dabei beschleunigt. Beispiel: Eine Schraube in einer Aluminiumplatte – das Aluminium korrodiert an der Kontaktstelle bevorzugt. Deshalb sollte man im Aussenbereich immer gleichartige Metalle verwenden.

Einfluss der Sauerstoffkonzentration auf die Verbrennung

Stelle die Sauerstoffkonzentration ein und beobachte, wie sich die Verbrennung verändert.

Verbrennungsprodukte – Lückentext

Bei einer vollständigen Verbrennung reagiert der Brennstoff mit genügend und es entstehen (CO_2) und Wasser (H_2O).

Bei einer unvollständigen Verbrennung entsteht das giftige Gas (CO) sowie schwarzer (feiner Kohlenstoff).

Im Alltag: Autoabgase – Warum der Katalysator nötig ist

Im Automotor verbrennt Benzin oder Diesel mit Luft. Ohne ausreichend Sauerstoff entstehen CO und Russ – genau wie beim Lagerfeuer. Der **Katalysator** im Auspuff nutzt chemische Reaktionen, um diese Schadstoffe in harmlosere Stoffe umzuwandeln: CO wird zu CO_2 oxidiert, und Stickoxide (NO_x) werden zu Stickstoff (N_2) reduziert. Ohne Katalysator würde die Stadtluft in der Schweiz viel stärker belastet sein – er ist deshalb in allen Neuwagen seit 1986 gesetzlich vorgeschrieben.

4.4 Feuer und Brandbekämpfung

Brandklassen

Nicht jedes Feuer ist gleich. Je nach Brennstoff unterscheidet man verschiedene **Brandklassen**. Die Brandklasse bestimmt, welches Löschmittel geeignet ist – denn ein falsches Löschmittel kann die Situation drastisch verschlimmern!

Klasse	Brennstoff	Beispiele	Löschmittel
A	Feste Stoffe (glutbildend)	Holz, Papier, Textilien	Wasser, Schaum
B	Flüssige Stoffe	Benzin, Öl, Alkohol	Schaum, CO ₂ , Pulver
C	Gasförmige Stoffe	Erdgas, Propan, Wasserstoff	Pulver (Gaszufuhr abstellen!)
D	Metalle	Magnesium, Aluminium, Natrium	Spezialpulver, Sand
F	Speiseöle und -fette	Friteusenfett, Bratfett	Spezial-Feuerlöscher (Klasse F)

Brandklassen im Detail

Klappe die einzelnen Brandklassen auf, um mehr über die jeweiligen Brennstoffe und geeigneten Löschmittel zu erfahren.

Brandklasse A – Feste Stoffe

Brennstoffe: Holz, Papier, Textilien.

Löschmittel: Wasser, Schaum, Pulver.

Brandklasse B – Flüssige Stoffe

Brennstoffe: Benzin, Alkohol, Wachs.

Löschmittel: Schaum, CO₂, Pulver (KEIN Wasser!).

Brandklasse C – Gasförmige Stoffe

Brennstoffe: Erdgas, Propan.

Löschmittel: Pulver, CO₂ (Gaszufuhr abstellen!).

Brandklasse D – Metalle

Brennstoffe: Magnesium, Aluminium.

Löschmittel: Spezialpulver (KEIN Wasser – Explosionsgefahr!).

Löschmethoden – das Verbrennungsdreieck rückwärts

Jede Löschmethode basiert auf dem Prinzip, mindestens eine der drei Bedingungen des Verbrennungsdreiecks zu entfernen:

1. **Sauerstoff entziehen:** Eine Löschdecke erstickt das Feuer, indem sie die Luftzufuhr abschneidet. Ein CO₂-Feuerlöscher verdrängt den Sauerstoff mit schwerem Kohlenstoffdioxid-Gas.
2. **Brennstoff entfernen:** Bei Waldbränden wird eine Schneise geschlagen – ein Streifen ohne Bäume, über den das Feuer nicht springen kann. Bei einem Gasbrand wird die Gaszufuhr abgestellt.
3. **Unter die Zündtemperatur kühlen:** Wasser hat eine sehr hohe Wärmekapazität und kühlt den Brandherd wirksam ab. Dabei verdampft das Wasser und entzieht dem Feuer zusätzlich Energie.

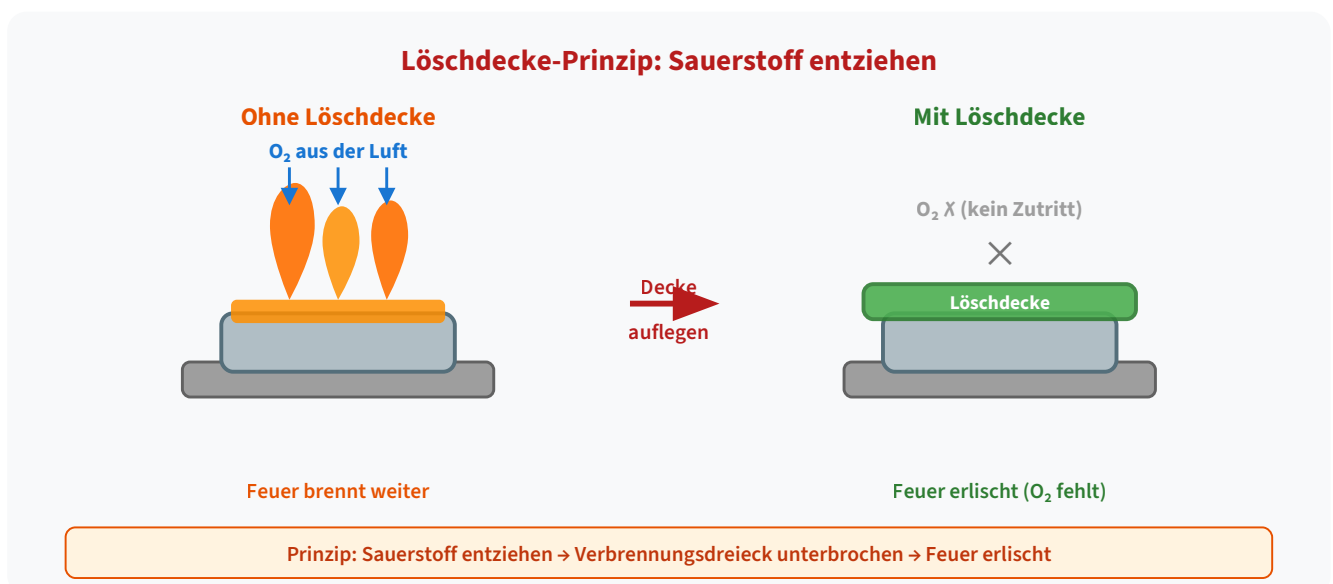


Abb. 4.4a: Das Löschdecke-Prinzip – Durch Abdecken wird dem Feuer der Sauerstoff entzogen.

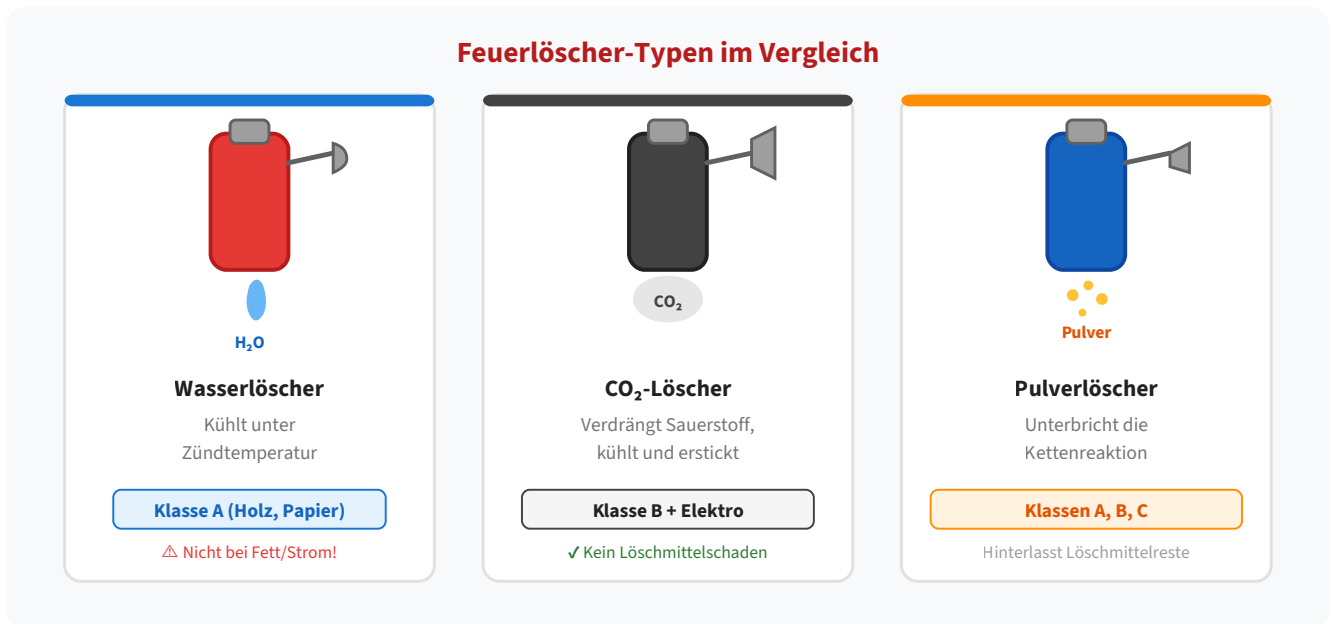


Abb. 4.4b: Drei häufige Feuerlöscher-Typen mit Löschmittel, Wirkprinzip und geeigneter Brandklasse.

! NIEMALS Wasser auf einen Fettbrand!

Wenn heisses Fett (z. B. in einer Pfanne) brennt und man Wasser dazugibt, passiert etwas Furchtbares: Das Wasser verdampft schlagartig, dehnt sich dabei um das 1700-fache aus und reisst brennende Fetttropfen mit sich in die Luft. Es entsteht eine riesige **Fettexplosion** (Stichflamme). Fettbrände löscht man, indem man einen Deckel auf die Pfanne legt (Sauerstoff entziehen!) oder eine Löschdecke verwendet.

! NIEMALS Wasser auf brennende Metalle!

Brennende Metalle wie Magnesium oder Natrium reagieren mit Wasser extrem heftig. Dabei kann Wasserstoffgas (H₂) entstehen, das explosiv ist. Bei Metallbränden (Brandklasse D) verwendet man spezielles Löschpulver oder trockenen Sand.

Feuerwehr – chemisches Wissen rettet Leben

Die Feuerwehr ist viel mehr als eine Truppe mit Schläuchen und Leitern. Feuerwehrleute müssen ein solides chemisches Grundwissen haben, denn jeder Brand ist anders und erfordert die richtige Strategie. Das Verbrennungsdreieck ist dabei ihr wichtigstes Werkzeug – nicht als Diagramm an der Wand, sondern als Denkmodell, das in Sekundenbruchteilen über Leben und Tod entscheiden kann.

Wenn die Feuerwehr zu einem Brand gerufen wird, muss sie zunächst erkennen, was brennt. Handelt es sich um einen normalen Hausbrand mit Holz und Möbeln (Brandklasse A), kann Wasser eingesetzt werden. Doch wenn in einer Werkstatt Lösungsmittel brennen (Brandklasse B), wäre Wasser wirkungslos oder sogar gefährlich, weil die brennende Flüssigkeit auf dem Wasser schwimmen und das Feuer verbreiten würde. In einer Grossküche mit brennendem Fett (Brandklasse F) würde Wasser eine verheerende Fettexplosion auslösen.

Besonders gefährlich sind Brände in geschlossenen Räumen. Hier kann es zu einer sogenannten Rauchgasdurchzündung (Flashover) kommen: Alle brennbaren Materialien im Raum haben sich so weit erhitzt, dass sie gleichzeitig zu brennen beginnen. Die Temperatur steigt in Sekunden auf über 600 °C. Auch Kohlenmonoxid ist eine grosse Gefahr bei Bränden – die meisten Brandopfer sterben nicht durch die Flammen, sondern durch eine Rauchvergiftung.

Aufgaben zu 4.4

4.4a ★ WISSEN Nenne die fünf Brandklassen (A bis F) und gib zu jeder ein Beispiel für den Brennstoff an.

4.4b ★ WISSEN Nenne die drei Löschmethoden und ordne jeder eine Bedingung des Verbrennungsdreiecks zu, die dabei entfernt wird.

4.4c ★★ VERSTEHEN Warum darf man einen Fettbrand NIEMALS mit Wasser löschen? Beschreibe, was dabei passiert, und erkläre, was man stattdessen tun soll.

4.4d ★★★ ANWENDEN E/P In einer Werkstatt brennt ein Kanister mit Lösungsmittel (Brandklasse B). Dein Kollege will zum Wasserschlauch greifen. Erkläre ihm, warum das keine gute Idee ist, und schlage ein geeignetes Löschmittel vor.

4.4d2 ★★★ ANWENDEN E/P Du findest in einem Schulzimmer einen CO₂-Feuerlöscher und einen Wasserlöscher. In der Küchennische brennt ein Toaster (Brandklasse A). Welchen Löscher wählst du? Begründe deine Wahl anhand des Löschmittels und des Wirkprinzips.

4.4e ★★★★★ ANALYSIEREN P Bei einem Waldbrand schlagen die Feuerwehrleute eine Schneise – einen Streifen ohne Bäume. Bei einem Gasbrand stellen sie die Gaszufuhr ab. Analysiere beide Strategien: Auf welche Bedingung des Verbrennungsdreiecks zielen sie ab? Warum wäre bei einem Gasbrand das Löschen mit Wasser allein nicht sinnvoll?

4.5 Reduktion – das Gegenteil der Oxidation

Oxidation und Reduktion – zwei Seiten einer Medaille

Im vorherigen Abschnitt haben wir gelernt, dass bei einer **Oxidation** ein Stoff Sauerstoff aufnimmt. Doch was passiert, wenn man einem Oxid den Sauerstoff wieder wegnimmt? Dann spricht man von einer **Reduktion**. Die Reduktion ist also die Umkehrung der Oxidation:

- **Oxidation** = Sauerstoffaufnahme
- **Reduktion** = Sauerstoffabgabe

Das Spannende ist: Oxidation und Reduktion passieren **immer gleichzeitig**. Wenn ein Stoff Sauerstoff aufnimmt (oxidiert wird), muss ein anderer Stoff diesen Sauerstoff abgeben (reduziert werden). Man spricht deshalb von einer **Redoxreaktion**.

Beispiel: Kupferoxid und Kohlenstoff

Wenn man schwarzes **Kupferoxid** (CuO) zusammen mit **Kohlenstoff** (C) stark erhitzt, beobachtet man eine faszinierende Reaktion: Das schwarze Pulver verwandelt sich in glänzendes, rotes Kupfer!

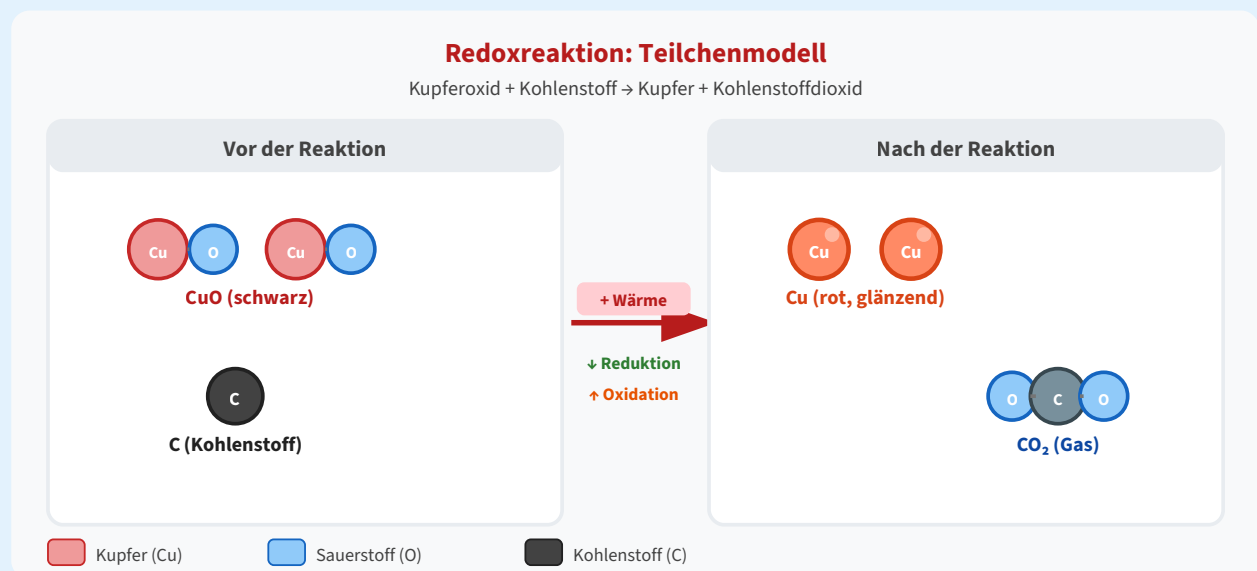
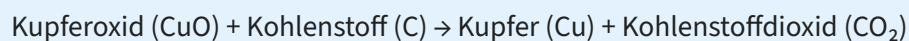


Abb. 4.3: Teilchenmodell der Redoxreaktion. CuO gibt Sauerstoff ab (Reduktion) → Kupfer entsteht. C nimmt Sauerstoff auf (Oxidation) → CO₂ entsteht.

Was passiert hier genau?

- **Kupferoxid** gibt seinen Sauerstoff ab → es wird **reduziert** (Kupferoxid → Kupfer).
- **Kohlenstoff** nimmt den Sauerstoff auf → er wird **oxidiert** (Kohlenstoff → Kohlenstoffdioxid).

Der Kohlenstoff «entreisst» dem Kupferoxid den Sauerstoff. Er wirkt dabei als **Reduktionsmittel**, während Kupferoxid das **Oxidationsmittel** ist.



Experiment: Kupferoxid-Reduktion (E/P-Niveau)

Fragestellung

Kann man aus einem Metalloxid das reine Metall zurückgewinnen? Wie geht das?

Material

Kupferoxid-Pulver (CuO, schwarz)

Aktivkohle-Pulver (C)

Reagenzglas (schwer schmelzbar)

Bunsenbrenner

Reagenzglashalter

Kalkwasser (zur CO₂-Nachweis)

Glasrohr / Schlauch

Sicherheit: Dieses Experiment wird von der Lehrperson durchgeführt oder unter direkter Aufsicht. Schutzbrille obligatorisch! Reagenzglasöffnung von Personen weg halten. Heisse Glasgeräte nicht berühren.

Durchführung

1. Mische eine Spatelspitze Kupferoxid mit einer Spatelspitze Aktivkohle-Pulver.
2. Gib das Gemisch in ein schwer schmelzbares Reagenzglas.
3. Verbinde die Öffnung des Reagenzglases über einen Schlauch mit einem zweiten Reagenzglas, das Kalkwasser enthält.
4. Erhitze das Gemisch mit dem Bunsenbrenner (starke Flamme).
5. Beobachte: Was passiert mit dem schwarzen Pulver? Was passiert mit dem Kalkwasser?

Beobachtung

Beobachtung	Beschreibung
Farbe des Pulvers	
Kalkwasser	

Erklärung

Das schwarze Kupferoxid verwandelt sich in glänzendes, rötliches **Kupfer**. Das Kalkwasser wird trüb – ein sicherer Nachweis für **Kohlenstoffdioxid** (CO₂). Die Reaktion ist eine **Redoxreaktion**: Kohlenstoff (Reduktionsmittel) entzieht dem Kupferoxid den Sauerstoff und wird selbst zu CO₂ oxidiert. Das Kupferoxid wird zu elementarem Kupfer reduziert.

Hefteintrag – Oxidation und Reduktion (E/P)

Oxidation = Sauerstoffaufnahme

Reduktion = Sauerstoffabgabe

Redoxreaktion = Oxidation und Reduktion passieren gleichzeitig.

Beispiel:

Kupferoxid + Kohlenstoff → Kupfer + CO₂

- CuO wird **reduziert** (gibt O ab → wird zu Cu)
- C wird **oxidiert** (nimmt O auf → wird zu CO₂)

Reduktionsmittel = der Stoff, der den Sauerstoff aufnimmt (hier: C)

Oxidationsmittel = der Stoff, der den Sauerstoff abgibt (hier: CuO)

Technische Anwendung: Hochofen (Eisengewinnung aus Eisenoxid)

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

Aufgaben zu 4.5

4.5a ★ WISSEN Definiere die Begriffe Oxidation und Reduktion.

4.5b ★ WISSEN Was ist ein Reduktionsmittel? Was ist ein Oxidationsmittel? Benenne beide Stoffe im Beispiel Kupferoxid + Kohlenstoff.

4.5c ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum Oxidation und Reduktion immer gleichzeitig ablaufen. Verwende das Beispiel Kupferoxid + Kohlenstoff.

4.5d ★★★ ANWENDEN E/P Formuliere die Redoxreaktion, die im Hochofen abläuft. Erkläre, welcher Stoff oxidiert wird und welcher reduziert wird. Benenne Oxidationsmittel und Reduktionsmittel.

4.5e ★★★★★ **ERSCHAFFEN** P Die Stahlproduktion im Hochofen verursacht grosse Mengen CO_2 . Recherchiere oder überlege: Wie könnte man in Zukunft Eisen umweltfreundlicher gewinnen? Beschreibe eine alternative Methode und formuliere die dazugehörige Reaktionsgleichung in Worten.

Kapitelabschluss-Test

Teste dein Wissen! Beantworte die folgenden 8 Fragen zum Kapitel.

Kapitelzusammenfassung

4.1 Verbrennung

- Reaktion mit Sauerstoff (O_2)
- Exotherm (Energie wird frei)
- Verbrennungsdreieck: Brennstoff + O_2 + Zündtemperatur

4.2 Verbrennung & Oxide

- Vollständig: genug $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- Unvollständig: wenig $O_2 \rightarrow CO + \text{Russ}$
- Metalloxide (Rost, MgO) und Nichtmetalloxide (CO_2, SO_2)

4.3 Korrosion

- Langsame Oxidation von Eisen
- Braucht: $Fe + H_2O + O_2$
- Schutz: Lack, Zink, Öl, Legierung

4.4 Brandbekämpfung

- 5 Brandklassen: A, B, C, D, F
- Löschen = Bedingung entfernen
- Kein Wasser auf Fett/Metalle!

4.5 Redoxreaktion (E/P)

- Oxidation = O_2 -Aufnahme
- Reduktion = O_2 -Abgabe
- Immer gleichzeitig
- Hochofen: $Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO_2$

Glossar

Brandklasse: Einteilung von Bränden nach dem Brennstoff (A, B, C, D, F). Bestimmt das geeignete Löschmittel.

Exotherme Reaktion: Chemische Reaktion, die Energie (Wärme) an die Umgebung abgibt.

Fettexplosion: Heftige Stichflamme, wenn Wasser auf brennendes Fett trifft. Das Wasser verdampft schlagartig und reisst brennendes Fett mit.

Hochofen: Grossindustrielle Anlage zur Gewinnung von Eisen aus Eisenerz durch Reduktion mit Kohlenstoff.

Kohlenmonoxid (CO): Farbloses, geruchloses, giftiges Gas. Entsteht bei unvollständiger Verbrennung.

Korrosion: Langsame Zerstörung von Metallen durch chemische Reaktion mit der Umgebung (v. a. O_2 und H_2O).

Metalloxid: Verbindung aus einem Metall und Sauerstoff. Beispiele: Rost (Eisenoxid), Aluminiumoxid, Kupferoxid.

Nichtmetalloxid: Verbindung aus einem Nichtmetall und Sauerstoff. Beispiele: CO_2 , SO_2 , NO_2 .

Opferanode: Ein unedleres Metall, das anstelle des zu schützenden Metalls korrodiert.

Oxidation: Chemische Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff aufnimmt.

Oxidationsmittel: Der Stoff, der in einer Redoxreaktion den Sauerstoff abgibt und dabei reduziert wird.

Oxid: Chemische Verbindung aus einem Element und Sauerstoff.

Passivierung: Bildung einer dünnen, schützenden Oxidschicht auf einem Metall (z. B. Al_2O_3 auf Aluminium).

Redoxreaktion: Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen.

Reduktion: Chemische Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff abgibt.

Reduktionsmittel: Der Stoff, der in einer Redoxreaktion den Sauerstoff aufnimmt und dabei oxidiert wird.

Rost: Eisenoxid (Fe_2O_3), das durch langsame Oxidation von Eisen mit Wasser und Sauerstoff entsteht.

Russ: Feiner Kohlenstoff (C), der bei unvollständiger Verbrennung entsteht.

Saurer Regen: Regen mit niedrigem pH-Wert, verursacht durch Nichtmetalloxide (SO_2 , NO_2) in der Atmosphäre.

Verbrennungsdreieck: Modell der drei Bedingungen für Feuer: Brennstoff, Sauerstoff, Zündtemperatur.

Zündtemperatur: Die Mindesttemperatur, auf die ein Brennstoff erhitzt werden muss, damit er sich entzündet.

© Re:aktiv – Lehrmittel Chemie 8. Klasse, Sekundarschule Basel-Landschaft Kapitel 4 – Verbrennung, Oxidation und Korrosion

Re:aktiv

Lehrmittel Glossar Lernkarten Datenschutz Impressum

Lehrplan 21 BL · Fachbereich NT

Ein Projekt von Lucca Spohn · © 2025/26