

ZWISCHENMOLEKULARE KRÄFTE

- ⇒ *Grundwissen Chemie: für fast alle Themenbereiche*
- ⇒ *Grundwissen übrigens auch für Biologie: für die Themenbereiche Zelle, Biomembran, Stofftransport, Enzyme*

Allgemein

Warum mischt sich Öl nicht mit Wasser? Und warum ist Wasser bei Raumtemperatur flüssig und Wasserstoff gasförmig? Diese und viele weitere Frage lassen sich mit Hilfe des Wissens über die zwischenmolekularen Kräfte klären.

Zwischen allen Molekülen liegen Anziehungskräfte vor. Damit sind keine richtigen Bindungen, wie die Atombindung, gemeint, sondern schwächere Anziehungskräfte, die durch Elektronenverschiebungen innerhalb eines Moleküls oder einer Atombindung ermöglicht werden. Aufgrund dieser Wechselwirkungen besitzen Stoffe bestimmte Schmelz- und Siedetemperaturen und mischen sich untereinander oder eben nicht.

Damit du die Zusammenhänge bei den zwischenmolekularen Kräften verstehen kannst, musst du dir zuerst nochmal das Thema „Elektronenpaarbindung“, auch „kovalente Bindung“ genannt, ansehen.

Im Folgenden gebe ich dir verschiedene Möglichkeiten, dir das Thema nochmal zu erarbeiten!

Wenn du Lust hast, mach die beiden untenstehenden LearningSnack zur unpolaren und polaren Atombindung!



♥ 0 👁 118

Die unpolare Elektronenpaarbindung

♥ 0 👁 136

Die polare Elektronenpaarbindung

Oder schau dir das folgende Video an!



Auch zum Thema „Elektronegativität“ habe ich noch ein Video für dich!



Du kannst dir das Ganze aber auch nochmal in Textform durchlesen!



Polare Atombindungen

Jedes Atom besitzt eine eigene **Elektronegativität**. Also die **Fähigkeit Elektronen anzuziehen**. Sie wird unter anderem vom Atomradius und der Kernladung bestimmt. Betrachtet man die Elektronegativität **im Periodensystem (PSE)**, so fällt auf, dass sie **von links unten nach rechts oben steigt**. Eindeutige Werte sind im PSE zu finden.

Diese Fähigkeit Elektronen anzuziehen, beeinflusst auch die Elektronenverteilung innerhalb einer Atombindung.

Sind **zwei gleiche Atome** oder Atome mit sehr ähnlichen Elektronegativitätswerten miteinander verbunden, so sind auch die **Elektronen** innerhalb der Atombindung **gleichmäßig zwischen den beiden Atomkernen verteilt**. Man spricht in diesem Fall von einer **unpolaren Atombindung** (keine positiven oder negativen Pole vorhanden).

Verbinden sich jedoch **unterschiedliche Atome**, vor allem solche mit (stark) abweichenden Elektronegativitäten, miteinander, so ist die **Elektronenverteilung innerhalb der Atombindung ungleichmäßig**. Das elektronegativere Element zieht die Elektronen stärker in Richtung seines Atomkerns und die Elektronen werden sich mit größerer Wahrscheinlichkeit in dessen Nähe aufhalten. Somit entstehen zwei Pole innerhalb der Atombindung. In der Nähe des elektronegativeren Atoms ist die Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit höher, also ist dieser Bereich negativ geladen. Man spricht hier von einer negativen Partialladung (Kennzeichnung am Molekül mit δ^- , gesprochen: „Delta minus“). Im Bereich des elektropositiveren Atoms findet sich der eher positiv geladene Bereich, also der positiven Partialladung (Kennzeichnung am Molekül mit δ^+). In so einem Fall spricht man von einer **polaren Atombindung** (ein positiver und ein negativer Pol).

Kommen wir auf das Beispiel Wasser zurück. Wasser besteht aus zwei Wasserstoffatomen, welche jeweils durch eine Atombindung mit einem Sauerstoffatom verbunden sind. Betrachtet man nun die Elektronenverteilung einer dieser Atombindungen, so sind auch hier zwei Pole zu erkennen. Das Wasserstoffatom besitzt eine Elektronegativität von 2,2, das Sauerstoffatom von 3,4. Das Sauerstoffatom kann die Bindungselektronen somit stärker zu sich ziehen und besitzt damit die negative Partialladung. Das Wasserstoffatom innerhalb dieser Atombindung ist partiell positiv geladen. Wasser besitzt somit zwei polare Atombindungen.

Dipolmoleküle

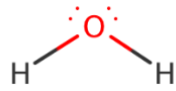
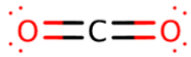
Von einer polaren Atombindung spricht man also, wenn an dieser ein negativer und ein positiver Pol zu finden ist. Bei Dipolmolekülen treten am gesamten Molekül positive und negative Bereiche auf.

Definitionsgemäß ist ein **Dipolmolekül** ein **elektrisch neutrales Molekül** (heißt, es ist ungeladen und besitzt keine echte Ladung!), in dem die **Elektronen unsymmetrisch verteilt** sind und somit **zwei Pole** auftreten. Die Schwerpunkte der positiven und der negativen Ladungen fallen örtlich nicht zusammen.

Bei **einfachen Dipolmolekülen** handelt es sich um **zwei Bindungspartner**, die (stark) unterschiedliche Elektronegativitäten besitzen. Somit sind beide durch **eine polare Atombindung** verbunden.

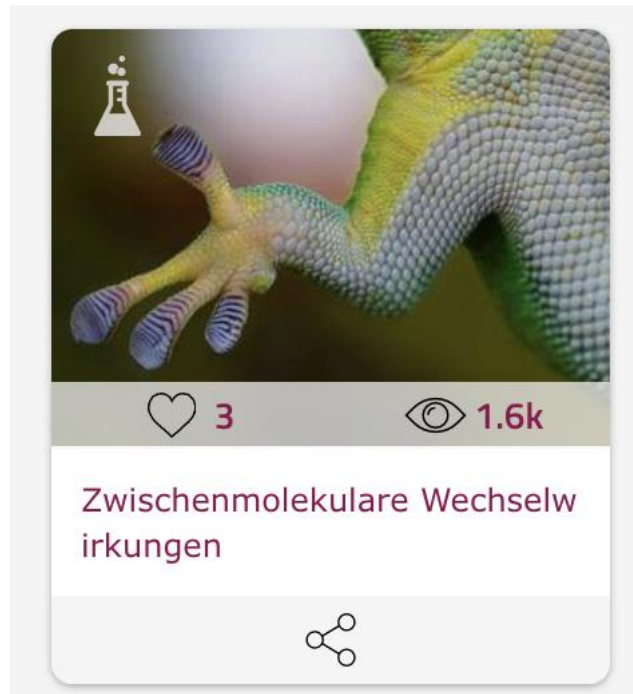
Ein einfaches Beispiel für ein Dipolmolekül ist Wasserstoffchlorid (HCl). Das Wasserstoffatom besitzt eine Elektronegativität von 2,2, das Chloratom von 3,2. Die Seite des Wasserstoffatoms stellt also den positiven Pol dar, die des Chloratoms den negativen.

Bei **Molekülen mit drei und mehr Bindungspartnern** ist die Entscheidung, ob es sich um ein Dipolmolekül handelt, weniger einfach. Hierbei ist immer entscheidend, ob es sich um einen **symmetrischen oder einen asymmetrischen Molekülbau** handelt.

	Beispiele	Wasser (H ₂ O)	Kohlenstoffdioxid (CO ₂)
Atombindung	Handelt es sich um unpolare oder polare Atombindungen? Vergleiche die Elektronegativitäten der jeweiligen Bindungspartner. Hinweis: ist keine polare Atombindung vorhanden, kann es auch kein Dipol sein!	EN (O) 3,4 EN (H) 2,2 Die beiden Atombindungen sind polar.	EN (C) 2,5 EN (O) 3,4 Die beiden Atombindungen sind polar.
Molekülstruktur	Wie sind die Moleküle gebaut? Zeichne notfalls die Valenzstrichformel mit korrekter Molekülstruktur.	Das Wassermolekül ist gewinkelt gebaut. 	Das Kohlenstoffdioxidmolekül ist linear gebaut. 
Symmetrie	Ist diese Molekülstruktur symmetrisch oder asymmetrisch? Hinweis: bei linear oder z.B. tetraedrisch gebauten Molekülen sind die Bindungspartner entscheidend.	Gewinkelt gebaute Moleküle sind asymmetrisch.	Linear gebaute Moleküle mit gleichen Bindungspartnern sind symmetrisch.
Lage der Ladungsschwerpunkte	Fallen die Ladungsschwerpunkte der Pole zusammen und heben sich damit auf? Betrachte den Bau des Moleküls und entscheide, ob es eine positive und eine negative Seite daran gibt.	Die beiden Wasserstoffatome liegen auf einer Molekülseite und bilden die positive „Seite“. Das Sauerstoffatom auf der anderen Seite stellt den negativen Pol dar.	Die beiden (gleichstarken) negativen Pole am Kohlenstoffdioxidmolekül liegen auf entgegengesetzten Seiten und heben sich damit auf.
Dipolmolekül	Handelt es sich um ein Dipolmolekül?	Es handelt sich bei Wassermolekülen um Dipolmoleküle.	Es handelt sich bei Kohlenstoffdioxidmolekülen nicht um Dipolmoleküle.
Weitere Beispiele		HCl, NH ₃ , CO, CCl ₃ Cl	SiO ₂ , CCl ₄ , SiCl ₄

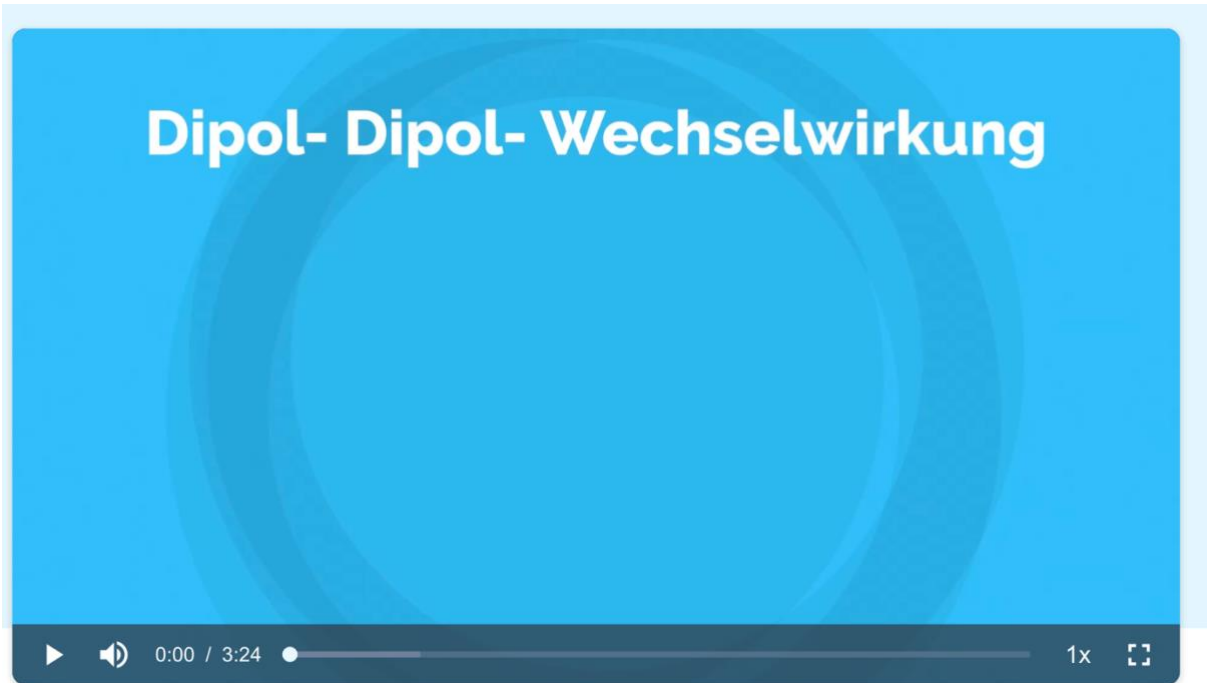
Nun gibt es drei Wechselwirkungen, die du kennen solltest. Ich gebe dir im Folgenden verschiedene Möglichkeiten, um dir das Thema nochmal zu erarbeiten.

Wenn du Bock hast, mach den nebenstehenden LearningSnack zu den Zwischenmolekularen Kräften!



Zwischenmolekulare Kräfte Nummer 1 – Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



Auch hier wieder in Textform zum Durchlesen!



Hält man zwei Magnete mit den unterschiedlichen Polen aneinander, so ziehen sie sich an. Ähnliches passiert bei der Wechselwirkung zwischen zwei oder mehr Dipolmolekülen. Die **positive Seite** des einen Moleküls **tritt in Wechselwirkung mit der negativen Seite** des nächsten Moleküls. Somit **ziehen sich die Dipole gegenseitig an**. Diese Wechselwirkungen sind deutlich schwächer als echte Bindungen (Atombindung, Ionenbindung, Metallbindung). Je größer aber der Elektronegativitätsunterschied zwischen den gebundenen Atomen ist, desto stärker sind auch die Dipol-Dipol-Kräfte.

Zwischenmolekulare Kräfte Nummer 2 – Wasserstoffbrücken(bindungen)

SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



Du kannst dir das Ganze aber auch nochmal in Textform durchlesen!



Die **stärksten zwischenmolekularen Kräfte** sind die **Wasserstoffbrücken**. Oft liest oder hört man auch Wasserstoffbrückenbindungen, da es sich aber um keine „Bindungen“ im eigentlichen Sinn handelt, sollte man diesen Wortteil besser weglassen.

Für die Ausbildung von **Wasserstoffbrücken braucht** ein Molekül ein **Wasserstoffatom, das an ein ein elektronegativeres Atom gebunden ist** und ein gebundenes **Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluoratom mit mindestens einem freiem Elektronenpaar**. Das elektropositivere Wasserstoffatom tritt dann mit dem freien Elektronenpaar des elektronegativeren Atoms in Wechselwirkung. Je polarer die Atombindung zum Wasserstoffatom ist, desto stärker auch die Wasserstoffbrücke.

SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



Du kannst dir das Ganze aber auch nochmal in Textform durchlesen!



Die **schwächsten zwischenmolekularen Kräfte** sind die **London-Kräfte**. In vielen Büchern liest man noch den Begriff „van der Waals-Kräfte“. Diese sind jedoch ein Überbegriff für verschiedene elektrostatische Kräfte. Da man schulisch jedoch nur mit den London-Kräften argumentiert, ist diese Bezeichnung genauer. London-Kräfte sind die einzigen Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen.

Bei **unpolaren Molekülen** kommen **keine permanenten Dipole** vor. Dennoch basieren auch diese Anziehungskräfte auf Dipolen.

Auch in unpolaren Molekülen treten **kurzzeitige, spontane Dipole** auf, da sich die Elektronen innerhalb eines Moleküls in einem begrenzten Raum bewegen (können). **Durch diese Ladungsbewegung** entstehen für kurze Zeit auch Schwerpunkte mit mehr Elektronen, welche dann im Vergleich zu anderen Bereichen im Molekül negativer sind.

Diese sogenannten **spontanen Dipole beeinflussen** wiederum **andere Moleküle** und führen dort ebenfalls zu Ladungsverschiebungen (negative Elektronen stoßen negative Elektronen ab). Auch in diesen benachbarten Molekülen entstehen kurzzeitig Dipole. Man spricht von **induzierten Dipolen**. **Spontane und induzierte Dipole ziehen sich nun an**.

Da diese Dipole jedoch nur kurze Zeit auftreten und dann wieder verschwunden sind bzw. in einem anderen Bereich im Molekül neuauftreten, sind die Anziehungskräfte nur sehr schwach. Mit steigender Molekülgröße und -masse nimmt aber auch die Stärke der London-Kräfte zu.

Wenn du die Entstehung der verschiedenen zwischenmolekularen Wechselwirkungen verstanden hast, dann kannst du dich jetzt mit den Auswirkungen auf die Stoffeigenschaften beschäftigen.

Stoffeigenschaften - Siedetemperaturen

SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



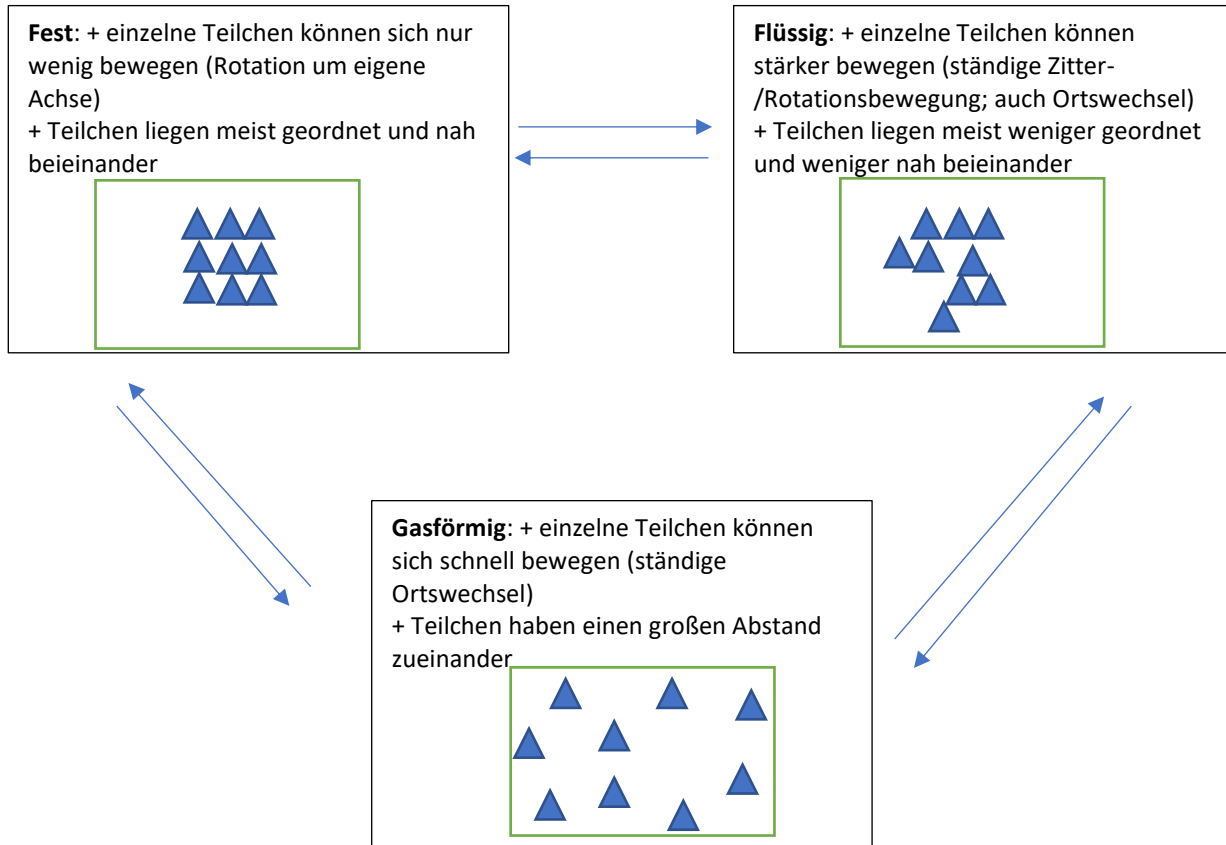
Natürlich kannst du dir das Ganze aber auch in Textform durchlesen!



Die Eigenschaften eines Stoffes werden immer durch seine Teilchen, z.B. seine Moleküle, bestimmt. Je nachdem welche Elemente in den Teilchen des Stoffs verbaut sind und in Abhängigkeit von den Bindungen dieser Elemente, treten andere Wechselwirkungen zwischen den Teilchen auf.

Exkurs: Aggregatzustände

Die **Teilchen eines Stoffes** werden durch die dazwischen herrschenden Anziehungskräfte **zusammengehalten**. Je **stärker die zwischenmolekularen Kräfte** sind, **desto mehr Energie** in Form von Temperatur oder Druck muss aufgewandt werden, **um einen Stoff vom festen in den flüssigen oder gasförmigen Aggregatzustand** zu überführen.



Je stärker also die zwischenmolekularen Kräfte sind, desto höher ist auch die Siedetemperatur eines Stoffes.

Stoffeigenschaften – Löslichkeit und Mischbarkeit

SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



Und schon wieder ein Text...! :D



„Similia similibus solvuntur“ ist Lateinisch und bedeutet „Gleiches löst sich in Gleichem“. Stoffe mit polaren Teilchen lösen sich in Stoffen, die ebenfalls Teilchen mit polarem Charakter haben. Solche Stoffe sind hydrophil (griech. „das Wasser liebend“) bzw. lipophob (griech. „das Fett fürchtend“).

Stoffe mit unpolaren Teilchen lösen sich in Stoffen, die ebenfalls keine Teilchen mit Dipolcharakter haben. Sie sind hydrophob (griech. „das Wasser fürchtend“) bzw. lipophil (griech. „das Fett liebend“).

Salze bestehen aus Ionen (geladenen Teilchen) und lösen sich demnach in hydrophilen Stoffen. Die Ionen gehen dabei Dipol-Ion-Wechselwirkungen mit den polaren Teilchen ein. Wasser ist ein typischer hydrophiler Stoff, in dem sich Salze lösen. Die Ionen werden dabei hydratisiert. Sie werden also in eine Hydrathülle (Wasserhülle) „eingepackt“.

Beeinflussung der Struktur von Makromolekülen

Makromoleküle, wie beispielsweise Proteine, Polysaccharide oder z.B. auch die DNA, enthalten ebenfalls polare und unpolare Bereiche in ihren Grundbausteinen (s. Biomoleküle 1, 2 und 3). Die Anordnung dieser unterschiedlichen Bereiche in den Makromolekülen führt zur Ausbildung unterschiedlicher zwischenmolekularer (hier eigentlich intramolekularer) Wechselwirkungen und damit zur Ausbildung übergeordneter Strukturen. Das DNA-Molekül liegt beispielsweise in einer Helix (schraubenförmig) vor (s. Grundwissen 9. Klasse Biologie oder Oberstufenbiologie Genetik).

Wiederholung

1. Entscheide, ob es sich beim Tetrafluormethan (CF_4) und Ammoniak (NH_3) um Dipole oder unpolare Moleküle handelt.
2. Überlege begründet welche Wechselwirkungen zwischen den Molekülen der jeweiligen Stoffe auftreten.
3. Ordne die Siedetemperaturen ($S_{d1} = -128^\circ\text{C}$, $S_{d2} = -33^\circ\text{C}$) begründet den jeweiligen Stoffen zu.

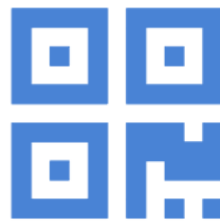
Hier noch ein paar Übungen, wenn du Lust drauf hast!



QR-Code



QR-Code



QR-Code