

**Kapitel 13: Die Atombindung (Elektronenpaarbindung)**

## Inhalt

|   |     |
|---|-----|
| Kapitel 13: Die Atombindung (Elektronenpaarbindung).....                                | 1   |
| Inhalt.....   | 2   |
| Einleitung: Vom Atom zur Ionenbindung zur Atombindung.....                              | 3   |
| Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff.....                | 4   |
| 1) Wasserstoff.....   | 4   |
| 2) Bindungsverhältnisse bei anderen Molekülen.....                                      | 5   |
| 3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen.....   | 5   |
| 4) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH <sub>4</sub> ).....                              | 6   |
| Kurz Zusammenfassung „Atombindung“.....   | 7   |
| Wasserstoffgas (H <sub>2</sub> ).....   | 7   |
| Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln).....               | 8   |
| Der räumliche Bau von Molekülen.....  | 10  |
| Vom CH <sub>4</sub> zum HF.....   | 11  |
| Die Projektionsform.....  | 11  |
| Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:.....                  | 12  |
| Pauling-Skala der Elektronegativität (EN).....  | 14  |
| Zusammenfassung der beiden Bindungsarten.....   | 15  |
| Zwischen Atom- und Ionenbindung: Die polare Atombindung und die Elektronegativität..... | 16  |
| Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen.....                      | 17  |
| Wasser - ein Dipol-Molekül.....   | 193 |
| Dipolmoleküle.....  | 194 |
| Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:.....                                   | 195 |
| H <sub>2</sub> O - ein Dipolmolekül.....  | 195 |
| Zusammenfassung: 9 Schritte zum Erkennen von Ladungen.....                              | 196 |
| Kräfte zwischen Molekülen.....  | 197 |
| 1. Dipol-Dipol-Kräfte.....  | 197 |
| 2. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs).....   | 198 |
| 3. Van der Waalskräfte (VdW-Kräfte).....  | 198 |
| Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen.....                       | 199 |
| Was passiert mit den Teilchen beim Erhitzen?.....                                       | 200 |
| Bestimmung (und Vorhersage) der chemischen Eigenschaften eines Moleküls (Dipole).....   | 201 |
| Übung zur Anwendung: Vergleich von CCl <sub>4</sub> und CH <sub>4</sub> .....           | 202 |
| Wiederholungsfragen.....  | 203 |

### **Einleitung: Vom Atom zur Ionenbindung zur Atombindung**

Bisher kennst Du zwei Arten von Reinstoffen in der Chemie: Atome (Elemente) und Verbindungen daraus. Du weißt mittlerweile, dass viele Verbindungen aus Ionen bestehen, welche durch unterschiedliche Ladungen zusammengehalten werden. Diese Art der Bindung haben wir Ionenbindung genannt.

Aber nicht alle Stoffe sind Salze und bestehen aus Ionen. Es gibt z.B. keine gasförmigen Ionen! Wie sind z.B. die Moleküle CO und CO<sub>2</sub> aufgebaut? Auch Wasser besteht nur zu einem sehr geringen Anteil aus Ionen.

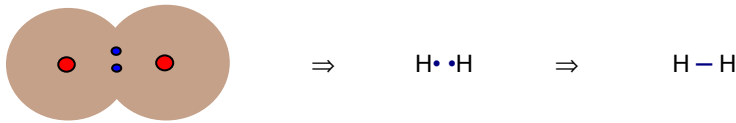
In diesem Kapitel lernst Du eine weitere Form der Verbindung kennen und mehr über die Zusammenhänge zwischen den beiden „(Ver-)Bindungsarten“.

## Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff

### 1) Wasserstoff

Ionen gibt es nur in Kristallen oder gelöst in Wasser  $\Rightarrow$   $H_2$  ist also kein Ion, da es gasförmig ist. Viele Elemente binden sich untereinander mit einer anderen Methode, der Atombindung. Zum Erstellen einer Atombindung bestimmt man die Anzahl an Außenelektronen (=Valenzelektronen) und bestimmt die Anzahl der zum Erreichen der vollbesetzten Außenelektronenwolke notwendigen Elektronen. (=Edelgaskonfiguration)

Im Falle des Wasserstoffs liegt ein Valenzelektron vor, d.h. jedem Wasserstoffatom fehlt ein Atom zum Erreichen der Edelgaskonfiguration. Dieses bekommt das Atom vom Partner. Auch der Partner benötigt eines, also wird ihm das eigene  $e^-$  zur Verfügung gestellt. Zur Verdeutlichung wird eine Schnittmenge der Elektronenwolken gezeichnet, in die diese „Bindungselektronen“ aufgenommen werden.



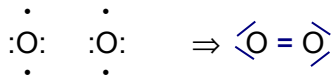
**Im Überschneidungsbereich gehören die  $e^-$  beiden Atomen.  
Das gemeinsame  $e^-$  Paar bezeichnet man als Bindungselektronenpaar.**

**Diese Art der Verbindung von Atomen bezeichnet man als Atombindung. Sie wird auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. Eine Formel in dieser Schreibweise nennt man Valenzstrichformel oder Lewisformel.**

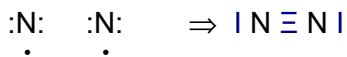
Die äußeren Elektronenwolke (=Atomorbitale) tauchen ineinander ein und bilden einen gemeinsamen Bereich (~Molekülorbital). Damit gehört das Valenzelektronen  $e^-$ -Paar beiden Atomen in gleicher Weise (sie teilen es sich, wie zwei Kinder, die gemeinsam ein Spielzeug benutzen) und sie erhalten somit beide Edelgaskonfiguration.

**Gilbert N. Lewis (1875 - 1946) stellte 1916 seine Theorie zur Elektronenpaarbindung auf:  
Atome sind in Molekülen durch gemeinsame  $e^-$  verbunden (=Atombindung,  $e^-$  Paar Bindung).  
Bei der Bindungsbildung wird Bindungsenergie frei (entspricht der Dissoziationsenergie).**

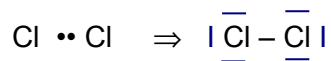
In Molekülen besitzt in sehr vielen Fällen jedes Atom Edelgaskonfiguration. Die Aufnahme weiterer Elektronen zum Zwecke einer weiteren Bindung ist somit (zumindest für die Elemente der ersten beiden Perioden) nicht möglich. Diese Regel wird als Oktettregel bezeichnet.

**2) Bindungsverhältnisse bei anderen Molekülen****a) Sauerstoff:**

Zum Erreichen der Edelgaskonfiguration fehlen dem Sauerstoffatom  $2e^-$   
 $\Rightarrow$  Jedes Sauerstoffatom stellt 2 Bindungselektronen zur Verfügung  
 $\Rightarrow$  Zweifachbindung (auch Doppelbindung genannt)

**b) Stickstoff**

Es fehlen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration  $3e^-$   
 $\Rightarrow$  Jedes Stickstoffatom stellt 3 Bindungselektronen zur Verfügung  
 $\Rightarrow$  es liegt eine 3fach Bindung zwischen den Atomen vor, von denen jedes je ein freies Elektronenpaar hat

**c) Chlor**

Es liegt eine Einfachbindung vor. Jedes Chloratom hat drei freie Elektronenpaare

**3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen**

Es liegt eine Einfachbindung vor. Das Chloratom hat drei freie Elektronenpaare.

**4) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH<sub>4</sub>)**

Im Methan sind nun sogar 5 Atome miteinander verbunden. Wie kann das funktionieren, so damit jedes Atom Edelgaskonfiguration erreicht?

C hat 4 Valenzelektronen.

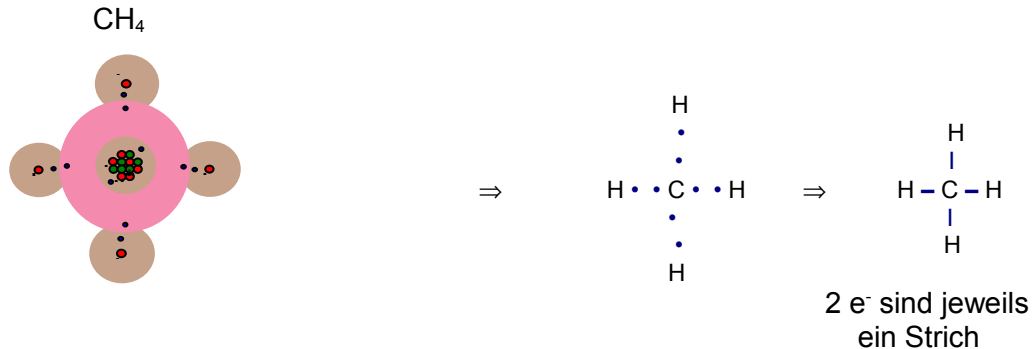
H hat 1 Valenzelektronen

⇒ 4 Wasserstoffatome bringe also zusammen 4 Valenzelektron mit

⇒  $4 + 1 + 1 + 1 + 1 = 8$  Valenzelektronen

Wie erreicht Kohlenstoff also eine vollbesetzte Schale?

- Durch Aufnahme von je einem Elektron des Wasserstoffes.



**Regel:** Vom Kohlenstoffatom gehen in der Regel 4 Elektronenpaarbindungen ab. Meistens ist Kohlenstoff dabei mit Kohlenstoff oder mit Wasserstoff verknüpft. Aber auch Sauerstoff, Schwefel und Stickstoff (u.a.) sind möglich

Je länger dabei eine Kohlenstoffkette ist, desto fester und dickflüssiger wird eine Substanz.

**Das oberste Prinzip für jede chemische Bindung ist die Edelgaskonfiguration.**

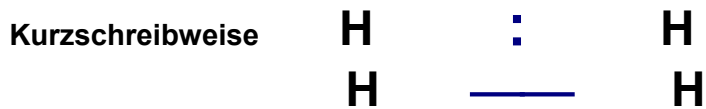
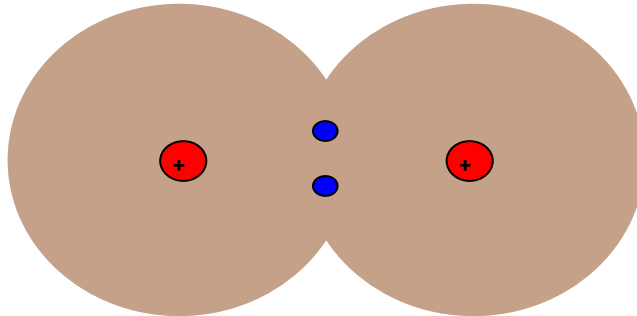
**Dabei gilt die Oktettregel: Kein Atom der 1. HG darf mehr als 2 und kein Atom der 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen besitzen.**

**Aufgaben:**

1. Bilde die Atombindung für die folgenden Moleküle: O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, HCl, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>
2. Verfahre ebenso bei: HCl, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O
3. Zeichne folgende Kohlenwasserstoffketten: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
4. Was versteht man unter einer Elektronenwolke (=Orbital)?
5. Wie kann ein Element Edelgaskonfiguration erreichen?
6. Sind Moleküle energieärmer oder -reicher als die enthaltenden Elemente?
7. Welche Aussagen trifft die Valenzstrichformel?
8. Nenne Elemente, die als Molekül vorkommen.
9. Kann man auch für Ionen Valenzstrichformeln zeichnen? Probiere es: Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>
10. Eine Frage zum Nachdenken: Warum vermutest Du, kommen in der Natur nicht Moleküle in allen denkbaren Kombinationen von Atomen vor. Also mit anderen Worten: warum gibt es z.B. CO, CO<sub>2</sub> aber nicht CO<sub>3</sub>, sondern nur (CO<sub>3</sub>)<sup>2-</sup>?

**Kurzzusammenfassung „Atombindung“**

Eine Möglichkeiten für Elemente die Edelgaskonfiguration zu erreichen, ist die Atombindung

**Wasserstoffgas (H<sub>2</sub>)**

(für 2 Valenz-Elektronen kann ein Strich gezeichnet werden)

**Welche zwei Fragen müssen sich Schüler stellen, um eine Atombindung zu zeichnen?**

- Wie viele Valenzelektronen hat das einzelne Element?
- Wie viele e<sup>-</sup> braucht es noch zur Edelgaskonfiguration?

*Zum Verständnis der Atombindung kann man sich vielleicht vorstellen, dass zwei Kinder nur wenig Taschengeld haben, aber sich dennoch etwas teures gemeinsam kaufen möchten! Sie teilen ihr Geld und es gehört somit beiden!*

## Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln)

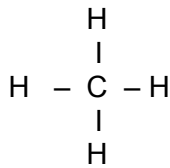
Die bisherigen Regeln sind ein guter Einstieg. Für komplexe Moleküle brauchen wir noch etwas präzisere Regeln. Zum Verständnis wird erst einmal ein besonders leichtes Beispiel gewählt:

**Beispiel: Wie sieht die Valenzstrichformel von Methan (CH<sub>4</sub>) aus?**

### 1. Schritt: Bestimmen der Gesamtanzahl an Elektronenpaaren:

$$\begin{array}{l} \text{C hat 4 VE} \Rightarrow \quad \quad \quad 4 e^- \\ \text{H hat 1 VE} \Rightarrow 4 \text{Atome} \cdot 1 \text{VE} = \quad \frac{4 e^-}{8 e^-} \Rightarrow 4 \text{ Elektronenpaare (=e-Paare)} \end{array}$$

**2. Schritt: Die Atome werden so angeordnet, dass jedes Atom die Edelgaskonfiguration hat (sofern es möglich ist)!**



**Oktettregel beachten:**

„Kein Atom der 1. und 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen (=VE) besitzen“

### 3. Schritt: Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen

Zur Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen zählt man die VE, indem man alle bindenden EP gleichmäßig auf die Bindungspartner aufteilt und mit der Anzahl an freien e<sup>-</sup> addiert. Diese Summe an gefundenen VE wird mit der ursprünglichen (aus der Stellung im PSE) verglichen. Ist sie geringer, so ist das Atom positiv geladen (da ja e<sup>-</sup> fehlen), ist sie höher, ist das Atom negativ geladen (es sind ja „zu viele“ e<sup>-</sup> vorhanden)

#### Hinweise:

- Treten in einem Molekül Formalladungen auf, so ist das ein Indiz dafür, dass es instabil sein könnte.
- Verschiedene Formalladungen in einem Molekül sind beim Erstellen möglichst zu vermeiden.
- Tipp: reagieren Metall + Nichtmetall liegt oft eine ionogene Verbindung vor, keine Atombindung!
- Sauerstoff kommt korrekt gezeichnet meist folgendermaßen vor:  $\text{=}\ddot{\text{O}}\text{:}$ ;  $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ ;  $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^-$   
Andere Formen sind sehr selten und zu vermeiden  
(v.a. ist diese Form  $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^+$  immer zu vermeiden! Sie kommt nur in Ozon (O<sub>3</sub>) vor!)

#### Weitere Regeln:

1. Sauerstoff ist nur in echten Peroxiden an Sauerstoff gebunden.  
(in der Regel schon erkennbar am Namen. z.B. Wasserstoffperoxid:  $\text{H} - \ddot{\text{O}} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$ )
2. Ab der dritten Periode ist Oktettüberschreitung möglich, das heißt, dass von z.B. Schwefel mehr als 4 Bindungen abgehen dürfen!
3. Von einem Molekül dürfen nie mehr als zwei Doppelbindungen abgehen

#### Aufgaben:

- 1) Stelle die Valenzstrichformel für folgende Moleküle auf: I<sub>2</sub>, CO, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, PF<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>
- 2) Zeichne die Valenzstrichformeln
  - a) folgender Säuren: HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> und ihre Säurereste: NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.
  - b) folgender Molekülionen: CN<sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>,
  - c) folgender Stickstoffverbindungen: NO, NO<sub>2</sub>, NO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
  - d) folgender organischer Verbindungen: C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>

zu b) Vorsicht: bei einigen Verbindungen sind freie einzelne e<sup>-</sup> vorhanden (=Radikale)

**Aufgaben:**

1. Erkläre in eigenen Worten kurz, wie das Periodensystem aufgebaut ist. Welche Beziehung liegt zwischen der Position eines Elementes und seiner Anzahl an Valenzelektronen vor?
2. Was versteht man unter einer Atombindung?
3. Zeichne die Valenzstrichformeln von:  $\text{SO}_3$ ,  $(\text{ClO}_4)^-$ ,  $\text{HCN}$  (Blausäure),  $(\text{NO}_2)^-$ ,  $(\text{CH}_3)_3\text{PO}$ ,  $(\text{CH}_3)_3\text{NO}$
4. Zeichne die Valenzstrichformeln von:

|                          |                        |
|--------------------------|------------------------|
| $\text{C}_2\text{H}_2$ : | $(\text{CN})$ :        |
| $\text{C}_2\text{H}_4$ : | $(\text{CO}_3)^{2-}$ : |
| $\text{C}_2\text{H}_6$ : | $(\text{HCO}_3)$ :     |
| $\text{CO}_2$ :          | $(\text{NH}_4)^+$ :    |
| $\text{CO}$ :            | $(\text{C}_2)^{2-}$ :  |
| $\text{CCl}_4$ :         | $(\text{NO}_3)$ :      |
| $\text{O}_3$ (Ozon):     | $(\text{HCO}_3)$ :     |

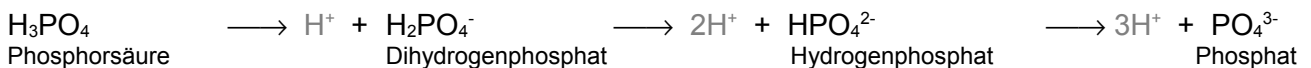
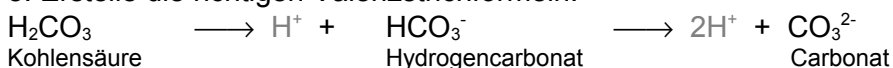
**MgCl<sub>2</sub>:**

5. Von den beiden Moleküle  $\text{CF}_6$  und  $\text{SF}_6$  kommt nur eines tatsächlich vor. Erkläre warum.
6. Löse auch die folgenden (schweren) Aufgaben (Oktettüberschreitung ist möglich)

|                 |   |                   |                    |
|-----------------|---|-------------------|--------------------|
| $\text{HClO}$   | : | 14 e <sup>-</sup> | Hypochlorige Säure |
| $\text{HClO}_2$ | : | 20 e <sup>-</sup> | Chlorige Säure     |
| $\text{HClO}_3$ | : | 26 e <sup>-</sup> | Chlorsäure         |
| $\text{HClO}_4$ | : | 32 e <sup>-</sup> | Peroxochlorsäure   |

7. Wieso ist der Name „Peroxochlorsäure“ für diese Verbindung falsch gewählt?

8. Erstelle die richtigen Valenzstrichformeln:



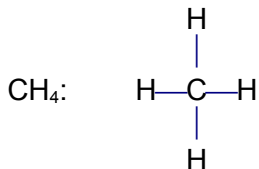
9. Formuliere mit Deinen Worten: Welche Beziehung besteht zwischen der Position der abgegebenen Wasserstoffe und den Ladungen der Säurereste?

## Der räumliche Bau von Molekülen

### Du hast in den bisherigen Kapiteln gelernt, dass

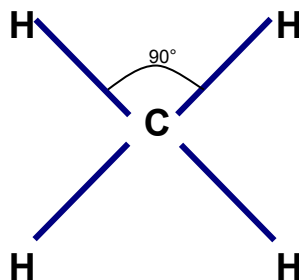
- Elektronenpaare sich (aufgrund ihres Aufbaus aus negativ geladenen Elektronen) voneinander abstoßen
- Atomkerne sich (aufgrund ihres Aufbaus aus positiv geladenen Protonen) ebenfalls voneinander abstoßen

**Mit diesem Vorwissen können wir etwas neues, den räumlichen Bau von Molekülen, ableiten:** Eine Verbindung, die Du schon kennst, ist das Methan ( $\text{CH}_4$ ). An seinem symmetrischen Aufbau soll der räumliche, also dreidimensionale, Aufbau von Molekülen verdeutlicht werden:

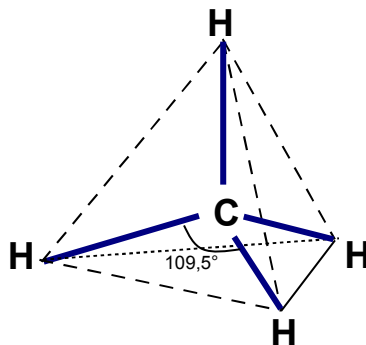


Von einem zentralen Kohlenstoffatom gehen 4 Atombindungen ab. Da sich die Elektronenwolken untereinander abstoßen (und im Übrigen auch die Atomkerne), „versuchen“ die Atomkerne einen möglichst großen Abstand voneinander zu bekommen.

Versuche es einmal selbst, indem Du vier Farbstifte zu Hand nimmst und versuchst ihren Spitzen einen möglichst großen Abstand zu geben. Wählst Du eine platte, zweidimensionale Form, so kommt ein Quadrat heraus. Der Winkel zwischen den Bindungselektronenpaaren beträgt nur  $90^\circ$ . Geht noch mehr?



Wenn Du eine dreidimensionale Form wählst, so erhältst Du einen Tetraeder. Der Winkel ist schwerer zu bestimmen, wenn man kein Modell hat. Der Winkel im Tetraeder beträgt  $109,5^\circ$



Dies ist die räumliche Anordnung, wie sie bei sehr vielen Molekülen, welche 4 Bindungspartner haben vorliegt, ermöglicht den größtmöglichen Abstand zwischen den Bindungspartnern.

### Zusatzinformationen

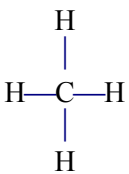
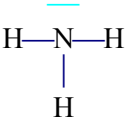
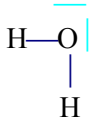

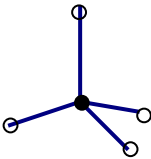
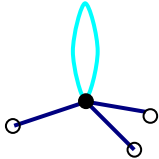
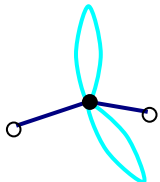
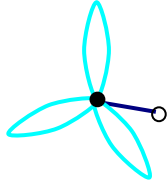
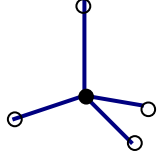
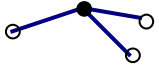


<http://de.wikipedia.org/wiki/Tetraeder>

**Vom CH<sub>4</sub> zum HF**

Es soll ein Vergleich der 4 folgenden Verbindungen erfolgen. Bei allen sind 4 e-Paare an das zentrale Atom gebunden. Nicht jedes Elektronenpaar ist jedoch ein bindendes.

**Nichtbindende Elektronenpaare sind ebenso wie bindende Elektronenpaare räumlich gerichtet und stoßen sich ab.**

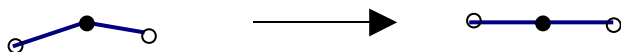
**Die Valenzstrichformeln von CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF**

|                          |  |   |  |   |
|--------------------------|--|---|--|---|
|                          |   |    |     |    |
| e-Paare:                 | 4  | 4   | 4  | 4   |
| Anordnung aller e-Paare: |   |    |    |    |
| Tatsächliche Form:       |  |  |  |  |
| Atom-/ Molekülform       | Tetraeder  | trigonale Pyramide  | V-Form (gewinkelt)   | linear  |
| Bindungswinkel           | 109,5°   | 106,8°  | 104,5°   |   |

**Bindungswinkel nimmt ab**

Grund: Stärkere Abstoßung der nichtbindenden Elektronenpaare

**Die Projektionsform**



⇒ Man sollte zur Darstellung von dreidimensionalen Inhalten auf Papier immer die Projektionsform mit größtem Informationsgehalt wählen

**Aufgaben:**

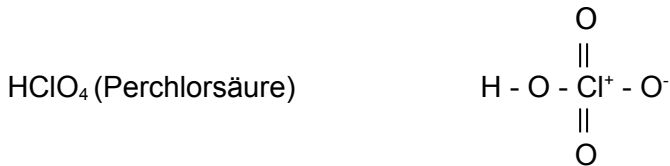
1. Bestimme die räumliche Anordnung für NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, HCl, PF<sub>3</sub>, CsCl, H<sub>2</sub>S
2. Zum Nachdenken: gibt es Bindungen, die nicht gerichtet sind?

**Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:**

1. Die Zahl der Valenz-e<sup>-</sup>Paare (= nichtbindend + bindend) bestimmen.
2. Beachte: Negative Ladungen stoßen sich ab ⇒ Die Elektronenpaare haben einen größtmöglichen Abstand. Die Molekülgestalt ist eine Konsequenz dieser Abstoßung
3. Es werden alle VE berücksichtigt (bindende und nicht bindende (= freie)). Das heißt freie e<sup>-</sup> Paare werden genauso wie bindende e<sup>-</sup> Paare als räumlich gerichtet und lokalisiert betrachtet.
4. Die Valenz-e<sup>-</sup> Paare stoßen sich maximal voneinander ab. Es ergibt sich die Anordnung der Valenz-e<sup>-</sup> Paare.
5. Freie e<sup>-</sup> Paare beanspruchen mehr Platz als (lokalisierte) bindende e<sup>-</sup> Paare.
6. Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen betrachtet.
7. Zur Betrachtung der tatsächlichen räumlicher Anordnung, werden die nichtbindenden e<sup>-</sup> Paare außer acht gelassen und nur die gebundenen Atome betrachtet.

**Aufgaben (Vorsicht alle freien e<sup>-</sup>-Paare fehlen noch, zeichne sie ein!)**

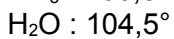
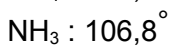
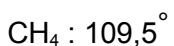
1. Bestimme den räumlichen Bau von:

⇒ Säurerest bei HClO<sub>4</sub>

Entsprechend ist bei H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> der Schwefel in der Mitte, bei H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> der Kohlenstoff usw.

**Eine Aufgabe zum Nachdenken**

2. Im Tetraeder liegt ein Bindungswinkel von genau 109,5° vor. Den folgenden Verbindungen liegt ein Tetraeder zugrunde. Folgende Winkel wurden gemessen:



Wieso werden die Bindungswinkel kleiner?

**Lösung:**

- Freie EP beanspruchen mehr Platz als bindende (lokalisierte) EP

Freies EP: Hat nichts zu tun, kann sich mit seinen Ellbogen ausbreiten.

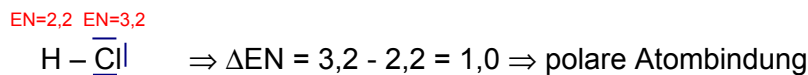
⇒ Die Winkel werden also zusammengedrückt. Beispiel mit dicken und dünnen Stiften.

### Pauling-Skala der Elektronegativität (EN)

Der deutsche Chemiker Linus Pauling erstellte 1932 eine empirische (gemessene Definition der Elektronegativität. Sie beruht nicht auf Messwerten oder Modellberechnungen. Allerdings existiert keine wirklich eindeutige Methode zur Messung der EN.

#### **Die EN ist eine relative Maßzahl, für die Fähigkeit der Atomkerne Bindungselektronen anzuziehen**

Je höher der Unterschied in der Elektronegativität der gebundenen Elemente, desto polarer ist die Bindung. Diese Polarität kann leicht durch Subtraktion der Elektronegativitäten der beiden an einer chemischen Bindung beteiligten Elemente berechnet werden:



Atome mit hoher Elektronegativität sind also elektronegativer, Atome mit einer geringen EN, wie hier das H sind elektropositiv.

Pauling legte fest, dass das Element Fluor die höchste Elektronegativität hat. Er legte sie mit dem Zahlenwert 4,0 fest. Die EN hat keine physikalische Einheit.

Die niedrigste Elektronegativität hat Francium mit 0,7.

Edelgase haben keine EN, da sie keine Bindungen eingehen!

Alle anderen Elemente ordnete er Werte zwischen 0,7 und 4 zu.

Leicht merken kann man sich die EN der Elemente der 2. Periode. Vom F (4.0) ausgehend, nimmt die EN von Element zu Element immer um den Wert 0,5 ab.

| Lithium | Beryllium | Bor | Kohlenstoff | Stickstoff | Sauerstoff | Fluor |
|---------|-----------|-----|-------------|------------|------------|-------|
| 1,0     | 1,5       | 2,0 | 2,5         | 3,0        | 3,5        | 4,0   |

**Merke: Die Anziehungskraft eines Atomkerns (also die Elektronegativität) ist im PSE in der rechten oberen Ecke (F) am höchsten, und nimmt nach links sowie nach unten hin ab.**

#### **Die EN ist Abhängig von**

- der Anzahl an Protonen im Atomkerns.  
Je mehr (positive) Protonen, desto stärker werden die negativen Elektronen angezogen.  
⇒ die Elektronegativität steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts an)
- Je größer die Entfernung der Elektronen vom Atomkern, desto geringer wird die EN. Das heißt, je mehr Elektronenwolken den Atomkern umgeben, desto geringer ist dessen Wirkung auf die Bindungselektronen (welche sich ja ganz außen befinden)  
⇒ die Elektronegativität sinkt innerhalb einer Haupt- oder Nebengruppe von oben nach unten ab

#### **Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Pauling>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Elektronegativität>

### Zusammenfassung der beiden Bindungsarten

#### Vergleiche mal eine Ionenbindung mit einer Atombindung

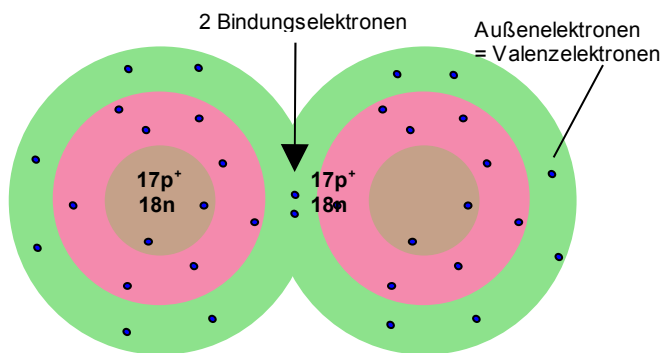
a) Ionen entstehen durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen, so dass eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt. Es liegen also verschieden geladene Ionen vor. Ungleiche Ladungen ziehen sich an und halten die Ionen so zusammen:

z.B.: NaCl: Na gibt ein Elektron ab  $\rightarrow \text{Na}^+$   
 Cl nimmt ein Elektron auf  $\rightarrow \text{Cl}^- \Rightarrow$  In Verbindung:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$

Die Ionenbindung ist typisch für Salze im festen Zustand. Der Verband vieler Ionen in einem solchen festen Kristall wird als Ionengitter bezeichnet.

b) Bei einer Atombindung hingegen teilen sich Atome gemeinsame (Bindungs-)Elektronen, so dass jedes Atom, zumindest zeitweise, eine vollbesetzte Außenelektronenwolke hat.

z.B.:  $\text{Cl}_2$ : 2 Chloratome teilen sich zwei Elektronen gleichmäßig.

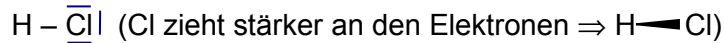


Die Ionenbindung und die Atombindung sind die zwei Extremformen der chemischen Bindung - dazwischen gibt es Mischformen, welche teilweise Atombindung und teilweise Ionenbindung sind. Man nennt dies **polare Atombindung**.

### **Zwischen Atom- und Ionenbindung: Die polare Atombindung und die Elektronegativität**

Nun geht es weiter und es wird leider auch noch etwas komplizierter. Messungen haben ergeben, dass wenn zwei verschiedene Atome miteinander verbunden sind, dann sind die Elektronen nicht immer genau in der Mitte zwischen beiden Atomen anzufinden. In der Regel zieht einer der beiden Partner stärker an den Elektronen.

z.B.: HCl: Im Chlorwasserstoffmolekül beansprucht das Cl -Atom das bindende Elektron stärker für sich. Die Bindung ist **polar**.



In diesem Fall zieht das Chloratom die Elektronen stärker zu sich. Diese ungleiche Verteilung führt dazu, dass das Chloratom minimal negativer als das Wasserstoffatom wird. Dies kann mit einem besonderem Zeichen, dem Zeichen der Partialladung, gekennzeichnet werden. ( $\delta^-/\delta^+$ )

Die Ursache ist die höhere Elektronegativität des Chloratoms im Vergleich zum Wasserstoffatom. Man sagt, Chlor ist elektronegativer als Wasserstoff.

**Die Elektronegativität ist ein (relatives) Maß für das „Bestreben“ eines Atoms, in einem Molekül die Bindungselektronen an sich zu ziehen.  
Atome mit hoher Elektronegativität bezeichnet man auch als elektronegativ  
Sie kann daher als Anhaltspunkt für die Polarität einer Atombindung genommen werden.**

Es gilt: Je höher der Unterschied in der Elektronegativität der gebundenen Elemente zueinander, desto polarer ist die Atombindung. Ab einer Differenz von  $\Delta \text{EN} > 1,7$  ist die Atombindung so polar, dass die Elektronen die Atome nicht mehr verbinden können. Sie wechseln den Partner. Es liegt also eine **Ionenbindung** vor.

**Atombindungen zwischen zwei ungleichen Elementen sind immer „gerichtet“. Ionenbindungen sind es nicht! (d.h. deren Ladungen zeigen in alle Richtungen).**

#### **Zusatzinformationen:**

[http://de.wikipedia.org/wiki/Chemische\\_Bindung](http://de.wikipedia.org/wiki/Chemische_Bindung)

<http://de.wikipedia.org/wiki/Elektronegativität>

[http://de.wikipedia.org/wiki/Polare\\_Atombindung](http://de.wikipedia.org/wiki/Polare_Atombindung)

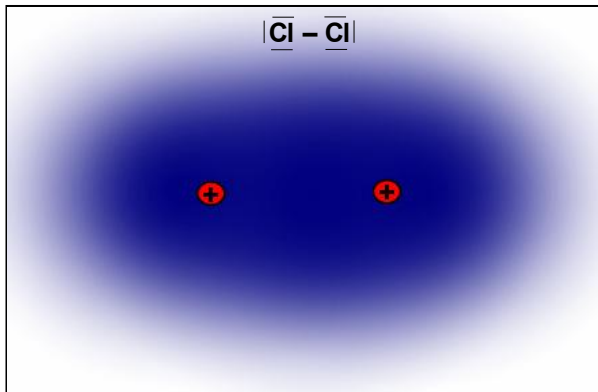
## Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen

### Elemente unterscheiden sich in ihrer Elektronegativität (EN)

Die EN ist ein (relatives) Maß für die Fähigkeit der Atomkerne Bindungselektronen anzuziehen. Sie wird vor allem durch zwei Faktoren, die Kernladung (Anzahl an Protonen) und die Größe des Atoms, bestimmt. Beide Faktoren sind gegenläufig. Je größer die Kernladung ist und je kleiner der Atomdurchmesser ist, desto elektronegativer ist es. Per Definition nach Linus Pauling hat Fluor dabei den Wert 4.0, Lithium hat den Wert 1.0.

**Je elektronegativer ein Atom ist, desto stärker zieht der Atomkern eines Atoms in einer Verbindung die Bindungselektronen an.**

#### Bsp. 1: Chlor

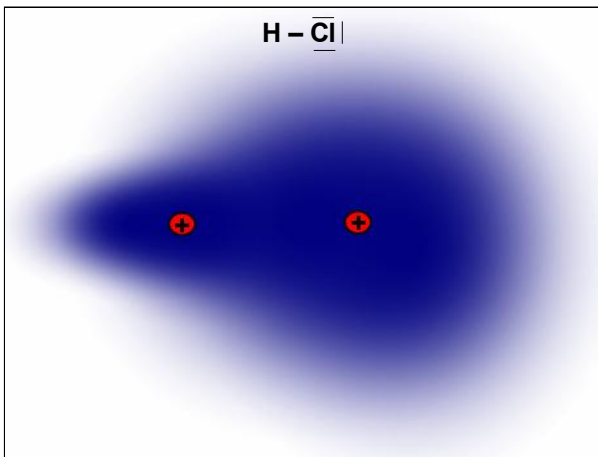


  
zunehmende Elektronendichte

Im Chlormolekül liegen zwei gleiche Atome vor. Sie haben beide die gleiche Kernladung und die gleiche Größe.  
 ⇒ sie haben dieselbe EN.  
 ⇒ die Bindungselektronen sind völlig gerecht zwischen den Atomen verteilt.  
 ⇒ **die Atombindung ist apolar (oder kovalent)**

Ein Vergleich zur Anschauung: Zwei gleich kräftige Menschen geben sich die Hand, die Hände sind genau in der Mitte zwischen den beiden

#### Bsp. 2: Chlorwasserstoff



Im Chlorwasserstoffmolekül liegen zwei unterschiedliche Atome vor.  
Wasserstoff hat eine geringe Kernladung und ist ein kleines Atom ⇒ geringe EN (2,2)  
Das Chloratom hat eine höhere Kernladung als Wasserstoff und ist auch größer  
 ⇒ höhere EN (3,2)

Da Chlor das elektroneγαtere Atom ist, zieht es die Bindungselektronen etwas näher zu sich  
 ⇒ Die Bindungselektronen sind ungleichmäßig verteilt.  
 ⇒ **die Atombindung ist polar.**

Auch hier der Vergleich: Zwei Menschen geben sich die Hand, einer ist deutlich kräftiger (elektronegativer) und zieht beide Hände weiter zu sich heran. Der zweite, schwächere muss den Arm ausstrecken.

Aus polaren Atombindungen (d.h. ungleicher Verteilung von Elektronen) resultiert, dass eines der beiden Atome geringfügig negativer (und das zweite geringfügig positiver) ist. Dieser Unterschied wird durch die Partialladung gekennzeichnet:  $\delta^-$  (bzw. das zweite  $\delta^+$ ).

**Zusammenfassung:**

- in polare Atombindungen tragen die beteiligten Atome infolge ihrer ungleichen Elektronenverteilung Teilladungen.
- Ursache sind unterschiedlichen Elektronegativitäten zwischen den beiden Bindungspartnern
- das Atom mit der größeren Elektronegativität zieht die bindenden Elektronen stärker zu sich heran als das Atom mit dem kleineren EN-Wert.
- Teilladungen sind viel schwächer als Ionenladungen!
- Unpolare Atombindungen kommen nur zustande, wenn sich zwei Atome gleicher Elektronegativität miteinander verbinden.
- Die polare Atombindung stellt einen Übergang von der reinen Atombindung zur Ionenbindung dar.

**Eine unpolare Atombindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN = 0$  vor<sup>1</sup>**  
**Eine polare Atombindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN = 0,1 - 1,7$  vor<sup>2</sup>**  
**Eine Ionenbindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN > 1,7$  vor**

**Aufgaben**

1. Welche Bindungen liegen in folgenden Molekülen vor?  $H_2$ , HBr,  $CaCl_2$ ,  $CH_4$ , CaO
2. Ist Wasser eine ionogene Verbindung?
3. Kannst Du anhand der Bindungsstärke zum Wasserstoff entscheiden, welche der folgenden Verbindungen die stärkste Säure ist? Erstelle eine Rangreihenfolge:  $H_2O$ , HI, HF, HBr (Tipp: Bedenke die saure Wirkung beruht auf freien  $H^+$  - Ionen)

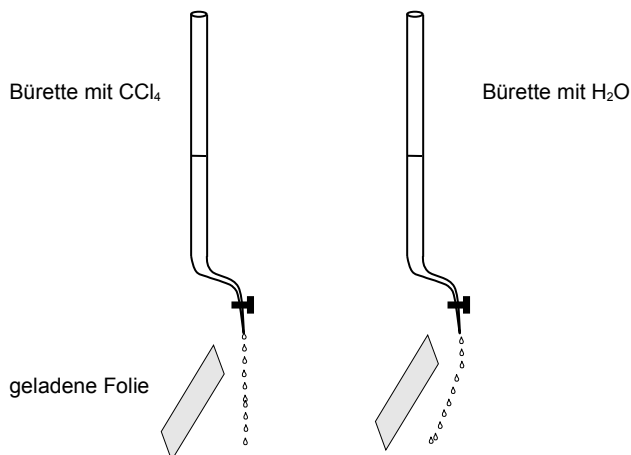
<sup>1</sup> Manche Quellen geben als Grenze 0,4 (C-H Bindung) an!

<sup>2</sup> Diese Werte sollte man als Richtwerte ansehen, da es Grenzfälle gibt. Zum Beispiel Aluminiumchlorid, welches mit  $\Delta EN$  von 1,5 ein Molekül sein sollte, aber in Wasser als Ion nachweisbar ist.

## Wasser - ein Dipol-Molekül

Stell dir einmal folgenden Versuch vor:

V: Tetrachlorkohlenstoff ( $\text{CCl}_4$ ) und Wasser lässt man aus je einer Bürette an einem geladenen Stab bzw. einer geladenen Folie vorbeilaufen.



B: Der Wasserstrahl wird vom Stab angezogen und somit abgelenkt, der  $\text{CCl}_4$ -Strahl bleibt unbeeinflusst.

S: Die Folie, bzw. der Stab ist mit Elektronen geladen<sup>3</sup>. Wasser, als polare Substanz, wird sowohl von positiven als auch von negativen Ladungen angezogen. Entgegengesetzte Ladungen ziehen sich an, d.h. es muss in Wasser eine Ladung vorhanden sein.

**Das Wassermolekül besitzt offensichtlich einen positiven und einen negativen Pol.  
Es ist ein Dipol-Molekül.  
Solche schwachen Ladungen werden auch als Partialladungen bezeichnet**

Die Wasserdipole kehren dem geladenen Stab die Seite zu, die eine entgegengesetzte Teilladung besitzt.

### Zusatzinformationen

Partialladungen: <http://de.wikipedia.org/wiki/Partialladung>

Tetrachlorkohlenstoff ist eine apolare, bei Raumtemperatur flüssige Verbindung, die früher in Fleckenwasser verwendet wurde. Sie ist leberschädigend und gehört zu den krebserzeugenden Stoffen. Siehe auch <http://de.wikipedia.org/wiki/Tetrachlormethan>

### Aufgaben

1. Erkläre mit Deinen Worten, was ein Dipol ist

<sup>3</sup> Gummistäbe sind negativ aufgeladen, Glasstäbe positiv

## Dipolmoleküle

Ungeladene Moleküle können winzige, relativ schwache Ladungen aufweisen. (Diese Ladungen müssen sich aber immer gegenseitig aufheben, da das Molekül nach „außen“ ungeladen ist.) Man spricht von so genannten Dipolmolekülen. Ursache sind unterschiedliche Elektronegativitäten zwischen den Atomen des Moleküls. Sie ist somit für die Ausbildung von so genannte Dipolen verantwortlich.

Dipole lassen sich durch Versuche wie mit der Folie messen. Einfacher ist es aber, sich die Valenzstrichformel sowie die räumliche Struktur anzuschauen. So lassen sich leicht Dipole bestimmen.

### **Bestimmung von eventuell auftretenden Dipolen in Molekülen:**

1. Als erstes bestimmt man den räumlichen Bau des Moleküls
2. Dann bestimmt man mit Hilfe der Elektronegativität eventuell auftretende Partialladungen und kennzeichnet sie mit  $\delta^-$  und  $\delta^+$ .
3. Man trägt zwischen den Partialladungen die Vektoren auf und schaut, ob evtl. mehr als zwei Ladungspole auftauchen. In diesem Fall muss man mithilfe eines Parallelogramms eine Vektoraddition durchführen und den „Ersatzvektor“ bestimmen.

**Liegen in einer Verbindung verschiedene Partialladungen vor, kann man durch eine Vektoraddition bestimmen, ob die so genannten „Ladungsschwerpunkte“ zusammenfallen.**

**Ein Dipol liegt dann vor, wenn die Partialladungen räumlich voneinander getrennt liegen.**

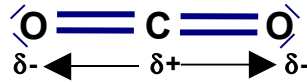
**Dipole sind Moleküle, die einen Ladungsvektor aufweisen.**

### **Voraussetzungen für einen Dipol:**

1. Vorhandensein polarer Atombindungen.
2. Die Addition der verschiedenen Ladungsvektoren darf nicht Null ergeben.

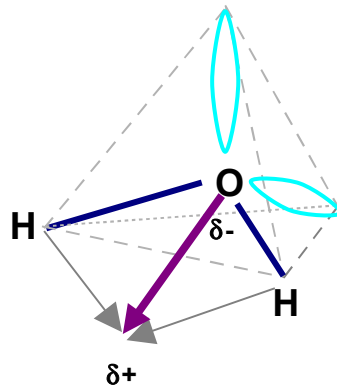
### **Zusatzinformationen**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Molekül>

**Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:****CO<sub>2</sub> - trotz unterschiedlicher Elektronegativitäten kein Dipolmolekül**

Es liegen verschiedene Partiaalladungen vor, man könnte also vermuten, ein Dipolmolekül vor sich zu haben. Es kann allerdings kein Ersatzvektor gebildet werden, da die Ausgangsvektoren auf einer 180° Linie liegen.

⇒ CO<sub>2</sub> ist unpolar

**H<sub>2</sub>O - ein Dipolmolekül**

Ein polares Molekül liegt vor, wenn bei der Vektoraddition ein **Ersatzvektor (siehe violetter Pfeil)** gebildet werden kann. Hier liegen zwei getrennte Pole vor ( $\delta^-$  und  $\delta^+$  ⇒ Dipol), wie die Vektoraddition zeigt:

⇒ H<sub>2</sub>O ist polar

**Zusatzinformationen**

Dipol: <http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol>

Dipol-Dipol-Kräfte: <http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

**Aufgaben**

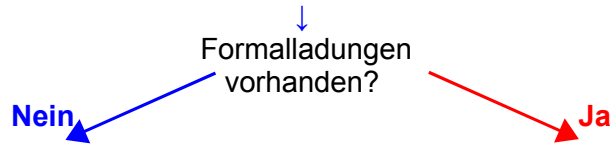
1. Wie verhält sich die Polarität der Bindung in der Reihe HF - HCl - HBr - HI
2. Entscheide, ob folgende Moleküle Dipole sind: HF, CO<sub>2</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, CH<sub>4</sub>

### Zusammenfassung: 9 Schritte zum Erkennen von Ladungen

1. Valenzelektronen zählen und Anzahl an Bindungen ausrechnen.

2. Valenzstrichformel aufstellen, so dass jedes Atom Edelgaskonfiguration hat.

3. Evtl. Vorhandene Formalladungen bestimmen.



4. Räumlichen Bau bestimmen

5. Elektronegativität (EN) bestimmen

6. Partialladungen einzeichnen ( $\delta^-$  /  $\delta^+$ )

7.  $\Delta EN$  bestimmen

$\Delta EN > 1,7$  → (red arrow)

Wenn die Formmalladungen nicht in einem Punkt zusammenfallen, liegt ein **Dipol** vor

Es liegt eine **Ionenbindung** vor.

$\Delta EN = 0,2 - 1,7$

⇒ Es liegt eine polare Atombindung vor

8. Alle gleichsinnigen Partialladungen addieren (z.B. durch Vektoraddition)

9. Schauen, ob die verschiedenen Partialladungen ( $\delta^-$  /  $\delta^+$ ) in einem Punkt zusammenfallen



Das Molekül ist trotz polarer Atombindungen **unpolar**

Wenn die Partialladungen nicht in einem Punkt zusammenfallen, liegt ein **Dipol** vor

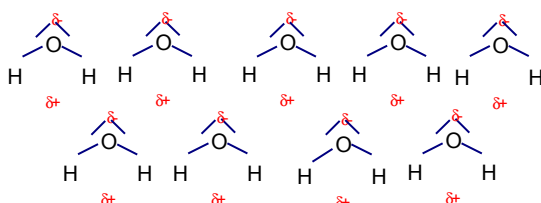
## Kräfte zwischen Molekülen

### 1. Dipol-Dipol-Kräfte

Nachdem Du jetzt die Dipole als schwache Ladungen innerhalb von Molekülen kennen gelernt hast, kannst Du Dir sicherlich vorstellen, dass durch Sie Kräfte zwischen Molekülen (z.B. Anziehung und Abstoßung) wirken.

Es gibt noch andere, noch schwächere Ladungsverteilungen, welche sehr schwache Anziehung/ Abstoßung zwischen Molekülen auslösen können.

Aufmerksam wurde man auf sie durch unvorhergesehene Schmelz- und Siedetemperaturen<sup>4</sup>: Üblicherweise lassen die Siedetemperaturen zunächst einen Zusammenhang mit der Molekülmasse erkennen. Trotzdem hat CO<sub>2</sub> mit einer mehr als doppelt so hohen Molekülmasse wie H<sub>2</sub>O einen Siedepunkt von -78°C. Er müsste eigentlich über dem von Wasser liegen (100°C)!



Offensichtlich herrschen zwischen den polaren Molekülen des Wassers Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. Die Moleküle werden so stärker zusammengehalten. Es muss also demzufolge mehr Energie aufgebracht werden, diesen „Zusammenhalt“ zu spalten, damit die Moleküle in die Gasphase übertreten können.

⇒ **Liegen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen vor, so erhöhen sich Schmelz- und Siedepunkt.**

Dipolmoleküle bilden lockere Verbände - so genannte Molekülaggregate. Die Anziehungskräfte zwischen Dipolen sind geringer als die zwischen Ionen und wirken nur über kurze Entfernungen.

### **Aufgaben**

1. Formuliere mit Deinen Worten den Zusammenhang zwischen Schmelz- bzw. Siedepunkt eines Moleküls und der intramolekularer Anziehungskraft.
2. a) Wo liegt der stärkere Dipol vor: H<sub>2</sub>S oder H<sub>2</sub>O?  
b) Wie kannst Du Deine Feststellung beweisen?

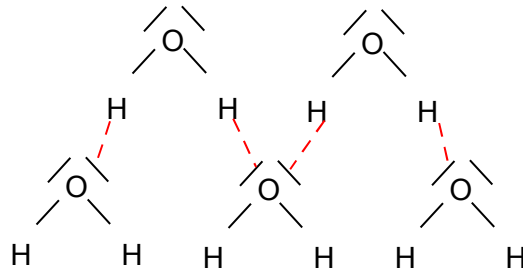
### **Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

<sup>4</sup> Falls Du Dich nicht mehr genau erinnerst, wie Schmelz- und Siedevorgänge ablaufen, und was dabei eine Rolle spielt, lies noch mal im Kapitel 5 „Wasser, Lösungen und die Teilchentheorie“

## 2. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs)

Die Atombindungen im Wasser sind stark polar  $\Rightarrow$  Das Wassermolekül ist aufgrund dieser Partialladungen ein Dipolmolekül. Zwischen den Wasserstoffatomen und den freien Elektronenpaaren kommt es aufgrund dieses Dipols zu einer schwachen Anziehung.  
 $\Rightarrow$  Bildung eines „Raumnetzes“



Zur Spaltung einer WBB ist eine viel geringere Energie nötig, als zur Spaltung einer Atombindung (nur 5%)

**Die Kräfte zwischen Molekülen der Wasserstoffverbindungen von Stickstoff, Sauerstoff und Fluor bezeichnet man als Wasserstoffbrückenbindungen.**

**Aus den WBBs ergeben sich einige typische Eigenschaften des Wassers, wie z.B. deren vergleichsweise hoher Schmelz- und Siedepunkt.**

### Zusatzinformationen

<http://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoffbrückenbindung>

## 3. Van der Waalskräfte (VdW-Kräfte)

Die Ladungen einer Atombindung in Molekülen sind wegen der Bewegung der Elektronen nicht in jedem Moment symmetrisch verteilt. Dadurch entstehen momentane, kurzzeitige Dipole, die allerdings nur sehr schwach sind und auch schnell wieder verschwinden, bzw. sich verschieben. Sie treten nur bei Atomen und apolaren Molekülen auf. (Vergleiche: WBBs sind permanente Dipole<sup>5</sup>).

**Zwischen unpolaren Molekülen wirken schwache Van der Waals-(Anziehungs)-Kräfte.**

Sie sind entdeckt und benannt nach Johannes Diderik van der Waals (1837-1923)

### Die Stärke der VdW-Kräfte hängt ab von:

- Anzahl der  $e^-$  im Atom. Je mehr  $e^-$  vorhanden sind, desto stärker kann die asymmetrische Verteilung sein, desto stärker sind folglich die Dipole.
- Zahl der Atome im Molekül (je höher die Molekülmasse, desto stärker die VdW-Kräfte)
- Zahl der Berührungstellen zwischen zwei (oder mehr) Molekülen

### Zusatzinformationen

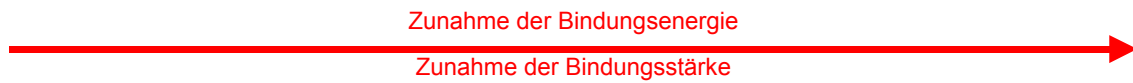
<http://de.wikipedia.org/wiki/Van-der-Waals-Bindung>

[http://de.wikipedia.org/wiki/Johannes\\_Diderik\\_van\\_der\\_Waals](http://de.wikipedia.org/wiki/Johannes_Diderik_van_der_Waals)

<sup>5</sup> Vergleich Kind mit 4 Luftballons

**Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen**

Van der Waals-Kräfte < Dipol-Dipol-Kräfte < WBB < (Ionenbindung < Atombindung)

**Bedenke:**

- Ionenbindung und Atombindung sind Bindungskräfte zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls, die anderen sind Wechselwirkungen zwischen Molekülen!
- Je stärker die Bindung zwischen Atomen oder Molekülen ist, desto mehr Energie wird benötigt, diese Bindung wieder aufzuspalten  $\Rightarrow$  desto höher liegen Schmelz- und Siedepunkte
- Bei der Bildung einer Bindung ist es genau umgekehrt. Der entsprechende Betrag Energie wird bei der Bindungsbildung frei.

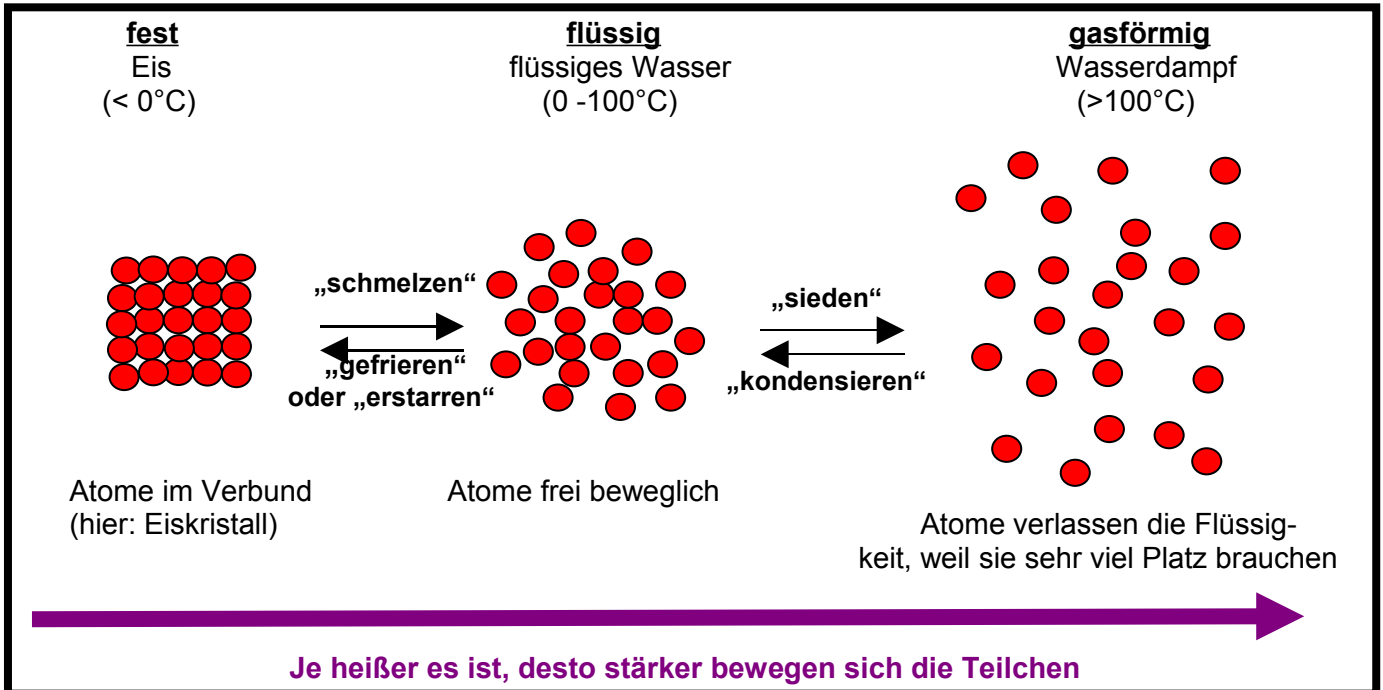
**Aufgaben**

1. Zeichne die Wasserstoffbrückenbindungen zwischen verschiedenen H - F Molekülen ( $\text{NH}_3$  Molekülen)

### Was passiert mit den Teilchen beim Erhitzen?

Alle Stoffe bestehen aus Atomen oder Molekülen. Diese werden in diesem Modell als Kugeln dargestellt. Atome und Moleküle zittern ständig (=Brown'sche Molekularbewegung). Die Intensität ist dabei von der molaren Masse des Teilchens und von der Temperatur abhängig.

Was passiert denn nun eigentlich mit den Teilchen (hier im Beispiel Wassermoleküle), wenn sie erwärmt?



Wird der **Schmelzpunkt** (=Smp) überschritten, lösen sich die Teilchen vom Eisblock ab, weil sie sich zu stark bewegen. Der Feststoff schmilzt. Bei weiterer Erwärmung benötigen die Teilchen immer mehr Platz, bis sie schließlich am **Siedepunkt** (=Sdp) in die Gasphase übergehen (dort ist noch genügend Platz vorhanden).

#### Bezug zur 10. Klasse

**Bedenke:** Je stärker die Wechselwirkungen zwischen den Teilchen nun sind, weil sie sich zum Beispiel durch starke Dipolkräfte gegenseitig anziehen, desto weniger leicht sind sie zum Schwingen zu bewegen! Um diesen Stoff dann doch noch zu schmelzen, benötigt man mehr Energie (z.B. Wärme)  $\Rightarrow$  der Schmelz- und Siedepunkt ist höher!

$\Rightarrow$  **starke Wechselwirkungen führen zu erhöhten Schmelz- und Siedepunkten**

Den gleichen Einfluss hat die molare Masse (M) von Molekülen. Je höher sie ist, also je schwerer ein Molekül ist, desto weniger zittert es und desto mehr Energie muss man zufügen, um es zum Schmelzen bzw. zum Sieden zu bringen.

$\Rightarrow$  **Moleküle mit hohen molaren Massen<sup>6</sup> haben höhere Schmelz- und Siedepunkte**

#### Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Schmelzpunkt>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Siedepunkt>

<sup>6</sup> Erinnere Dich: zum Bestimmen der molaren Masse einfach alle betreffenden Massenzahlen im PSE (in ihrer Anzahl des Vorkommens!) addieren. z.B.: Molare Masse  $\text{H}_2\text{O}$ :  $16\text{g/mol} + 1\text{g/mol} + 1\text{g/mol} = 18\text{g/mol}$

### Bestimmung (und Vorhersage) der chemischen Eigenschaften eines Moleküls (Dipole)

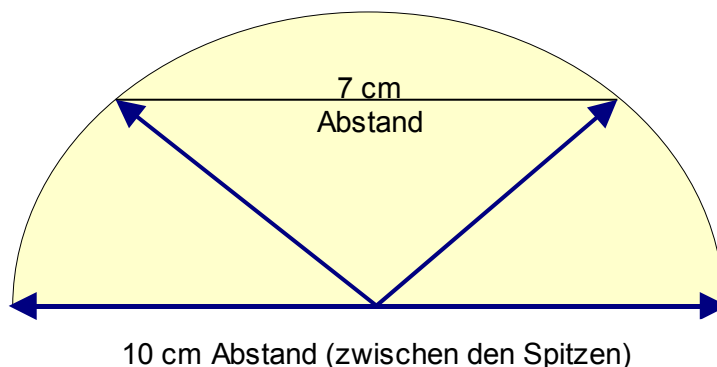
Jetzt kommt die Königsdisziplin! ;-)  
Wenn Du alle vorgehenden Kapitel verstanden hast, bist Du nun in der Lage, ausgehend von einer unbekannten chemischen Substanz, die Valenzstrichformel aufzustellen, den räumlichen Bau zu bestimmen und chemische Eigenschaften dieser Verbindung vorherzusagen, ohne dass Du die Verbindung kennst!

#### Hier die Zusammenfassung aller notwendigen Schritte:

1. Elektronegativität der Bindungspartner bestimmen. Dann bestimmen der Elektronegativitätsdifferenz ( $\Delta EN$ ). Liegt eine Atombindung vor, kann man ein Valenz-/Lewisstrichformel zeichnen.  
(Ansonsten liegt eine Ionenbindung vor! Dort gelten andere Regeln)
2. Valenzelektronenanzahl bestimmen und Valenzstrichformel zeichnen
3. Elektronegativitätsdifferenzen aller Atome bestimmen und Teil-/ Partialladungen verteilen den „Ort der höheren Aufenthaltswahrscheinlichkeit“ sowie Teil-/ Partialladungen (mit  $\delta^-/\delta^+$ ) kennzeichnen
4. Mit Hilfe der Elektronenpaarabstoßungstheorie die räumliche Gestalt bestimmen. Dabei sollten die Elektronenpaare immer einen größtmöglichen Abstand einnehmen.

Beispiel: Hat ein Atom zwei Bindungspartner, so liegen sie sich genau gegenüber, da so der Abstand größer ist, als wenn sie gewinkelt wären.

Zum Vergleich:



Hat ein Atom vier Bindungspartner, so haben sie in einer tetraedischen Anordnung den größten Abstand voneinander.

5. Treten verschiedene Teil-/ Partialladungen auf und fallen diese nicht in einem Punkt zusammen, liegt ein Dipolmolekül vor. (Dipol = zwei Pole)  
Liegen die auftretenden Partialladungen hingegen auf einem Punkt, so heben sie sich gegenseitig auf  $\Rightarrow$  kein Dipolmolekül
6. Dipolmoleküle haben andere Eigenschaften als apolare Moleküle. So sind sie z.B. in der Regel wasserlöslich.
7. Wenn Van-Der-Waals, bzw. Wasserstoffbrückenbindungen vorliegen, hat die Verbindung einen zu ähnlichen Verbindungen höheren Schmelz- und Siedepunkt.
8. Wie ist die molare Masse? Schwere Verbindungen haben höhere Schmelz- und Siedepunkte

#### Aufgaben

1. Bestimme die Bindungsart der folgenden Verbindungen. Bei welchen liegt ein Dipol vor? Kannst Du weitere Vorhersagen treffen?  $\text{CCl}_4$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{MgI}_2$ ;  $\text{IF}_6$ ;  $\text{CBr}_4$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{AlCl}_3$

**Übung zur Anwendung: Vergleich von CCl<sub>4</sub> und CH<sub>4</sub>**

Vergleiche CCl<sub>4</sub> und CH<sub>4</sub> hinsichtlich ihrer Eigenschaften (ohne gleich nachzuschlagen, okay? ;-)).

Erstelle dann eine Tabelle, in denen Du folgende Punkte gegenüberstellst:

|                                       | CCl <sub>4</sub> | CH <sub>4</sub> |
|---------------------------------------|------------------|-----------------|
| Elektronegativitätsdifferenzen        |                  |                 |
| Art der Bindung                       |                  |                 |
| Raumstruktur                          |                  |                 |
| Dipolmolekül (Ja/ Nein)               |                  |                 |
| WBBs                                  |                  |                 |
| Van der Waalskräfte? (stark/ schwach) |                  |                 |
| Molare Masse                          |                  |                 |
| Smp,/ Sdp, (geschätzt)                |                  |                 |
| Löslichkeit in Wasser?                |                  |                 |
| Löslichkeit in Benzin?                |                  |                 |
| tatsächliche Smp,/ Sdp,               |                  |                 |

Zum Schluss schlage nach, welche Schmelz- und Siedepunkte tatsächlich vorliegen?

CCl<sub>4</sub>: <http://de.wikipedia.org/wiki/Tetrachlormethan>

CH<sub>4</sub>: <http://de.wikipedia.org/wiki/Methan>

**Aufgaben:**

1. Vergleiche SO<sub>2</sub> und SO<sub>3</sub> und treffe eine Aussage hinsichtlich ihres Aggregatzustandes.
2. Welche Unterschiede bestehen zwischen SO<sub>3</sub> und (SO<sub>3</sub>)<sup>2-</sup>?

### Wiederholungsfragen

1. Was ist eine Atombindung und wie unterscheidet sie sich von der Ionenbindung?
2. Bei welchen Verbindungen kommen Atombindungen vor?
3. Erkläre den Zusammenhang zwischen Atombindung und Edelgaskonfiguration
4. Was ist Elektronegativität?
5. Gibt es Mischformen der Bindungen? Erkläre mit Deinen Worten und einer Zeichnung
6. Beschreibe die Atombindung der Verbindungen Cl-Cl, H-Cl
7. Wie kommen Zweifachbindungen zustande?
8. Was versteht man unter einer Elektronenwolke (=Orbital)?
9. Nenne zwei Wege, auf denen ein Element Edelgaskonfiguration erreichen kann
10. Erkläre mit eigenen Worten, warum Die Elektronenpaare eines Atoms immer einen größtmöglichen Abstand voneinander haben
11. Wie kommt man mit diesem Wissen zum räumlichen Bau?
12. Zeichne die Valenzstrichformel von  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ , und  $\text{H}_2\text{O}$  und beschreibe die Molekülgestalt (in Worten reicht)
13. Warum kann man einen Wasserstrahl aus einer Bürette mit einer elektrisch aufgeladenen Folie ablenken, den  $\text{CCl}_4$  - Strahl hingegen nicht?
14. Nenne die Elektronegativitätsgrenzen, an denen die verschiedenen Bindungsarten unterschieden werden.
15. Welche Bindungen liegen in folgenden Molekülen vor?  $\text{O}_2$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CaF}_2$ ?
16. Die Gas mit der Formel  $\text{HCl}$  wird oft (fälschlicherweise) mit Salzsäure, statt mit Chlorwasserstoff übersetzt. Kannst anhand der Bindungsart begründen, warum der zweite Name besser ist? (Tipp: Bedenke die saure Wirkung beruht auf freien  $\text{H}^+$  - Ionen)
17. Was sind Dipol-Dipol-Kräfte?
18. Erkläre warum Wasser ein Dipolmolekül ist. Welche Regeln hast Du angewendet?
19. Nenne & beschreibe die verschiedenen Kräfte, die zwischen Molekülen herrschen (geordnet nach ihrer Stärke)
20. Welcher Zusammenhang besteht zwischen intermolekularen<sup>7</sup> Kräften und Schmelz- und Siedepunkten?
21. Wie kann man Vorhersagen zu den chemischen und physikalischen Eigenschaften von Molekülen treffen?
22. Erkläre die Begriffe Hydrophil, Hydrophob, Lipophil, Lipophob und Lösungsmittel
23. a) Vergleiche die Verbindungen  $\text{O}_2$  und  $\text{CO}$  in so vielen Belangen wie möglich  
b) Bei  $\text{CO}$  Vergiftung wird den Betroffenen ca. 1 Stunde reiner Sauerstoff zum Atmen gegeben. Erkläre die Auswirkungen einer  $\text{CO}$  Aufnahme durch die Lunge und warum reiner Sauerstoff als Gegenmaßnahme oft hilft.  
c) bei starken  $\text{CO}$  Vergiftungen erstickt der Betroffene, obwohl er durch die Lunge ein und ausatmet. Erkläre die Hintergründe (<http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffmonoxid#Toxizität>)

---

<sup>7</sup> inter = zwischen, intra = innerhalb