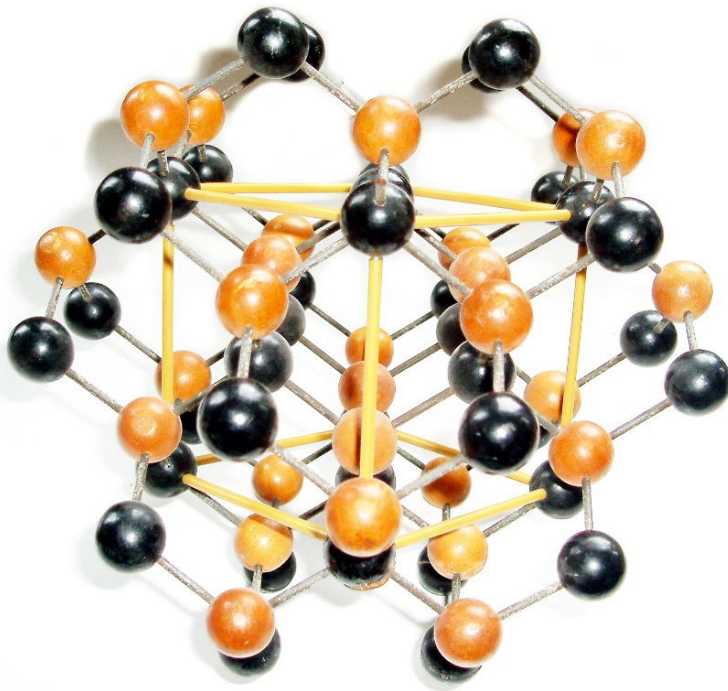


Kapitel 15: Die Atombindung (Elektronenpaarbindung)



Strukturmodell von Diamant

Inhalt

Kapitel 15: Die Atombindung (Elektronenpaarbindung).....	1
Inhalt.....	2
Einleitung: Vom Atom zur Ionenbindung zur Atombindung.....	3
Welche Arten von Stoffen gibt es in der Chemie?.....	4
1. Elemente:.....	4
2. Verbindungen:.....	4
2.1 Ionenverbindungen (auch ionogene Verbindungen genannt).....	4
2.2 Atombindungen (auch Moleküle genannt).....	4
Übersicht über die Verbindungen und Elemente.....	5
Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff.....	6
1) Wasserstoff.....	6
2) Bindungsverhältnisse bei anderen Elementmolekülen.....	7
a) Bindungsverhältnisse bei Sauerstoff.....	7
b) Bindungsverhältnisse bei Stickstoff.....	7
c) Bindungsverhältnisse bei Chlor.....	7
3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen.....	7
a) Bindungsverhältnisse bei Chlorwasserstoff.....	7
b) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH ₄).....	8
Aufgaben zu den Bindungsverhältnissen (Atombindung).....	8
Kurzzusammenfassung „Atombindung“.....	9
Wasserstoffgas (H ₂).....	9
Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln).....	10
Beispiel: Bestimme die Valenzstrichformel von Schwefelsäure (H ₂ SO ₄):.....	11
Aufgaben zum Üben von Valenzstrichformeln (Lewisformeln).....	12
Elektronenpaarabstoßungstheorie: Der räumliche Bau von Molekülen.....	13
Vom CH ₄ zum HF.....	14
Valenzstrichformeln von CH ₄ , NH ₃ , H ₂ O, HF.....	14
Die Projektionsform:.....	14
Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:.....	15
Aufgaben zur Bestimmung von Strukturformeln (Lewisformeln).....	16
Pauling-Skala der Elektronegativität (EN).....	17
Zusammenfassung der beiden Bindungsarten.....	18
Zwischen Atom- und Ionenbindung: Die polare Atombindung und die Elektronegativität.....	19
Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen.....	20
Elemente unterscheiden sich in ihrer Elektronegativität (EN).....	20
Zusammenfassung polare Atombindung:.....	21
Wasser - ein Dipol-Molekül.....	22
Dipolmoleküle.....	23
Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:.....	24
H ₂ O - ein Dipolmolekül.....	24
Zusammenfassung: Neun Schritte zum Erkennen von Ladungen.....	25
Kräfte zwischen Molekülen.....	26
1. Dipol-Dipol-Kräfte.....	26
2. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs).....	27
3. Van der Waalskräfte (VdW-Kräfte).....	28
Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen.....	28
Zusatzinformationen zur „Anomalie des Wassers“.....	29
Wdh. Klasse 8: Einfluss der Wechselwirkungen auf Schmelz- und Siedepunkt.....	30
Bestimmung (und Vorhersage) der chemischen Eigenschaften eines Moleküls (Dipole).....	31
Übung zur Anwendung: Vergleich von CCl ₄ und CH ₄	32
Wiederholung: Stoffe, Teilchen der Chemie.....	33
Wiederholungsfragen zum Thema Atombindung und Valenzstrichformeln.....	34

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 SO_2 , CO und CO_2 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“

Welche Arten von Stoffen gibt es in der Chemie?

Grob gesagt gibt es zwei Arten von Stoffen: Elemente und Verbindungen

1. Elemente:

- Sie sind ungeladene Teilchen.
- sie stehen im Periodensystem der Elemente.
- Elemente stehen als Formel alleine, ohne weitere Buchstaben: z.B. **Fe, S, N₂, H₂, Cl₂**
- Bei den Elementen O₂, H₂, N₂ und allen Elementen der 7.Hauptgruppe (also F₂, Cl₂, Br₂, I₂) ist es nun so, dass eine weitere Besonderheit dazu kommt: als Element (!) kommen sie nicht allein, sondern immer im Doppelpack. Man nennt sie deshalb auch Elementmoleküle.
- Elemente haben die Wertigkeit / (=Oxidationszahl) 0

2. Verbindungen:

- Verbindungen bestehen immer aus mehreren Elementen. Beispiele sind: **NaCl, CO₂, HCl, H₂SO₄**
- Verbindungen entstehen durch Vereinigungen.
So bilden die Elemente Chlor und Natrium durch Vereinigung das Salz Natriumchlorid
(Cl₂ + 2Na --> 2NaCl)

Es gibt im Großen und Ganzen zwei Typen von Verbindungen: Ionenverbindungen (welche Du ja schon aus dem Kapitel Ionen & Salze kennst) und Atomverbindungen (diese lernst Du in diesem Kapitel kennen).

2.1 Ionenverbindungen (auch ionogene Verbindungen genannt)

- Alle enthaltenen Teilchen sind positiv oder negativ geladen.
- Sie halten im festen Zustand durch ihre Ladungen zusammen.
- Im festen Zustand liegen sie demzufolge als Kristalle vor.
- Man kann sie schmelzen und viele von ihnen auch in Wasser auflösen - in beiden Fällen leiten die Ionen dann den elektrischen Strom
- Ionen kommen niemals alleine vor. Sie brauchen immer einen anders geladenen Partner.
- Beispiele: in NaCl sind die Ionen Na⁺ und Cl⁻ enthalten.
- Es gibt eine weitere Unterteilung, und zwar nach Stoffgruppen. Die bekanntesten sind **Salze** (bestehen immer aus positiven Metallionen und negativen Säurerestionen) und **Säuren** und **Laugen**.
- Typische Beispiele sind: **NaCl, KCl, KOH usw.**

2.2 Atombindungen (auch Moleküle genannt)

- Die Verbindung entsteht nicht durch Ladungen, sondern durch gemeinsame Nutzung von Elektronen
- Atombindungen kommen vor allem bei Nichtmetallen vor. Typische Beispiele sind **CO₂, SO₃, NO₂**
- Alles weitere erfährst Du auf den folgenden Seiten :-)

Eine Übung dazu findest Du auf den letzten Seiten: „Wiederholung: Stoffe, Teilchen der Chemie“!

Übersicht über die Verbindungen und Elemente

	Salzartige Stoffe	Metallische Stoffe	Molekulare Stoffe	Stoffe mit Kohlenstoff-Gerüststruktur
Mechanische Eigenschaften	hart, spröde h. Smp./Sdp.	duktil h. Sdp.	weich n. Smp./Sdp.	sehr hart sehr hohe Smp.
Elektrische Eigenschaften	leitend	leitend	nichtleitend	nichtleitend
Löslichkeit	polar	unlöslich	oft unpolar	unlöslich
Bindungsmodus	Ionen- bindung	metallische Bindung	Atom- Bindung	Atom- Bindung
Beispiele	NaCl, MgO	Metalle	N ₂ , H ₂ O, S ₈ Ether, Wachs	Korund, Quarz, Diamant

Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff

1) Wasserstoff

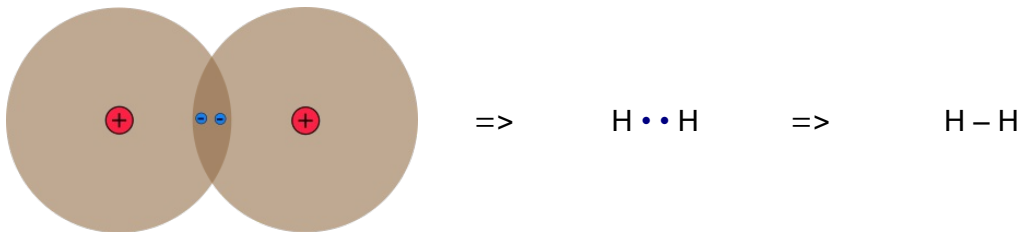
Ionen gibt es nur in Kristallen oder gelöst in Wasser. Daraus folgt, dass beispielsweise Wasserstoff (H_2) also kein Ion sein kann, da es gasförmig ist.

Viele Elemente vereinigen sich untereinander mit einer anderen Methode (als der Ionenbindung), der Atombindung.

Zum Erstellen einer Atombindung bestimmt man die Anzahl an Außenelektronen (=Valenzelektronen) und bestimmt die Anzahl der zum Erreichen der vollbesetzten Außenelektronenhülle notwendigen Elektronen. (=Edelgaskonfiguration)

Im Falle des Wasserstoffs liegt ein Valenzelektron vor, d.h. jedem Wasserstoffatom fehlt ein Elektron zum Erreichen der Edelgaskonfiguration. Dieses bekommt das jeweilige Atom vom Partner. Auch der Partner benötigt ein Elektron, also wird ihm das eigene e^- zur Verfügung gestellt. Es liegt also eine gemeinsame Nutzung von Elektronen vor. Jedes Atom hat nun beide Elektronen für eine gewisse Zeit. Damit dies aber klappt, müssen beide Atome beieinander „bleiben“. Sie sind also miteinander verbunden!

Zur Verdeutlichung wird eine Schnittmenge der Elektronenwolken gezeichnet, in die diese „Bindungselektronen“ aufgenommen werden:



**Im Überschneidungsbereich gehören die Elektronen 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 (~Molekülorbital¹). Damit gehört das Valenzelektronenpaar 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:

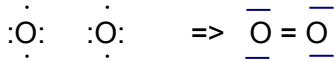
Atome sind in Molekülen durch gemeinsame Elektronen verbunden (=Atombindung, Elektronenpaarbindung).

Bei der Bildung einer solchen Bindung wird Bildungsenergie frei (sie entspricht der Dissoziationsenergie).

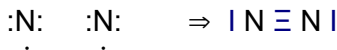
Man muss nun aber immer beachten, dass ein Atom in seiner Außenschale in der Regel nur so viele Elektronen aufnimmt, wie sein nächsthöheres Edelgas. Außer Wasserstoff (nimmt nur max. 2 Elektronen in die äußere Hülle) haben die meisten anderen Elemente ihre Edelgaskonfiguration mit 8 Außenelektronen erreicht. Diese Regel wird deswegen oft auch als Oktettregel bezeichnet.

=> In Molekülen besitzt in sehr vielen Fällen jedes Atom Edelgaskonfiguration. Die Aufnahme weiterer Elektronen zum Zwecke weiterer Bindungen ist oft nicht möglich! Später wirst Du lernen, dass einige Elemente aber durchaus mehr als acht Außenelektronen haben dürfen.

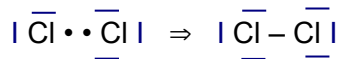
¹ Fachlich nicht einwandfrei, da MO der ganze Bereich ist!

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

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

b) Bindungsverhältnisse bei Stickstoff

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

c) Bindungsverhältnisse bei Chlor

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

3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen**a) Bindungsverhältnisse bei Chlorwasserstoff**

Es liegt eine Einfachbindung zwischen den beiden Chloratomen vor. Das Chloratom hat drei freie Elektronenpaare.

b) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH₄)

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

C hat 4 Valenzelektronen.

H hat 1 Valenzelektronen (beachte: es sind 4 Wasserstoffatome!)

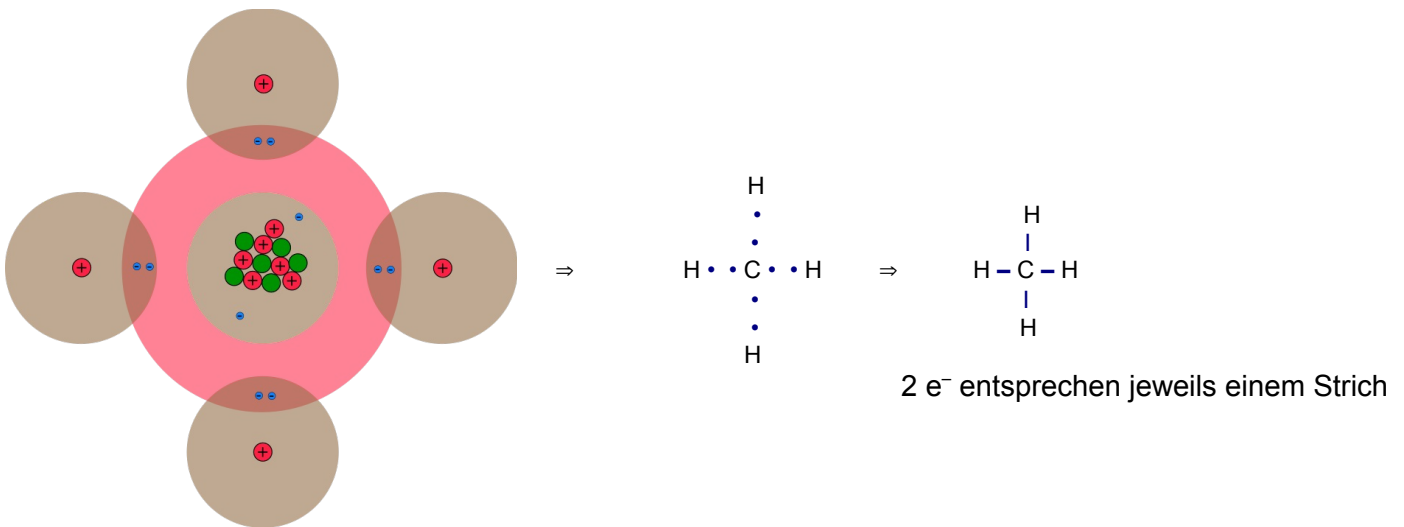
H hat 1 Valenzelektronen

H hat 1 Valenzelektronen

H hat 1 Valenzelektronen

⇒ CH₄ hat 8 Valenzelektronen ⇒ 4 Elektronenpaare

Kohlenstoff erreicht 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.

Das oberste Prinzip für jede chemische Bindung ist die Edelgaskonfiguration.

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

Ab der dritten Periode ist eine Überschreitung des Oktetts möglich!

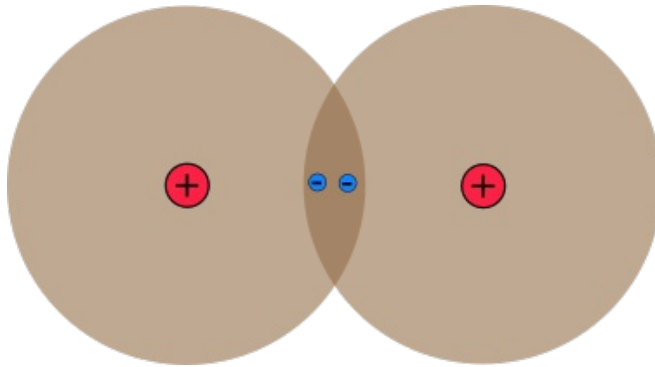
Aufgaben zu den Bindungsverhältnissen (Atombindung)

1. Bilde die Atombindung für die folgenden Moleküle: O₂, F₂, N₂, Cl₂, HCl, H₂O, CO₂
2. Verfahre ebenso bei: HCl, CH₄, NH₃, H₂O
3. Zeichne folgende Kohlenwasserstoffketten: C₂H₆, C₆H₁₄, C₂H₄, CH₄, C₆H₁₂, C₆H₆
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⁻, S²⁻
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, CO₂ aber nicht CO₃, sondern nur (CO₃)²⁻?

Kurzzusammenfassung „Atombindung“

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

Wasserstoffgas (H₂)



(für 2 Valenzelektronen 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⁻ braucht es noch zum Erreichen der Edelgaskonfiguration?

Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln)

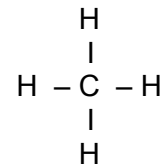
Die bisherigen Regeln sind ein guter Einstieg. Für komplexe Moleküle brauchen wir noch etwas präzisere Regeln. Zum Verständnis wird erst einmal ein besonders leichtes Beispiel gewählt:

Beispiel: Wie sieht die Valenzstrichformel von Methan (CH₄) aus?

1. Schritt: Bestimmen der Gesamtanzahl an Elektronenpaaren:

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

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



Oktettregel beachten: Kein Atom der 1. Periode darf mehr als 2 und kein Atom der 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen besitzen! Elemente der 3. Periode dürfen 18 Valenzelektronen haben!

3. Schritt: Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen

Zur Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen zählt man die Ve⁻, welche das jeweilige Atom direkt „berühren“ (also alle Elektronen der freien e⁻-Paare und jeweils eines pro Bindungselektronenpaar) und vergleicht diese Zahl mit der ursprünglichen (aus der Stellung im PSE) aus dem ersten Schritt. Aus der Differenz ergibt sich die Ladung.

Ist diese Zahl geringer, so ist das Atom positiv geladen (da ja e⁻ fehlen), ist sie höher, so ist das Atom negativ geladen (es sind ja „zu viele“ e⁻ vorhanden).

4. Schritt: Überlegen, ob eine Oktettüberschreitung zum Vermeiden von Formalladungen möglich ist

Ab der dritten Periode ist Oktettüberschreitung möglich. Phosphor (P), Chlor (Cl) und Schwefel (S) dürfen also mehr als vier Bindungen haben, Sauerstoff, Fluor und Stickstoff aber NIE!

Aber beachte auch: In einem Molekül dürfen von einem Atom nie mehr als zwei Doppelbindungen abgehen!

Hinweise und Tipps:

- unbedingt die Schrittreihenfolge einhalten!
- Das numerisch seltenste Element steht oft im Zentrum. H ist niemals im Zentrum, da es nur eine Bindung eingehen kann.
- In Säuren sind die Wasserstoffatome (H) immer an Sauerstoffatome (O) gebunden.
- 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 also möglichst zu vermeiden!
- Sauerstoff kommt korrekt gezeichnet meist folgendermaßen vor: $\text{=}\overline{\text{O}}\text{>}$; $\text{-}\overline{\text{O}}\text{-}$; $\text{-}\overline{\text{O}}\text{I}^-$
Andere Formen sind sehr selten und zu vermeiden
(v.a. ist diese Form $\text{-}\overline{\text{O}}\text{=}$ immer zu vermeiden! Sie kommt als „Oxoniumion“ nur sehr selten vor (z.B. in Ozon (O₃)).⁺
- Sauerstoff ist nur in echten Peroxiden an Sauerstoff gebunden (also fast nie!). Dies ist in der Regel schon am Namen erkennbar: z.B. Wasserstoffperoxid: $\text{H} - \overline{\text{O}} - \overline{\text{O}} - \text{H}$
- reagieren Metall und Nichtmetall miteinander, liegt oft eine ionogene Verbindung vor und somit keine Atombindung! Dann zeichnet man die Bindung immer nur über die Ladungen: Na^+Cl^-

Aufgaben:

1) Stelle die Valenzstrichformel für folgende Moleküle auf: I₂, CO, SO₃, H₂O₂, PF₃, SiH₄

2) Zeichne die Valenzstrichformeln

a) folgender Säuren: HNO₃, H₂CO₃, H₂SO₄, H₃PO₄ und ihre Säurereste: NO₃⁻, CO₃²⁻, SO₄²⁻, PO₄³⁻.

b) folgender Molekülonen: CN⁻, NH₄⁺,

c) folgender Stickstoffverbindungen: NO, NO₂, NO₃, N₂O, N₂O₂, N₂O₄, N₂O₅

d) folgender organischer Verbindungen: C₂H₄, C₂H₂, C₆H₁₂O₆, C₄H₁₀, C₄H₈, C₄H₄

zu c) Vorsicht: bei einigen Verbindungen sind freie einzelne e⁻ vorhanden (=Radikale)

Beispiel: Bestimme die Valenzstrichformel von Schwefelsäure (H₂SO₄):**1. Schritt: Bestimmen der Gesamtanzahl an Elektronenpaaren:**

$$H = 1Ve^-$$

$$H = 1Ve^-$$

$$S = 6Ve^-$$

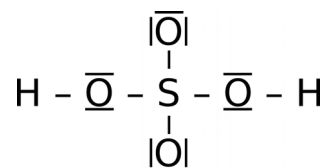
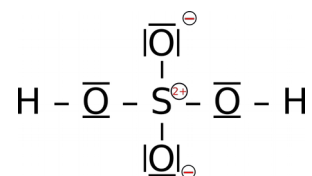
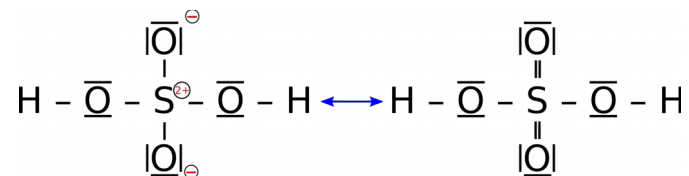
$$O = 6Ve^-$$

$$O = 6Ve^-$$

$$O = 6Ve^-$$

$$O = 6Ve^-$$

$$\hline 32 Ve^- \Rightarrow 16 e^- \text{ Paare}$$

2. Schritt: Die Atome werden so angeordnet, dass jedes Atom die Edelgaskonfiguration hat**3. Schritt: Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen****4. Schritt: Überlegen, ob eine Oktettüberschreitung zum Vermeiden von Formalladungen möglich ist**

Aufgaben zum Üben von Valenzstrichformeln (Leweisformeln)

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: SO_3 , $(\text{ClO}_4)^-$, HCN (Blausäure), $(\text{NO}_2)^-$, $(\text{CH}_3)_3\text{PO}$, $(\text{CH}_3)_3\text{NO}$
4. Zeichne die Valenzstrichformeln von:

C_2H_2 : $(\text{CN})^-$:

C_2H_4 : $(\text{CO}_3)^{2-}$:

C_2H_6 : $(\text{HCO}_3)^-$:

CO_2 : $(\text{NH}_4)^+$:

CO : $(\text{C}_2)^{2-}$:

CCl_4 : (NO_3) :

O_3 (Ozon): $(\text{HCO}_3)^-$:

MgCl_2 :

5. Von den beiden Moleküle CF_6 und SF_6 kommt nur eines vor. Das andere scheint ein Tippfehler zu sein. Erkläre warum.

6. a) Chlor und Chloroxide können mit Wasser recht aggressive Säuren bilden. In der Schule kommen sie selten zum Einsatz, aber im gechlorten Schwimmbädern kann man sie in verdünnter Form finden. Erstelle ihre Lewisformeln: (Tipp: eine Oktettüberschreitung ist möglich!)

HClO : Hypochlorige Säure

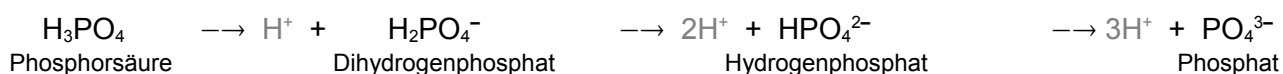
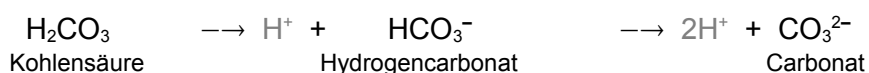
HClO_2 : Chlorige Säure

HClO_3 : Chlorsäure

HClO_4 : Peroxochlorsäure

b) Wieso ist der Name „Peroxochlorsäure“ für die letzte Verbindung im Grunde falsch gewählt?

8. a) Erstelle die richtigen Valenzstrichformeln dieser (Dir zum Teil schon bekannten) Säurereste:



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

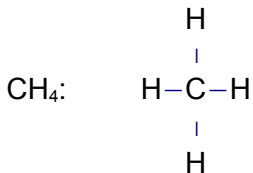
Elektronenpaarabstoßungstheorie: Der räumliche Bau von Molekülen

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

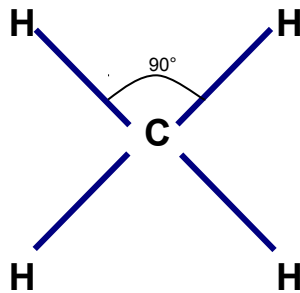
Mit diesem Vorwissen können wir etwas neues, den räumlichen Bau von Molekülen, ableiten:

Eine Verbindung, die Du schon kennst, ist das Methan (CH_4). An seinem symmetrischen Aufbau soll der räumliche, also dreidimensionale, Aufbau von Molekülen verdeutlicht werden:

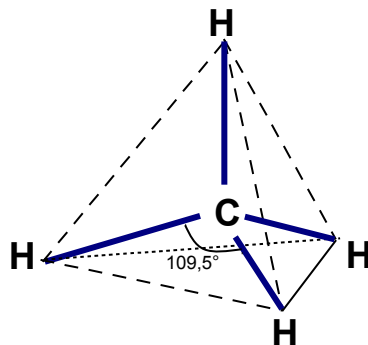


Von einem zentralen Kohlenstoffatom gehen 4 Atombindungen ab. Da sich die Elektronenwolken untereinander abstoßen (und im Übrigen auch die Atomkerne), „versuchen“ die Atomkerne einen möglichst großen Abstand voneinander zu bekommen.

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° . 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 CH₄ zum HF

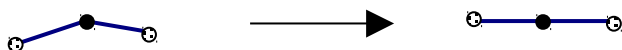
Es soll ein Vergleich der 4 folgenden Verbindungen erfolgen. Bei allen sind 4 e⁻-Paare an das zentrale Atom gebunden. Nicht jedes Elektronenpaar ist jedoch ein bindendes.

Nichtbindende e⁻-Paare sind ebenso wie bindende e⁻-Paare räumlich gerichtet und stoßen sich ab.

Valenzstrichformeln von CH₄, NH₃, H₂O, HF

	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \\ \text{H}-\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \\ \text{F} \\ \\ \text{H} \end{array}$
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 e ⁻ -Paare			

Die Projektionsform:



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

Aufgaben

- Bestimme die räumliche Anordnung für NH₄⁺, HCl, PF₃, CsCl, H₂S, HClO, HClO₂, HClO₄
- Zum Nachdenken: gibt es Bindungen, die nicht gerichtet sind?

Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:

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

Eine Aufgabe zum Nachdenken:

Im Tetraeder liegt ein Bindungswinkel von genau $109,5^\circ$ vor. Den folgenden Verbindungen liegt ein Tetraeder zugrunde. Folgende Winkel wurden gemessen:

CH_4 : $109,5^\circ$

NH_3 : $106,8^\circ$

H_2O : $104,5^\circ$

Wieso werden die Bindungswinkel kleiner?

Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende (lokalisierte) Elektronenpaare.
 \Rightarrow Die Winkel werden also zusammengedrückt. Beispiel mit dicken und dünnen Stiften.

Aufgaben zur Bestimmung von Strukturformeln (Lewisformeln)

1. Ergänze alle freien Elektronenpaare, bestimme den räumlichen Bau der folgenden Moleküle und zeichne ihn hinter die angegebene Summenformel:

HClO (Hypochlorige Säure): H - O - Cl

HClO₂ (Chlorige Säure): H - O - Cl = O

HClO₃ (Chlorsäure): H - O - Cl = O
 O
 ||

HClO₄ (Perchlorsäure) H - O - Cl⁺ - O⁻
 O
 ||
 O

2. Bestimme jeweils den Säurerest und seine Valenzstrichformel nach dem folgenden Schema:

Säurerest von HClO₄

(ClO₄)⁻ (Perchlorat): ⁻O - Cl⁺ - O⁻
 O
 ||
 O

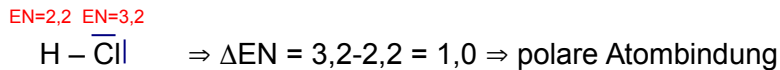
Merke: bei Säuren steht das namensgebende Element in der Mitte des Moleküls. Bei Schwefelsäure (H₂SO₄) ist dies der Schwefel, bei Kohlensäure (H₂CO₃) ist es der Kohlenstoff usw.

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 der Wasserstoff, 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 Elektronegativität ist abhängig von

- der Anzahl an Protonen im Atomkern
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

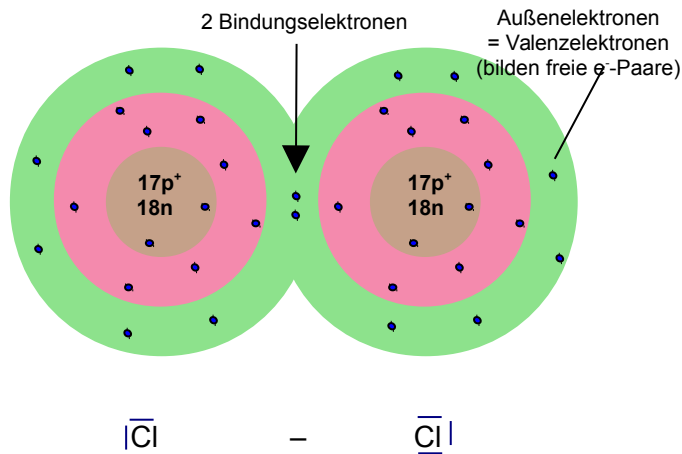
a) Ionen entstehen durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen, so dass eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt. Es liegen also verschieden geladene Ionen vor. Ungleiche Ladungen ziehen sich an und halten die Ionen so zusammen:

z.B.: NaCl: Na gibt ein Elektron ab $\rightarrow \text{Na}^+$
Cl nimmt ein Elektron auf $\rightarrow \text{Cl}^- \Rightarrow$ In Verbindung: Na^+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.: Cl_2 : 2 Chloratome teilen sich zwei Elektronen gleichmäßig.

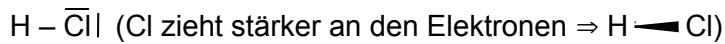


Die Ionenbindung und die Atombindung sind die zwei Extremformen der chemischen Bindung - dazwischen gibt es Mischformen, welche teilweise Atombindung und teilweise Ionenbindung sind. Man nennt dies **polare Atombindung**.

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. (δ^-/δ^+)

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 $\Delta EN > 1,7$ 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/Elektronegativität>

http://de.wikipedia.org/wiki/Polare_Atombindung

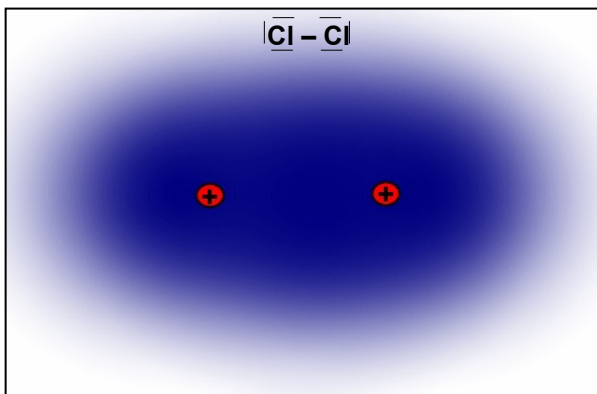
Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen

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

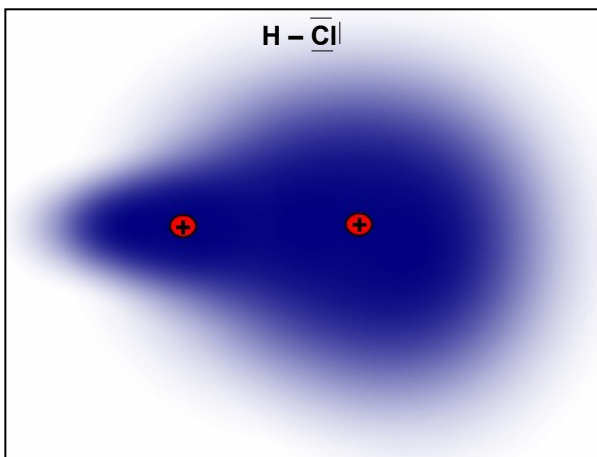



zunehmende Elektronendichte

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 elektronegativere 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: δ^- (bzw. das zweite δ^+).

Zusammenfassung polare Atombindung:

- 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 $\Delta EN = 0$ vor²
 Eine polare Atombindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz $\Delta EN = 0,1 - 1,7$ vor³
 Eine Ionenbindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz $\Delta EN > 1,7$ vor

Aufgaben

1. Bestimme in folgenden Molekülen den jeweiligen Bindungstyp: H₂, HBr, CaCl₂, CH₄, CaO
2. Begründe, Ist Wasser eine ionogene Verbindung?
3. Kannst Du anhand der Bindungsstärke der Bindung vom Zentralatom zum Wasserstoff entscheiden, welche der folgenden Verbindungen die stärkste Säure ist? Erstelle eine Rangreihenfolge: H₂O, HI, HF, HBr (Tipp: Bedenke die saure Wirkung beruht auf freien H⁺ - Ionen). Damit diese Protonen frei sind, müssen sie abgegeben werden.

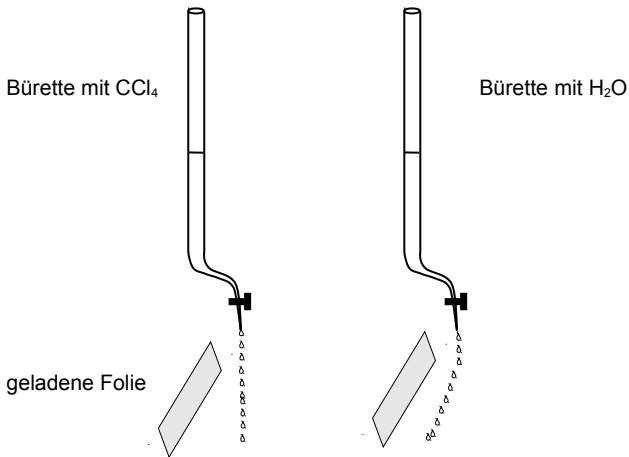
² Manche Quellen geben als Grenze 0,4 (C-H Bindung) an!

³ Diese Werte sollte man als Richtwerte ansehen, da es Grenzfälle gibt. Zum Beispiel Aluminiumchlorid, welches mit ΔEN von 1,5 ein Molekül sein sollte, aber in Wasser als Ion nachweisbar ist.

Wasser - ein Dipol-Molekül

Für einen Versuch werden zwei Flüssigkeiten entlang einer elektrostatisch aufgeladenen Folie getropft:

V: Tetrachlorkohlenstoff (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 CCl_4 -Strahl bleibt unbeeinflusst.

S: Die Folie, bzw. der Stab ist mit Elektronen geladen⁴.

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

4 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 δ^- und δ^+ .
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.**

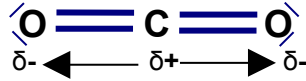
Kurz gesagt: Dipole sind Moleküle, die einen Ladungsvektor aufweisen.

Voraussetzungen für einen Dipol:

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

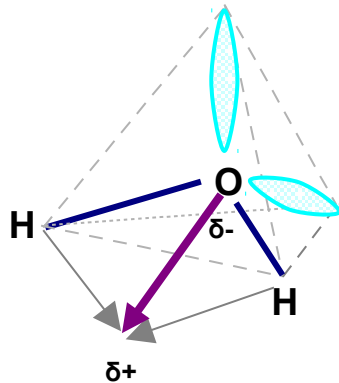
Zusatzinformationen

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

Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:**CO₂ - trotz unterschiedlicher Elektronegativitäten kein Dipolmolekül**

Es liegen verschiedene Partialladungen 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.

⇒ **CO₂ ist unpolar**

H₂O - 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 (δ^- und δ^+ ⇒ Dipol), wie die Vektoraddition zeigt:

⇒ **H₂O ist polar**

Zusatzinformationen

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

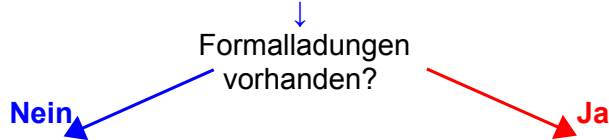
Dipol-Dipol-Kräfte: <http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

Aufgaben

1. Wie verhält sich die Polarität der Bindung in der Reihe HF - HCl - HBr - HI
2. Entscheide, ob folgende Moleküle Dipole sind: HF, CO₂, CO₃²⁻, CH₄
3. Bestimme die vollständigen Valenzstrichformeln sowie Geometrie (Raumgestalt) der folgenden Moleküle bzw. Molekülonen: XeF₂, XeF₄, XeF₆, XeO₆⁴⁻, OSF₄, BrF₃, IF₅, IF₆⁻, H₂O, NH₃, NH₄⁺, NH₂⁻

Zusammenfassung: Neun 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

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

↓

5. Elektronegativität (EN) bestimmen

↓

6. Partiaalladungen einzeichnen (δ^- / δ^+)

↓

7. ΔEN bestimmen



Es liegt eine **Ionenbindung** vor.

$\Delta EN = 0,2 - 1,7$ (blue arrow pointing down)

⇒ Es liegt eine polare Atombindung vor

↓

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

↓

9. Schauen, ob die verschiedenen Partiaalladungen (δ^- / δ^+) in einem Punkt zusammenfallen



Das Molekül ist trotz polarer Atombindungen **unpolar**

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

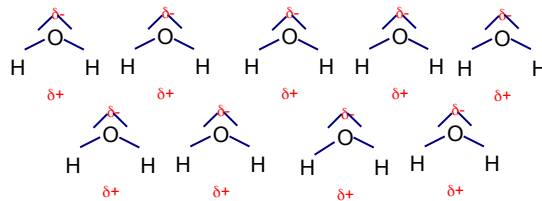
Kräfte zwischen Molekülen

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 Siedetemperaturen⁵: Üblicherweise lassen die Siedetemperaturen zunächst einen Zusammenhang mit der Molekülmasse erkennen. Trotzdem hat CO_2 mit einer mehr als doppelt so hohen Molekülmasse wie H_2O 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_2S oder H_2O ?
b) Wie kannst Du Deine Feststellung beweisen?

Zusatzinformationen:

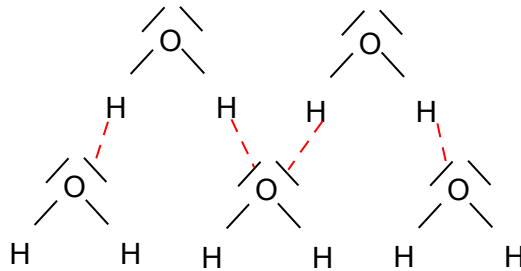
<http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

⁵ 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 Dipol-Molekül. 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.

Man findet sie bei allen Molekülen mit Atombindungen, allerdings haben sie nur bei apolaren Molekülen eine nennenswerte Wirkung. Die Ursache liegt darin, dass andere Wechselwirkungen, wie Dipol-Dipolkräfte oder Wasserstoffbrückenbindungen einfach viel stärker sind. (Vergleiche: WBBs sind permanente Dipole⁶ und somit dauerhaft vorhanden).

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 Elektronen 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

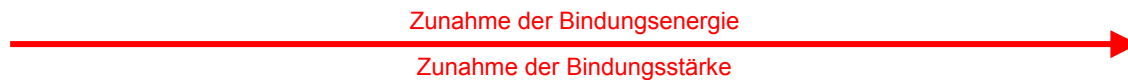
Zusatzinformationen

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

http://de.wikipedia.org/wiki/Johannes_Diderik_van_der_Waals

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 ⇒ 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 (NH₃ Molekülen)

Zusatzinformationen

Chemische Bindungen im Vergleich: http://de.wikipedia.org/wiki/Chemische_Bindung

Zusatzinformationen zur „Anomalie des Wassers“

Die Frage, warum Eis auf Wasser schwimmt ist nicht ganz so einfach zu beantworten:

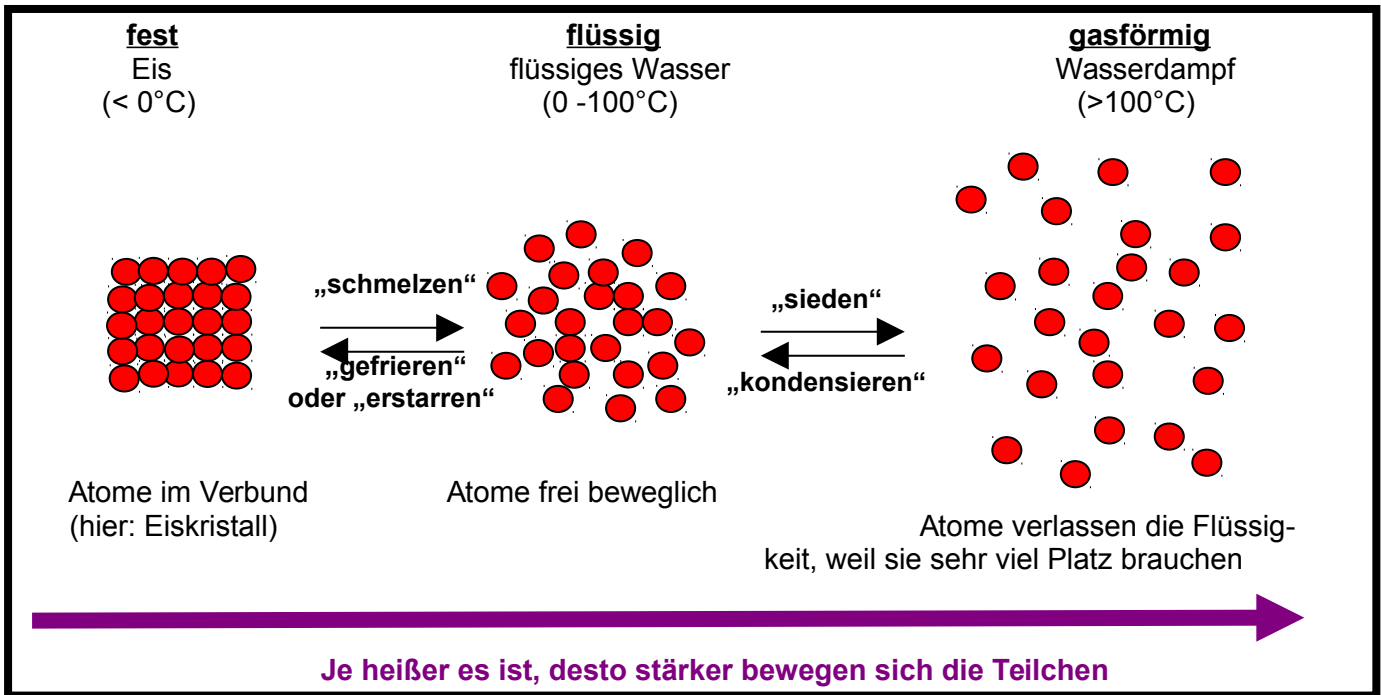
Alle Stoffe verdichten sich beim Abkühlen und gehen als Feststoff in der Flüssigkeit unter. Das heißt, ihre Dichte nimmt zu. Beim Wasser ist die nicht so. Wird es fest, nimmt seine Dichte wieder ab, so dass es auf Wasser schwimmt.

Zur Erklärung: Wasser ist eine Verbindungen vom Typ H_2X (X = Elemente der 6. Hauptgruppe) und ist bei Raumtemperatur flüssig, da besonders starke Anziehungen zwischen den Molekülen herrschen. Kühlt man nun das Wasser weiter ab, so bilden die Wassermoleküle regelmäßige, sechseckige Muster mit relativ hohem Abstand. Im Flüssigen Zustand, also z.B. beim Auftauen wird diese Struktur zerstört und die H_2O -Moleküle lagern sich wieder dichter zusammen.

Wdh. Klasse 8: Einfluss der Wechselwirkungen auf Schmelz- und Siedepunkt

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 Massen⁷ haben höhere Schmelz- und Siedepunkte**

Zusatzinformationen:

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

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

⁷ **Erinnere Dich:** zum Bestimmen der molaren Masse einfach alle betreffenden Massenzahlen im PSE (in ihrer Anzahl des Vorkommens!) addieren. z.B.: Molare Masse H_2O : $16\text{g/mol} + 1\text{g/mol} + 1\text{g/mol} = 18\text{g/mol}$

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

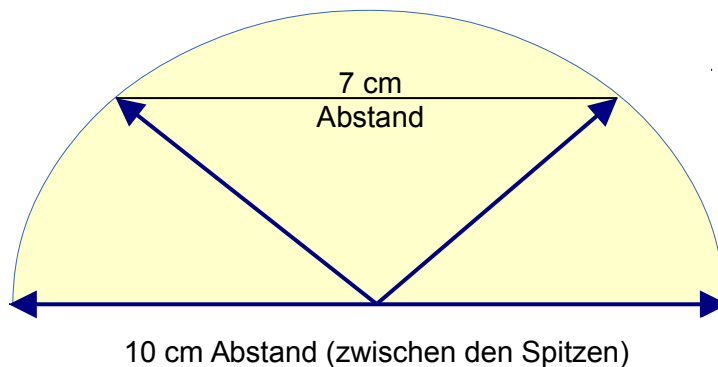
Jetzt kommt die Königsdisziplin! ;-) Wenn Du alle vorgehenden Kapitel verstanden hast, bist Du nun in der Lage, ausgehend von einer unbekannten chemischen Substanz, die Valenzstrichformel aufzustellen, den räumlichen Bau zu bestimmen und chemische Eigenschaften dieser Verbindung vorherzusagen, ohne dass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

Hier die Zusammenfassung aller notwendigen Schritte:

1. Elektronegativität der Bindungspartner bestimmen. Dann bestimmen der Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN). 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 δ^-/δ^+) 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? CCl_4 ; H_2O ; HCl ; CO_2 ; MgI_2 ; IF_6 ; CBr_4 ; Hbr ; H_2S ; AlCl_3

Übung zur Anwendung: Vergleich von CCl₄ und CH₄

Vergleiche Tetrachlorkohlenstoff (CCl₄) und Methan (CH₄) hinsichtlich ihrer Eigenschaften (ohne gleich nachzuschlagen, okay? ;-)).

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

	CCl₄	CH₄
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.		

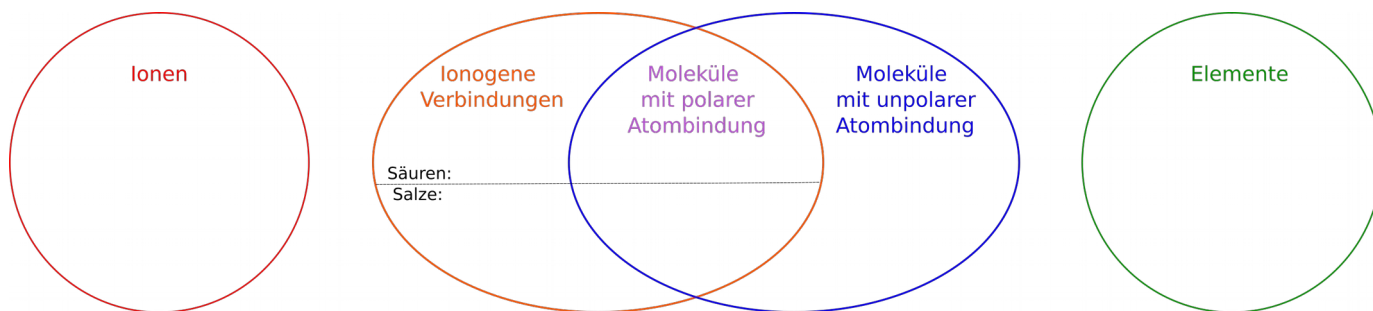
Zum Schluss schlage nach, welche Schmelz- und Siedepunkte tatsächlich vorliegen?

CCl₄: <http://de.wikipedia.org/wiki/Tetrachlormethan>

CH₄: <http://de.wikipedia.org/wiki/Methan>

Wiederholung: Stoffe, Teilchen der Chemie

Schreibe die unten abgedruckten Namen mit ihrer korrekten Formel in die jeweils passenden Kreise:



Natronlauge, Schwefelsäure, Natriumchlorid, Calciumfluorid, Methan, Kohlenstoffdioxid, Wasser, Wasserstoff, Chlorwasserstoff, Calciumcarbonat (=Kalk), Calciumsulfat (=Gips), Eisen, Kupfer, Fluorwasserstoff, Zink, Zinn, Ammoniak, Ammonium, Nitrat, Carbonat, Phosphat, Natrium, Nitrit, Chlorat, Sulfid, Kalium, Magnesium, Chlorid, Magnesiumchlorid, Kalilauge, Kalkwasser, Fluorid, 5 Metallionen nach eigener Wahl, 5 Nichtmetallionen nach eigener Wahl.

Wiederholungsfragen zum Thema Atombindung und Valenzstrichformeln

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 eines Moleküls? Erkläre mit Deinen Worten.
12. Zeichne die Valenzstrichformel von CH₄, NH₃, und H₂O und beschreibe die Molekülgestalt.
13. Warum kann man einen Wasserstrahl aus einer Bürette mit einer elektrisch aufgeladenen Folie ablenken, den CCl₄ - Strahl hingegen nicht? Begründe mit Hilfe von Zeichnungen.
14. Nenne die Elektronegativitätsgrenzen, mit deren Hilfe die verschiedenen Bindungstypen unterschieden werden.
15. Welcher Bindungstyp liegt jeweils in folgenden Molekülen vor: O₂, HF, LiCl, SO₂, CaF₂?
16. Die Gas mit der Formel HCl wird oft (fälschlicherweise) mit Salzsäure, statt mit Chlorwasserstoff übersetzt. Begründe anhand der Bindungsart, warum der zweite Name besser ist? (Tipp: Bedenke, die saure Wirkung beruht auf freien H⁺ - Ionen)
17. Was sind Dipol-Dipol-Kräfte?
18. Erkläre, warum Wasser ein Dipolmolekül ist. Welche Regeln hast Du angewendet?
19. Nenne und beschreibe die verschiedenen Kräfte, die zwischen Molekülen herrschen (geordnet nach ihrer Stärke).
20. Bestimme die vollständigen Valenzstrichformeln sowie Geometrie (Raumgestalt) der folgenden Moleküle bzw. Molekülionen: XeF₂, XeF₄, XeF₆, XeO₆⁴⁻, OSF₄, BrF₃, IF₅, IF₆⁻, H₂O, NH₃, NH₄⁺, NH₂⁻
21. Welcher Zusammenhang besteht zwischen intermolekularen⁸ Kräften und Schmelz- und Siedepunkten?
22. Wie kann man Vorhersagen zu den chemischen und physikalischen Eigenschaften von Molekülen treffen?
23. Erkläre die Begriffe hydrophil, hydrophob, lipophil, lipophob und Lösungsmittel.
24. a) Vergleiche die Verbindungen O₂ und CO in so ausführlich wie möglich.
b) Bei einer CO-Vergiftung wird den Betroffenen ca. 1 Stunde reiner Sauerstoff zum einatmen gegeben. Erkläre die Auswirkungen einer CO-Aufnahme durch die Lunge und warum reiner Sauerstoff als Gegenmaßnahme oft hilft.
c) bei starken CO-Vergiftungen erstickt der Betroffene, obwohl er durch die Lunge ein und ausatmet. Erkläre die Hintergründe (<http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffmonooxid#Toxizität>)

⁸ inter = zwischen, intra = innerhalb