

Atom-, Metall- oder Ionenbindung? – Eine Übungseinheit zu den Bindungsarten

Ein Beitrag von Dorothe Egger, Denzlingen

Mit Illustrationen von Marco Fischer, Erlangen

Auch Atome sind nicht gerne allein. Eine unsichtbare Kraft bindet die Atome aneinander. Aber wie kommt diese Kraft zustande? Und wie entstehen Bindungen zwischen den Atomen? Gibt es wie bei uns Menschen auch verschiedene „Bindungstypen“ und wenn ja, wie unterscheiden sie sich?

Nach einem Lernzirkel, indem Ihre Schüler die verschiedenen Bindungsarten kennen lernen, motiviert ein spannendes Quiz am Ende der Einheit dazu, das Gelernte zu wiederholen.



© Compassionate Eye Foundation/ Steven Errico/DigitalVision

Ihre Schüler lernen in dieser Einheit die Grundprinzipien der Atom-, Metall- und Ionenbindung kennen

Das Wichtigste auf einen Blick

Klasse: 9/10

Dauer: 4 Stunden (Minimalplan: 3 Stunden)

Kompetenzen: Die Schüler ...

- verstehen die Oktettregel und wenden diese an einem Beispiel an.
- arbeiten die verschiedenen chemischen Bindungen selbstständig heraus
- arbeiten selbstständig in einem Lernzirkel und fassen Inhalte unter Benutzung der Fachsprache zusammen.
- leiten die typischen Eigenschaften der verschiedenen Bindungsarten ab.

Übungsmaterial:

- Chemische Bindungen – für einen besseren Zusammenhalt
- Ein Geben und Nehmen – oder Teilen?
- Wer teilt hat mehr – die Atombindung
- Ab in die Ladungswolke – die Metallbindung
- Fest gebunden im Kristallgitter – die Ionenbindung
- Wer bin ich? Quiz

Was Sie zum Thema wissen müssen

Sind zwei oder mehrere Atome bzw. Ionen durch physikalisch-chemische Phänomene fest aneinander gebunden, spricht man von einer **chemischen Bindung**. Diese chemische Bindung kommt dadurch zustande, dass Atome ein **energetisch günstiges Energieniveau** anstreben. Die chemische Bindung wird vor allem durch die Außenelektronen bestimmt. Diese bilden in der Regel eine **stabile Außenschale** sobald ein Atom acht Außenelektronen, wie das reaktions-träge Edelgas der jeweiligen oder der vorherigen Periode, besitzt. Wasserstoffatome streben die Konfiguration des Heliums, also eine Außenschale mit 2 Elektronen, an. Man spricht bei einer voll belegten Außenschale von der **Edelgaskonfiguration**, einem besonders **energiearmen** und damit **stabilen Zustand**. Die **Oktettregel** besagt, dass Atome eine Edelgaskonfiguration anstreben, bei der die Außenschale voll besetzt ist. Die Oktettregel gilt vor allem für die Hauptgruppenelemente. Für die Nebengruppenelemente gilt die 18-Elektronenregel, auf die hier nicht weiter eingegangen wird.

Die physikalische Grundlage einer chemischen Bindung bilden **elektrostatische Wechselwirkungen** zwischen den Atomen. Es gibt drei grundlegende Konzepte der chemischen Bindung: die Atombindung, die Metallbindung und die Ionenbindung. Dazwischen gibt es fließende Übergänge.

Die Atombindung

Diese chemische Bindung wird auch **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente Bindung** genannt und kommt dadurch zustande, dass die Bindungspartner **gemeinsam Elektronenpaare** nutzen, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Das ist dann der Fall, wenn die Differenz der Elektronegativitäten, der am Atombau beteiligten Atome sehr klein oder gleich null ist. Die Elektronegativität beschreibt die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen an sich zu ziehen. Sie wird unter anderem von der **Kernladung**, der **Anzahl der Außenelektronen** (Valenzelektronen) und dem **Atomradius** bestimmt. Oft findet man Atombindungen zwischen gleichen Nichtmetallatomen, wie z. B. in der organischen Chemie die Bindungen zwischen Kohlenstoffatomen. Moleküle der flüchtigen Stoffe werden über Atombindungen verbunden. **Flüchtige Stoffe** haben **niedrige Siede- und Schmelztemperaturen** und sind **nicht leitfähig**. Das lässt sich dadurch erklären, dass **Atombindungen nach außen ungeladen** sind. So sind auch die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen gering.

Die Metallbindung

Diese Bindung kommt dadurch zustande, dass die Außenelektronen einzelner Metallatome an eine sogenannte **Ladungswolke** abgegeben werden, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Sie stehen somit allen Atomen zur Verfügung. Metalle bevorzugen es, **positive Ionen zu bilden**, da sie eine **niedrige Elektronegativität** haben und ihre Elektronen nicht festhalten. Wie der Name schon sagt, werden Atombindungen zwischen Metallatomen ausgebildet. Metalle sind **elektrisch leitfähig** und sie lassen sich **leicht verformen**. Außerdem weisen sie eine **gute Wärmeleitfähigkeit** auf, da sie leicht Wärme aus der Umgebung aufnehmen und diese weiterleiten.

Die Ionenbindung

Diese Bindung kommt dadurch zustande, dass die **Bindungspartner Elektronen aufnehmen** bzw. **abgeben**, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Das heißt, es werden Elektronen ausgetauscht und es entstehen positive und negative Ionen, die durch **elektronische Anziehungskräfte** aneinander gebunden sind. Das ist dann der Fall, wenn die Differenz der Elektronegativitäten der am Atombau beteiligten Atome sehr groß ist. Der Partner, der Elektronen abgibt, weist eine niedrige Elektronegativität auf, während der Partner der Elektronen aufnimmt eine hohe Elektronegativität aufweist. Dabei werden **Metall- und Nichtmetallatome** miteinander zu **Salzen** gebunden. **Salzkristalle** sind aus **Ionengittern** aufgebaut, in denen die Ionen regelmäßig angeordnet sind. Es bestehen **hohe Anziehungskräfte** zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen, so dass Salze **hohe Schmelz- und Siedetemperaturen** haben. Salze lassen sich **nicht verformen**. Sie sind spröde und brechen bei mechanischer Einwirkung, da bei einem Bruch im Kristallgitter positiv und negativ geladene Ionen aufeinander treffen und sich abstoßen.


Vorschläge für Ihre Unterrichtsgestaltung

Voraussetzungen der Lerngruppe

Die Schülerinnen und Schüler* sollten den **Atomaufbau**, die **Ladung der Elementarteilchen** und deren Aufenthaltsort im Atom beschreiben können. Sie wissen, dass man Stoffe aufgrund ihrer Eigenschaften in **Stoffklassen** unterteilt und kennen die Einteilung der Stoffe in **Metalle, flüchtige Stoffe und Salze**.

Das **Periodensystem der Elemente** bildet eine wichtige Grundlage zum Verständnis der Lerninhalte. Den Schülern sollten die Begriffe Stoff, Stoffgruppe, Ionen, Element und Verbindung geläufig sein. Sie kennen das **Bohr'sche Atommodell** und können aus dem Periodensystem der Elemente die Ordnungszahl ablesen. Sie wissen, wie man die Anzahl der Schalen und der Außenelektronen aus dem Periodensystem abliest. Weiter sollten die Lernenden neben den fachlichen Kenntnissen in der Lage sein, **selbstständig** nach einem vorgegebenen Plan **zu arbeiten**.

Aufbau der Unterrichtseinheit

Der Einstieg in die Unterrichtseinheit kann mithilfe eines **Rätsels**, über welches das Thema der Stunde deutlich wird, erfolgen. Dieses finden Sie als **Zusatzmaterial auf CD** (). Die Schüler notieren anschließend das Thema als Überschrift und wiederholen wichtige Lerninhalte mithilfe des **Arbeitsblattes M 1**. Erste Informationen zu den Bindungskräften zwischen den Atomen werden mithilfe von Satzbruchstücken auf dem Arbeitsblatt M 1 zusammengetragen und notiert. Die Schüler erfahren, dass die Elektronen an den Bindungen beteiligt sind. Mithilfe eines **Comics M 2** soll den Schülern klar werden, dass es drei Möglichkeiten gibt, die Edelgaskonfiguration zu erreichen und hierbei drei Bindungstypen entstehen. Dazu entwerfen die Schüler **Hypothesen**, die sie auf **Papierstreifen** notieren und mit Magneten an der Tafel befestigen. Anschließend wird im Unterrichtsgespräch am Beispiel des Chlormoleküls erläutert, wie die Edelgaskonfiguration durch Teilen der Außenelektronen erreicht wird, wobei eine Atombindung entsteht. Im **Lernzirkel M 3–M 8** üben die Schüler auf dem **Arbeitsblatt M 3** die Oktettregel, indem sie ein Natriumatom zeichnen, das seine Außenelektronen abgibt. Mithilfe der **Arbeitsblätter M 4, M 5 und M 6** lernen die Schüler die **Atom-, Metall- und Ionenbindung** kennen. Der Aufgabentyp der Arbeitsblätter M 4–M 6 ist jeweils derselbe. Diese Arbeitsblätter können in einer beliebigen Reihenfolge bearbeitet werden. Das **Arbeitsblatt M 7** gibt einen **Überblick** über die drei Bindungsarten und wird zum Abschluss des Lernzirkels bearbeitet. Das Ergebnis wird mit den gebildeten Hypothesen an der Tafel verglichen. Zum Schluss kann das **Quiz M 9 als Lernerfolgskontrolle** eingesetzt werden.

Angebote zur Differenzierung

Im Lernzirkel kann jeder Schüler **selbstständig in seinem eigenen Tempo** arbeiten. Jede Station bietet **grundlegende Informationen** und Zusatzinformationen in Form von **Tippkarten (M 8)** für leistungsschwächere Schüler. Leistungsstärkere Schüler schauen sich im **Internet einen Kurzfilm** zu den **chemischen Bindungen** an, während die leistungsschwächeren Schüler den Lernzirkel zu Ende bringen. Die abschließende Lernerfolgskontrolle M 9 kann frei oder mithilfe der im Lernzirkel ausgefüllten Arbeitsblätter bearbeitet werden. Langsamere Schüler können beim Quiz auf die **Zusatzaufgaben** verzichten.

Ideen für die weitere Arbeit

Sind den Schülern die einzelnen Bindungsarten bekannt, lernen sie, diese in der **Valenzschreibweise** darzustellen. Im weiteren Verlauf sollte der Begriff der **Elektronegativität** eingeführt werden. Weiter kann auf die **Struktur der Stoffteilchen** eingegangen werden, die durch die Bindung bestimmt wird und zwischenmolekulare Kräfte, wie die **Van-der-Waals-Kräfte** und die **Wasserstoffbrückenbindungen**, besprochen werden.

**Im weiteren Verlauf wird aus Gründen der besseren Lesbarkeit nur „Schüler“ verwendet.*

Die Einheit im Überblick

FO = Folie

TK = Tippkarte

AB = Arbeitsblatt

LEK = Lernerfolgskontrolle



= Zusatzmaterial auf CD

Stunde 1:	Chemische Bindungen, wie kommen sie zustande?
(AB)	Das Labyrinth: Welches Thema versteckt sich hier?
M 1 (AB)	Chemische Bindungen – für einen besseren Zusammenhalt
M 2 (FO)	Ein Geben und Nehmen – oder Teilen?
Stunden 2–3:	Lernzirkel zur Atom-, Metall- und Ionenbindung
(AB)	Laufzettel zum Lernzirkel
M 3 (AB)	Station 1: So kommt das Natriumatom zum Elektronenoktett
M 4 (AB)	Station 2: Wer teilt, hat mehr – die Atombindung
M 5 (AB)	Station 3: Ab in die Ladungswolke – die Metallbindung
M 6 (AB)	Station 4: Fest gebunden im Kristallgitter – die Ionenbindung
M 7 (AB)	Station 5: Alle zusammen im Vergleich – ein Überblick
M 8 (TK)	Tippkarten zu M 1, M 3–M 7
Stunden 4:	Lernerfolgskontrolle
M 9 (LEK)	Wer bin ich? Quiz

Minimalplan

Sollte Ihnen nur wenig Zeit zur Verfügung stehen, können Sie die **Lernerfolgskontrolle M 9** auch entfallen lassen oder Ihren Schülern als Hausaufgabe aufgeben. Damit verkürzt sich die Unterrichtseinheit auf **drei Stunden**.

Ein Geben und Nehmen – oder Teilen?

M 2

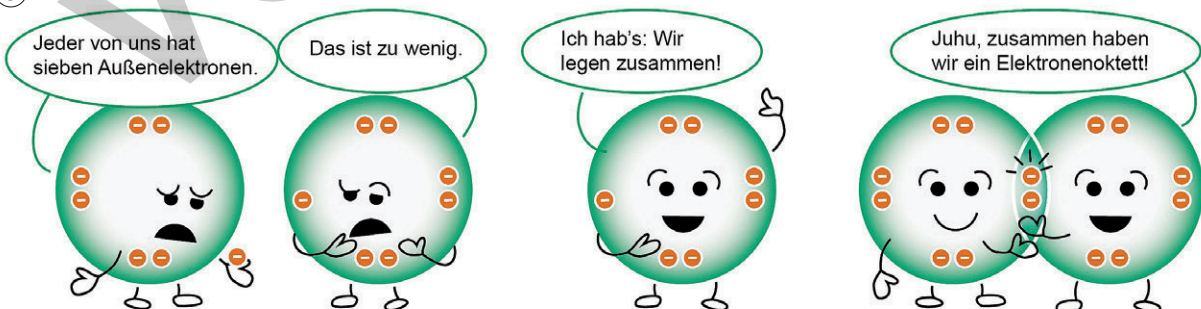
①



②



③



M 3

Station 1: So kommt das Natriumatom zum Elektronenoktett

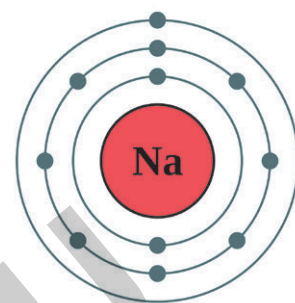
Wie kommt Natrium in den von allen Elementen angestrebten Edelgaszustand? Erfahre es hier.

Aufgabe 1

Lies dir den folgenden Info-Text durch.

Im Folgenden soll die Oktettregel auf das Element Natrium angewendet werden. Natrium hat ein Elektron auf seiner Außenschale. Also müsste das Natriumatom sieben Elektronen aufnehmen, um in den Edelgaszustand zu gelangen. Das wäre etwas kompliziert und geht einfacher, indem man sich die Außenschale des Natriumatoms wegdenkt, die mit nur einem Elektron besetzt ist. Was kommt darunter zum Vorschein? Die zweitäußere Schale, die voll mit 8 Elektronen besetzt ist. Der Edelgaszustand ist somit erreicht.

Also ist es für Natrium und die anderen Alkalimetalle der einfachste Weg zum Edelgaszustand, wenn sie ihr einzelnes Außenelektron abgeben.



Elektronenkonfiguration von Natrium

© Pumbaa, CC BY-SA 2.0, wikimedia commons

Aufgabe 2

a) Erstelle eine Zeichnung, wie das Natrium den Edelgaszustand erreicht.

Hinweis: Natrium hat 12 Neutronen im Kern.

b) Vergleiche dein Ergebnis mit der Lösungskarte und ergänze oder korrigiere deine Zeichnung gegebenenfalls.



Wusstest du schon, ...

... dass die Oktettregel für viele Elemente aus den Hauptgruppen gilt? In den Hauptgruppen stehen viele Elemente, die in deinem Leben eine Rolle spielen. Für die Elemente aus den Nebengruppen gelten allerdings andere Regeln.



M 5 Station 3: Ab in die Ladungswolke – die Metallbindung

Du hast gelernt, dass Natrium sein einziges Elektron aus der äußersten Schale abgibt und darunter die zweite Schale mit acht Außenelektronen erscheint. Aber wohin mit dem abgegebenen Elektron?

Aufgabe 1

Lies dir den folgenden Info-Text durch.

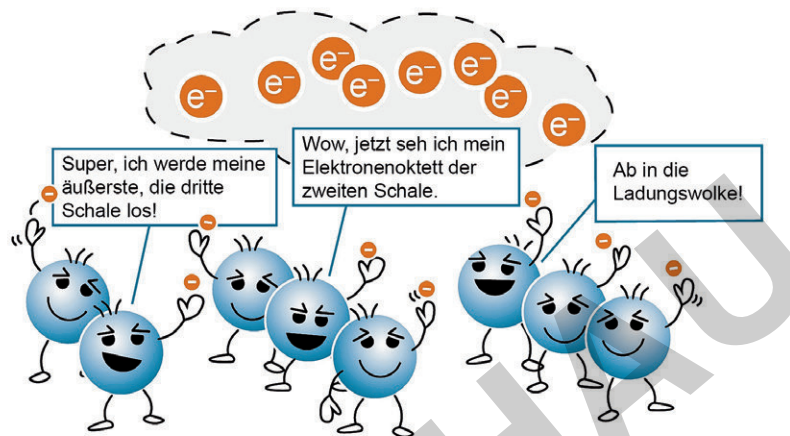


Abbildung 1: Die Metallbindung, veranschaulicht als Comic

Natrium ist ein silbrig glänzendes Metall. Metallatome geben gerne ihre Elektronen in eine sogenannte Ladungswolke ab. Um den Edelgaszustand mit 8 Elektronen zu erreichen, spendiert jedes Natriumatom, wie seine Nachbarn, das einzige Außenelektron in eine riesige negative Ladungswolke, die aus den abgegebenen Elektronen vieler Natriumatome entstanden ist. Man nennt diese Ladungswolke auch Elektronengas. So entstehen positiv geladene Metallionen, die von einer negativen Ladungswolke umgeben sind.

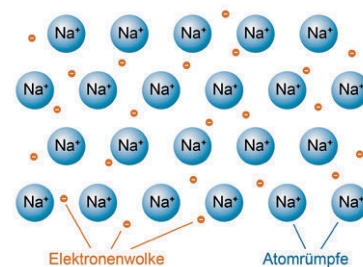


Abbildung 2: Die Metallbindung von Natrium

Wenn keine elektrische Spannung an das Natrium-Metall angelegt wird, bewegen sich die Elektronen mit hoher Geschwindigkeit in alle möglichen Richtungen durch das Metall. Beim Anbringen einer Spannung am Metall verschieben sich die Elektronen und geben die Ladung weiter. Daher können Metalle gut den elektrischen Strom leiten. Die Elektronen sind im Metallgitter nicht fest gebunden daher bewegen sie sich mit, wenn positiv geladenen Metallatome aneinander vorbei gleiten. Da die Elektronen leicht verschiebbar sind, können sie Wärme leicht aus der Umgebung aufnehmen und weiterleiten.

Aufgabe 2

- Schreibe einen kurzen Text zur allgemeinen Entstehung einer Metallbindung. Nutze folgenden Satzanfang: *Eine Metallbindung entsteht dadurch, dass ...*
- Schreibe einen kurzen Text zur Metallbindung. Nutze dafür die Abbildung 2 und verwende folgende Überschrift: *So sieht eine Metallbindung aus*
- Nenne vier Eigenschaften von Metallen, die sich mit der vorliegenden Metallbindung begründen lassen.

Tippkarten zu M 1, M 3–M 7



Tipp: Chemische Bindungen

Verwende zuerst die nicht unterstrichenen Satzbruchstücke, dann die unterstrichenen Satzbruchstücke und zum Schluss die fett gedruckten Sätze:

Die Nummer der Hauptgruppe, in der ein Element steht,	Atome sind
<u>der äußersten Schale,</u>	Es gibt Kräfte,
<u>mit denen sie Bindungen eingehen können.</u>	nicht gerne alleine.
die Atome aneinander binden.	Diese Kräfte zwischen den Atomen,
<u>Bindungen zwischen den Atomen</u>	<u>entstehen durch die Außenelektronen.</u>
nennt man chemische Bindungen.	entspricht der Anzahl der Außenelektronen.
<u>Atome haben unterschiedlich viele Elektronen, auf</u>	



Tipp Station 1: So kommt das Natriumatom zum Elektronenoktett

Das Natriumatom hat 11 Protonen und 12 Neutronen im Kern. Auf den Schalen sind 11 Elektronen verteilt. Natrium hat drei Schalen. Auf der ersten Schale befinden sich 2 Elektronen, auf der zweiten Schale 8 Elektronen und auf der dritten Schale ein Elektron.



Tipp Station 2: Wer teilt, hat mehr – die Atombindung

Aufgabe 2

a) So entsteht die Atombindung

Eine Atombindung entsteht dadurch, dass _____ sich verbinden. Dabei teilen sie sich ihre _____ und nutzen sie _____, um die _____ zu erreichen. Es entstehen _____.

b) So sieht eine Atombindung aus

Gemeinsame _____ verbinden einzelne _____ zu _____.

c) niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen, bei Zimmertemperatur meist gasförmig, nicht elektrisch leitfähig



Tipp Station 3: Ab in die Ladungswolke – die Metallbindung

Aufgabe 2

a) So entsteht die Metallbindung

Eine Metallbindung entsteht dadurch, dass _____ ihre _____ in eine _____ abgeben, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Es entstehen positiv geladene _____ und das negativ geladene _____.

b) So sieht ein Metallgitter aus

Positiv geladene _____ sind von einer negativen _____ umgeben.

c) hohe Schmelz- und Siedepunkte, elektrisch leitfähig, verformbar, gute Wärmeleitfähigkeit