minærva

C

2

SKRIPT

Teilchen und Atombau

Erklärskript

Die Aufgaben 36–72 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	**C2 Atombau**	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	C9 Kohlenwasserstoffe	C10 Alkohole, Ester

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht 4
1 Das Teilchenmodell: Aggregatzustände, Lösen, Diffusion 5
1.1 Stoffe bestehen aus Teilchen 5
1.2 Die Aggregatzustände 5
1.3 Schmelztemperatur und Siedetemperatur 6
1.4 Lösen im Teilchenmodell 6
1.5 Diffusion 7
1.6 Die Brown'sche Bewegung 8
2 Atome, Moleküle, Ionengruppen 9
2.1 Atome und Atomsymbole 9
2.2 Moleküle 9
2.3 Ionen und Ionengruppen 10
2.4 Stoffe nach ihren Teilchen ordnen 10
3 Rutherfords Streuversuch und das Kern-Hülle-Modell 12
3.1 Das Atommodell von Thomson 12
3.2 Der Streuversuch 12
3.3 Rutherfords Deutung: das Kern-Hülle-Modell 13
3.4 Die Bausteine der Atome 13
3.5 Wie klein sind Atome? 14
4 Schalenmodell, Ionisierungsenergie, Lewis-Schreibweise 15
4.1 Die Ionisierungsenergie 15
4.2 Das Schalenmodell 15
4.3 Das Energiestufenmodell 16
4.4 Die Lewis-Schreibweise 17
5 Das Periodensystem der Elemente 18
5.1 Mendelejew und Meyer 18
5.2 Ordnungszahl und Massenzahl 18
5.3 Gruppen und Perioden 19
5.4 Elementfamilien 19
6 Ionen und Edelgaskonfiguration 21
6.1 Die Edelgaskonfiguration 21
6.2 Ionenbildung 21
6.3 Die Ionenladung folgt aus dem Periodensystem 22
6.4 Warum gerade so viele Elektronen? 22

Worum es geht

Öffnet jemand in der Ecke des Klassenzimmers ein Parfümfläschchen, riecht man es nach kurzer Zeit im ganzen Raum. Ein Tropfen Tinte färbt ein ganzes Glas Wasser, ohne dass jemand umrührt. Eine Pfütze verschwindet in der Sonne, und an einer kalten Brille schlägt sich Wasser nieder, das vorher unsichtbar in der Luft war. Alle diese Beobachtungen haben eine gemeinsame Erklärung: Stoffe bestehen aus winzigen Teilchen, die ständig in Bewegung sind.

Dieses Skript erklärt zuerst, wie man mit einem einfachen Teilchenmodell Schmelzen, Sieden, Lösen und Durchmischen versteht, und welche Arten von Teilchen es gibt: Atome, Moleküle und Ionen. Dann geht es ins Innere der Atome. Ein berühmter Versuch von Ernest Rutherford zeigte vor gut hundert Jahren, dass ein Atom fast leer ist und einen winzigen Kern hat. Wie die Elektronen um diesen Kern angeordnet sind, verrät, warum das Periodensystem so aussieht, wie es aussieht, und warum Natrium und Chlor so gierig miteinander reagieren.

> **Teilchen und Atombau im Lehrplan.** G8: Klasse 8–9. G9: Klasse 8–9. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, viele nur von der Lehrkraft selbst.

1 Das Teilchenmodell: Aggregatzustände, Lösen, Diffusion

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Niemand hat je ein einzelnes Wasserteilchen mit bloßem Auge gesehen. Trotzdem sind Chemiker sicher, dass es Teilchen gibt: Viele Beobachtungen lassen sich nur erklären, wenn man annimmt, dass Stoffe aus sehr kleinen Bausteinen bestehen. Eine solche gedachte Vorstellung, die die Wirklichkeit vereinfacht beschreibt und Beobachtungen erklärt, nennt man ein **Modell**.

1.1 Stoffe bestehen aus Teilchen

Merksatz

Teilchenmodell (Stoffteilchenmodell):

- Jeder Stoff besteht aus winzigen Teilchen. Die Teilchen eines Reinstoffs sind untereinander gleich, die Teilchen verschiedener Stoffe sind verschieden.
- Zwischen den Teilchen ist leerer Raum.
- Die Teilchen sind ständig in Bewegung. Je höher die Temperatur, desto heftiger bewegen sie sich.
- Die Teilchen ziehen sich gegenseitig an.

Wichtig ist der Unterschied zwischen zwei Ebenen. Auf der **Stoffebene** beschreibt man, was man beobachten und messen kann: Farbe, Geruch, Aggregatzustand, Schmelztemperatur. Auf der **Teilchenebene** erklärt man diese Beobachtungen mit dem Verhalten der Teilchen. Ein einzelnes Teilchen hat selbst keine Farbe, keinen Geruch und keinen Aggregatzustand; diese Eigenschaften entstehen erst, wenn unvorstellbar viele Teilchen zusammenkommen.

Typischer Fehler

Falsch: Wenn Eisen erhitzt wird, dehnen sich die Eisenteilchen aus. Beim Schmelzen werden die Teilchen weich.

Richtig: Die Teilchen selbst bleiben gleich groß und unverändert. Sie bewegen sich heftiger und brauchen deshalb mehr Platz; beim Schmelzen verlassen sie ihre festen Plätze.

Man darf Eigenschaften des Stoffes nicht einfach auf die Teilchen übertragen.

1.2 Die Aggregatzustände

Wasser kommt als Eis, als flüssiges Wasser und als Wasserdampf vor. Diese drei Erscheinungsformen heißen **Aggregatzustände**: **fest**, **flüssig** und **gasförmig**. Das Teilchenmodell erklärt ihre Eigenschaften (Abbildung 15):

- **fest:** Die Teilchen sitzen dicht an festen Plätzen und schwingen nur ein wenig hin und her. Die Anziehung hält sie zusammen. Ein fester Körper hat eine feste Form und ein festes Volumen.
- **flüssig:** Die Teilchen sind noch dicht beieinander, können sich aber gegeneinander verschieben. Eine Flüssigkeit hat ein festes Volumen, nimmt aber die Form des Gefäßes an.
- **gasförmig:** Die Teilchen sind weit voneinander entfernt und fliegen schnell und ungeordnet durch den Raum, bis sie gegen andere Teilchen oder die Wand stoßen. Ein Gas füllt jeden Raum aus und lässt sich zusammendrücken.

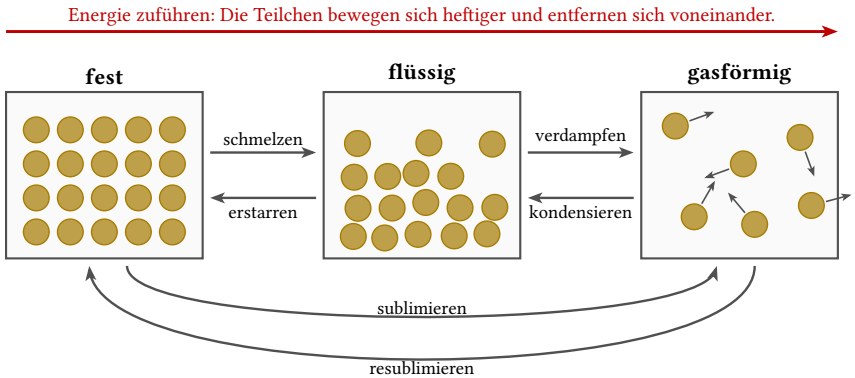


Abbildung 15: Die drei Aggregatzustände im Teilchenmodell und die Namen der Übergänge. Nach rechts muss Energie zugeführt werden, nach links wird sie abgegeben.

Die Übergänge zwischen den Aggregatzuständen haben eigene Namen: **Schmelzen** und **Erstarren**, **Verdampfen** und **Kondensieren**, **Sublimieren** (direkt von fest nach gasförmig, so verschwindet Schnee bei trockener Kälte, ohne zu

tauen) und **Resublimieren** (direkt von gasförmig nach fest, so entsteht Raureif). Verdampft eine Flüssigkeit unterhalb ihrer Siedetemperatur, etwa eine Pfütze in der Sonne, spricht man von **Verdunsten**: Dabei lösen sich nur die schnellsten Teilchen an der Oberfläche aus der Flüssigkeit.

1.3 Schmelztemperatur und Siedetemperatur

Erwärmt man Eis gleichmäßig und misst dabei die Temperatur, erhält man die Kurve in Abbildung 16. Auffällig sind die beiden waagerechten Stücke: Während das Eis schmilzt, bleibt die Temperatur bei 0 °C stehen, obwohl ständig Energie zugeführt wird. Genauso bleibt sie beim Sieden bei 100 °C.

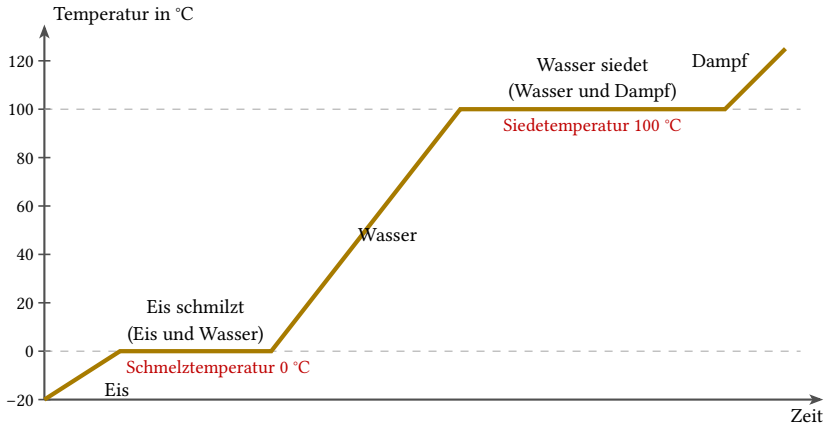


Abbildung 16: Erwärmungskurve von Wasser (schematisch). In Wirklichkeit dauert das vollständige Verdampfen bei gleicher Heizleistung etwa fünfmal so lange wie das Erwärmen des Wassers von 0 °C auf 100 °C.

Im Teilchenmodell ist das leicht zu verstehen. Solange die Temperatur steigt, bewegen sich die Teilchen immer heftiger. Beim Schmelzen dagegen wird die zugeführte Energie gebraucht, um die Teilchen aus ihren festen Plätzen zu lösen; beim Sieden, um sie ganz voneinander zu trennen. Erst wenn alle Teilchen den neuen Zustand erreicht haben, steigt die Temperatur weiter.

Definition

Die Temperatur, bei der ein Stoff schmilzt, heißt **Schmelztemperatur**; die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit siedet, heißt **Siedetemperatur**. Beide sind Kennzeichen eines Reinstoffs (bei normalem Luftdruck).

Stoff	Schmelztemperatur	Siedetemperatur
Sauerstoff	−219 °C	−183 °C
Stickstoff	−210 °C	−196 °C
Ethanol (Alkohol)	−114 °C	78 °C
Wasser	0 °C	100 °C
Eisen	1538 °C	2861 °C

Tabelle 8: Schmelz- und Siedetemperaturen einiger Stoffe (bei normalem Luftdruck, gerundet). Je stärker sich die Teilchen anziehen, desto höher liegen sie.

Ob ein Stoff bei Zimmertemperatur fest, flüssig oder gasförmig ist, hängt also davon ab, wie stark sich seine Teilchen anziehen. Sauerstoffteilchen ziehen sich nur schwach an; schon die Bewegung bei −183 °C reicht, um sie zu trennen. Eisenteilchen halten so fest zusammen, dass man über 1500 °C braucht, um sie aus ihren Plätzen zu lösen.

1.4 Lösen im Teilchenmodell

Gibt man einen Löffel Zucker in Wasser und rührt, ist der Zucker nach kurzer Zeit verschwunden. Er ist aber noch da: Das Wasser schmeckt süß, und dampft man es ein, bleibt der Zucker zurück. Im Teilchenmodell lösen sich die Zuckerteilchen beim **Lösen** aus dem Kristall und verteilen sich gleichmäßig zwischen den Wasserteilchen (Abbildung 17). Die Wasserteilchen stoßen ständig gegen den Kristall und ziehen die Zuckerteilchen an; so werden sie Stück für Stück herausgelöst. In warmem Wasser bewegen sich die Teilchen schneller, deshalb löst sich Zucker in heißem Tee schneller als in kaltem.

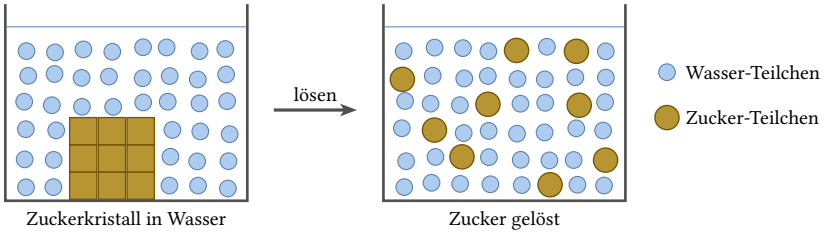
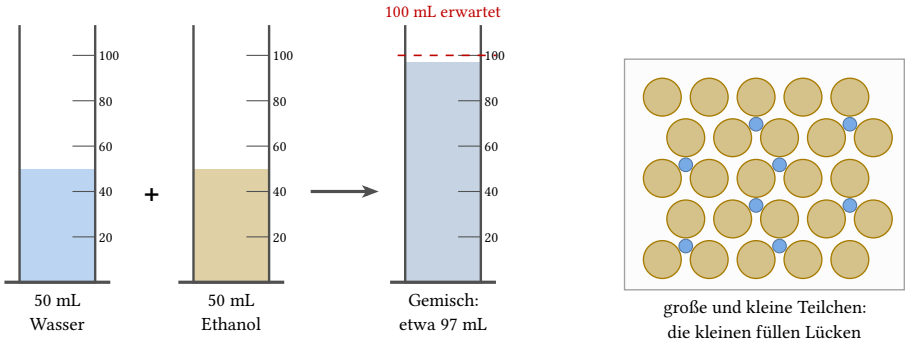


Abbildung 17: Lösen von Zucker in Wasser im Teilchenmodell. Die Zuckerteilchen bleiben erhalten; sie verteilen sich nur zwischen den Wasserteilchen.

Dass zwischen den Teilchen Platz ist, zeigt ein überraschender Versuch.

Versuch — Wasser und Ethanol mischen



Durchführung. In einem Messzylinder werden genau 50 mL Wasser abgemessen, in einem zweiten genau 50 mL Ethanol. Dann gießt man beide Flüssigkeiten in einen dritten Messzylinder zusammen, mischt vorsichtig und liest das Volumen ab.
Beobachtung. Das Gemisch hat nur ein Volumen von etwa 96 bis 97 mL, nicht 100 mL.
Deutung. Die Teilchen von Wasser und Ethanol sind verschieden groß. Beim Mischen schieben sich die kleineren Wasserteilchen teilweise in die Lücken zwischen den größeren Ethanolteilchen. Die Masse bleibt dabei erhalten, nur das Volumen wird kleiner.
Sicherheit. Ethanol ist leicht entzündbar und reizt die Augen: Schutzbrille, keine offene Flamme in der Nähe.

Man kann diesen Versuch mit einem **Modellversuch** nachahmen: Mischt man 50 mL Erbsen mit 50 mL Senfkörnern und schüttelt, nimmt das Gemisch deutlich weniger als 100 mL ein, weil die Senfkörner in die Lücken zwischen den Erbsen rutschen. Wie jedes Modell hat auch dieses Grenzen: Erbsen bewegen sich nicht von selbst, und sie ziehen sich nicht an.

1.5 Diffusion

Versuch — Tinte in kaltem und warmem Wasser

Durchführung. Zwei gleiche Bechergläser werden mit kaltem und mit warmem Wasser gefüllt und stehen ruhig. In beide gibt man vorsichtig einen Tropfen Tinte, ohne umzurühren.
Beobachtung. Die Tinte breitet sich langsam von selbst im ganzen Wasser aus, bis es gleichmäßig gefärbt ist. Im warmen Wasser geht das deutlich schneller.
Deutung. Die Teilchen der Tinte und des Wassers bewegen sich ständig und stoßen zusammen. Dadurch verteilen sich die Farbstoffteilchen nach und nach im ganzen Wasser. Bei höherer Temperatur bewegen sich die Teilchen schneller.
Sicherheit. Keine besonderen Gefahren.

Definition

Die selbstständige Durchmischung von Stoffen aufgrund der Eigenbewegung ihrer Teilchen heißt **Diffusion**. Sie läuft ohne Umrühren ab, in Gasen schnell, in Flüssigkeiten langsamer, und umso schneller, je höher die Temperatur ist.

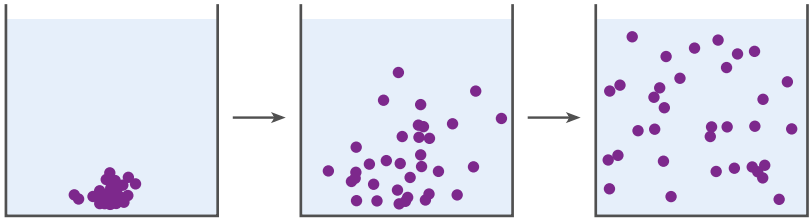


Abbildung 18: Diffusion eines Farbstoffs in ruhigem Wasser. Die Farbstoffteilchen verteilen sich durch ihre eigene Bewegung, bis sie überall gleich häufig sind.

Auch das Parfüm im Klassenzimmer verteilt sich durch Diffusion, und die Luft hilft durch kleine Strömungen mit. In Gasen geht Diffusion viel schneller als in Flüssigkeiten, weil die Gasteilchen weit voneinander entfernt sind und lange Strecken fliegen, bevor sie mit anderen Teilchen zusammenstoßen.

1.6 Die Brown'sche Bewegung

1827 beobachtete der schottische Botaniker Robert Brown unter dem Mikroskop winzige Teilchen aus Pollenkörnern, die im Wasser schwebten. Sie zitterten ununterbrochen regellos hin und her, auch wenn das Wasser völlig ruhig war. Dasselbe sieht man, wenn man stark verdünnte Milch unter dem Mikroskop betrachtet: Die kleinen Fetttröpfchen zittern ständig.

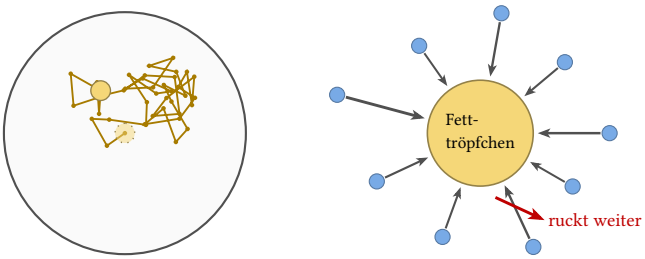


Abbildung 19: Brown'sche Bewegung. Links der Zickzackweg eines Fetttröpfchens, wie man ihn unter dem Mikroskop verfolgen kann (Punkte in gleichen Zeitabständen). Rechts die Deutung: Die unsichtbaren Wasserteilchen stoßen von allen Seiten, aber nie ganz gleich stark.

Die Erklärung gelang erst 1905 Albert Einstein: Die Wasserteilchen selbst sind viel zu klein, um sie zu sehen. Sie stoßen aber in jedem Augenblick von allen Seiten gegen das Fetttröpfchen, und zwar nie ganz gleichmäßig. Mal kommen von links etwas mehr Stöße, mal von oben, und das Tröpfchen ruckt jedes Mal ein kleines Stück in eine andere Richtung. Diese **Brown'sche Bewegung** ist ein sichtbarer Beleg dafür, dass es Teilchen gibt und dass sie sich ständig bewegen. Bei höherer Temperatur wird die Zitterbewegung heftiger. Bei großen Gegenständen merkt man nichts davon, weil sich die unzähligen Stöße auf einer großen Fläche ausgleichen.

Fachbegriffe: Modell · Teilchenmodell · Stoffebene und Teilchenebene · Aggregatzustand · fest, flüssig, gasförmig · Schmelzen, Erstarren · Verdampfen, Kondensieren, Verdunsten · Sublimieren, Resublimieren · Schmelztemperatur · Siedetemperatur · Lösen · Diffusion · Brown'sche Bewegung

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Teilchenmodell und Brownsche Bewegung** ↗ · **Schmelzen und Sieden** ↗

2 Atome, Moleküle, Ionengruppen

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Das Teilchenmodell sagt, dass Stoffe aus Teilchen bestehen. Es sagt aber nicht, wie diese Teilchen aufgebaut sind. Warum sind Wasser und Wasserstoffperoxid verschiedene Stoffe, obwohl beide nur aus Wasserstoff und Sauerstoff bestehen? Warum leitet Kupfer den Strom, Zucker aber nicht? Dazu muss man genauer hinschauen.

2.1 Atome und Atomsymbole

Die kleinsten Bausteine der Stoffe sind die **Atome** (griechisch *átomos*, das Unteilbare). Jedes chemische Element besteht aus einer eigenen Atomsorte: Eisen aus Eisen-Atomen, Sauerstoff aus Sauerstoff-Atomen. Heute kennt man 118 Elemente, also 118 Atomsorten; aus ihnen sind alle Stoffe der Welt aufgebaut, so wie alle Wörter aus 26 Buchstaben.

Damit man nicht immer die ganzen Namen schreiben muss, hat jedes Element ein **Atomsymbol** aus einem oder zwei Buchstaben, der erste groß, der zweite klein. Der schwedische Chemiker Jöns Jakob Berzelius führte diese Schreibweise um 1814 ein. Viele Symbole kommen von den lateinischen oder griechischen Namen (Tabelle 9).

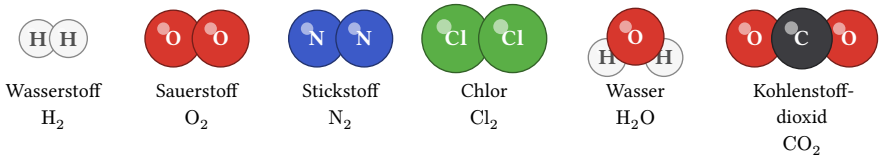
Element	Symbol	Herkunft	Element	Symbol	Herkunft
Wasserstoff	H	*Hydrogenium*	Natrium	Na	*Natrium*
Kohlenstoff	C	*Carboneum*	Kalium	K	*Kalium*
Stickstoff	N	*Nitrogenium*	Eisen	Fe	*Ferrum*
Sauerstoff	O	*Oxygenium*	Kupfer	Cu	*Cuprum*
Schwefel	S	*Sulfur*	Silber	Ag	*Argentum*
Chlor	Cl	*Chlorum*	Gold	Au	*Aurum*
Magnesium	Mg	*Magnesium*	Quecksilber	Hg	*Hydrargyrum*
Aluminium	Al	*Aluminium*	Blei	Pb	*Plumbum*

Tabelle 9: Wichtige Atomsymbole und ihre Herkunft.

Ein Atomsymbol steht für das Element und zugleich für ein einzelnes Atom dieses Elements: „O“ bedeutet „Sauerstoff“ oder „ein Sauerstoff-Atom“.

2.2 Moleküle

In vielen Stoffen sind Atome zu festen kleinen Gruppen verbunden, den **Molekülen**. Ein Molekül ist ein abgeschlossener Verband aus wenigen oder auch sehr vielen Atomen. Es ist das kleinste Teilchen eines solchen Stoffes, das noch die Eigenschaften des Stoffes bestimmt.



Wasserstoff H_2 | Sauerstoff O_2 | Stickstoff N_2 | Chlor Cl_2 | Wasser H_2O | Kohlenstoffdioxid CO_2

Abbildung 20: Einige Moleküle im Kugelmodell mit ihrer Formel. Die Farben sind eine Vereinbarung: Sauerstoff rot, Wasserstoff weiß, Kohlenstoff schwarz, Stickstoff blau, Chlor grün.

Man beschreibt ein Molekül kurz mit einer **Formel**: Man schreibt die Atomsymbole hintereinander und gibt mit einer kleinen tiefgestellten Zahl an, wie viele Atome dieser Sorte im Molekül sind. Die Zahl 1 lässt man weg. H_2O bedeutet also: Ein Wasser-Molekül besteht aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom. CO_2 steht für ein Kohlenstoffdioxid-Molekül aus einem Kohlenstoff-Atom und zwei Sauerstoff-Atomen.

Auch manche Elemente bestehen aus Molekülen: Die Gase Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor bestehen aus Molekülen mit je zwei gleichen Atomen (H_2, O_2, N_2, Cl_2). Wasser und Wasserstoffperoxid (H_2O_2) bestehen zwar aus denselben Atomsorten, ihre Moleküle sind aber verschieden aufgebaut. Deshalb sind es verschiedene Stoffe mit verschiedenen Eigenschaften.

2.3 Ionen und Ionengruppen

Es gibt noch eine dritte Art von Teilchen. Leitet man elektrischen Strom durch eine Kochsalzlösung, leitet sie gut, reines Wasser dagegen kaum. In der Lösung müssen sich also elektrisch geladene Teilchen bewegen. Solche geladenen Teilchen heißen **Ionen** (griechisch „Wanderer“). Positiv geladene Ionen nennt man **Kationen**, negativ geladene **Anionen**. Woher die Ladung kommt, erklärt Kapitel 6.

Kochsalz (Natriumchlorid) besteht aus positiv geladenen Natrium-Ionen (Na^+) und negativ geladenen Chlorid-Ionen (Cl^-). Sie ziehen sich gegenseitig an und bilden einen regelmäßig gebauten Kristall, ein **Ionengitter**, in dem jedes Natrium-Ion von Chlorid-Ionen umgeben ist und umgekehrt (Abbildung 21, rechts). Es gibt dort keine einzelnen Moleküle. Weil auf jedes Natrium-Ion genau ein Chlorid-Ion kommt, beschreibt man das Salz mit der kleinsten Gruppe von Ionen, die dieses Zahlenverhältnis wiedergibt.

Definition

Eine **Ionengruppe** ist die kleinste Gruppe von Ionen, die das Zahlenverhältnis der Ionen in einem Salz angibt, zum Beispiel ein Natrium-Ion und ein Chlorid-Ion im Natriumchlorid. Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, heißen **Salze**.

Typischer Fehler

Falsch: Kochsalz besteht aus Natriumchlorid-Molekülen.

Richtig: Kochsalz besteht aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen im Ionengitter, im Verhältnis 1 : 1. Die Ionengruppe ist kein abgeschlossenes Teilchen wie ein Molekül.

2.4 Stoffe nach ihren Teilchen ordnen

Mit den drei Teilchenarten Atom, Molekül und Ion lassen sich die Reinstoffe in vier große Gruppen ordnen (Abbildung 21):

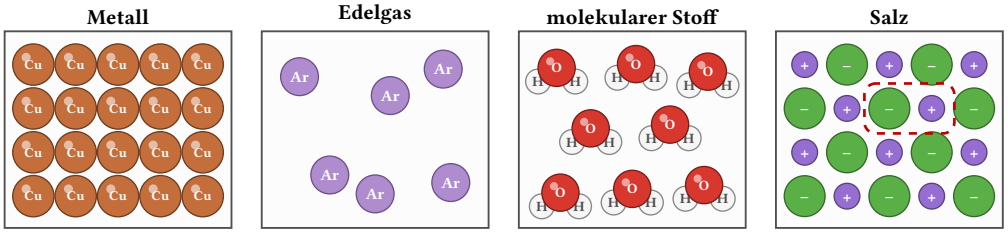


Abbildung 21: Die vier Stoffgruppen und ihre Teilchen. Im Salz ist eine Ionengruppe gestrichelt markiert.

- **Metalle** wie Eisen, Kupfer oder Aluminium bestehen aus Metall-Atomen, die dicht gepackt in einem Metallgitter sitzen.
- **Edelgase** wie Helium, Neon und Argon bestehen aus einzelnen Atomen, die nicht miteinander verbunden sind.
- **Molekulare Stoffe** bestehen aus Molekülen. Weil sich die Moleküle untereinander meist nur schwach anziehen, sind viele dieser Stoffe bei Zimmertemperatur Gase oder Flüssigkeiten oder verdampfen leicht. Man nennt sie deshalb auch **flüchtige Stoffe**. Beispiele: Wasser, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid, Zucker.
- **Salze** wie Natriumchlorid bestehen aus Ionen im Ionengitter.

Die Teilchenart erklärt typische Eigenschaften (Tabelle 10). Metalle leiten den elektrischen Strom, weil sich in ihnen geladene Teilchen bewegen können (genauer in C5). Salze leiten als Feststoff nicht, weil die Ionen im Gitter festsitzen; geschmolzen oder gelöst leiten sie, weil die Ionen dann beweglich sind. Molekulare Stoffe und Edelgase leiten nicht, weil ihre Teilchen nicht geladen sind.

Stoffgruppe	Teilchen	Beispiel (Smp., Sdp.)	elektrische Leitfähigkeit
Metall	Metall-Atome im Gitter	Kupfer (1085 °C, 2562 °C)	leitet als Feststoff und Schmelze
Edelgas	einzelne Atome	Argon (−189 °C, −186 °C)	leitet nicht
molekularer Stoff	Moleküle	Wasser (0 °C, 100 °C), Schwefel (115 °C, 445 °C)	leitet nicht
Salz	Ionen im Gitter	Natriumchlorid (801 °C, 1465 °C)	fest nicht, geschmolzen und gelöst gut

Tabelle 10: Die vier Stoffgruppen. Smp. = Schmelztemperatur, Sdp. = Siedetemperatur (gerundet). Salze haben hohe Schmelztemperaturen, molekulare Stoffe meist niedrige.

Versuch — Leiten diese Stoffe den Strom?

Durchführung. Mit einer Batterie (4,5 V), einem Lämpchen oder Strommessgerät und zwei Elektroden prüft man nacheinander: einen Kupferdraht, Zucker, Kochsalz (fest), destilliertes Wasser, Zuckerlösung und Kochsalzlösung. Zwischen den Proben werden die Elektroden abgespült.

Beobachtung. Der Kupferdraht und die Kochsalzlösung leiten gut. Zucker, Kochsalz als Feststoff, destilliertes Wasser und Zuckerlösung leiten nicht (oder kaum messbar).

Deutung. Kupfer ist ein Metall. Kochsalz ist ein Salz: Erst in der Lösung können sich die Ionen bewegen. Zucker und Wasser sind molekulare Stoffe ohne geladene Teilchen.

Sicherheit. Nur Batteriespannung verwenden, niemals Netzspannung.

Fachbegriffe: Atom · Element · Atomsymbol · Molekül · Formel · Ion · Kation, Anion · Ionengitter · Ionengruppe · Metall · Edelgas · molekularer (flüchtiger) Stoff · Salz

Üben: **noctua** ↗

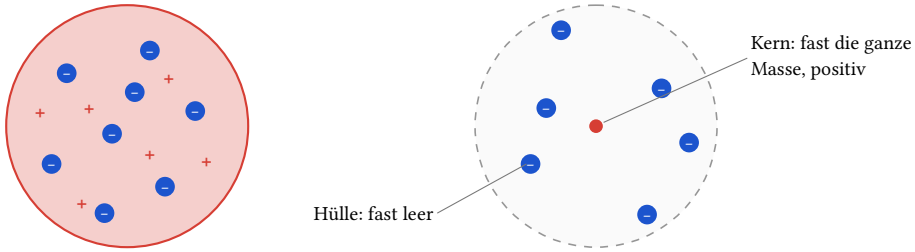
3 Rutherfords Streuversuch und das Kern-Hülle-Modell

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Für John Dalton waren Atome um 1808 winzige, massive Kugeln, die man nicht weiter zerlegen kann. Doch schon bald zeigten Versuche, dass Atome einen inneren Aufbau haben müssen. 1897 entdeckte der englische Physiker Joseph John Thomson das **Elektron**, ein winziges, negativ geladenes Teilchen, das sich aus allen Stoffen herauslösen lässt. Weil Atome nach außen elektrisch neutral sind, muss in ihnen außerdem positive Ladung stecken.

3.1 Das Atommodell von Thomson

Thomson stellte sich 1904 vor, dass ein Atom eine Kugel aus gleichmäßig verteilter positiver Ladung ist, in die die Elektronen eingebettet sind, ähnlich wie Rosinen in einem Kuchen (Abbildung 22, links). Masse und Ladung wären dann über das ganze Atom verteilt.



Thomson (1904)
positive Masse füllt das Atom aus, Elektronen darin eingebettet

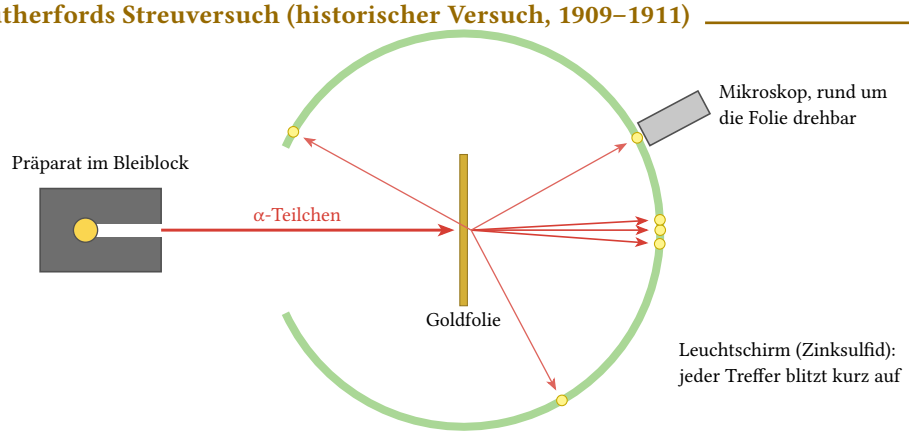
Rutherford (1911)
winziger Kern in der Mitte, Elektronen in der Hülle

Abbildung 22: Die Atommodelle von Thomson (links) und Rutherford (rechts). Rutherfords Kern ist im Bild noch viel zu groß gezeichnet.

3.2 Der Streuversuch

Ob dieses Modell stimmt, prüften Hans Geiger und Ernest Marsden ab 1909 im Labor von Ernest Rutherford in Manchester. Rutherford hatte kurz zuvor die α-Strahlung radioaktiver Stoffe untersucht. Sie besteht aus α-Teilchen: positiv geladenen, für Atome schweren Teilchen, die mit etwa 15 000 Kilometern in der Sekunde aus dem radioaktiven Stoff herausfliegen. Diese Teilchen benutzte er als Geschosse, um in Atome hineinzuschauen.

Versuch — Rutherfords Streuversuch (historischer Versuch, 1909–1911)

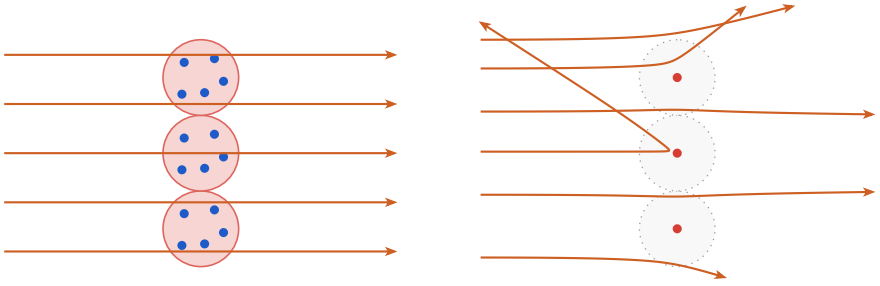


Durchführung. Ein radioaktives Präparat sitzt in einem Bleiblock mit einem schmalen Kanal. Es sendet einen feinen Strahl von α-Teilchen auf eine sehr dünne Goldfolie. Gold lässt sich zu Folien hämmern, die nur etwa ein Zehntausendstel bis ein Tausendstel Millimeter dick sind; das sind immer noch Hunderte bis Tausende Atomlagen übereinander. Um die Folie herum steht ein Schirm aus Zinksulfid, auf dem jedes auftreffende α-Teilchen einen winzigen Lichtblitz erzeugt. Mit einem drehbaren Mikroskop zählte man im Dunkeln die Blitze in jeder Richtung. Alles befindet sich im Vakuum, damit die Luft die α-Teilchen nicht abbremst.

Beobachtung. Fast alle α-Teilchen fliegen ungehindert und geradlinig durch die Folie. Einige wenige werden mehr oder weniger stark abgelenkt. Ganz wenige, etwa eines unter vielen tausend, prallen sogar zurück.

Deutung. Siehe Text: Das Atom ist fast leer und hat in der Mitte einen winzigen, positiv geladenen Kern, in dem fast die ganze Masse steckt.

Nach Thomsons Modell hätten alle α-Teilchen die Folie fast ungestört durchfliegen müssen, denn die positive Ladung wäre über das ganze Atom verschmiert und viel zu schwach, um ein schnelles, schweres α-Teilchen umzulenken (Abbildung 23, links). Dass manche Teilchen zurückkamen, war eine Sensation. Rutherford soll gesagt haben, es sei so unglaublich gewesen, als hätte man eine Granate auf ein Blatt Seidenpapier abgefeuert und sie sei zurückgeflogen und hätte einen selbst getroffen.



Erwartung nach Thomson:
alle α-Teilchen fliegen fast ungestört geradeaus

Beobachtung und Deutung nach Rutherford:
fast alle fliegen geradeaus, wenige werden abgelenkt, ganz wenige prallen zurück

Abbildung 23: Erwartung nach Thomson und Beobachtung mit Rutherfords Deutung. Rechts sind die Bahnen aus der elektrischen Abstoßung durch die Kerne berechnet; Kerne und Ablenkungen sind stark vergrößert dargestellt.

3.3 Rutherfords Deutung: das Kern-Hülle-Modell

1911 veröffentlichte Rutherford seine Deutung:

- Weil fast alle α-Teilchen ungehindert durchfliegen, besteht ein Atom fast nur aus leerem Raum.
- Weil einige stark abgelenkt werden und manche zurückprallen, muss es im Atom etwas sehr Kleines, Schweres und positiv Geladenes geben, das die positiven α-Teilchen abstößt. Rutherford nannte es den **Atomkern**.
- Weil nur sehr wenige Teilchen zurückprallen, muss der Kern winzig sein: Nur wer ihn fast genau trifft, wird zurückgeworfen.

Definition

Nach dem **Kern-Hülle-Modell** besteht ein Atom aus dem **Atomkern** und der **Atomhülle**. Der Kern ist winzig klein, positiv geladen und enthält fast die gesamte Masse des Atoms. In der viel größeren Hülle, die fast leer ist, bewegen sich die negativ geladenen Elektronen. Nach außen ist das Atom elektrisch neutral.

Wie klein der Kern ist, lässt sich aus den Messungen abschätzen: Ein Atom hat einen Durchmesser von etwa einem Zehnmillionstel Millimeter (10^{-10} m), der Kern ist 10 000- bis 100 000-mal kleiner (10^{-15} bis 10^{-14} m). Wäre ein Atom so groß wie ein Fußballstadion, dann wäre sein Kern nur so groß wie eine Erbse am Anstoßpunkt, und trotzdem steckten in dieser Erbse mehr als 99,9 % der Masse des ganzen Stadions.

Typischer Fehler

Falsch: Die Elektronen kreisen auf festen Bahnen um den Kern wie Planeten um die Sonne.
Richtig: Das Kern-Hülle-Modell sagt nur, dass sich die Elektronen in der Hülle um den Kern aufhalten. Wo genau sich ein Elektron befindet, lässt sich nicht angeben.

3.4 Die Bausteine der Atome

Später fand man heraus, dass der Kern selbst aus zwei Sorten von Teilchen besteht: den positiv geladenen **Protonen** (Rutherford 1919) und den ungeladenen **Neutronen** (James Chadwick 1932). Ein Proton trägt genau so viel positive Ladung, wie ein Elektron negative Ladung trägt. Weil ein Atom neutral ist, hat es genauso viele Elektronen in der Hülle wie Protonen im Kern.

Teilchen	Ladung	Masse	Ort
Proton p^+	$+1$	etwa 1 u	Kern
Neutron n	0	etwa 1 u	Kern
Elektron e^-	-1	etwa $\frac{1}{1836}$ u	Hülle

Tabelle 11: Die Bausteine der Atome. Die Masse ist in der atomaren Masseneinheit u angegeben: 1 u $\approx 1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg, das ist etwa die Masse eines Wasserstoff-Atoms.

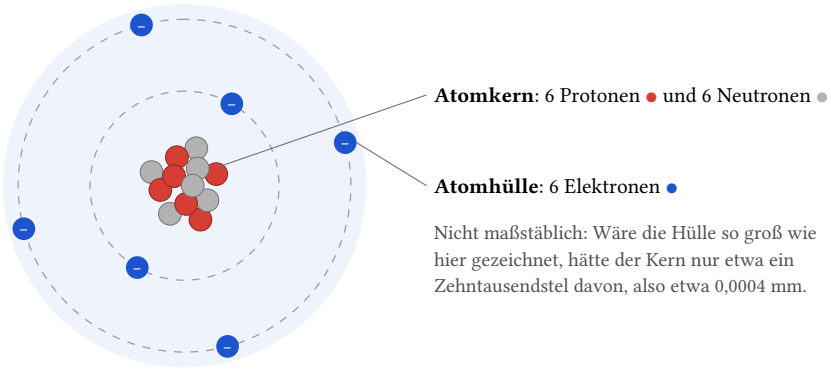


Abbildung 24: Kohlenstoff-Atom im Kern-Hülle-Modell (nicht maßstäblich): 6 Protonen und 6 Neutronen im Kern, 6 Elektronen in der Hülle.

3.5 Wie klein sind Atome?

Atome sind so klein, dass man sich ihre Größe kaum vorstellen kann. Legte man Atome wie Perlen auf eine Schnur, kämen auf einen Millimeter etwa zehn Millionen. Moleküle sind meist nur wenig größer als Atome. Es gibt aber auch **Makromoleküle** („Riesenmoleküle“) aus Tausenden bis Millionen von Atomen, etwa Eiweißstoffe (Proteine) oder Kunststoffe. Teilchengruppen mit einer Größe zwischen 1 und 100 Nanometern (1 nm = ein Millionstel Millimeter) heißen **Nanopartikel**; sie enthalten einige Dutzend bis viele Millionen Atome und haben oft besondere Eigenschaften, weil ein großer Teil ihrer Atome an der Oberfläche sitzt. Abbildung 25 ordnet diese Teilchen zwischen Alltagsgegenständen ein.

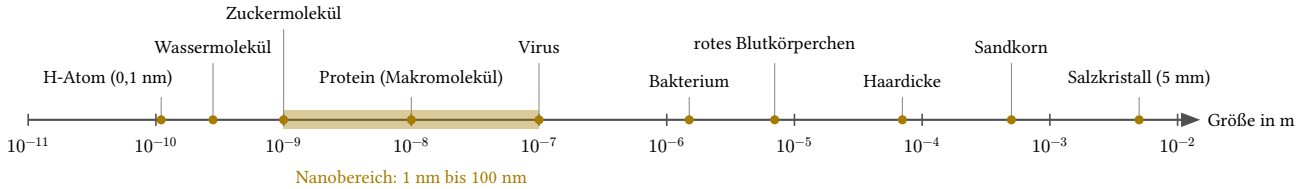


Abbildung 25: Größenordnungen auf einer Skala, auf der jeder Teilstrich das Zehnfache bedeutet. Ein Atomkern (10^{-15} bis 10^{-14} m) läge weit links außerhalb des Bildes.

Fachbegriffe: Elektron · Atommodell nach Thomson · Rutherford’scher Streuversuch · α-Teilchen · Atomkern · Atomhülle · Kern-Hülle-Modell · Proton · Neutron · atomare Masseneinheit u · Makromolekül · Nanopartikel

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Rutherford-Streuung** ↗ · **Atomaufbau bis zu den Quarks** ↗

4 Schalenmodell, Ionisierungsenergie, Lewis-Schreibweise

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Rutherfords Modell erklärt, wo die Masse eines Atoms sitzt. Für die Chemie wichtiger ist aber die Hülle: Bei chemischen Reaktionen bleiben die Kerne unverändert, nur die Elektronen in der Hülle werden umgeordnet. Wie sind sie dort angeordnet? Die Antwort liefern Messungen der Energie, die man braucht, um Elektronen aus einem Atom zu entfernen.

4.1 Die Ionisierungsenergie

Elektronen werden vom positiv geladenen Kern angezogen. Will man einem Atom ein Elektron entreißen, muss man Energie aufwenden. Das Atom wird dabei zu einem positiv geladenen Ion; man sagt, es wird **ionisiert**.

Definition

Die **Ionisierungsenergie** ist die Energie, die man mindestens braucht, um ein Elektron vollständig aus einem Atom (oder Ion) zu entfernen. Für einzelne Teilchen gibt man sie in der winzigen Energieeinheit **Elektronvolt** (eV) an.

Man kann einem Atom die Elektronen nacheinander entreißen und jedes Mal die nötige Energie messen. Abbildung 26 zeigt das für das Natrium-Atom mit seinen 11 Elektronen. Weil die Werte so verschieden groß sind, ist die senkrechte Achse besonders eingeteilt: Jede Stufe bedeutet das Zehnfache der vorigen.

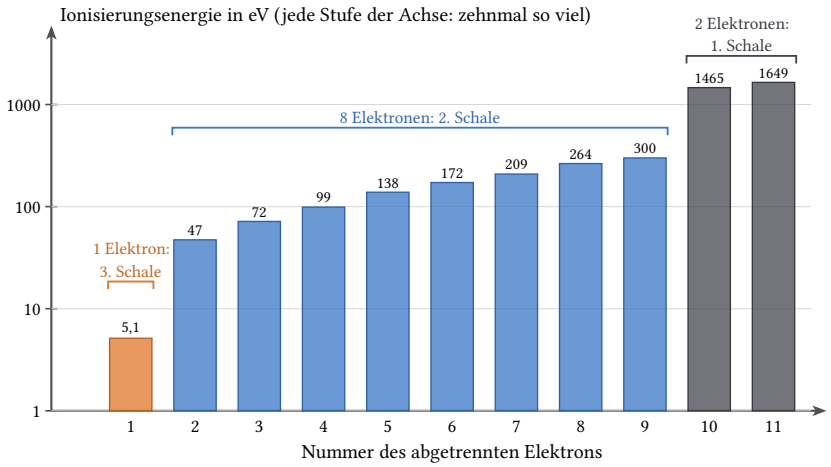


Abbildung 26: Die elf Ionisierungsenergien des Natrium-Atoms (Daten: NIST). Die Werte steigen nicht gleichmäßig, sondern in zwei großen Sprüngen: nach dem ersten und nach dem neunten Elektron.

Das Diagramm zeigt drei Gruppen:

- Das **erste** Elektron lässt sich sehr leicht entfernen (5,1 eV). Es ist am schwächsten gebunden, also wohl am weitesten vom Kern entfernt.
- Für die nächsten **acht** Elektronen braucht man fast zehnmal so viel Energie und mehr. Sie sind näher am Kern; von einem zum nächsten steigt die Energie nur allmählich, weil das zurückbleibende Ion immer stärker positiv geladen ist.
- Die letzten **zwei** Elektronen sind extrem fest gebunden (über 1400 eV). Sie sind dem Kern am nächsten.

Die Elektronen eines Atoms sind also nicht gleichmäßig verteilt, sondern in Gruppen mit verschiedenem Abstand vom Kern angeordnet: beim Natrium 2, dann 8, dann 1.

4.2 Das Schalenmodell

Definition

Im **Schalenmodell** befinden sich die Elektronen der Atomhülle auf Schalen in verschiedenem Abstand um den Kern. Die innerste (erste) Schale fasst höchstens 2 Elektronen, die zweite höchstens 8. Die äußerste besetzte Schale enthält bei den ersten 20 Elementen höchstens 8 Elektronen. Die Schalen werden von innen nach außen besetzt.

Die Elektronen auf der äußersten besetzten Schale heißen **Außenelektronen**. Sie sind am schwächsten gebunden und bestimmen, wie sich ein Atom bei chemischen Reaktionen verhält. Abbildung 27 zeigt die Schalenmodelle einiger Atome. Im Kern steht die Zahl der Protonen mit dem Pluszeichen.

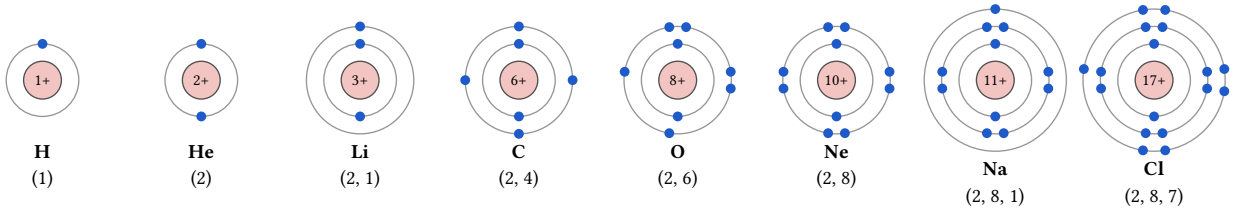


Abbildung 27: Schalenmodelle einiger Atome mit ihrer Elektronenverteilung. Die Elektronen einer Schale sind bis vier einzeln, danach paarweise gezeichnet. Nicht maßstäblich.

Beispiel 1

Schalenmodell von Schwefel. Ein Schwefel-Atom hat 16 Protonen und damit 16 Elektronen. Die erste Schale nimmt 2 auf, die zweite 8, auf die dritte kommen die restlichen 6. Elektronenverteilung: 2, 8, 6. Schwefel hat also 3 besetzte Schalen und 6 Außenelektronen.

4.3 Das Energiestufenmodell

Man kann dieselbe Anordnung auch über die Energie beschreiben. Im **Energiestufenmodell** entspricht jede Schale einer Energiestufe (Abbildung 28). Elektronen auf der untersten Stufe sind am stärksten an den Kern gebunden; man muss viel Energie zuführen, um sie ganz aus dem Atom zu befreien. Elektronen auf der obersten besetzten Stufe, die Außenelektronen, brauchen dafür am wenigsten Energie. Je höher die Stufe, desto enger liegen die Stufen beieinander.

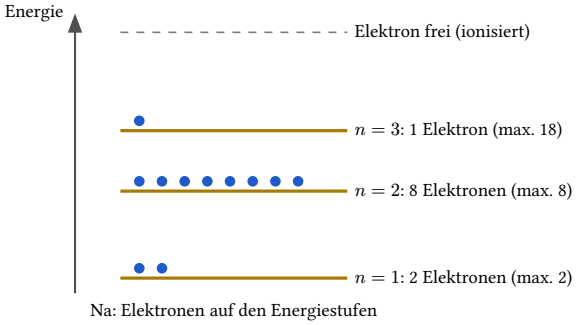


Abbildung 28: Energiestufenmodell des Natrium-Atoms. Die Angabe „max.“ nennt, wie viele Elektronen eine Stufe insgesamt fassen kann; die dritte Stufe ist bei den ersten 20 Elementen aber höchstens mit 8 Elektronen besetzt. Ganz oben (gestrichelt) ist das Elektron frei.

Ein weiterer Beleg für die Schalen ist die **erste** Ionisierungsenergie der Elemente (Abbildung 29). Sie ist bei den Edelgasen Helium, Neon und Argon jeweils besonders hoch und fällt beim folgenden Element (Lithium, Natrium, Kalium) steil ab: Dort beginnt eine neue, weiter außen liegende Schale mit einem einzelnen, leicht abtrennbaren Außenelektron.

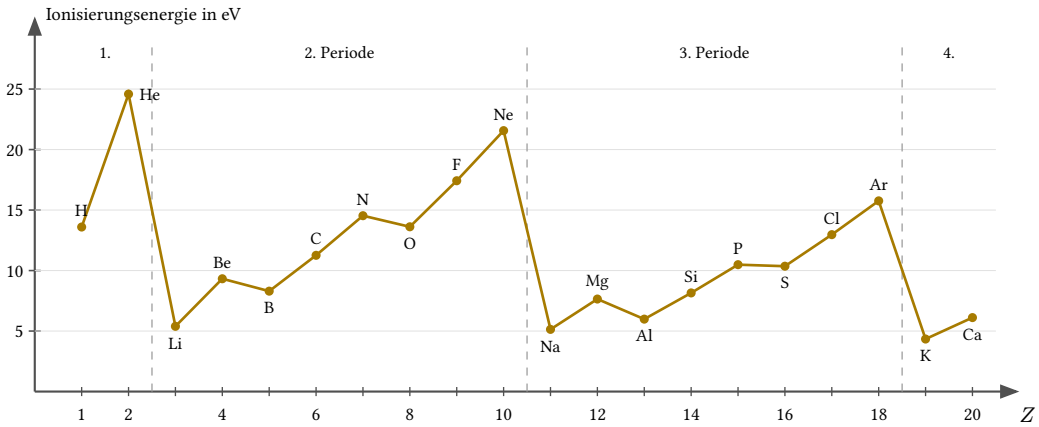


Abbildung 29: Erste Ionisierungsenergie der Elemente mit den Ordnungszahlen $Z = 1$ bis 20 (Daten: NIST). Hohe Werte bei den Edelgasen, tiefe bei Lithium, Natrium und Kalium.

Grenzen des Modells

Schalen und Stufen sind keine festen Bahnen. Sie beschreiben, wie stark ein Elektron gebunden ist und wie weit es sich im Mittel vom Kern aufhält. Ab Kalium ($Z = 19$) wird die vierte Schale schon besetzt, bevor die dritte mit 18 Elektronen ganz voll ist. Genauer erklärt das erst ein späteres Atommodell (Orbitalmodell in der Oberstufe).

4.4 Die Lewis-Schreibweise

Für die Chemie sind nur die Außenelektronen wichtig. Der amerikanische Chemiker Gilbert Newton Lewis schlug 1916 eine kurze Schreibweise vor, bei der man nur sie zeichnet.

Definition

In der **Lewis-Schreibweise** stellt man ein Atom durch sein Atomsymbol dar und zeichnet die Außenelektronen um das Symbol herum: ein einzelnes Elektron als Punkt, zwei Elektronen als Paar mit einem Strich. Man verteilt die Elektronen zuerst einzeln auf die vier Seiten und bildet erst danach Paare.

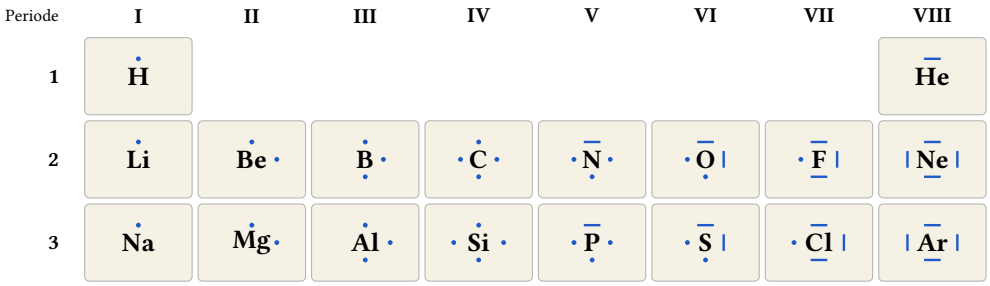


Abbildung 30: Atome der ersten drei Perioden in Lewis-Schreibweise. Elemente derselben Spalte haben gleich viele Außenelektronen. Helium hat nur zwei Elektronen; sie bilden ein Paar.

Beispiel 2

Lewis-Schreibweise von Stickstoff. Stickstoff hat die Elektronenverteilung 2, 5, also 5 Außenelektronen. Die ersten vier kommen einzeln oben, rechts, unten und links an das Symbol, das fünfte bildet mit dem oberen ein Paar: ein Strich oben, drei Punkte an den übrigen Seiten.

Fachbegriffe: Ionisierungsenergie · Elektronvolt · Schalenmodell · Elektronenverteilung · Außenelektron · Energiestufenmodell · Lewis-Schreibweise · Elektronenpaar

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Atom-Baukasten** ↗

5 Das Periodensystem der Elemente

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Um 1860 kannte man etwa 60 Elemente, und es wurden ständig neue entdeckt. Viele Chemiker suchten nach einer Ordnung. Dabei fiel auf, dass manche Elemente sich auffällig ähneln: Lithium, Natrium und Kalium sind weiche, glänzende Metalle, die heftig mit Wasser reagieren; Chlor, Brom und Iod bilden mit Metallen salzartige Stoffe.

5.1 Mendelejew und Meyer

1869 stellte der russische Chemiker Dmitri Mendelejew in Sankt Petersburg eine Tabelle der damals 63 bekannten Elemente vor. Er ordnete sie nach steigender Atommasse und stellte Elemente mit ähnlichen Eigenschaften untereinander. Unabhängig von ihm kam der deutsche Chemiker Lothar Meyer zu einer sehr ähnlichen Ordnung. Er hatte schon 1864 eine erste Tabelle mit 28 Elementen veröffentlicht und zeigte 1870, dass sich Eigenschaften wie das Volumen, das die Atome im festen Element einnehmen, mit der Atommasse periodisch, also regelmäßig wiederkehrend, ändern. Beide erhielten 1882 gemeinsam eine hohe Auszeichnung der Royal Society in London, die Davy-Medaille.

Mendelejews besondere Leistung war sein Mut zu Lücken. Wo kein passendes Element bekannt war, ließ er einen Platz frei und sagte voraus, dass dort ein noch unentdecktes Element stehen müsse. Aus den Nachbarn schätzte er sogar dessen Eigenschaften. Drei dieser Elemente wurden noch zu seinen Lebzeiten gefunden: Gallium (1875), Scandium (1879) und Germanium (1886).

Eigenschaft	„Eka-Silicium“ (vorhergesagt 1871)	Germanium (entdeckt 1886)
Atommasse	etwa 72 u	72,6 u
Dichte	etwa 5,5 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	5,3 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
Aussehen	grauer Stoff mit Metallglanz	grauweiß, metallisch glänzend

Tabelle 12: Mendelejews Vorhersage für das Element unter dem Silicium und das von Clemens Winkler in Freiberg entdeckte Germanium.

Manchmal verstieß Mendelejew sogar gegen seine eigene Regel. So stellte er Tellur (127,6 u) vor Iod (126,9 u), weil Iod in seinen Eigenschaften eindeutig zu Chlor und Brom gehört. Warum das richtig war, verstand man erst später: Die Elemente sind nicht nach der Atommasse geordnet, sondern nach der Zahl der Protonen.

5.2 Ordnungszahl und Massenzahl

Definition

Im **Periodensystem der Elemente** (PSE) sind die Elemente nach steigender **Ordnungszahl** angeordnet. Die Ordnungszahl gibt die **Protonenanzahl** im Kern an. Im neutralen Atom ist die **Elektronenanzahl** gleich der Protonenanzahl.

Die Zahl aller Teilchen im Kern, also der Protonen und Neutronen zusammen, heißt **Massenzahl**. Weil Protonen und Neutronen je etwa 1 u wiegen und die Elektronen kaum ins Gewicht fallen, ist die Massenzahl ungefähr die Atommasse in u. Daraus ergibt sich die **Neutronenanzahl**:

$$\text{Neutronenanzahl} = \text{Massenzahl} - \text{Ordnungszahl}$$

Man schreibt die Massenzahl oben und die Ordnungszahl unten links vor das Atomsymbol, zum Beispiel ${}^{23}_{11}\text{Na}$ für ein Natrium-Atom.

Beispiel 3

Natrium-Atom ${}^{23}_{11}\text{Na}$. Ordnungszahl 11: 11 Protonen im Kern und 11 Elektronen in der Hülle. Massenzahl 23: Neutronenanzahl $23 - 11 = 12$.

Isotope

Die Atome eines Elements haben immer gleich viele Protonen, aber nicht unbedingt gleich viele Neutronen. Chlor zum Beispiel besteht zu etwa drei Vierteln aus Atomen mit der Massenzahl 35 (17 Protonen, 18 Neutronen) und zu einem Viertel aus Atomen mit der Massenzahl 37 (20 Neutronen). Solche Atomsorten eines Elements heißen **Isotope**. Deshalb steht beim Chlor im PSE die mittlere Atommasse 35,5 u und keine ganze Zahl.

5.3 Gruppen und Perioden

Abbildung 31 zeigt die Hauptgruppen des Periodensystems. Die waagerechten Zeilen heißen **Perioden**, die senkrechten Spalten **Gruppen**. Die acht Gruppen, die hier gezeigt sind, nennt man in der Schule **Hauptgruppen** und nummeriert sie mit römischen Zahlen von I bis VIII; im vollständigen PSE werden alle 18 Gruppen von 1 bis 18 durchgezählt. Zwischen der II. und III. Hauptgruppe stehen ab der 4. Periode die Nebengruppenelemente, zu denen viele bekannte Metalle wie Eisen, Kupfer, Silber und Gold gehören.

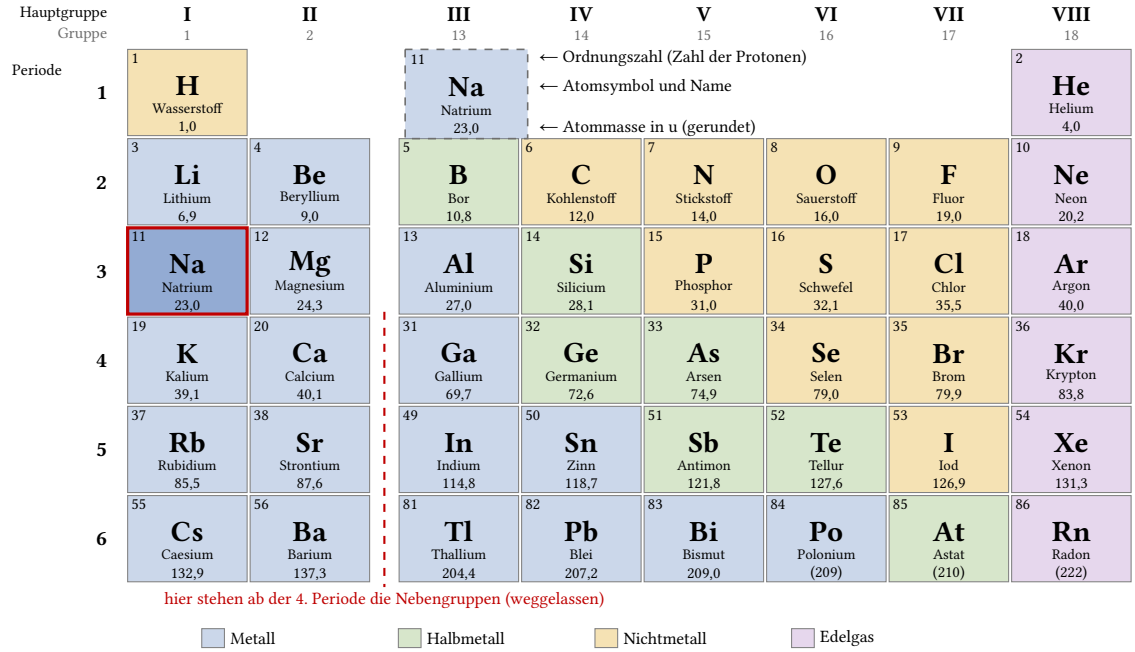


Abbildung 31: Periodensystem der Hauptgruppenelemente (Perioden 1 bis 6). Atommassen nach IUPAC, gerundet; bei Polonium, Astat und Radon, die nur radioaktive Isotope haben, die Massenzahl des langlebigsten Isotops in Klammern.

Der Zusammenhang mit dem Atombau ist erstaunlich einfach:

Merksatz

- Die **Periodennummer** gibt die Zahl der besetzten Schalen an.
- Die **Hauptgruppennummer** gibt die Zahl der Außenelektronen an (Ausnahme: Helium mit 2).
- Elemente derselben Gruppe haben gleich viele Außenelektronen und deshalb ähnliche chemische Eigenschaften.

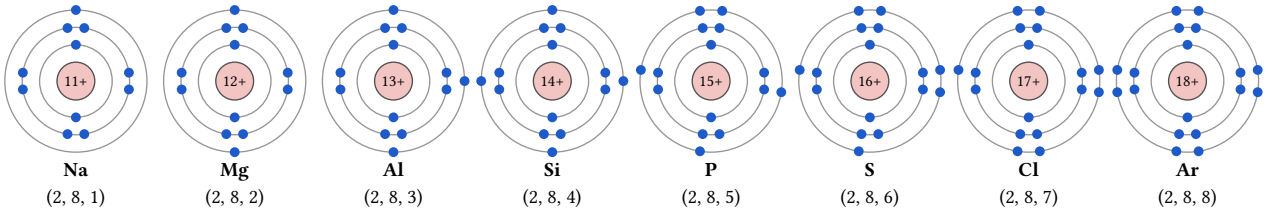


Abbildung 32: Die Atome der 3. Periode: Alle haben drei besetzte Schalen, von links nach rechts kommt jeweils ein Außenelektron dazu.

Beispiel 4

Calcium aus dem PSE lesen. Calcium steht in der 4. Periode und der II. Hauptgruppe, Ordnungszahl 20. Ein Calcium-Atom hat also 20 Protonen und 20 Elektronen auf vier Schalen (2, 8, 8, 2), davon 2 Außenelektronen. Die gerundete Atommasse 40,1 u passt zur häufigsten Massenzahl 40: 20 Neutronen.

5.4 Elementfamilien

Einige Hauptgruppen haben eigene Namen, weil ihre Elemente sich so ähnlich verhalten:

- **Alkalimetalle** (I. Hauptgruppe ohne Wasserstoff): Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium. Weiche, silbrig glänzende Metalle, die man mit dem Messer schneiden kann und unter Öl aufbewahrt, weil sie mit Luft und Wasser heftig reagieren.

- **Erdalkalimetalle** (II. Hauptgruppe): Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium. Ebenfalls reaktionsfreudige Leichtmetalle, aber weniger heftig als die Alkalimetalle.
- **Halogene** (VII. Hauptgruppe, „Salzbildner“): Fluor, Chlor, Brom, Iod. Giftige, sehr reaktionsfreudige Nichtmetalle, die mit Metallen Salze bilden.
- **Edelgase** (VIII. Hauptgruppe): Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon. Farblose Gase, die fast keine Reaktionen eingehen.

Versuch — Alkalimetalle reagieren mit Wasser (Lehrerversuch)

Durchführung. Eine große Glasschale wird zu einem Drittel mit Wasser gefüllt, dem einige Tropfen Universalindikator zugesetzt sind. Nacheinander gibt man ein linsengroßes Stück Lithium, ein linsengroßes Stück Natrium und ein nur stecknadelkopfgroßes Stück Kalium auf das Wasser. Danach hält man an das Gas über dem Lithium vorsichtig die Knallgasprobe.

Beobachtung. Lithium schwimmt und sprudelt gleichmäßig. Natrium schmilzt zu einer silbrigen Kugel, die zischend über das Wasser flitzt. Kalium entzündet sich sofort und verbrennt mit violetter Flamme. Um die Metalle färbt sich das Wasser blau; die Knallgasprobe ist positiv.

Deutung. Alle drei Alkalimetalle reagieren mit Wasser zu Wasserstoff und einer alkalischen Lösung. Die Heftigkeit nimmt in der Gruppe von oben nach unten zu: Lithium < Natrium < Kalium.

Sicherheit. Alkalimetalle entwickeln mit Wasser entzündbaren Wasserstoff und wirken ätzend, ebenso die entstehenden Laugen. Nur kleinste Stücke verwenden, Schutzscheibe, Schutzbrille, Abstand, Metalle mit Pinzette anfassen, Reste nicht in den Ausguss.

Innerhalb einer Gruppe ändern sich die Eigenschaften gesetzmäßig (Tabelle 13). Bei den Alkalimetallen sinkt die Schmelztemperatur von oben nach unten, während die Heftigkeit der Reaktionen zunimmt. Bei den Halogenen steigt die Siedetemperatur: Fluor und Chlor sind Gase, Brom ist eine Flüssigkeit, Iod ein Feststoff.

Alkalimetall	Li	Na	K	Rb	Cs
Schmelztemperatur	180,5 °C	97,8 °C	63,5 °C	39,3 °C	28,5 °C
Halogen	**F**	**Cl**	**Br**	**I**	
Siedetemperatur	−188 °C	−34 °C	59 °C	184 °C	

Tabelle 13: Abstufung der Eigenschaften innerhalb einer Gruppe (Daten: CRC Handbook, gerundet).

Fachbegriffe: Periodensystem der Elemente · Mendelejew · Meyer · Ordnungszahl · Protonenanzahl · Elektronenanzahl · Neutronenanzahl · Massenzahl · Isotop · Periode · Gruppe · Hauptgruppe · Alkalimetalle · Erdalkalimetalle · Halogene · Edelgase

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Atom-Baukasten** ↗ · **Atomaufbau bis zu den Quarks** ↗

6 Ionen und Edelgaskonfiguration

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

Natrium ist ein weiches Metall, das heftig mit Wasser reagiert; Chlor ist ein giftiges, grüngelbes Gas. Bringt man beide zusammen, entsteht unter hellem Aufleuchten ein harmloser weißer Stoff, den man essen kann: Kochsalz. Was passiert dabei mit den Atomen?

Versuch — Natrium reagiert mit Chlor (Lehrerversuch)

Durchführung. In einen mit Chlor gefüllten Standzylinder, auf dessen Boden etwas Sand liegt, wird ein erbsengroßes, zuvor angeschmolzenes Stück Natrium auf einem Verbrennungslöffel eingeführt.

Beobachtung. Das Natrium verbrennt mit grell gelbem Licht. Es bildet sich weißer Rauch, der sich als weißer Belag an der Wand niederschlägt. Die grüngelbe Farbe des Chlors verschwindet.

Deutung. Natrium und Chlor reagieren exotherm zu Natriumchlorid, einem Salz aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen.

Sicherheit. Chlor ist giftig beim Einatmen, reizt Augen und Atemwege und ist umweltgefährlich; Natrium reagiert heftig mit Wasser und wirkt ätzend. Nur im Abzug, Schutzbrille, Schutzscheibe.

6.1 Die Edelgaskonfiguration

Die Edelgase sind die einzigen Elemente, die in der Natur als einzelne Atome vorkommen und fast keine Verbindungen eingehen. Ihre Atome haben eine besonders stabile Elektronenanordnung: Die äußerste Schale ist voll besetzt, beim Helium mit 2 Elektronen, bei Neon, Argon und den übrigen mit 8 Elektronen. Das zeigt sich an ihren hohen Ionisierungsenergien (Abbildung 29).

Definition

Eine Elektronenanordnung mit 8 Außenelektronen (bei nur einer Schale: 2) heißt **Edelgaskonfiguration**. Atome anderer Elemente können die Edelgaskonfiguration erreichen, indem sie Elektronen abgeben oder aufnehmen.

6.2 Ionenbildung

Ein Natrium-Atom hat die Elektronenverteilung 2, 8, 1. Sein einzelnes Außenelektron ist schwach gebunden (Ionisierungsenergie nur 5,1 eV). Gibt es dieses Elektron ab, bleibt die voll besetzte zweite Schale als Außenschale übrig: 2, 8, die Anordnung des Edelgases Neon. Weil im Kern weiterhin 11 Protonen sitzen, in der Hülle aber nur noch 10 Elektronen, ist das Teilchen nun einfach positiv geladen: ein Natrium-Ion Na^+.

Ein Chlor-Atom hat die Elektronenverteilung 2, 8, 7. Ihm fehlt ein Elektron zur Edelgaskonfiguration. Nimmt es ein Elektron auf, hat es 2, 8, 8 wie das Edelgas Argon. Mit 17 Protonen und 18 Elektronen ist es nun einfach negativ geladen: ein Chlorid-Ion Cl^-.

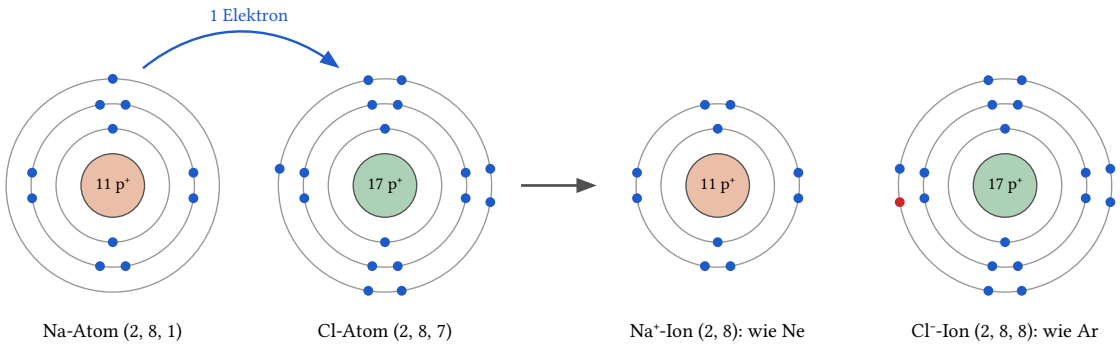


Abbildung 33: Ionenbildung im Schalenmodell: Das Natrium-Atom gibt sein Außenelektron an ein Chlor-Atom ab. Beide Ionen haben danach Edelgaskonfiguration; rot das aufgenommene Elektron.

Definition

Bei der **Ionenbildung** geben Atome Elektronen ab oder nehmen Elektronen auf, sodass sie meist die Edelgaskonfiguration erreichen. Dabei entstehen positiv geladene **Kationen** (aus Metall-Atomen) und negativ geladene **Anionen** (aus Nichtmetall-Atomen). Die Zahl der Protonen im Kern ändert sich nicht.

Typischer Fehler

Falsch: Das Natrium-Ion ist positiv, weil es ein Proton aufgenommen hat.

Richtig: Das Natrium-Ion hat ein Elektron abgegeben. Die 11 Protonen sind unverändert; es fehlt eine negative Ladung, deshalb überwiegt die positive.

Bei der Ionenbildung ändern sich nur die Elektronen in der Hülle, nie der Kern. Ein Natrium-Ion ist auch kein Neon-Atom, obwohl es dieselbe Elektronenanordnung hat: Es hat 11 Protonen, Neon nur 10.

6.3 Die Ionenladung folgt aus dem Periodensystem

Metall-Atome haben wenige Außenelektronen (1 bis 3), die sie leicht abgeben. Nichtmetall-Atome haben viele (5 bis 7) und nehmen bis zur Edelgaskonfiguration Elektronen auf. Die Ladung der Ionen kann man deshalb aus der Hauptgruppe ablesen (Tabelle 14).

Hauptgruppe	I	II	III	V	VI	VII	VIII
Außenelektronen	1	2	3	5	6	7	8
Ionenladung	1+	2+	3+	3–	2–	1–	–
Beispiele	Li^+, Na^+, K^+	Mg^{2+}, Ca^{2+}	Al^{3+}	N^{3-}	O^{2-}, S^{2-}	F^-, Cl^-, Br^-, I^-	keine

Tabelle 14: Ionenladung der Hauptgruppenelemente. Die Atome der IV. Hauptgruppe (Kohlenstoff, Silicium) bilden in der Regel keine einfachen Ionen.

Die Namen der Kationen bildet man mit dem Elementnamen: Natrium-Ion, Magnesium-Ion, Aluminium-Ion. Die Anionen erhalten die Endung **-id**: Chlorid-Ion (Cl^-), Bromid-Ion (Br^-), Iodid-Ion (I^-), Fluorid-Ion (F^-), Oxid-Ion (O^{2-}), Sulfid-Ion (S^{2-}), Nitrid-Ion (N^{3-}).

Die Lewis-Schreibweise zeigt die Ionenbildung besonders übersichtlich (Abbildung 34). Das Ion setzt man in eckige Klammern und schreibt die Ladung rechts oben daneben. Ein Kation hat danach keine Außenelektronen der alten Schale mehr; die darunterliegende, voll besetzte Schale zeichnet man in der Lewis-Schreibweise nicht.

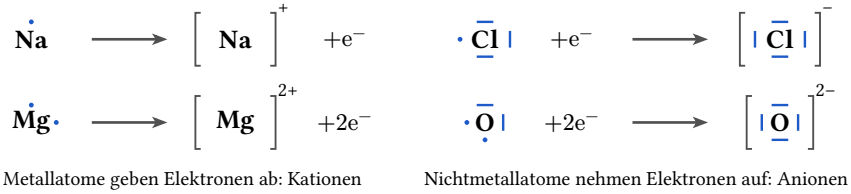


Abbildung 34: Ionenbildung in Lewis-Schreibweise. Metall-Atome geben ihre Außenelektronen ab, Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf, bis sie 8 Außenelektronen haben.

6.4 Warum gerade so viele Elektronen?

Warum gibt ein Natrium-Atom genau ein Elektron ab und nicht zwei? Die Ionisierungsenergien geben die Antwort (Abbildung 26): Das erste Elektron kostet 5,1 eV, das zweite aber 47,3 eV, weil es aus der voll besetzten, viel näher am Kern liegenden Schale gerissen werden müsste. Diese Energie wird bei chemischen Reaktionen nicht aufgebracht. Beim Magnesium (2, 8, 2) sind die ersten beiden Elektronen leicht abzutrennen, das dritte dagegen sehr schwer; Magnesium bildet deshalb Mg^{2+}-Ionen.

Ein Salz ist nach außen elektrisch neutral. Die Ionen kommen darin deshalb in einem Zahlenverhältnis vor, in dem sich die Ladungen ausgleichen. Im Natriumchlorid kommt auf jedes Na^+ ein Cl^-; im Calciumchlorid kommen auf jedes Ca^{2+} zwei Cl^-. Die Ionengruppe des Calciumchlorids besteht also aus einem Calcium-Ion und zwei Chlorid-Ionen. Wie man daraus Formeln für Salze aufstellt und wie die Ionen im Gitter zusammenhalten, zeigen die Skripte C4 und C5.

Fachbegriffe: Edelgaskonfiguration · Ionenbildung · Kation · Anion · Ionenladung · Natrium-Ion · Chlorid-Ion · Ionen in Lewis-Schreibweise

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Atom-Baukasten** ↗

