

### Inhalt:

- [3.1 - Einleitung](#)
- [3.2 - Die kovalente Bindung \(Atombindung\)](#)
- [3.3 - Die Ionenbindung](#)
- [3.4 - Die Metallbindung](#)
- [3.5 - Zwischenpartikuläre Kräfte](#)
- [3.6 - Übungsaufgaben](#)
- [3.7 - Lernkontrolle](#)
- [3.8 - Literatur](#)
- [3.9 - Web-Links](#)
- [3.10 - Übungsaufgaben Strukturformeln](#)


### Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Elektronenkonfigurationen der Nichtmetalle aufschreiben können
- die kovalente Bindung erklären können
- die Begriffe "Bindungslänge" und "Bindungsenergie" kennen und damit umgehen können
- den Begriff "Hybridisierung" und seine Auswirkungen auf Molekülstrukturen kennen
- wissen was ein Dipol ist
- einfache Strukturformeln zeichnen können
- Isomere zu einer gegebenen Summenformel zeichnen können
- einfache Skelettformeln zeichnen können
- den Begriff "Mesomerie" und seine Auswirkungen auf Moleküle kennen
- die aufgeführten geladenen Moleküle kennen
- die Ionenbindung kennen und Verhältnisformeln aufstellen können
- Salzgitter und Gitterenergien kennen
- die Metallbindung und die wichtigsten Eigenschaften von Metallen kennen
- zwischenpartikuläre Kräfte kennen und Siedepunkte von Verbindungen relativ zueinander abschätzen können

## 3.1 Einleitung

Die Elemente unterscheiden sich im Aufbau ihrer Atome. Ein wesentlicher Aspekt dabei ist der unterschiedliche Aufbau ihrer Elektronenhüllen. Von den über 100 Elementen weisen genau deren 6 eine Elektronenkonfiguration mit vollen s- und p- Orbitalen auf. Es sind die **Edelgase**  Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe) und Radon (Rn).

Dieser elektronische Zustand ist sehr energiearm und stabil. Das ist der Grund, weshalb die Edelgase praktisch nicht zu einer chemischen Reaktion gebracht werden können. Es sind die einzigen Elemente, die in der Natur als einzelne Atome - **atomar** - vorkommen. Alle anderen Elemente versuchen nach dem ganz einfachen, aber universellen Prinzip einen möglichst energiearmen Zustand zu erreichen, ihre **Valenzschalen** zu vervollständigen. Um dies zu erreichen, werden aber stets Partner benötigt, die bereit sind, den Elektronenhaushalt in Ordnung zu bringen. Diese Elemente sind nie in atomarer Form anzutreffen, sondern sie treten stets in Verbindungen, als Moleküle oder Salze, auf. Welche Art von Bindung jeweils

eingegangen wird, hängt vom Atom selbst bzw. seinen Eigenschaften ab. Eine wichtige Eigenschaft diesbezüglich ist der metallische Charakter eines Elements. Man unterscheidet zwischen **Metallen** und **Nichtmetallen** (dazwischen liegen die **Halbmetalle**):

The image shows a standard periodic table of elements. The elements are color-coded to represent their metallic character:
 

- Metals (blue):** Includes elements from the left side (Groups 1-10) and the bottom half of the right side (Groups 11-16).
- Metalloids (green):** Elements along the diagonal line separating metals from non-metals, including B, Si, Ge, As, Sb, Te, and Po.
- Non-metals (red):** Elements on the top right of the table, including H, He, C, N, O, F, Ne, P, S, Cl, Ar, Br, Kr, I, Xe, At, and Rn.

 Each element cell contains its symbol, atomic number, and name in German.


Bild 3.1: Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem

Durch die Kombination der Elementcharaktere lassen sich genau drei verschiedene Bindungstypen formulieren:

- Die **kovalente Bindung**, als Bindung zweier Nichtmetallatome,
- die **Ionenbindung**, als Bindung zwischen einem Metallatom und einem Nichtmetallatom, und
- die **Metallbindung**, als Bindung zwischen Metallatomen.

## 3.2 Die kovalente Bindung (Atombindung)

Die kovalente Bindung ist eine Bindungsart, die zwischen Nichtmetallatomen auftritt. Man spricht deshalb auch von der Nichtmetallbindung oder der Atombindung.

Um die kovalente Bindung zu beschreiben, bedient man sich einer Kurzschreibweise: Zum Atomsymbol werden die entsprechenden Valenzelektronen in Form von Symbolen dazu geschrieben. Ein einzelnes, ungepaartes Elektron wird als Punkt ., ein Elektronenpaar als ein Strich - dargestellt. Damit ergeben sich die bekannten Elektronenkonfigurationen :

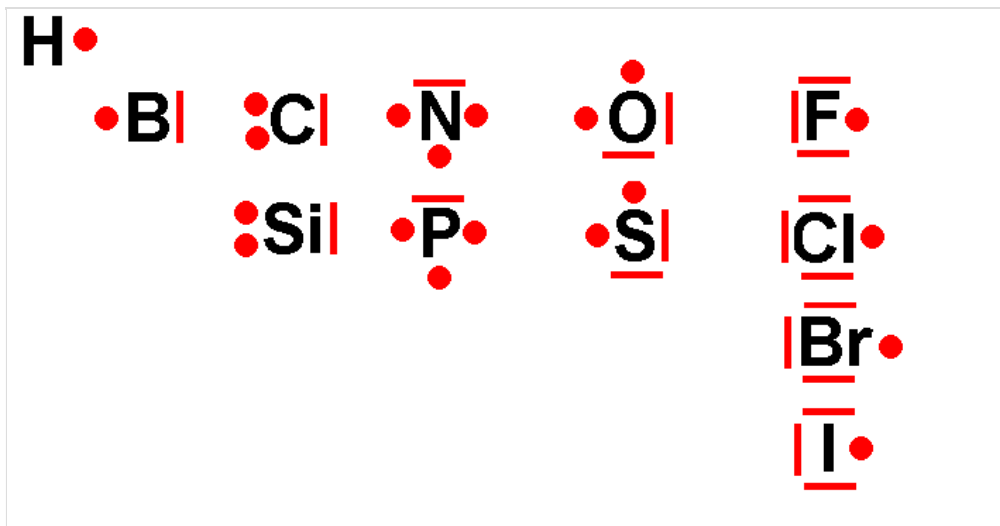
## Pro Memoria

**H**  $1s^1$

**B** [He]  $2s^2 2p^1$    **C** [He]  $2s^2 2p^2$    **N** [He]  $2s^2 2p^3$    **O** [He]  $2s^2 2p^4$    **F** [He]  $2s^2 2p^5$   
**Si** [Ne]  $3s^2 3p^2$    **P** [Ne]  $3s^2 3p^3$    **S** [Ne]  $3s^2 3p^4$    **Cl** [Ne]  $3s^2 3p^5$   
**Br** [Ar]  $4s^2 4p^5$   
**I** [Kr]  $5s^2 5p^5$

**Tabelle 3.1:** Elektronenkonfigurationen der Nichtmetalle

Damit ergibt sich in der neuen Schreibweise:



**Bild 3.2:** Die Elektronenstruktur der Nichtmetalle

Betrachtet man nun zwei einzelne, separierte Wasserstoffatome, so besitzen beide je ein Valenzelektron in einem  $1s$  - Orbital. Für beide ist dies ein relativ energiereicher, ungünstiger Zustand. Durch eine Überlagerung der beiden  $1s$  - Orbitale der Atome zu einem einzigen, gemeinsamen Orbital wird die Energie des Systems vermindert, das System befindet sich so in einem energetisch günstigeren Zustand. Bildlich gesprochen heisst dies:

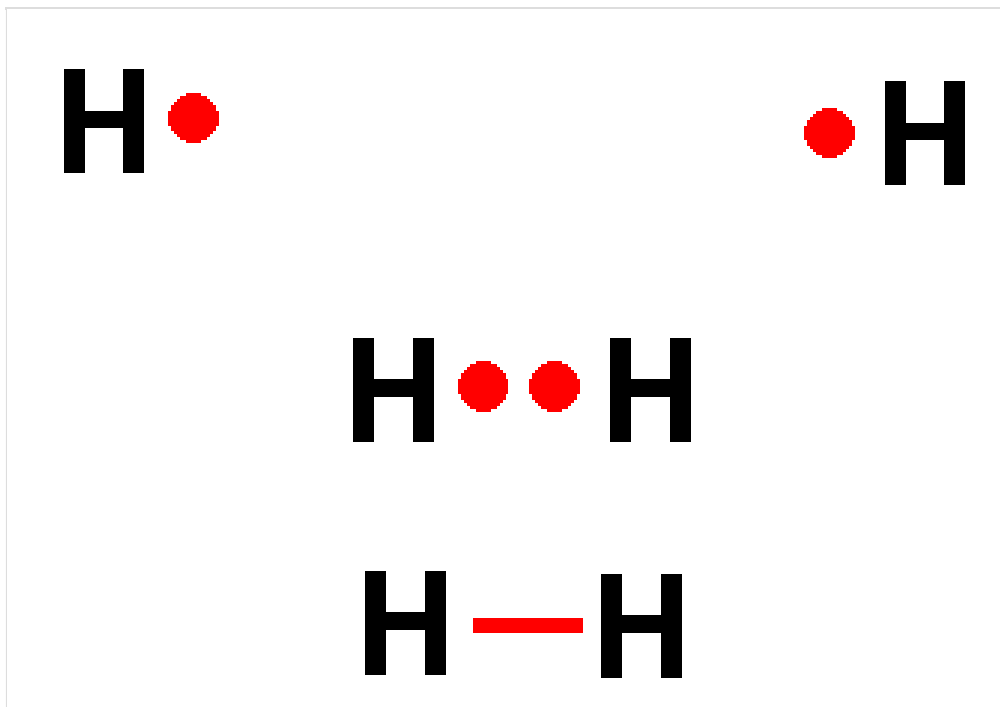


Bild 3.3: Überlagerung von Orbitalen bei H - Atomen

Durch die Überlagerung der beiden 1s - Orbitale ergibt sich ein Raum, in dem sich 2 Elektronen aufhalten, die zu beiden Atomen gehören, ein [Molekülorbital](#). In dieser Weise haben beide Wasserstoffatome quasi ihre Schale gefüllt und haben dadurch einen energetisch günstigen Zustand erreicht, den sie nicht einfach so ohne weiteres verlassen. Aus den zwei getrennten Wasserstoffatomen ist ein stabiles Gefüge aus zwei gepaarten Atomen geworden, ein [Molekül](#).

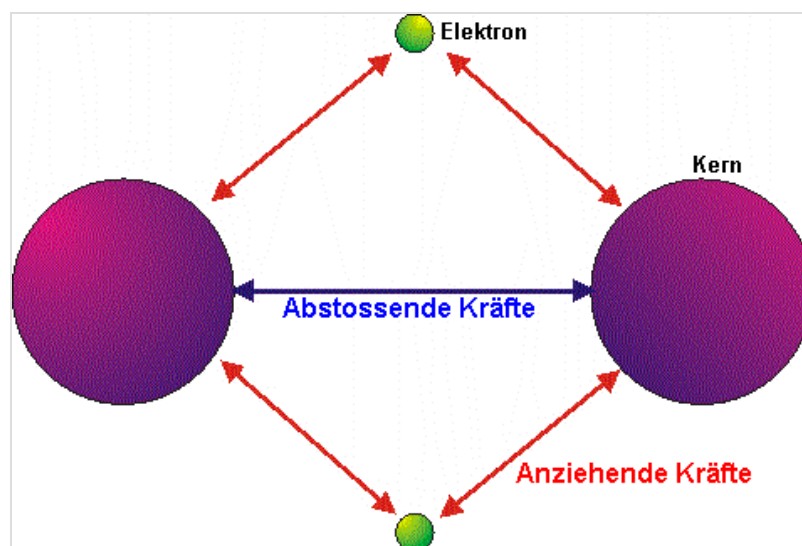
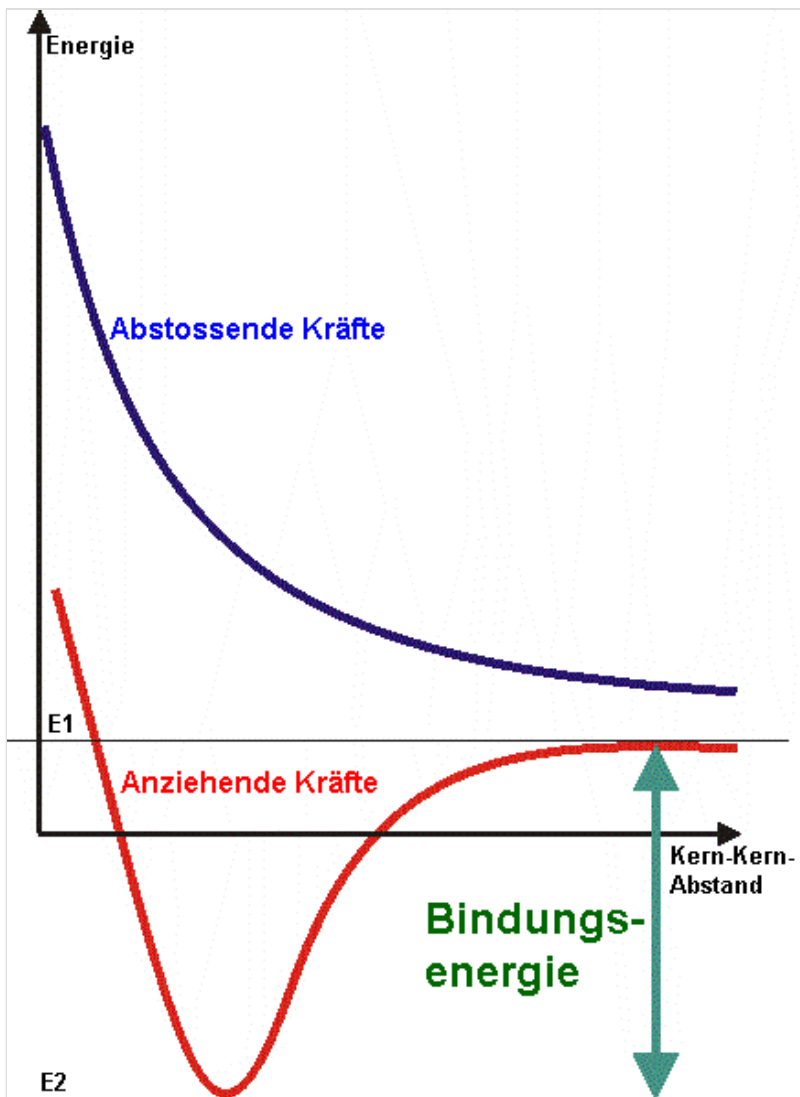


Bild 3.4: Kräfte in einem Molekül

Aus energetischer Sicht muss das Wasserstoffmolekül stabiler sein als die beiden getrennten Wasserstoffatome:

Zwei getrennte Wasserstoffatome besitzen eine definierte Energie  $E_1$ . Nähern sich die Atome einander so weit an, bis eine Überlagerung der Orbitale stattfinden kann, sinkt die Energie erheblich bis zu einem Minimum  $E_2$ . Dieses Energieminimum beschreibt den stabilsten




**Bild 3.5:** Energien in einem Molekül

Zustand der beiden Wasserstoffatome und damit auch ihren optimalen Abstand. Sie sind zu einem festen Gefüge, einem **Molekül**, geworden.

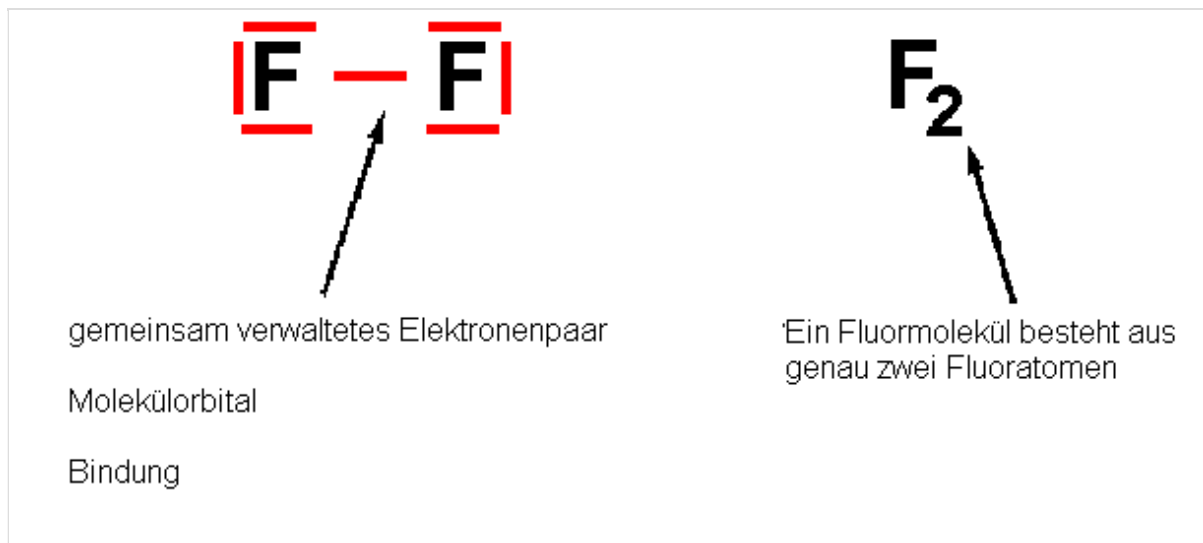
Der optimale Abstand der beiden Atome beschreibt einen Gleichgewichtszustand in einer Bilanz anziehender (Kern-Elektron) wie auch abstossender Kern-Kern) Kräfte.

Die Energie, die aufgebracht werden muss, um das stabile Gefüge zu trennen (Differenz  $E_1$ ,  $E_2$ ), heisst Bindungsenergie. Die Bindungsenergie ist diejenige Energie, die freigesetzt wird, wenn zwei Atome eine Bindung eingehen. Die Atome müssen nicht zur Bindung gezwungen werden, sie machen es - aus energetischen Gründen - freiwillig!

Der optimale Kern-Kern-Abstand, der bei einer Bindung eingenommen wird, heisst Bindungslänge. Sie wird durch die Lage des Energieminimums eindeutig festgelegt.

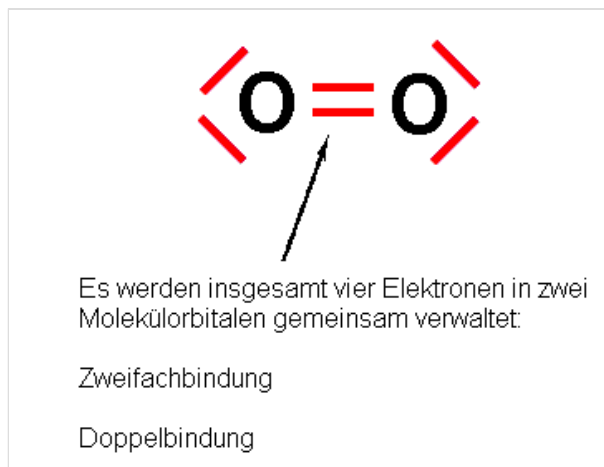
Der Begriff kovalente Bindung  beinhaltet die Silben "co" und "valenz". Es wird damit das "gemeinsame Verwalten von Valenzen", von Valenzelektronen, umschrieben. Im englischen Sprachraum nennt man es "valence-sharing-model".

Genau so wie zwei Wasserstoffatome ein Wasserstoffmolekül bilden, lässt sich aus zwei Fluoratomen ein Fluormolekül darstellen. Dieses ist wiederum energetisch stabiler als die beiden einzelnen Fluoratom.

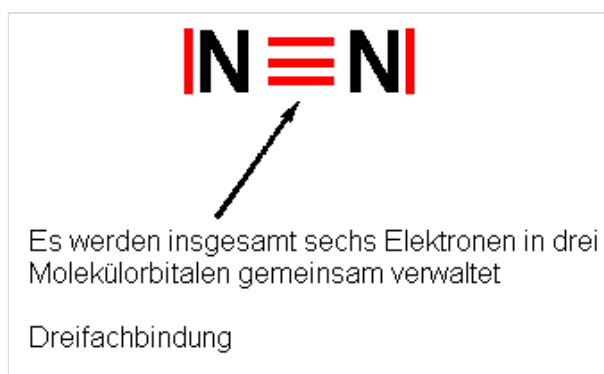


**Bild 3.6:** Ein Fluormolekül

Ein Sauerstoffatom besitzt zwei ungepaarte Valenzelektronen. Folglich können zwischen zwei Sauerstoffatomen zwei Bindungen ausgebildet werden.



**Bild 3.7:** Ein Sauerstoffmolekül

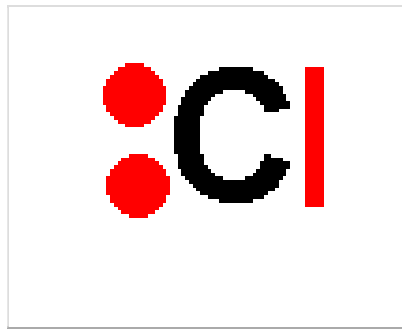


**Bild 3.8:** Ein Stickstoffmolekül

Ein Stickstoffatom besitzt drei ungepaarte Valenzelektronen. Zwischen zwei Stickstoffatomen können folglich drei Bindungen ausgebildet werden.

### Problemfall Kohlenstoff:

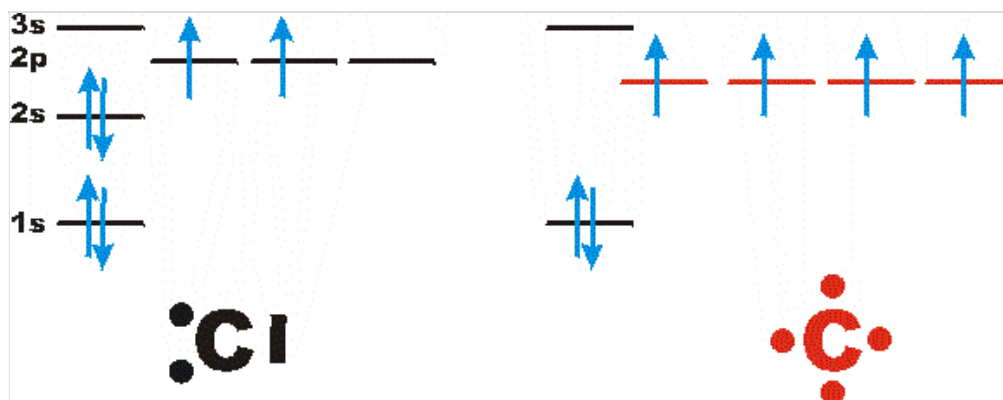
Die Elektronenkonfiguration eines Kohlenstoffatoms lautet  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Dies bedeutet, dass ein Kohlenstoffatom zwei ungepaarte Valenzelektronen besitzt und deshalb genau zwei kovalente Bindungen (oder 1 Doppelbindung) ausbilden kann.



**Bild 3.9:** Die Elektronenkonfiguration des Elements Kohlenstoff

Bereits die Chemiker des 19. Jahrhunderts stellten jedoch fest, dass ein Kohlenstoffatom stets vier Bindungen eingeht. Dies musste als Faktum einfach hingenommen werden, war doch die Atomtheorie zu dieser Zeit noch bei den Dalton'schen harten Kugeln. Eine Erklärung konnte erst erfolgen, nachdem man Kenntnis der elektronischen Struktur von Atomen hatte: Die Valenzschale eines Kohlenstoffatoms muss anders strukturiert sein, als dies das klassische Modell beschreibt. Es müssen vier ungepaarte Elektronen vorliegen, was eine Erweiterung des bestehenden Modells erfordert:

Der bestehende elektronische Zustand links muss so verändert werden, dass der Zustand rechts resultiert.



**Bild 3.10:** Verschiedene Elektronenkonfigurationen des Elements Kohlenstoff

Der energetische Zustand rechts beschreibt 4 Valenzorbitale, welche energetisch identisch sind und dadurch von den 4 Valenzelektronen des Kohlenstoffatoms je einfach besetzt werden ([Regel](#) von Friedrich Hund). Dieser Zustand erklärt die Vierbindigkeit eines Kohlenstoffatoms. Theorien bestätigen diese Möglichkeit der Anordnung der Valenzorbitale eines Kohlenstoffatoms. Sie beschreibt allerdings nicht den energetisch günstigsten Zustand (Grundzustand) eines Kohlenstoffatoms, sondern einen energiereicheren, angeregten Zustand. Mit dieser Anordnung der Elektronen können dafür vier Bindungen ausgebildet werden, an Stelle der zwei Bindungen im Grundzustand. Jede Bindung, die eingegangen werden kann, bedeutet eine Abgabe von Energie (Bindungsenergie), deshalb kann so insgesamt mehr Energie abgegeben werden, was zu stabileren (energieärmeren) Produkten führt. Es scheint so, als ob ein Kohlenstoffatom wüsste, dass es Bindungen eingehen kann und deshalb einen ungünstigeren Zustand wählt, um dann um so mehr Energie abgeben zu können.

Die vier energetisch gleichwertigen Orbitale erhält man durch mathematische Operationen aus



den Wellenfunktionen der 2s - und der 2p - Orbitale. Es sind in diesem Sinne keine neuen Orbitale, die entstehen, sondern solche, die durch Kombinationen aus s - und p - Orbitalen erzeugt werden. Sie heissen

### Hybridorbitale

. Je nachdem, welche und wie viele Orbitale miteinander zu Hybridorbitalen kombiniert werden, unterscheidet man zwischen:

|                        |               |                       |
|------------------------|---------------|-----------------------|
| $sp^3$ Hybridorbitalen | bestehend aus | 1 s und 3 p Orbitalen |
| $sp^2$ Hybridorbitalen | bestehend aus | 1 s und 2 p Orbitalen |
| $sp$ Hybridorbitalen   | bestehend aus | 1 s und 1 p Orbital   |

Tabelle 3.2: Typen von Hybridorbitalen

### Geometrie von Orbitalen

Orbitale sind grundsätzlich Räume negativer Ladung, die sich gegenseitig abstossen. Aus diesem Grund sind sie so um einen Kern angeordnet, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Für den Fall von vier einzeln besetzten, bindungsfähigen Orbitalen - 4  $sp^3$  - Orbitalen - ergibt dies die räumliche Form eines Tetraeders. Die Geometrie der Orbitale bestimmt in den meisten Fällen auch die Geometrie des daraus resultierenden Moleküls.

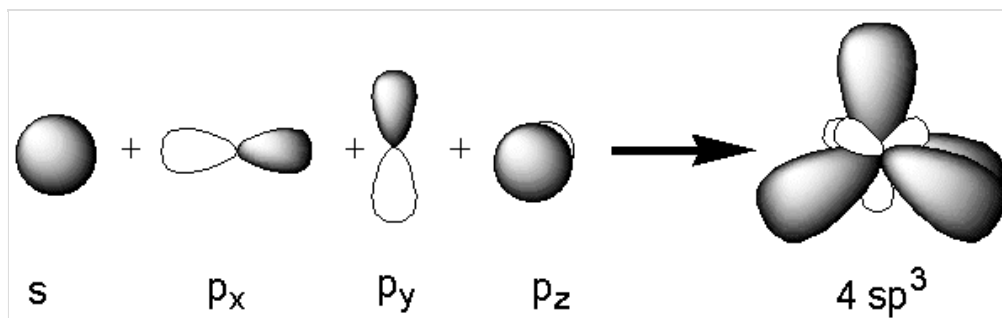


Bild 3.12: Die Geometrie von Hybridorbitalen

Eine weitere Konsequenz aus der geometrischen Anordnung der Orbitale ist der Ausschluss der Vierfachbindung zwischen zwei Atomen. Es ist unmöglich, alle vier Ecken zweier Tetraeder zur Deckung zu bringen.

Wenn  $sp^3$  - hybridisierte Atome Bindungen eingehen, müssen die Winkel zwischen den Bindungen (**Bindungswinkel**) demzufolge den Tetraederwinkel (**109.28°**) einschliessen. Rechte Winkel (90°) zwischen Bindungen sind undenkbar.

Die Elemente Stickstoff und Sauerstoff verhalten sich genau gleich wie Kohlenstoff. Sie bilden Hybridorbitale aus, was sich bei ihnen allerdings nicht auf die Anzahl der Bindungen, dafür aber auf die Bindungswinkel auswirkt.



Vergleicht man die beiden Moleküle  $\text{H}_2$  und  $\text{HF}$ , so liegt in beiden jeweils eine einzige kovalente Bindung zwischen den Atomen vor.



Bild 3.13:  $\text{H}_2$  und  $\text{HF}$

Die beiden Moleküle unterscheiden sich trotzdem. Während im  $\text{H}_2$  - Molekül zwei identische Atome an der Bindung beteiligt sind, sind es im  $\text{HF}$  - Molekül zwei verschiedene Atome. Dies hat Konsequenzen: Das Fluoratom weist eine höhere Kernladung auf als das Wasserstoffatom (7 Protonen gegenüber 1 Proton). Daraus kann man schliessen, dass die **Bindungselektronen** vom Fluoratom stärker angezogen werden als vom Wasserstoffatom. Andererseits ist der Abstand des Kerns zu den Bindungselektronen beim Fluoratom grösser als beim Wasserstoffatom. Daraus lässt sich genau das Gegenteil schliessen, das Wasserstoffatom zieht die Bindungselektronen stärker an (elektrostatische Kräfte). Es besteht nun eine Grösse, die sowohl die Kernladung wie auch den Abstand und weitere Faktoren (z. B. Abschirmung) berücksichtigt, die [Elektronegativität](#) (EN). Die Elektronegativität ist eine einheitslose Zahl, welche beschreibt, wie stark ein Atom **Bindungselektronen** anzieht. Dem elektronegativsten Element, dem Fluor, wird die Zahl 4.0 zugeordnet.

Kehrt man nun zurück zu den Molekülen  $\text{H}_2$  und  $\text{HF}$ , bedeutet dies, dass die Bindungselektronen im Molekülorbital bei  $\text{H}_2$  homogen und gleichmässig verteilt sind, da zwei gleich starke Bindungspartner beteiligt sind. Im  $\text{HF}$  Molekül hingegen kommt es zu einer inhomogenen Ladungsverteilung entlang der  $\text{H} - \text{F}$  - Bindung. Da das Fluoratom eine höhere Elektronegativität hat, zieht es die Bindungselektronen stärker an. Das Fluoratom besitzt somit in diesem Molekül eine erhöhte Elektronendichte, das Wasserstoffatom eine erniedrigte. Man kennzeichnet einen derartigen Zustand mit Zeichen für **partielle Ladungen** (Teilladungen)  $\delta^+$  und  $\delta^-$ .

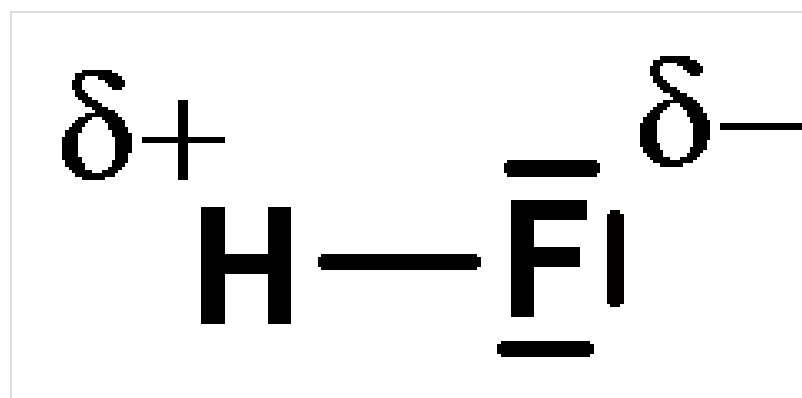


Bild 3.14: Partiaalladungen

Eine Bindung zwischen zwei Atomen mit unterschiedlicher Elektronegativität, bei der die Elektronen also inhomogen entlang der Bindung verteilt sind, heisst **polar**. Eine Bindung zwischen zwei Atomen mit gleicher Elektronegativität heisst apolar.

Um spätere Betrachtungen zu vereinfachen, wird eine Bindung nur dann als polar betrachtet, wenn der Unterschied der Elektronegativitäten grösser ist als 0.5 ( $\Delta EN > 0.5$ ). Dies ist lediglich eine Vereinfachung!

Bei der Betrachtung der Strukturformel von Wasser ( $H_2O$ ) gibt es, naiv betrachtet, zwei verschiedene Möglichkeiten der Darstellung. Sie unterscheiden sich in ihrer Geometrie, was allerdings von sehr grosser Bedeutung ist:

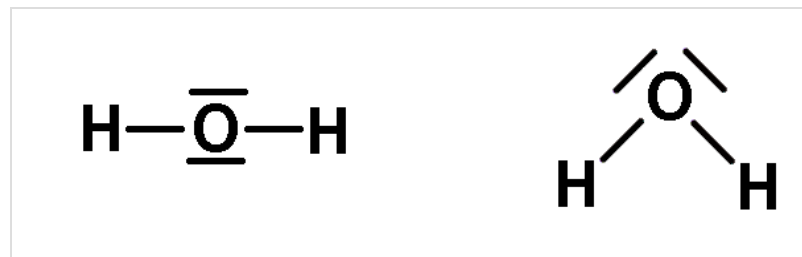


Bild 3.15: Wassermoleküle

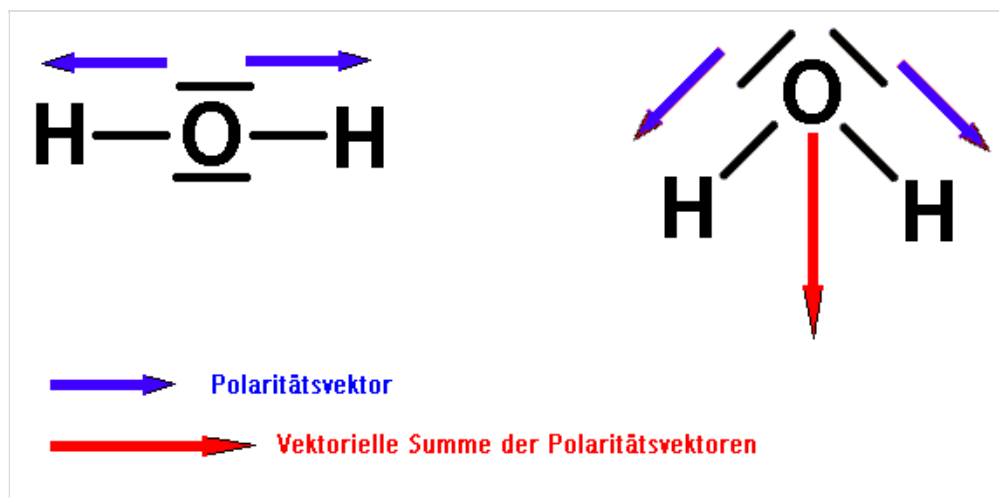


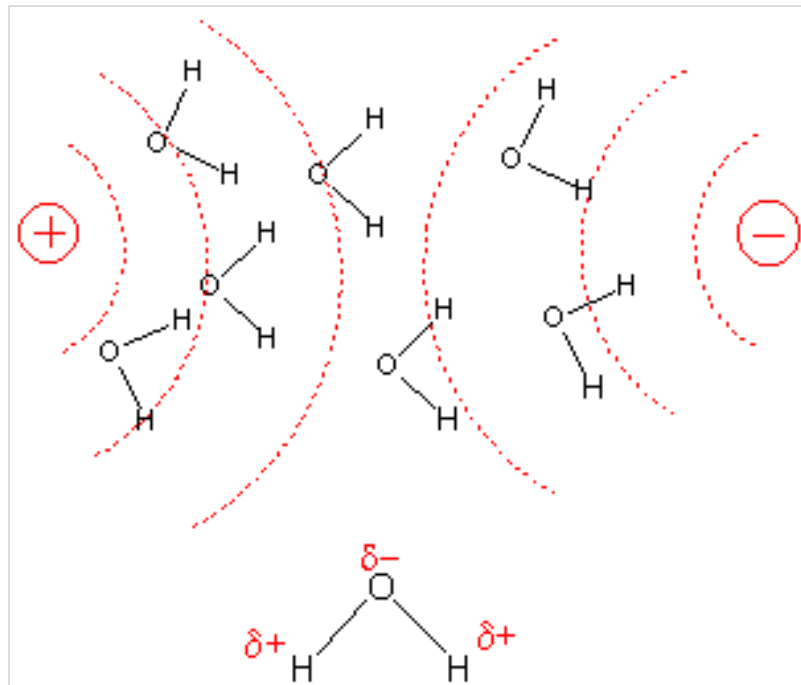
Bild 3.16: Polaritätsvektoren

Die Frage nach der richtigen Struktur lässt sich bereits klar durch die tetraedische Anordnung der vier Valenzorbitale (2 einfach und 2 doppelt besetzte  $sp^3$  - Hybridorbitale) des Sauerstoffatoms geben. Die einzig richtige

Strukturformel des

Wassermoleküls ist die gewinkelte Struktur rechts. Diese Tatsache lässt sich mit einer weiteren Eigenschaft des Wassermoleküls unterstreichen: Lässt man einen dünnen Wasserstrahl an einem geladenen Gegenstand vorbeifliessen, wird der Wasserstrahl abgelenkt. Dieses Verhalten zeigen andere Flüssigkeiten, wie z. B. Hexan, nicht. Die Eigenschaft steht im direkten Zusammenhang mit der Geometrie und der Art der Bindungen des Moleküls: Beim Wassermolekül liegen zwei identische, **polare** Bindungen zwischen Wasserstoff- und Sauerstoffatomen vor.

Verbindet man zwei Atome einer polaren Bindung mit einem **Polaritätsvektor**, einem Vektor, der in polaren Bindungen von Orten hoher nach Orten niedriger Elektronendichte gerichtet ist, zeigt sich, dass in der linearen Struktur links die vektorielle Summe der Polaritätsvektoren null ist, in der gewinkelten Struktur rechts hingegen nicht:

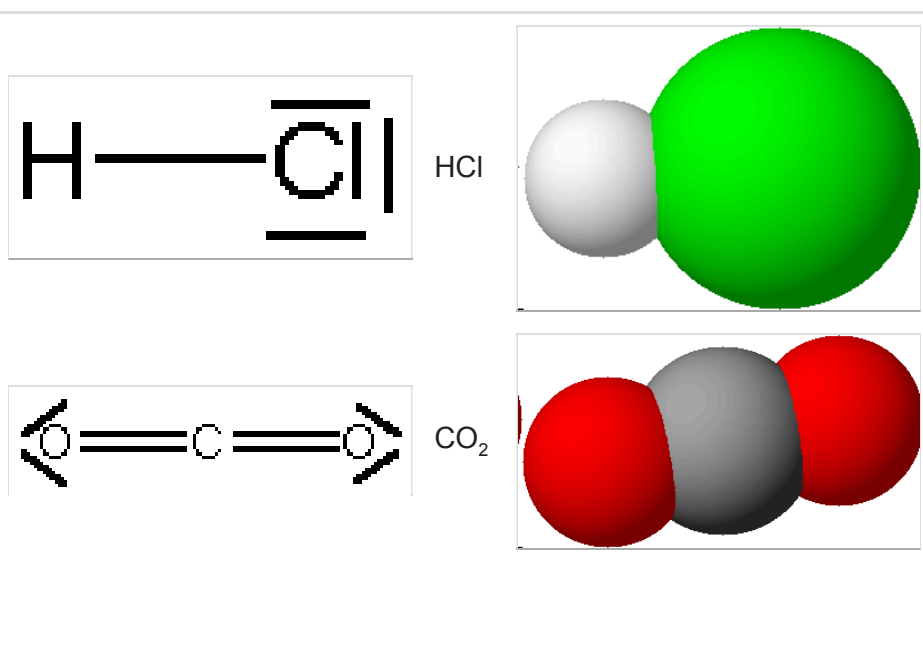


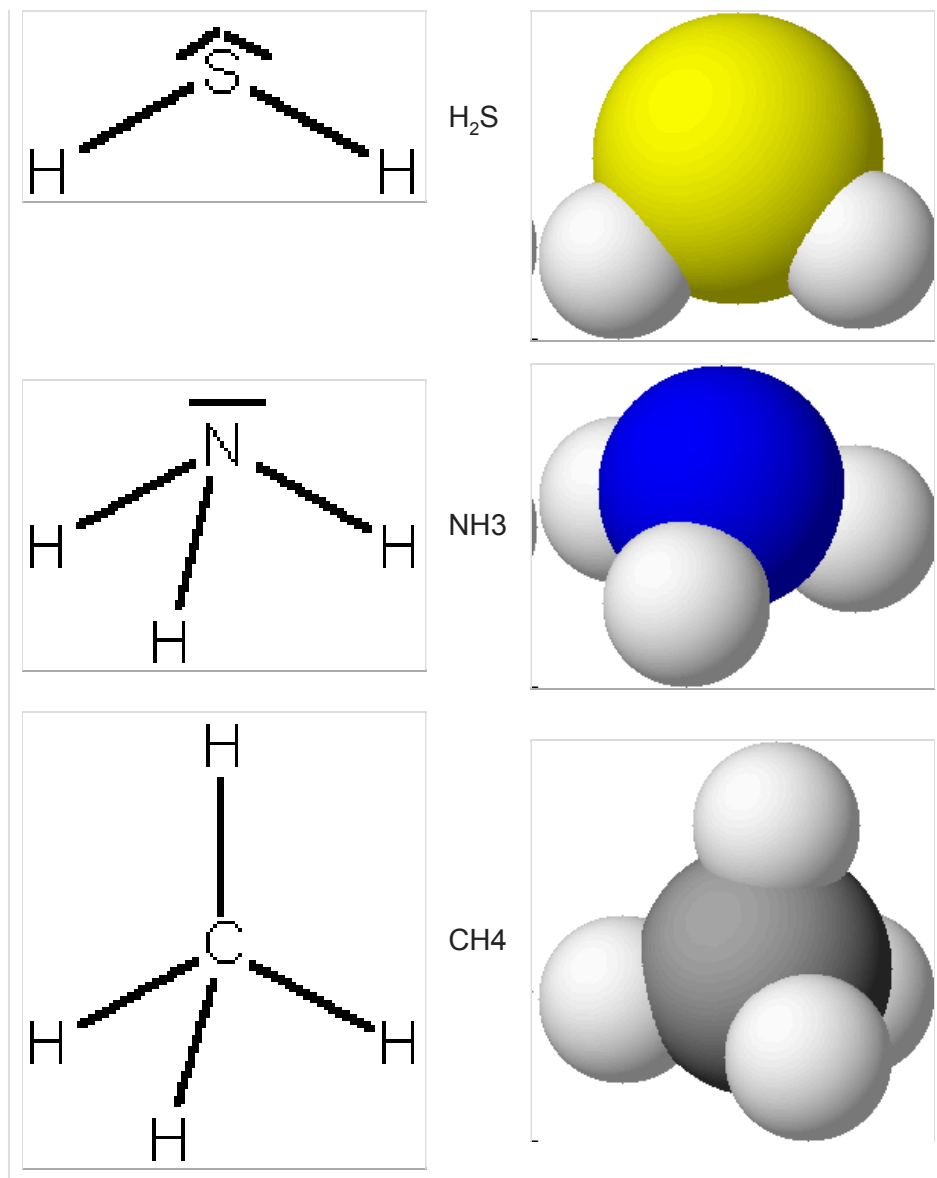
**Bild 3.17:** Wassermoleküle

Moleküle, deren vektorielle Summe der Polaritätsvektoren verschieden von Null ist, heißen **Dipole**. Sie besitzen ein **Dipolmoment**, d. h. die Fähigkeit sich in einem elektrostatischen Feld auszurichten. Da die Wassermoleküle ganz offensichtlich auf den geladenen Stab reagieren, müssen sie ein Dipolmoment besitzen. **Wassermoleküle sind gewinkelt, es sind Dipole.**

**Anmerkung:** Bei einer Erweiterung der Theorie kann gezeigt werden, dass auch Moleküle, die keine polaren Bindungen beinhalten, ein Dipolmoment besitzen können. Nichtbindende Orbitale erzeugen ebenso eine inhomogene Ladungsverteilung wie polare Bindungen. Auf eine Beschreibung derartiger Moleküle wird an dieser Stelle jedoch verzichtet.

Die bisher erworbenen Kenntnisse reichen aus, um einige einfache Strukturformeln von Molekülen zu zeichnen und die Geometrie eines Moleküls zu beschreiben. Im Weiteren kann bestimmt werden, ob Bindungen polar oder apolar sind und ob die Moleküle ein Dipolmoment besitzen.

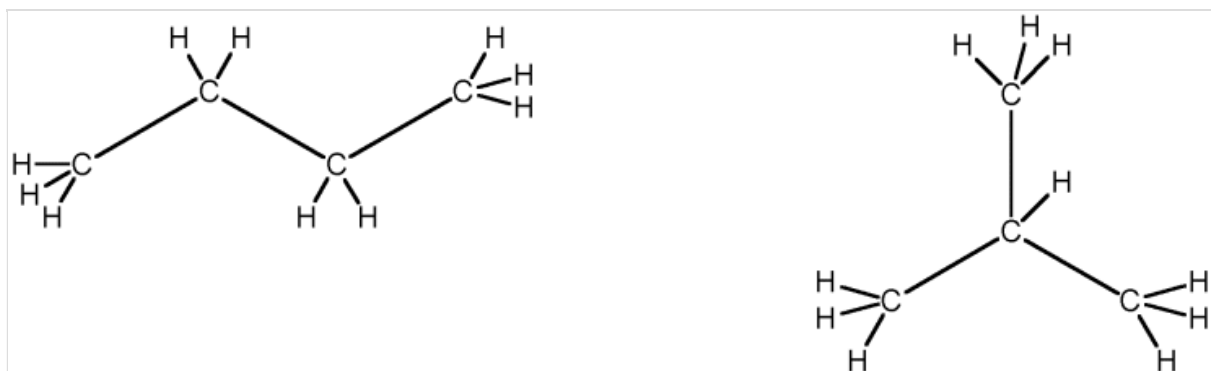




**Tabelle 3.3:** Einfache Moleküle

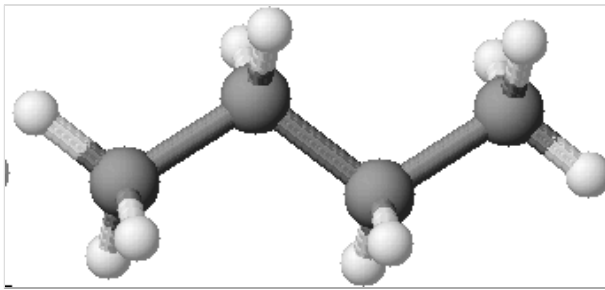
## Isomerie

Versucht man für die Summenformel C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> eine Strukturformel aufzuzeichnen, stellt man fest, dass es zwei verschiedene Lösungen, also zwei verschiedene Strukturvorschläge gibt:

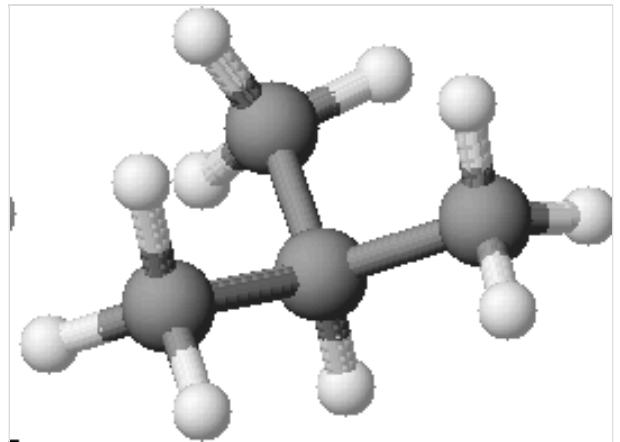


**Bild 3.28:** Die beiden Isomere zu C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>


Beide Strukturvorschläge sind korrekt. Dies bedeutet, dass es zwei unterschiedlich aufgebaute



**Bild 3.29:** Butan

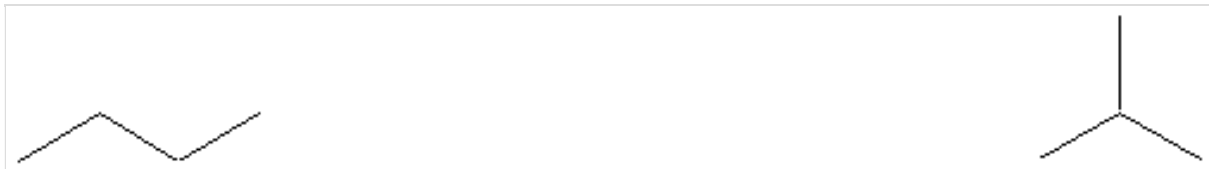


**Bild 3.30:** Methylpropan

Moleküle, in diesem Falle Butan und Methylpropan gibt, die die selbe Summenformel aufweisen. Da sie unterschiedliche Bindungsverhältnisse aufweisen, müssen sie zwangsläufig auch unterschiedliche Eigenschaften besitzen. Zwei Moleküle, die dieselbe Summenformel, aber verschiedene Strukturformeln aufweisen, heissen Isomere. Isomere unterscheiden sich in ihren physikalischen (Farbe, Härte, Dichte, Smp., Sdp.) wie auch in ihren chemischen (Giftigkeit, Reaktionsfreudigkeit, Brennbarkeit) Eigenschaften. Isomere  haben lediglich eine gemeinsame Summenformel.

Speziell für Kohlenstoffverbindungen hat es sich ergeben, eine Kurzschreibweise für Strukturformeln zu verwenden, die Skelettformel:

Alle Wasserstoffatome, die direkt an C-Atome gebunden sind, werden nicht geschrieben, ebenso der Buchstabe "C" als Symbol für das Kohlenstoffatom. Es werden einzig Bindungen gezeichnet. Damit reduzieren sich die beiden oberen Strukturen zu



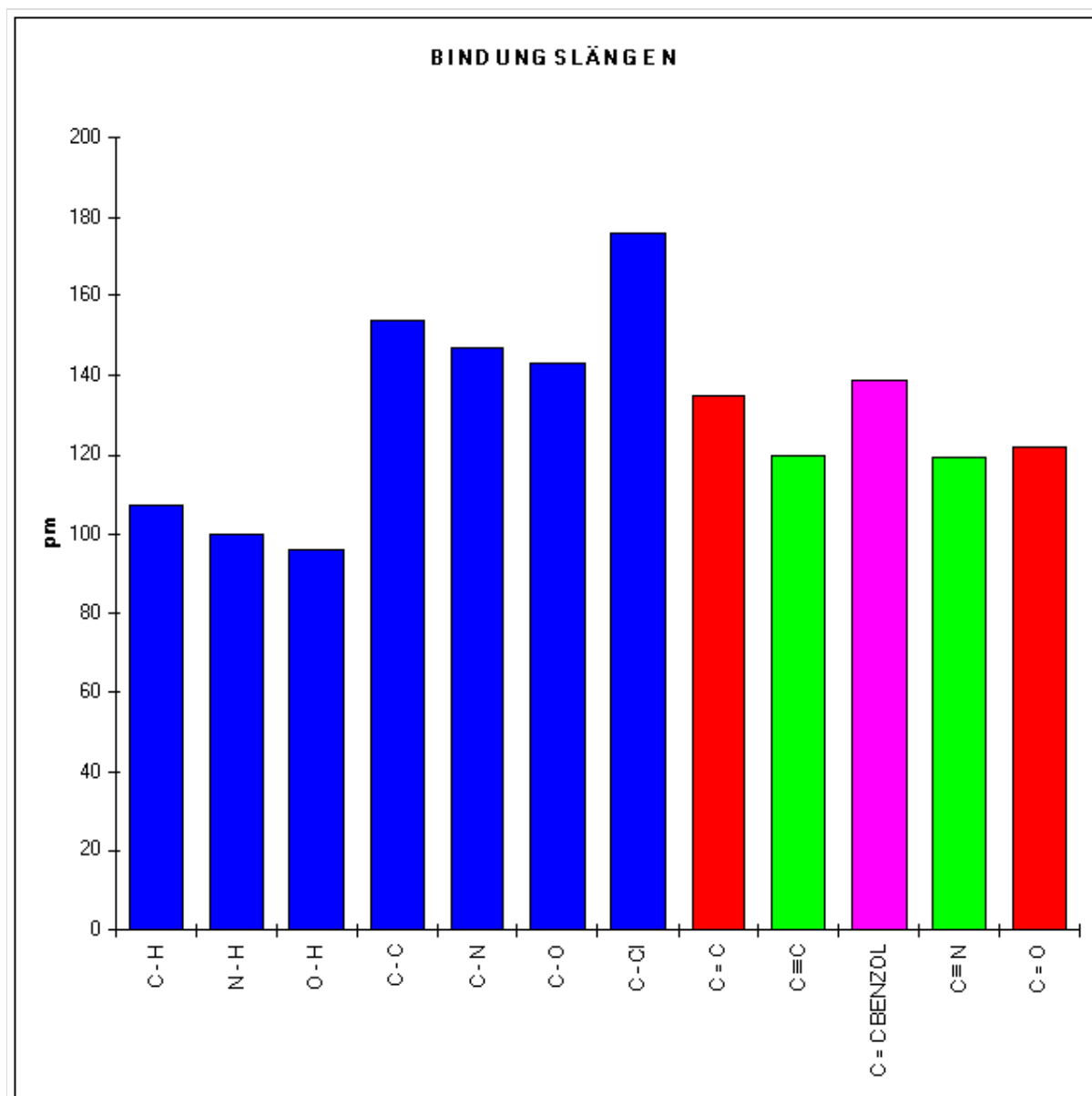
**Bild 3.31:** Skelettformeln

## Die Bindungslänge

Die Bindungslänge beschreibt den Kern - Kern - Abstand zweier kovalent gebundener Atome. Sie wird im Wesentlichen durch die **Grösse** (Radius, Durchmesser) der an der Bindung beteiligten Atome bestimmt. Je grösser die Atome sind, desto länger ist die Bindung. So kann direkt ausgesagt werden, dass eine I - I - Bindung länger ist als eine Br - Br bzw. eine Cl - Cl - Bindung. Ein weiterer Faktor, der die Bindungslänge beeinflusst, ist die **Bindungsordnung**. Bei gleich grossen Atomen ist eine Dreifachbindung kürzer als eine Doppelbindung und diese ist wiederum kürzer als eine Einfachbindung. Diese beiden Faktoren beeinflussen die Bindungslänge entscheidend. Die angefügte Tabelle einiger Bindungslängen (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) veranschaulicht diese Einflüsse:


| Bindung        | Bindungslänge in pm |
|----------------|---------------------|
| C - H          | 107                 |
| N - H          | 100                 |
| O - H          | 96                  |
| C - C          | 154                 |
| C - N          | 147                 |
| C - O          | 143                 |
| C - Cl         | 176                 |
| C = C          | 135                 |
| C $\equiv$ C   | 120                 |
| C = C (Benzol) | 139                 |
| C $\equiv$ N   | 119                 |
| C = O          | 122                 |

**Tabelle 3.4:** Bindungslängen



**Bild 3.32:** Bindungslängen

## Die Bindungsenergie

Die **Bindungsenergie**  ist diejenige Energie, die bei der Bildung der kovalenten Bindung freigesetzt wird. Je mehr Energie freigesetzt wird, also je grösser die Bindungsenergie ist, desto stärker ist die Bindung zwischen zwei Atomen. Die Grösse der Bindungsenergie ist abhängig von der **Bindungslänge**. Die Bindung zwischen zwei kleinen Atomen ist stärker als zwischen grossen Atomen. Andererseits hängt die Bindungsenergie aber auch ab von der **Bindungsordnung**, der Anzahl Bindungen zwischen zwei Atomen. Je höher die Bindungsordnung bei gleich grossen Atomen ist, desto grösser ist ihre Bindungsenergie. Es sind also dieselben Faktoren, die die Bindungslänge wie auch die Bindungsenergie beeinflussen. Die Bindungsenergie wird allerdings durch einen weiteren Faktor beeinflusst, die Polarität der Bindung. Polare Bindungen sind unter vergleichbaren Bedingungen (ähnlich grosse Atome, gleiche Bindungsordnung) stabiler und weisen daher höhere Bindungsenergien auf als apolare Bindungen. Diese Einflüsse werden in der nachstehenden Grafik (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) verdeutlicht.

| Bindung      | Bindungsenergie in kJ/mol |
|--------------|---------------------------|
| H - H        | 436                       |
| C - C        | 348                       |
| Cl - Cl      | 242                       |
| Br - Br      | 193                       |
| I - I        | 151                       |
| C - H        | 413                       |
| N - H        | 391                       |
| O - H        | 463                       |
| F - H        | 567                       |
| Cl - H       | 431                       |
| Br - H       | 366                       |
| I - H        | 298                       |
| C = O        | 854                       |
| O = O        | 498                       |
| C = C        | 594                       |
| C $\equiv$ N | 891                       |
| N $\equiv$ N | 945                       |
| C $\equiv$ C | 778                       |

Tabelle 3.5: Bindungsenergien



## Bindungsenergien

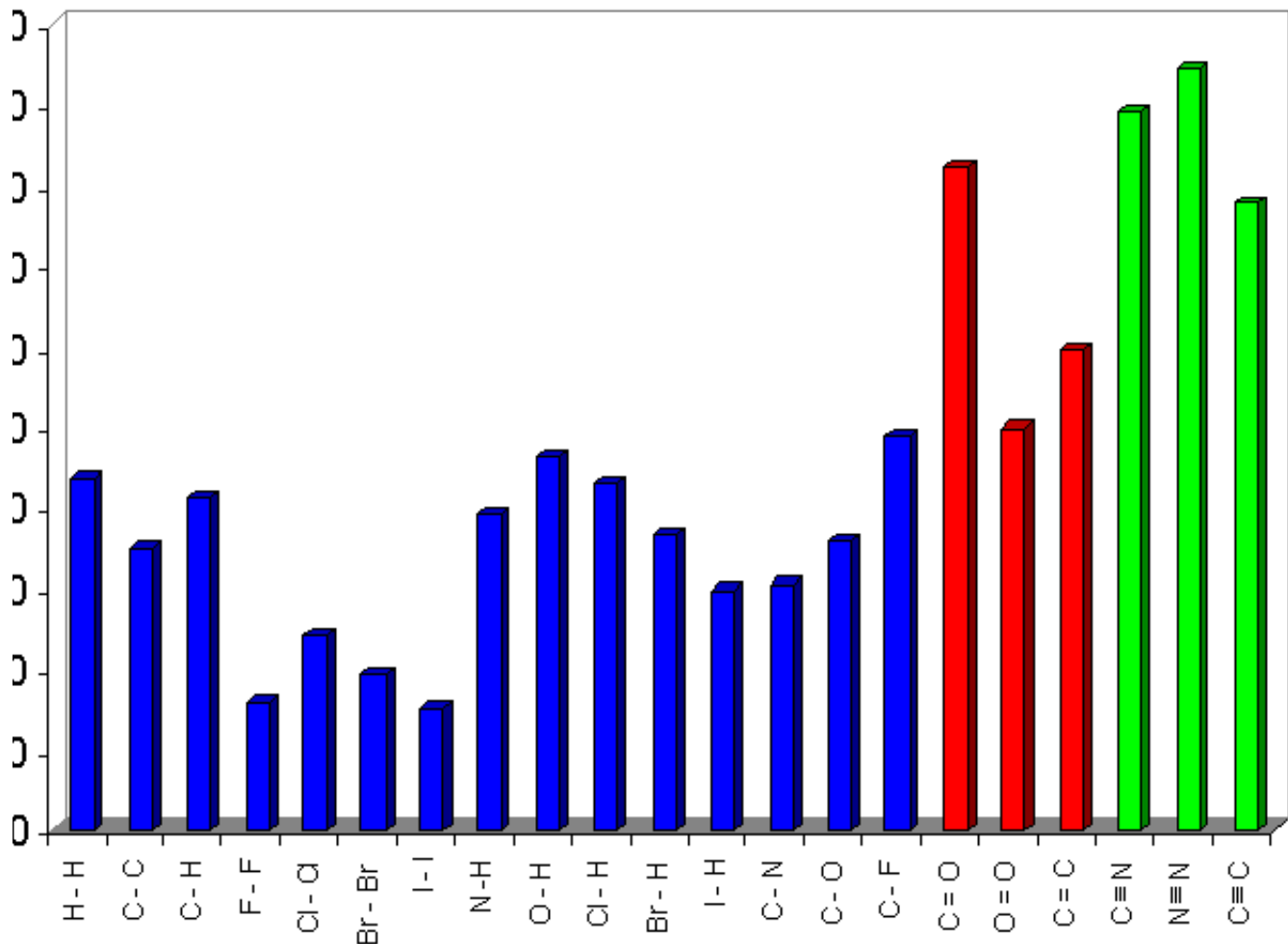


Bild 3.33: Bindungsenergien

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der [Übungsaufgaben](#).

Nach dieser Fülle von Informationen lassen sich vier Regeln formulieren, mit deren Kenntnis es leichter fallen sollte, korrekte Strukturformeln zu erstellen:

- Die [Oktettregel](#): Die Elemente ab der zweiten Periode (C, N, O, F...) müssen stets von einem Elektronenoktett (8 Elektronen) umgeben sein. Einzige Ausnahme ist das Element Bor, sonst ist diese Regel strikte einzuhalten!
- Die **Mehrfachbindungsregel**: Mehrfachbindungen können nur ausgebildet werden, wenn Atome aus der zweiten Periode daran beteiligt sind. Ein Molekül  $P_2$ , mit einer Dreifachbindung bzw.  $S_2$  mit einer Doppelbindung ist unmöglich.
- Die [Zyklusregel](#): Aufgrund von Ringspannungen sind zyklische Verbindungen mit weniger als 6 Atomen instabil. Eine Ausnahme bilden hierbei reine Kohlenstoffverbindungen, bei denen auch Ringe mit 3 Atomen möglich sind.
- Die **Polaritätsregel**: Da polare Bindungen unter vergleichbaren Voraussetzungen höhere Bindungsenergien aufweisen als apolare Bindungen, werden wenn immer möglich polare

Bindungen ausgebildet. Insbesondere sind O - O -Bindungen besonders instabil.

Die letzte Regel ist hilfreich, wenn die Stabilität von Isomeren abgeschätzt werden soll. Stabilere Isomere weisen meistens eine höhere Anzahl polarer Bindungen auf. Dies wird an den beiden Isomeren der Summenformel H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> deutlich:

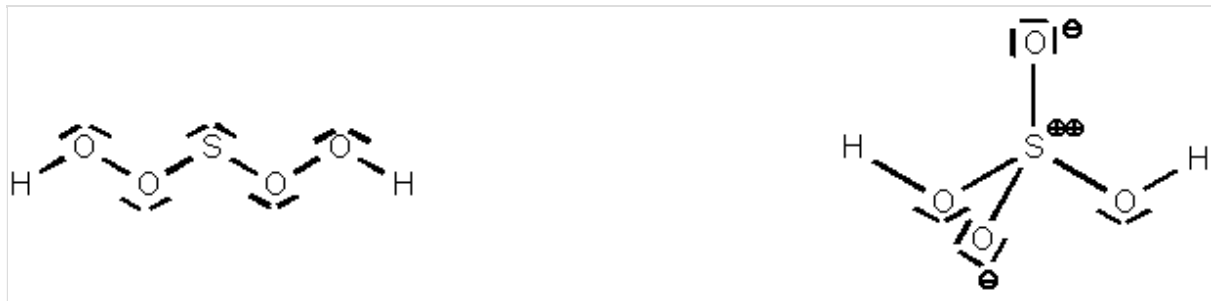


Bild 3.34: Verschiedene Strukturformeln

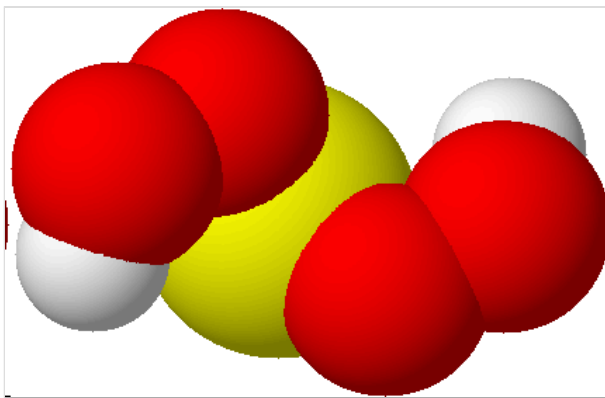


Bild 3.35: Verschiedene Strukturformeln

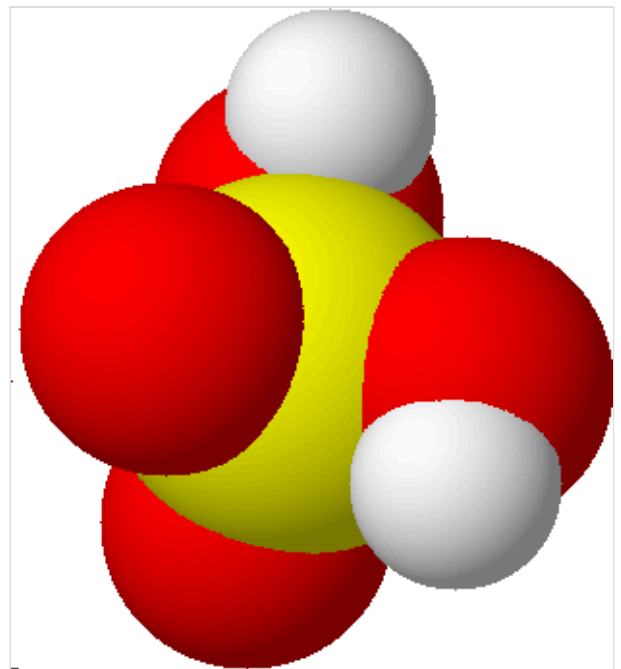


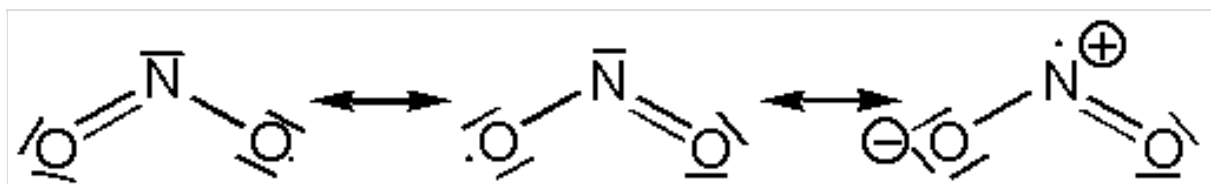
Bild 3.36: Verschiedene Strukturformeln

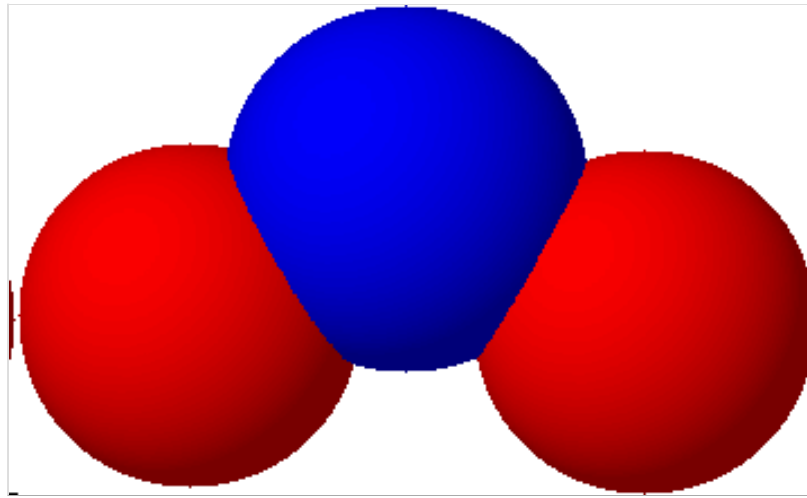
Hier finden Sie eine Übung, die Ihnen helfen soll, die bisherigen Kenntnisse zur Bindungslehre zu überprüfen und festigen.

### Spezielle Moleküle

Mit der bisher erworbenen Information können viele Strukturformeln von Molekülen erarbeitet werden. Trotzdem existieren immer noch Stoffe, deren Moleküle nicht befriedigend beschrieben werden können. Im Folgenden werden drei solche Beispiele aufgeführt:

**NO<sub>2</sub>** Stickstoffdioxid





Egal wie man es anstellt, beim Zeichnen der Strukturformel von  $\text{NO}_2$  entstehen Probleme. Es bleibt ein einzelnes ungepaartes Elektron zurück. Dies ist ein für das Molekül ungünstiger, "unangenehmer" Zustand. Damit erklärt sich auch die enorme Reaktionsfreudigkeit des Stoffes, der mit allen Mitteln versucht, einen besseren Zustand zu finden.

Betrachtet man das Molekül  $\text{NO}_2$  genauer, erwartet man einen asymmetrischen Aufbau (Doppelbindungen sind kürzer als Einfachbindungen bei identischen Bindungspartnern). Untersuchungen mittels Röntgenstrahlen, welche die genaue Struktur des Stoffes abbilden, zeigen jedoch, dass das Molekül vollkommen symmetrisch gebaut ist. Die gemessenen Bindungslängen sind länger als die zu erwartende Bindungslänge einer Doppelbindung, aber kürzer als die zu erwartende Bindungslänge einer Einfachbindung. Die wissenschaftliche Erklärung für dieses Phänomen ist die, dass der Stoff in sich selbst Elektronen verschiebt. Dadurch wechseln beide Bindungen stetig zwischen Einfach- und Doppelbindung ab. Die gemessenen Bindungslängen stellen einen "Mittelwert" zwischen den beiden Zuständen dar. Diese beiden Zustände, zwischen denen das Molekül scheinbar hin und her wechselt, heißen Grenzstrukturen. Sie geben die Extremsituationen des Moleküls wieder. Dies ist die beste Möglichkeit das Molekül zu beschreiben. Seine effektive Struktur liegt zwischen den Grenzstrukturen. Von diesem Umstand leitet sich auch der Fachbegriff für ein derartiges Verhalten ab, man spricht von Mesomerie (grch. mesos =Mitte), bzw. mesomeren Grenzstrukturen. Mesomerie führt immer zu einer Stabilisierung, einer erniedrigten Energie des Moleküls.

Man trifft das Phänomen Mesomerie nicht nur bei Molekülen, die ungepaarte Elektronen aufweisen an ( $\text{NO}_2$ ), sondern eigentlich immer, wenn es von den elektronischen Gegebenheiten eines Moleküls her möglich ist.

Ungepaarte Elektronen in Molekülen sind besonders reaktionsfähige Stellen. Sie heißen Radikalstellen, die Moleküle selbst Radikale.

Analog zum Stickstoffdioxid lassen sich Strukturformeln für Ozon und Kohlenmonoxid finden:

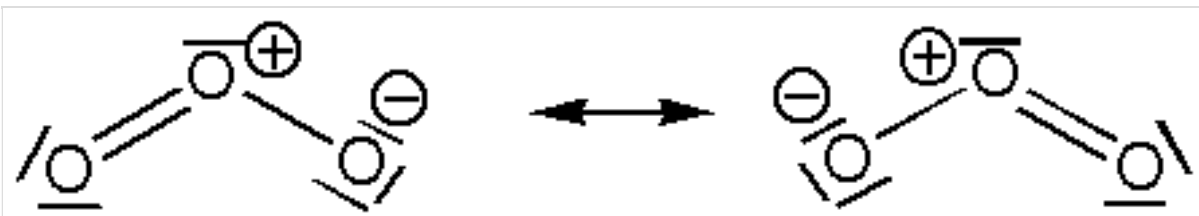


Bild 3.39: Ozon

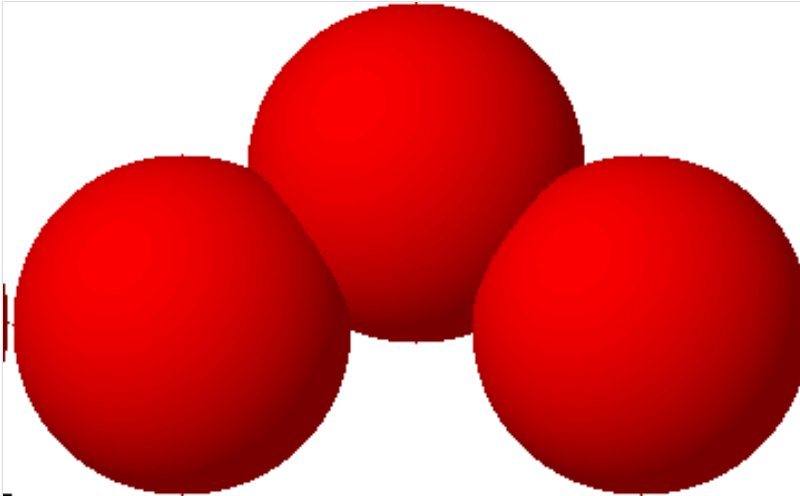


Bild 3.41: Ozon

## Geladene Moleküle

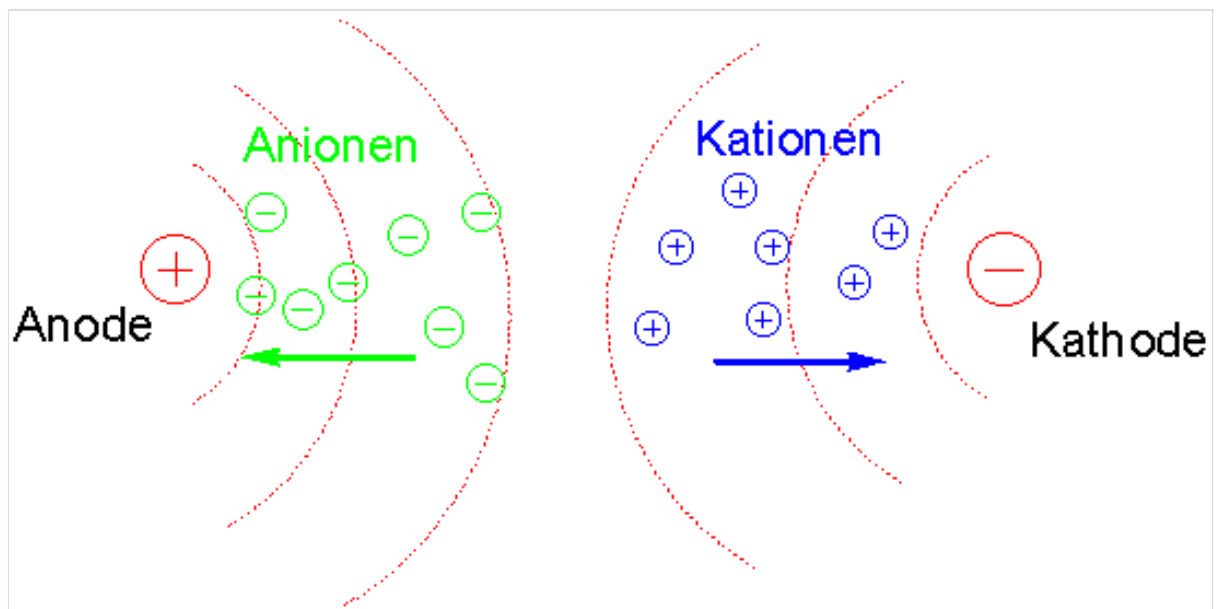
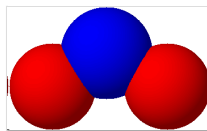


Bild 3.43: Anionen und Kationen

Geladene Moleküle sind Moleküle, die Elektronen an andere Stoffe abgegeben oder von anderen Stoffen aufgenommen haben. Geladene Stoffe werden generell als **Ion** bezeichnet. Der Begriff "Ion" leitet sich ab vom griechischen Ausdruck "ionos", der Wanderer. In einem elektrischen Feld sind geladene Stoffe in der Lage zu wandern. Positiv geladene Stoffe wandern zum negativen Pol (Kathode), negativ geladene zum positiven Pol (Anode). Entsprechend ist die Bezeichnung für positiv geladene Stoffe negativ geladene zum positiven Pol "Kation", für negativ geladene Stoffe negativ geladene zum positiven Pol "Anion".

Die Strukturformeln der nachfolgenden geladenen Moleküle sind einfach zu erarbeiten.

Nitrition:



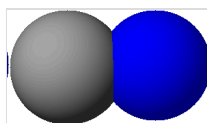
**Bild 3.44:**  
Nitrition



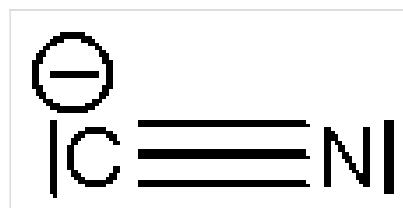
**Bild 3.45:** Nitrition

Ammonit

Cyanidion:



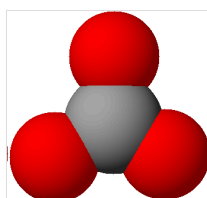
**Bild 3.48:**  
Cyanidion



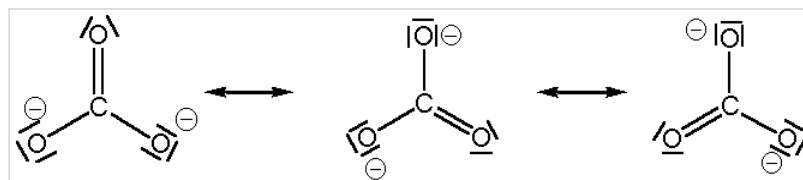
**Bild 3.49:** Cyanidion

Nitratio

Carbonation:



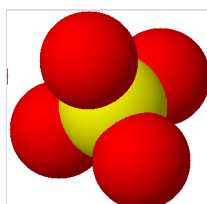
**Bild 3.52:**  
Carbonation



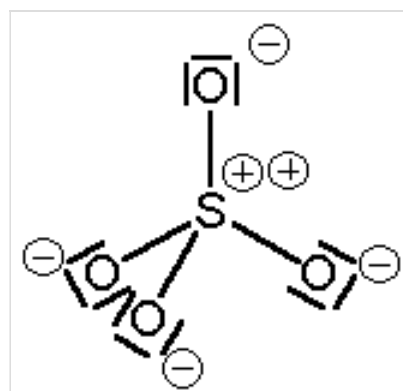
**Bild 3.53:** Carbonation

Phosphat

Sulfation:



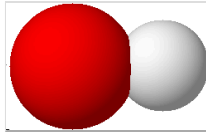
**Bild 3.56:**  
Sulfation



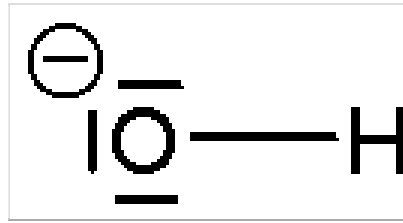
**Bild 3.57:** Sulfation

Sulfitio

Hydroxidion:



**Bild 3.60:**  
Hydroxidion



**Bild 3.61:** Hydroxidion

Acetati


**Tabelle 3.7:** Geladene Moleküle

### 3.3 Die Ionenbindung

Betrachten wir die drei nachfolgenden Stoffe:

| Stoff  | Eigenschaft   |
|--------|---|
| F - F  | apolare, kovalente Bindung                          |
| H - F  | polare, kovalente Bindung                           |
| Na - F | Bindung zwischen einem Metall und einem Nichtmetall |

**Tabelle 3.8:** Vergleich dreier Bindungstypen

Kovalente Bindungen sind Bindungen zwischen Nichtmetallatomen. Folglich darf die Bindung zwischen den Elementen Natrium und Fluor nicht gleich behandelt werden wie diejenigen zwischen Nichtmetallatomen. Auffallend bei der Na - F Bindung ist die hohe Elektronegativitätsdifferenz von 3.1 (0.9 bzw. 4.0). Man könnte also von einer extrem polaren Bindung sprechen. Hinsichtlich einer klaren Klassierung sieht man jedoch davon ab. Die Elektronenverteilung entlang der Na - F - Bindung ist extrem einseitig. Man geht als Modell davon aus, dass das Elektron, welches Natrium zur Bindung beisteuert, vollständig zum Nichtmetallatom übergeht. **Es findet ein vollständiger Elektronenaustausch statt!** Da das Natriumatom ein Elektron abgegeben, das Fluoratom eines aufgenommen hat, sind aus den beiden Atomen geladene Stoffe, **Ionen**, geworden. Die Bindung zwischen Metallen und Nichtmetallen ist stets mit einem vollständigen Elektronenaustausch verbunden. Es entsteht eine Bindung zwischen unterschiedlich geladenen Ionen, eine Ionenbindung. Verbindungen zwischen Metallen und Nichtmetallen, Ionenbindungen  werden als **Salze** bezeichnet.

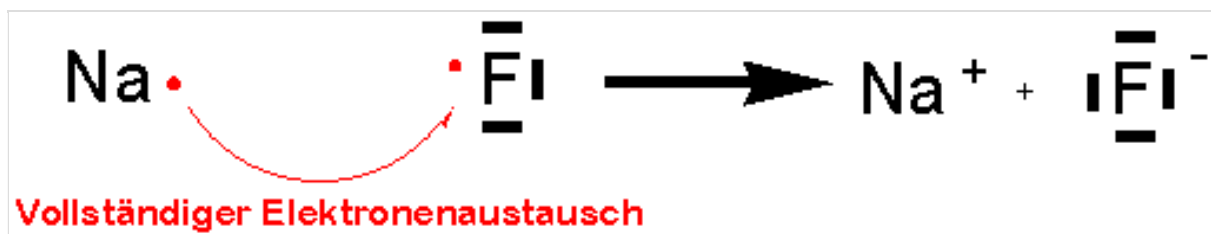


Bild 3.64: Die Ionenbindung

Es ist nicht angebracht, zwischen einem Metall- und einem Nichtmetallion eine Bindung zu zeichnen. Der Strich, die Bindung, bedeutet gemeinsam verwaltete Bindungselektronen in einem Molekülorbital. Davon kann hier aber nicht die Rede sein, vielmehr müssen die Stoffe mit ihrer Ladung gekennzeichnet werden. In der **Verhältnisformel** eines Salzes werden die Ionenladungen allerdings weggelassen.

|                                |                  |
|--------------------------------|------------------|
| $\text{Na}^+$ und $\text{F}^-$ | $\text{NaF}$     |
| Ionenladungen                  | Verhältnisformel |

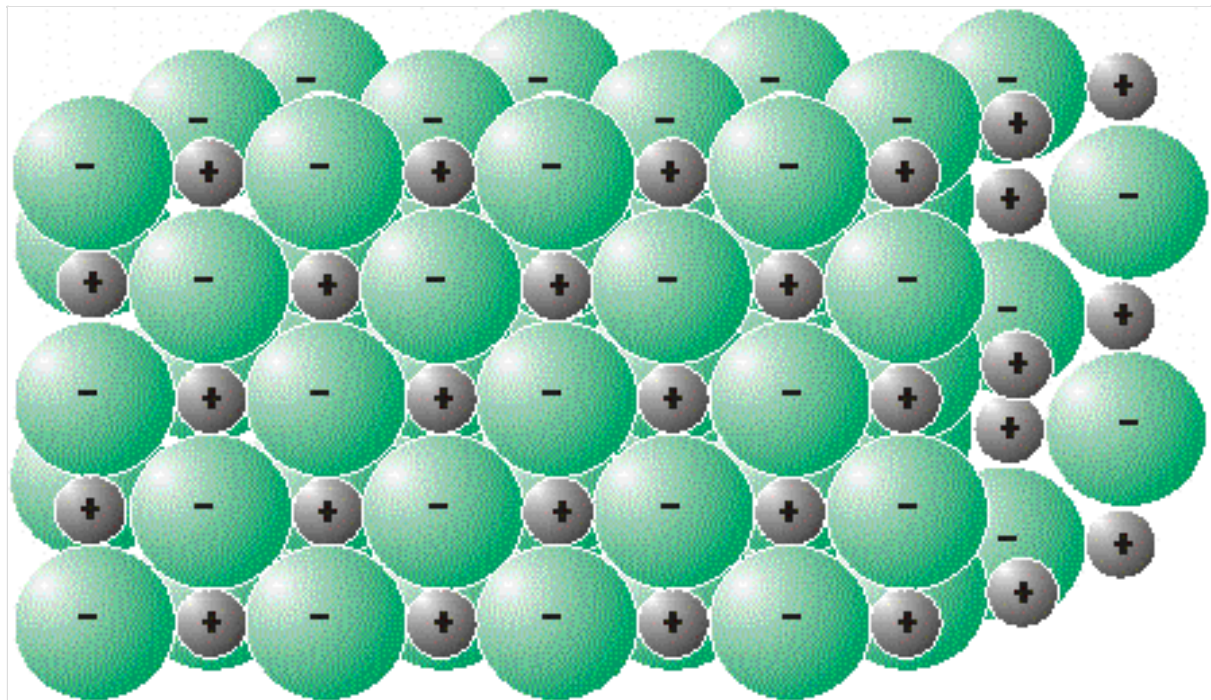



Bild 3.65: Das Salzgitter

Ein geladener Stoff übt auf seine Umgebung ein elektrisches Feld aus, was bewirkt, dass andere geladene Stoffe auf dieses reagieren und sich entsprechend anordnen. In dieser Weise können mehrere positiv geladene Ionen ein negatives Ion umgeben und umgekehrt. Es kommt zu einer regelmässigen Anordnung der Ionen im dreidimensionalen Raum, einem Ionen- oder [Salzgitter](#). Der einfachste Fall eines Salzgitters ist das Gitter des Stein- oder Kochsalzes,  $\text{NaCl}$ . Es weist eine würfelförmige Geometrie auf:

Ein [Salzgitter](#)  ist theoretisch ein unendlich ausdehnbares Gefüge aus Ionen. Es besitzt keinen Anfang und kein Ende. In diesem Sinn kann mit der Formel  $\text{NaF}$  nicht wiedergegeben werden, wie viele Ionen im Salzgitter vorhanden sind, sondern lediglich, in welchem Verhältnis



zueinander sie vorliegen. Eine **Salzformel** ist demzufolge eine **Verhältnisformel** der vorhandenen Ionen. Da das Salz als Ganzes entsprechend dem Elektroneutralitätsprinzip ungeladen sein muss, Ionen aber unterschiedliche Ladungen aufweisen, muss die Verhältnisformel eines Salzes den entsprechenden Ionen angepasst werden.

|   |   |                   |
|---|---|-------------------|
| <b>NaCl</b>                                       | bedeutet Salzgitter aus $\text{Na}^+$ -Ionen und $\text{Cl}^-$ -Ionen         | im Verhältnis 1:1 |
| <b>NaF</b>  | bedeutet Salzgitter aus $\text{Na}^+$ -Ionen und $\text{F}^-$ -Ionen          | im Verhältnis 1:1 |
| <b>CaO</b>  | bedeutet Salzgitter aus $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen und $\text{O}^{2-}$ -Ionen    | im Verhältnis 1:1 |
| <b>MgS</b>  | bedeutet Salzgitter aus $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen und $\text{S}^{2-}$ -Ionen    | im Verhältnis 1:1 |
| <b>MgCl<sub>2</sub></b>                           | bedeutet Salzgitter aus $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen und $\text{Cl}^-$ -Ionen      | im Verhältnis 1:2 |
| <b>AlF<sub>3</sub></b>                            | bedeutet Salzgitter aus $\text{Al}^{3+}$ -Ionen und $\text{F}^-$ -Ionen       | im Verhältnis 1:3 |
| <b>Na<sub>2</sub>O</b>                            | bedeutet Salzgitter aus $\text{Na}^+$ -Ionen und $\text{O}^{2-}$ -Ionen       | im Verhältnis 2:1 |
| <b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>                | bedeutet Salzgitter aus $\text{Al}^{3+}$ -Ionen und $\text{O}^{2-}$ -Ionen    | im Verhältnis 2:3 |
| <b>LiNO<sub>2</sub></b>                           | bedeutet Salzgitter aus $\text{Li}^+$ -Ionen und $\text{NO}_2^-$ -Ionen       | im Verhältnis 1:1 |
| <b>CaCO<sub>3</sub></b>                           | bedeutet Salzgitter aus $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen und $\text{CO}_3^{2-}$ -Ionen | im Verhältnis 1:1 |
| <b>Mg(CN)<sub>2</sub></b>                         | bedeutet Salzgitter aus $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen und $\text{CN}^-$ -Ionen      | im Verhältnis 1:2 |
| <b>Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b> | bedeutet Salzgitter aus $\text{Al}^{3+}$ -Ionen und $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen | im Verhältnis 2:3 |

**Tabelle 3.10:** Beispiele von Verhältnisformeln

Die verschiedenen Ionenverhältnisse erfordern verschiedene Platzansprüche der einzelnen Ionen. Verschiedene Salze müssen verschiedene Salzgitter aufweisen. So existieren verschiedene Salzgitter, auf deren Strukturen hier jedoch nicht eingegangen wird. Welches Salz welches Gitter einnimmt, ist schliesslich eine Frage der Ionenladungen und der Grösse der Ionen.

Viele Eigenschaften von Salzen sind aus dem Alltag bekannt: Salze sind spröde, d. h. sie brechen leicht. Salze lassen sich in der Regel in Wasser lösen und besitzen relativ hohe Schmelz- und Siedepunkte. Im flüssigen Zustand und in gelöster Form leiten Salze den elektrischen Strom. Diese Eigenschaften werden im 5. Kapitel eingehend erläutert.

## Die Gitterenergie

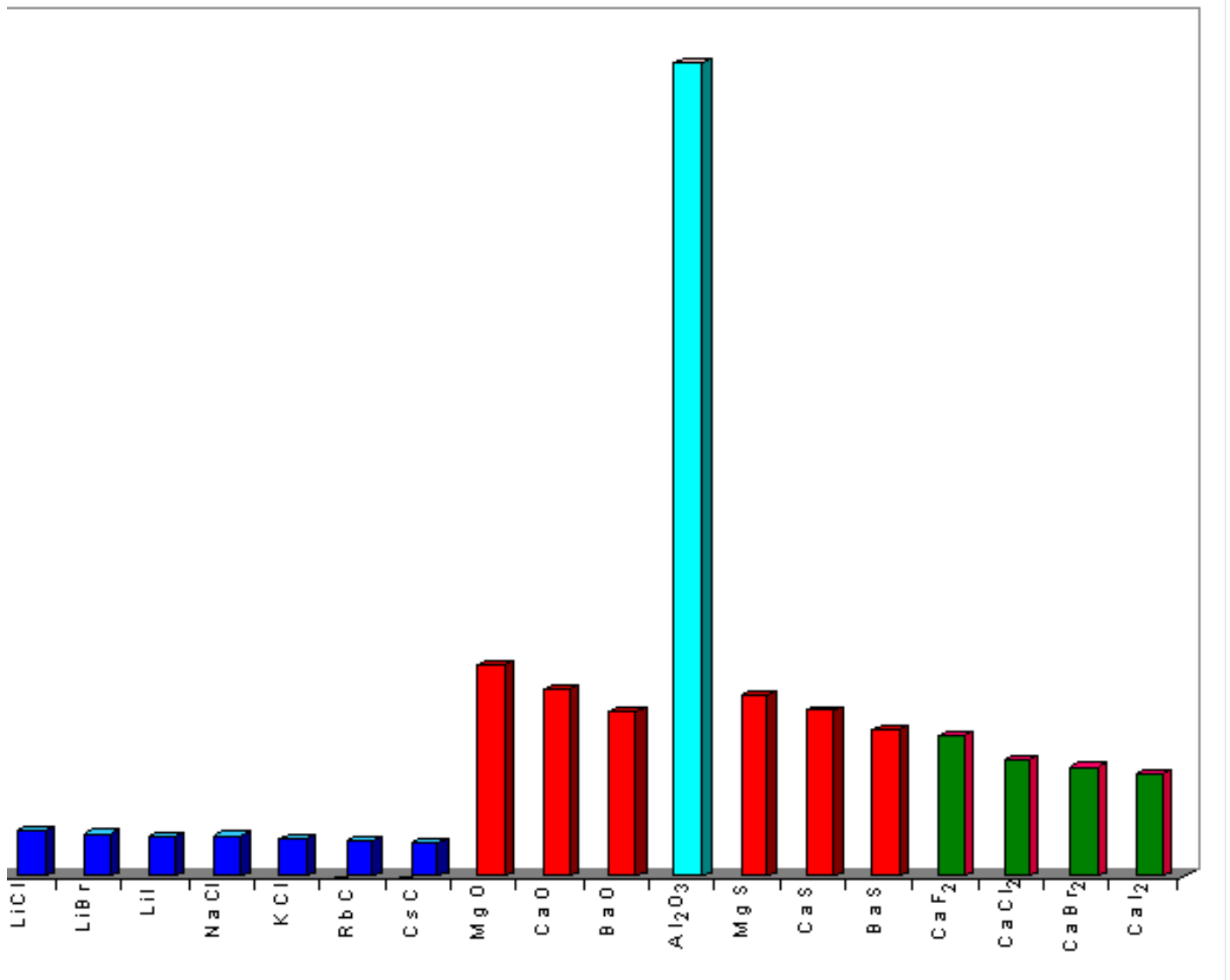
Analog zur Bindungsenergie lässt sich der Begriff Gitterenergie formulieren: **Die Gitterenergie ist diejenige Energie, die bei der Bildung des Salzgitters freigesetzt wird, bzw. die Energie, die benötigt wird, um das Salzgitter zu zerstören.** Da es sich bei Salzgittern um Ionengitter handelt, werden sie durch elektrostatische Wechselwirkungen zusammengehalten. Zur Abschätzung von Gitterenergien müssen nur die Ionenladungen und ihr Abstand berücksichtigt werden: Je kleiner die Ionen sind, desto geringer wird ihr Abstand, desto grösser ihre Anziehungskraft, desto höher die Gitterenergie. Je höher die Ladungen der Ionen im Salzgitter sind, desto grösser wird ihre Anziehungskraft, desto höher die Gitterenergie. Generell besitzen also Salze, die aus kleinen, hochgeladenen Ionen bestehen grosse

Gitterenergien und Salze, die aus grossen, wenig geladenen Ionen bestehen, kleine Gitterenergien. Die Tabelle der Gitterenergien (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) verdeutlicht dies.

Generell lässt sich aussagen, dass Gitterenergien grösser sind als die Bindungsenergien kovalenter Bindungen.

| Salz                           | Gitterenergie in kJ/mol |
|--------------------------------|-------------------------|
| LiF                            | 1019                    |
| LiCl                           | 838                     |
| LiBr                           | 798                     |
| LiI                            | 742                     |
| NaCl                           | 766                     |
| KCl                            | 703                     |
| RbCl                           | 665                     |
| CsCl                           | 623                     |
| MgO                            | 3929                    |
| CaO                            | 3477                    |
| BaO                            | 3042                    |
| Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | 15100                   |
| MgS                            | 3347                    |
| CaS                            | 3084                    |
| BaS                            | 2707                    |
| CaF <sub>2</sub>               | 2611                    |
| CaCl <sub>2</sub>              | 2146                    |
| CaBr <sub>2</sub>              | 2025                    |
| CaI <sub>2</sub>               | 1920                    |

**Tabelle 3.11:** Gitterenergien von Salzen




**Bild 3.66:** Gitterenergien von Salzen

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2 und 3 der [Übungsaufgaben](#).

## 3.4 Die Metallbindung

Über 80% aller natürlichen Elemente sind Metalle. Aufgrund ihrer elektronischen Eigenschaften sind sie nicht geeignet, kovalente oder ionische Bindungen untereinander auszubilden. Vielmehr wird ein dritter Bindungstyp, die Metallbindung, eingegangen. Metalle zeichnen sich unter anderem dadurch aus, dass sie relativ leicht einen Teil ihrer Valenzelektronen abgeben können. Wenn mehrere Metallatome vereint werden, so geschieht dies in der Weise, dass die einzelnen Atome einen Teil ihrer Valenzelektronen in einen gemeinsamen Pool, den **Elektronensee** oder das **Elektronengas**, abgeben. Die Elektronen im Elektronensee sind homogen verteilt zwischen den nun positiv geladenen **Metallrümpfen**. Sie halten die positiven Ladungen zusammen. Die Elektronen sind innerhalb des Sees frei

beweglich. Aufgrund verschiedener Atomradien und Anzahl abgegebener Valenzelektronen existieren mehrere Arten von Metallgittern . Die einfachste Art wird hier dargestellt.

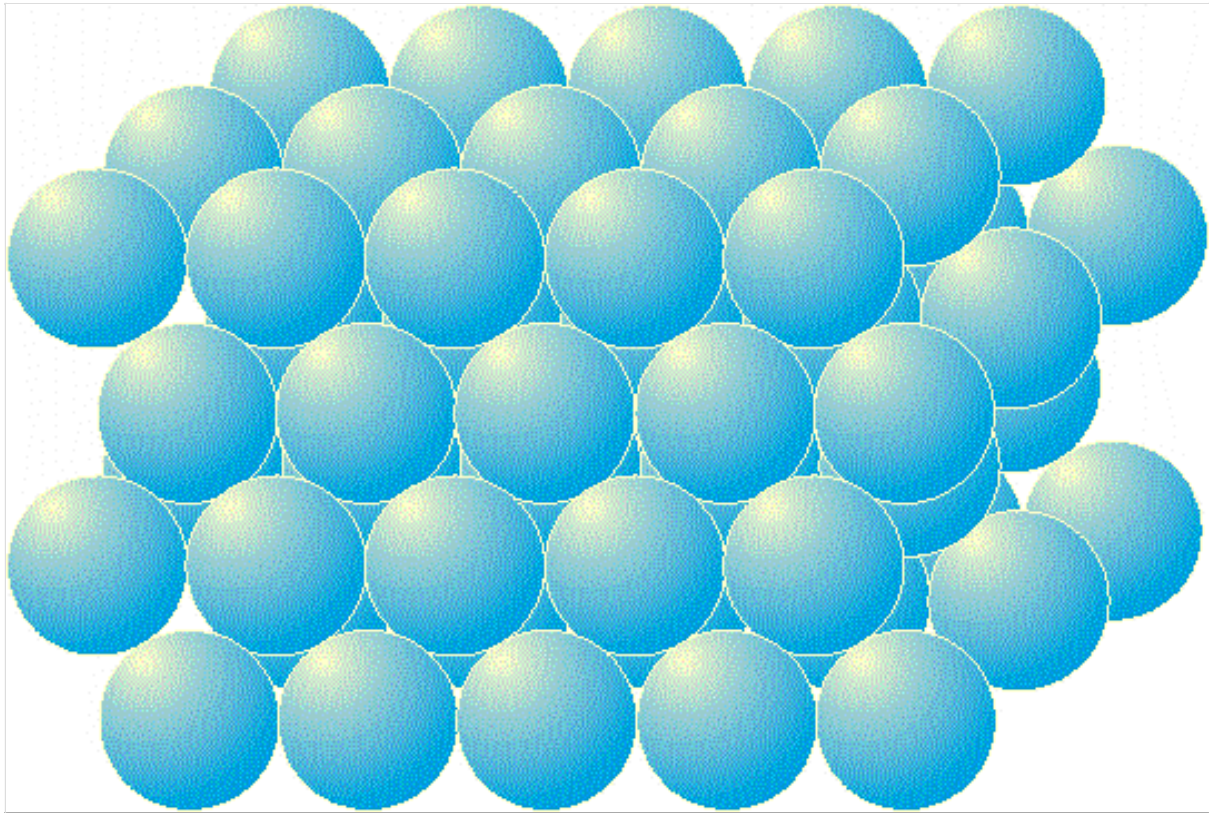


Bild 3.67: Das Metallgitter

Mit diesem einfachen Modell lassen sich die wichtigsten Eigenschaften der Metalle leicht erklären:

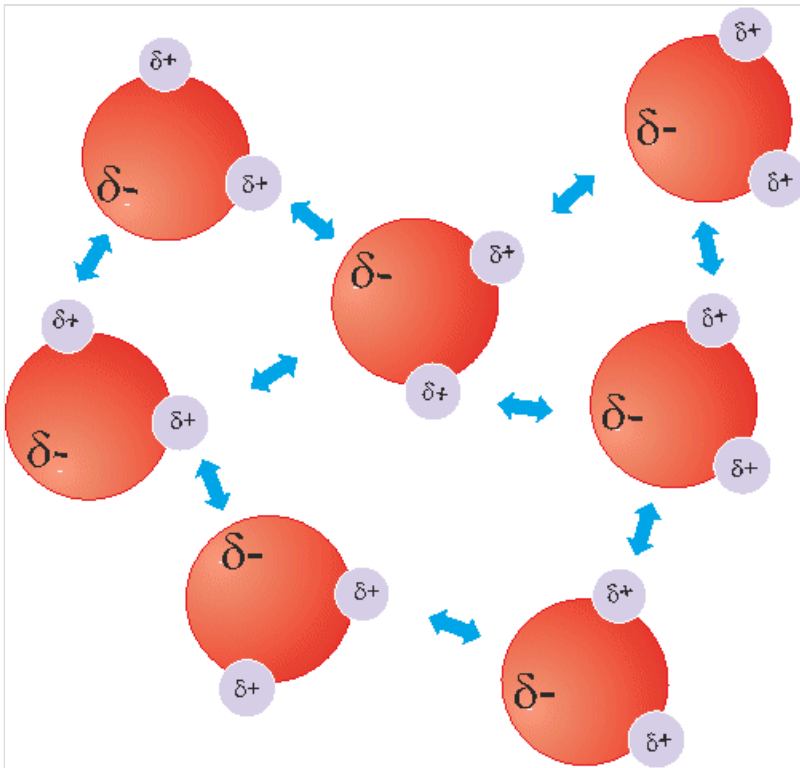
- **Metallglanz:** Resonanz der Elektronen im Elektronensee
- **Elektrische Leitfähigkeit:** freie Beweglichkeit der Elektronen im Elektronensee
- **Thermische Leitfähigkeit:** sehr gute Übertragung der Wärmebewegung von Atomrumpf zu Atomrumpf wegen des kompakten Gitters
- Duktilität: Leichtes Verschieben von Atomrumpfebenen übereinander
- **Meist hohe Dichte:** kompaktes, dichtgepacktes Gitter gleich grosser Atomrümpfe
- **Meist hohe Schmelz- und Siedepunkte:** kompaktes Gitter mit starken Gitterkräften

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 4 der Übungsaufgaben.

## 3.5 Zwischenpartikuläre Kräfte

Mit den drei Arten von Bindungen kann das Zustandekommen von Molekülen, Metallen und Salzen erklärt werden. Einige ihrer Eigenschaften lassen sich direkt aus den Modellen ableiten. Zwischen ungeladenen Stoffen existieren weitere Wechselwirkungen die sich vor allem auf die physikalischen Eigenschaften der Stoffe auswirken:

Wasser ist bei Zimmertemperatur eine Flüssigkeit. Sein Schmelzpunkt beträgt  $0^{\circ}\text{C}$  sein Siedepunkt  $100^{\circ}\text{C}$ . Gemäss dem Modell müssen im festen und flüssigen Aggregatzustand Wechselwirkungen zwischen den einzelnen Wassermolekülen bestehen, die beim Verdampfen gebrochen werden. Unterschiedliche Siedepunkte von Substanzen deuten also auf unterschiedlich starke Wechselwirkungen zwischen den Partikeln hin. Je stärker die Wechselwirkungen sind desto mehr Energie wird benötigt, um die Partikel voneinander zu trennen, um so höher ist der Siedepunkt der Substanz.



**Bild 3.68:** Dipol-Dipol-Wechselwirkungen bei Wassermolekülen

Wassermoleküle besitzen ein Dipolmoment, d. h. sie sind in der Lage sich in einem elektrostatischen Feld, das z. B. von einem anderen Wassermolekül aufgebaut wird, auszurichten. Aufgrund der unterschiedlichen partiellen Ladungen der Wasserstoff- und der Sauerstoffatome ziehen die Atome des einen Wassermoleküls die des anderen an. Es entsteht eine Wechselwirkung zwischen zwei oder mehreren Molekülen, die nicht als kovalente Bindung beschrieben werden darf, sondern als **elektrostatische Wechselwirkung**. Alle Moleküle, die über ein Dipolmoment verfügen, zeigen diese Art der

Wechselwirkung. Man nennt sie Dipol-Dipol-Wechselwirkung. Je ausgeprägter ein Dipol ist, um so stärker ist die entsprechende Wechselwirkung. Falls das eine an dieser Wechselwirkung beteiligte Atom ein Wasserstoffatom ist gebunden an ein Fluor-, Sauerstoff- oder Stickstoffatom, nennt man diese speziell starke Dipol-Dipol- Wechselwirkung Wasserstoffbrücke.

Die stärksten bekannten Dipol-Dipol-Wechselwirkungen notabene Wasserstoffbrücken treten zwischen HF - Molekülen auf. Ihre Energien betragen bis zu etwa 15% der Energien durchschnittlicher kovalenter Bindungen.

Der Umstand, dass Wasser im flüssigen Zustand bei  $4^{\circ}\text{C}$  seine grösste Dichte erreicht ist ungewöhnlich. Man spricht von der **Dichteanomalie**. Die meisten Stoffe besitzen ihre grössten Dichten im Festkörper. Genau für dieses spezielle Verhalten sind aber die Wasserstoffbrücken verantwortlich. Sie drängen die Wassermoleküle in eine ganz bestimmte Struktur, eine Sechseckstruktur, welche Zwischenräume zwischen den Wassermolekülen erzeugt. Die Dichteanomalie hat zur Folge, dass auf dem Grund grösserer Gewässer eine konstante Temperatur von  $4^{\circ}\text{C}$  herrscht und auch, dass Eis auf dem Wasser schwimmt.



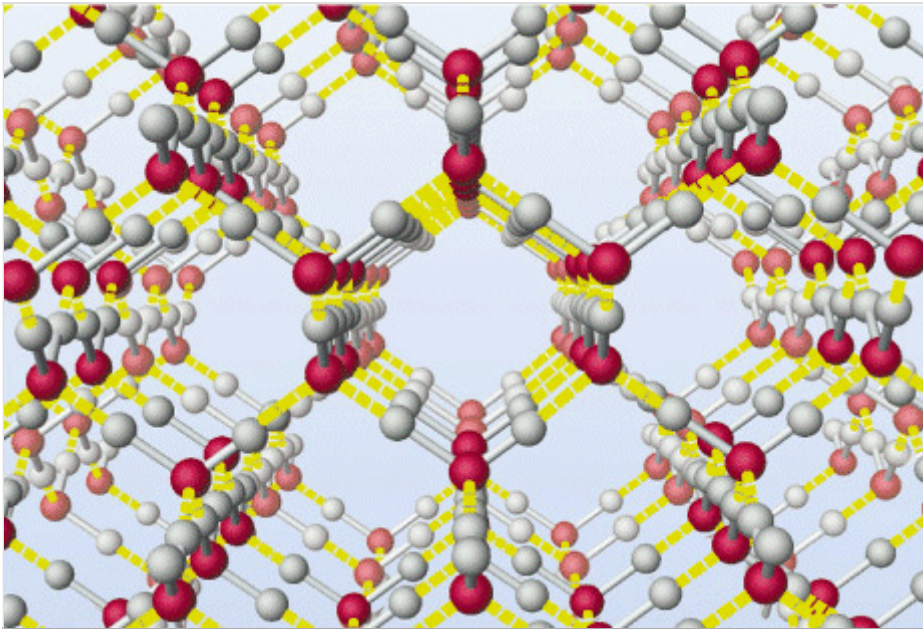


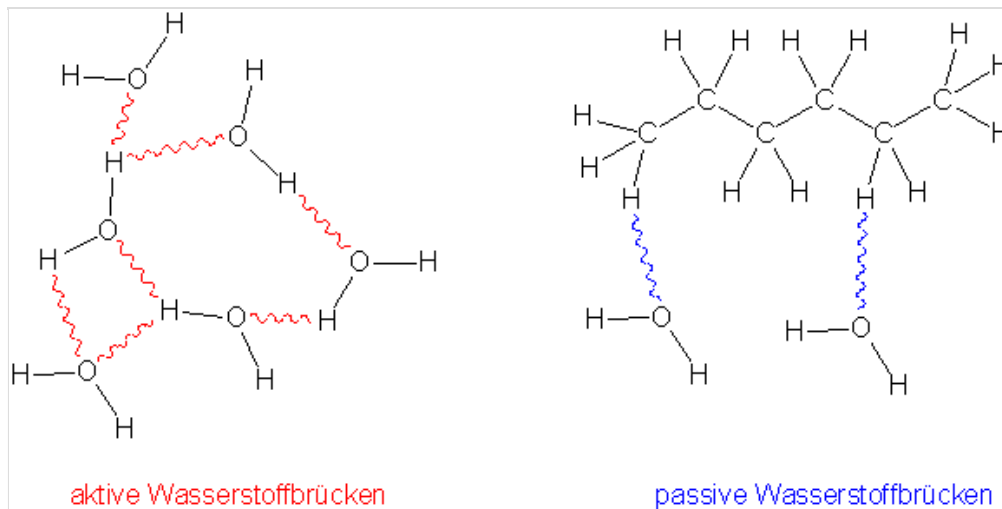
Bild 3.69: Das Eisgitter



Bild 3.70: Schneesterne

### Aktive und passive Wasserstoffbrücken

Die Literatur beschreibt **aktive** und **passive** Wasserstoffbrücken. Aktive Wasserstoffbrücken werden ausgebildet von Molekülen, die die genannten Voraussetzungen erfüllen und Wasserstoffatome stark positiv polarisiert sind. Sie üben aktiv Wechselwirkungen auf negativ polarisierte Atome anderer Moleküle aus. Wechselwirkungen dieser Art können aber auch entstehen, wenn Wasserstoffatome eines Moleküls nicht oder nur schwach positiv polarisiert sind, wie zum Beispiel in Kohlenwasserstoffen wie Hexan. Diese Wechselwirkungen sind bedeutend schwächer, aber messbar und zum Teil auch von Bedeutung. Sie erklären, weshalb sich geringe Mengen von Hexan mit Wasser mischen lassen, resp. in Hexan geringe Mengen von Wasser vorhanden sein können. Um absolut reines, wasserfreies Hexan zu erhalten muss es speziell getrocknet werden um die Spuren von Wasser zu beseitigen.

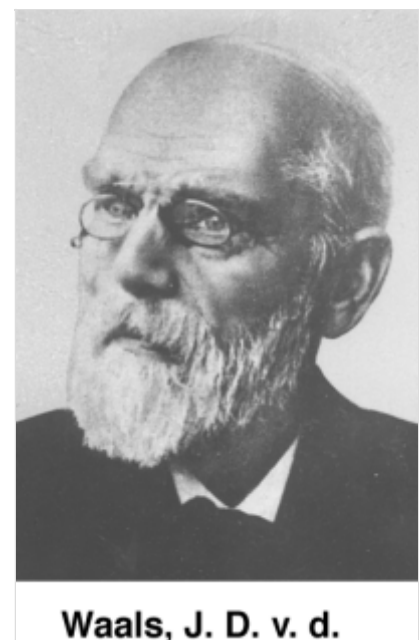


**Bild 3.71:** Aktive Wasserstoffbrücken

## Van-der-Waals-Kräfte

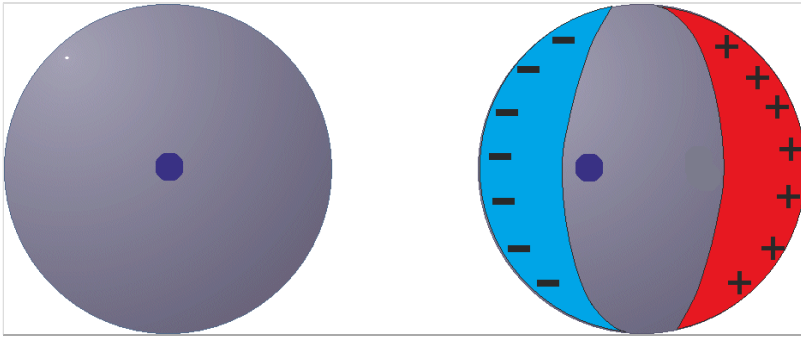
Neben diesen relativ starken zwischenpartikulären Kräften, die nur zwischen Dipolen auftreten können, existieren Kräfte, die grundsätzlich zwischen den Partikeln aller Stoffe auftreten: Ein Atom ist ein Gebilde aus Kern und Hülle. Bei Temperaturen über dem absoluten Nullpunkt befindet sich ein Atom in Schwingung, d. h. Kern und Hülle bewegen sich. Da die Dimensionen und auch die Massen von Kern und Hülle sehr unterschiedlich sind, kann es kurzfristig dazu kommen, dass der Kern sich nicht im geometrischen Zentrum des Atoms befindet.

Daraus ergibt sich eine inhomogene Ladungsverteilung innerhalb des Atoms. Die eine Seite weist einen eher positiven die andere eher einen negativen Charakter auf. So ist kurzfristig ein Dipol entstanden. Man spricht von einem **induzierten Dipol** im Gegensatz zum **permanenten Dipol**, z. B. bei Wassermolekülen. Die Wahrscheinlichkeit, dass Kern und Hülle sich so gegeneinander verschieben, dass ein induzierter Dipol entstehen kann, steigt mit dem Volumen des Atoms. Dies bedeutet, dass grosse Atome stärkere Anziehungskräfte dieser Art aufeinander ausüben als kleinere Atome. Grössere Anziehungskräfte bedeuten aber auch höhere Siedepunkte. Genau diese Kräfte zwischen den Partikeln sind zu brechen, um aus einem flüssigen einen gasförmigen Stoff zu machen. Die Siedepunkte der Edelgase bestätigen dieses Verhalten:



**Bild 3.72:** Johannes Diderik Van-der-Waals






**Bild 3.73:** Entstehung induzierter Dipole

| Element | Siedpunkt in °C |
|---------|-----------------|
| Helium  | - 269           |
| Neon    | - 246           |
| Argon   | - 186           |
| Krypton | - 153           |
| Xenon   | - 108           |
| Radon   | - 62            |

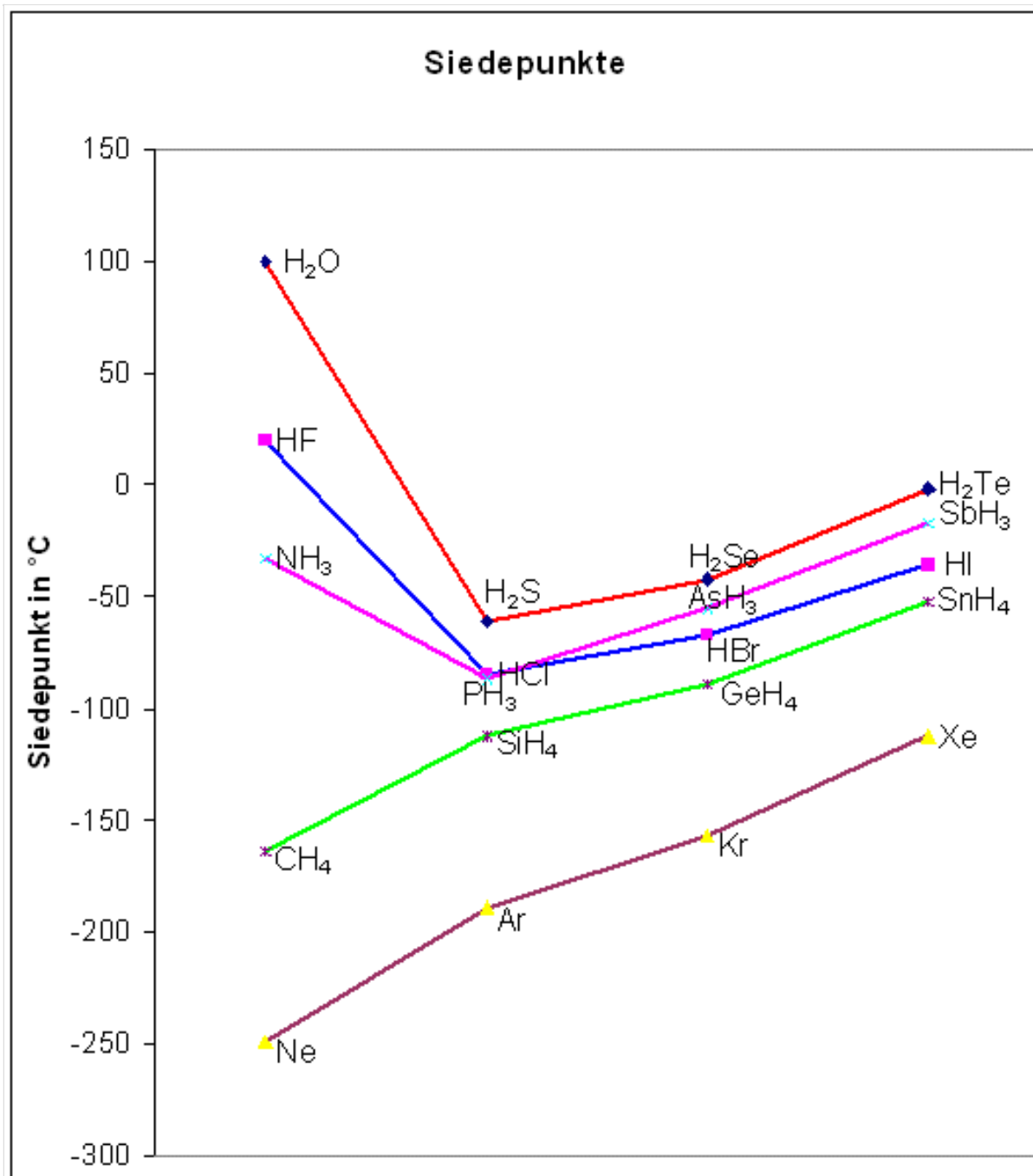
**Tabelle 3.12:** Die Siedepunkte der Edelgase

Diese Wechselwirkung heisst Van-der-Waals-Kraft (VdW), benannt nach dem holländischen Wissenschaftler Johannes Diderik Van-der-Waals. Er wurde 1910 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

Van-der-Waals-Kräfte  treten generell **bei allen Stoffen** auf. Bei kleinen Atomen oder Molekülen sind die Van-der-Waals-Kräfte klein, bei grösseren jedoch, z. B. beim Iod, können sie gross genug werden, um den Stoff bei Zimmertemperatur als Festkörper erscheinen zu lassen. Die **Reihen der Siedepunkte** einiger Verbindungen zeigen das Vorhandensein von Van-der-Waals-Kräften und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen nebeneinander auf.

| Verbindung        | Siedpunkt in °C | Zwischenpartikuläre Kräfte |
|-------------------|-----------------|----------------------------|
| H <sub>2</sub> O  | 100             | starke DD, schwache VDW    |
| H <sub>2</sub> O  | - 60            | schwache DD, VDW           |
| H <sub>2</sub> Se | - 42            | keine DD, VDW              |
| H <sub>2</sub> Te | - 2             | keine DD, starke VDW       |

**Tabelle 3.13:** Die Siedepunkte einiger Verbindungen



**Bild 3.74:** Die Siedepunkte einiger Verbindungen

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der [Übungsaufgaben](#).

## 3.6 Übungsaufgaben

1. Ordnen Sie die nachfolgenden Fragmente nach steigender Bindungsenergie.



a) C - F, C - O, C - N



b) H - I, H - Br, H - Cl.



c) C = C, C = O, C = N.

2. Ordnen Sie die nachfolgenden Salze nach steigender Gitterenergie.



a) CaO, MgO, SrO, NaCl.



b) LiF, LiI, CsI, CsBr, BeO.



c) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, CaCl<sub>2</sub>, Cs<sub>2</sub>S.

3. Schreiben Sie die Verhältnisformeln der Salze auf, die sich durch Kombination der nachstehenden Ionen ergeben.



Li<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, O<sup>2-</sup>, CN<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

4. Erklären Sie die Duktilität von Metallen. Sind Salze ebenfalls duktil?



5. Ordnen Sie die nachfolgenden Verbindungen nach steigenden Siedepunkten.



a) HF, HCl, HBr, HI.



b) He, Ne, Ar, Kr, Xe.



c) CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, CO.



d) CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O.

## 3.7 Lernkontrolle

1. Das Element Wasserstoff kann

- a) ☐ maximal eine Bindung ausbilden
- b) ☐ nur Ionenbindungen ausbilden
- c) ☐ nur Doppelbindungen ausbilden

2. Bei einer kovalenten Bindung

- a) ☐ werden Elektronen verschoben
- b) ☐ werden Elektronen geteilt
- c) ☐ werden Ionen gebildet

3. Ein Dipol

- a) ☐ besitzt eine elektrische Ladung
- b) ☐ richtet sich in einem elektrostatischen Feld aus
- c) ☐ besteht aus Ionen

4. Die Bindungsenergie

- a) ☐ wird aufgebracht zur Bildung der Bindung
- b) ☐ wird aufgebracht zur Trennung der Bindung
- c) ☐ ist hoch bei Bindungen grosser Atome

5. Isomere besitzen

- a) ☐ dieselbe Strukturformel
- b) ☐ dieselbe Summenformel

c) ☐ gleiche chemische Eigenschaften

6. Die Elektronegativität

- a) ☐ ist ein Mass für die Ladung von Ionen
- b) ☐ ist ein Mass für die Anziehung von Bindungselektronen
- c) ☐ wirkt sich auf die Anzahl der möglichen Bindungen aus

7. Zwischen zwei  $O_2$  - Molekülen

- a) ☐ treten Dipol - Dipol - Kräfte auf
- b) ☐ treten Van - der - Waals - Kräfte auf
- c) ☐ treten keine Kräfte auf

8. Besonders starke Dipol - Dipol - Kräfte heissen

- a) ☐ Van - der - Waals - Kräfte
- b) ☐ Dipole
- c) ☐ Wasserstoffbrücken

9. Zwischenpartikuläre Kräfte wirken sich aus

- a) ☐ auf den Siedepunkt
- b) ☐ auf die Stabilität
- c) ☐ auf kovalente Bindungen

10. Die richtige Verhältnisformel von Magnesiumchlorid lautet

- a) ☐  $MgCl$
- b) ☐  $Mg_2Cl$
- c) ☐  $MgCl_2$

11. Salze

- a) ☐ sind Verbindungen aus Metallen und Nichtmetallen
- b) ☐ leiten den elektrischen Strom
- c) ☐ sind verformbar

12. Geladene Moleküle

- a) ☐ sind Bestandteile von Molekülen
- b) ☐ sind Bestandteile von Salzen
- c) ☐ enthalten Ionenbindungen

13. Das Molekül  $CO_2$

- a) ☐ ist gewinkelt
- b) ☐ ist tetraedisch
- c) ☐ ist linear

14. Das Molekül  $NH_3$

- a) ☐ ist planar
- b) ☐ ist linear
- c) ☐ ist tetraedisch

15. Ein Kohlenstoffatom

- a) ☐ geht immer eine Vierfachbindung ein
- b) ☐ geht immer vier Bindungen ein
- c) ☐ geht immer polare Bindungen ein

16. Hybridorbitale

- a) ☐ sind Mischorbitale
- b) ☐ treten nur beim Element Kohlenstoff auf
- c) ☐ sind rechtwinklig zueinander

17. Die Gitterenergie ist

- a) ☐ die Energie, die aufgebracht werden muss, um ein Gitter zu bilden
- b) ☐ die Energie, die aufgebracht werden muss, um ein Gitter zu zerstören
- c) ☐ wirkt sich auf die Verhältnisformel aus

18. Metalle sind

- a) ☐ magnetisch
- b) ☐ verformbar
- c) ☐ spröde

19. Eine Dreifachbindung zwischen zwei gleich grossen Atomen hat

- a) ☐ die doppelte Bindungsenergie einer Doppelbindung
- b) ☐ die dreifache Bindungsenergie einer Einfachbindung
- c) ☐ die höhere Bindungsenergie als die Doppelbindung

20. Radikale sind

- a) ☐ sehr reaktionsfähige Stoffe
- b) ☐ Moleküle, die ein Elektronenpaar enthalten
- c) ☐ Atome, die keine Valenzelektronen besitzen

[korrigieren](#)

## 3.8 Literatur

- H. R. Christen  
**Chemie**  
Diesterweg/ Salle, Sauerländer, 1984
- **Handbook of Chemistry and Physics**  
63 Ed., 1982
- W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch  
**Chemie heute, Sekundarbereich II**  
Schroedel, 1998
- Div. Autoren

## Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

- P. W. Atkins, J. A. Beran  
**General Chemistry 2nd Edition**  
Scientific American Library, 1992
- P. W. Atkins, J. A. Beran  
**Chemie einfach alles**  
VCH, 1992

## 3.9 Web-Links

### Edelgase

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

### Elektronenkonfiguration

[Information](#) 

[Information](#) 

### Atombindung

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

### Bindungsenergie

[Information](#) 

[Information](#) 

### Isomerie

[Information](#) 

### Mesomerie

[Information](#) 

[Information](#) 

## Ionenbindung

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

## Ionengitter

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

## Metallbindung

[Information](#) 

[Information](#) 

## Wasserstoffbrücken

[Information](#) 

[Information](#) 

## Van-der-Waals-Kräfte

[Information](#) 

## 3.10 Übungsaufgaben Strukturformeln

Übung zum Molekülbau:

In der ersten Spalte finden Sie eine Summenformel. Zeichnen Sie zu diesen Summenformeln Strukturformeln in die zweite Spalte. Bei Isomeren können Sie mehrere Lösungen angeben. Beschreiben Sie die Geometrie des gezeichneten Moleküls kurz aber prägnant. Geben sie schliesslich in der letzten Spalte an, ob es sich bei der gezeichneten Substanz um einen Dipol handelt oder nicht.



| SUMMENFORMEL                                  | STRUKTURFORMEL | GEOMETRIE | DIPOL (JA/NEIN) |
|---|----------------|-----------|-----------------|
| H <sub>2</sub> O                              |                |           |                 |
| CO <sub>2</sub>                               |                |           |                 |
| SO <sub>2</sub>                               |                |           |                 |
| PCl <sub>3</sub>                              |                |           |                 |
| HCN   |                |           |                 |
| C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>                 |                |           |                 |
| C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>                 |                |           |                 |
| C <sub>3</sub> H <sub>4</sub>                 |                |           |                 |
| N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>                 |                |           |                 |
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>                |                |           |                 |
| NH <sub>3</sub>                               |                |           |                 |
| SiO <sub>4</sub> H <sub>4</sub>               |                |           |                 |
| C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> Cl <sub>3</sub> |                |           |                 |
| C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>                |                |           |                 |
| C <sub>5</sub> H <sub>10</sub>                |                |           |                 |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                |                |           |                 |
| H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>                 |                |           |                 |

**Tabelle 3.14: Molekülbau**

Lösungen:

- [Teil 1](#) 
- [Teil 2](#) 
- [Teil 3](#) 