

Chemische Bindungsarten

Die Chemie unterscheidet zwischen zwei verschiedenen Bindungsarten:

I) Primärbindungen und **II) Sekundärbindungen**

I. Primärbindungen	II. Sekundärbindungen
1. Ionenbindung	4. Wasserstoffbrückenbindung
2. Molekülbindung, oder auch Atombindung, kovalente oder homöopolare Bindung	5. Dipol-Dipol-Bindung
6. Metall- oder metallische Bindung	6. Van-der-Waals-Bindung

I.1. Die Ionenbindung

Die Ionenbindung entsteht durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen (**Elektronentransfer**, Elektronenübergang) aus bzw. in der/die äußerste/n Elektronenschale der Atome. In der Regel tritt sie als Bindung zwischen Metallen und Nichtmetallen auf.

Stofflich gesehen findet sich die Ionenbindung v.a. bei den so genannten **Salzen**. Dieser Verbindungstyp besteht aus einem positiv geladenen **Kation** (Ladungsüberschuss der positiven Ladungen [*Protonen*] im Kern) und einem negativ geladenen **Anion** (Ladungsüberschuss der negativen Ladungen [*Elektronen*] in der äußersten Schale). Der Ladungsüberschuss oder -mangel kann mehrfach auftreten und wird durch die entsprechende Anzahl von Ionen ausgeglichen: Ionenverbindungen sind also **neutral**.

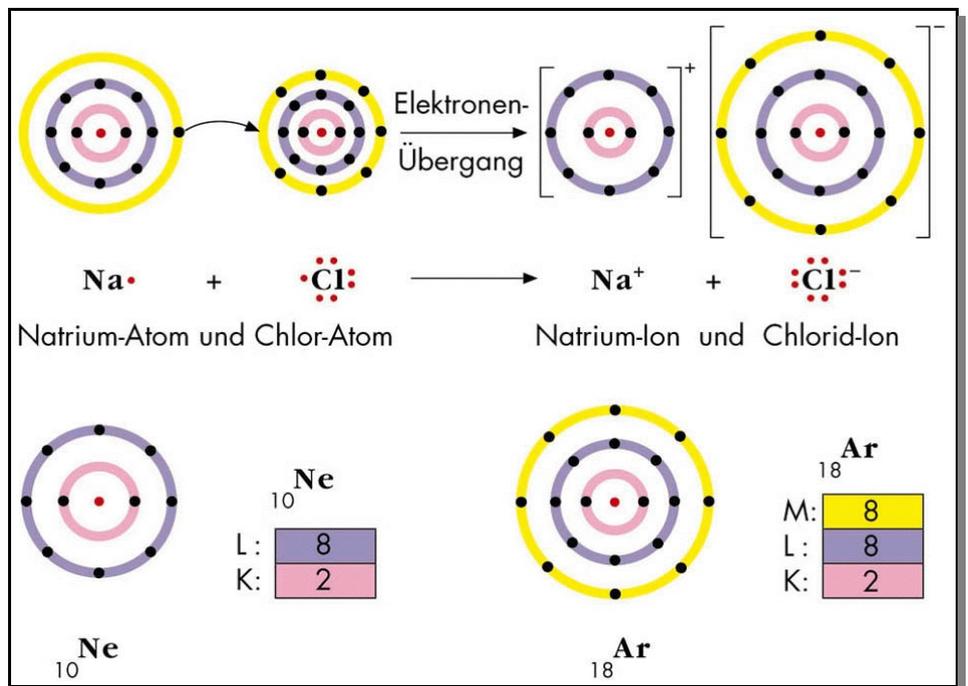


Abb. 1: Entstehung der Ionenbindung

Durch den **Übergang** (Abgabe oder Aufnahme) von einem oder mehreren **Valenzelektronen** aus der äußersten Schale erreichen die so gebildeten Ionen in ihren Verbindungen **energetisch** stabilere Zustände [darstellbar durch den Born-Haber-Kreisprozess], die so genannten **Achterschalen**. Diese entsprechen - in einem vereinfachten Ansatz - in ihrer Elektronenzahl dem vorangegangenen bzw. nachfolgenden Edelgas, weswegen die so erreichte Elektronenverteilung als **Edelgaskonfiguration** bezeichnet wird. Die durch Elektronenabgabe oder -aufnahme entstandenen Ionen „haften“ aneinander,

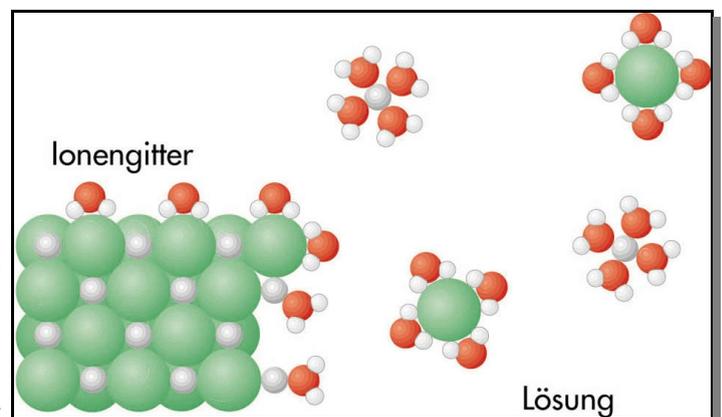


Abb. 2: Hydra(ta)ion der Ionen

d.h. sie ziehen sich wegen ihrer unterschiedlichen Ladungen gegenseitig an. Diese sehr feste Anziehung führt zu einer geordneten **kristallinen** Struktur im festen Zustand, zu i.a. **hohen** Schmelz- und Siedepunkten, zur **elektrischen** Leitfähigkeit im geschmolzenen oder gelösten Zustand.

In Lösungen (s. Abb. 2) umgeben sich die Ionen deswegen mit einer Hülle aus polaren Wassermolekülen (Hydratation oder Hydratation, das Ergebnis ist die Hydrathülle).

I.2. Die Molekülbindung - Atombindung - kovalente Bindung

Bei der Molekülbindung wird unterschieden in **1.** Bindungen zwischen **gleichartigen** Atomen und **2.** Bindungen zwischen **ungleichartigen** Atomen.

1. Unpolare Molekülbindung: Die unpolare Molekülbindung entsteht durch **Bildung gemeinsamer Elektronenpaare** zwischen den beteiligten Atomen des **gleichen** Elements. Durch die Bildung gemeinsamer Elektronenpaare (eines oder mehrere) wird die gegenseitige Abstoßung der positiv geladenen Atomkerne bzw. Atomrümpfe verhindert. Das gemeinsame Elektronenpaar „gehört“ beiden Bindungspartnern und verteilt sich symmetrisch auf einer gedachten Achse zwischen den Atomkernen.

Dadurch erfüllen die an der Bindung beteiligten Atome die **Oktettregel**, d.h. beide Partner kommen in den „Genuss“ einer voll gefüllten Achterschale. Energetisch erreichen beide Bindungspartner einen niedrigeren Energiezustand als jeder Partner alleine mit einem ungepaarten Elektron.

2. Polare Atombindung: Sie entsteht dadurch, dass einer der beiden Bindungspartner mehr Anziehungskraft auf das gemeinsame Elektronenpaar ausüben kann als der andere. Die Folge: es kommt zu einer Ladungsverschiebung oder Ungleichverteilung des gemeinsamen Elektronenpaares: ein **Dipol** entsteht.

Hervorgerufen wird dieser Effekt durch bestimmte Eigenschaften eines Bindungspartners, die in dem Begriff der **Elektronegativität** zusammengefasst werden. *Die Elektronegativität gibt an, wie stark ein Partner einer Molekülbindung das gemeinsame Elektronenpaar zu sich verschieben kann.* Das Ausmaß der Ladungsverschiebung wird dann durch die **Elektronegativitätsdifferenz** deutlich.

So entspricht eine **EN-Differenz von ca. 1,7** einer 50%-igen Ionenbindung, eine Differenz von 1,2 einer 30%-igen Ionenbindung usw. (s. Abb. 5).

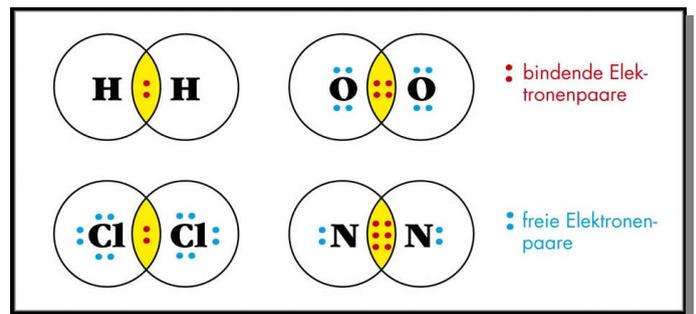


Abb. 3: Entstehung der kovalenten Bindung

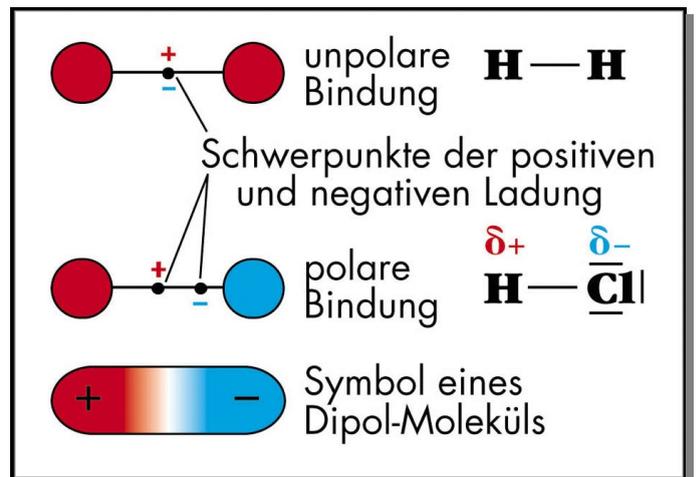


Abb. 4: polare- unpolare Molekülbindung

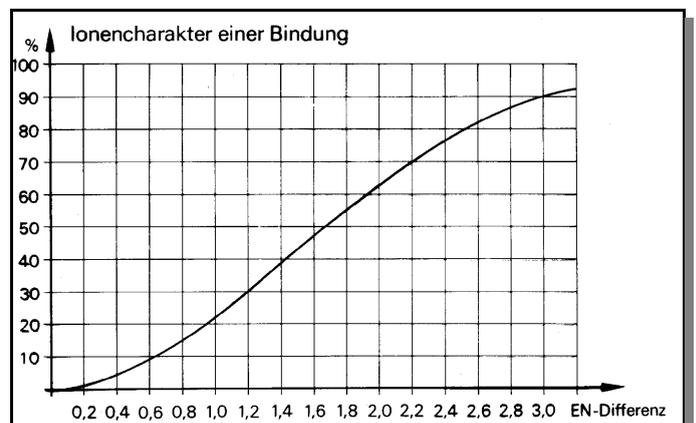


Abb. 5: EN-Differenz und Bindungscharakter

Chemische Bindungsarten

Das Maximum der EN-Differenz ($\Delta EN = EN(F) - EN(Fr) = 4,0 - 0,7 = 3,3$) entspricht somit einer 100%-igen Ionenbindung. Jede kleinere EN-Differenz hat dann einen bestimmten Molekülbindungsanteil, der sich aber i.d.R. nicht auswirkt. Mit anderen Worten: bei jeder polaren Atombindung kann ihre Polarität auch über einen bestimmten Ionenbindungsanteil verdeutlicht werden, in der Hauptsache ist es aber eine Atombindung.

Folgende **Tabelle 1** verdeutlicht eine praktikable Einteilung:

An der Bindung beteiligte Atome	Elektronegativitätsdifferenz nach Pauling	Formel	Charakter der Bindung	Ionenbindungsanteil
Br, Br	0	$\overline{\text{Br}}-\overline{\text{Br}}$	kovalent unpolar	0%
H, Cl	0,9	$\text{H}-\overline{\text{Cl}}$	kovalent polar	20%
S, F	1,5	$\begin{array}{c} \text{I} \text{F} \\ \quad \\ \text{I} \text{F} > \text{S} < \text{I} \text{F} \\ \quad \\ \text{I} \text{F} \end{array}$	kovalent polar	45%
Na, F	3	$\text{Na}^+ \text{F}^-$	Ionenbindung	90%

I.3. Die Metall- oder metallische Bindung

Metalle bilden in der Regel ausgedehnte, dreidimensionale metallische Gitter. Das **Elektronengasmodell** erklärt die metallische Bindung zwischen den Atomen folgendermaßen: die Metallatome besetzen als **Atomrümpfe** die Plätze in einem Gitter. Atomrümpfe sind die Rest-Atome ohne ihre Valenzelektronen. Diese Valenzelektronen können sich wie ein Gas zwischen den Atomrümpfen bewegen. Die freie Beweglichkeit der Elektronen zwischen den Rümpfen führt zu einer erhöhten Elektronendichte zwischen den Atomen und damit zu einer Bindung der Atomrümpfe untereinander über die frei beweglichen Elektronen. Das sog. „**Energiebändermodell**“ beschreibt die metallische Bindung auf der Grundlage eines anderen Atommodells („Orbitalmodell“).

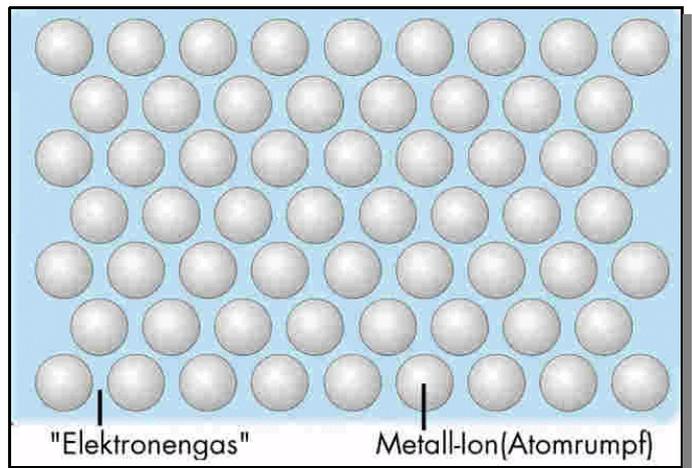


Abb. 6: Metallbindung und Elektronengas

II. Nun zu den **Sekundärbindungen**: dazu gehören

4. Die Wasserstoffbrückenbindung
5. Die Dipol-Dipol-bindung
6. Die Van-der-Waals-Bindung

II. 4. Die Wasserstoffbrückenbindung (WBB)

Struktur:

Die Wasserstoffbrückenbindung (WBB) ist eine

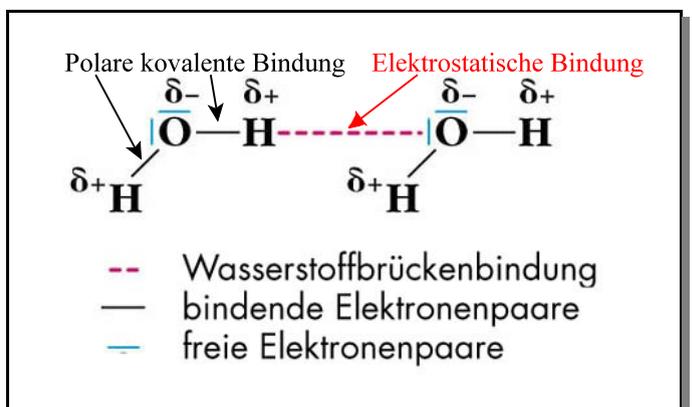


Abb. 7: Wasserstoffbrückenbindung und kovalente Bindung

besondere Art der Dipol-Dipol-Bindung: ein Wasserstoff-Atom wirkt als *Brücke* zwischen zwei stark elektronegativen Atomen, wobei es mit dem einen Atom durch eine **polare kovalente Bindung** und mit dem anderen durch **elektrostatische Kräfte** verbunden ist.

Entstehung:

Ist Wasserstoff an ein stark elektronegatives Atom gebunden, so wird die **bindende Elektronenwolke** überwiegend in Richtung auf das elektronegravere Atom verzerrt und somit der **Wasserstoffkern partiell freigelegt**. Die positive Ladung des nur schwach abgeschirmten Wasserstoffkerns wird durch die negative Ladung der/des freien nichtbindenden Elektronenpaare/~paares in einem anderen Molekül angezogen.

Stärke:

Diese Anziehung ist mit einer Stärke von **ca. 20 kJ/mol** viel geringer als die kovalente Bindung, die eine Bindungsenergie von ca. 200 bis 400 kJ/mol aufweist. Jedoch ist sie viel ausgeprägter als andere Dipol-Dipol-Anziehungen.

Darstellung:

WBB werden in Formeln i.a. als gestrichelte Linien wiedergegeben:

Auftreten:

WBB sind nur dann von Bedeutung, wenn beide an der Bindung beteiligten Atome zur **N-O-F-Gruppe** gehören: nur Wasserstoff, der an diese drei Elemente gebunden ist, wird so stark in der kovalenten Bindung polarisiert, und nur diese drei Elemente sind elektronegativ genug, dass die notwendige Anziehung zustande kommt. Die außergewöhnliche Wirkung beruht auf der hohen negativen Ladung, die auf ihren kleinen Atomkern konzentriert ist.

Im Wasser ist die Wasserstoffbrückenbindung verantwortlich für Erscheinungen wie die **Anomalie des Wassers**, das **Schwimmen von Eisbergen**, die Bildung von **Eiskristallen** usw. Biologisch ist die WBB von höchster Bedeutung für das Leben, der Spannungsbogen reicht von der Struktur der Eiweiße über die der DNS bis zur Funktion von Enzymen. Ohne Wasserstoffbrückenbindung würde die gesamte Biologie nicht „funktionieren“, sie sorgt in vielen Molekülen für die Strukturen, die für das „Leben“ verantwortlich sind!

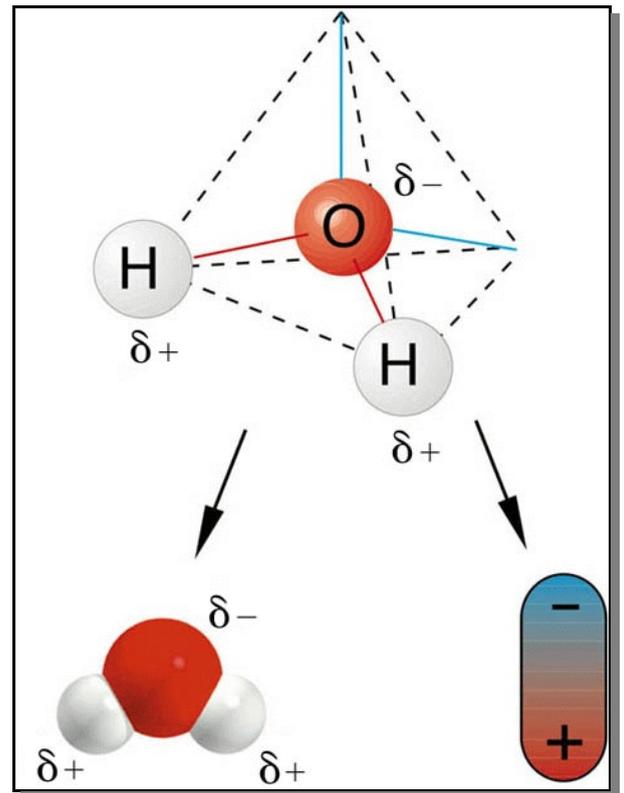


Abb. 8: Dipolbildung im Wassermolekül

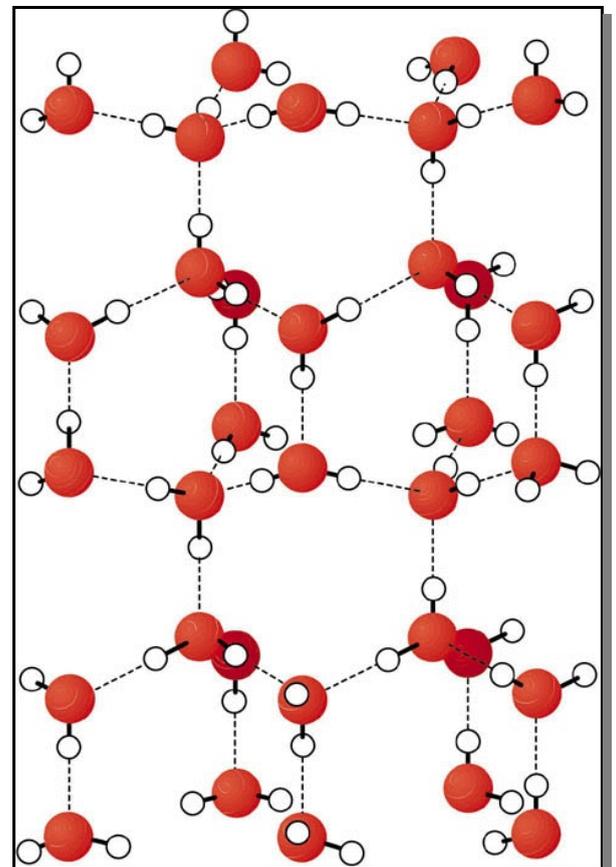


Abb. 9: WBB im Wassermolekül

II.5. Die Dipol-Dipol-Bindung (DDB/K)

Ähnlich wie bei der Wasserstoffbrückenbindung ist eine starke Elektronegativitätsdifferenz in einem Molekül Voraussetzung für eine Dipol-Dipol-Bindung: durch die permanente Verschiebung der Ladung entstehen Dipole, die sich gegenseitig elektrostatisch anziehen, ohne jedoch Ladung zu übertragen. Die gegenseitige elektrostatische Anziehung entspricht einer Anziehungskraft: deswegen spricht man auch von der **Dipol-Dipol-Kraft (DDK)**.

Die DDB existiert nur in sog. „Nahbereichen“, d.h. nur eine kleine Anzahl von Molekülen ist z.B. in einer Flüssigkeit so zu- und aneinander orientiert, dass man von einer „Nahordnung“ sprechen kann. Die Wärmebewegung der Moleküle (**Brown'sche Bewegung**) stört diese Nahordnung immer wieder, andererseits baut sie sich immer wieder neu auf. **Moleküle gleicher Masse** sieden beim Vorliegen einer DDB tiefer als Moleküle mit WBB. Wenn in einem polaren Molekül kein an ein NOF-Atom gebundenes Wasserstoffatom vorliegt, wirkt die DDB.

Auch das **Wassermolekül** besitzt diese Dipol-Struktur aufgrund der unterschiedlichen Elektronegativitäten der Bindungspartner Wasserstoff und Sauerstoff. Allein für die Bindung unter den Wassermolekülen ist die WBB verantwortlich.

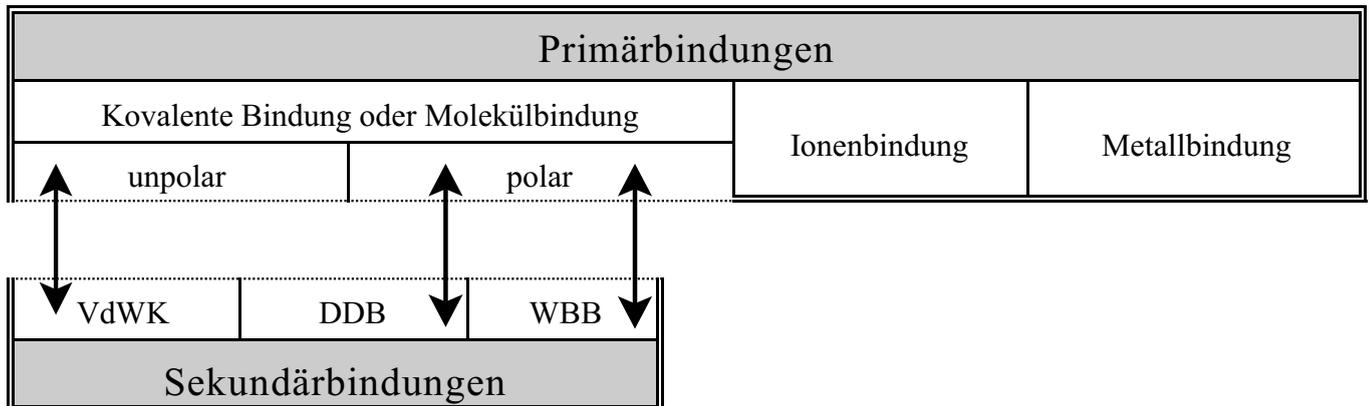
II.6. Die Van-der-Waals-Bindung/Kraft (VdWB/K)

Die schwächste aller Sekundärbindungskräfte ist die **Van-der-Waals-Kraft**. Ihr Zustandekommen wird dadurch erklärt, dass in an für sich unpolaren oder nur schwach polaren Molekülen **zufällige** Ladungsverchiebungen stattfinden. Aus einem unpolaren Molekül wird für den Bruchteil einer Zeiteinheit ein schwach polares Molekül, das auf seine Nachbarmoleküle polarisierend wirkt: der **induzierende Dipol** induziert andere Moleküle zu Dipolen (*induzierte Dipole*). Da die Ungleichverteilung der Ladung nur geringfügig ist, und zudem zeitlich nur kurz dauert, kommt es immer wieder zu unterschiedlichen Ladungsverteilungen: ein induzierter Dipol kann im nächsten Moment neutral sein und dann wieder als induzierender Dipol wirken. Vor allem die **Größe der Oberfläche** eines Moleküls wirkt sich günstig auf die VdWK aus: Je größer die Oberfläche, desto stärker die VdWK. Bei höher- und hochmolekularen KW kann die VdWK die WBB übersteigen, vielfach sind VdWK dafür verantwortlich, dass hochmolekulare Stoffe keinen definierten Schmelz- und Siedepunkt haben, sondern sich beim Erwärmen **zersetzen**.

Tabelle 2: Kräfte zwischen Ionen und Molekülen

Typ der Wechselwirkung	typische Energie [kJ/mol]	wechselwirkende Teilchen
Ion-Ion	250	nur zwischen Ionen
Ion-Dipol	15	Ionen und polare Moleküle
Dipol-Dipol	2	zwischen ruhenden polaren Molekülen
Van-der-Waals-Bindung (Londonsche Dispersionskräfte)	2	zwischen allen Arten unpolarer und schwach polarer Moleküle
Wasserstoffbrückenbindung	20	zwischen N-O-F-Verbindungen und einem ebenso gebundenen H-Atom

Tabelle 3: Graphischer Überblick zu Primär- und Sekundärbindungen



Der Überblick verdeutlicht, dass es in Ionenverbindungen und Metallen keine Sekundärbindungen gibt, sondern nur und ausschließlich Primärbindungen: die Ionenbindung zwischen einem Na^+ - und einem Cl^- - Ion ist dieselbe wie zwischen allen Ionen im gesamten Teilchenverband. Das gilt auch für Metalle bzgl. der Metallbindung. Nur bei den kovalent gebundenen Molekülen muss man zwischen Primär- und Sekundärbindung differenzieren.

Alle Bindungsarten beruhen auf und benutzen verschiedene **Modellvorstellungen**. Diese unterscheiden sich in der Reichweite ihrer Erklärungsraums und in ihrer Komplexität. Verschiedene Autoren teilen zudem die Sekundärbindungskräfte anders ein und unterscheiden nur zwischen DDB- und VdW-Bindungen. Eine spezielle Art der DDB ist dann die WBB, eine spezielle Art der VdWK ist dann die VdWB unter unpolaren Molekülen (sog. Dispersionskräfte).

Arbeitsaufträge:

1. Studiere den Text sorgfältig.
2. Was ist der grundsätzliche Unterschied zwischen Primär- und Sekundärbindungen?
3. Bei welchem Bindungstyp sind Primär- und Sekundärbindung identisch und warum?
4. Welche Elemente bilden die Schwerpunkte der Elektronegativitätsskala?
5. Welche Rolle spielen nichtbindende, freie Elektronenpaare für die Sekundärbindungen? Differenziere!
6. Welche Elemente bilden eine „conditio sine qua non“ für die Wasserstoffbrückenbindung?
7. Welche Bindungen bilden sich aus, wenn Stoffe sich in Wasser, Ethanol und Hexan lösen?

Vergegenwärtige dich der Strukturformel dieser Stoffe!

Literaturangaben:

M. Tausch, M. v. Wachtendonk: Chemie I; C.C. Buchner, Bamberg
 F. Seel: Atombau und chemische Bindung, F. Enke-Verlag, Stuttgart
 P. W. Atkins, J. A. Beran: Chemie - einfach alles; VCH, Weinheim
 R. E. Dickerson, H. B. Gray, G. P. Haight: Prinzipien der Chemie; Walter de Gruyter, Berlin
 G. Graeb: Reaktionen und Mechanismen - Organische Chemie 1 in der Kollegstufe, DBV, München
 W. J. Moore, D.O. Hummel: Physikalische Chemie; de Gruyter, Berlin