

IV.10

Chemische Bindungen

Chemische Bindungen – Metallbindung, Ionenbindung und Elektronenpaarbindung

Anke Wachtendorf



© Andrew Brookes/Image Source

Stoffe bestehen aus Atomen. Die Bindungen zwischen diesen Atomen unterscheiden sich abhängig von der Stoffart. So bestehen flüchtige Stoffe beispielsweise aus Molekülen, die durch die Ausbildung von Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen entstehen. Die Lernenden beschäftigen sich in dieser Unterrichtseinheit damit, wie verschiedene Bindungen zustande kommen und wie diese sich unter anderem über die Elektronegativitätswerte bestimmen lassen. Über verschiedene Aufgabentypen und einen Schülerversuch festigen die Schülerinnen und Schüler das Gelernte.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 9/10

Dauer: 10 Unterrichtsstunden (Minimalplan: 6)

Kompetenzen: Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Fachkompetenz;
3. Bewertungskompetenz

Inhalte: Chemische Bindungen, Elektronenpaarbindung, Metallbindung, Ionenbindung, Ionengitter, Salz, Elektronegativität, Leitfähigkeit, kovalente Bindung, polar



Auf einen Blick



Vorbemerkungen

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie **als Download**.

1. Stunde

Thema: **Atombau/Schalenmodell**

M 1 Wiederholung des Atombaus

2./3. Stunde

Thema: **Elektronegativität und Elektronenpaarbindung**

M 2 Die Elektronenpaarbindung

M 3 Elektronenpaarbindung und Elektronegativität

4.–6. Stunde

Thema: **Weitere Bindungsarten**

M 4 Die Ionenbindung

M 5 Die Metallbindung

M 6 Bindungsarten ermitteln

7. Stunde

Thema: **Van-der-Waals-Kräfte, Wasserstoffbrücken und Co.**

M 7 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

8. Stunde

Thema: **Eigenschaften verschiedener Bindungsarten**

M 8 Leitfähigkeitsmessung – Versuch

Vorbereitung: 5 min, **Durchführung:** 20 min

Chemikalien

- Isooctan (2,2,4-Trimethylpentan) Destilliertes Wasser
 Natriumchlorid Kupferdraht



Geräte

- | | |
|-----------------------------------|---|
| <input type="checkbox"/> Kabel | <input type="checkbox"/> Graphitstäbe |
| <input type="checkbox"/> Lämpchen | <input type="checkbox"/> Krokodilklemmen |
| <input type="checkbox"/> Batterie | <input type="checkbox"/> Becherglas für Flüssigkeiten |

9./10. Stunde

Thema: Zusammenfassung der Begriffe rund um das Thema chemische Bindungen

M 9 Zusammenfassung chemischer Bindungsarten

M 10 Begriffe zuordnen

M 11 Glossar zu chemischen Bindungen








Minimalplan

Die Unterrichtseinheit kann durch das theoretische Besprechen des Versuches zur elektrischen Leitfähigkeit sowie der Materialien zur Zusammenfassung (**M 9** bis **M 11**) auf 7 Unterrichtsstunden gekürzt werden. Des Weiteren können verschiedene Arbeitsblätter als Hausaufgabe aufgegeben werden.

Lösungen

Die Lösungen zu den Materialien finden Sie ab **Seite 5**.

Erklärung zu den Symbolen

	Dieses Symbol markiert differenziertes Material. Wenn nicht anders ausgewiesen, befinden sich die Materialien auf mittlerem Niveau.				
	leichtes Niveau		mittleres Niveau		schwieriges Niveau
	Zusatzaufgabe		Alternative		Selbsteinschätzung

M 1

Wiederholung des Atombaus

Bereits im Jahr 1911 wurde der Aufbau eines Atoms durch den Physiker Ernest Rutherford beschrieben. Das Rutherford'sche Atommodell beschreibt dabei, dass ein Atom aus einem positiv geladenen Atomkern und einer Atomhülle aus negativ geladenen Elektronen besteht. Das Modell bildet die Grundlage für unsere heutige Darstellung eines Atoms, das sogenannte Schalenmodell. Atome bestehen aus einem Atomkern und den darum liegenden Schalen. Die äußerste Schale heißt Valenzschale. Im Kern befinden sich Neutronen und Protonen, die Elektronen sind auf die Schalen umher verteilt. Die erste Schale kann zwei Elektronen aufnehmen, jede weitere acht. Erst wenn eine Schale voll ist, wird eine weitere besetzt. Es können höchstens sieben Schalen besetzt werden. Bei ungeladenen Atomen ist die Anzahl der Protonen stets gleich der der Elektronen und die Anzahl der Valenzelektronen kann die Anzahl variieren. Ein Atom ist grundsätzlich bestrebt, acht Außenelektronen (Valenzelektronen) zu besitzen, da so die größtmögliche Stabilität erreicht ist. Dies wird Oktettregel oder Edelgaskonfiguration genannt. Deshalb gehen viele Atome Bindungen mit anderen Atomen ein, um zu Molekülen zu werden.

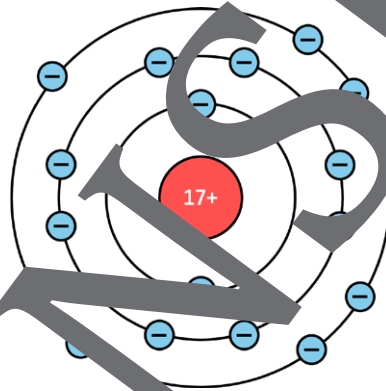
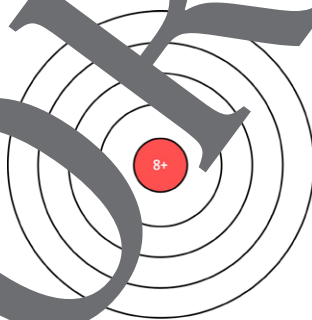


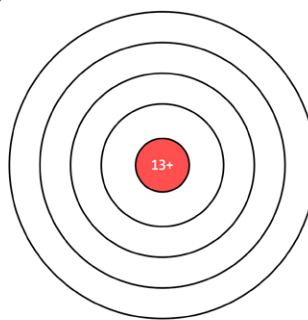
Abbildung: Schalenmodell eines Chlor-Atoms.

Aufgaben

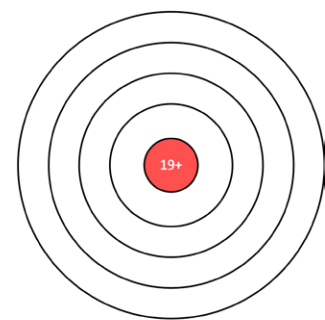
1. Vervollständige die Schalenmodelle für die Atome der Elemente: Sauerstoff, Aluminium und Kalium.



Sauerstoff-Atom



Aluminium-Atom



Kalium-Atom

M 2



Die Elektronenpaarbindung

Schau dir folgendes Video an und bearbeite im Anschluss die folgende Aufgabe.

<https://raabe.click/Elektronenpaarbindung>

Aufgabe

Das Wassermolekül setzt sich aus der Verbindung eines Sauerstoff-Atoms und zwei Wasserstoff-Atomen zusammen. **Erkläre**, warum das Sauerstoff-Atom mit **zwei** und nicht einem oder mehreren Wasserstoff-Atomen eine Bindung eingeht. **Fertige** eine Skizze wie im Folgenden an.

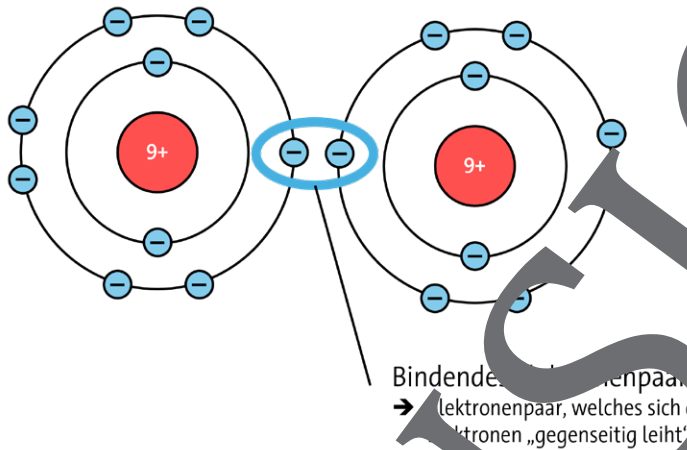


Abbildung: Elektronenpaarbindung eines Fluor-Moleküls im Schalenmodell dargestellt.

Tip: Im Periodensystem findest du wichtige Informationen, die dir beim Zeichnen helfen können.



		1	2	3	4	6	7	8		
1,0 1	H Wasserstoff							4,0 2 He Helium		
6,9 3	Li Lithium	9,0 4	Be Beryllium	10,8 5	12,0 6 C Kohlenstoff	14,0 7 N Stickstoff	16,0 8 O Sauerstoff	19,0 9 F Fluor	20,2 10 Ne Neon	
23,0 11	Na Natrium	24,3 12	Mg Magnesium	27,0 13	28,1 14 Al Aluminium	31,0 15 Si Silicium	32,1 16 P Phosphor	35,5 17 S Schwefel	39,9 18 Cl Chlor	39,9 18 Ar Argon
39,1 19	K Kalium	40,1 20	Ca Calcium	69,7 31	72,6 32 Ga Gallium	74,9 33 Ge Germanium	74,9 33 As Arsen	79,0 34 Se Selen	79,9 35 Br Brom	83,8 36 Kr Krypton
85,5 37	Rb Rubidium	87,6 38	Sr Strontium	114,8 49	118,7 50 In Indium	121,8 51 Sn Zinn	121,8 51 Sb Antimon	127,6 52 Te Tellur	126,9 53 I Iod	131,3 54 Xe Xenon
132,9 55	Cs Caesium	137,3 56	Ba Barium	204,4 81	207,2 82 Tl Thallium	207,2 82 Pb Blei	209,0 83 Bi Bismut	209 84 Po Polonium	210 85 At Astat	222 86 Rn Radon

Abbildung: Hauptgruppen des Periodensystems.

Elektronenpaarbindung und Elektronegativität

M 3

Durch Elektronenpaarbindungen zwischen Nichtmetallatomen entstehen Moleküle.

Polare Elektronenpaarbindung

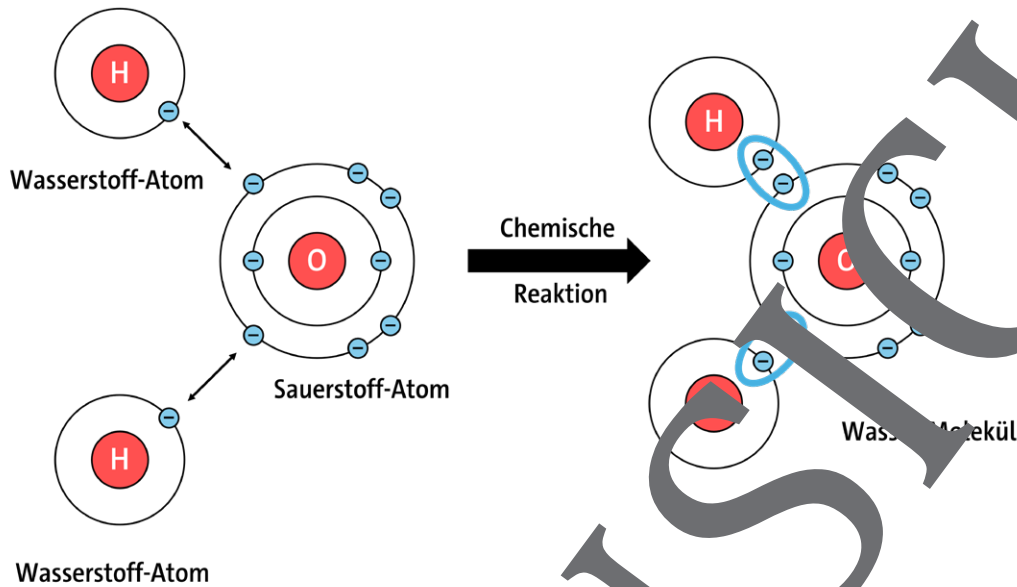


Abbildung: Modell einer polaren Elektronenpaarbindung.

Die Elektronegativität beschreibt das Bestreben eines Atoms, die Elektronen von benachbarten Atomen anzuziehen. Die Elektronegativität nimmt überwiegend innerhalb einer Elementperiode von links nach rechts zu und innerhalb einer Elementgruppe von oben nach unten ab. Gemeinsame Elektronen werden vom Bindungspartner mit der größeren Elektronegativität stärker angezogen, dies führt zu einer negativen Teilladung. Der Bindungspartner mit der kleineren Elektronegativität erhält damit eine positive Teilladung. So bildet sich zwischen den Bindungspartnern eine polare Elektronenbindung aus. Um den Bindungstyp zu ermitteln, werden die kleineren Werte von den größeren abgezogen, die Differenz (ΔEN) muss stets positiv sein. Eine Faustregel besagt, dass bis zu einem Wert von 1,7 eher eine Elektronenpaarbindung vorliegt und ab einem Wert von $\Delta EN > 1,7$ die Bindung eher einen ionischen Charakter hat.

Aufgabe

Ordne die Elemente anhand der Elektronegativität von klein nach groß.

Fe Br Mg P Cu

M 4

Die Ionenbindung

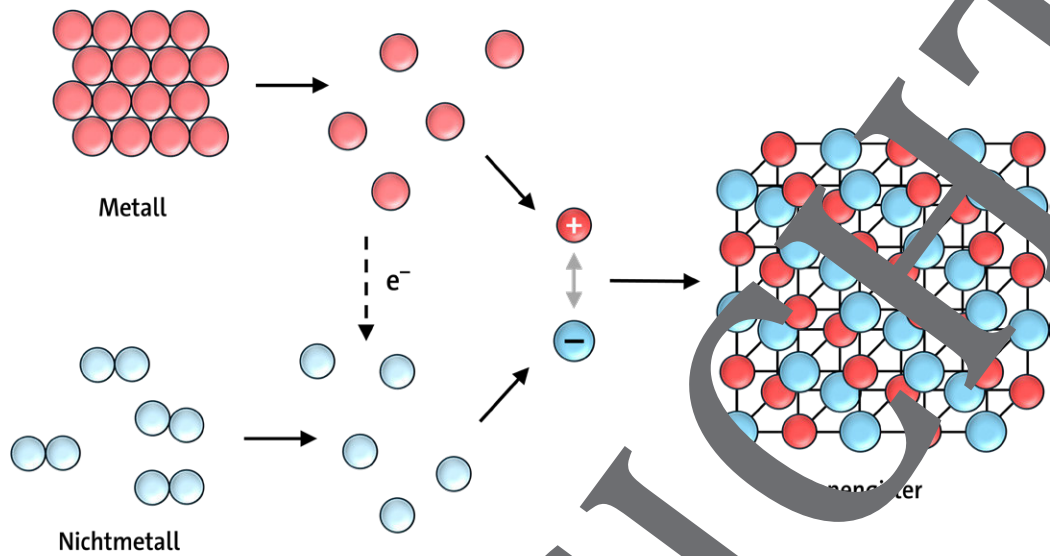


Abbildung: Modell der Ionenbindung.

Durch die elektrostatische Anziehung entgegengesetzt geladener Teilchen entsteht die Gitterbindung. Dadurch werden die Ionen regelmäßig in einem Ionengitter angeordnet, dies findet man häufig bei Kristallen.

Dabei ist die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN zwischen den beteiligten Atomen sehr hoch, wodurch Ionenbindungen hohe Schmelz- und Siedepunkte aufweisen. Ab einer Elektronegativitäts-Differenz von $\Delta EN = 1,7$ liegt die Grenze zwischen einer kovalenten Bindung (Elektronenpaarbindung) und einer ionischen Bindung (Salz) vor. Bei einer Differenz größer als 1,7 liegen demnach ionische Bindungen vor. Die Elektronegativitätsdifferenz ist dabei aber nur ein Indikator für den vorliegenden Bindungstyp. Neben dieser haben beispielsweise auch die Größe der Atome einen Einfluss auf den Bindungstyp. Man spricht daher von Bindungen mit einem eher kovalenten oder eher ionischen Charakter. Ausnahmen sind zum Beispiel Fluorwasserstoff (HF) und Magnesiumhydrid (MgH_2). Bei Fluorwasserstoff liegt mit $\Delta EN = 1,8$ nach der Faustregel eher Ionenbindung vor, tatsächlich weist sie aber eher einen kovalenten Charakter auf. Bei Magnesiumhydrid ($\Delta EN = 0,8$) ist das Gegenteil der Fall.

Weitere Informationen zur Ionenbindung kannst du in diesem Video erfahren:

<https://raabe.de/chemie/ionenbindung>

Aufgaben

1. **Fertige** eine Skizze Natriumchlorid im Gittermodell an. Trage + für Kationen und – für die Anionen im Ionengitter ein.
Warum haben Salze hohe Schmelz- und Siedepunkte? **Begründe**.



Mehr Materialien für Ihren Unterricht mit RAAbits Online

Unterricht abwechslungsreicher, aktueller sowie nach Lehrplan gestalten – und dabei Zeit sparen.
Fertig ausgearbeitet für über 20 verschiedene Fächer, von der Grundschule bis zum Abitur: Mit RAAbits Online stehen redaktionell geprüfte, hochwertige Materialien zur Verfügung, die sofort einsetz- und editierbar sind.

- ✓ Zugriff auf bis zu **400 Unterrichtseinheiten** pro Fach
- ✓ Didaktisch-methodisch und **fachlich geprüfte Unterrichtseinheiten**
- ✓ Materialien als **PDF oder Word** herunterladen und individuell anpassen
- ✓ Interaktive und multimediale Lerneinheiten
- ✓ Fortlaufend **neues Material** zu aktuellen Themen



Testen Sie RAAbits Online
14 Tage lang kostenlos!

www.raabits.de

