

## Übersicht über die Stationen:

### I. Säuren

Stationsname	Niveau	Seite
Säuren- und Laugenindikator	☉ ! ★	9
Kohlensäure	☉ ! ★	11
Salzsäure (1)	☉ ! ★	13
Salzsäure (2) / Kalk	☉ ! ★	15
Schwefelsäure	☉ ! ★	17
Weitere Säuren im Versuch	☉ ! ★	19
Weitere Säuren im Überblick	☉ ! ★	21
16 Zusatzexperimente (Teil 1)	☉ ! ★	23
16 Zusatzexperimente (Teil 2)	☉ ! ★	25
16 Zusatzexperimente (Teil 3)	☉ ! ★	27

### II. Laugen (Basen)

Stationsname	Niveau	Seite
Natronlauge	☉ ! ★	29
Calciumlauge	☉ ! ★	31
Weitere Laugen / Ammoniak / Seifenlauge	☉ ! ★	33
Zusatzexperimente	☉ ! ★	35

### III. Salze

Stationsname	Niveau	Seite
Neutralisation	☉ ! ★	37
Kochsalz (NaCl)	☉ ! ★	39
Weitere Salze	☉ ! ★	41
Zusatzexperimente	☉ ! ★	43

### IV. Stickstoffkreislauf

Stationsname	Niveau	Seite
Flüssiger Stickstoff	☉ ! ★	45
Stickstoffverbindungen	☉ ! ★	47



## V. Smog

Stationsname	Niveau	Seite
Staub	☉ ! ★	49
Schmutz	☉ ! ★	51

## VI. Die homologe Reihe der Kohlenwasserstoffe

Stationsname	Niveau	Seite
Alkane (1)	☉ ! ★	53
Alkane (2)	☉ ! ★	55
Alkene / Alkine	☉ ! ★	57

## VII. Kunststoffe

Stationsname	Niveau	Seite
Thermoplaste	☉ ! ★	59
Duroplaste	☉ ! ★	61
Elastomere	☉ ! ★	63
Geschäumte Kunststoffe & Herstellungsverfahren	☉ ! ★	65
Zusatzexperimente	☉ ! ★	67

## VIII. Atome

Stationsname	Niveau	Seite
Makrokosmos	☉ ! ★	69
Mikrokosmos	☉ ! ★	71
Einzelatom	☉ ! ★	73
Atommodell von Niels Bohr	☉ ! ★	75
Rutherford / Spins / Quantentheorie	☉ ! ★	77
Radioaktivität	☉ ! ★	79
Kettenreaktion	☉ ! ★	81

# Inhalt

	<u>Seite</u>
Übersicht über die Stationen .....	4–5
Einsatz der Materialien .....	6
Vorbemerkungen/Methodisch-didaktische Hinweise .....	7–8
<b>I. Säuren</b> .....	<b>9–28</b>
<b>II. Laugen (Basen)</b> .....	<b>29–36</b>
<b>III. Salze</b> .....	<b>37–44</b>
<b>IV. Stickstoffkreislauf</b> .....	<b>45–48</b>
<b>V. Smog</b> .....	<b>49–52</b>
<b>VI. (Die homologe Reihe der) Kohlenwasserstoffe</b> .....	<b>53–58</b>
<b>VII. Kunststoffe</b> .....	<b>59–68</b>
<b>VIII. Atome</b> .....	<b>69–82</b>
Lernkartei.....	83–86
Stationenlaufzettel .....	87
Schlussbemerkungen des Autors .....	88

**TIPP:** Bevor Sie in das Kapitel Kunststoffe einsteigen, empfiehlt es sich, mit der

**Arbeitsgemeinschaft Deutsche Kunststoffindustrie**  
**Mainzer Landstraße 55**  
**60329 Frankfurt a.M.**  
**Tel.: +49 69 25561303**

Kontakt aufzunehmen. Auf Anfrage verschicken sie den Band „Kunststoffe. Werkstoffe unserer Zeit“ im Klassensatz und was noch wertvoller ist, eine Box mit Kunststoffteilen zu den verschiedenen Arten, die es bei Kunststoffen gibt. Zu jeder Sorte sind auch viele Muster zum Experimentieren vorhanden. Daneben gab es eine größere Beispielbox mit Kunststoff-Fasern, einer Spinnöse und Weiteres zur Vorführung vor der Klasse.

## Einsatz der Materialien

Sehr geehrte Kolleginnen und Kollegen,

dieses Werk zum **Stationenlernen Chemie 9/10** soll Ihnen ein wenig Ihre alltägliche Arbeit erleichtern. Dabei war es mir besonders wichtig, Stationen zu kreieren, die möglichst schüler- und handlungsorientiert sind und mehrere Lerneingangskanäle ansprechen. Denn nur so kann das Wissen langfristig gespeichert und auch wieder abgerufen werden. Durch den individuell ausfüllbaren Laufzettel wird bei dieser sehr differenzierten Arbeitsform stets der Überblick gewahrt. Die Materialien eignen sich auch hervorragend für die Selbstlernzeit oder als Ausgangspunkt für Gruppendiskussionen.

### Das Heft ist in folgende Bereiche aufgeteilt:

- Säuren
- Laugen (Basen)
- Salze
- Stickstoffkreislauf
- Smog
- Die homologe Reihe der Kohlenwasserstoffe
- Kunststoffe
- Atome

### Stationen:

Die Stationskarten enthalten keine Nummerierung, um einen flexiblen Einsatz zu gewährleisten. So kann jeder selbst entscheiden, welche Stationen er bearbeiten möchte. Die Stationen können in Einzel-, Partner- oder Kleingruppenarbeit erarbeitet werden, je nach Vorliebe der Lehrperson bzw. der Klasse. Jede Stationskarte hat einen zum Thema passenden Versuch auf der Vorderseite, sowie anschließende Fragen inkl. Infotext mit versteckten Lösungen auf der Rückseite. Zu jedem Kapitel stehen mehrere Zusatzexperimente zur Verfügung. Diese beinhalten keine Aufgaben/Lösungen.

### Lernkartei:

Am Ende des Buches sind mehrere Merkkarten zu chemischen Vorgängen/Begriffen angeführt, die für den Schüler als Lernkartei zur häuslichen Nacharbeit kopiert werden können.

### Differenzierung der Aufgaben:

Innerhalb der Bereiche gibt es drei Schwierigkeitsstufen zur Differenzierung.

⊙ = grundlegendes Niveau      ! = mittleres Niveau      ★ = erweitertes Niveau

Aufgaben zum grundlegenden Niveau sollten von allen Schülern bearbeitet werden. Aufgaben mit mittlerem Niveau bieten Erweiterungen und höhere Anforderungen als das grundlegende Niveau. Die Aufgaben des erweiterten Niveaus sind sogenannte Expertenaufgaben und enthalten vertiefende oder weiterführende Inhalte.

### Lösungen:

Wer die Aufgaben der Schüler korrigiert, hängt zum einen von der Lerngruppe und zum anderen von den Vorlieben des unterrichtenden Lehrers ab. So kann dieser die Verbesserung der Schüleraufgaben selbst übernehmen, oder diese Aufgabe in die Verantwortung der Schüler übergeben. Die passenden Lösungen befinden sich dann direkt auf der Rückseite im aufgeführten Infotext integriert. Das fordert aufmerksames Lesen und fördert die einfache Selbst-

## Vorbemerkungen / Methodisch-didaktische Hinweise

Wenn man chemische Inhalte lehren oder lernen will, steckt man oft in einem Dilemma. In den meisten Ländern wurden die naturwissenschaftlichen Disziplinen zu einem Sammelfach aus Biologie, Physik und Chemie zusammengefasst. Damit ist man gezwungen einerseits zu denken wie ein Physiker, beim Themenwechsel ggf. wie ein Chemiker und die Biologen denken ebenfalls anders. Als Beauftragter mit dem Sammelfach werden wir gezwungen, uns als kleine Universalgenies zu entpuppen, was vielen von uns bestimmt nicht leicht fällt. Gerade wenn es sich um Themen innerhalb der Genetik dreht, kommt der Biologe nicht umhin, auch die chemischen Aspekte zu beleuchten, der Physiker, der Optik auf der Themenagenda hat, landet allzu gerne sogar, wenn er die Farbenlehre zum Inhalt hat, bei der bildenden Kunst, bzw. dem bildnerischen Gestalten und bei deren völlig anderen Interpretation der Farbmischung. Was wäre der Chemiker mit seinem Periodensystem, wenn er nicht gleichzeitig den physikalisch beschriebenen Atombau und die Zusammensetzung von Molekülen mit ihren elektrischen Anziehungs- und Abstoßungskräften auf dem Schirm hat? Er könnte nicht einmal beschreiben, weshalb manche Elemente bevorzugt Verbindungen eingehen und warum andere Elemente dabei außen vor bleiben. Manches greift noch nicht ineinander. Die Ausbildung unterscheidet immer noch streng die Einzeldisziplinen. In dem Bereich gehen der Schulalltag und seine Fächerausrichtung und die Ausbildungsgänge an Haupt-, Werkreal-, Gemeinschafts-, Gesamtschulen einerseits und Gymnasien und Hochschulen klar auseinander.

Diese Sammlung versucht die Experimente nach den Themengruppen (z. B. Säuren, Laugen, Salze – die irgendwie zusammengehören – Kunststoffe, Atombau usw.) zu ordnen und systematisch aufzubauen. Viel zu oft begegnen uns Sammlungen von Experimenten mit einem wilden Durcheinander an lohnenswerten Forschungsgebieten, völlig ungeordnet und wenn doch, wird ein Thema mit wenigen Experimenten abgehandelt. Das soll hiermit behoben werden. Eine gewisse Struktur mit der Bemühung, dass ein auf einer Grundlage aufbauendes Grundwissen generiert wird, das Achten auf altersgerechte Darstellung und dass mehrere Stationen nebeneinander oder nacheinander folgend mit anschließenden Vertiefungsaufgaben oder auch weiterführenden Anregungen geboten werden, war der Grundgedanke zu dieser Sammlung für neunte und zehnte Klassen. Dabei soll an alle gedacht werden: An jene, denen schon grundlegende Sachverhalte genügen, aber auch jene, die darüber hinaus noch mehr erfahren wollen. Diese dürfen gern nachrecherchieren. Heutzutage haben wir Gott sei Dank Internet. Nutzen wir es zur weitergehenden Informationsbeschaffung. Dazu sollte es in erster Linie genutzt werden.

Manche Experimente werden immer und überall im Zusammenhang mit Säuren und Laugen beschrieben, wie z.B. der Versuch mit dem Rotkohlsaft. Andere mögen neu und unbekannt sein. Immer gilt für die Lehrperson: Bevor es in der Unterrichtung eingesetzt wird, sollte es selbst einmal mit Erfolg durchgeführt worden sein. Wenige Experimente werden nur für erfahrene Lehrkräfte aufgeführt. Die Schülerinnen und Schüler sollen aber selbst experimentieren, deshalb wurden Versuche mit einem gewissen Gefahrenpotential oder einem hohen Materialaufwand bzw. Schwierigkeitsgrad meist nicht berücksichtigt. Beachten Sie die Gefahrstoffverordnung. Auf Experimente, die Chemikalien benötigen, die hinterher nur schwer zu entsorgen sind, wurde aus gutem Grund verzichtet. Deshalb konnte auf eine ständige Abbildung von Gefahrensymbolen verzichtet werden. Diese sollten aber bekannt sein. Klar ist: Säuren und Laugen sind ätzend. Flüssiger Stickstoff birgt Gefahren bezüglich Kälteverbrennungen und für die Augen. Kunststoffe sollte man nicht in jedem Fall einfach Flammen aussetzen, da sogar Dioxine freigesetzt werden können. Solche Experimente wurden ausdrücklich als Lehrerversuche gekennzeichnet, sie erfolgen „auf eigene Gefahr“. Diese Kategorie von Experimenten war

Säuren - und Laugenindikator**Du benötigst:**

- ✓ einen Kopf Rotkohl (Blaukohl, Rotkraut) aus der Gemüseabteilung eines Lebensmittelhändlers
- ✓ ein hitzebeständiges Glas mittelgroß, zweites Glas
- ✓ Teklubrenner, Spiritusbrenner oder Gasbrenner
- ✓ ein Dreibein, Drahtnetz, Küchentrepp, ggf. ein Sieb
- ✓ Schutzbrille
- ✓ alternativ würde auch eine Herdplatte und ein Topf dasselbe Ergebnis ergeben.

**Durchführung:** Experiment 1:

Löse vom Rotkohl ein paar Blätter und lege sie in das Glas, das mit soviel Wasser gefüllt wurde, dass die Blätter bequem darin schwimmen können. Die Blätter können wir auch zerreißen, falls sie zu groß sind. Als nächstes erhitzen wir das Wasser, bis es kocht und lassen das Ganze fünf bis zehn Minuten kochen. Wenn sich das Wasser gut blau-rot verfärbt hat, lassen wir es abkühlen. Nach dem Abkühlungsprozess schütten wir das gefärbte Wasser in ein bereitstehendes zweites Glas ab (wenn Blätterstücke darin schwimmen mit dem Sieb).

Den Küchentrepp (farbloses Löschpapier funktioniert auch) zerschneiden wir nun in circa ein Zentimeter breite Streifen und tränken diese rund eine Minute in der Rotkohl-Lösung. Den Streifen sollte man trocknen lassen. In angefeuchtetem Zustand zeigt er auch schon zuverlässig an, ob es sich um eine Säure oder Lauge handelt. Den Rest der Flüssigkeit bewahren wir auf.

Alternativ könntest du den Rotkohl fein zerschneiden, in ein Glas geben und mit heißem Wasser übergießen um den Sud danach eine gute halbe Stunde ziehen zu lassen. Den gesiebten Saft kannst du dann, wie auch denselben Saft vom Ursprungsversuch in ein sauberes Fläschchen abfüllen und dieses mit dem Namen „Indikator“ beschriften. Die Rotkohl-Lösung sollte aber in den nächsten Tagen eingesetzt bzw. verwendet werden. Im Lauf der Zeit zersetzt sie sich und beginnt unangenehm zu riechen. Die verbleibenden Rotkohl-Stücke werden nun nicht mehr gebraucht und können entsorgt werden.

Experiment 2:

Mit Heidelbeeren, Brombeeren oder Erdbeeren lässt sich genauso gut eigenes Lackmuspapier herstellen. Wenn alle Stiele entfernt sind, gibt man die Beeren in eine Schale und zerdrückt sie. Mit zugemischtem Wasser kann daraus ein Saft entstehen. Den Streifen aus Küchentrepp hineinlegen und gut einfärben. Danach trocknen lassen.

Manche Chemiker verwenden für die Indikator-Herstellung destilliertes Wasser. Damit der Indikator später richtig anzeigt, ist das aber keine Bedingung.

Experiment 3:

Schütte etwas von deinem Rotkohlsaft bzw. dem Beerensaft in ein sauberes Gefäß um. Träufle in die Flüssigkeiten etwas Zitronensäure (aus dem Handel oder von einer angeschnittenen Zitrone). Beobachte die Farbveränderung. Probiere dasselbe auch mit Essig aus, der aber ziemlich klar sein sollte.



Säuren - und Laugenindikator

In jeder Chemikaliensammlung stehen Tropf-Fläschchen, manchmal sogar große Flaschen mit einem Vorrat an Universalindikatorlösung. Diese Flüssigkeit ist sehr lange haltbar und hat nicht den Nachteil unseres Rotkohl-Saftes, der nach nicht allzu langer Zeit unangenehme Gerüche verbreitet. In einem Universalindikator ist, wie der Name schon sagt, eine ganze Reihe von Anzeigesubstanzen versammelt. Sie werden vielfach aus mehreren pflanzlichen Stoffen gewonnen und so konstruiert, dass sich mit jeder Einheit auf einer Skala von 0 bis 14 die Farbe merklich verändert. Sie variiert von dunklem Rot (sehr stark sauer, Skala 0 – 3), zu hellem Rot bis Orange und Gelb (sauer, Skala 4 – 6). Grün bedeutet neutral (Skala 7). Jenseits von Grün werden die Substanzen basisch, über Blautöne (Skala 8 – 10) nach Violett (Skala 11 – 14), was stark basisch bedeutet. Die Werte nennt man pH-Wert. Das p steht für den mathematischen Begriff Potenz, das H für Wasserstoff (Hydrogenium), genauer für Wasserstoffionen (dazu später mehr). *Siehe Umschlagseite 2.* Das Ändern der Aktivität und der Anzahl dieser Ionen machen den eher sauren bzw. basischen Charakter eines Stoffes aus.

Daneben befinden sich in den Chemieschränken oft Lackmuspapiere, gewöhnlich auf Rollen, von denen man sich kurze Stücke abreißen kann. Das Lackmus ist ein Pflanzenfarbstoff, ähnlich wie der in unserem Rotkohl-Saft. Der Farbstoff im Rotkohl heißt Cyanidin. Er wird rot, wenn er mit Säure in Berührung kommt – daher der Name Rotkohl – und blau bei Laugen, ja sogar grün und gelb, wenn die Lauge sehr stark ist. Wir beschränken uns aber, wenn möglich, auf schwache Säuren bzw. Laugen. Beim Verdünnen mit Wasser werden Wasserstoffionen an das Wasser abgegeben, damit wird zum Beispiel eine Säure entschärft.



**Die Begriffe basisch und alkalisch bedeuten übrigens dasselbe und stehen für eine Lauge.**

- ! Aufgabe:** *Nimm eine Tasse schwarzen Tee, er darf auch kalt sein, und träufle etwas Zitrone hinein. Beobachte! Ähnlich wie unser Rotkohl-Saft reagiert auch der Tee mit einer Farbänderung auf Saures.*
- Zusatz:** *Überprüfe auch normales Leitungswasser mit Rotkohl-Saft, Lackmuspapier und Universalindikator. Selbst Regenwasser oder Wasser aus einer Pfütze oder einem See sind interessant. Eventuell kannst du mit der Vorgehensweise auch „sauren Regen“ nachweisen, bzw. beweisen, dass es so etwas gibt.*
- ⊙ Aufgabe:** *Nimm ein paar Radieschen, schneide die Schale herunter, verkleinere die Schale und gib sie in ein Reagenzglas. Ein paar rote Rosenblätter gibst du in ein weiteres Reagenzglas. In beide Gläschen gibst du farblosen Essig oder Zitronensaft, bis alles gut mit der Flüssigkeit bedeckt ist. Mit dem Daumen verschließt du die Reagenzgläser und schüttelst die Radieschen- und Rosenblätter gut durch. Stell die Gläser in einem Reagenzglashalter ab und lasse alles rund zehn Minuten aufeinander einwirken. Schau nach, ob sich eine Farbänderung ergeben hat. Erkläre.*
- ★ Aufgabe:** *Auch Erden können sauren oder alkalischen Charakter annehmen. Deshalb wissen Gärtner oder Landwirte gerne, ob ihr Boden eher sauer oder alkalisch ist, damit sie ihre Bepflanzung entsprechend einrichten können. Heidelbeeren gedeihen z. B. besonders gut auf sauren Böden. Das muss nicht unseren Rotkohl-Farben entsprechen. Versuche zu ermitteln, auf welchen Böden die eine oder andere Farbe auftritt.*  
*Kannst du weitere Beispiele finden?*

## Kohlensäure

**Vorarbeit:** Eiswürfel herstellen

**Du benötigst:**

- ✓ eine Flasche saures Mineralwasser (kein süßes!)
- ✓ einige Reagenzgläser und Halter
- ✓ Universalindikatorlösung
- ✓ Gasbrenner, Spiritusbrenner oder Teelichter

**Durchführung:**

Experiment 1: Schütte etwas von deinem Universalindikator in das Reagenzglas, sodass es gerade den Boden bedeckt. Fülle das Glas bis rund einen Zentimeter zur Öffnung mit saurem Mineralwasser auf. Verschließe es mit dem Daumen und schüttle. Nun muss man solange schütteln, bis der im Glas verteilte Universalindikator von der roten Farbe ins Gelbe wechselt und am Schluss grün wird. Das kann dauern. Man sollte den Daumen während des Schüttelns stets auf dem Glas lassen und lediglich von Zeit zu Zeit anheben, um auftretendes Gas entweichen zu lassen. **Achtung:** Universalindikator hinterlässt auf der Kleidung Flecken, die nur schwer wieder zu entfernen sind.

Experiment 2: Mit derselben Vorgehensweise (saurer Sprudel in Universalindikator) wird nicht geschüttelt, sondern das viel schnellere Verfahren des Erhitzens angewendet. Halte das Reagenzglas mittels Halter mit dem unteren Drittel in die oder unmittelbar neben die Flamme. Das Reagenzglas sollte in der Flamme hin und her bewegt werden. Es gilt wie immer: **Die Öffnung darf nie in die Richtung eines Mitschülers zeigen!** Es wird langsam und vorsichtig erhitzt, damit nichts von der Lösung aus dem Glas herausschießt, was bei Reagenzgläsern aufgrund der geringen Flüssigkeitsmenge leicht der Fall sein kann.

Experiment 3: Falls eine graue Druckgasflasche mit  $\text{CO}_2$  zur Verfügung steht, kann man einen Erlenmeyerkolben mit  $\text{CO}_2$  befüllen, das darin befindliche Gas abdecken und schräg mit der Öffnung nach unten in eine größere Wanne mit Wasser stellen. Die Öffnung muss unterhalb des Wasserspiegels sein und bleiben. Stelle die Versuchsanordnung an einen sicheren Platz und sieh nach mehreren Tagen nach, ob sich etwas verändert hat.

Experiment 4: Leite aus der Kohlenstoffdioxidflasche  $\text{CO}_2$  über einen Schlauch in eine Schüssel mit Wasser, das mit Universalindikator grün eingefärbt wurde. Beobachte die Farbänderung vor allem an der Stelle, an der das  $\text{CO}_2$  in das Wasser eintritt.

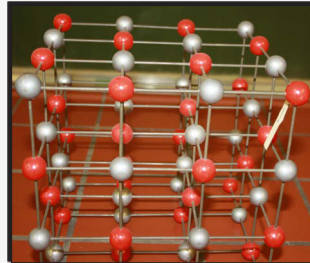
Experiment 5: Verbrenne Papier oder Holz und fange den entstehenden Rauch in einem Glaskolben auf. Gib anschließend etwas Wasser hinzu, das mit Universalindikator versetzt wurde. Verschließe den Kolben mit der Hand und schwenke ihn hin und her, bis das Wasser gelb bis leicht rosarot wird.

Experiment 6: Fülle ein Glas mit Leitungswasser und ein zweites Glas mit kohlesäurehaltigem Mineralwasser. Lass in jedes der Gläser hintereinander mehrere Rosinen fallen. Beobachte und vergleiche. Führe das Experiment auch mit anderen leichten Gegenständen wie z. B. Erbsen durch.



Neutralisation

Zu **Experiment 1 und 2**: Säuren kann man mit Laugen neutralisieren, Laugen mit Säuren. Bei der Reaktion beider entsteht Salz. Da wir Natronlauge (NaOH) mit Salzsäure (HCl) neutralisiert haben, hat sich Wasser gebildet ( $H_2O$ ) und NaCl. Letzteres ist das uns allen bekannte Kochsalz. Beim Eindampfen entschwindet das Wasser und die übrigen Teilchen verbinden sich zu Salzkristallen. Salze bilden immer Kristallformen aus.



Bei **Experiment 3** entsteht ein anderes Salz, wenn du Kalkwasser und Schwefelsäure miteinander vermischt. Aufgrund der Ausgangsstoffe kann kein NaCl entstehen. Aber es ist ein Salz entstanden. Folglich existieren verschiedene Salze.

Die Bildung aus Salzen gestaltet sich auf vielerlei Arten. Das häufigste Beispiel ist die Kochsalzbildung aus Natronlauge und Salzsäure. Wir Menschen benötigen täglich nur geringe Mengen, d.h. wenige Gramm, davon. Das Natrium ist als Spurenelement notwendig, weil es die Zellen öffnen kann, es hilft also beim Stoffwechsel. Mit seiner Hilfe kann sich Magensäure bilden. Die meisten Lebensmittel beinhalten Kochsalz, egal ob Brot, Speck, Fisch, Ketchup oder anderes. Oft wird es auch zur Konservierung eingesetzt. In unseren Nahrungsmitteln ist genug Salz enthalten, sodass man generell auf Nachsalzen verzichten kann.

Bei der Neutralisation von Kalilauge mit Salzsäure bildet sich Kaliumchlorid (auch ein Salz), bei Natronlauge mit Kohlensäure kann man Soda (Natriumcarbonat) gewinnen, Kalkwasser mit Schwefelsäure ergibt Gips (Calciumsulfat) und beim Zusammengehen von Kalkwasser und Kohlensäure entsteht Kalk (Calciumcarbonat). Die Atmosphäre war vor vielen Millionen Jahren nicht wie heute. Der  $CO_2$ -Anteil war viel höher. Ein enormer Anteil landete in den Meeren und bildete dort mit dem Calcium am Boden Calciumcarbonat. Nebenprodukt ist jeweils Wasser ( $H_2O$ ). Die Bildung von Wärme ist ein Zeichen, dass eine chemische Reaktion stattfindet. Eine interessante Feststellung ist, dass Kalk und Gips auch zu den Salzen gehören.

Beim Zusammenkommen einiger geraspelter Zinkteile mit Salzsäure geschieht der bereits erwähnte Zusammenhang, dass Säuren mit unedlen Metallen reagieren. Das Reaktionsergebnis heißt Zinkchlorid und ist ebenfalls ein Salz. Magnesium und Schwefelsäure ergeben Bittersalz (Magnesiumsulfat). Bei der zu beobachtenden Reaktion wird jeweils Wasserstoff freigesetzt.

- !** **Aufgabe:** Überprüfe Lebensmittelverpackungen, ob darauf der Gehalt an Salz bzw. Natriumchlorid vermerkt ist. Findest du auch Mengen- oder Prozentangaben? Erstelle eine Liste sämtlicher Lebensmittel, die Salz enthalten.
- ⊙** **Aufgabe:** Chlor und Natrium sind für uns gefährliche Stoffe. Weshalb ist aber Kochsalz für den Menschen lebensnotwendig? Erkläre.
- ★** **Aufgabe:** Beim Zusammenspiel von Schwefelsäure und Kalkwasser entsteht Gips und  $H_2O$ . Kannst du die Reaktionsformel erstellen?

Kochsalz (NaCl)

- Du benötigst:**
- ✓ kleine Proben Schinken, Fisch, Brot, Hackfleisch
  - ✓ ein Glas Wasser, reines Kochsalz, Petrischale, Faden, evtl. Teller
  - ✓ gesättigte Salzlösung, Löschpapier
  - ✓ eine feuerfeste Schale, einen Gasbrenner oder Spiritusbrenner
  - ✓ ein Dreibein mit Metallgitter, eine Magnesiumrinne oder Magnesiastäbchen
  - ✓ Salzsäure, eine Pipette, Löffel, Schere
  - ✓ Schutzbrille

**Durchführung:**

Experiment 1: Erhitze nacheinander die Proben von Schinken, Fisch, Brot und Hackfleisch, bis nur noch Asche übrig ist. Teile die Asche in zwei Hälften. Gib zu jeder zweiten Aschehälfte wenige Tropfen Salzsäure mit der Pipette. Glühe das Magnesiastäbchen an der Brennerflamme so lange aus, bis keine Flammenfärbung mehr feststellbar ist. Nimm von jeder mit Säure behandelten einzelnen Probe etwas auf ein Magnesiastäbchen und halte es in die Brennerflamme. Beobachte die Flammenfärbung.

Experiment 2: Erstelle im Wasserglas durch Einrühren einer genügenden Menge Kochsalz eine gesättigte Salzlösung. Gib einen Teil der Lösung in die Petrischale. Das Wasser kannst du einfärben, je nachdem, ob du farbige Kristalle züchten willst, oder nicht. Von der Höhe der ins Glas gefüllten Lösung hängt es ab, wie lange du warten musst, bis alles Wasser verdunstet ist. Den Rest des Wassers stellst du mit einem darauf befindlichen Deckel, z. B. einem Karton, an einen kühlen Platz. Stelle die Petrischale an einen warmen Platz, z. B. an eine sonnenbeschienene Fensterbank und warte mehrere Tage, bis das Wasser vollständig verdunstet ist. Übrig bleibt eine Salzkruste.

Nimm den Löffel und brich aus der Salzkruste ein Stück heraus. Um die Mitte des Löffels machst du nun mit dem Bindfaden einen Knoten, der überstehende Rest des Fadens sollte mehrere cm lang sein. Mit dem Ende umwickelst bzw. verknotest du das Stück Salzkruste. Lege den Löffel quer auf das nun offene Glas. Den Faden mit der Salzkruste lässt du ins Wasser sinken. Die Salzkruste sollte aber nicht am Glasboden aufliegen, sondern ungefähr in der Mitte der Flüssigkeit hängen. Nach einem und den darauf folgenden Tagen kannst du die Entwicklung beobachten.

Experiment 3: Schneide aus dem Löschpapier die Umrisse eines Weihnachtsbaumes aus. Lass unten am Stamm noch ein zwei cm langes und breiteres Stück übrig, das du umknicken kannst. Wenn du den Stamm breit genug geschnitten hast, sollte der gesamte Baum nicht umknicken. Das umgeknickte Stück dient als Standfläche. Gib soviel Salzlösung in die Schale oder den Teller, dass sie nicht nur den Boden bedeckt. Stelle den Baum in die Mitte und warte mehrere Tage.



## Atommodell von Niels Bohr

**Du benötigst:** ✓ ausreichend Knetmasse in verschiedenen Farben



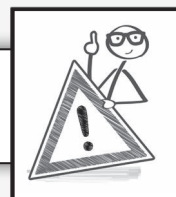
**Durchführung:**

**Experiment:** *Forme aus dem Knet eine größere Anzahl kleiner Kügelchen in mindestens zwei Farben. Füge die Kügelchen so aneinander, dass sich stets zwei Farben gegenüber liegen und das Ganze einen Quader ergibt. Du hast ein Molekül geschaffen, das der Vorstellung eines Kristalls mit Ionenbindung entspricht.*

**Besteht dein Quader aus lauter gleichfarbigen Knetkügelchen, so hast du etwas ganz Seltenes geschaffen: einen Reinstoff (= Element), der nur aus gleichen Atomen besteht.**

*Forme ein Wassermolekül mit einem roten Atom (für Sauerstoff) als Mitte und auf einer Seite im Abstand von rund 120 Grad je einem etwas kleineren weißen Atom (für Wasserstoff). Wähle weitere typische Moleküle wie Methan: innen ein schwarzes Kügelchen, außen herum im Abstand von 90 Grad vier kleinere weiße Kügelchen, oder Ammoniak: innen ein blaues, außen im Abstand von 120 Grad wieder drei weiße kleinere Kügelchen. Schwefeldioxid kannst du genauso wie ein Wassermolekül zusammenstellen, mit dem Unterschied, dass du in die Mitte ein gelbes statt eines roten Kügelchens nimmst.*

**Für den folgenden Text solltest du ein Periodensystem vor dich hinlegen, damit du immer wieder vergleichen kannst.**



Im **Periodensystem** ist der allererste Stoff **Wasserstoff** (H für Hydrogenium). Er besitzt im Kern ein Proton und außen herum saust ein Elektron. Diese Stückzahl von je einem Teilchen verleiht dem Wasserstoff die **Ordnungszahl 1**. Wasserstoff ist der Leichteste aller Stoffe. Er hat daher, wie man aus dem Periodensystem herauslesen kann, das kleinste **Atomgewicht** (relative Atommasse) von 1,008. Er war sozusagen der häufigste Stoff nach dem Urknall und ist an unzähligen chemischen Verbindungen beteiligt. Hat der Wasserstoff im Kern noch ein Neutron, wird er schwerer Wasserstoff oder Deuterium genannt, hat er sogar zwei Neutronen gilt er als super schwerer Wasserstoff und heißt Tritium. Von der Norm abweichende Stoffe durch mehr oder weniger Neutronen wie Deuterium und Tritium werden als Isotope bezeichnet. Auf der Sonne werden in einem Vorgang, der als Kernfusion bezeichnet wird, riesige Mengen Wasserstoff in Helium umgewandelt. Dabei entsteht die Sonnenhitze. Die Sonne brennt regelrecht und das sogar ohne Sauerstoff, wobei man trotzdem wissen sollte, dass eine irdische Verbrennung ohne Sauerstoff nicht erfolgen kann. Pro Sekunde wandelt die Sonne 600 Millionen Tonnen Wasserstoff in 596 Millionen Tonnen Helium um. Da kann man sich vorstellen, dass irgendwann einmal dieser Brennstoff verbraucht sein wird und die Sonne mit all ihren Folgen verglüht. Aber das wird erst in ein paar Milliarden Jahren der Fall sein.

Der zweite Stoff mit der Ordnungszahl 2 ist das **Helium**. Es hat, wie die Ordnungszahl verrät, zwei Protonen im Kern und zwei Elektronen außen. Die Elektronen neigen zur Paarbildung und bewegen sich auf den sogenannten Elektronenschalen. Wem diese Vorstellung zu einfach ist, kann die Aufenthaltsorte der Elektronen auch als Orbitale bezeichnen. Das sind Strukturen, die oft keulenartig gezeichnet werden. Sie beschreiben aber nur Räume, in denen die Elektronen mit großer Wahrscheinlichkeit vorkommen. Niemand kann annähernd genaueres sagen, aber seit der Quantenphysik haben sich viele neue Rätsel aufgetan.

## Atommodell von Niels Bohr

Deshalb wollen wir uns hauptsächlich mit den Atommodellen, die in der Hauptsache auf den Dänen Niels Bohr zurückgeführt werden können, beschränken. Mit dem Helium ist die erste Elektronenschale bereits voll: Auf der Außenschale 1 haben also maximal zwei Elektronen Platz. Die jeweiligen Außenschalen sind extrem wichtig, denn sie bestimmen die Trägheit oder Reaktionsfreudigkeit eines Atoms. Helium ist ein **Edelgas** und extrem reaktionsträge.

Der Stoff mit der Ordnungszahl 3 ist das **Lithium**, ein **Alkalimetall**. Da die erste Elektronenschale bereits voll ist, muss mit dem Lithium eine neue, zweite Schale aufgemacht werden. Das dritte Elektron findet dort seinen Platz. Den Elektronen sind volle Schalen am genehmsten, weshalb das Lithium liebend gern das einzelne Elektron außen abgeben möchte. Das macht den Stoff so gefährlich, weil er dadurch extrem reaktionsfreudig ist, vor allem mit Wasserstoff oder Chlor. Die Ordnungszahl besagt also die Anzahl der Elektronen und Protonen im Atom, abweichende Neutronenzahlen lassen es zur Stoffgruppe zugehörig bleiben, aber es wird zum Isotop. Entscheidend für chemische Reaktionen sind eindeutig die Elektronen und hier vor allem die auf den Außenschalen. Wenn die Ordnungszahl bekannt ist, kann man jedes Atom mit der Anzahl seiner Teilchen bestimmen. Die zweite Elektronenschale ist voll, wenn zu den inneren beiden acht weitere Elektronen hinzugekommen sind, die dritte Schale kann ebenfalls acht Elektronen aufnehmen, die vierte Schale sogar 18, die fünfte Elektronenschale ebenfalls 18 Elektronen. Die sechste und siebte Schale sind komplizierter, denn ab Ordnungszahl 58 muss man die Gruppe der **Lanthanoide** einschieben und ab Ordnungszahl 90 die **Actinoide**. Die Lanthanoide sind sich sehr ähnlich und schwer zu unterscheiden. Die Actinoide sind ausnahmslos radioaktiv. Darunter befinden sich beispielsweise Uran und Plutonium.

Die Stoffe mit einer vollen äußeren Elektronenschale bilden eine besondere Stoffgruppe, die **Edelgase**. Sie können kein weiteres Elektron gebrauchen und wollen auch keines abgeben. Deshalb sind sie unter allen Stoffen die reaktionsträgsten und gehen so gut wie gar keine Verbindungen mit anderen Stoffen ein, daher werden Edelgase gern als Trennstoff zwischen anderen Stoffen verwendet oder als Puffer bei chemischen Anwendungen. Am reaktionsfreudigsten zeigen sich Stoffe, bei denen auf der Außenschale entweder ein einzelnes Elektron sitzt oder fehlt, um eine volle Außenschale zu haben. Beispielsweise kann Chlor ein Atom gebrauchen, dann wäre die äußere Schale voll, deshalb ist Wasserstoff das ein Elektron abgeben kann ein idealer Partner. HCL kennen wir schon, das ist Salzsäure. Natrium hat ein Elektron auf der Außenschale abzugeben und Chlor kann eines gebrauchen. NaCl heißt die zwangsweise Verbindung. Auch der Stoff ist allen als Küchensalz bekannt. Sauerstoff (O) hat auf der äußeren Schale sechs Elektronen, könnte demzufolge noch zwei gebrauchen. Also verbindet es sich mit gleich zwei H-Atomen und bildet Wasser ( $H_2O$ ). Sauerstoff gilt als Elektronenräuber. Wenn ein Stoff mehrere Partner braucht, dann verbindet er sich mit denen.  $H_2SO_4$ , die Schwefelsäure ist ein solcher. Kohlenstoff ist ein idealer Bindungspartner, denn er kann vier „fremde“ Elektronen an sich bringen. Wenn eines fehlt, kann er sogar Doppelbindungen mit einem weiteren Kohlenstoffatom eingehen.

Die Chemie steckt voller Möglichkeiten und kann fast unendlich viele Moleküle bilden. Die Atome können sich als Ketten, Ringe oder Gitter anordnen. Die Aminosäure Leucin hat als Spiegelbild-Molekül sogar verschiedene Eigenschaften. Der Zusammenbau ist absolut identisch, aber zeigt eine Seite nach links schmeckt sie bitter, zeigt sie nach rechts, schmeckt sie süß.

- ! **Aufgabe:** Ist das Schwefelatom gelb? Begründe deine Aussage ausführlich.
- ⊙ **Aufgabe:** Zeichne  $H_2SO_4$  mit allen Bindungen. Alle Außenschalen sollten voll sein.
- ★ **Aufgabe:** Suche zwei oder mehrere Stoffe aus dem Periodensystem und löse zeichnerisch, ob sie eine Verbindung eingehen können.



