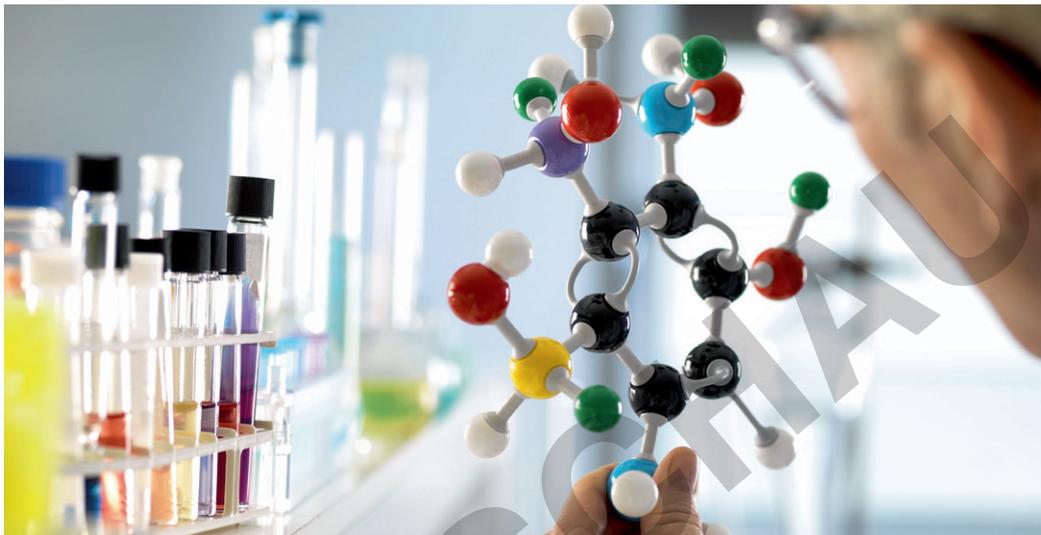


IV.10

Chemische Bindungen

Chemische Bindungen – Metallbindung, Ionenbindung und Elektronenpaarbindung

Anke Wachtendorf



© RAABE 2024

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:	1. Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Fachkompetenz; 3. Bewertungskompetenz
Inhalt:	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

Dauer **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 19**.

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 drumherum 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 bei geladenen 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 zu Molekülen ein.

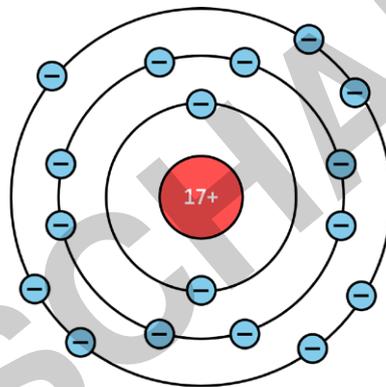
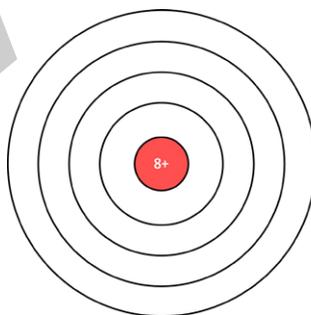


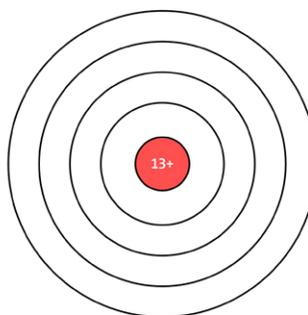
Abbildung: Schalenmodell eines Chlor-Atoms.

Aufgaben

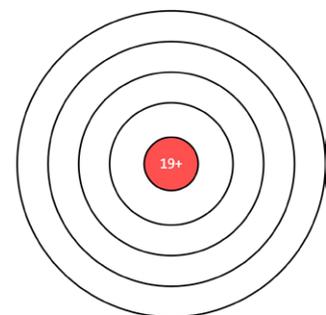
1. **Vervollständige** die Schalenmodelle für die Atome der Elemente: Sauerstoff, Aluminium und Kalium.



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.

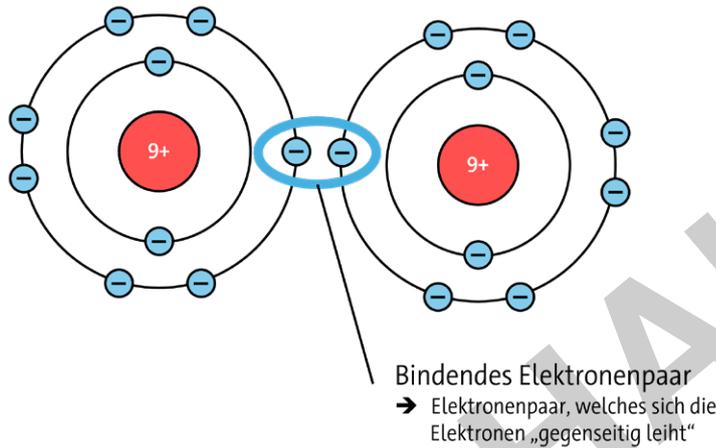


Abbildung: Elektronenpaarbindung eines Fluor-Moleküls im Schalenmodell dargestellt.

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

1 2 3 4 5 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 B Bor	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 Al Aluminium	28,1 14 Si Silicium	31,0 15 P Phosphor	32,1 16 S Schwefel	35,5 17 Cl Chlor	39,9 18 Ar Argon
39,1 19 K Kalium	40,1 20 Ca Calcium	69,7 31 Ga Gallium	72,6 32 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 In Indium	118,7 50 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 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.

Begriffe zuordnen

M 10

Aufgabe 1

Schneide die einzelnen Felder aus und **ordne** sie richtig in Vierergruppen (Summenformel, Elektro-negativitätsdifferenz, Bindungstyp und Stoffname) zu.

CsF	Differenz 1,3	polar	Fluorwasserstoff
HCl	Differenz 1,78	Ionenbindung	Magnesiumsulfid
HF	Differenz 3	Ionenbindung	Caesiumfluorid
ClF	Differenz 0	Ionenbindung	Brom
MgO	Differenz 1	polar	Chlorfluorid
Br ₂	Differenz 2,1	polar	Magnesiumoxid
MgS	Differenz 0,9	unpolar kovalent	Salzsäure

Aufgabe 2

Ordne jeder Bindungsart die folgenden Karten zu.

Elektronen ziehen sich an

Ionen ziehen sich an

Bindung gleicher Atome