

Grundwissen

CHEMIE

9. Klasse (NTG)



1.	DER ATOMBAU UND DAS GEKÜRZTE PERIODENSYSTEM DER ELEMENTE (PSE)	4
2.	DAS DONATOR-AKZEPTOR-KONZEPT BEI ELEKTRONENÜBERGÄNGEN	6
3.	DIE BINDUNGSVERHÄLTNISSE IN MOLEKULAR GEBAUTEN STOFFEN	7
4.	STRUKTUR- UND EIGENSCHAFTSKONZEPT	10
5.	DIE STOFFKLASSE DER KOHLENWASSERSTOFFE	12

Beschreibung der Elektronenverteilung mithilfe der Elektronenkonfiguration

Die Verteilung der Elektronen eines Atoms bzw. Ions auf die einzelnen Energiestufen bezeichnet man als Elektronenkonfiguration.

Allgemeine Schreibweise: **Energiestufe** n Anzahl der Elektronen der jeweiligen Energiestufe

z.B. Elektronenkonfiguration eines Aluminiumatoms: Al: $1^2 2^8 3^3$

Elektronenkonfiguration eines Aluminium-Ion: $Al^{3+}: 1^2 2^8 3^0$

Die Valenzelektronen sind die äußersten, energiereichsten und für chemische Reaktionen wichtigsten Elektronen. Elemente, deren Atome die gleiche Anzahl an Valenzelektronen besitzen, zeigen ein ähnliches chemisches Reaktionsverhalten. Im PSE sind diese Elemente zu Hauptgruppen zusammengefasst.

Lernvideo zur Elektronenkonfiguration (ca. 7 Minuten)

<https://bit.ly/3TUJktS>



Die Edelgasregel und die Edelgaskonfiguration

Die Elemente der 8. Hauptgruppe werden als Edelgase bezeichnet. Diese Elemente reagieren kaum mit anderen Elementen, da deren Atome acht Elektronen (bzw. 2 Elektronen bei Helium) in der äußersten Energiestufe besitzen und damit ein stabiles **Elektronenoktett** bzw. **Elektronenduplett (Helium)**. Diese besondere Elektronenkonfiguration nennt man **Edelgaskonfiguration**.

- Atome aus den Elementen der Hauptgruppen I – III reagieren durch Elektronenabgabe zu positiv geladenen **Kationen**,
- Atome aus den Elementen der Hauptgruppen V – VII reagieren durch Elektronenaufnahme zu negativ geladenen **Anionen**.
- Durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen besitzen die Ionen dadurch die stabile Edelgaskonfiguration.
- Die Atome aus den Elementen der Hauptgruppe IV können je nach Reaktionspartner Anionen oder Kationen bilden.
- Die **Edelgasregel** besagt, dass Atome bzw. Ionen in Verbindungen häufig stabile Elektronenkonfigurationen eines Edelgas-Atoms einnehmen.

Lernvideo zur Edelgaskonfiguration (ca. 3½ Minuten)

<https://bit.ly/3TRwH2M>



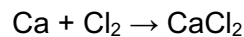
2. Das Donator-Akzeptor-Konzept bei Elektronenübergängen

- Um ein Elektronenoktett zu erreichen, können Atome Elektronen abgeben oder aufnehmen. Dabei gilt: **es gibt niemals eine Elektronenabgabe ohne eine Elektronenaufnahme (und umgekehrt)!**
- Die Abgabe von Elektronen wird als **Oxidation**, die Aufnahme von Elektronen als **Reduktion** bezeichnet
- Ein Elektronenübergang von einem **Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor** wird als **Redoxreaktion** bezeichnet.

Die **Salzbildungsreaktion** ist eine Redoxreaktion. Dabei reagieren Atome zu Ionen, die nach der Reaktion eine Edelgaskonfiguration besitzen.

Bei Salzbildungsreaktionen sind Metallatome die Elektronendonatoren, Nichtmetallatome die Elektronenakzeptoren.

Beispiel: Bildung von Calciumchlorid CaCl_2 aus den Elementen



Metall	Nichtmetall
Elektronengeber = e ⁻ -Donator	Elektronennehmer = e ⁻ -Akzeptor
= Oxidation (Elektronenabgabe) ⇒ ein Kation entsteht (Oktett!)	= Reduktion (Elektronenaufnahme) ⇒ ein Anion entsteht (Oktett!)
Anzahl der positiven Ladung(en) entspricht der Anzahl der abgegebenen e ⁻	Anzahl der negativen Ladung(en) entspricht der Anzahl der aufgenommenen e ⁻
Oxidation: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$	Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$
Redoxgleichung (in Ionenschreibweise): $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	

Lernvideo zur Ionenbildung (ca. 7 Minuten)

<https://bit.ly/3qmdRTT>



3. Die Bindungsverhältnisse in molekular gebauten Stoffen

3.1 Das Orbitalmodell

Den Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, nennt man **Orbital**. Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt. Ein Orbital eines Atoms nennt man **Atomorbital**.

3.2 Die Atombindung

Eine **Atombindung** (= Elektronenpaarbindung = kovalente Bindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich zwei Atome einander annähern. Dabei kommt es zu einer Überlappung einfach besetzter Atomorbitale. Dadurch entstehen mit zwei Elektronen besetzte **Molekülorbitale**.

Zustandekommen von Atombindungen am Beispiel von H₂:

Nähern sich zwei Wasserstoffatome an, zieht der positiv geladene Kern des einen Atoms die negativ geladene „Hülle“ des anderen Atoms an (= Anziehungskraft). Die Atome nähern sich solange einander an, bis die Anziehungskraft genau so groß ist wie die Abstoßungskraft zwischen den beiden positiv geladenen Atomkernen. Dies ist bei Abstand r_e der Fall (siehe Abb. 1).

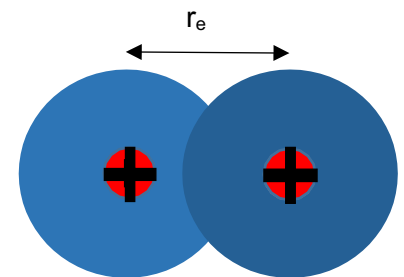


Abbildung 1: Bildung von H₂

Die beiden Valenzelektronen (von jedem Wasserstoffatom jeweils eines) halten sich bevorzugt im Überlappungsbereich der beiden Atomhüllen auf. Dieses gemeinsame Elektronenpaar verbindet die beiden Atomhüllen zu einer Molekülhülle. Es wird deshalb als **bindendes Elektronenpaar** bezeichnet. Die beiden Elektronen des bindenden Elektronenpaares gehören jedem der beiden Atome zu gleichen Teilen. So nutzt jeder der beiden Partner das „zusätzliche“ Elektron für seine Valenzschale und erreicht somit den Edelgaszustand (siehe Abb. 2)

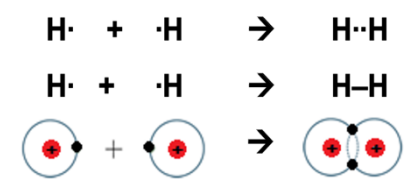


Abbildung 2: Bildung eines Wasserstoffmoleküls

Mehrfachbindungen:

Betrachtet man das Schalenmodell des Stickstoffmoleküls (Abb. 3), so fällt auf, dass sich hier nicht nur ein bindendes Elektronenpaar im Überlappungsbereich der äußersten Schale befindet, sondern drei bindende Elektronenpaare. Dies ist nötig, weil nur dadurch jedes Atom den Edelgaszustand erreicht.

Im Vergleich dazu bildet das Sauerstoffmolekül zwei bindende Elektronenpaare aus, um den Oktettzustand zu erreichen.

Werden zwischen zwei Atomen mehrere bindende Elektronenpaare ausgebildet, so spricht man von Mehrfachbindungen (z. B. Zweifachbindung bei Sauerstoff oder Dreifachbindung bei Stickstoff).

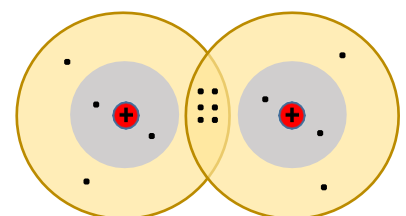


Abbildung 3: Schalenmodell des Stickstoffmoleküls (Dreifachbindung)

Lernvideo zur Atombindung (ca. 10 Minuten)
<https://bit.ly/3BqhOxp>

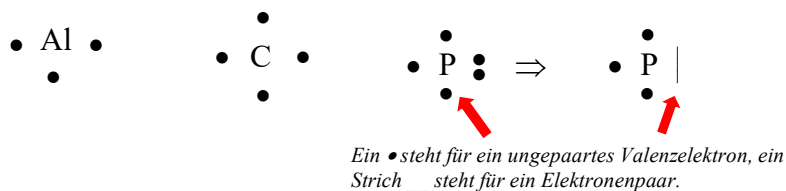


3.3 Die Valenzstrichschreibweise

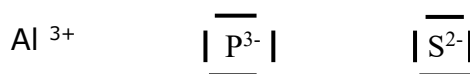
Die Valenzstrichschreibweise von Atomen und Ionen:

Die Valenzschreibweise ist eine Darstellung der **Valenzelektronen** eines Atoms bzw. eines Ions. Alle anderen Elektronen werden nicht dargestellt. Die Valenzelektronen werden als Punkte bzw. Striche um das Elementsymbol herum gezeichnet. Tipp: die Anzahl der Valenzelektronen der Hauptgruppenelemente entspricht der Hauptgruppennummer im PSE.

Beispiel: Valenzstrichschreibweise einiger Atome



Beispiel: Valenzschreibweise einiger Ionen



Lernvideo zum Aufstellen von Valenzstrichformeln (ca. 17. Min)
<https://bit.ly/3Bak1vk>

Die Valenzstrichformel (= Lewis-Formel) von Molekülen und Molekülionen

Um die Valenzstrichformel eines Moleküls aufzustellen, muss man einige Regeln beachten:

1. Freie Elektronenpaare werden dem zugehörigen Elementsymbol als Strich zugeordnet.
2. Einzelelektronen werden als Punkt dargestellt.
3. Bindende Elektronenpaare werden als Verbindungsstrich zwischen den Elementsymbolen dargestellt.
4. Für alle Atome in der Verbindung muss die Oktettregel erfüllt sein.
5. Formale Ladungen müssen mit „-“ oder „+“ am entsprechenden Atom gekennzeichnet sein.

Vorgehensweise zum Aufstellen einer Valenzstrichformel:

Graphisches Aufstellen über die Punktschreibweise

1. Man formuliert für alle Atome, die an der Verbindung beteiligt sind, die Valenzstrichschreibweise. Am besten ordnet man alle Elektronen erst einmal als Punkte (links, rechts, unter und über dem Elementsymbol) um das Elementsymbol an.
2. Nun sortiert man die Atome so zusammen, dass für jedes Atom der Oktettzustand (für Wasserstoff der Duplett-Zustand) erreicht ist. Es sind auch Doppel- und Dreifachbindungen möglich.
3. Als nächstes werden nun Punktepaare durch Striche ersetzt und somit die bindenden und nicht-bindenden Elektronenpaare symbolisiert.

Wichtiger Hinweis: Die Anzahl der Valenzelektronen aller beteiligten Atome zusammen muss der Anzahl der verwendeten Elektronen (sowohl bindend als auch nicht-bindend) entsprechen! Es gehen weder Elektronen verloren, noch kommen welche dazu.

4. Zuletzt wird an jedem Atom überprüft, ob eine Formalladung entstanden ist. Dies kann man kontrollieren, indem man die Elektronen, die tatsächlich zu dem Atom gehören, zählt und mit der Anzahl der Valenzelektronen, die das Atom laut PSE haben sollte, vergleicht. Sind mehr Elektronen vorhanden, so ergibt sich eine negative Formalladung. Sind weniger Elektronen vorhanden, so entsteht eine positive Formalladung.

3.4 Das EPA-Modell= Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell

Abhängig von der Anzahl der Bindungen sind hier viele räumliche Strukturen möglich. Wir beschränken uns auf folgende Molekülgeometrien:

linear, gewinkelt, trigonal planar, trigonal pyramidal, tetraedrisch.

Die Atome ordnen sich immer so im Raum an, dass sie den größtmöglichen Abstand zueinander haben. Dies liegt daran, dass sich die einzelnen Elektronenpaare der Atome gegenseitig abstoßen.

Ausgehend von dem in der Mitte liegenden Atom kann man mit Hilfe von drei Grundkörpern, nämlich Gerade, Dreieck und Tetraeder, alle nötigen Molekülgeometrien ableiten.

Regeln zum Ableiten des räumlichen Molekülbaus:

1. Aufstellen der Valenzstrichformel.
2. Anzahl der bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare am Zentralatom ermitteln (Mehrfachbindungen zählen wie Einfachbindungen).
3. Elektronenpaare (EP) so im Raum anordnen, dass sie den größtmöglichen Abstand zueinander haben.

Summe aller EP	...davon bindende EP	...davon nicht bindende EP	Struktur	Strukturformel
2	2	0	linear	
3	2	1	gewinkelt	
3	3	0	Trigonal planar	
4	2	2	gewinkelt	
4	3	1	Trigonal pyramidal	
4	4	0	tetraedrisch	



Lernvideo zum räumlichen Bau von Molekülen (ca. 15 Minuten)

<https://bit.ly/3Dh6LrI>

Quelle aller Orbitalmodelle: <http://www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/cs11-15.htm>

4. Struktur- und Eigenschaftskonzept

4.1 Grundlagen zu Dipolmolekülen

Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA) siehe auch Kap. 3.4	Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und nehmen den jeweils größtmöglichen Abstand zueinander ein, wobei nichtbindende einen etwas größeren Raum benötigen als bindende; Mehrfachbindungen entsprechen in ihrer abstoßenden Wirkung einer Einfachbindung.
Molekülgeometrie siehe auch Kap. 3.4	<ul style="list-style-type: none">• linear• gewinkelt• trigonal planar• trigonal pyramidal• tetraedrisch
Elektronegativität EN	Fähigkeit eines Atoms innerhalb eines Moleküls Bindungselektronen anzuziehen. Die EN hängt von der Kernladung und der Größe der Atome ab. Zunehmende EN im PSE von links nach rechts und von unten nach oben.
Polare Atombindung	Bei Molekülen mit Atomen mit verschiedener Elektronegativität. Die Polarität einer Atombindung kann durch die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN und Auftreten von Teilladungen (Partiellladungen δ^+ und δ^-) beschrieben werden.
Dipolmolekül	Molekül mit einem Pol mit positiver und einem Pol mit negativer Teilladung (aus Molekülgeometrie abgeleitet) aufgrund polarer Atombindungen Beispiel: H_2O



Lernvideo zur Elektronegativität
(ca. 8 Minuten)
<https://bit.ly/3d5cDeF>



Lernvideo zur Molekulpolarität
(ca. 16 Minuten)
<https://bit.ly/3BxxfUo>

4.2 Intermolekulare Wechselwirkungen

Aus der Struktur von Molekülen lassen sich Wechselwirkungen zwischen Molekülen derselben und/oder unterschiedlicher Stoffarten ableiten. Wichtig: Es handelt sich dabei nicht um Bindungen, wie sie zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls vorliegen!

Von 1 bis 3 zunehmende Stärke:

1. London-Dispersions-Wechselwirkung (LDWW)	Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen. Anstieg mit zunehmender Kontaktfläche und Molekülmasse (LDWW wirken zwischen allen Molekülen).
<p>2. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen (DD-WW)</p> <p>$\delta^+ \delta^-$ $\delta^+ \delta^-$</p> <p>H-Cl ----- H-Cl</p> <p>— —</p>	Anziehungskräfte zwischen Molekülen mit permanentem Dipol.
3. Wasserstoffbrückenbindungen (HBB)	Die stärksten WW zwischen Molekülen mit positiv polarisiertem H-Atom einerseits und freiem Elektronenpaar des stark elektronegativen Atoms (N, O oder F) andererseits

Auswirkungen der zwischenmolekularen Kräfte:

Die Auswirkungen der zwischenmolekularen Kräfte sind abhängig von der Art der zwischenmolekularen Kraft und von der Moleküloberfläche, über welche die Kraft wirkt. Je größer die Moleküloberfläche ist, desto stärker wirken die jeweiligen Kräfte:

- Siedetemperatur: Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte sind, desto höher ist die Siedetemperatur. Es muss mehr Energie aufgewendet werden, um die Moleküle voneinander zu trennen und sie in den gasförmigen Aggregatzustand zu überführen.
- Schmelztemperatur: Die Energiezufuhr bewirkt eine Trennung der Moleküle bis der flüssige Zustand erreicht ist. Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte sind, desto höher ist auch die Schmelztemperatur.
- Löslichkeit: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ (lat.: similia similibus solvuntur) hydrophile Stoffe (= Moleküle mit Dipolcharakter) lösen sich in hydrophilen Lösemitteln (Beispiel: Wasser); hydrophobe Stoffe in hydrophoben Lösemitteln (Beispiel: Benzin)

Lernvideo zur intermolekularen
Wechselwirkungen
(ca. 18 Minuten)
<https://bit.ly/3DeefLZ>



5. Die Stoffklasse der Kohlenwasserstoffe

Stoffklasse	charakteristische Gruppe	
Kohlenwasserstoffe		
Alkane	$\begin{array}{c} & \\ -C & -C- \\ & \end{array}$	C-C-Einfachbindung
Alkene	$>C=C<$	C-C-Doppelbindung
Alkine	$-C\equiv C-$	C-C-Dreifachbindung
Alkohole		
	R-OH	<u>Hydroxygruppe</u>
Carbonylverbindungen		
Ketone	$\begin{array}{c} O \\ \\ R_1-C-R_2 \end{array}$	mittelständige Carbonylgruppe
Aldehyde	$\begin{array}{c} O \\ \\ R_1-C-H \end{array}$	endständige Carbonylgruppe
Carbonsäuren		
	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OH \end{array}$	<u>Carboxygruppe</u>

5.2 Die IUPAC-Nomenklatur der Kohlenwasserstoffe

teilweise übernommen aus <http://www-organik.praktika.chemie.uni-wuerzburg.de//uebung-op1/nomenklatur-regeln-ws08.pdf>

- Der Name ist folgendermaßen aufgebaut:

Präfix	Stamm	Suffix
Welche Substituenten an der Hauptkette?	Wie viele C-Atome in der Hauptkette?	Welche Stoffklasse?

- Identifizieren der verschiedenen Substituenten und funktionellen Gruppen, die im Molekül vorhanden sind.
- Beurteilen der Prioritäten nach folgender absteigender Prioritätenliste:
Carbonsäure > Aldehyd > Keton > Alkohol > Alken > Alkin > Alkan
- Suchen der längsten Kohlenwasserstoffkette mit der funktionellen Gruppe der höchsten Priorität.
- Die Anzahl der Kohlenstoffatome ergibt den Stammmamen.

C-	Name	C-	Name
1	Methan	6	Hexan
2	Ethan	7	Heptan
3	Propan	8	Octan
4	Butan	9	Nona
5	Pentan	10	Decan

- Die höchstpriorisierte funktionelle Gruppe bildet das Suffix. Suffixe sind:

Gruppe	Suffix
Carbonsäure (-	-säure
Aldehyd (-CHO)	-al
Keton (-CO-)	-on
Alkohol (-OH)	-ol
Alken (>C=C<)	-en
Alkin (-C≡C-)	-in
Alkan	-an

- „-säure“, „-al“, „-on“ und „-ol“ werden immer mit „-an“, „-en“ oder „-in“ verbunden.

- „-an“ wird nicht geschrieben, wenn „-en“ oder „-in“ benutzt wird.
- „-säure“, „-al“, „-on“ und „-ol“ werden nicht gemeinsam verwendet. Es wird nur die höchste funktionelle Gruppe als Suffix aufgeführt, alle anderen Substituenten werden im Präfix gelistet.

7. Nummerieren der längsten Kette, sodass die funktionelle Gruppe mit der höchsten Priorität eine möglichst kleine Nummer erhält.

8. Benennen der anderen Substituenten als Präfixe:

Gruppe	Präfix
Carbonsäure (-	-carboxy-
Aldehyd (-CHO)	-oxo-
Keton (-CO-)	-oxo-
Alkohol (-OH)	-hydroxy-
Alkylreste (C _x H _y)	-???yl- (z. B. -methyl-, -ethyl-

9. Schreiben der Substituenten vor den Stammnamen in alphabetischer Reihenfolge.

10. Kommen Substituenten mehrfach vor, dies durch griechische Zahlenwörter kennzeichnen.

11. Positionsnummern der Substituenten / funktionellen Gruppen vor die jeweiligen Wortteile schreiben – die Positionsnummer „1“ kann beim Suffix entfallen.