

65,4 <b>Zn</b> 30 Zink	126,9 <b>I</b> 53 Iod	23,0 <b>Na</b> 11 Natrium	55,8 <b>Fe</b> 26 Eisen	32,1 <b>S</b> 16 Schwefel	20,2 <b>Ne</b> 10 Neon					
16,0 <b>O</b> 8 Sauerstoff	197,0 <b>Au</b> 79 Gold	12,0 <b>C</b> 6 Kohlenstoff	28,1 <b>Si</b> 14 Silicium	4,0 <b>He</b> 2 Helium	40,1 <b>Ca</b> 20 Calcium	131,3 <b>Xe</b> 54 Xenon	200,6 <b>Hg</b> 80 Quecksilber	27,0 <b>Al</b> 13 Aluminium	79,9 <b>Br</b> 35 Brom	195,1 <b>Pt</b> 78 Platin
39,1 <b>K</b> 19 Kalium	63,5 <b>Cu</b> 29 Kupfer	24,3 <b>Mg</b> 12 Magnesium	14,0 <b>N</b> 7 Stickstoff	35,5 <b>Cl</b> 17 Chlor	1,0 <b>H</b> 1 Wasserstoff					
			19,0 <b>F</b> 9 Fluor	107,9 <b>Ag</b> 47 Silber						

# Chemie 12

 **Hybrides Schulbuch**  
enthält Mediacodes mit  
digitalen Arbeitsblättern, Videos  
und Lernanwendungen

**KOSTENFREIE  
LESEPROBE**

Scannen Sie den QR-Code und blättern Sie durch das vollständige Livebook. Genehmigte Auflage erscheint im Festeinband.



Bayern gA

Entdecken Sie die Lehr- und Lernwelt von...

## Chemie Bayern – Sek II

### Chemie 12

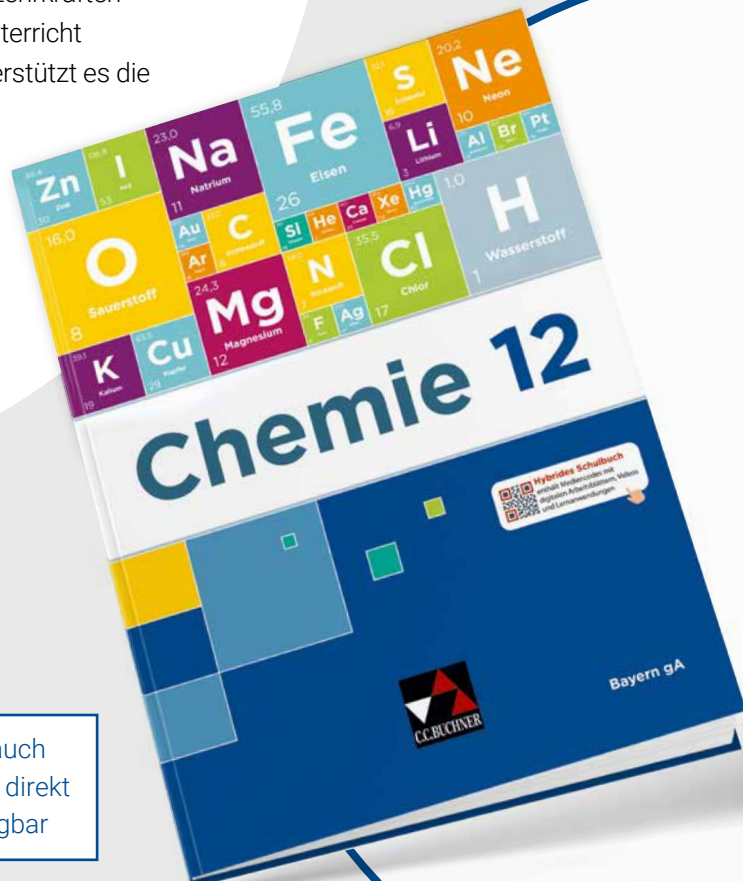
Chemie für das grundlegende Anforderungsniveau

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

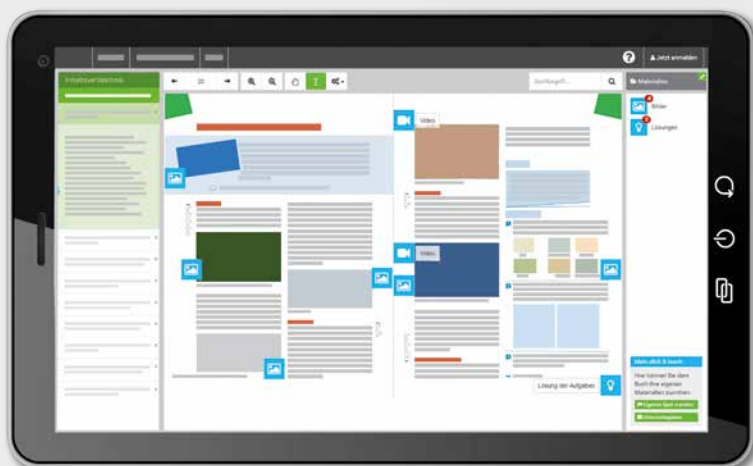
**Chemie 12** führt das erfolgreiche Konzept der Reihe fort und ist passgenau auf den LehrplanPLUS zugeschnitten. Das neue Lehrwerk bietet Lehrkräften die Möglichkeit, einen experiment- und kompetenzorientierten Unterricht effizient vorzubereiten und optimal zu gestalten. Gleichzeitig unterstützt es die Schülerinnen und Schüler bei der selbstständigen Erarbeitung und Nacharbeit der behandelten Themen und bereitet sie durch spezielle Aufgaben auf das Abitur vor.



Mehr Infos und  
*Blick ins Buch:*  
[www.ccbuchner.de/bn/06042](http://www.ccbuchner.de/bn/06042)



**digitales Zusatzmaterial** auch  
via QR- oder Mediacodes direkt  
in der Print-Ausgabe verfügbar



click &  
teach

click &  
study

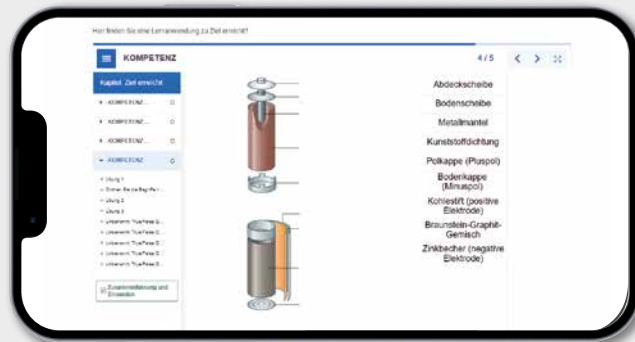
### Ideal für den digitalen Materialaustausch

Die **digitale Ausgabe des Schülerbands click & study** und das **digitale Lehrermaterial click & teach** bilden zusammen die ideale digitale Lernumgebung: vielfältig im Angebot und einfach in der Bedienung!

Mehr Infos finden Sie auf den folgenden Seiten und auf [www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de) und [www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de).

## Diagnose und Lernstandserhebung mit digitalen Lernanwendungen

Zu Beginn eines jeden Kapitels können Sie mithilfe von digitalen Lernanwendungen auf den „Startklar?“-Seiten den Lernstand der Klasse ermitteln. Am Ende des Kapitels finden Sie auf den Diagnoseseiten „Ziel erreicht“ digitale Angebote zur Lernerfolgskontrolle. Zudem können Sie an vielen weiteren Stellen die neuen Inhalte mithilfe von digitalen Lernanwendungen festigen.

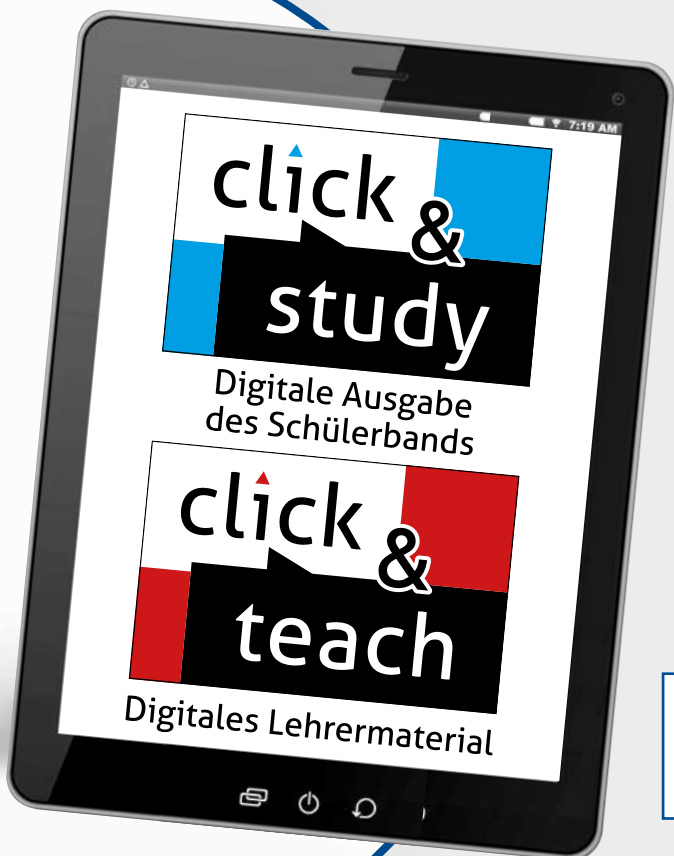


## Gefährdungsbeurteilungen zu den Versuchen\*

**D-GISS UV.**

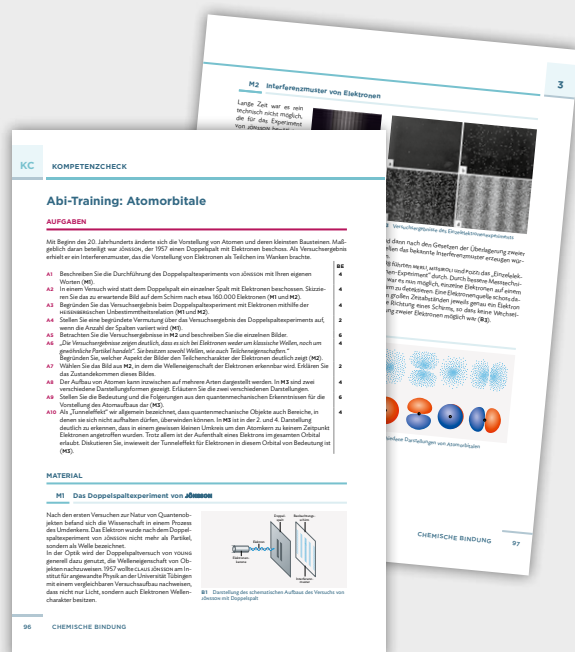
\* Alle Gefährdungsbeurteilungen zum Lehrwerk **Chemie** wurden vom Universum Verlag mit der Webanwendung **D-GISS Gefahrstoffmanagement in der Schule** erstellt. Weitere Informationen unter: [www.d-giss.de](http://www.d-giss.de)

**click & study als Print-Plus-Lizenz** für 2,20 € pro Titel und Jahr bei Einführung der Print-Ausgabe



## Abi-Training

Am Ende jedes Kapitels befindet sich eine Doppelseite mit jeweils **einer Abituraufgabe** zur Vorbereitung auf die schriftliche Abiturprüfung. Die Abituraufgaben bestehen jeweils aus einem im Kapitel behandelten **Themenschwerpunkt**, der anhand verschiedener **Materialien** erarbeitet wird. Sie folgen den Empfehlungen des Staatsinstituts für Schulqualität und Bildungsforschung in Bayern und ermöglichen den Schülerinnen und Schülern, sich mit dem **Aufgabenformat**, der **Struktur** und dem **Anforderungsniveau** der schriftlichen Abiturprüfung vertraut zu machen.





Für Schülerinnen und Schüler

Für Lehrerinnen und Lehrer

## So digital wird Ihr Unterricht mit Chemie

Mit unserem modernen Lehrwerk **Chemie**, bestehend aus dem gedruckten Schulbuch, der **digitalen Ausgabe click & study** und dem **digitalen Lehrmaterial click & teach**, entscheiden Sie selbst, wie digital Ihr Unterricht sein soll.

### analog

Wenn Sie analog bleiben möchten, schlagen Sie einfach das Schulbuch auf und unterrichten Sie klassisch mit informativen Texten und zahlreichen Aufgaben.

### hybrid

Darf's ein bisschen mehr sein? Denn **Chemie** ist hybrid: Über QR- und Mediacodes erhalten Sie und Ihre Klasse Zugang zu digitalen Zusatzmaterialien wie Arbeitsblättern, gestuften Hilfen und Animationen. In der **digitalen Ausgabe click & study** können Sie diese Inhalte direkt aufrufen. Noch mehr Material bietet das exakt passende **digitale Lehrmaterial click & teach**.

### digital

Für den rein digitalen Unterricht bieten wir mit **click & study** – für Lernende – und **click & teach** – für Lehrende – einen besonders einfach zu bedienenden Reader, der neben der vollständigen digitalen Ausgabe des Schülerbands noch zahlreiche nützliche Funktionen und Zusatzmaterialien enthält – ideal für Tablet-Klassen!



click & study und click & teach bieten:		click & study	click & teach
	<b>Vollständige digitale Ausgabe des Schülerbands</b> <i>online oder offline via App</i>	✓	✓
	<b>Toolbar mit vielen nützlichen Funktionen</b> <i>z. B. Markieren, Kopieren, Zoomen, Suchen, Zeichnen ...</i>	✓	✓
	<b>Digitale Arbeitsseite</b> <i>zusätzliche leere Seite für eigene Inhalte</i>	✓	✓
	<b>Digitale Zusatzmaterialien und Links</b> <i>z. B. Videos, gestufte Hilfen, interaktive Lernanwendungen, Animationen, Arbeitsblätter ...</i>	✓	✓
	<b>Umfangreiches digitales Lehrermaterial</b> <i>Lösungen, Gefährdungsbeurteilungen u. v. m.</i>	—	✓
	<b>Materialimport</b> <i>eigene Materialien hochladen und in neuem Spot platzieren</i>	—	✓
	<b>Materialfreischaltung</b> <i>Materialien für Lernende in click &amp; study individuell freischalten</i>	✓	✓
	<b>Aufgabenpool</b> <i>digitale Aufgaben an Lernende senden und empfangen</i>	✓	✓
	<b>Forum</b> <i>Chatfunktion zum Austausch</i>	✓	✓
	<b>Unterrichtsplaner</b> <i>strukturieren, kommentieren und präsentieren von Materialien</i>	—	✓



Erklärvideos zu click & study  
und click & teach ansehen



KOMPETENZ A: Nachweisreaktio... 1/8

Mit der Glühspanprobe lässt sich dieses Gas nachweisen:

Wasserstoff

Kohlenstoffdioxid

Sauerstoff

Stickstoff

1/1

Mit der Knallgasprobe lässt sich dieses Gas nachweisen:

Sauerstoff

Stickstoff

Wasserstoff

Kohlenstoffdioxid

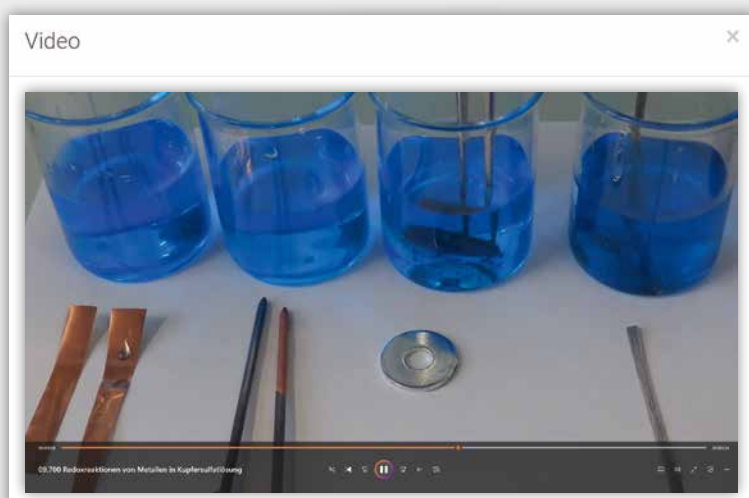
Überprüfen



## Diagnose und Lernstandserhebung mit digitalen Lernanwendungen

Zu Beginn eines jeden Kapitels können Sie mithilfe von digitalen Lernanwendungen auf den „Startklar?“-Seiten den Lernstand der Klasse ermitteln. Am Ende des Kapitels finden Sie auf den Diagnoseseiten „Ziel erreicht?“ digitale Angebote zur Lernerfolgskontrolle. Zudem können Sie an vielen weiteren Stellen die neuen Inhalte mithilfe von digitalen Lernanwendungen festigen.

digitales Material via QR- oder Mediacode verfügbar



## multimedial vom Experiment zur Erkenntnis

Zahlreiche Animationen und Videos erleichtern den Schülerinnen und Schülern das Verständnis chemischer Abläufe und Zusammenhänge und unterstützen Sie in der multimedialen Unterrichtsgestaltung.

... mit der digitalen

Chemie...



digitales Material enthalten oder via Link verfügbar



gestufte Hilfen



gestufte Hilfen

Zu zahlreichen Aufgaben aus dem Schulbuch gibt es digitale, gestufte Hilfen. Diese unterstützen die Schülerinnen und Schüler bei der Bearbeitung von komplexen Aufgabenstellungen und eignen sich zur Binnendifferenzierung.

Ausgabe click & study



Material zur Förderung von Bewertungskompetenz

Prozessbezogene Kompetenzen vermitteln

Die verschiedenen Sonderseiten vermitteln Bewertungs-, Erkenntnisgewinnungs-, Fach- und Kommunikationskompetenzen im Zusammenhang mit chemischen Sachverhalten. Hier finden sich neben erklärenden Texten auch praktische Handlungsanweisungen und Aufgaben, z. B. zum Umgang mit digitalen Medien oder Quellentexten.

**AUFGABEN**

**A1** Entscheiden Sie jeweils, ob es sich bei den Aussagen in **B1** um eine deskriptive („Sein/Ist“-Aussage = Tatsachenaussage) oder um eine normative Aussage („Sollen“-Aussage = normenbezogen) handelt.

**A2** a) Identifizieren Sie die Werte aus **B2** hinter den normativen Aussagen in **B1**.  
 b) Formulieren Sie weitere Argumente für die Aussage 1 in **B1** unter Einbezug weiterer Werte, die Ihnen im Zusammenhang mit dem Sachverhalt wichtig sind.  
 c) Gewichten Sie Ihre Argumente aus **A3** anhand der jeweiligen Werte.

**A3** Bewerten Sie die Bedeutung fossiler und nachwachsender Rohstoffe als Energieträger und Grundstofflieferanten im Sinn einer nachhaltigen Entwicklung. Beziehen Sie sich dabei auf drei relevante Kriterien aus unterschiedlichen Perspektiven:

*Wortfeld als Hilfestellung:*  
 Ökologische Perspektive (z. B. Umweltbelastung, Energiebilanz), ökonomische Perspektive (z. B. Energiekosten, Kosten des Netzaus- bzw. -aufbaus, Reichweite/Tankfüllung/Kaufpreis), soziale Perspektive (Sicherheit/Kosten für den Steuerzahler durch staatliche Subventionierung).

**Klausuraufgaben**

**1.1 REINIGUNG VON KONTAKTLINSEN**

A1 Zum Beispiel:

Beschreibung der Durchführung des Versuchs:  
Wasserdampf wird in einem Reagenzglas zusammen mit einem Katalysator zur Reaktion gebracht. Dieses Reagenzglas ist oben mit einem Stopfen verschlossen, der eine kleine Öffnung hat. Über dieser Öffnung kann ein Schlauch in eine Wasserwanne eingetaucht werden, in welche das beim Zerfall von Wasserstoffperoxid entstehende Sauerstoffgas pneumatisch in einen umgedrehten Messzylinder abgeleitet und in den angegebenen Zuständen notiert werden.

A2  $2\text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$

Zeit in s	0	20	40	60	80	100
$V(\text{O}_2)$ in mL	0	44,8	89,6	99,5	100,4	111,7
$V(\text{H}_2\text{O})$ in mL	0	0,0092	0,0094	0,0095	0,0091	0,0092
$\text{pH}(\text{H}_2\text{O}_2)$ in mol/l	0,01	0,0095	0,0072	0,0050	0,0037	0,0029
$\text{pH}(\text{H}_2\text{O})$ in mol/l	0,1	0,0039	0,0027	0,0020	0,0137	0,0085

A3

© C. G. Fischer Verlag, Stuttgart 2022



## Lösungen aller Aufgaben

**Gefährdungsbeurteilung**

Wirkung von Säuren, Basen, Alkohol, Hitze und Schwermetallen V4

Wichtigste Gefahrenstoffe:

- Wasser** - Gefahr
- NaOH** - Gefahr
- HNO<sub>3</sub>** - Gefahr
- Essigsäure** - Gefahr
- Kupfer(II)-sulfat** - Gefahr

Beurteilung der verwendeten Edukte und Produkte im Hinblick auf die Gefahrstoffe:

Wasser - Gefahr

NaOH - Gefahr

Säure - Gefahr

Kupfer(II)-sulfat - Gefahr

Essigsäure - Gefahr

zu erstellen. Für nicht-gleich wahr übernommen werden.



## Gefährdungsbeurteilungen zu den Versuchen\*

**D-GISS UV.**

\*Alle Gefährdungsbeurteilungen zum Lehrwerk **Chemie** wurden vom Universum Verlag mit der Webanwendung **D-GISS Gefahrstoffmanagement in der Schule** erstellt. Weitere Informationen unter: [www.d-giss.de](http://www.d-giss.de)

So digital ist Chemie

Ziehe die Wörter an die korrekte Stelle im Text.

Für die qualitative Analyse von Halogenid-Ionen dient Silber(I)-nitratlösung als **Nachweisreagenz**. Silber(I)-nitrat besteht aus **Silber(I)**-Kationen und **Nitrat**-Anionen. Wie Natriumchlorid ist auch Silber(I)-nitrat gut **wasserlöslich**. Durch Zugabe von Silber(I)-nitratlösung zu einer wässrigen Natriumchloridlösung fällt ein weißer, flockiger **Niederschlag** aus. Sowohl die Natrium- als auch die Nitrat-Ionen lassen sich vor und nach der Fällung in der betreffenden Lösung nachweisen. Der Niederschlag besteht folglich aus einem Salz, das aus den **Chlorid**-Kationen und aus den **Silber(I)**-Anionen gebildet wurde.

Überprüfen

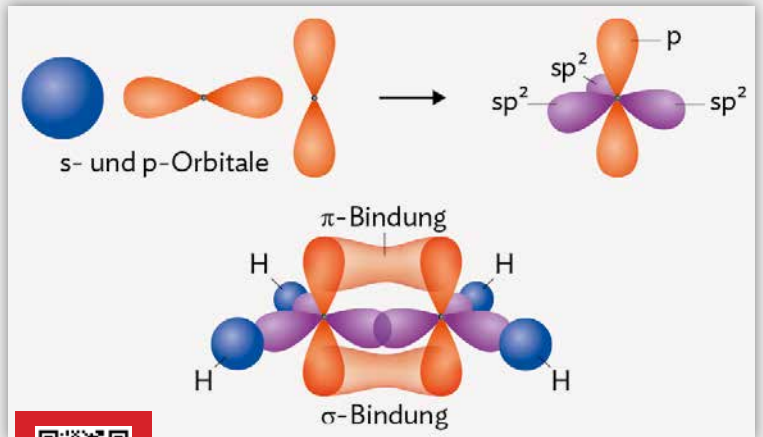
**digitale Lernanwendung**

weitere interaktive Lernanwendungen





mit click & teach



vergrößerte Abbildungen  
und Illustrationen

3.2 Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

6.1 Grundchemikalien aus Erdöl und Naturgas

Der Zerteilungsgrad

1. Verschiedene Eisestproben

2. Modell zum Zerteilungsgrad

3. Übertragung des Würfelmodells auf die Wirklichkeit

23%	24%	12%	12%	29%
-----	-----	-----	-----	-----

Arbeitsblatt

zusätzliche Arbeitsblätter  
und Kopiervorlagen

Pluspol Minuspol

Metalldraht im Elektronengasmodell

Temperaturzunahme

Animation

Video

Videos und Animationen



## Lizenzmodelle click & teach

In click & teach sind immer die vollständige digitale Ausgabe des C.C.Buchner-Lehrwerks und umfangreiches Lehrermaterial enthalten. Die Laufzeit jeder click & teach-Lizenz gilt, solange das C.C.Buchner-Lehrwerk als gedrucktes Schulbuch lieferbar ist, in der Regel sind das mehrere Jahre. Inhaltlich sind alle Lizenzformen identisch.

click & teach	Einzellizenz	Einzellizenz Box	Einzellizenz flex	Kollegiums-lizenz
<b>Lizenz-anzahl</b>	1	1	1	beliebig viele Lizenzen für Ihr Fachkollegium (inkl. Referendare)
<b>Weitergabe</b>	nicht übertragbar	nicht übertragbar	übertragbar*	für das komplette Fachkollegium (inkl. Referendare)
<b>Zugang</b>	digitaler Freischaltcode per E-Mail	Box inkl. Karte mit Freischaltcode per Post	direkte Freischaltung im Schulkonto	direkte Freischaltung im Schulkonto
<b>Verfüg-barkeit</b>	im persönlichen Nutzerkonto	im persönlichen Nutzerkonto	im verknüpften Schulkonto	im verknüpften Schulkonto

\*Die Einzellizenz flex kann beliebig oft an eine andere Person übertragen werden.

### Schulkonto

Auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) können sich Lehrkräfte (auch jene im Referendariat) mit ihrem Schulkonto verknüpfen und folgende Funktionen nutzen:

► **click & teach-Lizenzen erwerben und nachkaufen**

In wenigen Schritten können über die Auswahl des Fachs und des Bundeslands die Kollegiumslizenz sowie die Einzellizenzen flex per Rechnung an die hinterlegte Schule erworben werden. So kann click & teach direkt genutzt werden – ohne Wartezeit!

► **click & teach-Lizenzen verwalten und übertragen**

Daneben kann die Zuordnung der Lizenzen zu Mitgliedern des Fachkollegiums eingesehen und verwaltet werden. Fachfremden Lehrkräften kann ebenfalls manuell eine Lizenz zugewiesen werden. Wurde eine Einzellizenz flex erworben, erfolgt im Schulkonto die Zuordnung bzw. die Übertragung.

► **Zugriffsrechte verwalten**

Im Schulkonto können für alle verknüpften Kolleginnen und Kollegen die Rechte (*Lizenzen kaufen, Lizenzen verwalten, Zugriffsrechte bearbeiten, Schuldaten bearbeiten und Schulkollegium verwalten*) individuell vergeben werden.

## Lizenzmodelle click & study

Auch in click & study ist immer die vollständige digitale Ausgabe des C.C.Buchner-Lehrwerks enthalten. Die Schülerinnen und Schüler erhalten Zugang zur digitalen Ausgabe über einen Freischaltcode, der per E-Mail an sie verschickt wird. Verfügbar ist click & study dann im persönlichen Nutzerkonto der Schülerinnen und Schüler. Die Lizenzen sind nicht übertragbar.

click & study	Einzellizenz	Einzellizenz Print Plus
<b>Preis</b>	Normalpreis	Wenn das gedruckte Schulbuch eingeführt ist, ist pro Buch eine Jahreslizenz ab 1,90 € erhältlich.
<b>Laufzeit</b>	12 + 1 Monat ab Freischaltung	12 + 1 Monat ab Freischaltung
<b>Lizenzanzahl</b>	1	1 pro eingeführtem Schulbuch

Stand: 01.02.2024

### Sie haben Fragen?

Unsere Kolleginnen und Kollegen in der Digital-Beratung helfen Ihnen gern.

**E-Mail:** [click-and-teach@ccbuchner.de](mailto:click-and-teach@ccbuchner.de) | [click-and-study@ccbuchner.de](mailto:click-and-study@ccbuchner.de)

**Telefon:** +49 951 16098333 | Mo, Mi, Fr: 10:00 – 11:30 Uhr | Di, Do: 14:00 – 15:30 Uhr

#### Weitere Informationen:

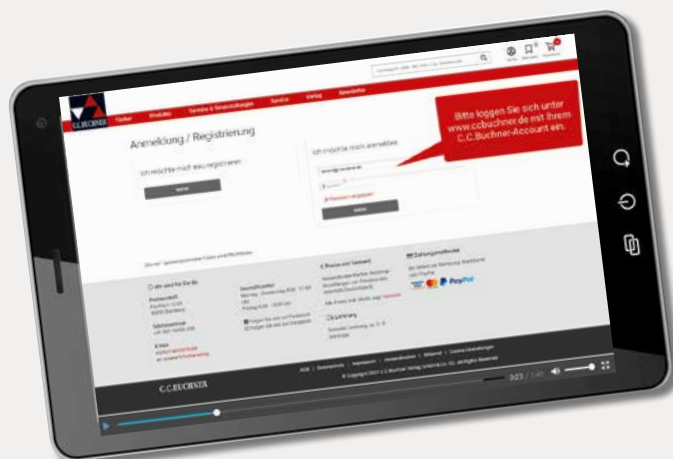
[www.click-and-study.de](http://www.click-and-study.de)

[www.click-and-teach.de](http://www.click-and-teach.de)

[www.ccbuchner.de/schulkonto](http://www.ccbuchner.de/schulkonto)



Erklärvideos  
Schulkonto



# Periodensystem der Elemente (atomartbezogen)

Periode	Hauptgruppen									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1,0 <b>H</b> Wasserstoff 1 2,1		mittlere Atommasse in u <b>23,0</b>							
2	6,9 <b>Li</b> Lithium 3 1,0	9,0 <b>Be</b> Beryllium 4 1,5	Atomartensymbol <b>Na</b>							
3	23,0 <b>Na</b> Natrium 11 0,9	24,3 <b>Mg</b> Magnesium 12 1,2	Elementname <b>Natrium</b>							
			Ordnungszahl <b>11</b> Elektronegativität <b>0,9</b>							
4	39,1 <b>K</b> Kalium 19 0,8	40,1 <b>Ca</b> Calcium 20 1,0	45,0 <b>Sc</b> Scandium 21 1,3	47,9 <b>Ti</b> Titan 22 1,5	50,9 <b>V</b> Vanadium 23 1,6	52,0 <b>Cr</b> Chrom 24 1,6	54,9 <b>Mn</b> Mangan 25 1,5	55,8 <b>Fe</b> Eisen 26 1,8	58,9 <b>Co</b> Cobalt 27 1,8	
5	85,5 <b>Rb</b> Rubidium 37 0,8	87,6 <b>Sr</b> Strontium 38 1,0	88,9 <b>Y</b> Yttrium 39 1,3	91,2 <b>Zr</b> Zirkonium 40 1,4	92,9 <b>Nb</b> Niob 41 1,6	95,9 <b>Mo</b> Molybdän 42 1,8	[98] <b>Tc*</b> Technetium 43 1,9	101,1 <b>Ru</b> Ruthenium 44 2,2	102,9 <b>Rh</b> Rhodium 45 2,2	
6	132,9 <b>Cs</b> Caesium 55 0,7	137,3 <b>Ba</b> Barium 56 0,9		178,5 <b>Hf</b> Hafnium 72 1,3	180,9 <b>Ta</b> Tantal 73 1,5	183,8 <b>W</b> Wolfram 74 1,7	186,2 <b>Re</b> Rhenium 75 1,9	190,2 <b>Os</b> Osmium 76 2,2	192,2 <b>Ir</b> Iridium 77 2,2	
7	[223] <b>Fr*</b> Francium 87 0,7	226,0 <b>Ra*</b> Radium 88 0,9		[261] <b>Rf*</b> Rutherfordium 104	[262] <b>Db*</b> Dubnium 105	[266] <b>Sg*</b> Seaborgium 106	[264] <b>Bh*</b> Bohrium 107	[277] <b>Hs*</b> Hassium 108	[268] <b>Mt*</b> Meitnerium 109	

## Lanthanoide 6. Periode

138,9 <b>La</b> Lanthan 57 1,1	140,1 <b>Ce</b> Cer 58 1,1	140,9 <b>Pr</b> Praseodym 59 1,1	144,2 <b>Nd</b> Neodym 60 1,2	[145] <b>Pm*</b> Promethium 61 1,2	150,4 <b>Sm</b> Samarium 62 1,2
---	-------------------------------------	---	--	---	--

227,0 <b>Ac*</b> Actinium 89 1,1	232,0 <b>Th*</b> Thorium 90 1,1	231,0 <b>Pa*</b> Protactinium 91 1,5	238,0 <b>U*</b> Uran 92 1,7	[237] <b>Np*</b> Neptunium 93 1,3	[244] <b>Pu*</b> Plutonium 94 1,3
---	--	---	--------------------------------------	--	--

## Actinoide 7. Periode

\* radioaktives Element

[Atommasse eines wichtigen Isotops]

schwarz umrandete Kästchen:  
Halbmetall-Atome

										Hauptgruppen					
										III	IV	V	VI	VII	VIII
															4,0 <b>He</b> Helium 2
										10,8 <b>B</b> Bor 5 2,0	12,0 <b>C</b> Kohlenstoff 6 2,5	14,0 <b>N</b> Stickstoff 7 3,0	16,0 <b>O</b> Sauerstoff 8 3,5	19,0 <b>F</b> Fluor 9 4,0	20,2 <b>Ne</b> Neon 10
										27,0 <b>Al</b> Aluminium 13 1,5	28,1 <b>Si</b> Silicium 14 1,8	31,0 <b>P</b> Phosphor 15 2,1	32,1 <b>S</b> Schwefel 16 2,5	35,5 <b>Cl</b> Chlor 17 3,0	39,9 <b>Ar</b> Argon 18
58,7 <b>Ni</b> Nickel 28 1,8	63,5 <b>Cu</b> Kupfer 29 1,9	65,4 <b>Zn</b> Zink 30 1,6	69,7 <b>Ga</b> Gallium 31 1,6	72,6 <b>Ge</b> Germanium 32 1,8	74,9 <b>As</b> Arsen 33 2,0	79,0 <b>Se</b> Selen 34 2,4	79,9 <b>Br</b> Brom 35 2,8	83,8 <b>Kr</b> Krypton 36							
106,4 <b>Pd</b> Palladium 46 2,2	107,9 <b>Ag</b> Silber 47 1,9	112,4 <b>Cd</b> Cadmium 48 1,7	114,8 <b>In</b> Indium 49 1,7	118,7 <b>Sn</b> Zinn 50 1,8	121,8 <b>Sb</b> Antimon 51 1,9	127,6 <b>Te</b> Tellur 52 1,9	126,9 <b>I</b> Iod 53 2,5	131,3 <b>Xe</b> Xenon 54							
195,1 <b>Pt</b> Platin 78 2,2	197,0 <b>Au</b> Gold 79 2,4	200,6 <b>Hg</b> Quecksilber 80 1,9	204,4 <b>Tl</b> Thallium 81 1,8	207,2 <b>Pb</b> Blei 82 1,8	209,0 <b>Bi</b> Bismut 83 1,9	[209] <b>Po*</b> Polonium 84 2,0	[210] <b>At*</b> Astat 85 2,2	[222] <b>Rn*</b> Radon 86							
[271] <b>Ds*</b> Darmstadtium 110	[272] <b>Rg*</b> Roentgenium 111	[277] <b>Cn*</b> Copernicium 112	[284] <b>Nh*</b> Nihonium 113	[289] <b>Fl*</b> Flerovium 114	[288] <b>Mc*</b> Moscovium 115	[293] <b>Lv*</b> Livermorium 116	[293] <b>Ts*</b> Tenness 117	[294] <b>Og*</b> Oganesson 118							

152,0 <b>Eu</b> Europium 63 1,2	157,3 <b>Gd</b> Gadolinium 64 1,1	158,9 <b>Tb</b> Terbium 65 1,2	162,5 <b>Dy</b> Dysprosium 66 1,2	165,0 <b>Ho</b> Holmium 67 1,2	167,3 <b>Er</b> Erbium 68 1,2	168,9 <b>Tm</b> Thulium 69 1,2	173,0 <b>Yb</b> Ytterbium 70 1,2	175,0 <b>Lu</b> Lutetium 71 1,2
[243] <b>Am*</b> Americium 95 1,3	[247] <b>Cm*</b> Curium 96 1,3	[247] <b>Bk*</b> Berkelium 97 1,3	[251] <b>Cf*</b> Californium 98 1,3	[252] <b>Es*</b> Einsteinium 99 1,3	[257] <b>Fm*</b> Fermium 100 1,3	[258] <b>Md*</b> Mendelevium 101 1,3	[259] <b>No*</b> Nobelium 102 1,3	[262] <b>Lr*</b> Lawrencium 103 1,3

## Übersicht: Laborgeräte





# Chemie 12

Chemie für das grundlegende  
Anforderungsniveau

**Gymnasium Bayern**

C.C.Buchner

**Chemie Bayern – Sek II****Chemie für das grundlegende Anforderungsniveau (gA)**

Herausgegeben von Ernst Hollweck und Thomas Weingand

**Chemie 12**

Bearbeitet von Nadine Boele, Sebastian Fiedler, Tobias Fröhlich, Simon Haselbauer, Ernst Hollweck, Simon Kleefeldt, Bernhard Lieske, Elisabeth Marschall, Tina Müller, Christian Preitschaft, Kerstin Reichenberger, Harald Steinhofer, Anna-Lena Waldmann, Thomas Weingand und Philipp Weyer unter Verwendung von Beiträgen der Autorinnen und Autoren folgender Werke:

IISBN 978-3-661-06002-6

ISBN 978-3-661-06011-8

ISBN 978-3-661-06015-6

ISBN 978-3-661-06022-4

ISBN 978-3-661-06041-5

Zu diesem Lehrwerk sind geplant:

Digitales Lehrermaterial **click & teach** 12 Einzellizenz, WEB-Bestell-Nr. 060451

Digitales Lehrermaterial **click & teach** 12 Box (Karte mit Freischaltcode), ISBN 978-3-661-**06045-3**

Weitere Lizenzformen (Einzellizenz flex, Kollegiumslizenz) und Materialien unter [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de).

Die enthaltenen Links verweisen auf digitale Inhalte, die der Verlag bei verlagsseitigen Angeboten in eigener Verantwortung zur Verfügung stellt. Links auf Angebote Dritter wurden nach den gleichen Qualitätskriterien wie die verlagsseitigen Angebote ausgewählt und bei Erstellung des Lernmittels sorgfältig geprüft. Für spätere Änderungen der verknüpften Inhalte kann keine Verantwortung übernommen werden.

Haftungshinweis: Die Versuchsvorschriften in diesem Buch wurden sorgfältig, auf praktischen Erfahrungen beruhend, entwickelt. Da Fehler aber nie ganz ausgeschlossen werden können, übernehmen der Verlag und die Autorinnen und Autoren keine Haftung für Folgen, die auf beschriebene Versuche zurückzuführen sind. Mitteilungen über eventuelle Fehler und Vorschläge zur Verbesserung werden dankbar angenommen.

## Leseprobe

Dieses Werk folgt der reformierten Rechtschreibung und Zeichensetzung. Ausnahmen bilden Texte, bei denen künstlerische, philologische oder lizenzrechtliche Gründe einer Änderung entgegenstehen.

© 2024 C.C. Buchner Verlag, Bamberg

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlags. Hinweis zu §§ 60 a, 60 b UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und/oder in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Fotomechanische, digitale oder andere Wiedergabeverfahren sowie jede öffentliche Vorführung, Sendung oder sonstige gewerbliche Nutzung oder deren Duldung sowie Vervielfältigung (z. B. Kopie, Download oder Streaming), Verleih und Vermietung nur mit ausdrücklicher Genehmigung des Verlags.

Redaktion: Michaela Heumann, Verena Huber

Layout und Umschlag: Petra Michel, Amberg

Satz: mgo360 GmbH & Co. KG, Bamberg

Illustrationen: Helmut Holtermann, Dannenberg; Angelika Kramer, Stuttgart

[www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de)

ISBN der genehmigten Auflage 978-3-661-**06042-2**

## Vorwort

**Liebe Schülerin, lieber Schüler,**

Sie haben das Fach Chemie mindestens in der Jahrgangsstufe 12 weiter belegt – herzlichen Glückwunsch zu Ihrer Wahl! Das Fach Chemie ist Grundlage und Teil zukunftsweisender Forschung und Entwicklung. Die Lebensumstände von uns allen – heute und morgen – werden durch die Erkenntnisse aus der chemischen Forschung und deren Anwendung in entscheidender Weise beeinflusst. Beispielhaft seien die Steigerung der Nachhaltigkeit in industriellen Prozessen, die Weiterentwicklung in der Medizin und die überfachliche Zusammenarbeit mit den weiteren Naturwissenschaften genannt.

Mit diesem Buch können Sie nun in der 12. Jahrgangsstufe Ihr bisher erworbenes Grundlagenwissen der Chemie reaktivieren, erweitern und auf neue, zukunftsrelevante Themenfelder anwenden.

Sie erarbeiten sich Grundlagen des Atombaus und der Analytik. Sie werden Ihr Wissen und Können zur chemischen Bindung wieder aufgreifen und anhand zusätzlicher Modelle erweitern.

Die Kohlenwasserstoffe mit deren Bedeutung als Energieträger und mit der genauen Betrachtung des Reaktionsverhaltens werden ein weiterer Schwerpunkt in diesem Schuljahr sein. Anhand der Erarbeitung ausgewählter Reaktionsmechanismen werden Sie den Verlauf chemischer Reaktionen genauer begreifen.

Die Beeinflussung der Geschwindigkeit chemischer Reaktionen stellt einen weiteren Themenschwerpunkt dar. Sie lernen das Konzept des chemischen Gleichgewichts kennen, das sich aufgrund seiner Dynamik von anderen Gleichgewichten unterscheidet. Am Beispiel der Elektrochemie werden Sie dieses Konzept anwenden, wobei Sie korrespondierende Redoxpaare betrachten.

Mit dem neu erworbenen Wissen werden Sie Fragen wie z. B. die folgenden beantworten können:

Wie ist die Atomhülle aufgebaut und was hat dies mit dem vollständigen Periodensystem zu tun?

Wie lassen sich charakteristische funktionelle Gruppen wie z. B. Aldehyd-Gruppen nachweisen?

Wie unterscheiden sich die verschiedenen chemischen Bindungstypen?

Was unterscheidet fossile und nachwachsende Rohstoffe?

Sind Halogenwasserstoffe eine Gefahr für die Umwelt?

Beeinflusst ein Katalysator eine chemische Reaktion?

Was haben die Ozeane mit dem Kohlenstoffdioxidgehalt der Atmosphäre zu tun?

Welche Prozesse laufen in einem Lithium-Ionen-Akku ab?

Welche ökonomischen und ökologischen Aspekte sprechen für bzw. gegen die Elektromobilität?

Außerdem erarbeiten Sie sich grundlegende Techniken des wissenschaftlichen Arbeitens wie z. B. Quellenrecherche oder den Umgang mit digitalen Kompetenzen wie u. a. das digitale Zeichnen von Molekülstrukturen.

Vielleicht leistet dieses Buch auch einen Beitrag dazu, Sie für das Fach Chemie zu begeistern, sodass Sie eine berufliche Perspektive entdecken. Bezogen auf das Fach Chemie gibt es eine Vielzahl von beruflichen Tätigkeitsfeldern, denn die chemische Industrie ist nach der Autoindustrie und dem Maschinenbau die drittgrößte Branche. Auf jeden Fall erhalten Sie die Gelegenheit, die Chemie in Ihrem Alltag und darüber hinaus weiter zu entdecken.

Bei all Ihren Vorhaben wünschen wir Ihnen viel Erfolg!

Die Herausgeber

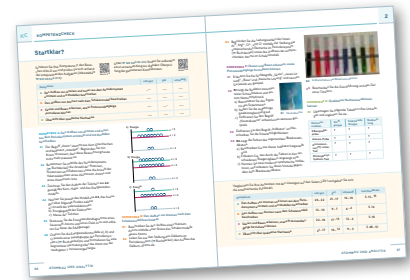
## Zum Umgang mit dem Buch

### So können Sie mit diesem Buch arbeiten ...

Ihr neues Chemiebuch enthält sechs Kapitel. Jedes Kapitel ist in mehrere Untereinheiten unterteilt und enthält eine Reihe verschiedener Seitentypen. Hier erfahren Sie, wie Sie mit diesen Seitentypen arbeiten können.

#### 1. Los geht's

Um festzustellen, ob Sie fit für ein Kapitel sind, können Sie sich auf den Seiten **Startklar?** zunächst selbst einschätzen und anschließend Ihre Einschätzung anhand von Aufgaben überprüfen. Unter den jeweiligen QR- bzw. Mediacodes können Sie die passenden Arbeitsblätter sowie digitale Lernanwendungen zu den gefragten Kompetenzen abrufen (vgl. Info unten). Die Lösungen finden Sie im Anhang des Buches. Schneiden Sie in einem Bereich nicht so gut ab, bekommen Sie im Auswertungskasten Informationen, an welchen Stellen Sie noch einmal nachlesen sollten.



#### 2. Die Untereinheiten

Die Seiten **Versuche und Material** sind der Ausgangspunkt für Ihren Erkenntnisgewinn. Wie alle Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler führen Sie Versuche durch, um neues Wissen zu erlangen. Kleinschrittige Auswertungsaufgaben helfen Ihnen dabei. Gefahrenpiktogramme sowie Entsorgungshinweise (vgl. S. 240 und 241) unterstützen Sie und Ihre Lehrkraft bei der sicheren Durchführung der Versuche.

V

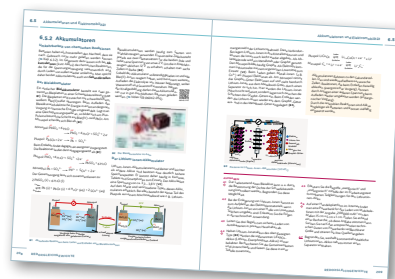
Schülerversuch

LV

Lehrerversuch

M

Arbeitsmaterialien



**A1** anspruchsvolle Aufgabe

**A2** Aufgabe zu prozessbezogenen Kompetenzen

#### INFO

Im Buch finden Sie **QR-Codes** und **Mediacodes**, die zu Videos, chemischen Programmen, Arbeitsblättern u. ä. führen.

Die QR-Codes können Sie direkt mit Ihrem Smartphone einscannen. Alternativ können Sie den jeweils darunter stehenden Mediacode auf [www.ccbuchner.de/medien](http://www.ccbuchner.de/medien) eingeben.



06042-001

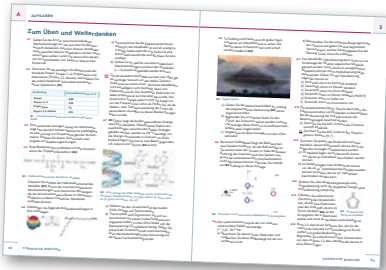
Auf den **Textseiten** können Sie Neues in leicht verständlichen Texten nachlesen. Dort finden Sie auch Querverweise (z. B. **V1**) zu den Seiten **Versuche und Material**. Ausgehend von den Versuchen werden neue Inhalte aufgearbeitet und erklärt.

Das Wichtigste finden Sie in gelb hinterlegten Merkkästen am Ende jeder Text-Doppelseite. Die wichtigsten Fachbegriffe sind auf diesen Seiten jeweils hervorgehoben. Kleine Infokästen bieten Zusatzinformationen zum Text. Zudem gibt es auf jeder Doppelseite passende Aufgaben.

## Zum Umgang mit dem Buch

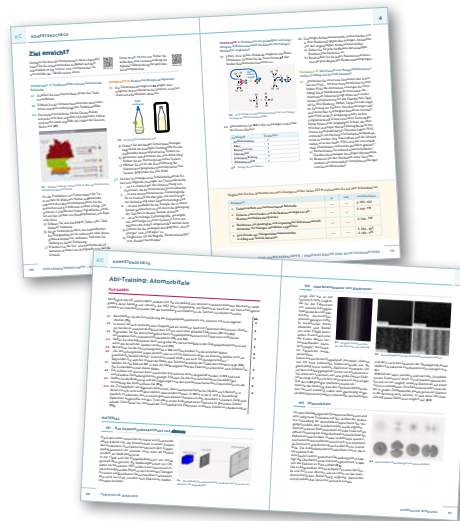
### 3. Am Ende des Kapitels

Die wichtigsten Inhalte aus jedem Kapitel werden auf den Seiten **Alles im Blick** kompakt zusammengefasst. Damit können Sie sich gut auf eine Prüfung vorbereiten.



Am Kapitelende warten zudem auf den Seiten **Zum Üben und Weiterdenken** eine große Anzahl bunt gemischter Aufgaben darauf, gelöst zu werden.

Mit den Seiten **Ziel erreicht?** können Sie überprüfen, ob Sie die neuen Inhalte des Kapitels verstanden haben. Das entsprechende Arbeitsblatt können Sie unter dem linken QR- bzw. Mediacode herunterladen und Ihre Antworten mit den Lösungen im Anhang abgleichen. Zudem finden Sie auch hier digitale Lernanwendungen sowie Seitenverweise zum Nachlesen im Buch.



Auf den Seiten **Abi-Training** finden Sie eine beispielhafte Abituraufgabe, welche ideal für die Vorbereitung auf die anstehende Abiturprüfung ist. Sie ermöglicht es Ihnen, sich mit dem Aufgabenformat und dem Anforderungsniveau der schriftlichen Abiturprüfung vertraut zu machen.

### Sonderseiten



Fachmethoden der Chemie sind Werkzeuge, deren Handhabung gelernt sein will. Auf den Seiten **Fachmethode (FM)** wird Schritt für Schritt erklärt, wofür eine Methode gut ist und wie man sie anwendet. Zudem gibt es Seiten zu **Erkenntnisgewinnungskompetenzen (EK)**, **Kommunikationskompetenzen (KK)** und **Bewertungskompetenzen (BK)**. Auch hier werden Schritt für Schritt die entsprechenden Kompetenzen an konkreten Beispielen erläutert und veranschaulicht. Natürlich spielen digitale Medien dabei fast immer eine wichtige Rolle.

Keine Wissenschaft kommt heute noch ohne andere Wissenschaften aus. Auf den Seiten **Exkurs** können Sie „über den Tellerrand blicken“. Spannende Themen, z. B. aus Biologie, Physik, Medizin, Umwelt oder Erdkunde, werden wie in einer Zeitschrift vorgestellt.



#### INFO

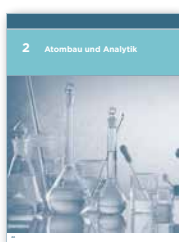
Hier und da finden Sie kleine Fachmethoden- und Exkurs-Kästen in der entsprechenden Farbe auch auf anderen Seitentypen.



## Inhalt

## 1 Grundlagen für die 12. Jahrgangsstufe 12

Alles im Blick: Grundlagen für die 12. Jahrgangsstufe .....	12
<b>FACHMETHODE:</b> Sicher arbeiten im Chemielabor .....	21
<b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Den naturwissenschaftlichen Erkenntnisweg gehen .....	22
<b>KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:</b> Mit einer Gefahrenstoffdatenbank umgehen .....	23



## 2 Atombau und Analytik 24

■ Startklar? .....	26
<b>2.1 Emissionsspektren und deren Deutung</b> .....	28
2.1.1 Versuche und Material .....	28
2.1.2 Der Feinbau der Atomhülle .....	30
2.1.3 Die Erweiterung der Quantenzahlen .....	32
2.1.4 <b>EXKURS:</b> Die Entwicklung des Atommodells .....	33
<b>2.2 Elektronenkonfiguration und vollständiges Periodensystem</b> .....	34
2.2.1 Versuche und Material .....	34
2.2.2 Das Aufbauprinzip und die Elektronenkonfiguration .....	36
2.2.3 Der Aufbau des Periodensystems .....	38
2.2.4 <b>FACHMETHODE:</b> Die Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise angeben .....	39
<b>2.3 Hinweise und Nachweise auf Ionen</b> .....	40
2.3.1 Versuche und Material .....	40
2.3.2 Verschiedene Nachweisverfahren und Strategien .....	42
2.3.3 <b>KOMMUNIKATIONSKOMPETENZ:</b> Wissenschaftliche Quellen finden und nutzen .....	44
2.3.4 <b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Quellen richtig zitieren .....	46
<b>2.4 Nachweise für funktionelle Gruppen</b> .....	48
2.4.1 Versuche und Material .....	48
2.4.2 Qualitative Nachweisreaktionen für funktionelle Gruppen .....	50
2.4.3 <b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Die Validität naturwissenschaftlicher Untersuchungen beurteilen .....	52
2.4.4 <b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> Die Gültigkeit gewonnener Erkenntnisse reflektieren .....	53

## Inhalt

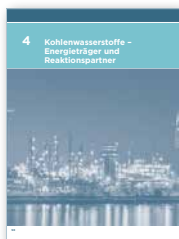
■	Alles im Blick .....	54
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	56
■	Ziel erreicht? .....	58
■	Abi-Training .....	60

### 3 Chemische Bindung 62

■	Startklar? .....	64
<b>3.1</b>	<b>Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen</b> .....	<b>66</b>
<b>3.1.1</b>	<b>Versuche und Material</b> .....	<b>66</b>
<b>3.1.2</b>	<b>Metalle und Salze und deren Bindungstypen</b> .....	<b>68</b>
<b>3.1.3</b>	<b>Elektronenpaarbindung und zwischenmolekulare Wechselwirkungen</b> .....	<b>70</b>
<b>3.2</b>	<b>Atomorbitale und Wellenfunktion</b> .....	<b>72</b>
<b>3.2.1</b>	<b>Versuche und Material</b> .....	<b>72</b>
<b>3.2.2</b>	<b>Von Wellen und Teilchen</b> .....	<b>74</b>
<b>3.2.3</b>	<b>Das Orbitalmodell</b> .....	<b>76</b>
<b>3.3</b>	<b>Die Molekülorbital-Theorie</b> .....	<b>78</b>
<b>3.3.1</b>	<b>Versuche und Material</b> .....	<b>78</b>
<b>3.3.2</b>	<b>Molekülorbitale als Linearkombination von Atomorbitalen</b> .....	<b>80</b>
<b>3.3.3</b>	<b>Bindungsverhältnisse in zweiatomigen Element-Molekülen</b> .....	<b>82</b>
<b>3.3.4</b>	<b>ERKENNTNISGEWINNUNGSKOMPETENZ:</b> <b>(Anti-)Bindende Molekülorbitale dreidimensional darstellen</b> .....	<b>83</b>
<b>3.4</b>	<b>Hybridisierung</b> .....	<b>84</b>
<b>3.4.1</b>	<b>Versuche und Material</b> .....	<b>84</b>
<b>3.4.2</b>	<b>Hybridisierung von Orbitalen</b> .....	<b>86</b>
<b>3.4.3</b>	<b>Moleküle mit mehr als einer Doppelbindung</b> .....	<b>88</b>
<b>3.4.4</b>	<b>MEDIENKOMPETENZ:</b> <b>Molekülgeometrien und Elektronenverteilungen vorhersagen</b> .....	<b>89</b>
■	Alles im Blick .....	90
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	92
■	Ziel erreicht? .....	94
■	Abi-Training .....	96



## Inhalt



## 4 Kohlenwasserstoffe – Energieträger und Reaktionspartner

98

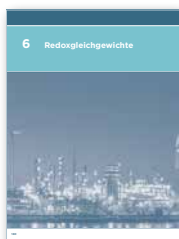
■ Startklar? .....	100
<b>4.1 Fossile und nachwachsende Rohstoffe</b> .....	102
4.1.1 Versuche und Material .....	102
4.1.2 Fossile Rohstoffe .....	104
4.1.3 Nachwachsende Rohstoffe .....	106
4.1.4 <b>BEWERTUNGSKOMPETENZ:</b> Chemische Sachverhalte beurteilen und bewerten .....	108
<b>4.2 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie</b> .....	110
4.2.1 Versuche und Material .....	110
4.2.2 Energieformen und Energieumsatz .....	112
<b>4.3 Molekülbau und Verbrennungswärme</b> .....	114
4.3.1 Versuche und Material .....	114
4.3.2 Verbrennungswärme und Brennwert .....	116
4.3.3 Die Standard-Reaktionsenthalpie .....	118
<b>FACHMETHODE:</b> Standard-Reaktionsenthalpien berechnen .....	119
<b>4.4 Herstellung und Verwendung von Halogenkohlenwasserstoffen</b> ...	120
4.4.1 Versuche und Material .....	120
4.4.2 Halogenierung von Alkanen .....	122
4.4.3 Halogenierung von Alkenen .....	124
■ Alles im Blick .....	126
■ Zum Üben und Weiterdenken .....	128
■ Ziel erreicht? .....	130
■ Abi-Training .....	132

Inhalt

<b>5</b>	<b>Geschwindigkeit chemischer Reaktionen und chemisches Gleichgewicht</b>	<b>134</b>
■	Startklar? .....	136
<b>5.1</b>	<b>Die Reaktionsgeschwindigkeit</b> .....	<b>138</b>
5.1.1	Versuche und Material .....	138
5.1.2	Die Reaktionsgeschwindigkeit erklären und beeinflussen .....	140
<b>5.2</b>	<b>Der Einfluss von Katalysatoren</b> .....	<b>142</b>
5.2.1	Versuche und Material .....	142
5.2.2	Der Einfluss von Katalysatoren auf chemische Reaktionen .....	144
<b>5.3</b>	<b>Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz</b> .....	<b>146</b>
5.3.1	Versuche und Material .....	146
5.3.2	Hin- und Rückreaktion im Gleichgewicht .....	148
5.3.3	Das chemische Gleichgewicht auf Teilchenebene .....	150
5.3.4	<b>FACHMETHODE:</b> Computersimulation eines chemischen Gleichgewichts .....	151
5.3.5	Das Massenwirkungsgesetz .....	152
5.3.6	<b>FACHMETHODE:</b> Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen ..	154
<b>5.4</b>	<b>Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts</b> .....	<b>156</b>
5.4.1	Versuche und Material .....	156
5.4.2	Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts durch Konzentrationsänderung .....	158
5.4.3	Der Einfluss der Temperatur und des Drucks .....	160
5.4.4	Der Einfluss von Katalysatoren auf das chemische Gleichgewicht .....	162
5.4.5	<b>EXKURS:</b> Ozon – der Filter für unser Leben .....	163
<b>5.5</b>	<b>Anwendung des Massenwirkungsgesetzes</b> .....	<b>164</b>
5.5.1	Versuche und Material .....	164
5.5.2	Das HABER-BOSCH-Verfahren .....	166
5.5.3	Die Bedeutung chemischer Gleichgewichte .....	168
5.5.4	<b>EXKURS:</b> FRITZ HABER und CARL BOSCH .....	170
■	Alles im Blick .....	172
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	174
■	Ziel erreicht? .....	176
■	Abi-Training .....	178



## Inhalt



<b>6 Redoxgleichgewichte</b>		<b>180</b>
■	Startklar? .....	182
<b>6.1</b>	<b>Korrespondierende Redoxpaare</b> .....	<b>184</b>
6.1.1	Versuche und Material .....	184
6.1.2	Elektronenübergänge und Reaktionsenthalpie .....	186
<b>6.2</b>	<b>GALVANISCHE ZELLE und elektrochemische Spannungsreihe</b> .....	<b>188</b>
6.2.1	Versuche und Material .....	188
6.2.2	Die Entwicklung GALVANISCHER Zellen .....	190
6.2.3	Halbzellenkombinationen und die Spannungsreihe .....	192
<b>6.3</b>	<b>Primärzellen in Alltag und Technik</b> .....	<b>194</b>
6.3.1	Versuche und Material .....	194
6.3.2	Tragbare Energie durch chemische Prozesse .....	196
6.3.3	Die Brennstoffzelle .....	198
<b>6.4</b>	<b>Erster und zweiter Hauptsatz der Thermodynamik</b> .....	<b>200</b>
6.4.1	Versuche und Material .....	200
6.4.2	Der erste Hauptsatz der Thermodynamik .....	202
6.4.3	Der zweite Hauptsatz und die Entropie .....	204
<b>6.5</b>	<b>Akkumulatoren und Elektromobilität</b> .....	<b>206</b>
6.5.1	Versuche und Material .....	206
6.5.2	Akkumulatoren .....	208
6.5.3	Elektromobilität .....	210
■	Alles im Blick .....	212
■	Zum Üben und Weiterdenken .....	214
■	Ziel erreicht? .....	216
■	Abi-Training .....	218



## Inhalt

Anhang	220
Lösungen zu „Startklar?“ und „Ziel erreicht?“	220
GHS – Das international gültige System zur Kennzeichnung von Gefahrstoffen	240
Entsorgung von Gefahrstoffabfällen	241
H-Sätze, P-Sätze	242
Chemikalienliste zu den Versuchen	245
Glossar	251
Stichwortverzeichnis	259
Bildnachweis	263
Chemische Berufe	264
Umgang mit Operatoren	

**INFO**

Im Buch finden Sie **QR-Codes** und **Mediencodes**, die zu Videos, chemischen Programmen, Arbeitsblättern u. ä. führen.

Die QR-Codes können Sie direkt mit Ihrem Smartphone einscannen. Alternativ können Sie den jeweils darunter stehenden Mediencode auf [www.ccbuchner.de/medien](http://www.ccbuchner.de/medien) eingeben.



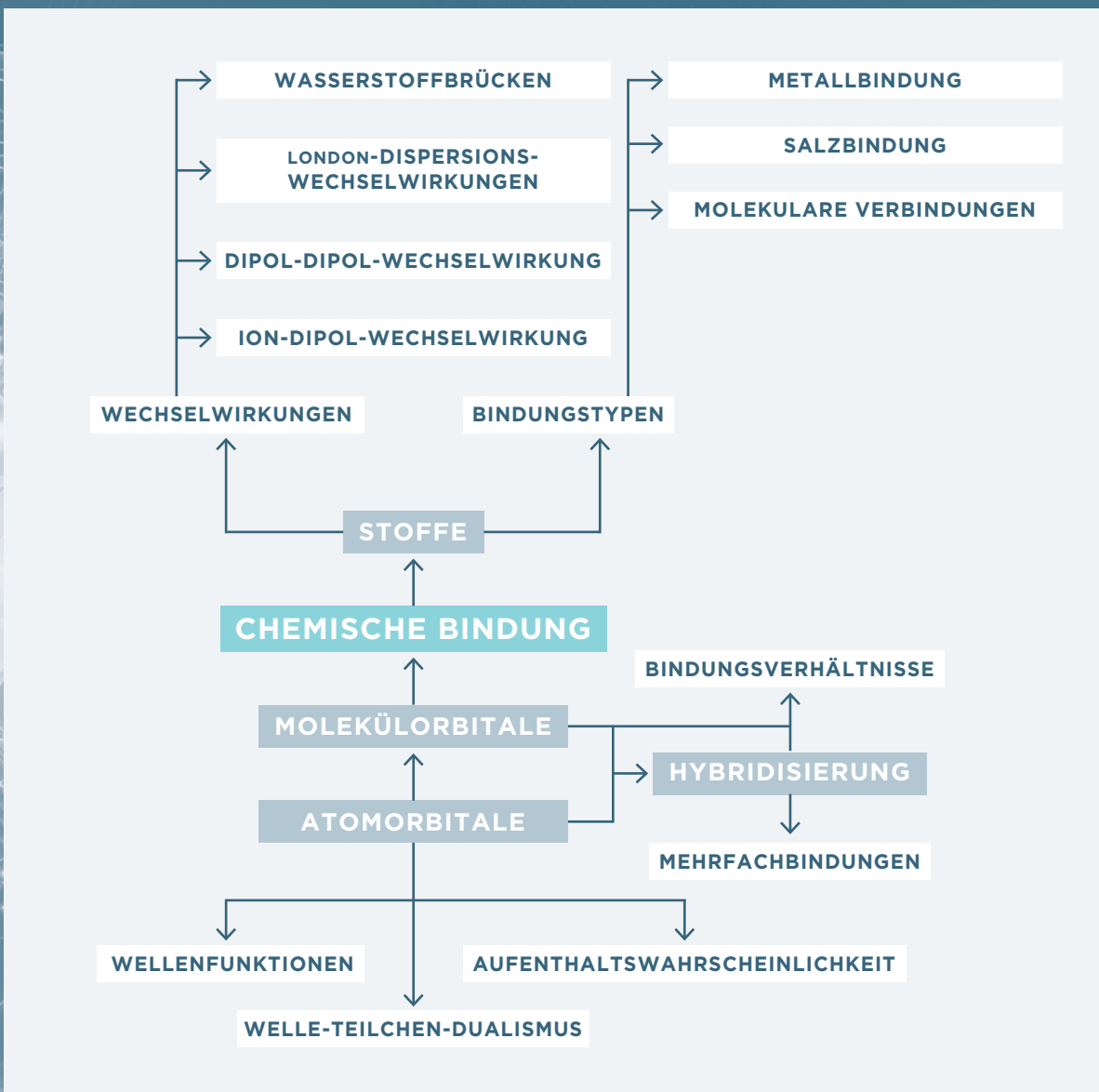
06042-001

# 3 Chemische Bindung





Arbeitsblatt unter  
QR-/Mediencode  
06042-002



## Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis D ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt [➔ QR 06042-003](#)).



06042-003

Unter [➔ QR 06042-004](#) finden Sie außerdem eine Lernanwendung zur digitalen Überprüfung der geforderten Kompetenzen.

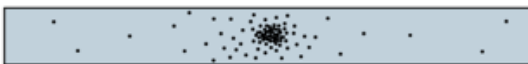


06042-004

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
<b>A</b> Modelle zum Atombau vergleichen	---	---	---
<b>B</b> Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen	---	---	---
<b>C</b> Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern	---	---	---
<b>D</b> Den räumlichen Bau von Molekülen durch Anwendung des EPA-Modells herleiten und den Bindungswinkel abschätzen	---	---	---

### KOMPETENZ A: Modelle zum Atombau vergleichen

- A1** Ordnen Sie die folgenden Aussagen jeweils dem passenden Modell zur Beschreibung des Atombaus (DALTON, RUTHERFORD, BOHR) zu:
- Das Atom besteht aus einem positiv geladenen Kern und einer negativ geladenen Hülle.
  - Elektronen bewegen sich auf Kreisbahnen um den Kern herum.
  - Jeder Stoff besteht aus kleinsten, unteilbaren Teilchen.
  - Es existieren mehrere verschiedene Arten von Atomen, die sich in ihrer Masse und ihrem Volumen unterscheiden.
  - Atome sind elektrisch neutral, können jedoch Elektronen aufnehmen oder abgeben.
  - Elektronen lassen sich bestimmten Energieniveaus zuordnen. Durch Abgabe oder Aufnahme von Energie können Elektronen zwischen diesen Niveaus „springen“.
- A2** **B1** zeigt eine schematische Darstellung des Ergebnisses des RUTHERFORDSchen Streuversuchs auf einem Filmstreifen. Erklären Sie das Zustandekommen dieses Ergebnisses anhand des Kern-Hülle-Modells.



**B1** Ergebnis des RUTHERFORDSchen Streuversuchs

- A3** a) Ergänzen Sie den Satz: Ein Kation hat weniger ... in der ... als ... im Atomkern.  
b) Formulieren Sie einen vergleichbaren Satz für Anionen.

### KOMPETENZ B: Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen

- B1** Geben Sie die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen an, die zwischen folgenden Molekülen wirken:
- a) Wasser-Moleküle
  - b) Ammoniak-Moleküle
  - c) Methan-Moleküle
  - d) Propan-1,2,3-triol-Moleküle
- B2** Geben Sie die Art der chemischen Bindung zwischen den Teilchen in folgenden Stoffen an:
- a) Natriumchlorid
  - b) Magnesium
  - c) Wasserstoff
  - d) Chlorwasserstoff
  - e) Aluminiumoxid
  - f) Ethanol
  - g) Eisen

**KOMPETENZ C: Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern**

- C1** Ordnen Sie folgende Stoffe begründet nach steigender Siedetemperatur: Ethanol, Butan, Butansäure.
- C2** Mit zunehmender Kettenlänge der Moleküle der homologen Reihe steigen die Schmelz- und Siedetemperaturen der Alkane. Erklären Sie diesen Sachverhalt.
- C3** Zeichnen Sie die Strukturformeln von drei Isomeren des Hexans. Ordnen Sie diese begründet nach sinkender Siedetemperatur.
- C4** Entscheiden und begründen Sie, ob sich die folgenden Stoffe gut miteinander mischen lassen:
  - a) Wasser und Ethanol
  - b) 2,2-Dimethylhexan und Propan-2-ol
  - c) Heptanal und Pentan-1-ol

**KOMPETENZ D: Den räumlichen Bau von Molekülen durch Anwendung des EPA-Modells herleiten und den Bindungswinkel abschätzen**

- D1** Geben Sie die Molekülformel und die Bezeichnung der Molekülgeometrie um das Zentralatom der folgenden Moleküle an:
  - a) Kohlenstoffdioxid
  - b) Ammoniak
  - c) Wasser
- D2** Stellen Sie die Valenzstrichformel für die folgenden Moleküle bzw. Molekül-Ionen auf und leiten Sie die Molekülformel, die Molekülgestalt und die Bindungswinkel ab.
  - a) Schwefeldioxid
  - b) Monophosphan
  - c) Ammonium-Ion
- D3** Begründen Sie die unterschiedlichen H-X-H Bindungswinkel in den Molekülen von Methan (X=C), Ammoniak (X=N) und Wasser (X=O).
- D4** Entscheiden Sie, welche der folgenden Aussagen korrekt bzw. falsch sind und korrigieren Sie die falschen Aussagen.
  - a) Die Bindung zwischen den Kohlenstoff-Atomen im Ethen-Molekül ist länger als die im Ethan-Molekül.
  - b) Das bindende Elektronenpaar nimmt laut EPA-Modell weniger Platz ein als das freie Elektronenpaar.
  - c) Der Bindungswinkel im Wasser-Molekül entspricht dem Tetraederwinkel.
- D5** Ermitteln Sie die erwartbaren Bindungswinkel und die Molekülgeometrie im Ethen-Molekül ( $H_2C=CH_2$ ) nach dem EPA-Modell. Vergleichen Sie diese Erwartung mit den tatsächlichen Bindungswinkeln von  $117,4^\circ$  (H-C-H) und  $121,3^\circ$  (H-C-C) sowie der Tatsache, dass alle sechs Atome in einer Ebene liegen.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf den Seiten 223 ff und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
<b>A</b> Modelle zum Atombau vergleichen	10 – 8	7 – 5	4 – 1	S. 14, S. 33
<b>B</b> Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und Bindungsarten benennen	12 – 10	9 – 7	6 – 3	S. 66–71
<b>C</b> Struktur-Eigenschafts-Beziehungen erläutern	12 – 10	9 – 7	6 – 3	S. 16–18
<b>D</b> Den räumlichen Bau von Molekülen durch Anwendung des EPA-Modells herleiten und den Bindungswinkel abschätzen	30 – 25	24 – 20	19 – 13	S. 16





## 3.1 Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Beim Kochen lassen sich unterschiedliche Eigenschaften von Stoffen beobachten. Die Metalle in Induktionskochtöpfen leiten den elektrischen Strom, Salze haben hohe Schmelztemperaturen und Wasser siedet bei  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Die Eigenschaften von Stoffen sind Grundlage für ihre Verwendung in Alltag und Technik. Welche Eigenschaften haben die Stoffklassen und wie kann man sie erklären?

### 3.1.1 Versuche und Material

#### V Elektrische Leitfähigkeit



Metalle und Salze sind aus gitterartigen Strukturen aufgebaut. Inwiefern unterscheiden sie sich in ihren Eigenschaften?

**V1** Stellen Sie eine Hypothese zur Eingangsfrage auf und planen Sie ein Experiment zur Überprüfung Ihrer Hypothese. Ihnen stehen Batterien, Kabel, Lämpchen, Krokodilklemmen, Kupferblech, dest. Wasser, Leitungswasser, Kochsalz und Kochsalzlösung zur Verfügung. Führen Sie das Experiment nach Rücksprache mit der Lehrkraft durch.

#### AUSWERTUNG

a) Vergleichen Sie den Aufbau und den Zusammenhalt der Teilchen eines Ionengitters und eines Metallgitters.

b) Übernehmen Sie folgende Tabelle in Ihre Unterlagen und ergänzen Sie diese sinnvoll.

Stoffebene		Teichenebene		
Stoff	elektr. Leitfähigkeit (+/-)	Modellvorstellung	Skizzierung des Stoffes	Skizzierung der elektr. Leitfähigkeit
Kupfer	?	?	?	?
Kochsalz	?	?	?	?
Kochsalzlösung	?	?	?	?

c) Stellen Sie begründete Hypothesen auf, wie sich die elektrische Leitfähigkeit von Metallen und Salzlösungen beim Erwärmen ändert und überprüfen Sie Ihre Hypothesen mit einem Versuch.

**ENTSORGUNG:** A, R



### M Schmelztemperatur

**M2** Zucker karamellisiert beim Kochen. Salze haben im Vergleich zu molekularen Stoffen hohe Schmelztemperaturen (**B1**). Wie hängt die Schmelztemperatur mit dem Aufbau von Stoffen zusammen?

#### AUSWERTUNG

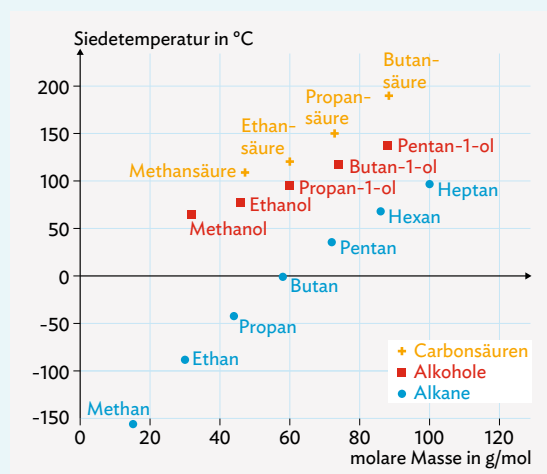
- Vergleichen Sie die Schmelztemperatur der unterschiedlichen Stoffklassen in **B1** und begründen Sie diese über die Art und Anordnung der Teilchen.
- Betrachten Sie die Schmelztemperaturen der Salze in **B1**. Stellen Sie einen Zusammenhang zwischen der Ionengröße, der Ionenladungszahl und der Höhe der Schmelztemperatur her.
- Formulieren Sie eine Je ..., desto Beziehung über den Zusammenhang zwischen der Stärke der zwischenmolekularen Wechselwirkung und der Schmelztemperatur.

Stoff	Schmelztemperatur
Kupfer	1.083 °C
Aluminium	659 °C
Natriumchlorid	801 °C
Kaliumchlorid	773 °C
Kaliumnitrat	343 °C
Aluminiumoxid	2.050 °C
Wasser	0 °C
Ethanol	-114 °C
Fluor	-220 °C

**B1** Schmelztemperaturen verschiedener Stoffe

### M Siedetemperatur

**M3** Alkohol verdampft beim Kochen, während Wasser erst bei 100 °C siedet. Warum unterscheiden sich die Siedetemperaturen verschiedener Stoffe (**B2**)?



**B2** Siedetemperaturen molekularer Verbindungen

#### AUSWERTUNG

- Leiten Sie aus den Siedetemperaturen der Alkane und der Alkohole allgemeine Zusammenhänge ab.
- Geben Sie die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen an, die zwischen Molekülen folgender Stoffklassen wirken: Alkane, Alkohole und Carbonsäuren.
- Formulieren Sie eine Je ..., desto Beziehung über den Zusammenhang zwischen der Stärke der zwischenmolekularen Wechselwirkungen und der Siedetemperatur.
- Skizzieren Sie den hypothetischen Verlauf der Siedetemperaturen von Aldehyden und Ketonen in ein Diagramm (nur Moleküle im Bereich von drei bis sechs Kohlenstoff-Atomen). Nutzen Sie Ihr Wissen über zwischenmolekulare Wechselwirkungen.
- Vergleichen Sie den Verlauf Ihres Diagramms aus d) mit Literaturwerten.

### 3.1 Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

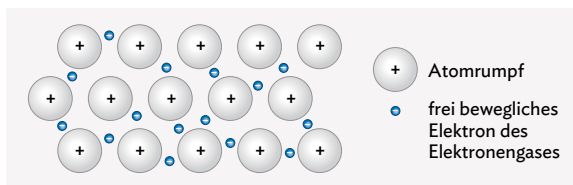
#### 3.1.2 Metalle und Salze und deren Bindungstypen

##### Der Aufbau bestimmt die Eigenschaften

Metalle und Salze sind ähnlich aufgebaut. Dennoch unterscheiden sie sich in ihren Eigenschaften. Während Metalle beispielsweise bereits im festen Zustand elektrisch leitfähig sind, müssen Salze gelöst oder geschmolzen werden, um elektrischen Strom leiten zu können (V1). Warum ist das so?

##### Die Metallbindung

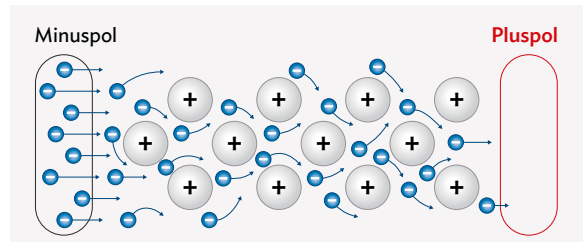
Neben einer guten elektrischen Leitfähigkeit weisen Metalle auch eine gute Wärmeleitfähigkeit und einen charakteristischen metallischen Glanz auf. Die Eigenschaften lassen sich auf Teilchenebene mit dem **Elektronengasmodell** erklären (B1). Die Atome der Metalle ordnen sich in großen Atomverbänden an, die aufgrund der regelmäßigen Struktur **Metallgitter** genannt werden. Die Valenzelektronen der Atome sind nur locker gebunden. Sie bilden ein frei bewegliches **Elektronengas** zwischen den positiv geladenen Metall-Atomrümpfen. Die Atomrümpfe sind hingegen auf festen Plätzen in einem stabilen dreidimensionalen Gitter regelmäßig angeordnet. Zwischen den Atomrümpfen und dem Elektronengas wirken starke Anziehungskräfte, die das Metall zusammenhalten. Dieser Zusammenhalt der Teilchen im Metallgitter wird als **Metallbindung** bezeichnet.



B1 Elektronengasmodell zur Darstellung der Metallbindung auf Teilchenebene

##### Die elektrische Leitfähigkeit von Metallen

Die Voraussetzung für die **elektrische Leitfähigkeit** eines Stoffes ist das Vorhandensein von frei beweglichen Ladungsträgern. Bei Raumtemperatur befinden sich die Atomrümpfe und die Elektronen im Metallgitter in ständiger Bewegung, wobei die Atomrümpfe nur an ihren Gitterplätzen schwingen. Die Elektronen bewegen sich deutlich schneller und in alle Richtungen. Sobald eine elektrische Spannung angelegt wird, wird die Bewegung der Elektronen gerichtet. Sie bewegen sich dann an den Atomrümpfen vorbei in Richtung Pluspol. Wenn der Stromkreis geschlossen ist, gelangen neue Elektronen über den Minuspol in die Metallportion und bewegen sich ebenfalls zum Pluspol (B2).



B2 Bewegung der Elektronen im Metallgitter bei angelegter Spannung

Die elektrische Leitfähigkeit von Metallen nimmt bei hohen Temperaturen ab. Das liegt daran, dass sich die Atomrümpfe zu stark auf ihren Gitterplätzen bewegen und dadurch die Elektronen des Elektronengases in ihrer Bewegung behindern (V1).

##### Eigenschaften von Salzen

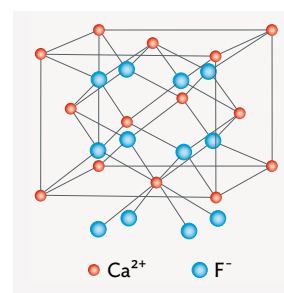
Salzlösungen und Salzschnmelzen leiten wie Metalle den elektrischen Strom. Festes Salz ist hingegen nicht elektrisch leitfähig (V1). Es ist zudem spröde und bricht bei Krafteinwirkung auseinander. Salze haben außerdem eine hohe **Schmelztemperatur**. Die Schmelztemperatur von Natriumchlorid liegt beispielsweise bei 801 °C (M2). Die Eigenschaften von Salzen werden durch deren kristallartigen Aufbau bestimmt.

##### Das Ionengitter und die Ionenbindung

Im festen Salzkristall sind die Kationen und Anionen nicht beweglich. Sie besetzen feste Plätze im **Ionengitter** (B3).

Das Ionengitter ist für die kristalline Struktur von Salzen verantwortlich.

Die räumlich ungerichtete, starke Anziehung zwischen Kation und Anionen wird als **Ionenbindung** bezeichnet. Die Struktur eines Ionengitters ist vom Ladungsverhältnis von Kation zu Anion und von deren Ionenradien abhängig. Das Zahlenverhältnis der Ionen ergibt sich aus der **Verhältnisformel** (→ Kap. 1 9).



B3 Gittermodell von CaF<sub>2</sub>

## Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

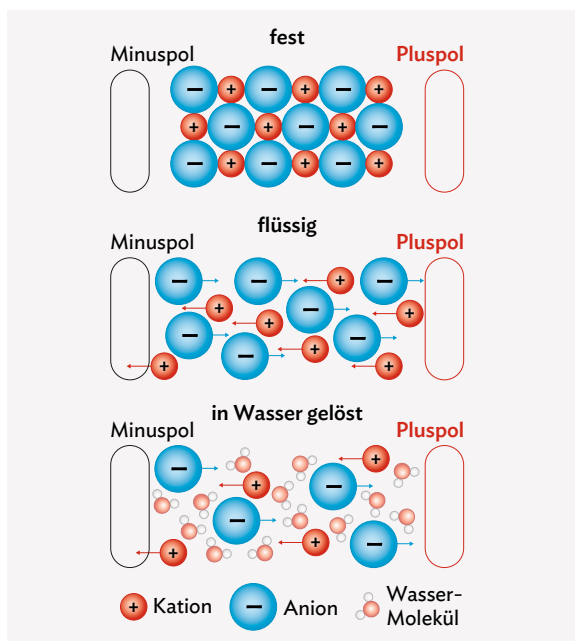
## 3.1

## Die Gitterenergie von Salzen

Beim Schmelzen eines Salzes müssen auf Teilchenebene die Anziehungskräfte zwischen den Kationen und Anionen überwunden werden. Die dafür benötigte Energie wird als **Gitterenergie** bezeichnet.

Je höher die Gitterenergie ist, desto mehr thermische Energie muss zum Erreichen der Schmelztemperatur des Salzes zugeführt werden. Die Gitterenergie ist umso höher,

je kleiner der Radius der beteiligten Ionen und je höher deren Ionenladung ist. So ist die Schmelztemperatur von Kaliumchlorid (773 °C) im Vergleich zu Natriumchlorid (801 °C) niedriger (**M2**). Auch die Größe der Anionen spielt eine Rolle, daher hat Kaliumnitrat eine für ein Salz eher niedrige Schmelztemperatur (343 °C). Wird die Gitterenergie beim Schmelzen überwunden, werden die Ionen frei beweglich. Bewegliche Ionen wandern im elektrischen Feld zum entgegengesetzt geladenen Pol (**B4**). Deshalb leiten Salzschnmelzen den elektrischen Strom. Auch in Wasser gelöste Ionen leiten den elektrischen Strom, da die Ionen ihre Gitterplätze verlassen und von Wasser-Molekülen umgeben werden (**V1**). Die elektrische Leitfähigkeit von Salzlösungen steigt mit der Temperatur, da sich die Bewegungsgeschwindigkeit der Ionen erhöht.



**B4** Nur bewegliche Ionen können im elektrischen Feld wandern und leiten so den elektrischen Strom.

Im Metallgitter besetzen positiv geladene Atomrümpfe feste Gitterplätze. Um sie herum befinden sich die frei beweglichen Elektronen des Elektronengases. Die Metallbindung resultiert aus den Anziehungskräften zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas.

Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den Anionen und Kationen eines Ionengitters wirken in alle Raumrichtungen. Sie sind der Grund für den starken Zusammenhalt der Ionen im Gitter. Dieser ist umso größer, je kleiner der Radius der Ionen und je höher deren Ladung ist.

## AUFGABEN

- A1** Erstellen Sie einen Stopmotion-Film, in dem Sie eine weitere Eigenschaft von Salzen auf Teilchenebene erklären.
- A2** Aluminiumfolie aus reinem Aluminium ist im Gegensatz zu Aluminiumoxid als Verpackungsmaterial gut geeignet.
- Begründen Sie dies anhand der Stoffeigenschaften von Aluminium und Aluminiumoxid.
  - Erläutern Sie anhand einer geeigneten Modellvorstellung die Stoffeigenschaften aus a) auf Teilchenebene.
- A3** „Ein Stoff ist elektrisch leitfähig, wenn er frei bewegliche, geladene Teilchen enthält.“
- Nehmen Sie Stellung zu dieser Aussage.
  - Begründen Sie mithilfe dieses Sachverhalts die Grenzen des DALTONSchen Atommodells (→ EK Kap. 2.1.4).
- A4** Radierbare Ballpen-Stifte enthalten metamorphe Tinte. Diese wird bei ca. 65 °C farblos. Das „Verschwinden“ der Tinte ist reversibel. Bei Temperaturen unter -15 °C (z. B. im Gefrierfach) wird der Farbstoff nach ungefähr 10 Minuten wieder sichtbar. Entwickeln Sie ein Experiment unter Verwendung der radierbaren Ballpen-Stifte, um die Wärmeleitfähigkeit der Metalle Eisen, Kupfer und Aluminium zu vergleichen. Hierfür stehen Ihnen Kupfer-, Aluminium- und Eisenblech, Wasserkocher, Wasser, Stifte („Pilot Frixion Ball“), selbstklebende Etiketten, Lineal, Schere und durchsichtiges Klebeband zur Verfügung.

### 3.1 Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

#### 3.1.3 Elektronenpaarbindung und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

##### Das Struktur-Eigenschafts-Konzept

Alkohole haben bei gleicher Länge der Kohlenstoff-Atomkette in den Molekülen stets höhere Siedetemperaturen als Alkane (M3). Diese und andere Eigenschaften der Stoffe lassen sich mit der Struktur ihrer Moleküle erklären.

##### Bindungspolarität

Aus den ungepaarten Valenzelektronen zweier Atome können Bindungselektronenpaare gebildet werden. Dieser Bindungstyp wird als **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente Bindung** bezeichnet.

Die Atome, genauer Atomkerne, verschiedener Elemente ziehen gemeinsame bindende Elektronenpaare unterschiedlich stark an. Die Anziehung ist umso größer, je höher die Kernladung und je kleiner der Atomradius des Atoms ist. Die Stärke eines Atoms, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen, wird mit der **Elektronegativität (EN)** angegeben (→ PSE im Buchdeckel).

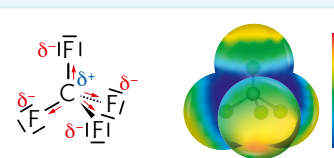
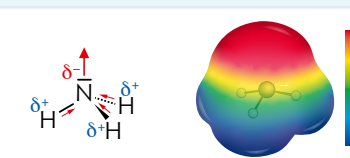
Die Differenz zwischen den Elektronegativitäten zweier Bindungspartner  $\Delta EN$  ist ein Maß für die **Bindungspolarität**. Je größer  $\Delta EN$  ist, desto polarer ist die Bindung. Das lässt sich abschätzen:

$\Delta EN \leq 0,4$ : (nahezu) unpolare Elektronenpaarbindung  
 $\Delta EN > 0,4$ : polare Elektronenpaarbindung

Bei einer polaren Elektronenpaarbindung werden die Bindungselektronen vom elektronegativeren Atom stärker angezogen. Dadurch kommt es zu unterschiedlichen Ladungsschwerpunkten bzw. **Partialladungen** ( $\delta^-$  und  $\delta^+$ ) innerhalb des Moleküls (B5). Bindende Elektronen werden etwa ab  $\Delta EN > 1,7$  von dem elektronegativeren Atom so stark angezogen, dass dieses als Anion vorliegt. Man spricht dann von einer **Ionenbindung**. Die Bindung im Wassertofffluorid-Molekül hat beispielsweise einen ionischen Charakter.

##### Molekülpolarität

Bei einem Molekül mit symmetrischer Struktur heben sich die Bindungspolaritäten der einzelnen Bindungen auf (B5, links). Bei einem unsymmetrisch gebauten Molekül führen sie zu **Molekülpolarität** (B5, rechts). Liegt die Molekülpolarität dauerhaft vor, handelt es sich um einen **permanenten Dipol**.

Kohlenstofftetrafluorid-Molekül	Ammoniak-Molekül
	
$\Delta EN(\text{F}-\text{C}) = 1,5$ → Bindungspolarität symmetrische Verschiebung der Elektronen innerhalb des Moleküls → keine Molekülpolarität	$\Delta EN(\text{N}-\text{H}) = 0,9$ → Bindungspolarität unsymmetrische Verschiebung der Elektronen innerhalb des Moleküls → Molekülpolarität

##### B5 Molekülpolarität in Abhängigkeit von der Molekülstruktur

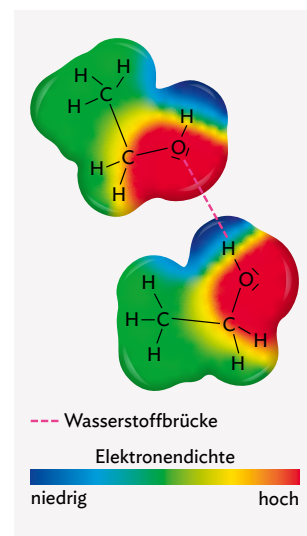
##### Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Zwischen Molekülen wirken Anziehungskräfte, die sich von der Elektronenpaarbindung unterscheiden. Diese **zwischenmolekularen Wechselwirkungen** sind viel schwächer als kovalente Bindungen. Dennoch hängen Eigenschaften wie die Schmelz- und Siedetemperaturen von Stoffen von der Stärke der zwischenmolekularen Wechselwirkungen ab (M2, M3).

##### Wasserstoffbrücken

Die Siedetemperatur von Ethanol (78 °C) ist viel höher als die von Ethan (-89 °C, M3). Demzufolge müssen zwischen Ethanol-Molekülen viel stärkere Wechselwirkungen vorliegen. Es handelt sich um **Wasserstoffbrücken**.

Diese besonders starken Wechselwirkungen bilden sich zwischen einem partiell positiv geladenen Wasserstoff-Atom ( $\delta^+$ ) eines Moleküls und einem nichtbindenden Elektronenpaar eines partiell stark negativ geladenen Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms ( $\delta^-$ ) eines anderen Moleküls aus (B6). Je mehr Wasserstoffbrücken zwischen zwei Molekülen gebildet werden können, desto höher ist die Siedetemperatur des Stoffes.



B6 Wasserstoffbrücken zwischen zwei Ethanol-Molekülen

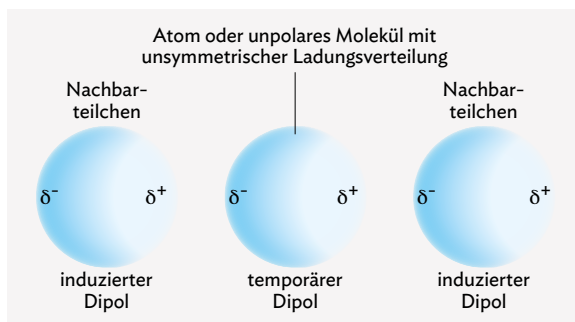
## Chemische Bindungen und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

## 3.1

**LONDON-Dispersionswechselwirkungen**

Zwischen den Alkyl-Resten von Alkohol-Molekülen bilden sich zudem **LONDON-Dispersionswechselwirkungen** aus. Diese im Vergleich zu Wasserstoffbrücken eher schwachen Wechselwirkungen sind umso stärker, je größer die Oberfläche des Alkyl-Restes ist. Daher steigt auch die Siedetemperatur von Alkoholen mit der Kettenlänge der Moleküle.

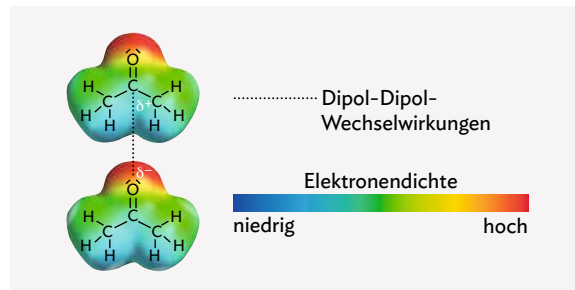
LONDON-Dispersionswechselwirkungen treten allgemein in unpolaren Molekülen und Molekülteilen auf. Sie beruhen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen **temporären Dipolen (B7)**. Diese bilden sich aufgrund kurzfristiger Unsymmetrie der Elektronenverteilung aus.



**B7** Entstehung von LONDON-Dispersionswechselwirkungen

**Dipol-Dipol-Wechselwirkungen**

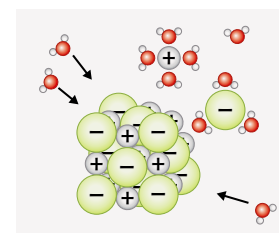
Der Vergleich von Alkanen, Aldehyden und Ketonen zeigt, dass auch das Vorhandensein einer Carbonyl-Gruppe in den Molekülen die Siedetemperatur der Stoffe erhöht (**M3**). Grund ist die Polarität der Doppelbindung zwischen dem Kohlenstoff- und dem Sauerstoff-Atom (**B8**). Sie verursacht zwischen benachbarten Molekülen starke **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen**. Diese Wechselwirkungen treten zwischen Molekülen mit permanenten Dipolen auf, die keine Wasserstoffbrücken ausbilden.



**B8** Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen zwei Propanon-Molekülen

**Ion-Dipol-Wechselwirkungen**

Es können sich auch zwischen Teilchen unterschiedlicher Stoffklassen Wechselwirkungen ausbilden. Beim Lösevorgang eines Salzes in Wasser bilden die Wasser-Moleküle aufgrund ihrer Dipol-Struktur



**B9** Ion-Dipol-Wechselwirkungen

eine Hydrathülle um die Ionen. Zwischen den Partialladungen der Atome in den Wasser-Molekülen und den Ionen kommt es zu **Ion-Dipol-Wechselwirkungen (B9)**.

Die Atome in Molekülen werden durch gemeinsame Elektronenpaare zusammengehalten. Die Bindungselektronen können zu einem Atom hin verschoben sein (polar) oder sich bevorzugt genau zwischen den beiden Atomen aufhalten (unpolar). Alle physikalischen Eigenschaften werden maßgeblich von Vorgängen auf der Teilchenebene bestimmt, bei Molekülen von der Art und Stärke der zwischenmolekularen Wechselwirkungen.

**AUFGABEN**

- A1** Entwickeln Sie ein Experiment, um zu bestimmen, ob eine wässrige Lösung ein Salz oder eine molekulare Verbindung enthält.
- A2** Vergleichen Sie tabellarisch die drei Bindungstypen Metallbindung, Elektronenpaarbindung und Ionenbindung anhand der Informationen aus den Erarbeitungstexten. Gehen Sie dabei auf die Teilchen und die Bindungsart ein und fertigen Sie zu jedem Bindungstyp eine Skizze an.
- A3** In einer Tabelle stehen folgende Siedetemperaturen: Ethanol 78 °C, Pentan-1-ol 138 °C und

Propan-1,2,3-triol 290 °C. Schätzen Sie ausgehend von den Strukturformeln der Moleküle dieser Stoffe hypothesengeleitet die Siedetemperatur von Ethandiol.

- A4** Wasser siedet bei 100 °C, Wasserstofffluorid schon bei 20 °C, obwohl die Polarität der H-F-Bindung größer ist als die der O-H-Bindung. Erklären Sie anhand des Molekülbaus und der zwischenmolekularen Wechselwirkungen, warum Wasser eine deutlich höhere Siedetemperatur aufweist.





## 3.2 Atomorbitale und Wellenfunktion

Die Vorstellungen über den Aufbau von Atomen und Molekülen entwickelten sich im Laufe der Wissenschaftsgeschichte. Beim Versuch, chemische Bindungen vollständig korrekt zu beschreiben erkannte man dabei bald, dass es nicht ausreichend war, Elektronen als Teilchen zu beschreiben. Vielmehr waren quantenmechanische Beschreibungen nötig.

### 3.2.1 Versuche und Material

#### M Wellen treffen aufeinander



**M1** Die „modern Physik“ ab dem 20. Jahrhundert ist die Grundlage für die Beschreibung von Atomen und Molekülen wie wir sie heute kennen. Welche neuen Ideen und Anschauungen bringt sie?

Rufen Sie den Link zum Interferenz-Applet (➔ QR 06042-005) auf und machen Sie sich mit dem Reiter „Interferenz“ vertraut. Betrachten Sie zuerst die Wellenbildung eines tropfenden Wasserhahns. Lassen Sie sich auch die zugehörige „Grafik“ anzeigen, indem sie die entsprechende Funktion anklicken. Schalten Sie nun den zweiten Wasserhahn hinzu.



06042-005

#### AUSWERTUNG

a) Erklären Sie, warum auf der Wasseroberfläche Bereiche erkennbar sind, in denen eine

Abschwächung, bzw. eine Verstärkung der Wellenbewegung zu erkennen ist, wenn beide Wasserhähne tropfen (**B1**).

b) Verschieben Sie im Applet den Schieber „Frequenz“ zu „max“. Vergleichen Sie das veränderte Wellenmuster mit dem aus Aufgabe a).

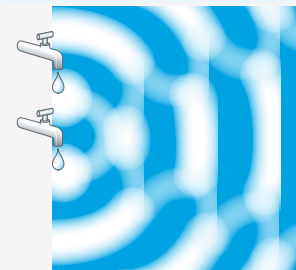
c) Zeichnen Sie beide Wellenmuster aus a) und b) ab. Begründen Sie, an welche Stellen am

rechten Beckenrand Sie eine Badeente platzieren würden, wenn sie

i) im ruhigen Wasser und  
ii) in möglichst welligem

Wasser schwimmen soll.

d) Recherchieren Sie die Begriffe „positive“ und „negative Interferenz“ und ergänzen Sie damit Ihren Text aus a) um die nötigen Fachbegriffe.



**B1** Interferenzmuster zweier Wasserwellen in einer Simulationssoftware



### M Doppelspaltexperiment

**M2** Schalten Sie im Applet aus **M1** auf Laser als Quelle um. Setzen Sie den Haken bei „Bildschirm“ und „Intensität“. Setzen Sie den „Abstand“ beider Laser auf 2.000 nm und starten Sie den Versuch mit rotem Licht (Schieber „Frequenz“). Verändern Sie nach kurzer Wartezeit die „Frequenz“ der Laser zu grün und anschließend zu lila.

#### AUSWERTUNG

- Begründen Sie mit den Ergebnissen, warum Licht als Welle angesehen werden kann.
- Recherchieren Sie den Zusammenhang zwi-

schen „Farbe“ und Wellenlänge des sichtbaren Lichts sowie den Zusammenhang zwischen Energie, Frequenz und Wellenlänge einer elektromagnetischen Welle.

- Formulieren Sie einen Zusammenhang zwischen der Wellenlänge und den Interferenzmaxima auf dem Schirm.
- Vergleichen Sie die Interferenzmuster zwischen den Versuchsanordnungen „Interferenz“ und „Spalte“ (Einstellungen: Spaltbreite 400 nm; Spaltabstand 2.000 nm; 2 Spalten; Laser).

### M Welle-Teilchen Dualismus und Unbestimmtheitsrelation

**M3** In **B2** ist der schematische Aufbau des 1957 von JÖNSSON durchgeführten Experiments zu den Welleneigenschaften von Elektronen dargestellt. JÖNSSON bestätigte in seinem Experiment, dass auch „Partikel“ Wellencharakter besitzen. Wie kam er zu dieser Erkenntnis und wie lässt sie sich verstehen?

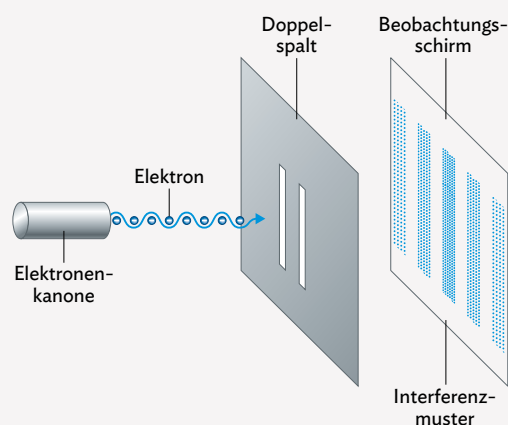
**M4** Öffnen Sie ein Audioeditorprogramm (→ z. B. unter QR 06042-006) und generieren Sie einen Ton mit einer Frequenz von 800 Hz und einer Länge von 100 s. Führen Sie anschließend eine Frequenzanalyse der Tonspur (Spur markieren, Analyse – Spektrum zeichnen) durch. Verkürzen Sie die Tondauer auf 10 s und analysieren Sie erneut. Verfahren Sie mit einer Tondauer von 1 s und 0,1 s ebenso.



06042-006

#### AUSWERTUNG

- Beschreiben Sie das Muster, das die auftretenden Elektronen auf dem Schirm zeichnen (**B2**).
- Nennen Sie Ihnen bisher bekannte Versuche und Modelle, die die Beschreibung des Elektrons als „Partikel“ unterstützen.
- Elektronen werden in der klassischen Physik als Teilchen angesehen. Skizzieren Sie das Muster auf dem Schirm, das nach der klassischen Physik erwartet wurde und erklären Sie, warum die Wissenschaft vom stattdessen erhaltenen Muster so erstaunt war.
- Vergleichen Sie die verschiedenen Frequenzanalysen aus **M4** miteinander und beschreiben Sie die zu beobachtenden Unterschiede.
- Untersuchen Sie, welche physikalischen Größen in den einzelnen Frequenzanalysen in **M4** verändert werden und diskutieren Sie, ob diese zeitgleich exakt durch einen Wert beschrieben werden können. Beschreiben Sie deren Zusammenhang durch einen „Je exakter ..., desto ...“ Satz.



**B2** Schematischer Aufbau und Beobachtungen des Experiments von JÖNSSON

## 3.2 Atomorbitale und Wellenfunktion

### 3.2.2 Von Wellen und Teilchen

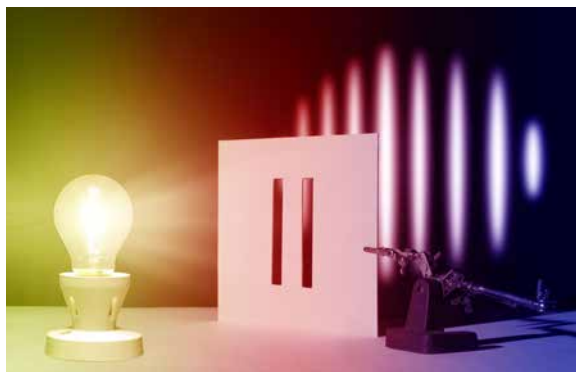
#### Der Weg in die moderne Physik

Zu Beginn des 20. Jahrhunderts begann eine neue Ära der Physik. Mithilfe der weiterentwickelten technischen Möglichkeiten gelang es Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftlern aus der Chemie und Physik den Aufbau und die Eigenschaften der kleinen und kleinsten Teilchen immer genauer zu beschreiben.

Seit den ersten Überlegungen über den Aufbau der Materie von ARISTOTELES und DEMOKRIT vor 2000 Jahren, entwickelten sich die verschiedensten Modelle und Vorstellungen zu den uns umgebenden Stoffen (→ EK Kap. 2.1.3). JOHN DALTON schlug zu Beginn des 19. Jahrhunderts den Weg der Teilchen- und Atomphysik ein. Neue Entdeckungen und Theorien folgten Schlag auf Schlag. Einige Jahrzehnte später sind die Kernbausteine und der Atomaufbau bekannt. Die Wissenschaft wendet sich dem Phänomen des Lichts und damit der später als „modern“ bezeichneten Physik zu.

#### Von der Welle zum Teilchen

Bereits im 17. Jahrhundert erkannten Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler, dass die klassische Deutung von Licht als Bündel geradliniger Strahlen unvollständig ist. Die Beschreibung von Licht als Welle wurde 1802 durch das **Doppelspaltexperiment** von THOMAS YOUNG bestätigt. Er beleuchtete zwei sehr nahe beieinanderliegende und sehr schmale Spaltöffnungen mit Licht (**M2**). Auf einem dahinter aufgebauten optischen Schirm zeichnete sich ein **Interferenzmuster** ab (**B1**). Die gleichen Beobachtungen lassen sich in der makroskopischen Welt z. B. bei Wasserwellen anstellen (**M1**, **B2**). Bei Überlagerung kommt es an einigen Stellen zur Auslöschung und an anderen zur Verstärkung der Wellen. Aufgrund der Ähnlichkeit dieses Phänomens zu dem von ihm erhaltenen Beugungsmuster beschrieb er Licht als Welle.



**B1** Beugungsbild eines Doppelspaltexperiments mit Licht



**B2** Interferenzmuster von Wasserwellen bei „Kreuzsee“

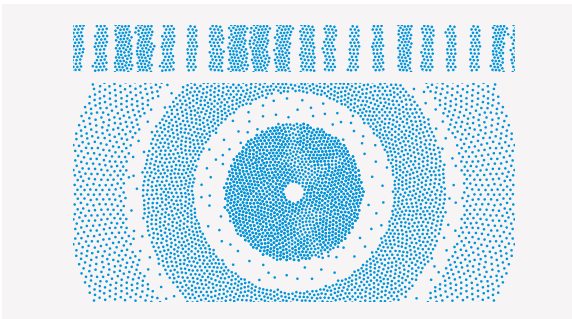
Aufsehen erregte 1888 W. HALLWACHS mit der Entdeckung des Photoeffekts. Er legte damit nahe, dass Licht auch aus Teilchen zu bestehen scheint, den sogenannten Photonen. Allerdings schienen die Effekte nicht von der Intensität des Lichts, also der Photonenanzahl, sondern von dessen Frequenz abzuhängen. Dies war eine erste Entdeckung, die die Wellenlehre und die Teilchenphysik einander näherbrachte. Zunächst wurde jedoch der Teilchencharakter des Lichts weiter untersucht. Energie, Masse und Impuls der Photonen wurden durch Wissenschaftler, wie beispielsweise PLANCK und EINSTEIN, ermittelt.

#### Der Welle-Teilchen-Dualismus

Durch die Erkenntnisse zum Wellen- und Teilchencharakter des Lichts stellte sich die Frage, ob Licht eine Besonderheit ist, oder ob auch andere physikalische Objekte mit Wellen und Teilchen beschrieben werden können.

1961 gelang dem Physiker JÖNSSON der Nachweis, dass auch die klassisch als Teilchen betrachteten Elektronen Welleneigenschaften besitzen (**M3**). Entsprechend dem Doppelspaltexperiment von YOUNG richtete er einen Elektronenstrahl auf einen sehr feinen Doppelspalt. Dahinter war ein Leuchtschirm mit Fotoplatte installiert. Einzelne auftreffende Elektronen wurden als Leuchtpunkt auf der Fotoplatte detektiert (**M3 B2**).

Würden sich Elektronen wie makroskopische Teilchen verhalten, könnten sie entweder den rechten, oder den linken Spalt passieren. Dadurch würden sie in zwei exakt geometrisch bestimmaren Bereichen auf dem Schirm auftreffen und so zwei scharfe helle Streifen ergeben. Überraschenderweise erschien auf dem Leuchtschirm jedoch ein Interferenzmuster mit Intensitätsmaxima und -minima, das dem von YOUNG ähnlich war (**B3**, oben).



**B3** oben: Beugungsbild von Elektronen am Doppelspalt, unten: Streuung von Neutronen analog zu Protonen

Mit dem Doppelspaltexperiment wurde bewiesen, dass bisher als klassische Partikel beschriebene Objekte auch einen Wellencharakter besitzen (**B3**, unten). Je nachdem, welches Modell zur Erklärung eines Sachverhalts besser geeignet ist, wird ein Objekt als Welle oder Teilchen betrachtet. Dies wird als **Welle-Teilchen-Dualismus** bezeichnet.

### Wahrscheinlichkeitswelle und Betragsquadrat

Die Interpretation der Erkenntnisse von JÖNSSON gestaltete sich schwierig, da sich der Wellen- und Teilchencharakter von Objekten gegenseitig auszuschließen scheinen. Während Wellen Interferenz zeigen und gleichzeitig an verschiedenen Stellen präsent sein können, kann ein Teilchen zu einem Zeitpunkt nur an einem bestimmten Ort anwesend sein.

MAX BORN gelang es, den Welle-Teilchen-Dualismus zu erklären, indem er eine Wahrscheinlichkeitsaussage zum Aufenthaltsort des Elektrons machte. Nach BORN kann jedes Objekt durch eine **Wahrscheinlichkeitswelle**  $\Psi$  beschrieben werden. Dem Elektron wird dadurch die Fähigkeit zugesprochen, sich zu einer bestimmten Wahrscheinlichkeit an verschiedenen Orten aufzuhalten. Die Wahrscheinlichkeit, ein Objekt zum Zeitpunkt  $t$  am Ort  $x$  zu finden, wird durch das **Betragsquadrat der Wellenfunktion**  $|\Psi|^2$  berechnet.

### Die Unbestimmtheitsrelation nach HEISENBERG

Die Erkenntnis, dass der Aufenthaltsort eines Objektes nur mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit beschrieben werden kann, führte 1927 zur **HEISENBERGSchen Unbestimmtheitsrelation**. Nach ihr lassen sich Impuls und Ort eines Quantenobjekts nicht gleichzeitig exakt bestimmen. Dies kann anhand des Doppelspaltexperiments gezeigt werden: Während der Impuls der Elektronen, der sich aus deren Masse und ihrer Geschwindigkeit ergibt, vor dem Spalt bekannt ist, ist ihr Aufenthaltsort unbekannt. Im Spalt kann der Aufenthaltsort der Elektronen mit der Spaltbreite  $\Delta x$  angegeben werden. Das Beugungsmuster zeigt, dass die Elektronen jedoch eine Ablenkung erfahren. Die Größe dieser Impulsänderung  $\Delta p$  ist unbekannt.

Es gilt  $\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2}$ ,  $h$  = PLANCKSches Wirkungsquantum

Veranschaulichen lässt sich das Prinzip am Beispiel eines Tons (**M4**). Denn ähnlich wie Impuls und Ort bei quantenmechanischen Objekten, lassen sich für ein akustisches Signal Zeitpunkt und Frequenz nicht gleichzeitig exakt bestimmen. Wird ein Ton eine längere Zeitspanne  $\Delta t$  gespielt, ist er gut hörbar und seine Frequenz  $f$  exakt bestimmbar. Wird die Abspieldauer jedoch verkürzt, die zeitliche Unbestimmtheit also verringert, ist der Ton irgendwann nur noch als Knacken vernehmbar. Die Unschärfe der Frequenzen nimmt zu.

Das Auftreten von Interferenzmustern beim Doppelspaltexperiment zeigte, dass Elektronen nicht nur Teilchen-, sondern auch Wellencharakter besitzen (Welle-Teilchen-Dualismus). Durch den Wellencharakter ist der Aufenthaltsort eines Elektrons nicht exakt bestimmbar. Daraus ging die HEISENBERGSche Unbestimmtheitsrelation hervor, nach der sich Impuls und Ort eines Quantenobjekts nicht gleichzeitig bestimmen lassen.

### AUFGABEN

- A1** Ein Fußballer schießt zwei Bälle durch eine Torwand mit zwei gleich großen Öffnungen auf gleicher Höhe.
- Begründen Sie, an welche Stelle sich ein Torwart hinter die Torwand stellen muss, um die Bälle zu fangen. Geben Sie auch die Wahrscheinlichkeit an, mit der der Torwart jeden Ball fangen kann.
  - Die geschossenen Fußbälle verhalten sich quantenmechanisch wie Elektronen oder Photonen. Geben Sie den Ort an, an dem der Torwart nun mit größter Wahrscheinlichkeit die Bälle fangen kann.
- A2** Geben Sie eine begründete Vermutung über die Auswirkungen der HEISENBERGSchen Unbestimmtheitsrelation auf das Verständnis moderner Atommodelle an.

## 3.2 Atomorbitale und Wellenfunktion

### 3.2.3 Das Orbitalmodell

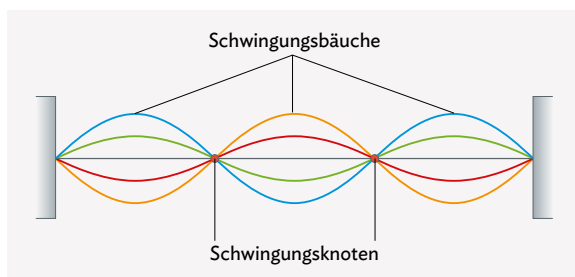
#### Orbitale und Wellenfunktion

Nach HEISENBERG hat die Unbestimmtheitsrelation gravierende Auswirkungen auf die Vorstellung vom Atom-  
bau. Laut BOHR'schem Atommodell bewegen sich Elek-  
tronen auf Kreisbahnen. Dies ist jedoch nicht möglich,  
da hierfür Ort und Impuls der Elektronen jederzeit exakt  
bestimmbar sind. Stattdessen müssen Bereiche um den  
Atomkern angegeben werden, in welchen das Elektron  
zu einer gewissen Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist.  
Diese wahrscheinlichen Aufenthaltsbereiche für Elek-  
tronen, die **Orbitale** (→ Kap. 1 12), können mithilfe der  
**SCHRÖDINGER-Gleichung** berechnet werden.

#### Einfluss des Atomkerns

Bei den bisherigen Betrachtungen handelte es sich um  
frei auf einen Schirm fliegende Elektronen. Im Gegensatz  
dazu werden Elektronen in Atomen vom Anziehungsfeld  
des Atomkerns beeinflusst. Ein Elektron hält sich inner-  
halb dieses Anziehungsbereiches auf.

Solche beeinflussten Elektronen werden im Modell des  
„Elektrons im Kasten“ untersucht. Dabei befindet sich  
ein Elektron in einem Raumbereich, in dem es keinerlei  
potentielle Energie besitzt. An den Rändern des Berei-  
ches wird seine potentielle Energie extrem angehoben,  
so dass es sich nicht in diesen Bereichen aufhalten wird.  
Innerhalb des „Kastens“ bewegt sich das Elektron hin  
und her. Wird das Elektron als hin- und zurücklaufende  
Welle betrachtet, verhält es sich wie eine **stehende Wel-  
le** (B4). Die Amplitude der stehenden Welle wird durch  
eine **Wellenfunktion  $\Psi$**  gegeben. Deshalb wird auch der  
Aufenthalt von Elektronen um den Atomkern von  
SCHRÖDINGER durch Wellenfunktionen beschrieben.



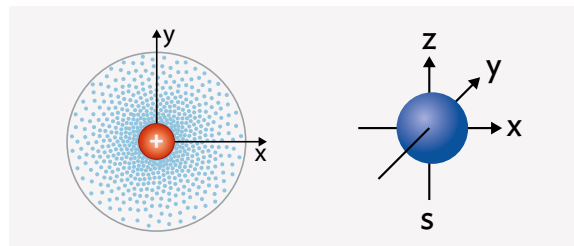
**B4** stehende Welle zu mehreren Zeitpunkten (verschieden eingefärbte Wellenkurven)

Aus einer Wellenfunktion lässt sich zu jedem Elektron  
dessen Aufenthaltswahrscheinlichkeit im Atom oder  
Molekül berechnen. Zudem lassen sich auch Größe und  
Form des wahrscheinlichen Aufenthaltsraumes, des Or-  
bitals, bestimmen.

#### Atomorbitale und Wasserstoff-Atom

Die Berechnung der SCHRÖDINGER-Gleichung gelingt nur  
im Falle des Wasserstoff-Atoms von Hand, für komple-  
xere Atome und Moleküle wird sie inzwischen mit mo-  
dernen Programmen berechnet.

Das Wasserstoff-Atom besteht im Grundzustand aus  
einem Proton im Atomkern und einem Elektron in der  
Atomhülle. In der Nähe des Atomkerns ist die Aufent-  
haltungswahrscheinlichkeit des Elektrons wegen der elekt-  
rostatischen Anziehungskraft sehr hoch (B5, links). Mit  
zunehmendem Kernabstand nimmt sie ab. Theoretisch  
ist selbst bei hoher Entfernung des Elektrons vom Kern  
noch eine geringe Aufenthaltswahrscheinlichkeit gege-  
ben. Das Wasserstoff-Atom wäre somit unendlich groß.  
Aus praktischer Sicht wird jedoch nur ein Teil des Auf-  
enthaltbereiches des Elektrons betrachtet bzw. berech-  
net. Dieser Bereich wird als **Atomorbital (AO)** bezeich-  
net. Im Atomorbital hält sich das Elektron mit 90%iger  
Wahrscheinlichkeit auf (B5, links, graue Linie).



**B5** links: statistische Verteilung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons im Grundzustand des Wasserstoff-Atoms; rechts: kugelförmiges 1s-Orbital

Das Elektron des Wasserstoff-Atoms im Grundzustand  
wird analog zum BOHR'schen Atommodell durch die  
Hauptquantenzahl  $n = 1$  beschrieben (→ Kap. 2.1). Es  
hält sich im kugelförmigen 1s-Orbital auf (B5, rechts).

#### Das Wasserstoff-Atom im angeregten Zustand

Im angeregten Zustand befindet sich das Elektron des  
Wasserstoff-Atoms im 2s-Orbital. Dieses ist, wie alle s-  
Orbitale, kugelförmig (B6). Es besitzt jedoch zwischen  
den Bereichen mit hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeit  
des Elektrons eine Kugelfläche, in der die Aufent-  
haltungswahrscheinlichkeit null ist. Die Anzahl dieser Bereiche  
nimmt für höhere s-Orbitale zu. Deshalb nimmt auch  
der Radius der kugelförmigen Orbitale zu. Die Bereiche,  
in denen sich das Elektron nicht aufhält, entsprechen  
den Schwingungsknoten der stehenden Wellen im Wel-  
lenmodell (B4).

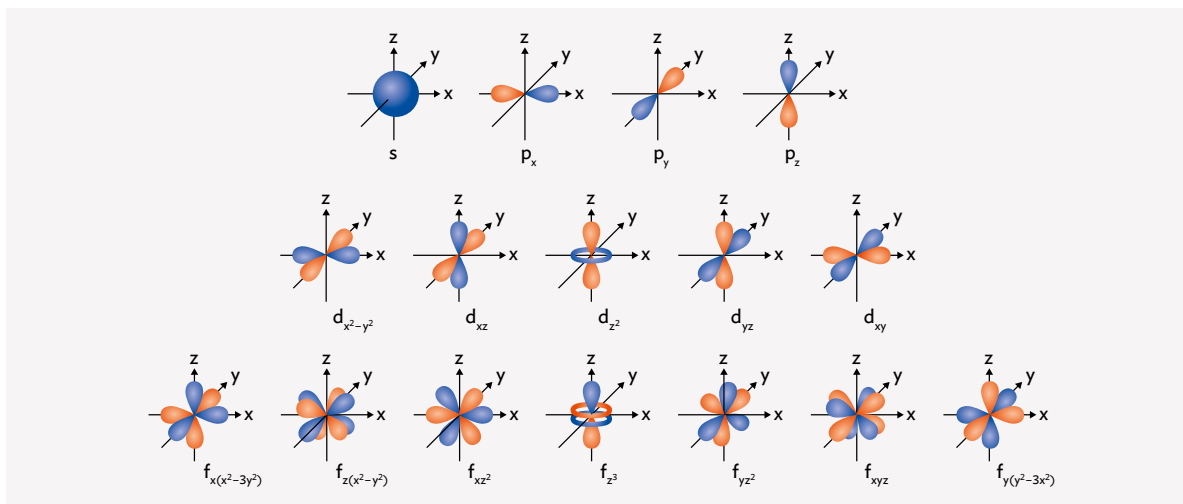
## Atomorbitale und Wellenfunktion

## 3.2

## p-, d- und f-Orbitale

Die Berechnung der p-Orbitale ergibt hantelförmige Aufenthaltsbereiche der Elektronen (B6). Es ist eine Knotenfläche vorhanden, in der die Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen null ist. Diese verläuft durch den Atomkern. Die Aufenthaltswahrscheinlichkeit

eines Elektrons hängt nun nicht mehr nur von der Größe des Orbitals ab, sondern auch von dessen räumlicher Orientierung. Man unterscheidet  $p_x$ -,  $p_y$ - und  $p_z$ -Orbitale. Diese sind energetisch gleichwertig. Das trifft auch auf die fünf d- sowie die sieben f-Orbitale zu. Deren Gestalt ist jedoch komplexer (B6).



B6 Schematische Darstellungen der s-, p-, d- und f-Atomorbitale

Mit der SCHRÖDINGER-Gleichung werden die Wellenfunktionen für Elektronen in Atomen berechnet. Die Lösungen dieser Wellenfunktionen geben Auskunft über die Aufenthaltswahrscheinlichkeiten des Elektrons. Dabei ergeben sich als Betragsquadrat unterschiedlich geformte Aufenthaltsbereiche, die so genannten Atomorbitale.

## AUFGABEN

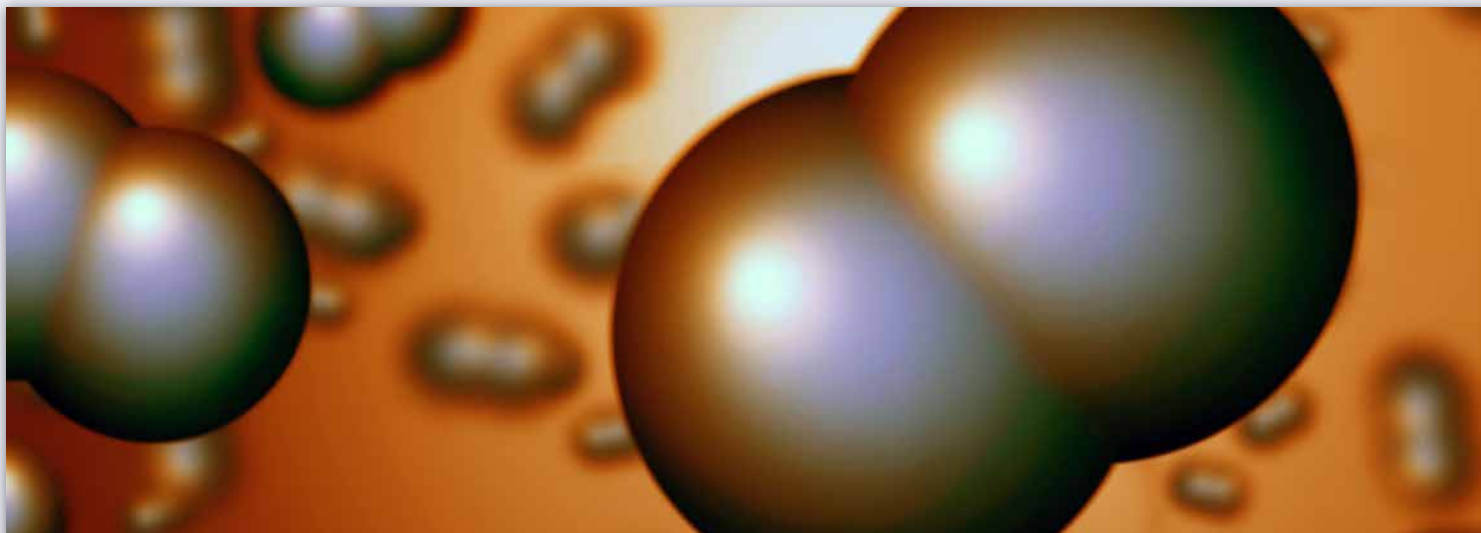
- A1** Erklären Sie, wie die Fotos in B7 die Unschärferelation verdeutlichen. Geben Sie dabei an, welche physikalische Größe auf den Fotos jeweils gut und welche schlecht zu erkennen, bzw. aus Ihnen abzulesen ist.
- A2** a) Zeichnen Sie eine Gitarrensaite mit 6 cm Länge. Zeichnen Sie darauf mit verschiedenen Farben die ersten fünf aufeinander folgenden stehenden Wellen ein. Starten Sie dabei bei der größtmöglichen Wellenlänge. Formulieren Sie einen mathematischen Zusammenhang zwischen Wellenlänge  $\lambda$ , Saitenlänge  $L$  und einer Laufvariablen  $n$ , welche den Wert aller positiver ganzer Zahlen annehmen kann.  
b) Stellen Sie eine Proportionalität zwischen den in a) gezeichneten Wellen und deren Energie auf, wenn für diese Wellen die Formulierung für elektromagnetische Wellen gelten würden.



B7 Veranschaulichung der Unschärferelation anhand zweier Fotos aus dem Motorsport

- A3** Recherchieren Sie, welcher Zusammenhang zwischen der Energie  $E$  und der Anzahl der Schwingungsknoten  $n$  für das Elektron im Kasten gilt und stellen Sie die Ursache dieses Unterschieds dar.





### 3.3 Die Molekülorbital-Theorie

Für das einzelne Wasserstoff-Atom gibt es eine mathematisch exakte Lösung zur Bestimmung der räumlichen Ausdehnung eines Atomorbitals. Für Moleküle ist eine exakte Lösung wesentlich aufwändiger, es gibt jedoch Vereinfachungen.

#### 3.3.1 Versuche und Material

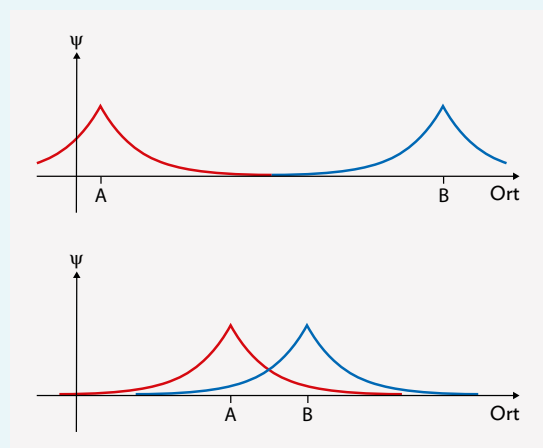
##### M Linearkombination von Atomorbitalen

**M1** Für das Wasserstoff-Molekül-Kation ist, wie für das Wasserstoff-Atom, eine mathematisch exakte Beschreibung der Molekülorbitale möglich. Mithilfe der LCAO-Methode (Linear Combination of Atomic Orbitals, Linearkombination von Atomorbitalen) lassen sich Aussagen über den Aufenthaltsraum des Elektrons machen, ohne „schwierige“ Wellenfunktionen bestimmen zu müssen.

Betrachtet werden zwei Wasserstoff-Atomkerne A und B mit ihren jeweiligen Atomorbitalen, beschrieben durch die Wellenfunktionen  $\Psi_A$  und  $\Psi_B$  (**B1**). Das Betragsquadrat von Wellenfunktionen beschreibt jeweils ein Molekülorbital.

##### AUSWERTUNG

- Zeichnen Sie ein Koordinatensystem in Ihre Unterlagen. Tragen Sie die Graphen der Summe  $\Psi_S = \Psi_A + \Psi_B$  und der Differenz  $\Psi_D = \Psi_A - \Psi_B$  qualitativ ein.
  - Ermitteln Sie das Betragsquadrat der Funktionen  $\Psi_S$  und  $\Psi_D$  und tragen Sie deren Funktionsgraphen qualitativ in ein neues Koordinatensystem ein.
- c)** Interpretieren Sie die in Aufgabe b) erhaltenen Kurven hinsichtlich ihrer Aussage über den Aufenthaltsraum eines Elektrons.



**B1** oben: Graphen der Wellenfunktionen  $\Psi_A$  und  $\Psi_B$  für einen großen Abstand der Atomkerne; unten: Graphen für einen kleinen Abstand der Atomkerne

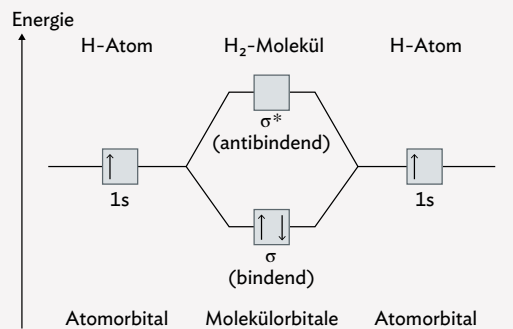
**M** Energieniveauschemata anhand der LCAO

**M2** Bei der LCAO-Methode (Linearkombination von Atomorbitalen) werden energetisch ähnliche Atomorbitale der an einem Molekül beteiligten Atome miteinander zu Molekülorbitalen kombiniert. Dabei entstehen immer genau so viele Molekülorbitale wie in den einzelnen Atomen Atomorbitale existieren.

Die Kombination von Atomorbitalen zu Molekülorbitalen kann in einem Molekülorbitalschema mithilfe der Kästchenschreibweise (→ Kap. 2.2.4) dargestellt werden (**B2**). Dabei ist die Anzahl bindender (energetisch abgesenkter) und antibindender (energetisch angehobener) Molekülorbitale identisch. Die Besetzungsregeln für die Molekülorbitale entsprechen denen der Atomorbitale (→ Kap. 2.2.2).

**AUSWERTUNG**

- a) Erklären Sie mithilfe von **B2** das Zustandekommen der Bindung im Wasserstoff-Molekül.
- b) Bestimmen Sie die Anzahl bindender und antibindender Molekülorbitale für ein Sauerstoff- und ein Ammoniak-Molekül.
- c) Stellen Sie das Kästchenschema eines Sauerstoff-Atoms unter Einbezug der Besetzungsregeln für Atomorbitale auf (→ Kap. 2.2.4).



**B2** Molekülorbitalschema eines Wasserstoff-Moleküls

- d) Bestimmen Sie mithilfe Ihrer Lösung aus c) die Anzahl der Molekülorbitale für ein Sauerstoff-Molekül.
- e) Zeichnen Sie mithilfe Ihrer Ergebnisse aus c) und d) das Molekülorbitalschema für ein Sauerstoff-Molekül (gestufte Hilfen → QR 06042-007).



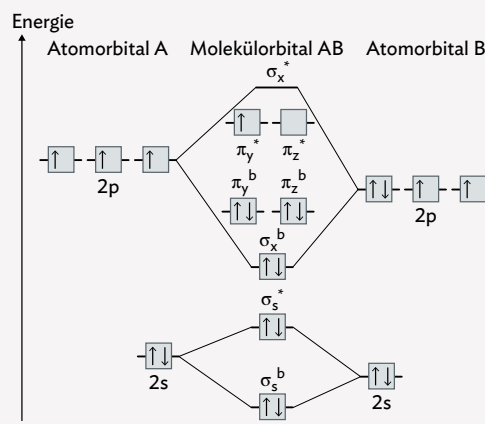
*Hinweis:* Aufgrund der Geometrie der p-Orbitale ist bei deren Kombination zu beachten, dass die Mischung der  $p_x$ -Orbitale für eine größere energetische Aufspaltung sorgt, als die der  $p_y$ - bzw.  $p_z$ -Orbitale.

**M** MO-Schemata interpretieren

**M3** In **B3** ist ein vollständig ausgefülltes Molekülorbital-(MO-)Schema eines unbekanntes Moleküls oder Molekül-Ions gezeigt. Das Molekül(-Ion) ist aus zwei Atomen der zweiten Periode mit unterschiedlichen Atomorbitalen aufgebaut.

**AUSWERTUNG**

- a) Interpretieren Sie das MO-Schema **B3** hinsichtlich der Aussage über die vorliegende(n) Bindung(en) zwischen den beiden Atomen.
- b) Geben Sie mindestens drei Vorschläge an, zu welchem Teilchen das MO-Schema **B3** gehört. Begründen Sie Ihre Auswahl.
- c) Zeichnen Sie eine zweidimensionale Repräsentation der besetzten Molekülorbitale.



**B3** MO-Schema eines unbekanntes Molekül(-Ion)s

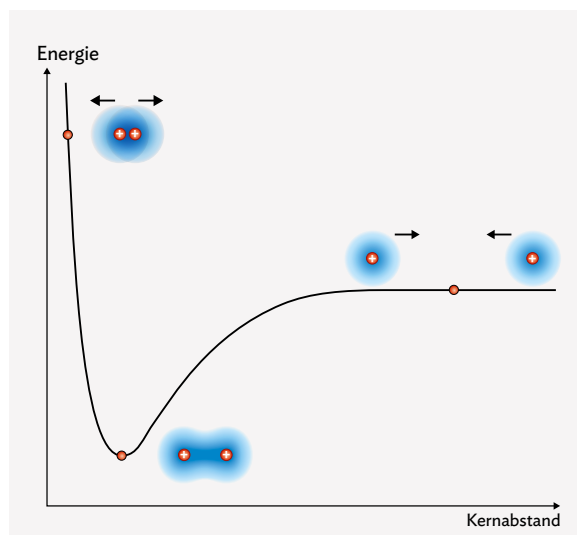


### 3.3 Die Molekülorbital-Theorie

#### 3.3.2 Molekülorbitale als Linearkombination von Atomorbitalen

##### Die Bildung eines Wasserstoff-Moleküls

Sind zwei Wasserstoff-Atome A und B weit voneinander entfernt, wechselwirken sie nicht. Verringert sich der Abstand zwischen den Atomen, durchdringen sich deren 1s-Orbitale. Das Elektron von Wasserstoff-Atom A dringt in den Anziehungsbereich des Kerns von Wasserstoff-Atom B ein und umgekehrt. Neben diesen anziehenden Effekten kommt es auch zur Abstoßung zwischen den beiden negativ geladenen Elektronen und zwischen den beiden positiv geladenen Atomkernen. Die Elektronen und Kerne beider Wasserstoff-Atome wechselwirken also untereinander. Die Summe der Anziehungs- und Abstoßungsenergien ist in **B1** gegen den Abstand der Atomkerne aufgetragen.



**B1** Energiegehalt zweier Wasserstoff-Atome A und B in Abhängigkeit vom Abstand der Atomkerne

Das energetische Minimum von 456 kJ/mol liegt bei einem Kernabstand von 0,74 Å (Angström, 1 Å = 10<sup>-10</sup> m). Dies entspricht dem Bindungsabstand und der Bindungsenergie im Wasserstoff-Molekül.

##### Linearkombination von Atomorbitalen

Elektronen werden unter anderem als Wellen aufgefasst (→ Kap. 3.2). Das gegenseitige Durchdringen der beiden Atomorbitale kann daher mathematisch als Überlagerung (Interferenz) der beiden Wellenfunktionen der Elektronen betrachtet werden. Dies wird durch **Linearkombination** der beiden Wellenfunktionen  $\Psi_A$  und  $\Psi_B$  dargestellt.

##### INFO

Als Linearkombination bezeichnet man Ausdrücke der Form

$$\Phi = c_1 \cdot \Psi_1 + c_2 \cdot \Psi_2 + \dots = \sum_{i=1}^n c_i \cdot \Psi_i$$

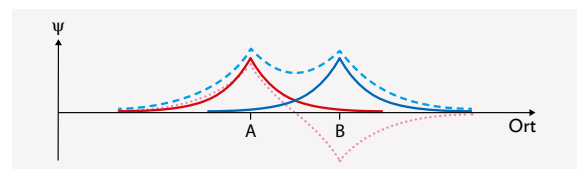
wobei  $\Psi_i$  die jeweilige Wellenfunktion ist und  $c_i$  Konstanten. Die Faktoren  $c_i$  werden dabei so gewählt, dass der Gesamtenergiegehalt des Systems aus den  $i$  Atomen minimiert wird.

Für die Molekülorbitale im Wasserstoff-Molekül-Kation ergeben sich somit folgende Gleichungen:

$$\Phi_1 = c_{A1} \cdot \Psi_A + c_{B1} \cdot \Psi_B = \Psi_A + \Psi_B$$

$$\Phi_2 = c_{A2} \cdot \Psi_A + c_{B2} \cdot \Psi_B = \Psi_A - \Psi_B$$

Das Wasserstoff-Molekül-Kation ist mathematisch einfach zu beschreiben (→ Info, **M1**). Die Funktion des ersten Molekülorbitals (MOs) ergibt sich durch Addition der beiden Funktionen der Atomorbitale (AO) der Atome A und B (**B2**, hellblau, gestrichelt). Die Funktion des zweiten MOs ergibt sich durch Subtraktion (**B2**, rosa, gepunktet). Für jedes Molekül werden genau so viele Molekülorbitale gebildet, wie die beteiligten Atome insgesamt Atomorbitale besitzen (= **Orbitalerhalt**).



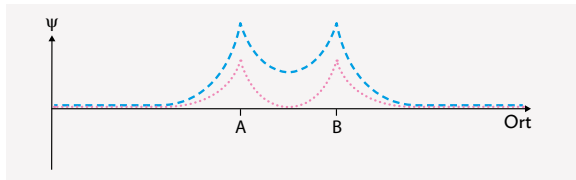
**B2** Addition (hellblau, gestrichelt) bzw. Subtraktion (rosa, gepunktet) der Wellenfunktionen der Elektronen der beiden Atome A und B

##### Betragsquadrate der Wellenfunktion

Die Betragsquadrate der Wellenfunktionen stellen Aufenthaltswahrscheinlichkeiten dar. Die Höhe der entsprechenden Kurve entspricht der Aufenthaltswahrscheinlichkeit für Elektronen an einer bestimmten Stelle im Atom.

Die Betragsquadrate der Wellenfunktionen  $\Psi^2$  des Wasserstoff-Molekül-Kations weisen jeweils ein lokales Minimum zwischen den beiden Atomkernen auf (**B3**). Für die subtraktive Mischung ergibt sich ein Minimum von genau Null (**B3**, grün, gestrichelt). Das bedeutet, dass die Aufenthaltswahrscheinlichkeit für ein Elektron in der Mitte des Molekülorbitals gleich null ist. Das Molekülorbital ist in zwei voneinander vollständig getrennte Bereiche aufgeteilt (**B4**, oberes MO). Es kann keinen positiven Beitrag für eine Bindung der beiden Atome leisten.

Aus der additiven Mischung der Atomorbitale ergibt sich ein Minimum großer Null (**B3**, hellblau, gestrichelt). Die  $1s$ -Orbitale der beiden Atome überlappen und zwischen den beiden Atomkernen sind Elektronen anzutreffen (**B4**, unteres MO). Es entsteht eine Bindung.



**B3** Betragsquadrat von additiv (hellblau, gestrichelt) bzw. subtraktiv (rosa, gepunktet) kombinierter Wellenfunktion

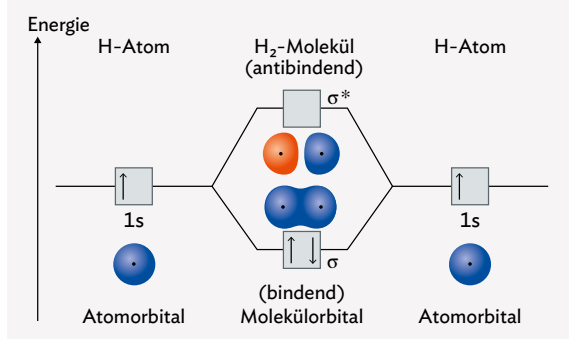
### Energetische Betrachtung von Molekülorbitalen

Energetisch betrachtet liegt das additive Molekülorbital unterhalb der  $1s$ -Atomorbitale (**B4**, unteres MO). Die energetische Absenkung kommt durch die bindungsverstärkende Anziehung zustande. Wird das MO besetzt, wird Energie frei. Es handelt sich um ein **bindendes  $\sigma$ -Molekülorbital**.

Das Molekülorbital aus der subtraktiven Kombination der Atomorbitale liegt energetisch höher als die  $1s$ -Atomorbitale (**B4**, oberes MO). Es wirkt bindungslockernd. Für die Besetzung dieses **antibindenden  $\sigma^*$ -Molekülorbitals** muss Energie aufgewendet werden. Die Summe der Energie der Atomorbitale entspricht der Summe der Energie der Molekülorbitale. Dabei liegt das  $\sigma^*$ -MO betragsmäßig weiter oberhalb der  $1s$ -Atomorbitale der Wasserstoff-Atome als das  $\sigma$ -MO unterhalb (**B4**). Der bindungslockernde Anteil ist im Falle einer Vollbesetzung also größer als der bindende Anteil. Die Summe aller Energien der besetzten MOs ist die **Bindungsenergie**.

### MO-Schema des Wasserstoff-Moleküls

**B4** zeigt das MO-Schema für ein Wasserstoff-Molekül (**M2**). Bei der Besetzung der MOs mit Elektronen müssen das PAULI-Prinzip und die HUNDSche Regel beachtet werden (→ Kap. 2.2.2). Das Wasserstoff-Molekül hat ein voll besetztes  $\sigma$ -Molekülorbital. Bei diesem MO handelt



**B4** Molekülorbitalschema eines Wasserstoff-Moleküls

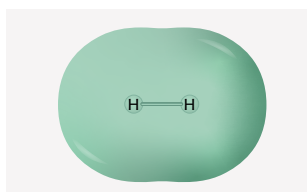
es sich um das energetisch am höchsten gelegene, besetzte MO des Wasserstoff-Moleküls. Es wird deshalb als **HOMO** (highest occupied molecular orbital) bezeichnet. Das energetisch am niedrigsten gelegene, unbesetzte Molekülorbital, das **LUMO** (lowest unoccupied molecular orbital), ist im Fall des Wasserstoff-Moleküls das  $\sigma^*$ -Molekülorbital. Der energetische Abstand zwischen HOMO und LUMO ist entscheidend dafür, wie viel Energie mindestens aufgebracht werden muss, um ein Elektron im Molekül anzulegen (→ Kap. 2.1.2).

Bei der Molekülorbital-Theorie werden die Wechselwirkungen zwischen allen Elektronen und Kernen der am Molekül beteiligten Atome beachtet. Molekülorbitale (MO) werden durch Linearkombination von Atomorbitalen (AO) gebildet. Dadurch werden die wahrscheinlichsten Aufenthaltsorte von Elektronen zwischen zwei Atomen bestimmt. Ist die Aufenthaltswahrscheinlichkeit gleich null, kommt keine Bindung zustande. Es entsteht ein antibindendes  $\sigma^*$ -MO. Sind zwischen den beiden Atomkernen Elektronen anzutreffen, bildet sich ein bindendes  $\sigma$ -MO. Es liegt energetisch niedriger als das antibindende MO. Es gilt der Orbitalerhalt.

Das energetisch am höchsten gelegene, besetzte MO eines Moleküls wird als HOMO bezeichnet, das energetisch am niedrigsten gelegene, unbesetzte MO als LUMO.

### AUFGABEN

- A1** Erläutern Sie mithilfe der MO-Theorie, dass kein Helium-Molekül existieren kann.
- A2** Begründen Sie mit Bezug auf **B5** das Zusammenhalten der Wasserstoff-Atome in einem Wasserstoff-Molekül.



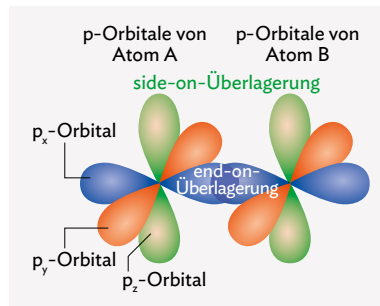
**B5** Elektronendichtoberfläche eines Wasserstoff-Moleküls

### 3.3 Die Molekülorbital-Theorie

#### 3.3.3 Bindungsverhältnisse in zweiatomigen Elementmolekülen

##### MOs aus Elektronen der zweiten Energiestufe

Bei Molekülen aus Elementen der zweiten Periode (O, N, F) müssen die 2s- und die 2p-Orbitale zusätzlich berücksichtigt werden. Die 2s-Orbitale verhalten sich vergleichbar zu 1s-Orbitalen.



**B6** Darstellung der Überlagerung der 2p-Orbitale

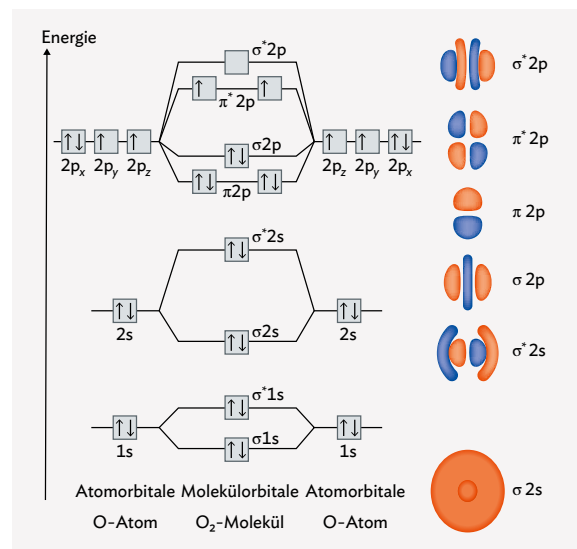
Es entstehen ein  $\sigma$ - und ein  $\sigma^*$ -MO (**B4**). Die Geometrie der 2p-Orbitale macht eine eigene Betrachtung notwendig (**B6**).

Nähern sich zwei Atome A und B entlang der x-Achse an, überlagern deren p<sub>x</sub>-Orbitale. Durch diese **end-on-Überlagerung** entstehen zwei zur Bindungsachse rotationssymmetrische  **$\sigma$ -Orbitale**. Die parallel zueinander stehenden p-Orbitale bilden durch **side-on-Überlagerung** bindende  **$\pi$ -Orbitale** ( $\pi_y$ -MO und  $\pi_z$ -MO) und **antibindende  $\pi^*$ -Orbitale** ( $\pi_y^*$ -MO und  $\pi_z^*$ -MO).

Im MO-Schema sind die bindenden  $\sigma 2p$ - und  $\pi 2p$ -MOs energetisch abgesenkt und die antibindenden  $\sigma^* 2p$ - und  $\pi^* 2p$ -MOs energetisch angehoben (**B7**). Die Aufspaltung der  $\sigma 2p$ - und  $\sigma^* 2p$ -MOs ist größer als die der  $\pi 2p$ - und  $\pi^* 2p$ -MOs.

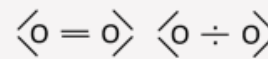
##### Die Bindungssituation im Sauerstoff-Molekül

Die Atomorbitale von Sauerstoff-Atomen enthalten jeweils acht Elektronen, die im MO-Schema nach den Besetzungsregeln (→ Kap. 2.2.2) auf die 1s-, 2s- und 2p-Orbitale verteilt werden (**B7**). Die Linearkombination der AOs und die Besetzung der entstandenen MOs ergeben für das Sauerstoff-Molekül vollständig befüllte 1s- und 2s-Orbitale. Diese tragen demnach nicht zur Bindung bei. Die sechs Elektronen in den bindenden  $\pi 2p$ - und  $\sigma 2p$ - und zwei ungepaarten Elektronen in den antibindenden  $\pi^* 2p$ -MOs (= HOMO) ergeben eine Bin-



**B7** MO-Schema des Sauerstoff-Moleküls (links) mit räumlicher Darstellung der entsprechenden MO (rechts)

dungsordnung von  $BO = \left(\frac{1}{2}\right) (6-2) = 2$ . Den Doppelbindungscharakter bringt auch die Valenzstrichschreibweise des Moleküls zum Ausdruck (**B8**, links). Jedoch geht die Information über ungepaarte Elektronen verloren. Um die reale Bindungssituation genauer zu beschreiben, ist eine andere Schreibweise nötig (**B8**, rechts).



**B8** Valenzstrichschreibweisen des Sauerstoff-Moleküls

Das MO-Schema von Molekül-Ionen erhält man analog zu den Atomorbitalen von Ionen. Ausgehend vom ungeladenen Molekül wird ein Elektron ergänzt oder entfernt.

Durch end-on-Überlagerung von 2p-Orbitalen entstehen rotationssymmetrische  $\sigma$ -Orbitale, durch side-on-Überlagerung entstehen  $\pi$ -Orbitale.

##### AUFGABEN

- A1** Bestimmen Sie die Bindungsverhältnisse in Molekülen der zweiatomigen Elemente der 2. Periode unter Verwendung von MO-Schemata.
- A2** Untersuchen Sie mithilfe der MO-Theorie folgende Molekül(-Ionen) auf die Möglichkeit ihrer Existenz:  $F_2^{2-}$ ,  $O_2^{2-}$ ,  $O_2^{1-}$ .

### 3.3.4 (Anti-)Bindende Molekülorbitale dreidimensional darstellen

Zum Verständnis der bindenden und antibindenden Molekülorbitale (MO) ist es hilfreich, deren dreidimensionale Darstellung zu analysieren. Die Vorhersage der räumlichen Ausdehnung eines Orbitals ist ohne tiefgehende mathematische Fähigkeiten schwierig. Hier können spezielle Computerprogramme weiterhelfen. Erstellen Sie die chemische Struktur eines Moleküls mithilfe eines Computerprogramms und ermitteln Sie damit die MO im Molekül.

**VORGEHEN**

- Öffnen Sie ein geeignetes Computerprogramm, das MO berechnen kann. Die wichtigsten Grundfunktionen der verschiedenen Programme sind im Wesentlichen identisch. (➔ Programmvorschläge QR 06042-008).
- Modellieren Sie das Molekül, zu dem die MO berechnet werden sollen. Wählen Sie hierfür in der Symbolleiste das Atomartensymbol für ein zentrales Atom des Moleküls aus. Zeichnen Sie das Atomartensymbol, indem Sie mit der Maus in das Zeichenfeld klicken.
- Wählen Sie Einfach- bzw. Mehrfachbindungen in der Symbolleiste aus. Zeichnen Sie jeweils die entsprechenden Bindungen, indem Sie sie mit gedrückter linker Maustaste vom Atomartensymbol aus in eine beliebige Raumrichtung ziehen.
- Ergänzen Sie weitere Atomartensymbole für die an den Bindungen beteiligten Atome. Wählen Sie dazu die Symbole aus der Symbolleiste aus und platzieren Sie sie mit einem Mausklick an der korrekten Stelle.  
*Hinweis:* Einige Programme zeichnen automatisch C für ein Kohlenstoff-Atom oder H für ein Wasserstoff-Atom an die Bindungen. Diese Atomarten können einfach durch das richtige Atomartensymbol ersetzt werden.
- Ergänzen Sie, falls nötig, Ladungen im Molekül, indem Sie das Atomartensymbol des geladenen Atoms anwählen und über das Menü die entsprechende Ladung hinzufügen.
- Führen Sie eine Bereinigung der gezeichneten Struktur durch, indem Sie die entsprechende Schaltfläche („clean structure“) auswählen. Bindungslängen und Bindungswinkel werden vereinheitlicht.
- Wählen Sie das Symbol zur Darstellung der Molekülorbitale aus. Meist öffnet sich nun eine Liste, in der die MOs von energiearm zu energiereich angeord-



net sind. Wählen Sie diese der Reihe nach aus. Die unterschiedlichen Farben trennen die Bereiche, in denen die zugrundeliegende Wellenfunktion verschiedene Vorzeichen hat.

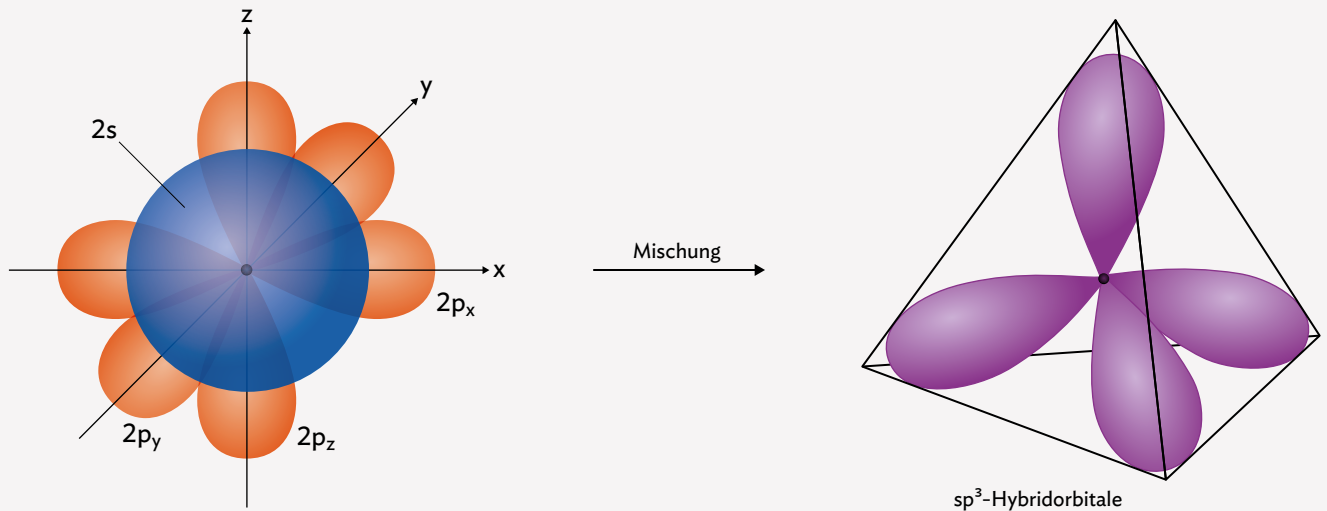
- Tipp:* Lassen Sie sich das gezeichnete Molekül als 3-D-Animation anzeigen, um das Molekül zu drehen und von verschiedenen Seiten zu betrachten.

mögliche Schaltflächen	Bezeichnung	Beschreibung
	Zeichentool	Mit diesem Tool erzeugen Sie neue Elektronenpaarbindungen, ausgehend von einem bestehenden Atom.
	„clean structure“	Dieses Tool korrigiert automatisch die räumliche Anordnung der Atome und ergänzt ggf. fehlende Wasserstoff-Atome. Freie Elektronenpaare werden üblicherweise nicht ergänzt.
Menü → Molecule Info	Molekül-Informationen	Hier befindet sich u. a. ein Namensgenerator, der systematische Namen ausgibt.
	Orbitalliste anzeigen	Je nach Programm wird hier entweder ein MO-Schema angezeigt, dessen einzelne Energiestufen zur räumlichen Darstellung der MO führen oder es wird eine energetisch sortierte Liste der MO ausgegeben – eine Zuordnung zu bindenden und antibindenden MO ist nur über einen Vergleich mit dem MO-Schema möglich.

**B1** Erläuterung typischer Werkzeuge eines Programms zur Darstellung von MOs

**AUFGABE**

- Vergleichen Sie die räumliche Ausdehnung der bindenden und antibindenden Molekülorbitale in folgenden Molekülen: Wasserstoff, Sauerstoff, Chlor.
- Erstellen Sie ein Methan-Molekül und lassen Sie sich die Molekülorbitale anzeigen. Vergleichen Sie diese MOs mit ihrem bisherigen Wissen über das Methan-Molekül.



### 3.4 Hybridisierung

Wird die MO-Theorie auf Moleküle mit mehr als zwei Atomen angewendet, wird die Berechnung der Molekülorbitale sehr kompliziert. Durch Hybridisierung kann die MO-Theorie ohne komplexe Berechnungen angewendet werden.

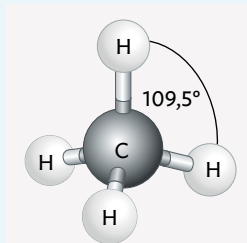
#### 3.4.1 Versuche und Material

##### M Hybridisierung von Atomorbitalen

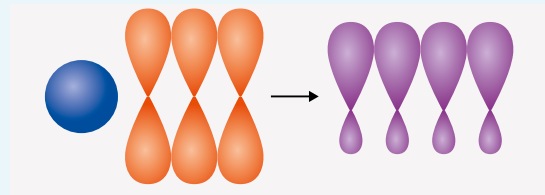
**M1** Die Elektronenkonfiguration des Kohlenstoff-Atoms im Grundzustand lautet EK (C):  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Nach den Besetzungsregeln (→ Kap. 2.2.2) hat das Kohlenstoff-Atom zwei ungepaarte Elektronen. Somit wären ihm nur zwei Bindungen möglich.

Dadurch würde jedoch die Oktett-Regel verletzt werden. Stattdessen geht das Kohlenstoff-Atom vier Bindungen ein, z. B. im Methan-Molekül (**B1**).

Die vier Wasserstoff-Atome im Methan-Molekül sind tetraedisch um das Kohlenstoff-Atom im Zentrum angeordnet. Zur Vermeidung eines hohen Rechenaufwands werden die Wellenfunktionen von einem  $2s$ -Orbital und drei  $2p$ -Orbitalen kombiniert. Diese mathematische Umrechnung wird als Hybridisierung bezeichnet. Es entstehen vier  $sp^3$ -Hybridorbitale gleicher Energie (**B2**) und somit vier ungepaarte Elektronen, die vier Bindungen



**B1** Kugel-Stab-Modell des Methan-Moleküls



**B2** Räumliche Darstellung der Kombination eines  $s$ -Orbitals mit drei  $p$ -Orbitalen zu vier  $sp^3$ -Hybridorbitalen.

eingehen können. Das Methan-Molekül hat die Form eines Tetraeders, da so die  $sp^3$ -Hybridorbitale den größtmöglichen Abstand zueinander haben.

##### AUSWERTUNG

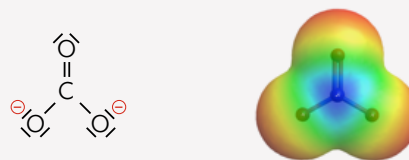
- Geben Sie die Elektronenkonfiguration des Kohlenstoff-Atoms im Grundzustand in Kästchenschreibweise an.
- Geben Sie unter der Annahme einer Hybridisierung die Elektronenkonfiguration des Kohlenstoff-Atoms in Kästchenschreibweise an.
- Zeichnen Sie mithilfe von **B1** und **B2** die Hybridorbitale eines Kohlenstoff-Atoms in räumlich korrekter Anordnung.

**M Die Bindungssituation im Carboxylat-Anion**

**M2** Eine C-O-Einfachbindung ist 143 pm lang, eine C=O-Doppelbindung 120 pm. Jede C-O-Bindung im Carbonat-Anion ist jedoch 130 pm lang und liegt somit zwischen der Länge einer Einfach- und einer Doppelbindung. Dies lässt sich mit einer vereinfachten Annahme erklären: Die s- und p-Atomorbitale der Kohlenstoff- und Sauerstoff-Atome werden mathematisch zu Hybridorbitalen gleicher Energie modelliert.

**AUSWERTUNG**

- a) Begründen Sie mithilfe der Elektronendichteverteilung des Carbonat-Anions (**B3**, rechts), dass die Strukturformel in **B3** (links) nicht geeignet ist, um die Struktur des Moleküls vollständig zu beschreiben.
- b) Recherchieren Sie die räumlichen Darstellungen von  $sp$ -,  $sp^2$ - und  $sp^3$ -Hybridorbitalen und zeichnen Sie sie in Ihre Unterlagen.
- c) Geben Sie mithilfe von Aufgabe b) eine begründete Vermutung über die Hybridisierung im Carbonat-Anion an, wenn jeder Bindungswinkel  $120^\circ$  beträgt.



**B3** Mögliche Strukturformel (links) und Elektronendichteverteilung (rechts) des Carbonat-Anions

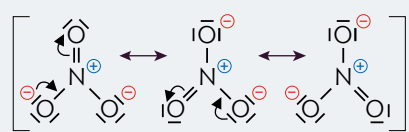
- d) Zeichnen Sie die Atome des Carbonat-Anions in ihrer jeweiligen Hybridisierung. Beschreiben Sie Gemeinsamkeiten und Unterschiede zur Darstellung der Elektronendichteverteilung in **B3** (rechts).  
*Hinweis:* Bei der  $sp^2$ -Hybridisierung bleibt ein p-Orbital bestehen.

**FM Grenzformeln zeichnen**

Die Bindungsverhältnisse in manchen Molekülen lassen sich nicht durch eine einzelne Valenzstrichformel darstellen. Stattdessen haben diese Moleküle mehrerer **Grenzformeln**. Eine realistische Beschreibung ergibt sich durch Gewichtung und Überlagerung aller Grenzformeln.

**VORGEHEN**

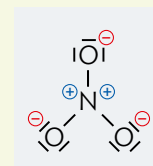
1. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Moleküls oder Molekül-Ions.
2. Ermitteln Sie weitere mögliche Valenzstrichformeln, indem Sie nicht-bindende Elektronenpaare bzw. bindende Elektronenpaare einer Doppelbindung „umklappen“ lassen. Die Bewegung der Elektronenpaare wird durch Pfeile gekennzeichnet. Beachten Sie folgende Regeln:
  - Die räumliche Ausrichtung der Atome bleibt unverändert.
  - Das „Klappen“ geschieht immer nur in eine Richtung.
  - Die Edelgaskonfiguration muss immer erhalten bleiben und die Gesamtladung des Moleküls bzw. Molekül-Ions darf sich nicht ändern.
3. Wiederholen Sie Schritt 2 so oft es geht.
4. Verbinden Sie die sinnvollen Grenzformeln mit einem Mesomeriepfeil (**B4**).



**B4** mesomere Grenzformeln des Nitrat-Anions

**AUFGABEN**

- a) Geben Sie die mesomeren Grenzformeln für das Schwefeltrioxid-Molekül und das Nitrit-Anion an.
- b) Die Darstellung in **B5** entspricht keiner gültigen mesomeren Grenzformel des Nitrat-Anions. Begründen Sie diesen Sachverhalt.



**B5** fehlerhafte Grenzformel des Nitrat-Anions

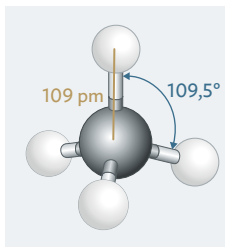


### 3.4 Hybridisierung

#### 3.4.2 Hybridisierung von Orbitalen

##### Experimentelle Befunde vs. MO-Theorie

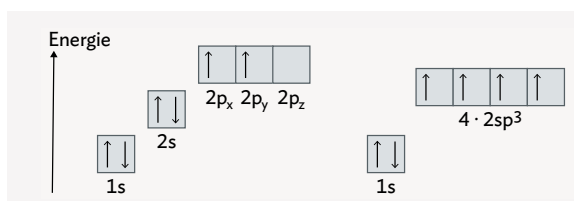
Experimentelle Befunde aus spektroskopischen Untersuchungen ergeben für das Methan-Molekül vier gleichwertige Bindungen mit Bindungslängen von 109 pm und Bindungswinkeln von  $109,5^\circ$  (B1). Das Kohlenstoff-Atom hat im Grundzustand jedoch die Elektronenkonfiguration EK (C):  $1s^2 2s^2 2p^2$  und somit nur zwei ungepaarte Elektronen (→ Kap. 2.2.2; B2, links). Es kann also theoretisch nur zwei Bindungen eingehen. Die Bindungswinkel müssten laut MO-Theorie zudem  $90^\circ$  betragen, da die Achsen der p-Orbitale senkrecht zueinander stehen. Das stimmt nicht mit den experimentellen Befunden überein. Wie lassen sich diese erklären?



B1 Bindungswinkel und -längen im Methan-Molekül

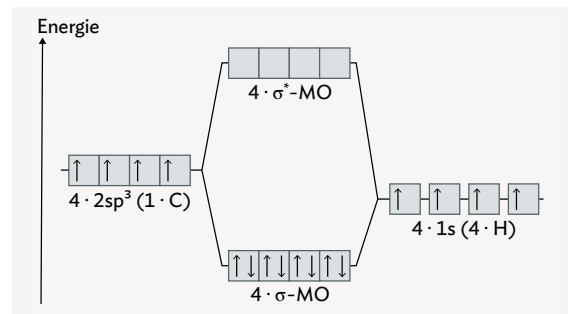
##### Hybridisierung

Um die vier gleichwertigen Bindungen im Methan-Molekül zu beschreiben, müssen sich die vier Valenzelektronen des Kohlenstoff-Atoms in vier gleichwertigen Orbitalen befinden. Diese werden näherungsweise aus dem **einen** 2s- und den **drei** 2p-Orbitalen des Kohlenstoff-Atoms berechnet (M1; B2, links). Die mathematische Operation zur Umformung der vier Wellenfunktionen wird dementsprechend als  **$sp^3$ -Hybridisierung** bezeichnet. Die Betragsquadrate der vier äquivalenten Wellenfunktionen beschreiben vier energiegleiche  **$sp^3$ -Hybridorbitale** (B2, rechts). Die Hybridorbitale können gemäß der HUNDschen Regel mit jeweils einem der vier Valenzelektronen besetzt werden. Auf diese Weise stehen vier ungepaarte Valenzelektronen für Bindungen zur Verfügung.



B2 AOs des Kohlenstoff-Atoms (links) und dessen modellierte AOs als Hybridorbitale (rechts)

Die vier  $sp^3$ -Hybridorbitale können mit den 1s-Orbitalen von vier Wasserstoff-Atomen kombiniert werden. Daraus ergeben sich vier bindende  $\sigma$ -MOs, die jeweils doppelt besetzt sind, sowie vier antibindende  $\sigma^*$ -MOs, die unbesetzt sind (B3).

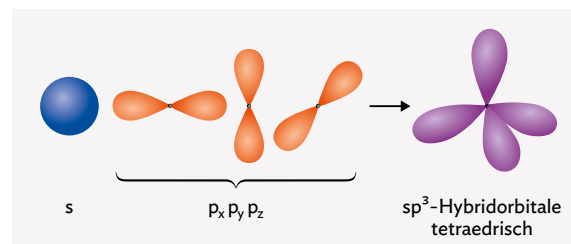


B3 MO-Schema des Methan-Moleküls nach dem Hybridisierungsmodell

Die Hybridisierung ist eine rein mathematische Operation, mit der die Bindungsverhältnisse in einem Molekül berechnet werden können. Sie ist nur dann einsetzbar, wenn die zu vermischenden Orbitale gut überlappen und wenn ihre Energien ähnlich groß sind. Diese Bedingungen werden von s- und p-Orbitalen der niedrigen Hauptquantenzahlen erfüllt.

##### Räumliche Darstellung von Hybridorbitalen

Das kugelförmige 2s-Orbital und die drei hantelförmigen 2p-Orbitale werden miteinander zu vier identischen  $sp^3$ -Hybridorbitalen vermischt (M1 B2). Die vier Hybridorbitale sind nach größtmöglichem Abstand angeordnet. Die Achsen der Hybridorbitale zeigen in die Ecken eines Tetraeders (B4). Die räumliche Darstellung durch die Hybridorbitale passt somit gut zu den realen Bindungswinkeln.



B4  $sp^3$ -Hybridisierung der AOs des Kohlenstoff-Moleküls

##### EPA-Modell vs. Hybridisierungsmodell

Das Elektronenpaarabstoßungs- (EPA-) Modell ist ein einfaches Hilfsmittel zur Bestimmung der räumlichen Struktur von Molekülen (→ Kap. 1 13). Es basiert auf der Annahme, dass Elektronenpaare den größtmöglichen Abstand zueinander einnehmen, da sie sich aufgrund ihrer negativen Ladungen gegenseitig abstoßen. Laut des Modells bilden die vier Wasserstoff-Atome des Methan-

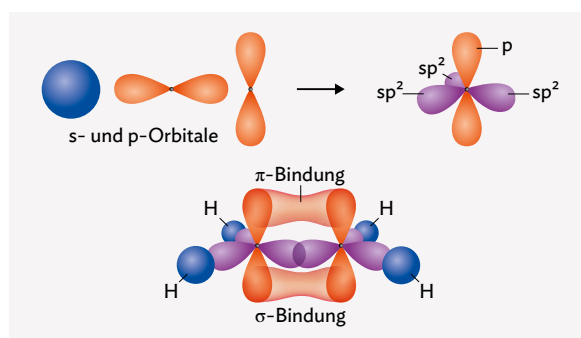


Moleküls die Ecken eines Tetraeders. Die Bindungswinkel betragen jeweils  $109,5^\circ$ . Diese Vorhersage stimmt mit der vom Hybridisierungsmodell überein (→ FM Kap. 3.4.4). Gilt das auch bei Mehrfachbindungen?

### Molekülgeometrie bei Doppelbindungen

Im Ethen-Molekül ( $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ ) liegt eine Doppelbindung vor und die beiden Kohlenstoff-Atome haben jeweils drei Bindungspartner. Laut EPA-Modell werden Mehrfachbindungen formal wie Einfachbindungen behandelt. Die drei Bindungen bilden die Form eines gleichseitigen Dreiecks mit einem Bindungswinkel von  $120,0^\circ$ .

Im Hybridisierungsmodell wird die Molekülgeometrie von Atomen mit drei Bindungspartnern durch eine  **$sp^2$ -Hybridisierung** beschrieben (M2). Das vermischen eines  $2s$ -Orbitals mit zwei  $2p$ -Orbitalen ergibt drei gleichwertige  **$sp^2$ -Hybridorbitale** (B5, oben). Das dritte  $p$ -Orbital bleibt unverändert bestehen. Damit die Orbitale maximalen Abstand voneinander haben, steht das  $p$ -Orbital senkrecht auf den drei Hybridorbitalen, die jeweils einen Winkel von  $120,0^\circ$  zueinander aufweisen. Sie sind in die Ecken eines gleichseitigen Dreiecks ausgerichtet.

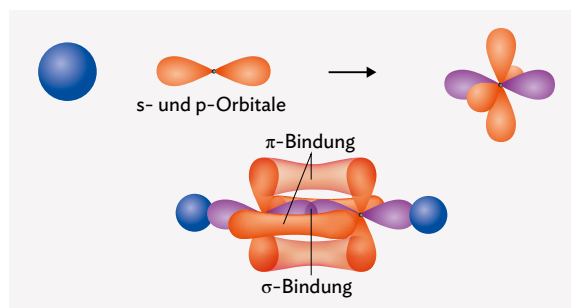


**B5** oben:  $sp^2$ -Hybridisierung der AOs des Kohlenstoff-Atoms; unten: hybridisierte MOs im Ethen-Molekül

Im Ethen-Molekül überlappen die  $sp^2$ -Hybridorbitale zweier Kohlenstoff-Atome (B5, unten). Sie bilden eine  $\sigma$ -Bindung durch end-on-Überlagerung. Durch die side-on-Überlagerung der  $p$ -Orbitale bildet sich zudem eine  $\pi$ -Bindung aus. Die Vorhersagen der Molekülgeometrie stimmt mit der des EPA-Modells überein.

### Molekülgeometrie bei Dreifachbindungen

Im Ethin-Molekül ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ) liegt eine Dreifachbindung vor. Laut EPA-Modell ist das Molekül linear mit einem Bindungswinkel von  $180,0^\circ$ . Im Hybridisierungsmodell wird für beide Kohlenstoff-Atome das eine  $2s$ -Orbital mit einem  $2p$ -Orbital vermischt. Dadurch ergeben sich jeweils zwei gleichwertige  **$sp$ -Hybridorbitale**, die linear angeordnet sind. Je zwei  $p$ -Orbitale bleiben unverändert (B6, oben). Im Ethin-Molekül sind die Kohlenstoff-Atome über eine  $\sigma$ -Bindung durch end-on-Überlagerung, sowie zwei  $\pi$ -Bindungen durch side-on-Überlagerung miteinander verbunden (B6, unten). Die von beiden Modellen vorhergesagte Molekülgeometrie stimmt überein.



**B6** oben:  $sp$ -Hybridisierung der AOs des Kohlenstoff-Atoms; unten: hybridisierte MOs im Ethin-Molekül

Die Hybridisierung ist eine mathematische Operation, bei der Atomorbitale miteinander vermischt werden, um die Struktur von Molekülen korrekt zu beschreiben.

AOs s	p	Hybridorbitale	Geometrie
1	3	$sp^3$	tetraedrisch
1	2	$sp^2$	trigonal planar
1	1	$sp$	linear

Ihre Vorhersagen der Molekülgeometrie stimmen mit denen des EPA-Modells überein.

### AUFGABEN

**A1** a) Erläutern Sie mithilfe des Hybridisierungsmodells die Geometrie des Methanal-Moleküls. Geben Sie hierfür zuerst die Elektronenkonfiguration des Kohlenstoff-Atoms im Grundzustand und im hybridisierten Zustand an.

b) Geben Sie die Molekülgeometrie von Methanal nach dem EPA-Modell an. Vergleichen Sie diese mit Ihrem Ergebnis aus Aufgabe a).

**A2** Erklären Sie die Molekülgeometrie des Kohlenstoffdioxid-Moleküls mithilfe des Hybridisierungsmodells.

## 3.4 Hybridisierung

### 3.4.3 Moleküle mit mehr als einer Doppelbindung

#### Diene

Diene sind Moleküle, die zwei C=C-Doppelbindungen enthalten. Diese können an unterschiedlichen Stellen in den Molekülen auftreten (B7). Die Position der Doppelbindungen hat Einfluss auf die Bindungsverhältnisse.

#### Isolierte $\pi$ -Bindungen

Im Penta-1,4-dien-Molekül liegen zwei Einfachbindungen zwischen den Doppelbindungen (B7, oben). Die Doppelbindungen sind voneinander **isoliert**. Das Kohlenstoff-Atom zwischen den Einfachbindungen hat vier Bindungspartner. Die Geometrie wird durch eine  $sp^3$ -Hybridisierung beschrieben. Die Kohlenstoff-Atome an den Doppelbindungen haben jeweils drei Bindungspartner und werden durch eine  $sp^2$ -Hybridisierung beschrieben. Sie verhalten sich so, als gäbe es nur eine Doppelbindung im Molekül.

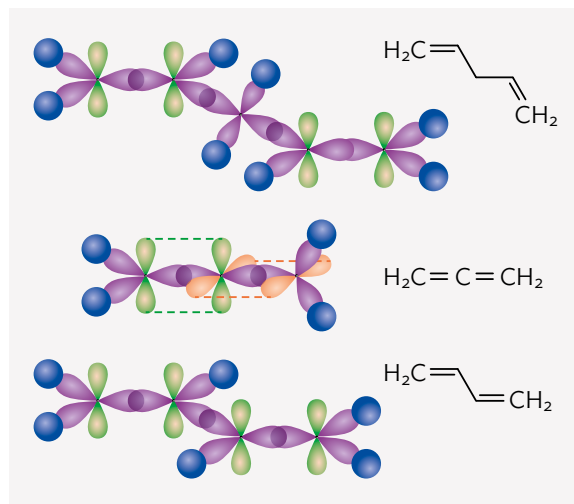
#### Kumulierte $\pi$ -Bindungen

Sind zwei Doppelbindungen nicht durch andere Bindungen unterbrochen, wie im Propadien-Molekül, sind sie **kumuliert** (B7, Mitte). Die Geometrie des Kohlenstoff-Atoms zwischen den Doppelbindungen wird durch eine  $sp$ -Hybridisierung beschrieben, die der Atome am Rand durch eine  $sp^2$ -Hybridisierung. Die Kohlenstoff-Atome sind entlang der kumulierten Doppelbindungen linear angeordnet.

#### Konjugierte $\pi$ -Bindungen

Liegt genau eine Einfachbindung zwischen den Doppelbindungen, sind diese **konjugiert**. Das ist beispielsweise im Buta-1,3-dien-Molekül der Fall (B7, unten). Laut EPA-Modell sollte die Einfachbindung zwischen den beiden Doppelbindungen verkürzt sein. Experimente zeigten jedoch, dass alle Bindungen ähnlich lang sind. Mithilfe des Hybridisierungsmodells kann die Realität in diesem Fall besser beschrieben werden.

Laut Hybridisierungsmodell werden alle Kohlenstoff-Atome im Molekül durch eine  $sp^2$ -Hybridisierung beschrieben und liegen in einer Ebene (B7, unten). Sie besitzen jeweils ein zu dieser Ebene senkrechtes p-Orbital,



B7 Hybridorbitale in den Molekülen Penta-1,4-dien (oben), Propadien (Mitte) und Buta-1,3-dien (unten)

das mit dem benachbarten p-Orbital überlappt. Auf diese Weise wird ein  $\pi$ -Bindungssystem erhalten, das sich über alle Kohlenstoff-Atome im Molekül erstreckt. Die Überlappung der p-Orbitale wird als **Mesomerie** bezeichnet. Durch die Überlappung wird die Einfachbindung zwischen zwei Doppelbindungen kürzer und hat einen leichten Doppelbindungscharakter. Umgekehrt haben die Doppelbindungen bis zu einem gewissen Grad Eigenschaften von Einfachbindungen.

Eine Valenzstrichformel allein kann die Bindungsverhältnisse in Molekülen mit konjugierten  $\pi$ -Bindungen nicht wiedergeben. Sie müssen durch mehrere Valenzstrichformeln, so genannte **mesomere Grenzstrukturen** angegeben werden (FM S. 85).

Bei Molekülen mit mehr als einer Doppelbindung unterscheidet man zwischen isolierten, kumulierten und konjugierten  $\pi$ -Bindungen. Für die Vorhersage der Bindungslängen bei konjugierten Systemen ist das Hybridisierungsmodell besser geeignet als das EPA-Modell, da Mesomerie dargestellt werden kann.

#### AUFGABEN

- A1 Geben Sie die Hybridisierung der Kohlenstoff-Atome im 2-Methyl-but-1,3-dien- (Isopren-) Molekül an und erläutern Sie anhand des Hybridisierungsmodells die Bindungsverhältnisse im Molekül.
- A2 Zeichnen Sie mögliche mesomere Grenzformeln des Buta-1,3-dien-Moleküls.
- A3 Geben Sie eine begründete Vermutung an, weshalb die Hybridisierungstheorie auch als „Papierchemie“ bezeichnet wird.

### 3.4.4 Molekülgeometrien und Elektronenverteilungen vorhersagen

Um das chemische Verhalten eines Moleküls abzuschätzen, müssen die räumlichen Verhältnisse und die Elektronenverteilung im Molekül bekannt sein. Diese Merkmale lassen sich mithilfe geeigneter Computerprogramme berechnen und bildlich darstellen (→ Kap. 3.3.4). Oft genügt jedoch eine grobe Abschätzung mit dem Hybridisierungsmodell.

Schätzen Sie die Struktur des Buta-1,3-dien-Moleküls mithilfe des Hybridisierungsmodells ab. Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse zu den Bindungslängen und -winkeln mit denen eines geeigneten Computerprogramms.

**INFO**

Das Modell der **Hybridisierung** ist eine mathematische Beschreibung zur Erklärung experimenteller Befunde. Mit diesem Modell können streng genommen keine Vorhersagen zur Molekülgeometrie gemacht werden. Dennoch wird die Hybridisierung in der Wissenschaft häufig hierfür genutzt, da sie gute Ergebnisse liefert.

**VORGEHEN**

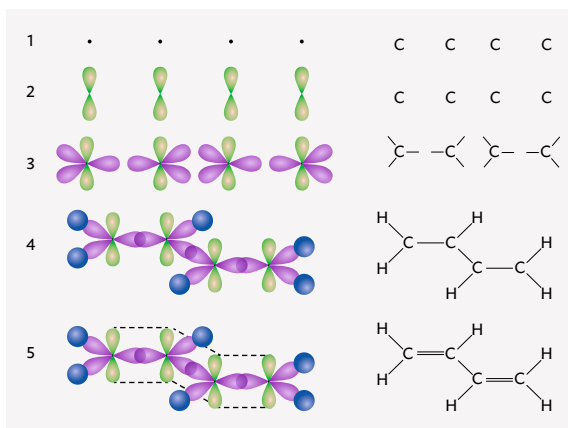
1. Ermitteln Sie die Hybridisierung der Atome im Molekül und zeichnen Sie die Zentren (B1).

Anzahl Bindungspartner	Hybridisierung	Anzahl p-Orbitale	Räumliche Struktur (Bindungswinkel)
4	sp <sup>3</sup>	0	tetraedrisch (109,5°)
3	sp <sup>2</sup>	1	trigonal-planar (120°)
2	sp <sup>1</sup>	2	linear (180°)

**B1** Übersicht der Hybridisierungsmöglichkeiten

Buta-1,3-dien-Molekül: 4 C-Atome, jeweils sp<sup>2</sup>-hybridisiert (B2, 1)

2. Zeichnen Sie, falls nötig, um die Zentren herum die hantelförmigen p-Orbitale, die nicht in die Hybridisierung einfließen (B1). Achten Sie auf einen möglichst großen Abstand der Orbitale zueinander.  
Buta-1,3-dien-Molekül: ein p-Orbital je C-Atom, jeweils parallel zueinander (B2, 2)
3. Ergänzen Sie die Hybridorbitale in räumlicher Anordnung, so dass sie größtmöglichen Abstand voneinander haben (B1).  
Buta-1,3-dien-Molekül: sp<sup>2</sup>-Hybridorbitale senkrecht zu p-Orbitalen, Anordnung in gleichseitigem Dreieck (B2, 3)
4. Verschieben Sie die Atome so, dass die Hybridorbitale benachbarter Kohlenstoff-Atome end-on überlappen. Nicht beteiligte Hybridorbitale



**B2** Hybridisierungsmodell des Buta-1,3-dien-Moleküls

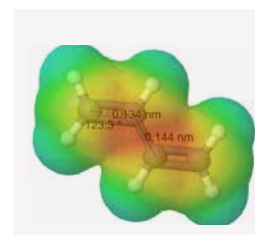
überlagern mit 1s-Orbitalen der Wasserstoff-Atome.

Buta-1,3-dien-Molekül: zwei C-Atome nach unten versetzen, sechs 1s-Orbitale ergänzen (B2, 4)

5. Treffen Sie eine Vorhersage über die Konjugation und somit über die Bindungslängen im Molekül.  
Buta-1,3-dien-Molekül: π-Bindungssystem über alle C-Atome durch Überlagerung der p-Orbitale (B2, 5) → kürzere Einfachbindungen, längere Doppelbindungen

6. Berechnen Sie die chemische Struktur des Moleküls mithilfe eines Computerprogramms (→ Kap. 3.3.4) und vergleichen Sie die Ergebnisse.

Buta-1,3-dien-Molekül: Struktur aus Computerprogramm (B3) und Hybridisierungsmodell (B2) stimmen überein



**B3** Buta-1,3-dien-Molekül

**AUFGABE**

- A1 Die Struktur folgender Moleküle soll verglichen werden: Penta-1,2-dien, Penta-1,3-dien und Penta-1,4-dien.
  - a) Schätzen Sie die Molekülstrukturen mithilfe des Hybridisierungsmodells ab und verifizieren Sie ihre Ergebnisse durch Molecular Modelling.
  - b) Ordnen Sie den Molekülen die Begriffe kumuliert, isoliert und konjugiert zu und erläutern Sie die Begriffe anhand der Darstellung der MOs dieser Moleküle.

## Alles im Blick

### 1 Metalle und Salze

**Metalle** und **Salze** sind elektrisch leitfähig. Die Voraussetzung für die **elektrische Leitfähigkeit** sind frei bewegliche Ladungsträger. Im **Metallgitter** besetzen laut **Elektronengasmodell** positiv geladene Atomrümpfe feste Gitterplätze. Um sie herum befinden sich die frei beweglichen Elektronen des **Elektronengases**.

Im **Ionengitter**, aus dem Salze aufgebaut sind, sorgen elektrostatische Anziehungskräfte zwischen

den Anionen und Kationen jedoch für einen starken Zusammenhalt der Ionen. Die **Gitterenergie** muss erst überwunden werden, damit die Ladungsträger frei beweglich sind. Daher sind nur Salzlösungen und Salzschnmelzen elektrisch leitfähig.

Aufgrund der starken **Ionenbindung** haben Salze zudem hohe Schmelztemperaturen. Die Ionenbindung ist umso stärker, je kleiner der Radius der Ionen und je höher deren Ladung ist.

### 2 Die Elektronenpaarbindung und zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Die Atome in Molekülen werden durch **Elektronenpaarbindungen** bzw. **kovalente Bindungen** zusammengehalten. Die Bindungselektronen können zu einem Atom hin verschoben sein (**polar**) oder sich bevorzugt zwischen den beiden Atomen aufhalten (**unpolar**).

Enthält ein Molekül polare Bindungen und ist zudem asymmetrisch aufgebaut, bilden sich positive und negative Ladungsschwerpunkte im Molekül. Das Molekül ist ein **Dipol-Molekül**. Diese bilden untereinander **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** aus.

**Temporäre Dipole** bilden sich aufgrund kurzfristiger, ungleicher Verteilungen von Elektronen in Molekülen mit unpolaren Bindungen. Zwischen diesen wirken schwache **LONDON-Dispersions-Wechselwirkungen**.

**Wasserstoffbrücken** sind zwischenmolekulare Wechselwirkungen zwischen einem positiv polarisierten Wasserstoff-Atom eines Moleküls und einem nichtbindenden Elektronenpaar eines Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms eines anderen Moleküls.

Auch zwischen den Teilchen unterschiedlicher Stoffklassen können sich Wechselwirkungen ausbilden, z. B. zwischen den Partialladungen der Atome in Wasser-Molekülen und den Ionen in einem Salz. Es handelt sich um **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**.

Starke Wechselwirkungen zwischen Molekülen führen zu hohen **Schmelz-** und **Siedetemperaturen** der Stoffe und umgekehrt.

### 3 Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen

Das Auftreten von **Interferenzmustern** beim **Doppelspaltexperiment** zeigte, dass Elektronen nicht nur Teilchen-, sondern auch Wellencharakter besitzen (**Welle-Teilchen-Dualismus**). Nach der **HEISENBERGSchen Unbestimmtheitsrelation** lassen sich Impuls und Ort eines Quantenobjekts nicht gleichzeitig bestimmen. Es gibt bestimmte Bereiche um den Atomkern, in welchen das Elektron zu einer gewissen Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Diese

so genannten **Orbitale** können mithilfe der **SCHRÖDINGER-Gleichung** berechnet werden.

Der Aufenthaltsort von Elektronen kann als stehende Welle betrachtet und durch **Wellenfunktionen  $\Psi$**  beschrieben werden. Die Lösungen der **Betragsquadrate der Wellenfunktionen  $\Psi^2$**  geben Auskunft über die Aufenthaltswahrscheinlichkeiten des Elektrons. Dabei ergeben sich unterschiedlich geformte Aufenthaltsbereiche, die sogenannten **Atomorbitale**.

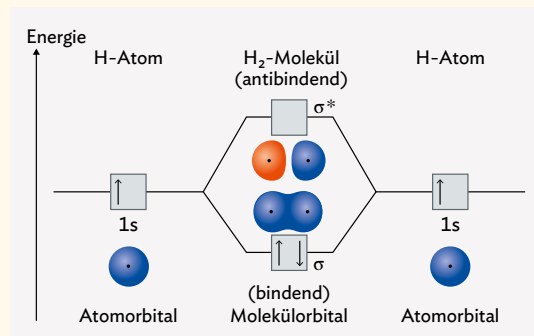
#### 4 Die Molekülorbital-Theorie

Bei der **Molekülorbital-Theorie (MO-Theorie)** werden **Molekülorbitale** durch **Linearkombination von Atomorbitalen (LCAO)** gebildet. Dadurch werden die wahrscheinlichsten Aufenthaltsorte von Elektronen zwischen zwei Atomen bestimmt. Ist die Aufenthaltswahrscheinlichkeit gleich null, kommt keine Bindung zustande. Es entsteht ein **antibindendes  $\sigma^*$ -Molekülorbital**. Sind zwischen den beiden Atomkernen Elektronen anzutreffen, bildet sich ein bindendes  **$\sigma$ -Molekülorbital**. Für jedes Molekül werden genau so viele Molekülorbitale gebildet, wie die beteiligten Atome insgesamt Atomorbitale besitzen (**Orbitalerhalt**). Bei der Besetzung der MOs mit Elektronen müssen die **Besetzungsregeln** beachtet werden.

Das energetisch am höchsten gelegene, besetzte MO eines Moleküls wird als **HOMO** (highest occupied molecular orbital) bezeichnet, das energetisch am niedrigsten gelegene, unbesetzte MO als **LUMO** (lowest unoccupied molecular orbital).

Werden Moleküle aus Elementen der zweiten

Periode des Periodensystems gebildet, müssen neben den 2s- auch die 2p-Orbitale berücksichtigt werden. Durch **end-on-Überlagerung** zweier Orbitale, die in einer Linie zueinander stehen, entstehen zwei zur Bindungsachse rotationssymmetrische  **$\sigma$ -Orbitale**. Parallel zueinander stehende p-Orbitale bilden durch **side-on-Überlagerung bindende  $\pi$ -Orbitale** und **antibindende  $\pi^*$ -Orbitale**.



Energieschema eines Wasserstoff-Moleküls

#### 5 Das Hybridisierungsmodell

Die **Hybridisierung** ist eine mathematische Operation, bei der Atomorbitale miteinander vermischt werden, um die reale Struktur von Molekülen korrekt zu beschreiben. Sie ist nur dann einsetzbar, wenn die zu vermischenden Orbitale gut überlappen und wenn ihre Energien ähnlich groß sind.

AOs	Hybridorbitale	Geometrie
s p		
1 3	sp <sup>3</sup>	tetraedrisch
1 2	sp <sup>2</sup>	trigonal planar
1 1	sp	linear

Bei mehreren Doppelbindungen in einem Molekül hat deren Position Einfluss auf die Bindungsverhältnisse. Liegen zwei oder mehr Einfachbindungen zwischen den Doppelbindungen, sind diese

voneinander **isoliert**. Sie verhalten sich so, als gäbe es nur eine Doppelbindung im Molekül.

Sind zwei Doppelbindungen nicht durch andere Bindungen unterbrochen, sind sie **kumuliert**. Die Kohlenstoff-Atome sind entlang der kumulierten Doppelbindungen linear angeordnet.

Liegt genau eine Einfachbindung zwischen den Doppelbindungen, sind diese **konjugiert**. Es bildet sich ein  $\pi$ -Bindungssystem aus, das sich über alle Kohlenstoff-Atome im Molekül erstreckt. Es handelt sich um **Mesomerie**. Die Einfachbindung zwischen zwei Doppelbindungen wird kürzer und hat einen leichten Doppelbindungscharakter. Umgekehrt haben die Doppelbindungen bis zu einem gewissen Grad Eigenschaften von Einfachbindungen.



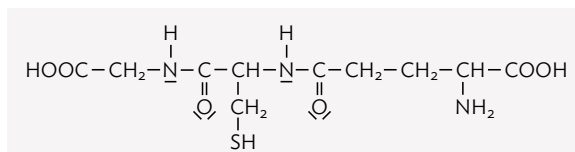
## Zum Üben und Weiterdenken

- A1** Geben Sie die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen an, die zwischen Kohlenwasserstoff-Molekülen, zwischen Wasser-Molekülen sowie zwischen Wasser-Molekülen und den Ionen eines Salzes wirken. Leiten Sie daraus Konsequenzen für Löslichkeiten von Salzen in Wasser bzw. Pentan ab.
- A2** Skizzieren Sie die jeweiligen Strukturformeln der Moleküle Propan, Propan-1-ol, Propansäure und Malonsäure (Propan-1,3-disäure) und erklären Sie die unterschiedlichen Schmelztemperaturen dieser Substanzen (**B1**).

Verbindung	Schmelztemperatur in °C
Propan	-188
Propan-1-ol	-126
Propansäure	-21
Propan-1,3-disäure	136

**B1** Schmelztemperaturen verschiedener organischer Stoffe

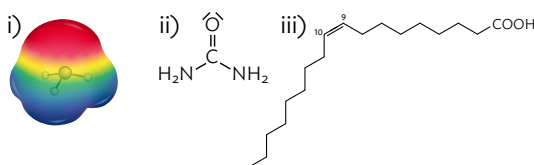
- A3** Eine verdünnte wässrige Lösung von Malonsäure zeigt eine deutlich höhere elektrische Leitfähigkeit als eine Lösung von Propansäure gleicher Konzentration. Erklären Sie diesen Sachverhalt unter Angabe von Reaktionsgleichungen.
- A4** Rote Blutkörperchen enthalten in hoher Konzentration das Tripeptid Glutathion (**B2**).



**B2** Halbstrukturformel des Glutathion-Moleküls

Erläutern Sie mithilfe der Halbstrukturformel des Moleküls (**B2**) die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen und chemischen Bindungen, die die Aminocarbonsäure-Reste im Glutathion-Molekül zu anderen Glutathion-Molekülen ausbilden können.

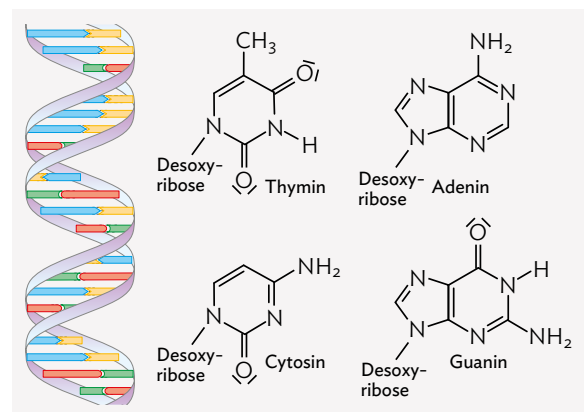
- A5** Übertragen Sie folgende Moleküldarstellungen in Ihre Unterlagen:



- a) Kennzeichnen Sie die Elektronendichteverteilung in den Molekülen ii) und iii) analog zu i) farblich. Dabei steht die rote Farbe für eine hohe Elektronendichte und die blaue für eine niedrige.
- b) Geben Sie an, welche zwischenmolekularen Wechselwirkungen zwischen den Molekülen i) – iii) jeweils ausgebildet werden können.

**A6** Der photoelektrische Effekt aus dem Jahr 1902 gilt als wichtiger Versuch um den Welle-Teilchen-Dualismus zu untersuchen. Wird eine Metallplatte mit kurzwelligem Licht bestrahlt, lösen sich Elektronen aus ihr. Die Anzahl der Elektronen ist dabei proportional zur Intensität des Lichts, ihre (kinetische) Energie jedoch nicht. Sie hängt nur von der Frequenz des Lichts ab. Prüfen Sie, ob die Wellen- oder Teilchenvorstellung des Lichts die passenderen Aussagen zu diesen Beobachtungen liefern würde.

- A7** **B3** (links) zeigt die beiden gewundenen Stränge des DNA-Moleküls. Obwohl keine Elektronenpaarbindungen zwischen den beiden Strängen gebildet werden, werden ca. 96 °C benötigt, um die Stränge voneinander zu trennen. Im DNA-Molekül liegen sich immer zwei Basen gegenüber, z. B. Adenin und Thymin (**B3** rechts).



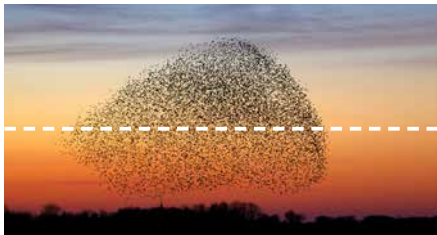
**B3** links: Stränge des DNA-Moleküls; rechts: Strukturformeln der Basen-Moleküle Thymin (T, gelb), Adenin (A, blau), Cytosin (C, grün) und Guanin (G, rot)

- a) Erklären Sie den Zusammenhalt der beiden DNA-Stränge auf Teilchenebene.
- b) Thermophile sind Organismen, die sich Lebensräumen mit extrem hohen Temperaturen angepasst haben. In ihrer DNA findet sich die Basenpaarung CG auffallend häufig. Stellen Sie



anhand der Strukturformeln und intermolekularen Wechselwirkungen eine Vermutung auf, die diesen Sachverhalt begründet.

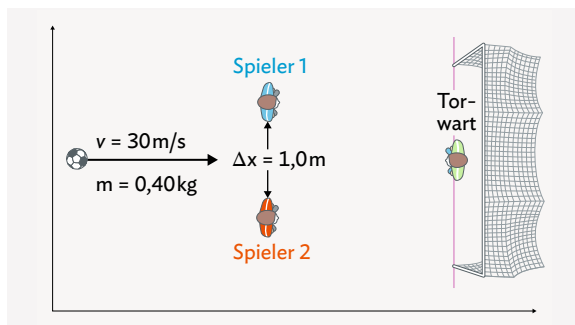
- A8** In Frühling und Herbst sind oft große Vogelschwärme am Abendhimmel zu sehen. Die Ränder dieser Schwärme sind nicht scharf, sondern fließend (**B4**).



**B4** Vogelschwarm

- Geben Sie die Wahrscheinlichkeit an, entlang der eingezeichneten Markierung (**B4**) einen Vogel anzutreffen.
- Begründen Sie, an welcher Stelle Sie den „Rand“ des Schwarms ziehen würden und welche Aussage dieser Rand zur Antreffwahrscheinlichkeit eines Vogels liefert.
- Vergleichen Sie diese Aussagen mit dem Orbitalmodell

- A9** Bei einem Fußballspiel fliegt der Ball zwischen zwei Spielern hindurch. Als der Ball nachher im Tor landet meint der Torwart, er habe die genaue Richtung des Impulses nach den Spielern aufgrund der HEISENBERGSchen Unschärferelation nicht abschätzen können. Nehmen Sie mithilfe von **B5** Stellung zu dieser Aussage.



**B5** Skizze des Torschusses beim Fußballspiel mit Wertangaben

- A10** Der (relativistische) Impuls der von JÖNSSON untersuchten Elektronen beträgt  $p = 1,23 \cdot 10^{-22}$  Ns.
- Berechnen Sie daraus  $\lambda_B$  der Elektronen und vergleichen Sie diese Wellenlänge mit der von sichtbarem Licht.

- Beschreiben Sie das erwartete Beugungsmuster bei JÖNSSON und geben Sie eine begründete Vermutung an, welche Schwierigkeiten bei der Planung seines Versuchs auftraten.

- A11** Das Modell der Hybridisierung kann nicht nur zur Vorhersage der Struktur organischer Moleküle genutzt werden. Auch Atome in anorganischen Molekülen können durch Hybridisierung dargestellt werden. Geben Sie die Hybridisierung folgender Atome an.

- Stickstoff-Atom im Stickstoff-Molekül
- Sauerstoff-Atom im Wasser-Molekül
- Sauerstoff-Atom im Ozon-Molekül
- Stickstoff-Atom im Diimin-Molekül (HNNH)
- Schwefel-Atom im Sulfat-Ion
- Stickstoff-Atom im Ammonium-Ion

- A12** Die Molekülorbital (MO)-Theorie dient dazu, die Elektronenstruktur von Molekülen zu beschreiben. Bei der Besetzung der Orbitale müssen die Besetzungsregeln beachtet werden.

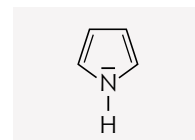
- Zeichnen Sie das MO-Schema des Chlorwasserstoff-Moleküls.
- Zeichnen Sie das MO-Schema des Trihydrogenium-Kations ( $H_3^+$ ).

- A13** Zeichnen Sie jeweils die Strukturformel eines Moleküls, dessen Kohlenstoff-Atome durch die folgenden Aussagen charakterisiert werden:

- Im Molekül liegen vier Kohlenstoff-Atome vor, die als  $sp$ -hybridisiert beschrieben werden können.
- Im Molekül liegen zwei Kohlenstoff-Atome vor, die als  $sp^2$ -hybridisiert beschrieben werden können und eines, das als  $sp^3$ -hybridisiert beschrieben werden kann.

- A14** Erklären Sie, dass die Bindungsenergie einer Doppelbindung nicht der doppelten Energie einer Einfachbindung entspricht.

- A15** Erläutern Sie anhand einer Zeichnung der Molekülorbitale, ob das freie Elektronenpaar des Stickstoff-Atoms im Pyrrol-Molekül (**B6**) an der Konjugation der  $\pi$ -Elektronen teilhat und somit an der Mesomerie beteiligt ist.



**B6** Strukturformel des Pyrrol-Moleküls

- A16** Buta-1,3-dien ist ein farbloses Gas, das für die chemische Industrie zur Herstellung von Kunststoffen von großer Bedeutung ist. Begründen Sie anhand mesomerer Grenzstrukturen, dass im Buta-1,3-dien-Molekül alle Atome in einer Ebene liegen.

## Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben auf dem Arbeitsblatt [QR 06042-009](#) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.



06042-009

Unter [QR 06042-010](#) finden Sie außerdem eine Lernanwendung zur digitalen Überprüfung der geforderten Kompetenzen.



06042-010

### KOMPETENZ A: Eigenschaften von Stoffen verschiedener Stoffklassen vergleichen

- A1** Erstellen Sie eine grafische Übersicht (z.B. eine Mindmap), die die wichtigsten Inhalte zu Metallen und Salzen (Metallbindung, Ionenbindung und Eigenschaften) übersichtlich darstellt.
- A2** Nennen Sie drei Arten der zwischenmolekularen Wechselwirkungen und ordnen Sie diese nach ihrer Stärke.
- A3** Geben Sie jeweils die Art der zwischenmolekularen Wechselwirkungen an, die zwischen folgenden Teilchen wirken:
- Methan-Molekülen
  - Ammoniak-Molekülen
  - Wasser-Molekülen und den Ionen eines Salzes
- A4** Stellen Sie die Verhältnisformeln folgender Mineralsalze auf und benennen Sie sie chemisch korrekt.
- Kalialpeter ( $K^+$  und  $NO_3^-$ )
  - Strontianit ( $Sr^{2+}$  und  $CO_3^{2-}$ )
  - Rutil ( $Ti^{4+}$  und  $O^{2-}$ )
  - Hämatit ( $Fe^{3+}$  und  $O^{2-}$ )
  - Glaubersalz ( $Na^+$  und  $SO_4^{2-}$ )

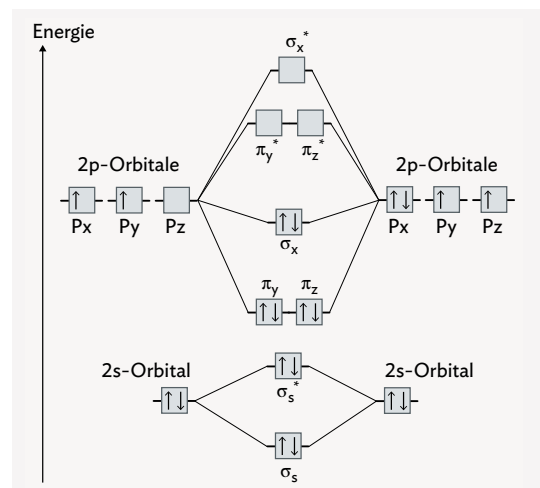
### KOMPETENZ B: Atom- und Molekülorbitale beschreiben

- B1** a) Stellen Sie dar, welche Ergebnisse beim Doppelspaltexperiment zu erwarten sind, wenn i) Teilchen und ii) Wellen auf den Doppelspalt zu laufen.  
b) Erklären Sie anhand der Ergebnisse des Doppelspaltexperiments mit Elektronen den Begriff „Welle-Teilchen-Dualismus“.  
c) Erklären Sie mithilfe des Welle-Teilchen-Dualismus die HEISENBERGSche Unbestimmtheitsrelation.
- B2** a) Beschreiben Sie, welche Vorstellung hinter dem Bild eines kugelförmigen Atomorbitals steht.  
b) Zeichnen Sie die s- und p-Atomorbitale.

- c) Erklären Sie mithilfe der Vorstellung von Wahrscheinlichkeitswellen den Umstand, dass ein Molekülorbital keine klaren Grenzen besitzt.

### KOMPETENZ C: Energieniveauschemata für einfache zweiatomige Element-Moleküle erklären

- C1** Begründen Sie, dass Abbildung B1 das Molekülorbitalschema eines Kohlenstoffmonoxid-Moleküls darstellt.



B1 MO-Schema eines Kohlenstoffmonoxid-Moleküls

- C2** Elementarer Stickstoff ist reaktionsträge und wird daher z. B. beim Schweißen als Schutzgas genutzt. So wird eine Reaktion des Metalls mit Sauerstoff verhindert.
- Zeichnen Sie jeweils das Molekülorbitalschema eines Stickstoff- und eines Sauerstoff-Moleküls.
  - Vergleichen Sie mithilfe von Aufgabe a) die Bindungsverhältnisse der beiden Moleküle. Begründen Sie anhand Ihrer Ergebnisse die Reaktionsträgheit von Stickstoff im Vergleich zu Sauerstoff.
  - Berechnen Sie die Bindungsordnung in den Stickstoff- und Sauerstoff-Molekülen, sowie im Kohlenstoffmonoxid-Molekül mithilfe des Molekülorbitalschemas aus a).

**C3** Stellen Sie grafisch anhand eines Abstand-Energie-Diagramms dar, wie es zu einer zweiatomigen Bindung kommen kann.

**KOMPETENZ D: Die Hybridisierung von Atomorbitalen zur Vorhersage von Molekülgeometrien nutzen**

**D1** Übernehmen Sie folgende Tabelle in Ihre Unterlagen und ergänzen Sie sie:

Ausschnitt Strukturformel	Anzahl Bindungspartner	Angenommene Hybridisierung	Beispiel
?	4	?	?
?	3	?	?
?	2	?	?

**D2** Begründen Sie die tetraedrische Struktur des Methan-Moleküls anhand einer Zeichnung der  $sp^3$ -Hybridorbitale.

**D3** Zeichnen Sie die fünf möglichen Überlappungen von s- und p-Orbitalen, benennen Sie diese und geben Sie an, welche davon zu  $\sigma$ - und welche zu  $\pi$ -Bindungen führen.

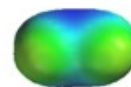
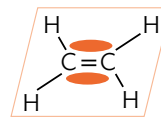
**D4** Nutzen Sie für die folgenden Teilaufgaben das Hybridisierungsmodell.  
 a) Begründen Sie, dass sich alle Atome des Carbonat-Anions ( $CO_3^{2-}$ ) in einer Ebene befinden.  
 b) Zeichnen Sie die Atome des Carbonat-Anions in ihrer hybridisierten Form.  
 c) Erläutern Sie anhand Ihrer Zeichnung von Aufgabe b), dass eine Valenzstrichformel nicht ausreicht, um die Struktur des Carbonat-Ions vollständig zu beschreiben.

**D5** Beurteilen Sie folgende Aussagen bzgl. ihres Wahrheitsgehalts:  
 a) Das Kohlenstoff-Atom im Methan-Molekül ist  $sp^3$ -hybridisiert.  
 b) Die Hybridisierung eines Atoms hat maßgeblichen Einfluss auf die geometrische Anordnung der an dieses Atom gebundenen Atome.  
 c) Die Carbonyl-Gruppe ist planar, weil das Carbonyl-Kohlenstoff-Atom  $sp^2$ -hybridisiert ist.

**KOMPETENZ E: Hybridisierungsmodell und Molecular Modelling vergleichen**

**E1** Vergleichen Sie die Geometrie des Thiacylfluorid-Moleküls, die sich mit dem Hybridisierungsmodell herleiten lässt mit der Darstellung aus dem Molecular Modelling. Erläutern Sie die Unterschiede.

**E2** Vergleichen Sie die beiden Darstellungsformen des Ethen-Moleküls in **B2**. Geben Sie eine begründete Vermutung an, auf der Grundlage welchen Modells diese Darstellungen erstellt wurden.



**B2** Darstellungsformen des Ethen-Moleküls

**E3** a) Zeichnen Sie die hybridisierten Molekülorbitale des Cyclohexa-1,3,5-trien-Moleküls.  
 b) Recherchieren Sie eine Darstellung der ladungscodierten Elektronendichteoberfläche des Moleküls.  
 c) Erläutern Sie Gemeinsamkeiten und Unterschiede der Darstellungsformen aus Aufgabe a) und b).

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf den Seiten 225 ff und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
<b>A</b> Eigenschaften von Stoffen verschiedener Stoffklassen vergleichen	---	---	S. 66 – 71
<b>B</b> Atom- und Molekülorbitale beschreiben	---	---	S. 72 – 83
<b>C</b> Energieniveauschemata für einfache zweiatomige Element-Moleküle erklären	---	---	S. 78 – 81
<b>D</b> Die Hybridisierung von Atomorbitalen zur Vorhersage von Molekülgeometrien nutzen	---	---	S. 82 – 87
<b>E</b> Hybridisierungsmodell und Molecular Modelling vergleichen	---	---	S. 82 – 89

## Abi-Training: Atomorbitale

### AUFGABEN

Mit Beginn des 20. Jahrhunderts änderte sich die Vorstellung von Atomen und deren kleinsten Bausteinen. Maßgeblich daran beteiligt war JÖNSSON, der 1957 einen Doppelspalt mit Elektronen beschoss. Als Versuchsergebnis erhielt er ein Interferenzmuster, das die Vorstellung von Elektronen als Teilchen ins Wanken brachte.

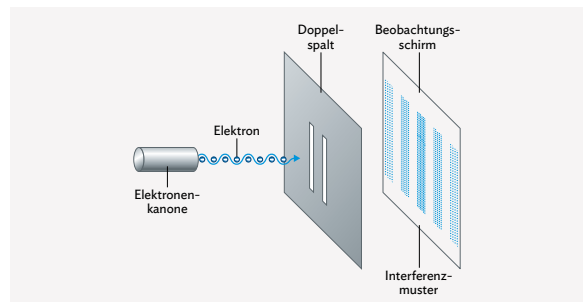
- |            |   |                       |
|------------|---|-----------------------|
| <b>A1</b>  | Beschreiben Sie die Durchführung des Doppelspaltexperiments von JÖNSSON mit Ihren eigenen Worten ( <b>M1</b> ).   | <b>BE</b><br><b>4</b> |
| <b>A2</b>  | In einem Versuch wird statt dem Doppelspalt ein einzelner Spalt mit Elektronen beschossen. Skizzieren Sie das zu erwartende Bild auf dem Schirm nach etwa 160.000 Elektronen ( <b>M1</b> und <b>M2</b> ).   | <b>4</b>              |
| <b>A3</b>  | Begründen Sie das Versuchsergebnis beim Doppelspaltexperiment mit Elektronen mithilfe der HEISENBERG'schen Unbestimmtheitsrelation ( <b>M1</b> und <b>M2</b> ).   | <b>4</b>              |
| <b>A4</b>  | Stellen Sie eine begründete Vermutung über das Versuchsergebnis des Doppelspaltexperiments auf, wenn die Anzahl der Spalten variiert wird ( <b>M1</b> ).  | <b>2</b>              |
| <b>A5</b>  | Betrachten Sie die Versuchsergebnisse in <b>M2</b> und beschreiben Sie die einzelnen Bilder.  | <b>6</b>              |
| <b>A6</b>  | „Die Versuchsergebnisse zeigen deutlich, dass es sich bei Elektronen weder um klassische Wellen, noch um gewöhnliche Partikel handelt“. Sie besitzen sowohl Wellen, wie auch Teilcheneigenschaften.“ Begründen Sie, welcher Aspekt der Bilder den Teilchencharakter der Elektronen deutlich zeigt ( <b>M2</b> ).  | <b>4</b>              |
| <b>A7</b>  | Wählen Sie das Bild aus <b>M2</b> , in dem die Welleneigenschaft der Elektronen erkennbar wird. Erklären Sie das Zustandekommen dieses Bildes.  | <b>2</b>              |
| <b>A8</b>  | Der Aufbau von Atomen kann inzwischen auf mehrere Arten dargestellt werden. In <b>M3</b> sind zwei verschiedene Darstellungsformen gezeigt. Erläutern Sie die zwei verschiedenen Darstellungen.   | <b>4</b>              |
| <b>A9</b>  | Stellen Sie die Bedeutung und die Folgerungen aus den quantenmechanischen Erkenntnissen für die Vorstellung des Atomaufbaus dar ( <b>M3</b> ).  | <b>6</b>              |
| <b>A10</b> | Als „Tunneleffekt“ wird allgemein bezeichnet, dass quantenmechanische Objekte auch Bereiche, in denen sie sich nicht aufhalten dürfen, überwinden können. In <b>M3</b> ist in der 2. und 4. Darstellung deutlich zu erkennen, dass in einem gewissen kleinen Umkreis um den Atomkern zu keinem Zeitpunkt Elektronen angetroffen wurden. Trotz allem ist der Aufenthalt eines Elektrons im gesamten Orbital erlaubt. Diskutieren Sie, inwieweit der Tunneleffekt für Elektronen in diesem Orbital von Bedeutung ist ( <b>M3</b> ). | <b>4</b>              |

### MATERIAL

#### M1 Das Doppelspaltexperiment von JÖNSSON

Nach den ersten Versuchen zur Natur von Quantenobjekten befand sich die Wissenschaft in einem Prozess des Umdenkens. Das Elektron wurde nach dem Doppelspaltexperiment von JÖNSSON nicht mehr als Partikel, sondern als Welle bezeichnet.

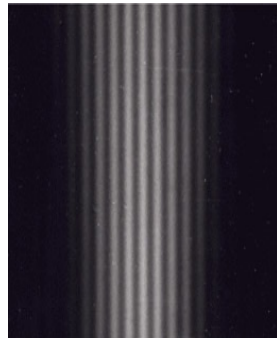
In der Optik wird der Doppelspaltversuch von YOUNG generell dazu genutzt, die Welleneigenschaft von Objekten nachzuweisen. 1957 wollte CLAUDIUS JÖNSSON am Institut für angewandte Physik an der Universität Tübingen mit einem vergleichbaren Versuchsaufbau nachweisen, dass nicht nur Licht, sondern auch Elektronen Wellencharakter besitzen.



**B1** Darstellung des schematischen Aufbaus des Versuchs von JÖNSSON mit Doppelspalt

## M2 Interferenzmuster von Elektronen

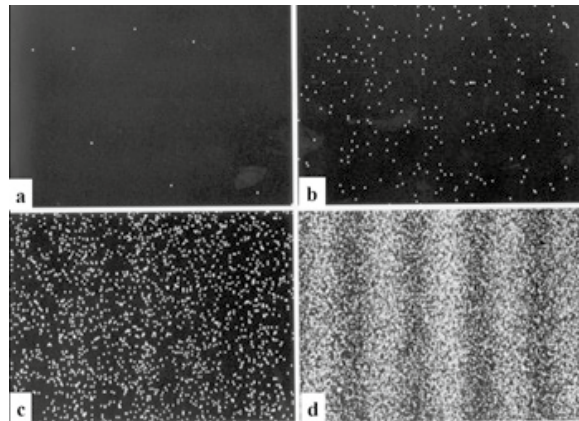
Lange Zeit war es rein technisch nicht möglich, die für das Experiment von JÖNSSON benötigten Spaltabstände und Spaltbreiten herzustellen. JÖNSSON gelang es mithilfe GALVANISCHER Mittel, Abstände und Breiten von unter 1/1000 herzustellen. Er war damit einer der Ersten, dessen Versuchsaufbauten „Nanotechnologie“, wie sie später bezeichnet wurde, verwendete.



**B2** Original-Interferenzmuster des Versuchs von JÖNSSON

Diesen extrem feinen Doppelspalt „leuchtete“ JÖNSSON nun mit einer kohärenten Elektronenquelle aus, die gleichzeitig immer mehrere Elektronen emittierte. Um auf dem rückseitig gelegenen Schirm ein Interferenzmuster erkennen zu können, war eine große Zahl an Elektronen nötig. Auf dem Schirm zeichnete sich nach einiger Zeit das in **B2** gezeigte Interferenzmuster ab.

Man war der Meinung, dass das Interferenzbild bei diesem Versuch entstand, indem zwei gleichzeitig ausgesendete Elektronen(wellen) miteinander wechselwirken



**B3** Versuchsergebnisse des Einzelelektronenexperiments

und dann nach den Gesetzen der Überlagerung zweier Wellen das bekannte Interferenzmuster erzeugen würden.

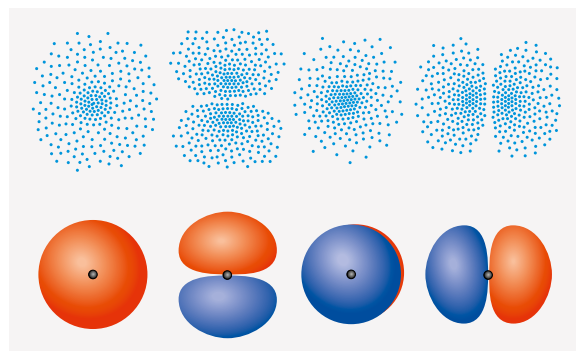
1998 führten MERLI, MISSIROLI und POZZI das „Einzelelektronen-Experiment“ durch. Durch bessere Messtechniken war es nun möglich, einzelne Elektronen auf einem Schirm zu detektieren. Eine Elektronenquelle schoss dabei in großen Zeitabständen jeweils genau ein Elektron in die Richtung eines Schirms, so dass keine Wechselwirkung zweier Elektronen möglich war (**B3**).

## M3 Atomorbitale

Aus den Überlegungen der Quantenmechanik entstand eine völlig neue Sichtweise auf den Aufbau der Atome. Die Vorstellung der Atomhülle entsprechend des Vorgängermodells, dem Schalenmodell, wurde abgelöst. Statt einer klaren Elektronenbahn wird die Hülle nun als diffuse Verteilung der Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen beschrieben. Dieses so definierte quantenmechanische Atomorbital erstreckt sich vom Atomkern als Zentrum in jede Richtung nach außen bis ins Unendliche. Die Aufenthaltswahrscheinlichkeit nimmt dabei asymptotisch ab.

Anschaulich wird in grafischen Darstellung jedoch häufiger die Oberfläche eines Volumens gezeichnet, in dem sich das Elektron zu 90 % aufhält (**B4**).

Die so dargestellten Atome entsprechen etwa der Größe und Form von Atomen, wie sie schon vor der quantenmechanischen Betrachtung aufgrund chemischer und physikalischer Versuche vermutet wurden.



**B4** Verschiedene Darstellungen von Atomorbitalen

A



## Bildnachweis

AdobeStock / miglago – S. 35 (2); AdobeStock / nerudol- S. 24; Alamy Stock Photo / Arterra Picture Library – S. 55; iStockphoto / agsandrew – S. 62; Science Photo Library / Detlev Van Ravenswaay – S. 36; Science Photo Library / Victor De Schwanberg – S. 32; [www.wikimedia.org](http://www.wikimedia.org) / Michael Griffon, CC BY-SA 3.0 – S. 30; [www.wikimedia.org](http://www.wikimedia.org) / Prof. Dr. Claus Jönsson – S. 59; [www.wikimedia.org](http://www.wikimedia.org) / Dr. Tonomura, CC BY-SA 1.2 – S. 59.

# Sie wünschen persönliche Beratung? Unsere Schulberatung für Bayern ist für Sie da – vor Ort, telefonisch und online:



**Dr. Katrin Brogl**

0178 6012379  
k.brogl@ccbuchner.de



**Annette Goldscheider**

0821 2593648  
0171 6012371  
goldscheider@ccbuchner.de



**Kilian Jacob**



0171 6012375  
jacob@ccbuchner.de

## Sie benötigen weitere Exemplare dieser Leseprobe\* für Ihre Fachkonferenz?

- 1 Geben Sie auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) die Bestellnummer **L06042** in die Suchleiste ein.
- 2 Legen Sie die kostenfreie Leseprobe (1 Exemplar pro Person) und ggf. weitere Produkte in Ihren **Warenkorb**.
- 3 Folgen Sie den weiteren Anweisungen, um den Bestellvorgang abzuschließen.



\*Nur solange der Vorrat reicht.

Titel	ISBN 978-3-661- / Bestellnr.	Ladenpreis	Lieferbarkeit
 <b>Chemie 12</b> Chemie für das grundlegende Anforderungsniveau	06042-2	ca. 34,- €	3. Quartal 2024
 <b>click &amp; study 12</b> Digitale Ausgabe	WEB 060421 Bestellbar auf <a href="http://www.ccbuchner.de">www.ccbuchner.de</a>	ca. 8,50 €	3. Quartal 2024
 <b>click &amp; teach 12</b> Digitales Lehrermaterial	WEB 060451 Diese und weitere Lizenzarten finden Sie auf <a href="http://www.ccbuchner.de">www.ccbuchner.de</a>	ca. 33,- €	3. Quartal 2024 (sukzessive)

Stand: Februar 2024. Änderungen und Irrtümer vorbehalten.

