

## IV.9

### Chemische Bindungen

# Ein Gruppenpuzzle zu chemischen Bindungen – Bindungsarten genauer betrachten

Nach einer Idee von Petra Wlotzka



© RAABE 2024

© Melpomenem/iStock/Getty Images Plus (bearbeitet)

Die chemischen Bindungen sind zentraler Bestandteil des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe I und bilden die Grundlage für das Verständnis der makroskopisch beobachtbaren Stoffeigenschaften. In dieser Unterrichtseinheit werden die verschiedenen Bindungstypen Metallbindungen, Ionenbindungen und Elektronenpaarbindungen in verschiedenen Expertengruppen näher betrachtet und anschließend den Mitschülerinnen und Mitschülern erläutert. Gemeinsam werden Versuche zur Erkennung der verschiedenen Bindungsarten geplant und besprochen.

#### KOMPETENZPROFIL

<b>Klassenstufe:</b>	9/10
<b>Dauer:</b>	4–6 Unterrichtsstunden
<b>Kompetenzen:</b>	1. Kommunikationskompetenz; 2. Fachkompetenz; 3. Erkenntnisgewinnungskompetenz
<b>Inhalt:</b>	Chemische Bindungen, Metallbindung, Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, Atome, Moleküle, Verbindungen, Lewis, Edelgasregel, Metalle, Salze

## Anordnung der Lernenden im Gruppenpuzzle

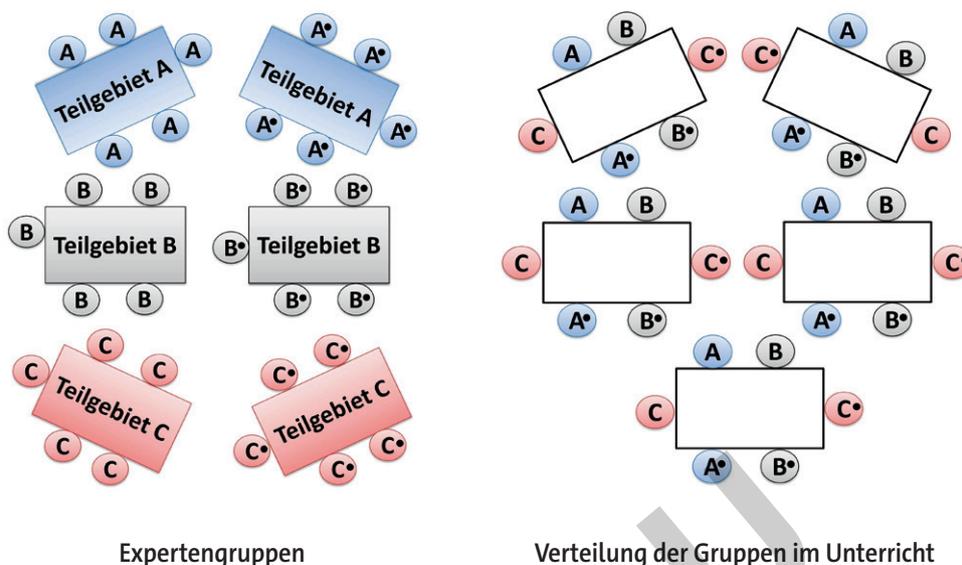


Abbildung: Beispiel für die Aufteilung der Experten- und Austauschgruppen bei einer Gruppe mit 30 Lernenden

An die Expertenrunde schließt sich eine Austauschrunde an, in der die Lernenden zu neuen Gruppen zusammengesetzt werden, in denen zu jedem Thema ein bis zwei Experten vertreten sind (siehe Abbildung). Besonders in schwachen Lerngruppen ist die Besetzung jedes Themas mit zwei Experten wünschenswert, damit sich die Lerner gegebenenfalls gegenseitig ergänzen können.

In der Austauschrunde stellen sich die Gruppenmitglieder zunächst gegenseitig ihr Thema vor und bearbeiten anschließend die gemeinsamen Aufgaben (M 5). Das Ergebnis dieser Austauschrunde ist neben der Definition der wichtigsten Fachbegriffe eine Übersicht über alle drei Bindungsarten. Außerdem werden noch einmal die Stoffeigenschaften, die sich über den Bindungstyp erklären lassen, erläutert und die entsprechenden Formeln (Verhältnisformel, Molekülformel) anhand von Beispielen aufgestellt.

Zur abschließenden Sicherung und Vertiefung des Gelernten bearbeiten die Gruppen eine Aufgabe (M 6), in der das Gelernte erneut angewendet werden muss.

Für die Lösung der praktischen Aufgaben in M 1–M 3 bietet es sich an, eine Experimentierbox mit den benötigten Materialien bereitzustellen. Große Salzkristalle lassen sich unter dem Begriff „Diamantsalz“ oder „Halitsalz“ über das Internet beziehen.



**Hinweis zu M 2:** Wird zur Bestimmung der elektrischen Leitfähigkeit von Kochsalzlösung eine Gleichstromquelle (z. B. Batterie) benutzt, so kann es durch die Elektrolyse zur Entwicklung von Chlorgas und Wasserstoffgas kommen. Deshalb sollte die Leitfähigkeit nur kurz gemessen werden! Alternativ kann den Lernenden ein Netzgerät mit Wechselspannung zur Verfügung gestellt werden. Zur Überprüfung der Leitfähigkeit von Salzschnmelzen wird hier aufgrund der niedrigen Schmelztemperatur statt Kochsalz Zinkchlorid (290 °C) gewählt.

## Auf einen Blick



### Vorbemerkungen

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie als Download.

### 1.–3. Stunde

**Thema:** Arbeit in den Gruppen

**M 1** Die Metallbindung – Gruppe 1

**Dauer:** Vorbereitung: 10 min, Durchführung: 30 min

**Chemikalien:**  Kupferstab  Kunststoffstab  
 Aluminiumstab  Kochsalzkristall

**Geräte:**  Krokodilklemmen  Stromquelle (Trafo, Batterie)  
 Multimeter (alternativ: Glühlampe oder Propeller)  Kabel

**M 2** Die Ionenbindung – Gruppe 2

**Dauer:** Vorbereitung: 10 min, Durchführung: 30 min

**Chemikalien:**  Kochsalzlösung  Zinkchlorid ( $\text{ZnCl}_2$ )   
 Kochsalzkristall

**Geräte:**  3 Kabel  Stromquelle (Trafo, Batterie)  
 2 Krokodilklemmen  Becherglas  
 2 Graphitelektroden  Porzellanschale  
 Multimeter (alternativ: Glühlampe oder Propeller)  Gasbrenner  
 Dreifuß mit Tondreieck

**M 3** Die Elektronenpaarbindung – Gruppe 3

**Dauer:** Vorbereitung: 10 min, Durchführung: 30 min

**Chemikalien:**  Heptan

**Geräte:**  3 Kabel  Stromquelle (Trafo, Batterie)  
 2 Krokodilklemmen  Becherglas  
 2 Graphitelektroden  Objektträger  
 Multimeter (alternativ: Glühlampe oder Propeller)  Pipette

### 4.–6. Stunde

**Thema:** Die chemischen Bindungen zusammengefasst

**M 4** Austauschgruppen: Die chemische Bindung

**M 5** Tippkarten für die Versuchsplanung

**M 6** Lernerfolgskontrolle: Bindungstypen

## Die Metallbindung – Gruppe 1

M 1

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 Mitschülerinnen und Mitschülern aus den anderen Expertengruppen vorzustellen. **Löst** schließlich die Aufgaben, bei denen ihr euer hier erarbeitetes Wissen einbringen müsst, gemeinsam.

### 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.

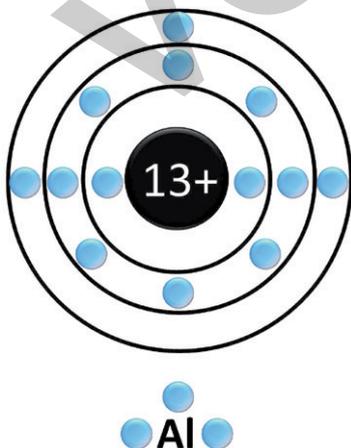
Bei den Atomen der Edelgase ist die Außenschale (Valenzschale) mit acht Elektronen vollständig besetzt (Ausnahme: Helium mit zwei Außenelektronen). Diese Atome sind besonders stabil und gehen in der Regel keine chemischen Bindungen ein. *Walther Kossel* und *Gilbert Newton Lewis* vermuteten deshalb schon 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.

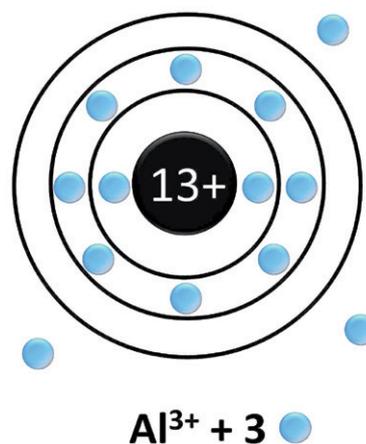
Metalle sind Elemente, deren Atome nur wenige Elektronen auf ihrer äußeren Schale besitzen. So hat z. B. das Aluminiumatom nur drei Außenelektronen. Metallatome geben deshalb ihre Außenelektronen ab und es entstehen positiv geladene, stabile Metallionen (Atomrümpfe).

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

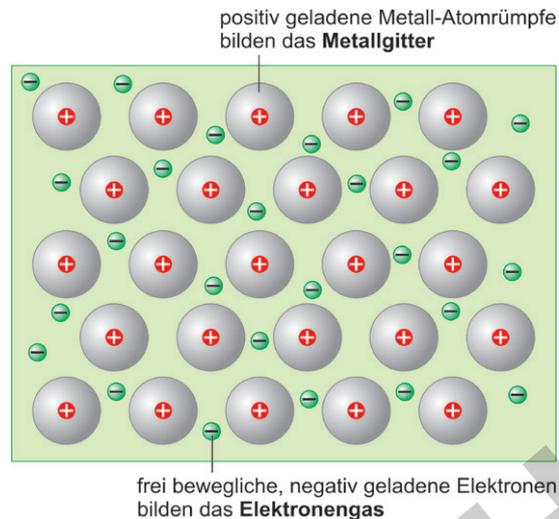


Aluminiumion (Atomrumpf) + frei bewegliche Elektronen



Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und den negativ geladenen Elektronen sind in alle Richtungen des Raumes gleich stark ausgerichtet. So entsteht ein Metallgitter, in dem sich die Außenelektronen frei zwischen den positiv geladenen Metallionen bewegen. Man spricht daher von einem Elektronengas.

Diese Anziehungskräfte zwischen den positiven Metallionen und den negativen frei beweglichen Elektronen bezeichnet man als Metallbindung.



Die Metallbindung und der Gitteraufbau der Metalle sind für die typischen Metalleigenschaften verantwortlich. So wird z. B. die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle durch die hohe Beweglichkeit dieser freien Elektronen verursacht. Beim Anlegen einer elektrischen Spannung kommt es zu einem gerichteten Elektronenfluss. Auch der Aggregatzustand, die gute Wärmeleitfähigkeit und die Verformbarkeit der Metalle lassen sich mit der Struktur der Metalle erklären.

Grafik: Dr. Wolfgang Zettlmeier

Abbildung: Modelldarstellung einer Metallbindung

### Aufgaben

1. **Beschreibt** kurz mit euren eigenen Worten, was man unter einer Metallbindung versteht.
2. **Informiert** euch über eine besondere Eigenschaft der Metalle. Überprüft dazu die elektrische Leitfähigkeit der folgenden Feststoffe: Kupfer, Aluminium, Kunststoff und Kochsalzkristalle. Überlegt euch dazu einen Versuchsaufbau. Solltet ihr Probleme mit der Entwicklung eines Versuchsaufbaus haben, so könnt ihr von der Lehrkraft eine Tippkarte bekommen.
3. **Fertigt** ein Protokoll zur Leitfähigkeitsmessung an.
4. **Erklärt** eure Beobachtungen unter Berücksichtigung des Informationstextes.
5. **Erstellt** ein Glossar zu den wichtigsten Fachbegriffen.
6. Graphit (Kohlenstoff) leitet ebenfalls den elektrischen Strom. Überprüft diese Aussage und findet eine Erklärung für dieses Phänomen.
7. **Nennt** weitere Metalleigenschaften und **erklärt** diese auf Teilchenebene.



## M 4

## Austauschgruppen: Die chemische Bindung

Berichtet euch gegenseitig, was ihr in den verschiedenen Expertengruppen über die chemischen Bindungen erfahren habt. **Bearbeitet** anschließend die folgenden Aufgaben.

## Aufgaben

1. Erstellt eine Tabelle nach folgendem Muster und **füllt** sie gemeinsam aus.

Stoffe	Metalle	Salze	Molekülverbindungen
Beispiel			
Bindung zwischen			
Bindungstyp			
Erreichen der Edelgas-konfiguration durch			
Kleinste Bausteine			
Strukturelle Besonderheiten			
Formeltyp			
Stoffeigenschaften			

2. **Erklärt** die folgenden Fachbegriffe:  
 Edelgaskonfiguration – Edelgasregel – Atomrümpfe – Elektronengas – Anion – Kation – bindendes Elektronenpaar – nichtbindendes Elektronenpaar – Verhältnisformel – Molekülformel
3. **Erklärt** die folgenden Stoffeigenschaften:
- Leitfähigkeit von Feststoffen und Flüssigkeiten
  - hohe Schmelztemperatur von Salzen und Metallen
  - Flüchtigkeit von Molekülverbindungen