

Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 9, NTG

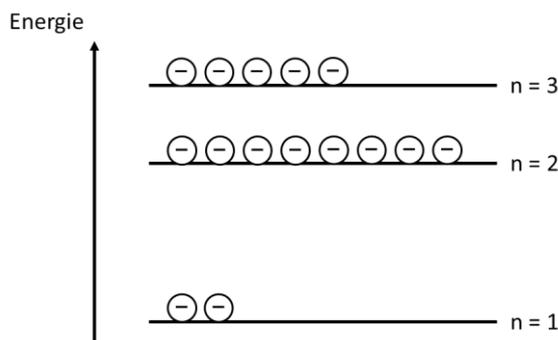
Atombau.....	2
Energienstufenmodell	2
Aufbau des Periodensystems	2
Edelgaskonfiguration.....	3
Redoxreaktionen	4
Elektrolyse von Salzlösungen bzw. –schmelzen	4
Bildung von Salzen aus den Elementen.....	4
Moleküle.....	5
Einfaches Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise	5
Zustandekommen einer Elektronenpaarbindung	5
Räumlicher Bau von Molekülen	6
Mesomerie	6
Nomenklatur von organischen Verbindungen	8
Prioritäten von funktionellen Gruppen.....	9
Wechselwirkungskonzept.....	10
Elektronegativität	10
Polare und unpolare Atombindung.....	10
Dipol-Moleküle und unpolare Moleküle	10
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen.....	11
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und physikalische Eigenschaften.....	11
Lösevorgang bei Salzen	12

Atombau

Energiestufenmodell

Die Elektronen in der Hülle von Atomen haben diskrete Energieniveaus, d. h. die Energie eines Elektrons kann nur bestimmte Werte annehmen. In jedem Atom treten bestimmte Energiestufen auf, die von Elektronen besetzt werden können. Diese Energieniveaus werden von unten (niedrige Energie des Elektrons) nach oben aufgefüllt. Die maximale Zahl an Elektronen in einer Energiestufe ist $2n^2$, d.h. in der ersten Energiestufe kommen maximal zwei Elektronen vor, in der zweiten maximal acht ($2 \cdot 2^2$), in der dritten maximal 18, usw.

Dadurch ergibt sich z.B. für ein Phosphoratom (15 Elektronen) folgendes Schema:



Die Elektronen in der höchsten besetzten Energiestufe (hier $n = 3$) werden als **Valenzelektronen** bezeichnet.

Aufbau des Periodensystems

	Gruppe																18	
	1	2	13	14	15	16	17										18	
1	H Wasserstoff 1,0080 0,98 0,09																He Helium 4,0026 0,18	
2	Li Lithium 6,94 0,98 0,53	Be Beryllium 9,0122 1,57 1,85	B Bor 10,81 2,04 2,46	C Kohlenstoff 12,011 2,55 2,26	N Stickstoff 14,007 3,04 1,25	O Sauerstoff 15,999 3,44 1,43	F Fluor 18,998 3,98 1,70										Ne Neon 20,180 0,90	
3	Na Natrium 22,990 0,93 0,97	Mg Magnesium 24,305 1,31 1,74	Al Aluminium 26,982 1,61 2,70	Si Silicium 28,085 1,9 2,34	P Phosphor 30,974 2,19 2,89	S Schwefel 32,06 2,56 2,07	Cl Chlor 35,45 3,16 3,21											Ar Argon 39,948 0,82 1,78
4	K Kalium 39,098 0,82 0,86	Ca Calcium 40,078 1,0 1,55	Ga Gallium 69,723 1,81 5,90	Ge Germanium 72,630 2,01 5,32	As Arsen 74,922 2,18 5,73	Se Selen 78,971 2,55 4,82	Br Brom 79,904 2,96 3,12											Kr Krypton 83,798 3,75
5	Rb Rubidium 85,468 0,82 1,53	Sr Strontium 87,620 0,95 2,63	In Indium 114,82 1,78 7,31	Sn Zinn 118,71 1,96 7,28	Sb Antimon 121,76 2,05 6,70	Te Tellur 127,60 2,66 6,25	I Iod 126,90 2,1 4,94											Xe Xenon 131,29 5,90
6	Cs Caesium 132,91 0,79 1,90	Ba Barium 137,33 0,89 3,59	Tl Thallium 204,38 1,62 11,85	Pb Blei 207,20 2,33 11,35	Bi Bismut 208,98 2,02 9,75	Po Polonium 209,98 2,0 9,20	At Astat ? 2,2 ?											Rn Radon 222 9,73
7	Fr Francium 223 0,7 ?	Ra Radium 226 0,89 5,5 ?	Nh Nihonium 286 ? ?	Fl Flerovium 289 ? ?	Mc Moscovium 288 ? ?	Lv Livermorium 293 ? ?	Ts Tenness 294 ? ?											Og Oganesson 294 ? ?

Alle Elemente einer Hauptgruppe haben die gleiche Anzahl an Valenzelektronen

Alle Elemente einer Periode haben dieselbe höchste besetzte Energiestufe

Hauptgruppe Nr.	Name der Gruppe (Serie)
I	Alkalimetalle (außer Wasserstoff)
II	Erdalkalimetalle
VI	Chalkogene
VII	Halogene
VIII	Edelgase

Aus dem abgebildeten Periodensystem lassen sich folgende Daten ablesen:

Ordnungszahl	17	Atomgewicht	35,451
Symbol	Cl		
Name	Chlor		
Elektronegativität	3,16	Dichte	3,21
		Serie	

Edelgaskonfiguration

Die Atome der meisten Elemente reagieren so, dass sie durch Elektronenaufnahme oder –abgabe den sog. **Edelgaszustand** erreichen. Dabei werden immer so viele Elektronen aufgenommen oder abgegeben, dass die Elektronenzahl dann der des „nächsten“ Edelgasatoms entspricht. Elemente der ersten Hauptgruppe geben also bei Reaktionen meistens ein Elektron ab (sieben aufnehmen wäre wesentlich komplizierter), während Elemente der sechsten Hauptgruppe meistens zwei Elektronen aufnehmen. Daraus ergeben sich folgende typische Ionenladungen:

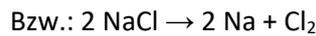
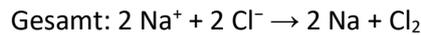
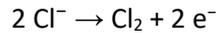
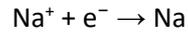
Hauptgruppe	Ladung des Ions	Beispiel	Hauptgruppe	Ladung des Ions	Beispiel
I	+1	Na ⁺	V	-3	N ³⁻
II	+2	Ca ²⁺	VI	-2	S ²⁻
III	+3	Al ³⁺	VII	-1	Br ⁻

Die Elemente der vierten und der achten Hauptgruppe bilden meistens keine Ionen.

Redoxreaktionen

Elektrolyse von Salzlösungen bzw. -schmelzen

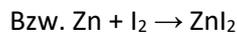
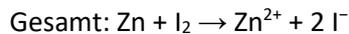
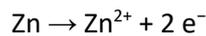
Salzlösungen und -schmelzen lassen sich durch Anlegen von Strom elektrolysieren. Dabei reagieren die enthaltenen Kationen durch Aufnahme und die Anionen durch Abgabe von Elektronen zu Atomen, z.B.



Die Abgabe von Elektronen wird als **Oxidation** bezeichnet, die Aufnahme als **Reduktion**. Über dieses Verfahren lassen sich aus Salzen die meisten Metalle und Nichtmetalle herstellen.

Bildung von Salzen aus den Elementen

Durch Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall bildet sich ein Salz. Dabei handelt es sich mehr oder weniger um die Umkehrung der Elektrolyse, z. B.



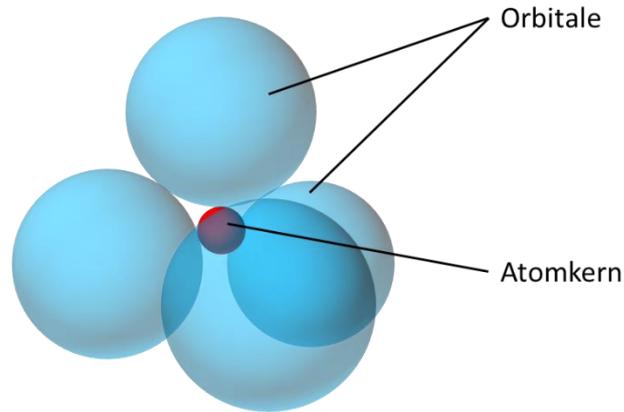
Die Bildung eines Salzes ist meistens exotherm. Die Triebkraft hierbei ist die **Gitterenergie**, die frei wird, wenn sich die Anionen und Kationen zu einem geordneten Ionengitter zusammenlagern.

Das **Oxidationsmittel** ist das Teilchen, das den jeweiligen Reaktionspartner oxidiert, es nimmt dabei Elektronen auf und wird selbst reduziert. Das **Reduktionsmittel** ist das Teilchen, das den jeweiligen Reaktionspartner reduziert, es gibt dabei Elektronen ab und wird selbst oxidiert.

Moleküle

Einfaches Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise

Elektronen halten sich in bestimmten Räumen um den Atomkern herum auf. Ein Orbital ist der Raum, in dem sich das Elektron mit einer Wahrscheinlichkeit von 90% aufhält. In einem Orbital können maximal zwei Elektronen gleichzeitig vorkommen.

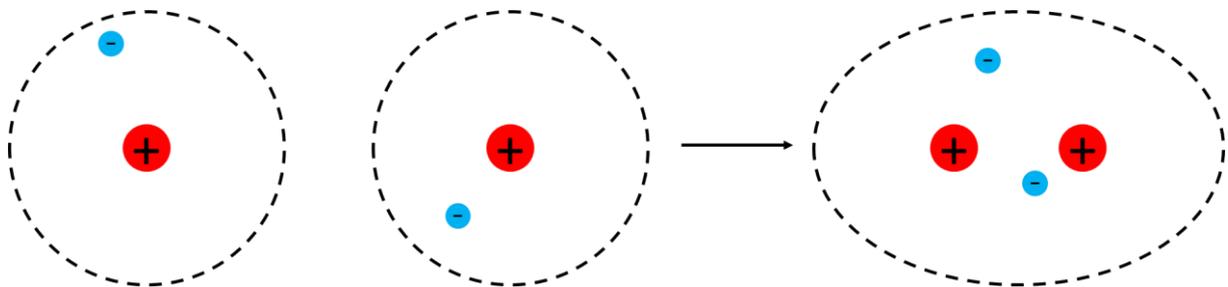


Für die Chemie sind in fast allen Fällen nur die Orbitale der höchsten Energiestufe, in denen sich die Valenzelektronen aufhalten, relevant. Davon gibt es bei jedem Atom (Ausnahme: Wasserstoff, Helium) genau vier Stück. Um nicht alle Elektronen zu zeichnen müssen, verwendet man als Kurzschreibweise für Atome die sogenannte Valenzstrichschreibweise. Dabei wird ein Orbital mit einem einzelnen Valenzelektron als Punkt dargestellt, ein Orbital mit zwei Valenzelektronen als Strich:



Zustandekommen einer Elektronenpaarbindung

Wenn sich die Orbitale von zwei Atomen überlappen, werden die Elektronen von beiden Atomkernen angezogen und sorgen damit dafür, dass die Atomkerne zusammengehalten werden:



In der Valenzstrichschreibweise sieht das dann folgendermaßen aus:



Bindende Elektronenpaare werden als Strich zwischen den Elementsymbolen dargestellt, nicht bindende (freie) Elektronenpaare als Strich am jeweiligen Atom.

Räumlicher Bau von Molekülen

Hier eignet sich das EPA-Modell (Elektronenpaar-Abstoßung) bzw. VSEPR-Modell (valence shell electron pair repulsion) gut zur Erklärung fast aller Strukturen. Dabei positionieren sich alle an ein Atom gebundenen Partner so, dass ein möglichst großer Abstand zueinander erreicht wird. Freie (nicht bindende) Elektronenpaare benötigen etwas mehr Platz als bindende.

Beispiel	räumlicher Bau	Form	Bindungswinkel
Methan		Tetraeder	109,5°
Ammoniak		trigonal-pyramidal	107,3°
Wasser		gewinkelt	104,5°
Formaldehyd		trigonal-planar	120°
Ethin	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	linear	180°

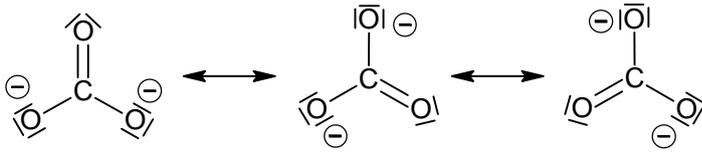
Die Bindungswinkel und die Form sind bei allen Verbindungen mit den gleichen Bindungstypen ähnlich. So wird bei Dreifachbindungen immer ein Winkel von 180° auftauchen, ebenso ist der Winkel bei Doppelbindungen etwa 120° und bei einem Atom, das nur über Einfachbindungen verknüpft ist, bewegt man sich in einem Bereich, der etwa bei 109,5° liegt.

Für Bindungslängen gilt:

- Einfachbindungen sind länger als Doppelbindungen und diese wiederum länger als Dreifachbindungen.
- Je größer der Radius der beteiligten Atome, desto länger die Bindung.

Mesomerie

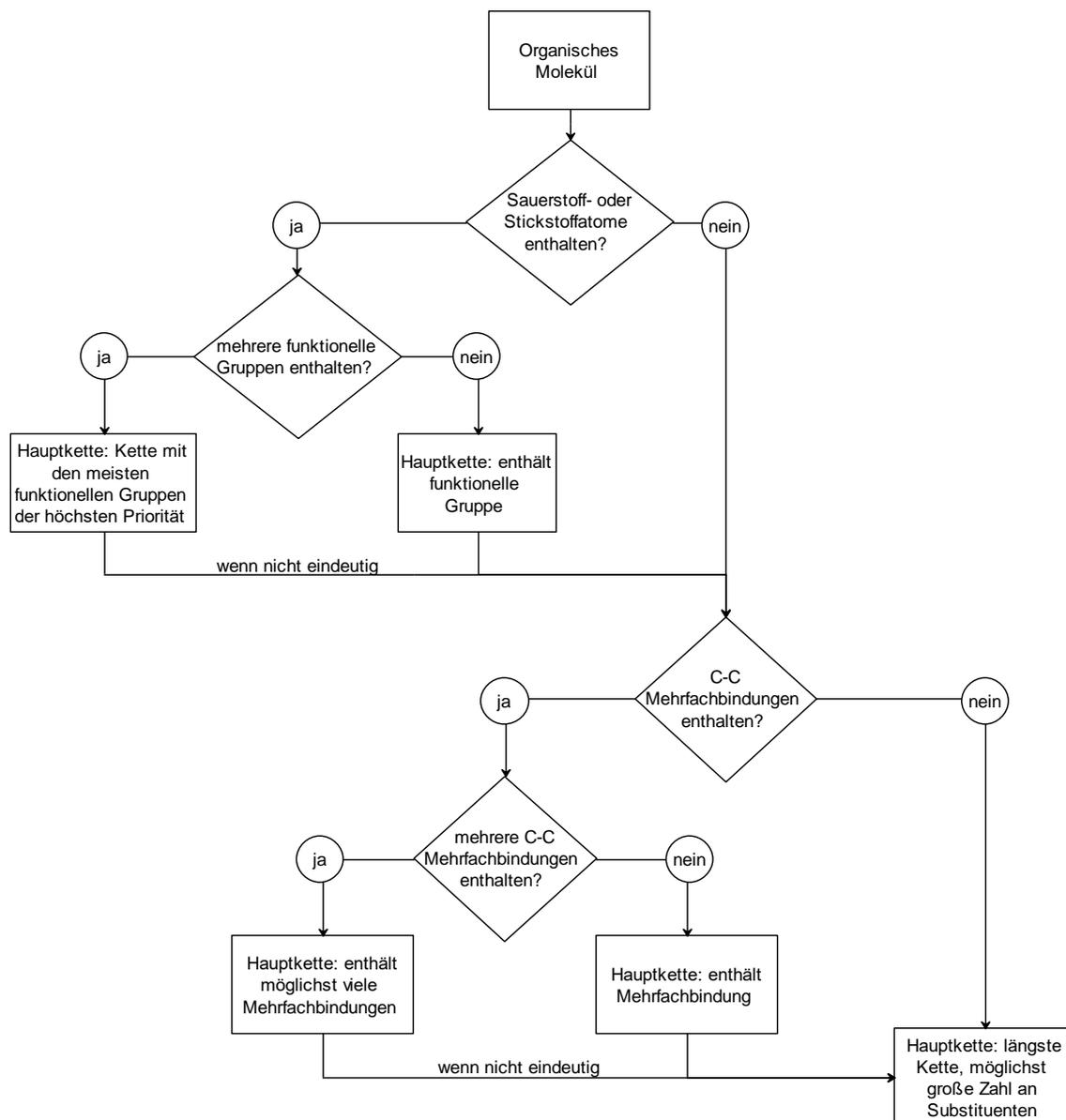
Manche Bindungslängen lassen sich über eine einfache Valenzstrichformel nicht erklären. Das liegt daran, dass Elektronen manchmal über mehr als zwei Atome verteilt (**delokalisiert**) sind. Beim Carbonat-Ion würde man eigentlich eine etwas kürzere Doppelbindung und zwei etwas längere Einfachbindungen erwarten, in Wirklichkeit sind aber alle Bindungen gleich lang.



Die angegebenen Formeln zeigen Extremzustände, zwischen denen sich das Molekül im realen Zustand befindet. Es gibt hier also keine Doppel- und Einfachbindungen, sondern nur drei gleiche Bindungen, deren Zustand irgendwo zwischen einer Doppel- und einer Einfachbindung liegt.

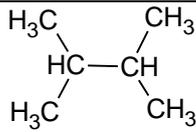
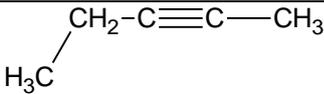
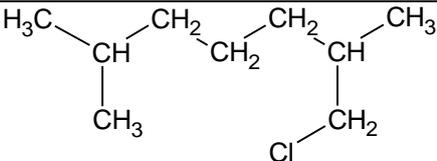
Nomenklatur von organischen Verbindungen

1. Ermitteln der Hauptkette:

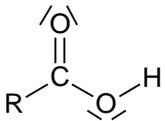
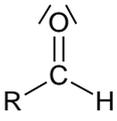
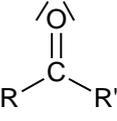
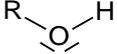
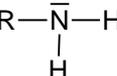


2. Stammsilbe: ergibt sich aus der Anzahl der C-Atome in der Hauptkette – siehe homologe Reihe der Alkane (+Endung „a“, falls mehrere Doppel- oder Dreifachbindungen)
3. Für die Ermittlung der Lokanten (Platzziffern) aller Substituenten und Mehrfachbindungen gilt:
Der Substituent/die funktionelle Gruppe, der/die am nächsten zu einem der Kettenenden steht, bekommt die kleinste Zahl. Bei Gleichheit bekommt die funktionelle Gruppe mit der höheren Priorität die kleinere Zahl.
4. Endung 1: nur Einfachbindungen: –an
bei Doppelbindungen: Lokant(en) –en (+ Vorsilbe je nach Anzahl: „di“, „tri“,...)
bei Dreifachbindungen: Lokant(en) –in (+ Vorsilbe je nach Anzahl: „di“, „tri“,...)
5. Endung 2 (soweit nötig): Lokant(en) + Endung der funktionellen Gruppe mit der höchsten Priorität (+ Vorsilbe)
6. Alle nicht in der Endung enthaltenen Substituenten werden mit Lokant und der Angabe der Anzahl alphabetisch sortiert vor die Stammsilbe gestellt.

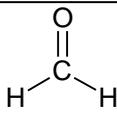
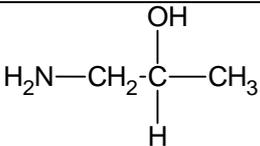
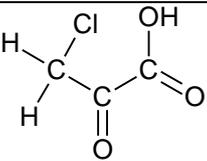
Beispiele:

		
2,3-Dimethylbutan	Pent-2-in	1-Chlor-2,6-dimethylheptan

Prioritäten von funktionellen Gruppen

Verbindungs- klasse	funktionelle Gruppe	Benennung als Substituent	Stammname	Beispiel	
Carbonsäuren		-carboxy-	-säure	Butansäure	← höhere Priorität niedrigere Priorität →
Aldehyde		-formyl-	-al	Ethanal	
Ketone		-oxo-	-on	Butan-2-on	
Alkohole		-hydroxy-	-ol	Methanol	
Amine		-amino-	-amin	Ethanamin	

Beispiele:

		
Methanal	1-Aminopropan-2-ol (Nicht: 2-Hydroxypropanamin)	3-Chlor-2-oxopropansäure

Wechselwirkungskonzept

Elektronegativität

Die Elektronegativität eines Elements lässt sich im Periodensystem ablesen. Je größer dieser Wert ist, desto mehr wird dieses Atom Elektronen aus einer Bindung anziehen. Die vier elektronegativsten Elemente sind (auswendig!): Fluor: 4,0; Sauerstoff: 3,5; Stickstoff und Chlor: ca. 3,0

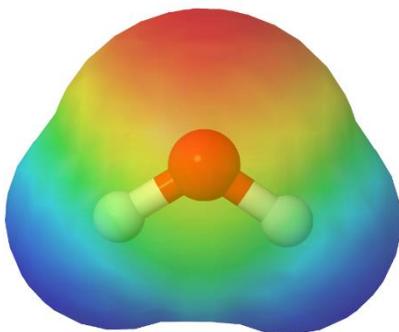
Polare und unpolare Atombindung

Am Beispiel des Wasserstoffchloridmoleküls sieht man, dass eine deutliche Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Elemente vorliegt (Cl: 3,0; H: 2,1). Das heißt, das Chloratom wird das bindende Elektronenpaar leicht zu sich ziehen. In diesem Fall spricht man von einer polaren Atombindung. Ist die Differenz zwischen den Elektronegativitäten kleiner als 0,5, wie beim Methanmolekül so ist kaum noch eine Verschiebung der Elektronen festzustellen und man spricht von einer unpolaren Bindung. Der Extremfall einer unpolaren Bindung ist erreicht, wenn zwei gleiche Atome verbunden sind.

Dipol-Moleküle und unpolare Moleküle

Liegen in einem Molekül polare Atombindungen vor, so kann das dazu führen, dass durch die Verlagerung der Elektronen das Molekül an unterschiedlichen Stellen eher positiv oder negativ geladen ist.

Darstellen lassen sich die Elektronenverteilungen über sogenannte ladungscodierte Dichteoberflächen, die zeigen, wo im Molekül ein eher positiver und wo ein eher negativer Ladungsschwerpunkt liegt.



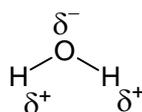
rot: Bereich mit erhöhter Elektronendichte

grün: neutral

blau: Bereich mit erniedrigter Elektronendichte

ladungscodierte Elektronendichteoberfläche eines Wassermoleküls

Liegen die polaren Atombindungen nicht symmetrisch zum zentralen Atom des Moleküls und fallen damit die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen, so spricht man von einem Dipol-Molekül. In Valenzstrichformeln lassen sich diese Ungleichverteilungen über die Symbole δ^+ (positive Partialladung) δ^- (negative Partialladung) an den jeweiligen Atomen kennzeichnen.



Wassermolekül mit Partialladungen (vgl. oben)

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Unter einer zwischenmolekularen Wechselwirkung versteht man Anziehungskräfte zwischen zwei oder mehr Molekülen, ohne dass eine Bindung im engeren Sinne aufgebaut wird.

Name der Wechselwirkung	Voraussetzungen	Beispiele	Stärke nimmt zu →
London-Dispersions-Kräfte	Unpolare Moleküle, $\Delta EN < 0,5$	Cl ₂ , CH ₄	
Dipol-Dipol-Kräfte	Polare Moleküle, $\Delta EN > 0,5$	HCl, CH ₂ O, H ₂ S	
Wasserstoffbrücken	Wasserstoffatom, das an ein stark elektronegatives Atom (F, O, N) gebunden ist, freies Elektronenpaar an einem stark elektronegativen Atome	H ₂ O, HF, NH ₃	

Die Tabelle ist so zu verstehen, dass bei allen Molekülen London-Dispersions-Kräfte auftreten, dazu kommen bei polaren Molekülen Dipol-Dipol-Kräfte. Wasserstoffbrücken kommen nur dann hinzu, wenn zusätzlich zur Polarität eines Moleküls noch mindestens ein Wasserstoffatom an ein N-, O- oder F-Atom gebunden ist. Bei einem Stoff, zwischen dessen Molekülen Wasserstoffbrücken wirken, fallen die anderen beiden Wechselwirkungen fast nicht mehr ins Gewicht. Analog gilt das für die London-Dispersions-Kräfte und die Dipol-Dipol-Kräfte. London-Dispersions-Kräfte und Dipol-Dipol-Kräfte werden auch unter dem Begriff **van-der-Waals-Kräfte** zusammengefasst.

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und physikalische Eigenschaften

Grundsätzlich gilt für die Siede- und Schmelztemperaturen von Stoffen: Je stärker die zwischenmolekularen Wechselwirkungen sind, desto schwerer ist es, die einzelnen Moleküle voneinander zu trennen. Das heißt, es muss mehr Energie aufgewendet werden und damit liegt die Siede- und Schmelztemperatur höher.

Für die Löslichkeit gilt: Ähnliches löst sich in Ähnlichem. Ein unpolarer Stoff wird sich nicht in einem polaren lösen, sondern nur in einem unpolaren.

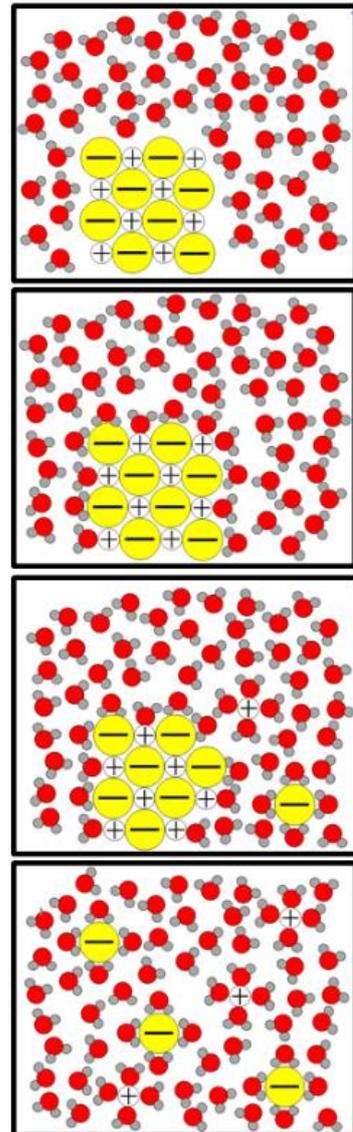
Lösevorgang bei Salzen

Beim Lösen eines Salzes lagern sich Wasser-Moleküle mit dem partial negativ geladenen Sauerstoff-Atom an die positiv geladenen Kationen an, während die negativ geladenen Anionen mit den partial positiv geladenen Wasserstoff-Atomen der Wasser-Moleküle in Wechselwirkung treten.

Diese Dipol-Ion-Wechselwirkungen führen dazu, dass die Ionen nach und nach aus dem Gitter entfernt werden. Dazu ist Energie nötig (**Gitterenergie**). Im Anschluss werden sie von Wasser-Molekülen in entsprechender Ausrichtung eingehüllt (**hydratisiert**), es bildet sich eine **Hydrathülle** um das Ion aus. Dabei wird Energie frei (**Hydratisierungsenergie**). Dieser Prozess läuft so lange weiter, bis alle Ionen hydratisiert sind. Der Salzkristall ist dann vollständig gelöst.

Als Faustregel gilt für den Lösevorgang von Salzen:

Gitterenergie < Hydratisierungsenergie	Temperatur steigt beim Lösen
Gitterenergie > Hydratisierungsenergie	Temperatur sinkt beim Lösen
Gitterenergie >> Hydratisierungsenergie	Salz löst sich kaum



Quelle: ISB