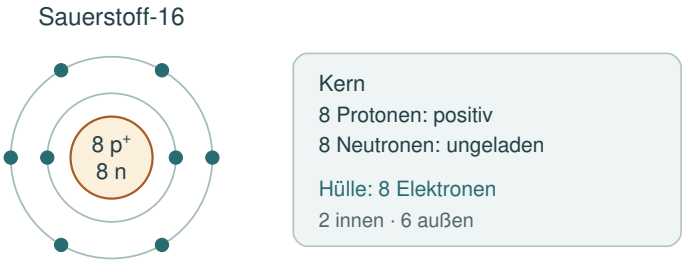
01 | WISSEN IM ZUSAMMENHANG

Ein Atom verstehen

Ein Sauerstoffatom und ein Kohlenstoffatom unterscheiden sich bereits in ihrem Kern. Mit drei Teilchenarten kannst du erklären, zu welchem Element ein Atom gehört, welche Masse es ungefähr hat und welche Ladung es trägt.



Sauerstoff-16 im vereinfachten Schalenmodell: acht Protonen, acht Neutronen und acht Elektronen. Kern, Teilchen und Abstände sind stark vergrößert beziehungsweise vereinfacht.

1 · Kern und Elektronenhülle

Im kleinen **Atomkern** sitzen positiv geladene **Protonen** und meist auch ungeladene **Neutronen**. Die negativ geladenen **Elektronen** bilden die Hülle. Fast die gesamte Masse steckt im Kern; die Hülle bestimmt den größten Teil der Ausdehnung. Bei einem neutralen Atom gleichen sich positive und negative Ladungen aus. Es hat deshalb gleich viele Protonen wie Elektronen.

Atommodelle entstanden durch Experimente. So zeigten Streuversuche, dass die positive Ladung auf einen sehr kleinen Bereich konzentriert ist. Die gezeichneten Kugeln und Abstände machen diese Erkenntnis anschaulich.

2 · Die Protonenzahl bestimmt das Element

Die **Ordnungszahl** gibt die Anzahl der Protonen an. Sauerstoff besitzt immer acht Protonen. Ein neutrales Sauerstoffatom hat dazu acht Elektronen. Ändert sich die Protonenzahl, entsteht ein anderes Element. Die Buchstaben im Periodensystem sind internationale **Elementsymbole**: O steht für Sauerstoff, C für Kohlenstoff.

Atome derselben Elementsorte können verschieden viele Neutronen besitzen. Solche Varianten heißen **Isotope**. Sauerstoff-16 hat acht Protonen und acht Neutronen; Sauerstoff-18 hat acht Protonen und zehn Neutronen.

3 · Masse und Massenzahl unterscheiden

Die **Massenzahl** zählt Protonen und Neutronen eines bestimmten Atoms zusammen. Für Sauerstoff-16 ergibt das 8 + 8 = 16. Elektronen tragen nur einen sehr kleinen Teil zur Masse bei.

Im Periodensystem steht meist eine mittlere relative Atommasse mit Dezimalstellen. Sie berücksichtigt die natürlichen Anteile der Isotope. Diese Mittelwertangabe und die ganzzahlige Massenzahl beantworten deshalb unterschiedliche Fragen. Für eine genaue Neutronenzahl brauchst du die Angabe eines bestimmten Isotops.

Das gehört zusammen: Protonenzahl → Element. Protonen plus Neutronen → Massenzahl. Protonen und Elektronen zusammen → elektrische Ladung.

Öffne den „Atombaukasten“. Stelle acht Protonen ein und verändere anschließend getrennt Neutronen und Elektronen. Beobachte Element, Isotop und Ladung.

01 | ZUSAMMENHÄNGE VERTIEFEN

Mit drei Teilchenzahlen gezielt untersuchen

Welche Zahl verändert welche Eigenschaft?

Protonen verändern
Die Ordnungszahl und damit die Elementsorte ändern sich.

Neutronen verändern
Die Massenzahl ändert sich: anderes Isotop desselben Elements.

Elektronen verändern
Die elektrische Ladung ändert sich: Atom oder Ion.

Die drei Vergleiche beginnen jeweils beim selben Ausgangsatom; die Änderungen werden nicht nacheinander aufaddiert.

Ein guter Vergleich verändert **immer nur eine Größe**. Beginne mit acht Protonen, acht Neutronen und acht Elektronen. Damit beschreibst du im Modell ein neutrales Sauerstoff-16-Atom. Füge nur zwei Neutronen hinzu: Es bleibt Sauerstoff, aber die Massenzahl steigt auf 18. Stelle die Neutronenzahl wieder zurück und entferne dann ein Elektron: Das Teilchen bleibt ebenfalls Sauerstoff, besitzt jetzt aber eine positive Ladung. Erst eine andere Protonenzahl verändert die Elementsorte. Durch getrennte Versuche erkennst du, welche Teilchenzahl für welche Aussage verantwortlich ist.

Die **Ladungszahl** ergibt sich aus Protonenzahl minus Elektronenzahl. Acht positive Ladungen und sieben negative Ladungen ergeben insgesamt +1. Die Massenzahl zählt dagegen Protonen und Neutronen. Sie hat mit dem Vorzeichen der elektrischen Ladung nichts zu tun. Ein Teilchen kann somit zugleich ein bestimmtes Isotop und ein Ion sein. Das Modell lässt viele Kombinationen einstellen, damit du diese Begriffe unterscheiden kannst. Daraus folgt nicht, dass jede einstellbare Kombination in der Natur lange bestehen kann. Stabilität und Lebensdauer von Atomkernen sind zusätzliche Fragen, die eine reine Zählregel nicht beantwortet.

Die im Periodensystem angegebene Atommasse ist meistens ein **gewichteter Mittelwert**. Häufige natürliche Isotope tragen stärker dazu bei als seltene. Sie kann deshalb eine Dezimalzahl sein, obwohl jedes einzelne Atom eine ganze Zahl von Protonen und Neutronen besitzt. Aus einer gerundeten mittleren Atommasse lässt sich die Neutronenzahl eines unbekannten einzelnen Atoms nicht sicher ablesen.

Sauerstoff-18 bestimmen
Ein Teilchen enthält acht Protonen, zehn Neutronen und acht Elektronen. Acht Protonen bedeuten Sauerstoff. 8 + 10 = 18 ergibt die Massenzahl. 8 − 8 = 0 ergibt ein neutrales Atom. Jede Rechnung beantwortet eine andere Frage über dasselbe Teilchen.

Genau unterscheiden
Häufige Verwechslung: Mehr Neutronen machen ein Atom negativer.
So stimmt es: Neutronen sind ungeladen. Sie verändern die Massenzahl. Für die elektrische Ladung vergleichst du die Anzahl positiv geladener Protonen mit der Anzahl negativ geladener Elektronen.

02 | WISSEN IM ZUSAMMENHANG

Die Ordnung im Periodensystem lesen

Lithium, Natrium und Kalium stehen untereinander. Ihre Ähnlichkeit hat mit den äußeren Elektronen zu tun. So verbindet die Tabelle den inneren Aufbau der Atome mit beobachtbaren Stoffeigenschaften.

Gruppe 1 1 Außenelektron	Gruppe 2 2 Außenelektronen	Gruppe 18 volle Außenschale
Li 2 | 1	Be 2 | 2	He 2
Na 2 | 8 | 1	Mg 2 | 8 | 2	Ne 2 | 8
K 2 | 8 | 8 | 1	Ca 2 | 8 | 8 | 2	Ar 2 | 8 | 8

Ausgewählte Hauptgruppen der ersten zwanzig Elemente. Die senkrechten Reihen zeigen gemeinsame Außenelektronenzahlen; die Zahlenfolgen nennen die Elektronen je Schale. Vereinfachter Ausschnitt.

4 · Zeilen und Spalten geben Orientierung

Die Elemente sind nach steigender Ordnungszahl geordnet. Eine waagrechte Zeile heißt **Periode**, eine senkrechte Spalte **Gruppe**. Natrium steht in der dritten Periode und in Gruppe 1. Sauerstoff steht in der zweiten Periode und in Gruppe 16.

Viele Elemente derselben Hauptgruppe verhalten sich chemisch ähnlich. Gruppe 1 enthält unter anderem die Alkalimetalle, Gruppe 2 die Erdalkalimetalle. Die Halogene stehen in Gruppe 17, die Edelgase in Gruppe 18. Wasserstoff nimmt trotz seines Platzes in Gruppe 1 eine besondere Stellung ein.

5 · Elektronen im einfachen Schalenmodell

Elektronen können bestimmte Energiezustände einnehmen. Im **Schalenmodell** werden diese vereinfacht zu Schalen zusammengefasst. Für die ersten zwanzig neutralen Atome lässt sich die Verteilung gut zum Einstieg nutzen: Sauerstoff 2 | 6, Natrium 2 | 8 | 1, Calcium 2 | 8 | 8 | 2.

Die Periodennummer entspricht hier der Zahl besetzter Schalen. Die dritte Schale kann grundsätzlich mehr als acht Elektronen aufnehmen; die Reihenfolge der Besetzung erklärt erst ein genaueres Orbitalmodell.

6 · Außenelektronen verbinden die Muster

Die Elektronen in der äußersten besetzten Schale heißen **Valenzelektronen**. Sie wirken besonders stark bei Bindungen mit. Bei den Hauptgruppen der ersten zwanzig Elemente stehen die Gruppennummern 1 und 2 für ein oder zwei Außenelektronen; bei 13 bis 18 liest du drei bis acht ab.

Helium besitzt zwei Elektronen und eine vollständig besetzte erste Schale. Es gehört zu den Edelgasen. Vergleiche deshalb immer die passende Gruppe, den Schalenaufbau und das konkrete Element.

Das gehört zusammen: Das Periodensystem ist eine Ordnung nach Protonenzahl. Wiederkehrende Außenelektronen erklären viele Ähnlichkeiten innerhalb einer Gruppe.

Wähle im „Periodensystem“ die Elementfamilie Alkalimetalle. Vergleiche Lithium und Natrium; öffne danach „Vergleichen“ und prüfe Schalen und Außenelektronen.

02 | ZUSAMMENHÄNGE VERTIEFEN

Muster finden, ohne Ausnahmen zu übersehen

Gleiche Gruppe, andere Periode

Lithium · Li
Ordnungszahl 3; Schalen 2 | 1; Periode 2.

Natrium · Na
Ordnungszahl 11; Schalen 2 | 8 | 1; Periode 3.

Gemeinsames Muster
Beide stehen in Gruppe 1 und besitzen ein Außenelektron.

Der Vergleich gilt für die neutralen Atome im Grundzustand. Die Schreibweise trennt die besetzten Schalen durch Striche.

Das Periodensystem verbindet zwei Blickrichtungen. **Entlang einer Periode** steigt die Protonenzahl von Element zu Element. Bei neutralen Atomen kommt jeweils auch ein Elektron hinzu. Dadurch verändert sich die Besetzung der Hülle. **Innerhalb einer Hauptgruppe** findest du oft die gleiche Zahl an Außenelektronen. Diese Gemeinsamkeit hilft, ähnliche chemische Eigenschaften zu erklären. Lithium hat die Schalenverteilung 2 | 1, Natrium 2 | 8 | 1. Beide besitzen außen ein Elektron, aber unterschiedlich viele besetzte Schalen. Verwandte Eigenschaften bedeuten daher nicht, dass die Stoffe in jeder Hinsicht gleich sind.

Nutze die Tabelle wie ein Ordnungssystem und überprüfe deine Vermutung an mehreren Beispielen. Vergleiche etwa erst Lithium mit Natrium, danach Sauerstoff mit Schwefel. Achte gleichzeitig auf Gruppe, Periode und Elektronenverteilung. Für den Einstieg sind die ersten zwanzig Elemente besonders übersichtlich. Später werden weitere Unterschalen wichtig. Ein **Orbital** beschreibt einen möglichen Zustand eines Elektrons und seinen räumlichen Aufenthaltsbereich; eine gezeichnete Schale ist keine feste Kreisbahn. Verschiedene Darstellungen können daher sinnvoll sein: Die Schalenübersicht erleichtert das Zählen, das Orbitalmodell beschreibt die räumliche Verteilung genauer. Beide beantworten unterschiedliche Fragen.

Die Anziehung des positiven Kerns und die Abschirmung durch innere Elektronen beeinflussen außerdem die **Atomgröße**. Innerhalb einer Hauptgruppe werden die Atome nach unten im Allgemeinen größer, weil zusätzliche Schalen besetzt sind. Innerhalb einer Periode nimmt ihre Größe meist ab. Solche Trends erleichtern das Vergleichen; sie sind keine ausnahmslosen Größenregeln für beliebige Ionen und Bindungssituationen.

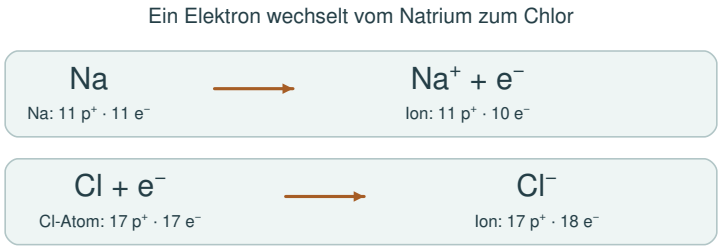
Eine Vermutung überprüfen
Du vermutest, dass Elemente derselben Hauptgruppe ähnliche Außenschalen besitzen. Lithium und Natrium passen dazu. Prüfe danach Sauerstoff mit 2 | 6 und Schwefel mit 2 | 8 | 6. Auch hier ist die äußere Zahl gleich, die Zahl der besetzten Schalen aber verschieden.

Genau unterscheiden
Häufige Verwechslung: Elemente derselben Gruppe sind derselbe Stoff.
So stimmt es: Die gemeinsame Gruppe beschreibt ähnliche Muster der Elektronenhülle. Verschiedene Protonenzahlen bedeuten trotzdem unterschiedliche Elemente mit eigenen Stoffeigenschaften.

03 | WISSEN IM ZUSAMMENHANG

Vom Atom zum Stoff

Kochsalz und Wasser enthalten Atome in unterschiedlichen Verbindungen. Entscheidend ist, wie Elektronen beteiligt sind. Mit dem Atomaufbau kannst du nun den nächsten Schritt zu Ionen, Molekülen und Stoffeigenschaften verstehen.



Elektronenbilanz am Beispiel Natrium und Chlor: Ein Elektron wird übertragen. Die Protonenzahlen bleiben erhalten. Das Schema zeigt einzelne Teilchen als vereinfachtes Modell.

7 · Durch Elektronenübertragung entstehen Ionen

Gibt ein Atom Elektronen ab, überwiegt seine positive Kernladung: Ein positiv geladenes **Ion**, ein Kation, entsteht. Nimmt es Elektronen auf, entsteht ein negativ geladenes Anion. Der Kern behält dabei seine Protonenzahl.

Ein Natriumatom hat elf Protonen und elf Elektronen. Nach Abgabe eines Elektrons besitzt das Natrium-Ion zehn Elektronen und die Ladung +1: Na^+. Ein Chloratom kann ein Elektron aufnehmen und Cl^- bilden. Entgegengesetzt geladene Ionen ziehen sich an; viele zusammen bilden etwa das regelmäßige Gitter eines Salzkristalls.

8 · Gemeinsame Elektronen ermöglichen Moleküle

Andere Atome nutzen Elektronenpaare gemeinsam. Bei dieser **Elektronenpaarbindung** ziehen die beteiligten Kerne die gemeinsamen Elektronen an. So kann eine abgegrenzte Atomgruppe, ein Molekül, entstehen. Im Wassermolekül ist Sauerstoff mit zwei Wasserstoffatomen verbunden.

Für viele einfache Verbindungen hilft die Orientierung an einer gefüllten Außenschale. Wasserstoff erreicht dabei zwei, viele andere Hauptgruppenatome acht Außenelektronen. Diese **Oktettregel** ist ein nützliches Einstiegsmodell mit begrenztem Geltungsbereich.

9 · Modelle passend zur Frage auswählen

Das Kern-Hülle-Modell erklärt Masse und Ladung. Das Schalenmodell hilft beim Ordnen der Elemente. Ein Bindungsmodell zeigt, wie Atome zusammenhalten. Jedes Bild hebt bestimmte Beziehungen hervor.

Elektronen bewegen sich in der Natur nach quantenphysikalischen Regeln. Kreislinien in einer Schulzeichnung ordnen Elektronen übersichtlich; genaue Aufenthaltsbereiche beschreibt man mit **Orbitalen**. Für eine Erklärung gehst du daher schrittweise vor: Element bestimmen, Elektronen untersuchen, Verbindungen beschreiben und daraus Eigenschaften des Stoffes ableiten.

Das gehört zusammen: Die Protonenzahl bestimmt die Elementsorte. Veränderungen der Elektronen erklären Ionen und Bindungen; viele verbundene Teilchen bilden einen Stoff.

Fachbücher und Quellen stehen auf Seite 7. Die Onlinefassung verlinkt außerdem die passenden Lehrbuchkapitel.

03 | ZUSAMMENHÄNGE VERTIEFEN

Gleiche Elektronenzahl bedeutet nicht gleiches Element

Von Teilchenzahlen zur Salzformel

1. Ion bestimmen
12 Protonen und 10 Elektronen: Mg^{2+}.

→

2. Ladungen ausgleichen
Ein Mg^{2+} braucht zwei Cl^- für Gesamtladung 0.

→

3. Verhältnis angeben
Mg : Cl = 1 : 2; die Salzformel lautet $MgCl_2$.

Die Folge beschreibt die Ladungsbilanz. Im festen Salz setzt sich das Ionengitter in alle Richtungen fort.

Das Natrium-Ion Na^+ besitzt zehn Elektronen. Ein neutrales Neonatom besitzt ebenfalls zehn. Trotzdem handelt es sich nicht um dasselbe Element: Na^+ enthält elf Protonen, Neon zehn. **Die Kernladung bleibt das Kennzeichen der Elementsorte.** Die gleiche Elektronenzahl kann bestimmte Gemeinsamkeiten der Hülle erklären. Sie hebt den Unterschied der Kerne und der Gesamtladung aber nicht auf. Beim Bilden eines Ions verändert sich die Elektronenzahl; der Atomkern wird bei diesem Vorgang nicht umgebaut. So kannst du zwischen einer chemischen Veränderung der Hülle und einer Änderung der Elementsorte unterscheiden.

In einem Salz müssen sich die Ladungen insgesamt ausgleichen. Ein Magnesium-Ion Mg^{2+} trägt zwei positive Ladungseinheiten. Ein Chlorid-Ion Cl^- trägt eine negative. Für einen neutralen Verband braucht man daher doppelt so viele Chlorid-Ionen wie Magnesium-Ionen. Die Formel **$MgCl_2$** beschreibt dieses Zahlenverhältnis. Sie behauptet nicht, dass im festen Salz nur abgegrenzte Dreiergruppen vorhanden sind. Viele Ionen sind in einem Gitter angeordnet. Bei Wasser bedeutet H_2O hingegen die Zusammensetzung eines einzelnen Moleküls. Vor dem Lesen einer Formel hilft deshalb die Frage: Betrachte ich ein Molekül oder einen ausgedehnten Ionenverband?

Bei der **Metallbindung** gehören bewegliche Elektronen zum gemeinsamen Verband vieler Metallatome. Sie können elektrische Ladung durch den Stoff transportieren. Das erklärt die gute elektrische Leitfähigkeit vieler Metalle. Molekülstoffe, Salze und Metalle benötigen somit unterschiedliche Bindungsmodelle. Die Zusammensetzung allein genügt nicht; auch die Anordnung und Beweglichkeit der geladenen Teilchen sind für Stoffeigenschaften wichtig.

Na^+ und Neon vergleichen
Stelle zuerst elf Protonen und zehn Elektronen ein. Das Modell zeigt ein positiv geladenes Natrium-Ion. Stelle danach zehn Protonen und zehn Elektronen ein. Nun entsteht ein neutrales Neonatom. Die Elektronenzahl blieb gleich; Element und Ladung haben sich geändert.

Genau unterscheiden
Häufige Verwechslung: Wenn Natrium ein Elektron abgibt, wird es zu Neon.
So stimmt es: Natrium bleibt wegen seiner elf Protonen Natrium. Nach der Elektronenabgabe entsteht Na^+. Eine gleiche Elektronenzahl macht zwei Teilchen nicht zum selben Element.

Wissen anwenden und weiterdenken

Drei ergänzende Entdeckeraufträge. Erkläre deine Beobachtungen mit den Zusammenhängen aus dem Wissenstext.

1 · Atombaukasten

Ausprobieren: Stelle 8 Protonen, 8 Neutronen und 8 Elektronen ein. Verändere anschließend jeweils nur eine Teilchenzahl und kehre dazwischen zum Ausgangswert zurück.

Beobachten: Notiere getrennt, wann sich Elementname, Massenzahl und Ladung ändern.

Erklären: Welche Teilchenzahl musst du kennen, um die Elementsorte eindeutig zu bestimmen?

Modellgrenze: Das Zählmodell zeigt Element, Isotop und Ladung; es beweist nicht die Stabilität jeder einstellbaren Kombination.

2 · Vergleichen

Ausprobieren: Öffne „Vergleichen“ und füge Lithium und Natrium hinzu. Lies besonders „Periode“, „Gruppe“ und „Elektronen auf Schalen“.

Beobachten: Vergleiche die letzte Schalenzahl und die Anzahl besetzter Schalen.

Erklären: Welche Gemeinsamkeit erklärt ihre gemeinsame Gruppe, welcher Unterschied ihre verschiedenen Perioden?

Modellgrenze: Schalenbilder ordnen Elektronen übersichtlich. Sie zeigen keine gemessenen Flugbahnen einzelner Elektronen.

3 · Atombaukasten

Ausprobieren: Vergleiche 11 Protonen mit 10 Elektronen und 10 Protonen mit 10 Elektronen. Lass die Neutronenzahl für diesen Ladungsvergleich unverändert.

Beobachten: Achte darauf, welche Anzeige trotz gleicher Elektronenzahl wechselt.

Erklären: Warum reicht die Elektronenzahl allein nicht, um das Element zu benennen?

Modellgrenze: Der Baukasten zeigt einzelne Teilchen. Den räumlichen Aufbau eines Salzkristalls und seine Gitterenergie stellt er nicht dar.

Interaktive Werkstatt öffnen →

Fachliche Quellen und weiterführende Literatur

Chemistry 2e

Chemie - Das Basiswissen der Chemie