

## Chemische Bindungen im Überblick – ein Gruppenpuzzle

Petra Wlotzka, Dortmund

**Niveau:** Sek. I/II

**Dauer:** 4–6 Unterrichtsstunden

**Kompetenzen:** Die Lernenden können ...

- geeignete Bindungsmodelle zur Interpretation von Teilchenaggregationen und räumlichen Strukturen nutzen.
- Ordnungsprinzipien für Stoffe anhand ihrer typischen Eigenschaften sowie mit charakteristischen Merkmalen der Zusammensetzung und Struktur der Teilchen beschreiben und begründen.
- geeignete Modelle zur Deutung von Stoffeigenschaften auf Teilchenebene nutzen.
- qualitative Experimente sowie deren Protokollierung durchführen und Daten beim Experimentieren erheben.
- Strukturen, Beziehungen und Trends aus erhobenen Daten finden, geeignete Schlussfolgerungen ziehen und geeignete Modelle zur Beantwortung chemischer Fragestellungen nutzen.
- chemische Sachverhalte unter Verwendung der Fachsprache und mithilfe von Modellen beschreiben, veranschaulichen und erklären sowie den Verlauf und die Ergebnisse von Untersuchungen in angemessener Form protokollieren.
- die Ergebnisse der Arbeit situationsgerecht präsentieren und adressatenbezogen, fachlich korrekt und folgerichtig argumentieren.

**Der Beitrag enthält Materialien für:**

- ✓ Offene Unterrichtsformen (Gruppenpuzzle)
- ✓ Schülerversuche
- ✓ Material zur Differenzierung (Tippkarten)

I/B

### Hintergrundinformationen

Die Vielfalt der Reinstoffe (Elemente und Verbindungen) und ihre Eigenschaften lassen sich durch die Struktur ihrer kleinsten Teilchen erklären. Mit Ausnahme der Edelgase, die natürlicherweise einatomig vorkommen, bestehen die Bausteine der Stoffe aus größeren Aggregaten, in denen einzelne Atome durch chemische Bindungen miteinander verknüpft sind. Die Art der chemischen Verbindung ist dabei von der Atomsorte und den Bindungspartnern abhängig. Für die Ausbildung einer Bindung sind nur die Außenelektronen der Atome maßgebend, da nur sie einen Einfluss auf die Bildung einer chemischen Bindung haben.

Die Vielfalt der Stoffe und die ihnen zugrunde liegenden chemischen Bindungstypen lassen sich auf drei Grenztypen zurückführen: Elektronenpaarbindung, Ionenbindung und Metallbindung. Dabei stellen alle Bindungsmodelle Vereinfachungen der realen Verhältnisse dar. Das Grundprinzip der chemischen Bindungen sind elektrostatische Wechselwirkungen zwischen geladenen Teilchen. So beruht die Ionenbindung auf Anziehungs- und Abstoßungskräften zwischen Kationen und Anionen, die Metallbindung auf Anziehungs- und Abstoßungskräften zwischen positiv geladenen Metallionen und frei beweglichen Elektronen. Bei der Elektronenpaarbindung wird durch die Bildung gemeinsamer Elektronenpaare die Abstoßung der positiv geladenen Atomrümpfe verhindert.

Grundlage für das Verständnis, warum Elemente zu Verbindungen reagieren, bildete die Erkenntnis von Walther Kossel und Gilbert Newton Lewis, die 1915 bzw. 1916 unab-

## M 1 Expertengruppe A: Die Metallbindung

Lest den Informationstext zur Metallbindung und bearbeitet im Anschluss die Aufgaben. Macht euch zu jeder Aufgabe Notizen im Heft. Bereitet euch darauf vor, euer Expertenwissen über die Metallbindung in der nächsten Stunde euren Mitschülern aus den anderen Expertengruppen vorzustellen. Löst schließlich die Aufgaben, bei denen ihr euer hier erarbeitetes Wissen einbringen müsst, gemeinsam.



### Informationstext: Die Metallbindung

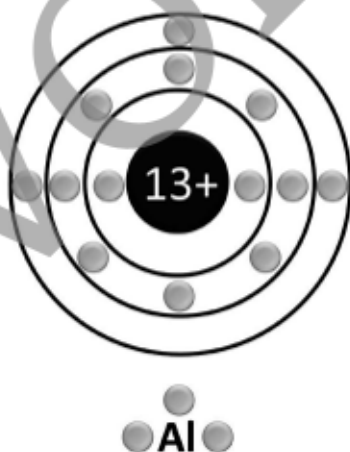
Die unterschiedlichen Eigenschaften der uns bekannten Reinstoffe (Elemente und Verbindungen) lassen sich durch die Struktur ihrer kleinsten Teilchen erklären. Die kleinsten Teilchen der Stoffe bestehen in der Regel aus Atomen, die miteinander durch eine chemische Bindung verknüpft sind. Nur die Edelgase kommen einatomig vor.

Bei den Atomen der Edelgase ist die Außenschale (Valenzschale) mit acht Elektronen vollständig besetzt (Ausnahme: Helium mit zwei Außenelektronen). Diese Atome sind besonders stabil und gehen in der Regel keine chemischen Bindungen ein. *Walther Kossel* und *Gilbert Newton Lewis* vermuteten deshalb schon 1915 bzw. 1916 unabhängig voneinander, dass auch die Atome anderer Elemente eine gefüllte Außenschale anstreben und deshalb zu Verbindungen reagieren. Sie formulierten die sogenannte Edelgasregel:

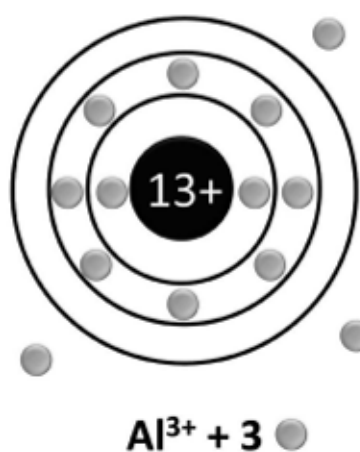
Atome anderer Elemente als der Edelgase können die Edelgaskonfiguration (Elektronenhülle der Edelgase) erreichen und erfüllen damit die Edelgasregel, indem sie chemische Reaktionen eingehen und dadurch Elektronen aufnehmen bzw. abgeben oder mit anderen Atomen gemeinsam verwenden.

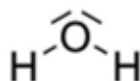
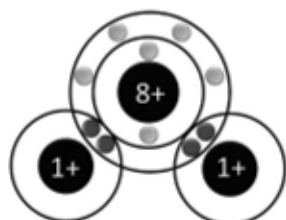
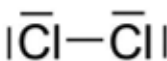
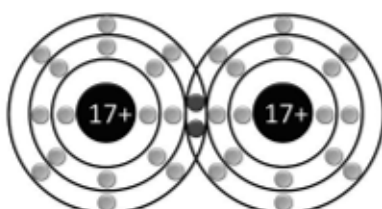
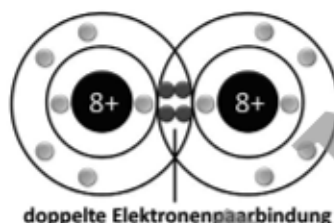
Metalle sind Elemente, deren Atome nur wenige Elektronen auf ihrer äußeren Schale besitzen. So hat z. B. das Aluminiumatom nur drei Außenelektronen. Metallatome geben deshalb ihre Außenelektronen ab und es entstehen positiv geladene, stabile Metallionen (Atomrümpfe). Die negativ geladenen Elektronen befinden sich zwischen den positiven Atomrümpfen. Sie sind nicht mehr an einzelne Atome gebunden und können sich frei bewegen. Man sagt, die Elektronen sind delokalisiert.

Aluminiumatom



Aluminiumion (Atomrumpf) +  
frei bewegliche Elektronen



**Beispiele:****Wasser H<sub>2</sub>O****Chlor Cl<sub>2</sub>****Sauerstoff O<sub>2</sub>**

Ein Sauerstoffatom hat sechs Außenelektronen und benötigt für eine gefüllte Außenschale zwei weitere Elektronen. Überlappen sich die Elektronenhüllen von einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen, so bildet sich jeweils eine Elektronenpaarbindung zwischen dem Sauerstoffatom und einem Wasserstoffatom. Alle drei Atome haben jetzt die Edelgaskonfiguration erreicht.

Chloratome haben 7 Außenelektronen. Überlappen sich die Elektronenhüllen von zwei Chloratomen so, dass sich zwischen beiden eine Elektronenpaarbindung ausbildet, so haben beide Chloratome die Edelgaskonfiguration erreicht.

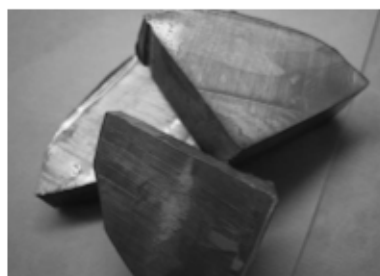
Überlappen sich die Elektronenhüllen von zwei Sauerstoffatomen so, dass sich zwischen ihnen zwei Elektronenpaarbindungen (Doppelbindung) ausbilden, so haben beide Sauerstoffatome ebenfalls die Edelgaskonfiguration erreicht.

Molekülformeln geben die genaue Anzahl der in einem Molekül verbundenen Atome an. H<sub>2</sub>O bedeutet z. B., dass in einem Wassermolekül zwei Atome Wasserstoff mit einem Atom Sauerstoff verbunden sind. Molekülformeln lassen sich aus den Lewis-Formeln ableiten: Nach Lewis werden die Außenelektronen eines Atoms als Punkte um das Elementsymbol und die Elektronenpaare als Striche dargestellt. Hat ein Atom bis zu vier Außenelektronen, werden diese einzeln um das Symbol verteilt, ab dem 5. Außenelektron werden jeweils zwei Elektronen zu einem Paar zusammengefasst. Alle nichtgepaarten Elektronen gehen mit einem Elektron eines anderen Atoms eine Elektronenpaarbindung ein, die ebenfalls durch einen Strich dargestellt wird.

I/B

## M 6 Überprüfungsaufgabe: Bindungstypen

Das Metall Natrium reagiert mit dem Nichtmetall Brom zu Natriumbromid. In den folgenden Abbildungen sind die Ausgangsstoffe und das Produkt dieser Reaktion abgebildet.



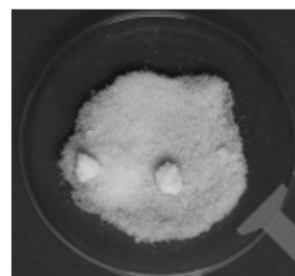
© Dnn87/Wikimedia Commons – CC BY-SA 3.0

**Natrium**



© Tomihahndorf/Wikimedia Commons

**Brom**



© Thomas Seilnacht – www.digitalafolien.de

**Natriumbromid**

I/B

### Aufgaben

1. **Fülle** folgende Tabelle aus:

Stoff	Natrium	Brom	Natriumbromid
<b>Aussehen</b>			
<b>Stoffgruppe</b>			
<b>Bindungstyp</b>			
<b>Symbol/Formel</b>			
<b>Kleinster Baustein</b>			
<b>Charakteristische Stoffeigenschaften</b>			

2. **Erkläre** den Unterschied zwischen Brom und Bromid auf der Teilchenebene.
3. **Erkläre** die unterschiedlichen Aggregatzustände von Natrium, Brom und Natriumbromid.
4. **Gib an**, welche der drei Stoffe den elektrischen Strom leiten. **Begründe** deine Angabe.