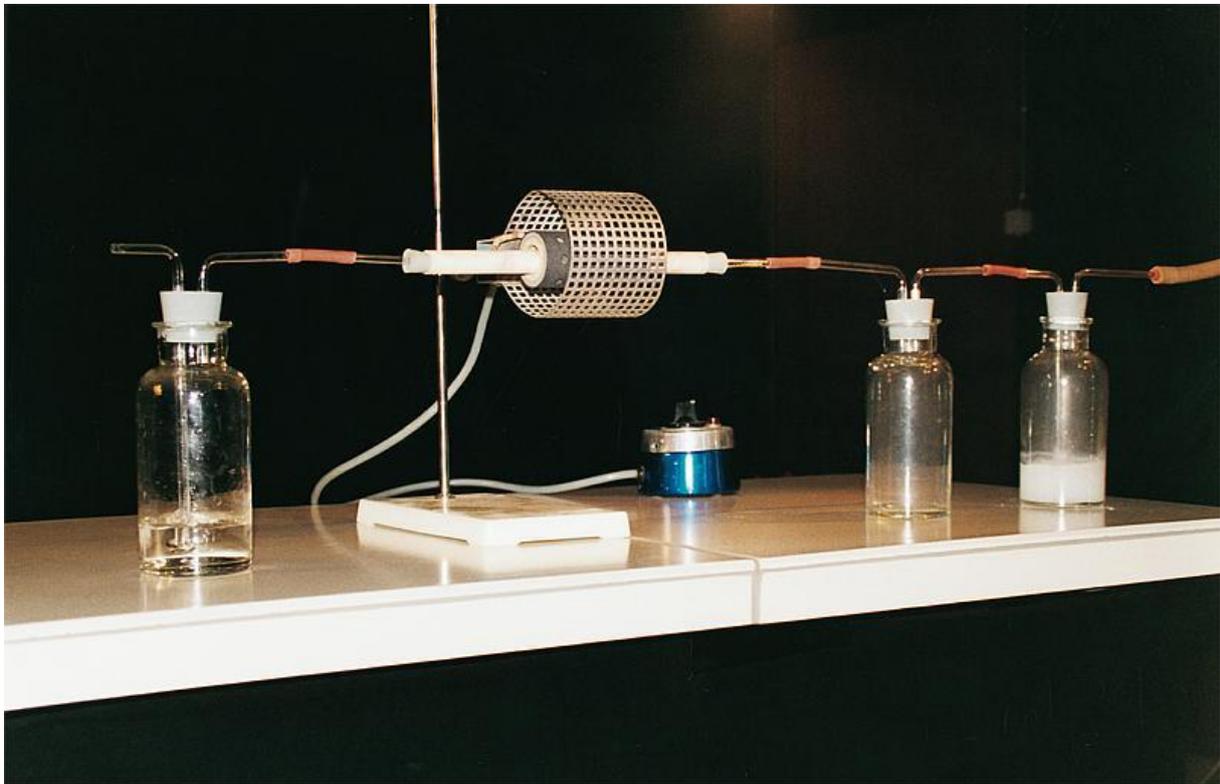


## Kohlenstoffdioxid und Kalk

Dauer: ca. 20 min.



Dieser Film wendet sich hauptsächlich an Schüler der Sekundarstufe 1.  
In diesem Film sind die Beobachtungen zusammengefasst, um zu folgenden Punkten Zugang zu finden:

### In der 8. Klasse:

- "Ein Bestandteil des Mineralwassers: das Kohlenstoffdioxid".
- "Das Kohlenstoffdioxid als Natur und Syntheseprodukt".

### In der 9. Klasse:

- Das chemische Verhalten verschiedener Materialien in unserer Umwelt.
- Reaktionen bestimmter Materialien mit Wasser, in saurer und alkalischer Lösung.
- Kalk und Marmor, Gips und Zement.

Natürlich sind vom Lehrer auch nur einzelne Szenen in seinen Unterricht zu integrieren.

Der Film gliedert sich in zwei Teile:

1. **Kohlenstoffdioxid:** Eigenschaften, Gleichgewicht mit dem Kalk.
2. **Kalk, Gips, Zement:** Darstellung, Eigenschaften, Verwendungen, Kalkbrennen.

Für den Lehrer wäre es noch empfehlenswert, den Film durch geeignete einfache Experimente zu ergänzen. So wird dem Schüler ein noch leichter Zugang zur Realität der chemischen Welt ermöglicht.

Achtung: Einige gezeigte Experimente sind im Labor nur unter bestimmten Sicherheitsvorkehrungen durchzuführen.

Im Folgenden werden die einzelnen Sequenzen inhaltlich zusammengefasst. Am Ende jedes Resümees wird die Zeit in Sekunden und Minuten angegeben.

### 1. Abschnitt: Einleitung. (20 sec.)

Kalkhaltiger Felsen und kalkhaltiges Gestein sind oft unter dem Einfluss von kohlendioxidhaltigem Wasser zerklüftet. Wenn man eine Flasche Champagner öffnet, sieht man, dass zahlreiche Gasblasen an die Öffnung steigen. Bei dem Öffnen einer Flasche wird der Innendruck plötzlich vermindert, so dass dann kohlenstoffdioxidhaltige Gasblasen nach oben steigen.

### I. Teil: "Kohlenstoffdioxid"

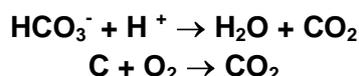
#### 2. Abschnitt: Die Eigenschaften von Kohlenstoffdioxid ( 4 min.)

Zuerst werden wir einige typische Eigenschaften von Kohlenstoffdioxid nachweisen. Wir verfolgen einige Zeit die Entwicklung der Masse eines gashaltigen Wassers. Der Verlust der Masse zeigt uns, dass das CO<sub>2</sub> ein schweres Gas ist. Nun stellen wir uns CO<sub>2</sub> selbst her, um dann die Lösbarkeit in Wasser zu prüfen. Nachdem wir den Boden des Gefäßes mit etwas Wasser gefüllt haben, füllen wir es mit reinem Sauerstoff. Die Verbrennung von Kohlenstoff in einer Sauerstoffatmosphäre führt zu Entstehung von Kohlenstoffdioxid. Nun unterstützen wir den Kontakt zwischen der Flüssigkeit und dem Gas. Der Luftlocheffekt zeigt uns besonders gut die Fähigkeit zur Lösbarkeit von CO<sub>2</sub> in Wasser. Nach der Zugabe einiger Tropfen Kalkwasser können wir weiße Schlieren entdecken. Sie sind ein Nachweis für die Präsenz von CO<sub>2</sub> in Wasser.

Wenn wir eine Gaspatrone in einem hermetisch verschlossenem mit Wasser gefüllten Glasgefäß öffnen, stellen wir fest, dass sich unter erhöhtem Druck noch mehr CO<sub>2</sub> in Wasser löst. So produziert man beispielsweise Selterwasser oder auch anderes CO<sub>2</sub>-haltiges Mineralwasser.

Kohlenstoffdioxid ist auch ein Antriebsgas. Dies schütten wir ins Wasser, um eine saure Lösung zu erhalten. Der Kontakt zwischen den zwei Produkten führt zu einer Produktion von CO<sub>2</sub>-Gas.. Dieses Gas projiziert die Flüssigkeit dieses improvisierten Feuerlöschers. Nun produzieren wir Kohlenstoffdioxid in einem Reaktionsgefäß. Wir lassen eine Säure auf Kalkstein einwirken. Das mehrmalige Erlöschen von Kerzenflammen zeigt uns, dass sich Kohlenstoffdioxid im Reaktionsgefäß angesammelt hat.

Das Gas ist schwerer als Luft. Die Projektion von CO<sub>2</sub>-haltigem Gas auf ein Feuer, ermöglicht das Erlöschen. CO<sub>2</sub> ist ein schlechtes Verbrennungsmaterial.



### 3. Abschnitt: Chemisches Gleichgewicht mit Kalk ( 2 min + 20 sec.)

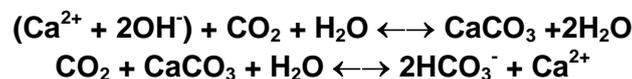
Zuerst produzieren wir Kohlenstoffdioxid durch das Einwirken von Salzsäure HCl auf Calciumcarbonat CaCO<sub>3</sub>. Nun leiten wir etwas CO<sub>2</sub> - Gas in Kalkwasser ein. Wir können einen Niederschlag von Calciumcarbonat ( Phase 1 ) feststellen.

Das Einleiten von CO<sub>2</sub> wandelt das Calciumcarbonat in Calciumhydrogencarbonat um, welches sich in Wasser löst.

Nun erhitzen wir die Calciumhydrogencarbonathaltige Lösung. Das Freiwerden von CO<sub>2</sub> verwandelt das Calciumhydrogencarbonat in Carbonat, welches als Niederschlag sichtbar wird.

Nun fangen wir das Ganze noch einmal an. Diesmal fügen wir jedoch eine Indikatorlösung hinzu, Bromthymolblau. Dieser Indikator ist in saurem Milieu gelb und in alkalischer Lösung blau.

Diese unterschiedlichen Übergänge und Reaktionen sind der Grund für bestimmte Kalkablagerungen, wie die Stalaktiten und Stalagmiten, aber auch die Bildung von Höhlen.



### 4. Abschnitt: Das Kalkgestein ( 2 min.)

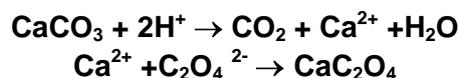
Das Calciumcarbonat ist ein in der Natur häufig vorkommender natürlicher Bestandteil. Es kommt genauso in kalkhaltigem Gestein vor als auch in anderen biologischen Produkten.

Nun tropfen wir einige Tropfen einer sauren Lösung auf einige Bröckchen Marmor. Das Freiwerden von CO<sub>2</sub> ist charakteristisch für die Präsenz von Carbonationen.

Wasser und eine alkalische Lösung hingegen greift den Marmor nicht an.

Nun wird auf das Kalkgestein wiederum etwas Säure getropft. Nun wird die Lösung mit etwas Ammoniumoxalat versetzt. Der entstehende Niederschlag charakterisiert die Präsenz von Calciumionen.

In der Praxis wird beispielsweise Kessel- oder Weinstein, welcher sich aus Calciumcarbonat zusammensetzt, durch eine Säure aufgelöst. Eine verkalkte Kaffeemaschine wird z.B. mit einer verdünnten Essig oder Zitronensäure durchspült. Der Kesselstein löst sich auf.

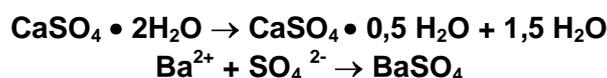


### 5. Abschnitt: Gips ( 2 min. + 20 sec.)

Calciumsulfat ist der Hauptbestandteil von Gips. Erhitzen wir zuerst etwas Gipsstein, um Gips zu produzieren. Es bildet sich Kondenswasser, welches einen Tropfen bildet. Dieser Tropfen verfärbt weißes Kupfersulfat blau. Ein Nachweis auf Wasser.

Wir arbeiten nun mit einer wässrigen Lösung, die vorher durch Gips gefiltert wurde. Der Nachweistest mit Bariumchlorid ergibt einen weißen Niederschlag, der das Sulfation charakterisiert und nachweist.

Eine saure Lösung reagiert z.B. nicht auf Gips, im Gegensatz zu den kalkhaltigen Gesteinen.



**6. Abschnitt: Zement (1 min. + 45 sec.)**

Zement ist ein Gemisch aus Siliciumoxid, Calcium, Aluminium und Eisen. Hergestellt vom Menschen durch das Erhitzen von Tonerde und von Kalkstein.

Die Haupteigenschaft ist die Massenzunahme durch Wasser. Ein Gemisch aus Zement, Sand und Kies ermöglicht die Herstellung von Beton.

Eine saure Lösung greift genauso gut den Zement an als auch den Beton, der deshalb Carbonationen enthalten muss.

**7. Abschnitt: Das Kalkbrennen ( 2 min + 45sec.)**

Als Probe nehmen wir 2 g Calciumcarbonat. Diese Probe wird nun in einen elektrischen Ofen gegeben. Sie bleibt nun für 15 min. bei 1000 °C. Die in den Ofen einströmende Luft wurde von CO<sub>2</sub> befreit. Die Luft jedoch, die den Ofen wieder verlässt, trübt Kalkwasser. Es ist also bei der Verbrennung CO<sub>2</sub> freigeworden. Das erlangte Produkt bezeichnet man als Calciumoxid oder auch ungelöschtem (oder Ätzkalk) Kalk. Wir erzielen die Masse von 1,1 g.

Nun fügen wir Wasser zum ungelöschten Kalk hinzu. Aus der Mischung wird sehr viel Wärme frei und es ergibt sich Calciumhydroxid oder auch Löschkalk. Wenn wir diese Lösung nun filtern, erhalten wir Kalkwasser.

**8. Abschnitt: Die Härte des Wassers ( 2 min.)**

Wir geben nun jeweils destilliertes Wasser und Mineralwasser in zwei verschiedene Reagenzgläser. Wir geben nun eine alkoholische Seifenlösung hinzu. Der Niederschlag beim Mineralwasser ist charakteristisch für hartes Wasser, d.h. es ist reich an Calciumionen. Hartes Wasser bildet oft schnell Kesselstein (Kalkstein), besonders wenn man es erhitzt. Ein Wasserenthärtungsmittel hält z.B. die Calciumionen zurück (bzw. fängt sie ein). Der gleiche Test zeigt, dass das Mineralwasser enthärtet wurde.

**Bemerkung:**

Die Seifen sind Salze der Fettsäuren ( RCOO<sup>-</sup> + Na<sup>+</sup> ); die Calciumsalze sind unlöslich.

**II. Teil: Schlussteil****9. Abschnitt: ( 35 sec.)**

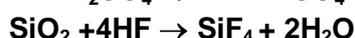
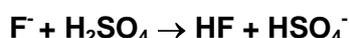
Im Gegensatz zu Kalk sind Glas oder auch einige Kunststoffe gegenüber sauren Lösungen resistent. Es ist jedoch immer möglich, ein Produkt zu finden, welches das anscheinend resistente Material angreifen kann. Flusssäure greift beispielsweise Glas dort an, wo es nicht durch eine Paraffinschicht geschützt ist.

Dieses Beispiel zeigt den Schülern, dass es wichtig ist, die chemischen Eigenschaften der Stoffe unserer Umwelt zu kennen.

**Bemerkung:**

Das Hydrogenfluoridgas (HF) oder die Fluss-Säure wird durch folgende chemische Reaktion dargestellt:

Schwefelsäure lässt man auf Calciumfluoridpuder (Flussspat) einwirken.



**Fragenkatalog für den Lehrer:**

1. Das Kohlenstoffdioxid ist ein schwereres Gas als Luft: Wie könnte man dies nachweisen?  
1 l CO<sub>2</sub> wiegt 1,8 g, könnt Ihr das Gasvolumen bestimmen, welches entweicht?
2. Löslichkeit: Notiere die Reaktionsgleichung, die die Reaktion zu Kohlenstoffdioxid wiedergibt? Wie kann man nachweisen, dass CO<sub>2</sub> in Wasser löslich ist?
3. Mineralwasser  
Welches Interesse könnte man haben, um CO<sub>2</sub> zu komprimieren?
4. Auslöschten von Kerzen - Kohlenstoffdioxidlöscher: Wie kann man feststellen, dass CO<sub>2</sub> eine größere Dichte besitzt als die Luft?
5. Bei der alkoholischen Gärung wird CO<sub>2</sub> freigesetzt.  
In welche Gefahr begibt sich ein Winzer, wenn er in den Weinkeller geht?

**Sequenz 3: Gleichgewicht von Kalk oder Calciumcarbonat:**

- Beschreibe die drei Phasen des Experiments.
- Das CO<sub>2</sub>, welches im Wasser vorhanden ist, löst Kalkstein. In welcher Phase sieht man dieses Phänomen?
- In Höhlen lagert sich der Kalk in Stalaktiten ab. In welcher Phase kann man dieses Phänomen sehen?

**Sequenz 4: Das Kalkgestein**

- Schreibe die Formel von Calciumcarbonat.
- Welches sind die vorkommenden Ionen?
- Wie kannst Du das Carbonation charakterisieren?
- Wie kannst Du das Calciumion charakterisieren?
- Um eine Kaffeemaschine zu entkalken, benutzt man eine saure Lösung. Welches Gas wird dann freigesetzt?

**Sequenz 5: Gips**

- Schreibe die Formel von Calciumsulfat auf.
- Welches sind die vorkommenden Ionen?
- Wie wird das Sulfation charakterisiert?

**Sequenz 6: Der Zement**

- Welche Veränderungen erleidet der Zement und der Beton in Präsenz von Wasser?

**Sequenz 7: Das Kalkbrennen**

- Schreibe die chemische Reaktion auf, die sich bei hoher Temperatur beim Kalkbrennen abspielt.
- Wie kann man den Ätzkalk löschen?
- Wie stellt man Kalkwasser her?

**Sequenz 8: Die Härte des Wassers**

- Welches Ion kommt zahlreich in hartem Wasser vor?
- Wie kannst Du hartes Wasser charakterisieren?
- Welches ist der Hauptbestandteil von Kesselstein?

- Wie kann man hartes Wasser enthärten?
- Nenne zwei häusliche Nachteile von einem harten Wasser.

**Sequenz 9:**

- Beschreibe, wie man Glasgravuren herstellt?