

Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundlegende Inhalte der 9. Klasse NTG am G9

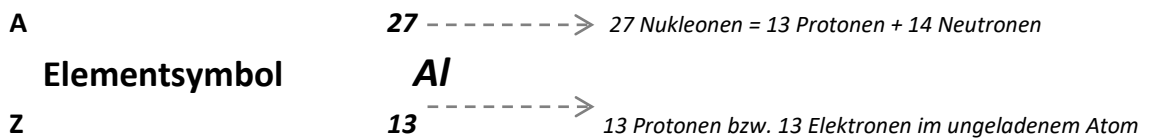
Stand: Juli 2022

Anmerkung: Grau hinterlegter Text stellt kein Grundwissen dar, soll aber der Übersichtlichkeit und dem Einordnen der Inhalte in einen größeren Zusammenhang dienen. Die Reihenfolge ist nicht entsprechend dem Lehrplan oder dem Vorgehen im Heft und ersetzt dieses auch nicht.

1. Der Atombau und das gekürzte Periodensystem

1.1 Der Atombau

Protonen, Neutronen und Elektronen werden auch Elementarteilchen genannt und sind die Bausteine eines Atoms. Das kann man aus dem PSE ablesen:



A = Nukleonenzahl (= Massenzahl) = Protonenzahl Z + Neutronenzahl N

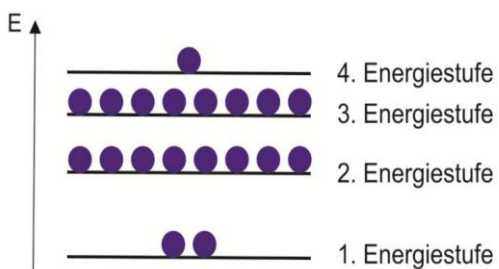
Z = Protonenzahl (= Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom)

Isotope sind Atomsorten eines Elements, die die gleiche Protonenanzahl, aber unterschiedliche Neutronenanzahl haben und sich daher in der Massenzahl unterscheiden.

1.2 Aufbau der Atomhülle

Beschreibung der Elektronenverteilung mithilfe des Energiestufenmodells

Energiestufenmodell für ein Kalium-Atom



- Die Elektronen der Atomhülle lassen sich gruppenweise verschiedenen Energiestufen (n=1, n=2, n=3, ...) zuordnen.
- Die maximal mögliche Elektronenanzahl pro Energiestufe beträgt: $2n^2$
- Ein Wechsel der Energiestufe ist mit der Aufnahme (Absorption) oder Abgabe (Emission) von Energie verbunden.

Beschreibung der Elektronenverteilung mithilfe der Elektronenkonfiguration

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

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

z.B. Natrium: Na: **1² 2⁸ 3¹**

z.B. Natrium-Ion: Na⁺: **1² 2⁸ 3⁰**

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

Die Edelgasregel und die Edelgaskonfiguration

Edelgase reagieren kaum mit anderen Elementen, da deren Atome ein stabiles **Elektronenoktett** bzw. **Elektronenduplett (Helium)** in der äußersten Energiestufe haben. Diese besondere Elektronenkonfiguration nennt man **Edelgaskonfiguration**. Um Elektronen aus der Atomhülle zu entfernen, muss die **Ionisierungsenergie** aufgewendet werden.

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 dann 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.

3. Die Bindungsverhältnisse in molekulargebauten Stoffe

3.1 Orbitalmodell

Die Elektronen in einem Atom befinden sich mal näher beim Atomkern, mal sind sie weiter von ihm entfernt. Der Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, heißt das **Orbital**.

Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt.

Eine **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich einfach besetzte Atomorbitale benachbarter Atome überlappen und so mit zwei Elektronen besetzte Molekülorbitale entstehen.

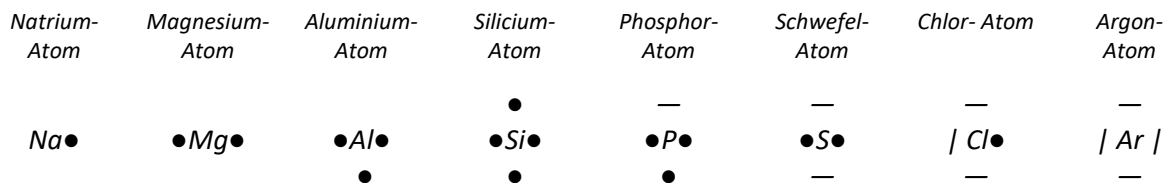
3.2 Die Valenzstrichschreibweise

Die Valenzstrichschreibweise von Atomen und Ionen

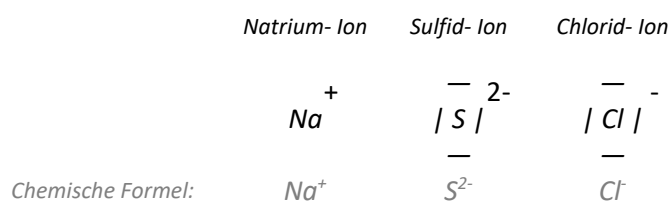
Die Valenzschreibweise ist eine Darstellung der **Valenzelektronen** eines Atoms bzw. eines Ions. Alle anderen Elektronen werden nicht dargestellt:

Beispiele:

Valenzstrichschreibweise der Atome aus der 3. Periode



Valenzstrichschreibweise von Ionen:



Legende:

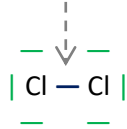
- Ein ● steht für ein ungepaartes Elektron.
- Ein — steht für ein Elektronenpaar.

Die Valenzstrichschreibweise von Molekülen

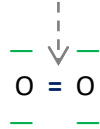
Die meisten Nichtmetalle und alle Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen sind molekular gebaute Stoffe. Die Atome werden durch Ausbildung von mindestens einem gemeinsamen bindenden Elektronenpaar zu einem Molekül fest verbunden. Diese Bindung nennt man **Atombindung** oder **Elektronenpaarbindung**.

Valenzstrichschreibweise eines Chlor-Moleküls, Sauerstoff-Moleküls, Stickstoff-Moleküls als Beispiel für eine...

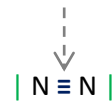
...Einfachbindung



...Doppelbindung



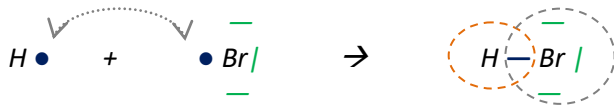
... Dreifachbindung



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Durch Ausbildung von gemeinsamen bindenden Elektronenpaaren erreichen die Bindungspartner die stabile **Edelgaskonfiguration**.

Beispiel: Ausbildung **eines gemeinsamen Elektronenpaares** in einem Wasserstoffbromid-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine einfache Elektronenpaarbindung stellt jedes Atom jeweils **ein freies Elektron** zur Verfügung. Das **bindende Elektronenpaar** wird beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Das Wasserstoff-Atom hat somit ein **stabiles Elektronenduplett**, das Brom-Atom ein **stabiles Elektronenoktett**.

Beispiel: Ausbildung von **zwei gemeinsamen Elektronenpaaren** in einem Sauerstoff-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine Doppelbindung stellt jedes Atom jeweils **zwei freie Elektronen** zur Verfügung. Die beiden **bindenden Elektronenpaare** werden beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Beide Sauerstoff-Atome haben somit ein **stabiles Elektronenoktett**.

Die Valenzstrichschreibweise Molekül-Ionen und die Bestimmung von Formalladungen

Die Valenzstrichformel (= Lewis-Formel) zeigt folgende Informationen über ein Molekül oder Molekül-Ion: Die beteiligten Atome, die bindenden Elektronen (= Atombindungen), die nichtbindenden Elektronen (= freie Elektronen) und die formalen Ladungen. Der räumliche Bau wird meist nicht besonders berücksichtigt.

Schritt 1: Summe der im Molekül vorhandenen **Valenzelektronen** berechnen.

<p>Das Kohlenstoffatom steht in der vierten Hauptgruppe und hat deshalb 4 Valenzelektronen.</p> <p>Das Sauerstoffatom steht in der sechsten Hauptgruppe und hat deshalb 6 Valenzelektronen.</p> <p style="text-align: center;">CH₂O</p> <p>Das Wasserstoffatom steht in der ersten Hauptgruppe und hat deshalb 1 Valenzelektron. Da es zweimal vorhanden ist, ergibt das 2 Valenzelektronen.</p> <p>Das Molekül hat insgesamt 12 Valenzelektronen.</p>	<p>Das Stickstoffatom steht in der fünften Hauptgruppe und hat deshalb 5 Valenzelektronen.</p> <p>Das Molekül ist positiv geladen, deshalb ziehen wir ein Valenzelektron ab. -1 Valenzelektronen.</p> <p style="text-align: center;">NH₄⁺</p> <p>Das Wasserstoffatom steht in der ersten Hauptgruppe und hat deshalb 1 Valenzelektron. Da es viermal vorhanden ist, ergibt das 4 Valenzelektronen.</p> <p>Das Molekül hat insgesamt 8 Valenzelektronen.</p>	<p>Das Kohlenstoffatom steht in der vierten Hauptgruppe und hat deshalb 4 Valenzelektronen.</p> <p>Das Molekül ist zweifach negativ geladen. Addition von zwei Valenzelektronen. +2 Valenzelektronen.</p> <p style="text-align: center;">CO₃²⁻</p> <p>Das Sauerstoffatom steht in der sechsten Hauptgruppe und hat deshalb 6 Valenzelektronen. Da es dreimal vorhanden ist, ergibt das 18 Valenzelektronen.</p> <p>Das Molekül hat insgesamt 24 Valenzelektronen.</p>
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Schritt 2: Summe der theoretisch für stabilen Edelgaszustand **benötigten Elektronen** berechnen.

Wasserstoffatome benötigen **2 Elektronen**. Alle anderen Atome benötigen **8 Elektronen**.

<p>Das Kohlenstoffatom benötigt 8 Elektronen.</p> <p>Das Sauerstoffatom benötigt 8 Elektronen.</p> <p style="text-align: center;">CH₂O</p> <p>Das Wasserstoffatom benötigt 2 Elektronen. Da es zweimal vorhanden ist, ergibt das 4 benötigte Elektronen.</p> <p>Das Molekül benötigt theoretisch 20 Elektronen.</p>	<p>Das Stickstoffatom benötigt 8 Elektronen.</p> <p style="text-align: center;">NH₄⁺</p> <p>Das Wasserstoffatom benötigt 2 Elektronen. Da es viermal vorhanden ist, ergibt das 8 benötigte Elektronen.</p> <p>Das Molekül benötigt theoretisch 16 Elektronen.</p>	<p>Das Kohlenstoffatom benötigt 8 Elektronen.</p> <p style="text-align: center;">CO₃²⁻</p> <p>Das Sauerstoffatom benötigt 8 Elektronen. Da es dreimal vorhanden ist, ergibt das 24 benötigte Elektronen.</p> <p>Das Molekül benötigt theoretisch 32 Elektronen.</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

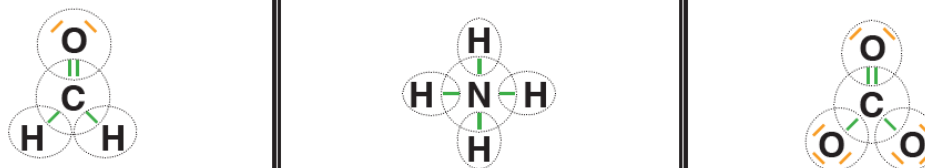
Schritt 3: Summe der **bindenden Elektronen** und **nichtbindenden Elektronen** berechnen.

bindende Elektronen = benötigte Elektronen – Valenzelektronen
nichtbindende Elektronen = Valenzelektronen – bindende Elektronen

<p style="text-align: center;">CH₂O</p> <p>bindende Elektronen = 20 – 12 = 8 nichtbindende Elektronen = 12 – 8 = 4</p>	<p style="text-align: center;">NH₄⁺</p> <p>bindende Elektronen = 16 – 8 = 8 nichtbindende Elektronen = 8 – 8 = 0</p>	<p style="text-align: center;">CO₃²⁻</p> <p>bindende Elektronen = 32 – 24 = 8 nichtbindende Elektronen = 24 – 8 = 16</p>
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Schritt 4: Atom mit **größter Bindigkeit** zentral anordnen, restliche Atome drumherum.

Bindende Elektronen und **nichtbindende Elektronen** so verteilen, dass alle Atome die **Edelgaskonfiguration** erreichen.



Schritt 5: Formale Ladungen für jedes Atom und Ionenladung bestimmen.

<p>Das Sauerstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 6 Elektronen. Das entspricht seinen 6 Valenzelektronen. Keine formale Ladung.</p> <p style="text-align: center;"></p> <p>Das Kohlenstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 4 Elektronen. Das entspricht seinen 4 Valenzelektronen. Keine formale Ladung.</p> <p>Die Wasserstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 1 Elektron. Das entspricht seinem 1 Valenzelektron. Keine formale Ladung.</p> <p>Das Molekül ist ungeladen.</p>	<p>Das Stickstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 4 Elektronen. Das ist eines weniger als seine 5 Valenzelektronen. Eine positive formale Ladung.</p> <p style="text-align: center;"></p> <p>Die Wasserstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 1 Elektron. Das entspricht seinem 1 Valenzelektron. Keine formale Ladung.</p> <p>Das Molekül-Ion ist einfach positiv geladen.</p>	<p>Das obere Sauerstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 6 Elektronen. Das entspricht seinen 6 Valenzelektronen. Keine formale Ladung.</p> <p>Das Kohlenstoffatom hat bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 4 Elektronen. Das entspricht seinen 4 Valenzelektronen. Keine formale Ladung.</p> <p>Die unteren Sauerstoffatome haben bei mittlerer Aufteilung der Bindungen 7 Elektronen. Das ist eines mehr als seine 6 Valenzelektronen. Eine negative formale Ladung.</p> <p>Das Molekül-Ion ist zweifach negativ geladen.</p>
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

3.3 Der Räumliche Bau von Molekülen

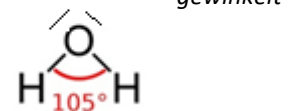
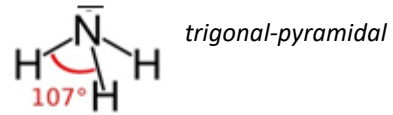
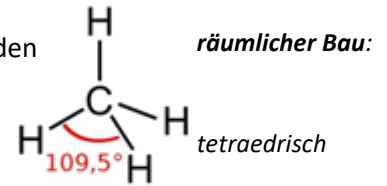
Der räumliche Bau von Molekülen wird vom Platzbedarf der Orbitale bestimmt. In den Orbitalen befinden sich Elektronen(paare).

Weil sich die Elektronenpaare aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Elektronenpaare so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben. Dies beschreibt das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell**.

Mit Hilfe von Strukturformeln kann der räumliche Bau von Molekülen dargestellt werden.

Je nach Anzahl der Raumrichtungen der Elektronenpaare ergeben sich drei unterschiedliche Bindungswinkel:

a) 4 Raumrichtungen => tetraedrische Struktur mit Tetraederwinkel (109,5°)



Beispiele:

Methan CH_4 : 4 Einfachbindungen = 4 Raumrichtungen

Ammoniak NH_3 : 3 Einfachbindungen und 1 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

Wasser H_2O : 2 Einfachbindungen und 2 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

(Die geringen Abweichungen der Bindungswinkel beruhen auf dem größeren Platzbedarf freier EP und sind nicht Stoff des Grundwissens.)

b) 3 Raumrichtungen => trigonal-planare Struktur mit 120°-Winkel

Beispiele:

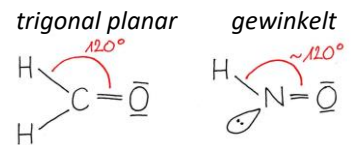
Formaldehyd H_2CO :

2 Einfach- und 1 Doppelbindung = 3 Raumrichtungen

Untersalpetrige Säure HNO :

1 Einfach-, 1 Doppelbindung und 1 nichtbindendes EP = 3 Raumrichtungen

Realstruktur:



c) 2 Raumrichtungen => lineare Struktur mit 180°-Winkel

Beispiele:

Kohlenstoffdioxid CO_2 : 2 Doppelbindungen = 2 Raumrichtungen

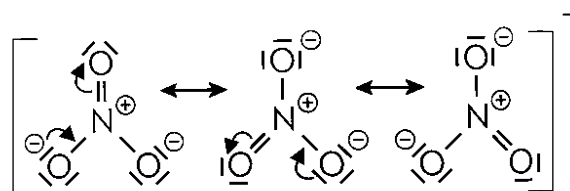
Cyansäure HCN : 1 Einfach- und 1 Dreifachbindung = 2 Raumrichtungen



3.4 Das Mesomerie-Modell

Können die in einem Molekül vorliegenden *Bindungsverhältnisse* nicht durch eine einzige Valenzstrichformel dargestellt werden, sondern nur durch mehrere *Grenzstrukturformeln*, spricht man vom Phänomen der **Mesomerie** oder einem **mesomeren System**.

Beispiel: Nitrat-Ion



3.5 Die Benennung und das Phänomen der Isomerie bei Kohlenwasserstoffen

Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, deren Moleküle nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind. Man unterscheidet:

gesättigte Kohlenwasserstoffe

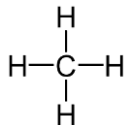
→ jedes C-Atom hat die maximale Anzahl an Bindungspartnern

die **Alkane**

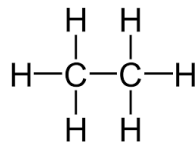
nur Einfachbindungen zwischen den C-Atomen

Beispiele:

Methan



Ethan



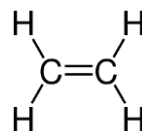
ungesättigte Kohlenwasserstoffe

die **Alkene**

mind. 1 Doppelbindung zwischen 2 C-Atomen

Beispiel:

Ethen

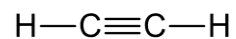


die **Alkine**

mind. 1 Dreifachbindung zwischen zwei C-Atomen

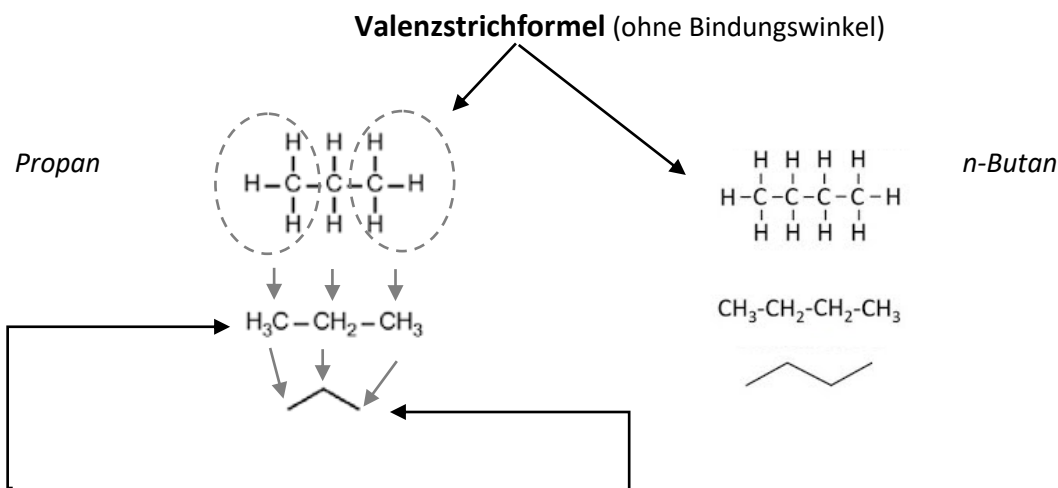
Beispiel:

Ethin



An der Endung **-an**, **-en** oder **-in** erkennt man die Zugehörigkeit der Verbindung zu einer der Gruppen.

Wichtige Formelschreibweisen: Kohlenwasserstoff-Moleküle können sehr groß werden. Daher ist es auch hilfreich, wichtige abgekürzte Formelschreibweisen zu formulieren:



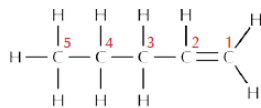
Halbstrukturformeln: Sie geben vereinfacht nur die Bindungen zwischen den Kohlenstoff-Atomen an. Die an den Kohlenstoffatomen gebundenen Atome werden zusammengefasst. Der Index gibt die jeweilige Anzahl dieser Atome an. Die Atomartensymbole werden noch geschrieben.

Skelettformeln: Durch eine stark vereinfachte Schnellschreibweise werden nur die Anordnungen der Bindungen zwischen den Kohlenstoff-Atomen angegeben. Alle Atomartensymbole werden weggelassen. Bindungswinkel werden berücksichtigt. An jeder Ecke und an den Enden sitzen also C-Atome.

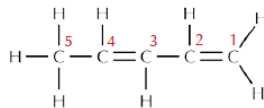
Die Benennung von Kohlenwasserstoffen

Die Nomenklatur erfolgt nach den **IUPAC-Regeln** (International Union of Pure and Applied Chemistry). Der Name setzt sich aus dem **Stammnamen** und der entsprechenden **Endung** zusammen.

Ab vier Kohlenstoffatomen wird die Lage der Mehrfachbindung(en) mit **Zahlen** angegeben. Es wird so gezählt, dass die Zahlen möglichst klein sind. Gibt es mehrere Mehrfachbindungen, wird dies durch **griechische Zahlwörter** angegeben (s. Tabelle). Der Stammname erhält dann wieder ein „a“:



Pent-1-en

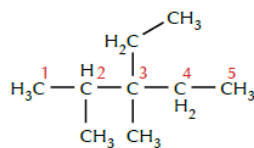


Pent-1,3-dien

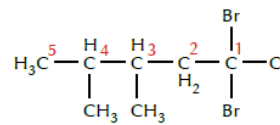
Tabelle: Überblick über die griechischen Zahlenwörter

2: di-, **3:** tri-, **4:** tetra-, **5:** penta-,
6: hexa-, **7:** hepta-, **8:** octa-,
9: nona-, **10:** deca-

Bei verzweigten Molekülen bestimmt die längste unverzweigte Kette den **Stammnamen**. Es wird so nummeriert, dass die Verzweigungsstellen und Mehrfachbindungen möglichst kleine Zahlen haben. Die **Seitenketten** werden mit **Stammname** + Endung „-yl“ benannt und nach alphabetischer Reihenfolge geordnet. Treten mehrere gleiche Seitenketten auf, wird vor den Namen ein **griechisches Zahlwort** gestellt, das in der alphabetischen Reihenfolge nicht berücksichtigt wird.



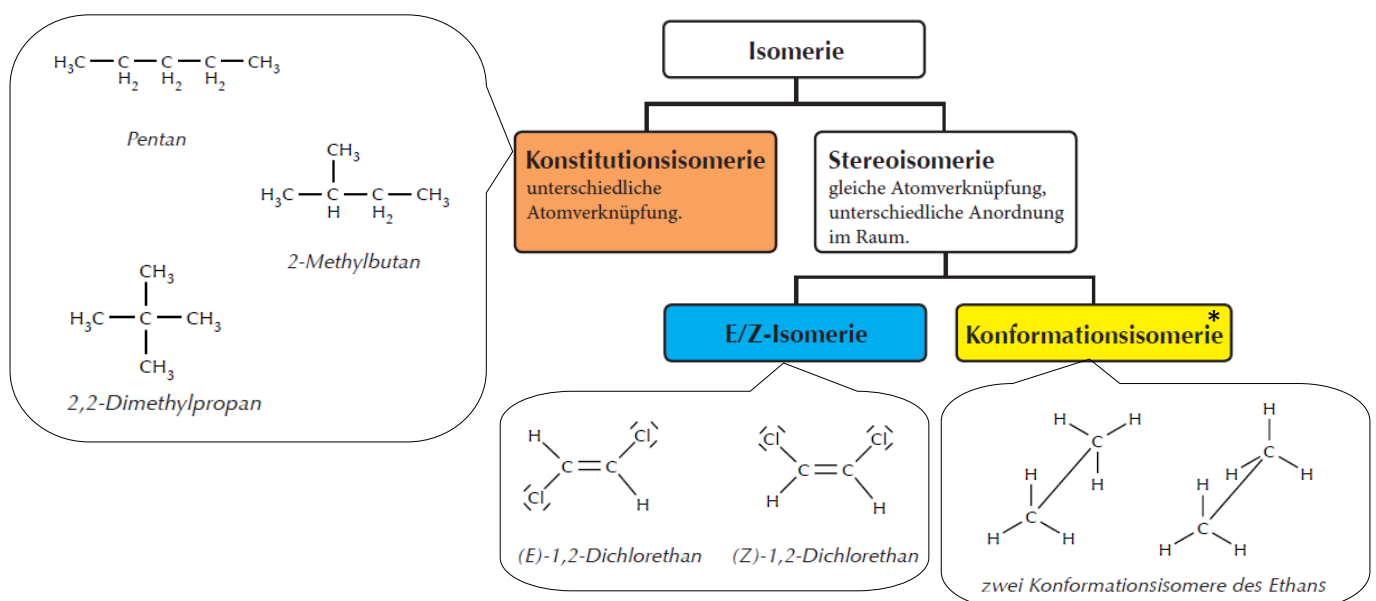
3-Ethyl-2,3-dimethylpentan



1,1-Dibrom-1-chlor-3,4-dimethylpentan

Das Phänomen der Isomerie bei Kohlenwasserstoffen

Moleküle mit **gleicher Molekülformel**, aber **unterschiedlicher Strukturformel**, nennt man **Isomere**. Es gibt unterschiedliche Arten der Isomerie:



* stellt kein Grundwissen der 9. Jahrgangsstufe dar

4. Das Wechselwirkungskonzept

4.1 Die Bindungspolarität

Die **Elektronegativität** (EN) ist ein Maß für die Stärke eines Atoms, die bindenden Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.

Die Elektronegativität der Atome steigt innerhalb einer Periode des PSE von „links nach rechts“ und innerhalb einer Hauptgruppe von „unten nach oben“ an. Das Maß für die EN ist eine Zahl ohne Einheit.

Fluor ist das elektronegativste Element (EN(F) = 3,89), gefolgt von Sauerstoff (EN(O) = 3,44), Chlor (EN(Cl) = 3,16) und Stickstoff (EN(N) = 3,04).

Hinweis: Die Zahlen stellen kein Grundwissen dar, man entnimmt sie dem Periodensystem (Rückseite!).

Haben zwei Atome, zwischen denen eine Elektronenpaarbindung besteht, **unterschiedliche EN-Werte**, so wird das **bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben**. Daher besitzt das elektronegativeres Atom einen Überschuss an negativer „Ladung“ (= negative Partialladung δ^-), das andere Atom ist im Gegenzug leicht positiv „geladen“ (= positive Partialladung δ^+) => Es liegt eine **polare Atombindung** vor. Generell gilt: Je größer die Differenz ΔEN zwischen den Atomen einer Atombindung ist, desto stärker polar ist diese Atombindung.

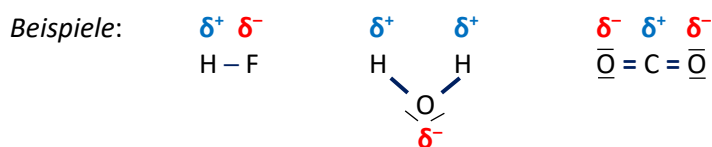
Haben zwei Atome die **gleichen EN-Werte**, liegt eine **unpolare Atombindung** vor.

Richtwerte für die Bestimmung der Bindungspolarität:

$\Delta EN \leq 0,40$ „unpolare“ Atombindung

$\Delta EN > 0,40$ polare Atombindung

Anmerkung: In der Schule werden schwach polare Atombindungen vereinfacht wie unpolare Atombindungen behandelt.

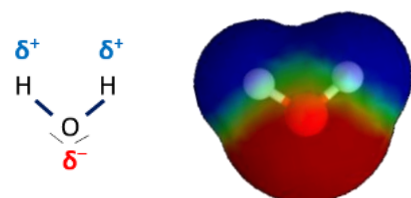


4.2 Die Molekülpolarität

Ein **Dipolmolekül** (kurz: *Dipol*) ist ein nach außen hin elektrisch neutrales Molekül, das durch das Vorhandensein von mindestens einer polaren Atombindung einen positiv und einen negativ polarisierten Molekülbereich aufweist. Das Molekül ist nicht vollständig symmetrisch gebaut (denn bei vollständig symmetrischen Molekülen wie z.B. C Cl₄ oder CO₂ fallen der positive und negative Ladungsschwerpunkt zusammen, so dass das Molekül nach außen hin *unpolar* ist).

Abbildung: Wassermoleküle sind typische Dipolmoleküle:

links: Valenzstrichformel mit Partialladungen an den Atomen
rechts: ladungscodierte Elektronendichteverteilung
blau: niedrige Elektronendichte --> rot: hohe Elektronendichte



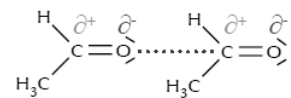
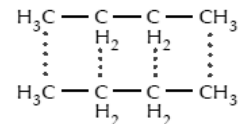
4.3 Die verschiedenen zwischenmolekularen Wechselwirkungen (ZMW)

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen wirken zwischen den Molekülen desselben Stoffs bzw. zwischen den Molekülen bzw. Teilchen unterschiedlicher Stoffe. Diese Wechselwirkungen werden oft durch gepunktete Linien dargestellt.

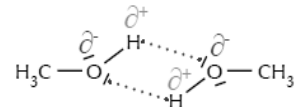
Man unterscheidet:

- Die **VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen**:

- Die **London-Dispersions-Wechselwirkungen** sind schwache elektrostatische Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen bzw. unpolaren Molekülteilen, die durch die zufälligen Elektronenverschiebungen (Bildung spontaner und induzierter Dipole) innerhalb eines Moleküls bzw. Molekülteils entstehen.
- Die **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** sind permanente elektrostatische Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolmolekülen.



- **Wasserstoffbrücken** können immer an den Stellen in einem Molekül ausgebildet werden, wenn ein Wasserstoffatom besonders stark positiv polarisiert wird, weil es an einem Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratom gebunden ist. Dieses positiv polarisierte Wasserstoffatom tritt dann mit den Elektronen eines nicht-bindenden Elektronenpaares eines benachbarten Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratoms in Wechselwirkung.



Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.

- Die **Ion-Dipol-Wechselwirkungen** sind elektrostatische Wechselwirkungen, die zwischen Ionen und permanenten Dipolmolekülen auftreten.

4.4 Der Einfluss der zwischenmolekularen Wechselwirkungen auf die Stoffeigenschaften

Die **Siede- und Schmelztemperaturen**, die **Viskosität** eines Stoffes und die **Löslichkeit** von Stoffen werden stark von den zwischenmolekularen Wechselwirkungen beeinflusst:

Beim **Sieden**, also beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand, sind zwei Vorgänge von Bedeutung:

a) Im flüssigen Zustand „berühren“ sich die Moleküle noch. Um die Moleküle voneinander vollständig zu trennen, müssen die zwischenmolekularen Wechselwirkungen überwunden werden, welche die Moleküle aneinanderhalten: Je stärker die ZMW, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um die Moleküle voneinander zu trennen. Die Siedetemperaturen von Stoffen aus unpolaren Molekülen sind niedriger als von Stoffen aus polaren Molekülen (bei vergleichbarer Molekülmasse).

b) Im gasförmigen Zustand bewegen sich die voneinander isolierten Moleküle sehr schnell. Je höher die Molekülmasse der Teilchen ist, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um sie zu beschleunigen. Deshalb haben Stoffe aus kleinen/leichten Molekülen niedrigere Siedetemperaturen als Stoffe aus großen/schweren Molekülen.

