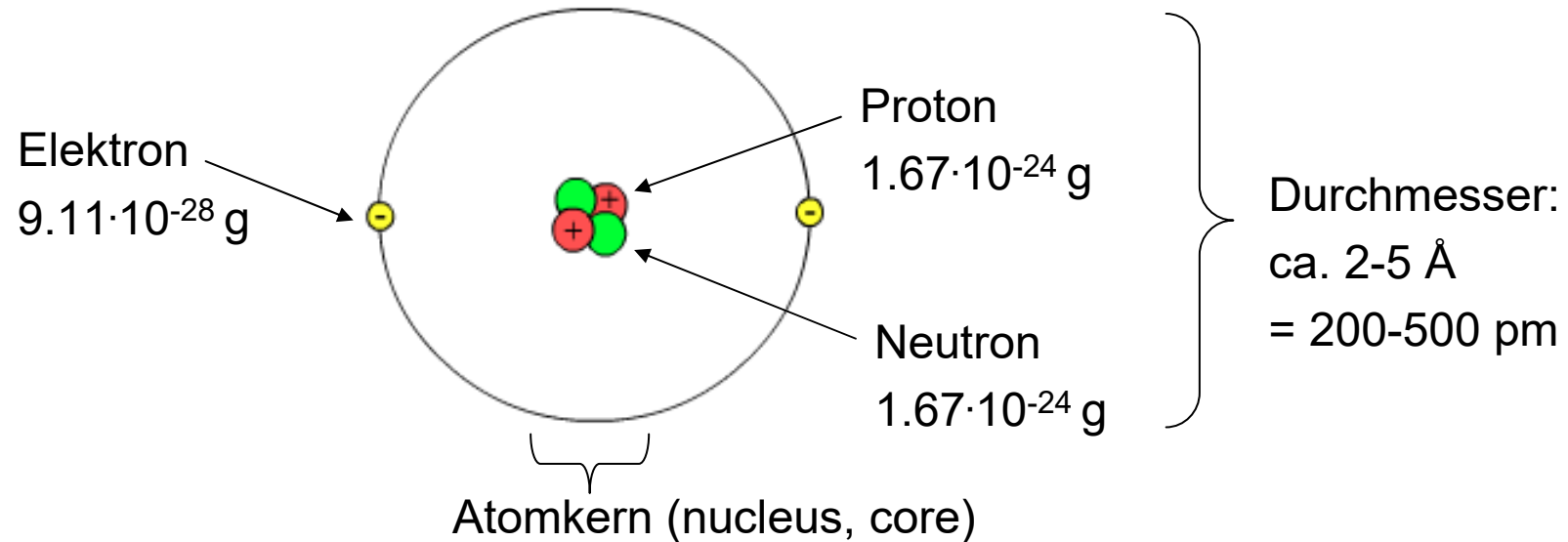


Vorlesung 2: Strukturen und molekulare Kräfte

- Begriff des Atoms
- Bindungen (kovalent, ionisch, metallisch)
- Ionisierung
- pH-Wert
- Gasdruck, kinetische Energie von Molekülen
- Freiheitsgrade
- Boltzmannverteilung
- Einführung in die statistische Thermodynamik
- elektrostatische Wechselwirkungen

Der Begriff des Atoms

Begriff des Atoms: Das kleinste „unteilbare“ Teilchen



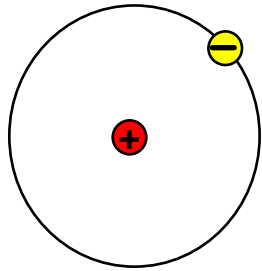
Größenverhältnisse:

Kern hätte einen
Durchmesser von
60m

Bildquelle: Wikipedia

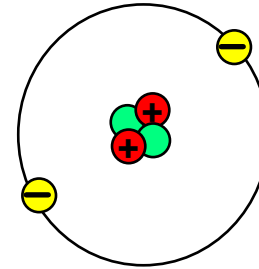
Atome und Elemente

Unterschiedliche Anzahl Protonen: Elemente

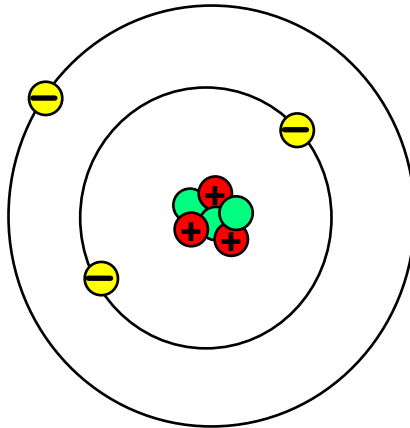


Wasserstoff

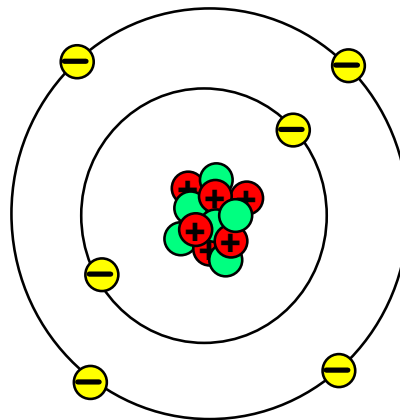
Anzahl der Protonen
= Ordnungszahl



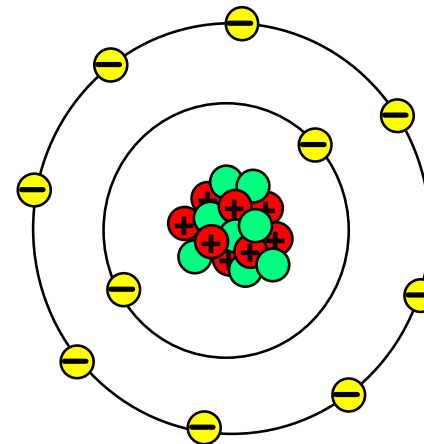
Helium



Lithium



Kohlenstoff



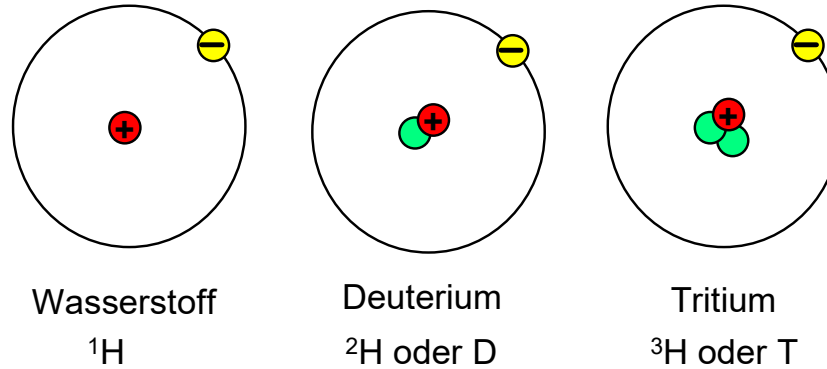
Neon

Innere- und Valenzelektronen

Edelgase: Abgeschlossene Schalen

Isotope

Gleiche Anzahl Protonen, aber unterschiedliche Anzahl Neutronen: Isotope



Isotop	Kernspin	natürliche Häufigkeit [%]	
^1H	$\frac{1}{2}$	99.985	
^2H	1	0.015	Isotopenverteilung wichtig für → Kernresonanzspektroskopie
^{12}C	kein	98.89	
^{13}C	$\frac{1}{2}$	1.108	→ Massenspektroskopie
^{14}C	kein	$<10^{-9}$	^{14}C Halbwertszeit: 5730 Jahre
^{14}N	1	99.634	ermöglicht Altersbestimmung mit
^{15}N	$\frac{1}{2}$	0.366	der Radiocarbonmethode

Das Periodensystem der Elemente

Elemente der ...

Hauptgruppen		Nebengruppen										Hauptgruppen					
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

ionisch
metallisch oder ionisch
kovalent
ionisch
Edelgase

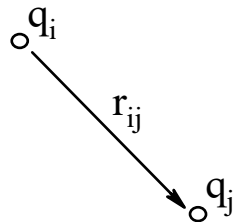
Übergangsmetalle

Verbindungen dieser Elemente sind überwiegend

Ionen (I)

Der Aufbau von Verbindungen aus Atomen legt nahe, dass es (starke) Kräfte zwischen den Atomen gibt.

Von den aus der klassischen Physik bekannten Anziehungskräften (Gravitation, Elektrizität und Magnetismus) kommt eigentlich nur die elektrostatische Anziehung in Frage, alle anderen Kräfte sind zu schwach.



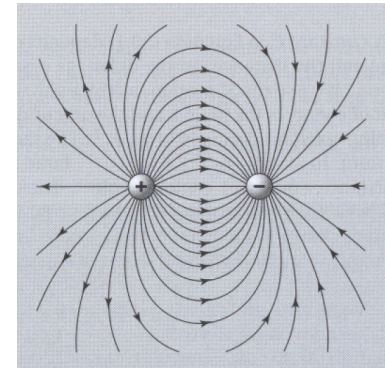
$$V_{ij} = \frac{q_i \cdot q_j}{r_{ij}}$$

Die elektrostatische Wechselwirkung zwischen geladenen Teilchen wird durch das **Coulombsche** Gesetz ausgedrückt. Je kleiner der Abstand r und je größer die Ladung q , desto größer die Anziehung bzw. Abstoßung: Gleich geladene Partikel stoßen sich ab.

Elektrostatik

Elektrische Wechselwirkungen zwischen Ladungen bestimmen große Teile der Physik, Chemie und Biologie. z.B.

- sind sie die Grundlage für starke wie schwache chemische Bindungen.
- Salze lösen sich in Wasser um Lösungen geladener Ionen zu bilden, die drei Viertel der Erdoberfläche bedecken.
- Salzwasser ist die Flüssigkeit in lebenden Zellen.
- pH und Salze regulieren die Wechselwirkungen von Proteinen, DNA, Zellen und Kolloiden, sowie die Konformation von Biopolymeren.
- Nervensysteme könnten ohne Ionenströme nicht funktionieren.



Coulomb-Gesetz

Das Coulomb-Gesetz wurde durch Henry Cavendish (1731-1810),



Charles Coulomb

J Priestley (1733 – 1804) und CA Coulomb (1736 – 1806) in sorgfältigen Experimenten an makroskopischen Objekten wie Magneten, Glasfäden, geladenen Kugeln und Kleidung aus Seide entdeckt.



Henry Cavendish

Es gilt auf einer sehr weiten Größenskala einschließlich der Welt der Atome, Moleküle und biologischen Zellen.

Die Wechselwirkungsenergie $u(r)$ zwischen 2 Ladungen q_1 und q_2 im Abstand r voneinander ist im Vakuum:

$$u(r) = C \frac{q_1 q_2}{r}$$

mit der Proportionalitätskonstante $C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$

Proportionalitätskonstanten und Einheiten

Die jeweilige Proportionalitätskonstante hängt von den Einheiten ab, mit denen die Ladungen und deren Abstand gemessen werden.

Im SI-System ist die Einheit der **Ladung** das **Coulomb C**,
die Einheit der **Energie** das **Joule J** und
die Einheit der **Länge** ein **Meter m**.

Damit ist die Coulomb-Konstante $C = (4\pi\epsilon_0)^{-1}$.

ϵ_0 ist die **Dielektrizitätskonstante** des Vakuums.

In SI-Einheiten: $\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12} \text{ F m}^{-1}$.

Die SI-Einheit **Farad F** ist die Einheit der **Kapazität**, $1 \text{ F} = 1 \text{ Coulomb} / 1 \text{ Volt}$.

Die SI-Einheit **Volt V** ist die Einheit der **Spannung**, $1 \text{ V} = 1 \text{ Joule} / 1 \text{ Coulomb}$

also gilt auch $\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12} \text{ C}^2 (\text{Jm})^{-1}$.

Proportionalitätskonstante

Die Ladung eines Elektrons ist $e = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$
und die eines Protons $-e = +1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Ladung eines Mols Elektronen $N_{\text{Avogadro}} e = 9.647 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

Beispiel: die Coulomb-Anziehung zwischen einem Na^+ und Cl^- Ionenpaar in $r = 2.8 \text{ \AA}$ Abstand:

$$u(r) = \frac{-e^2 N}{4\pi\epsilon_0 r} = -496 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Zum Vergleich: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{H}\cdot$

homolytische Bindungsdissoziationsenergie $\Delta E = 421 \text{ kJ mol}^{-1}$

Warum ist die Energie der Anziehung negativ, während die Bindungsdissoziationsenergie positiv ist?

Ladungswechselwirkungen sind langreichweitig

Coulomb-Wechselwirkungen fallen mit r^{-1} ab, also wesentlich langsamer als die van-der-Waals-Wechselwirkung, die mit r^{-6} abfällt.

Beispiel: die Berechnung der Gitterenergie E_G eines NaCl-Kristalls erfordert die Berechnung einer unendlichen Summe über alle denkbaren Ionenpaare, die nur langsam konvergiert.

(vgl. Vorlesung 5)

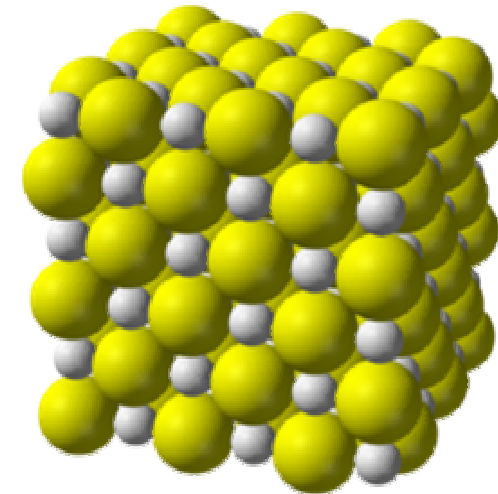
Fasst man in dieser Summe alle konstanten Terme zusammen, erhält man die für ein bestimmtes Kristallgitter charakteristische Madelungkonstante α .

z : Ladungszahl (+1, -1)

d : kleinster Ionenabstand

n : Stoffmenge

$$E_G = \alpha \frac{-e^2 z^2 n N_A}{d 4\pi\epsilon_0}$$



Bildquelle: wikipedia.org

Ladungen wechselwirken schwächer in Lösungen

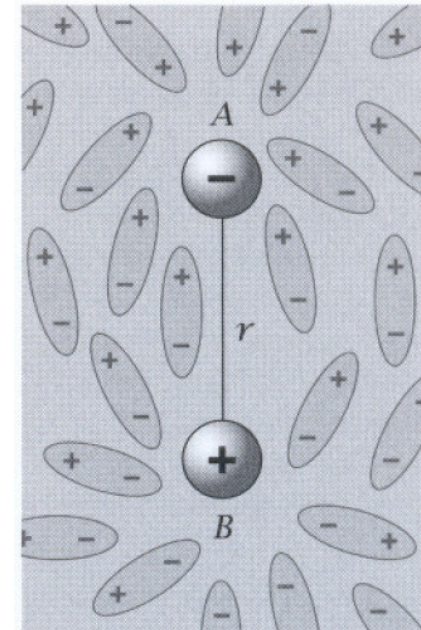
In Lösung wechselwirken Ladungen schwächer miteinander als im Vakuum. Warum?

Flüssigkeiten können in unterschiedlichem Ausmaß **polarisiert** werden, siehe die bevorzugten Anordnungen der Dipolteilchen der Lösung um die beiden entgegengesetzt geladenen Teilchen in der Abbildung.

→ sie bewirken eine **Abschirmung** deren Wechselwirkung

Dies drückt man durch die **relative Dielektrizitätskonstante** ϵ_r des Mediums aus.

Beispiele:		ϵ_r
Wasser bei 0° C		88 (noch flüssig)
Wasser bei 25 ° C		78,54
Glykol		37
Methanol		33
Heptan bei 0° C		1,958
Heptan bei 30 ° C		1,916



Frage: warum nimmt ϵ_r mit zunehmender Temperatur ab?

Dielektrizitätskonstante und Kapazität

Auch Ionische Lösungen und Festkörper haben eine (frequenzabhängige) Dielektrizitätskonstante. Diese bestimmt z.B. die Kapazität C (in Farad) von elektrischen Kondensatoren.

$$C = \epsilon_0 \epsilon_r \frac{A}{d}$$



1 Farad = 1 Coulomb / 1 Volt

Je nach Bauart reicht die Kapazität von Kondensatoren von wenigen pico-Farad (Keramik) bis in den milli-Farad Bereich.

Polystyrol $\epsilon_r = 2.4$

Al_2O_3 $\epsilon_r = 9.6$

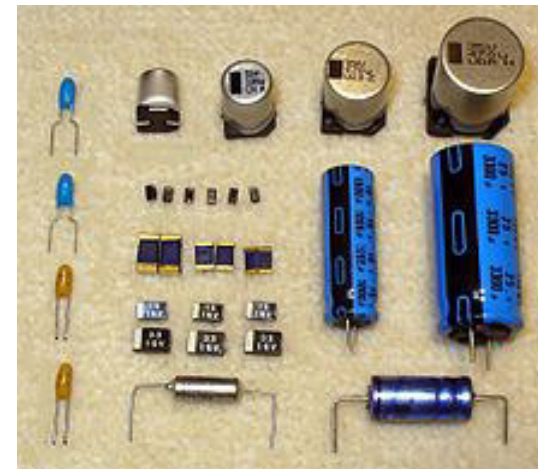
Ta_2O_5 $\epsilon_r = 27$

1pF = 10^{-12} Farad

1nF = 10^{-9} Farad

1μF = 10^{-6} Farad

1mF = 10^{-3} Farad



Bildquelle: wikipedia.org

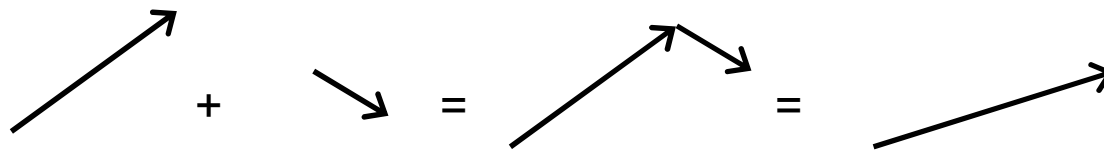
Elektrostatische Kräfte addieren sich wie Vektoren

Das Coulomb-Gesetz kann entweder für die Energie $u(r)$ oder die Kraft

ausgedrückt werden.
$$f_{21} = -\frac{\partial u_{21}(r)}{\partial r} = C \frac{q_1 q_2}{\epsilon_r r^2} \vec{r}_{21}$$

D.h. zwei entgegengesetzt geladene Teilchen ziehen sich an.

Energien sind skalare Größen, die man einfach zusammenzählen kann, wogegen Kräfte Vektoren sind, die man komponentenweise addieren muß, um ihre Direktionalität zu berücksichtigen (Vektoraddition:)



Ein wichtiger Grundsatz ist das **Superpositionsprinzip**:
sowohl elektrostatische Energien als auch Kräfte sind additiv.

Elektrostatische Kräfte addieren sich wie Vektoren

Die gesamte elektrostatische Kraft auf ein Teilchen ist die Vektorsumme der elektrostatischen Kräfte der anderen Teilchen.

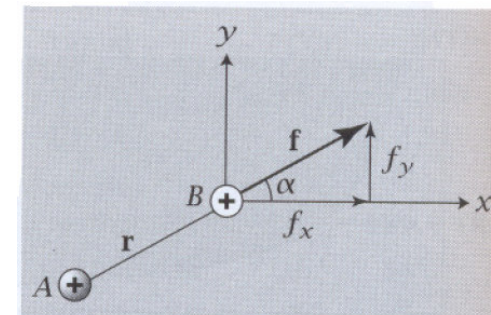
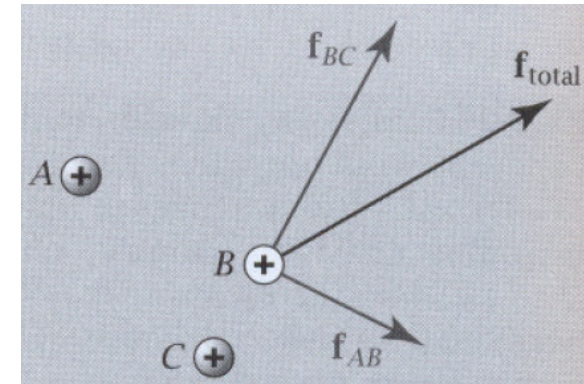
z.B. gilt für die Kraft \mathbf{f}_{AB} von Teilchen A auf B

$$\mathbf{f}_{AB} = \frac{Cq_Aq_B}{\epsilon_r r_{AB}^2} \cdot \frac{\mathbf{r}_{AB}}{r_{AB}}$$

wobei \mathbf{r}_{AB}/r_{AB} ein Vektor von Teilchen A nach B der Einheitslänge ist. Die Kraft \mathbf{f}_{AB} zeigt in dieselbe Richtung.

Für die Kraft \mathbf{f}_{BC} gilt das Entsprechende.

Die resultierende Kraft \mathbf{f}_{total} ergibt sich als vektorielle Summe der beiden Einzelkräfte auf B.

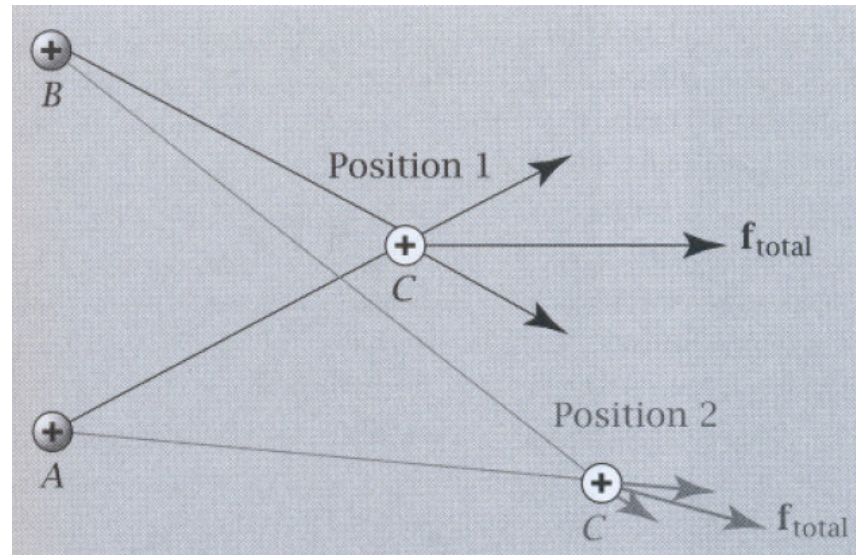


Für die Komponenten des Verbindungsvektors gilt $r_x = r \cos \alpha$, $r_y = r \sin \alpha$ und das Analoge für die Kraftkomponenten.

Das elektrostatische Feld

Das Konzept des elektrostatischen Feldes $\mathbf{E}(\mathbf{r})$ erlaubt es uns, die Kräfte auf ein geladenes Teilchen zu beschreiben, das irgendwo im Raum platziert wird.

Das elektrostatische Feld ist ein **Vektorfeld**.



Die Abb. zeigt die Kräfte von A und B auf ein Teilchen C in 2 unterschiedlichen Positionen.

Man definiert $\mathbf{E}(\mathbf{r})$ durch seine Auswirkung auf eine Testladung q_{test} (+1 oder -1).

$$\mathbf{E}(\mathbf{r}) = \frac{\mathbf{f}(\mathbf{r})}{q_{\text{test}}} = \frac{q_{\text{fixed}}}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r^2} \frac{\mathbf{r}}{r}$$

Die Einheit von $\mathbf{E}(\mathbf{r})$ ist V m^{-1} .

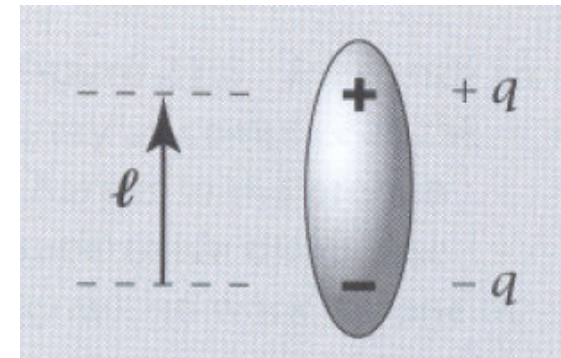
Dipole

Ein **Dipol** ist eine Anordnung von Ladungen $+q$ und $-q$ im Abstand l .

Dipole sind im Raum orientiert. Die Orientierung ist durch den Vektor \mathbf{l} von $-q$ nach $+q$ gegeben.

Das **Dipolmoment** ist also ein Vektor.

$$\mu = q \mathbf{l}$$

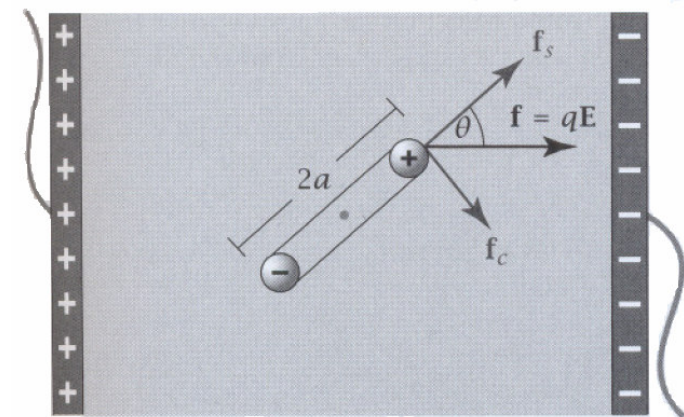


Frage: Wie ist das Dipolmoment eines Wassermoleküls zusammengesetzt?

In der Abbildung rechts ist die Kraft auf einen Dipol in einem elektrischen Feld gezeigt.

Die Kraft auf den Dipol ist $\mathbf{f} = q \mathbf{E}$.

Die den Dipol drehende Komponente ist $f_c = f \sin\theta$.

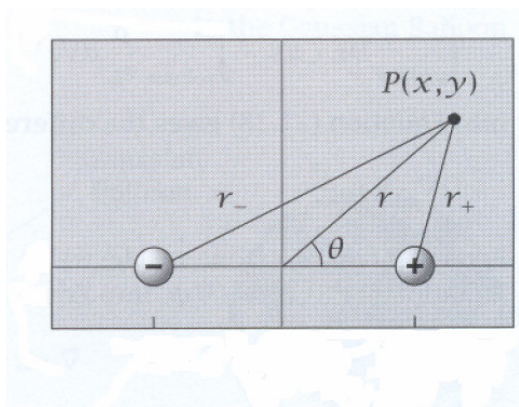
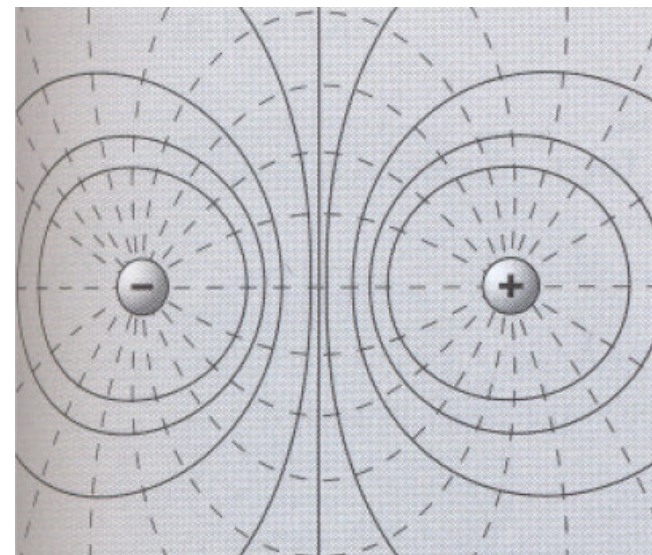


Wechselwirkung einer Ladung mit einem Dipol

Ein Ion befinde sich im Punkt P mit einer Punktladung Q in dem Feld eines Dipols im Abstand r .

Die Wechselwirkungsenergie $u(r, \theta)$ entspricht der Arbeit um die beiden Moleküle an diese Position zu bringen.

Es ergibt sich:
$$u(r, \theta) = \psi Q = \frac{C \mu Q \cos \theta}{\epsilon_r r^2}$$



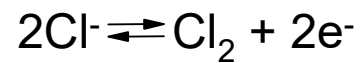
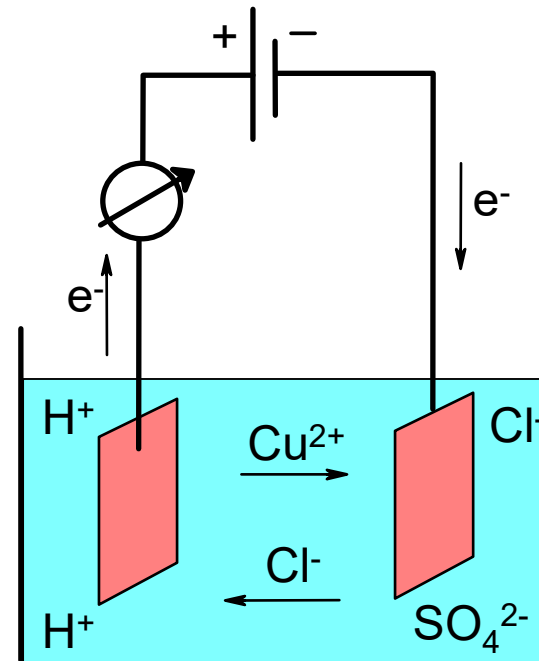
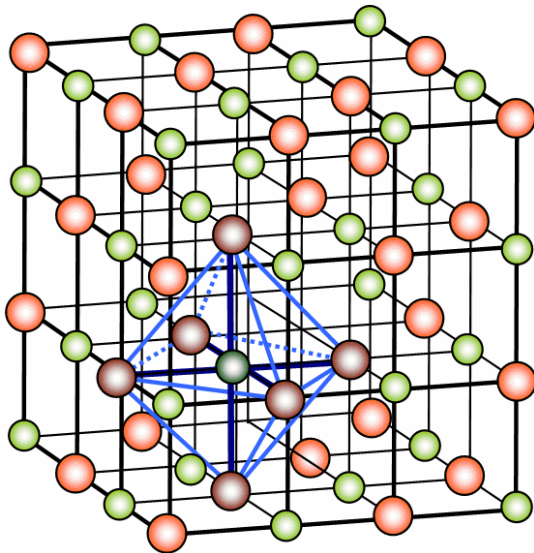
Bemerkenswert: diese Wechselwirkung ist umgekehrt proportional zum Quadrat des Abstands. Sie fällt also erheblich schneller ab als die Wechselwirkung zweier Ladungen.

Der Grund ist einfach: aus einiger Entfernung neutralisieren sich die Dipolladungen gegenseitig.

Ionen (II)

Beweise für die Existenz von Ionen und ionischen Verbindungen sind:

- Kristallgitter
- Elektrolyse

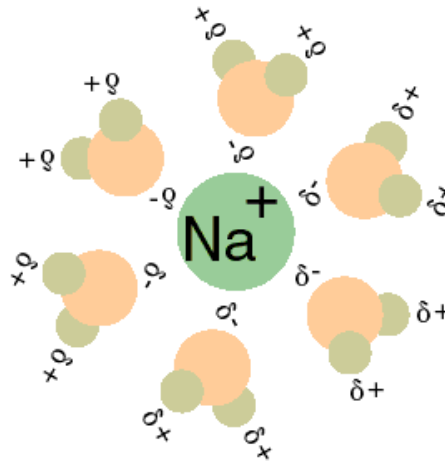


Ionen leiten den Strom, egal ob in einer Lösung oder in der Schmelze

Ionisierung (I)

Wenn Moleküle aus geladenen Teilchen bestehen, warum leiten dann nicht alle Verbindungen den elektrischen Strom?

Warum lösen sich Salze überhaupt im Wasser, obwohl ihr Schmelzpunkt so hoch ist (NaCl bei 800° C)?

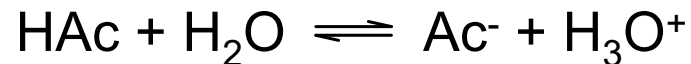


Im Wasser werden Ionen durch die polaren Wassermoleküle solvatisiert. Bei einem löslichen Salz ist die dadurch entstehende Lösungsenergie größer als die Gitterenergie, die die Ionen zusammenhält.

Ionisierung (II)

Säuren und Basen sind Verwandte der Salze. Auch sie können in polaren Lösungsmitteln (Wasser) in Ionen zerfallen.

Starke Säuren (HCl) und starke Basen (NaOH) dissoziieren vollständig im Wasser, schwache Säuren (z.B. Essigsäure) und schwache Basen (z.B. Imidazol) unvollständig.



Zwischen undissoziierter Form und dissoziierter Form stellt sich ein Gleichgewicht ein. Die zugehörige Gleichgewichtskonstante (**Dissoziationskonstante K**) ergibt sich zu

$$K = \frac{[\text{Ac}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

Die Konzentration des Wassers selbst bleibt praktisch unverändert.

Wie hoch ist die Konzentration von Wasser?

Ionisierung (III)

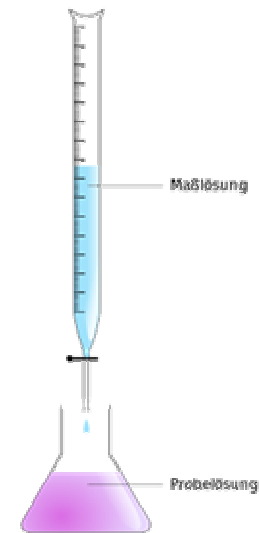
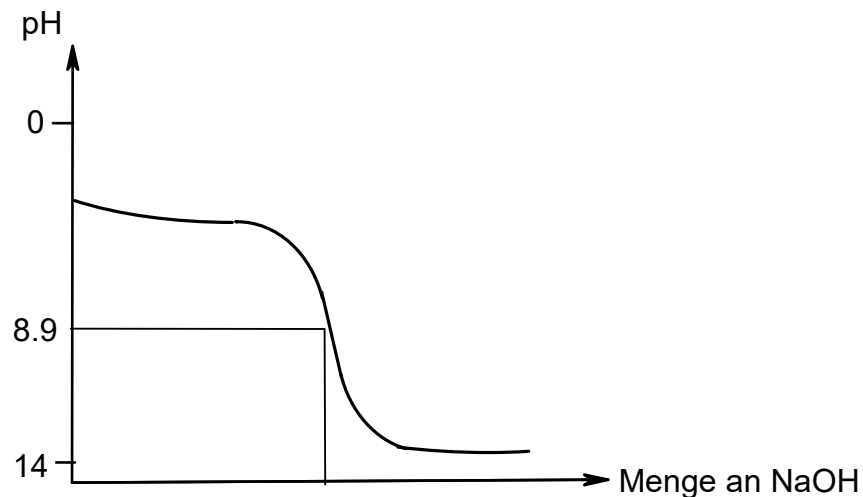
Dissoziationskonstanten und pK_a -Werte für einige Säuren

Säure	Dissoziations- konstante	pK_a (= $-\lg K_a$)	
HCl	$> 10^8$	< -8	vollständig dissoziiert
H_3PO_4	$7.52 \cdot 10^{-3}$	2.12	
HF	$3.53 \cdot 10^{-4}$	3.45	
HAc	$1.76 \cdot 10^{-5}$	4.75	
$H_2PO_4^-$	$6.23 \cdot 10^{-8}$	7.21	
CO_2	$4.3 \cdot 10^{-7}$	6.37	$CO_2 + 2H_2O \rightarrow HCO_3^- + H_3O^+$
NH_4^+	$5.6 \cdot 10^{-10}$	9.25	
HPO_4^{2-}	$2.2 \cdot 10^{-13}$	12.67	

Der pH-Wert und Titration (I)

Die Dissoziation einer Säure in Wasser erzeugt H_3O^+ Ionen. Deren Konzentration wird durch den pH-Wert ausgedrückt ($= -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$)

Was passiert nun, wenn wir zu einer Essigsäurelösung (HAc) nach und nach eine starke Base (NaOH) zugeben ?



Am Umschlagpunkt der **Titrationsskurve** ist die Menge an zugegebener NaOH gleich der Menge an ursprünglich vorhandener HAc.

Der pH-Wert und Titration (II)

Der Umschlagspunkt der Titration von Essigsäure mit NaOH liegt nicht bei pH=7. Warum?

Am Umschlagspunkt haben wir es mit einer Lösung von Natriumacetat (Na^+ und Ac^-) zu tun. Salze einer starken Base und einer schwachen Säure ergeben eine basische Lösung, da $\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAC} + \text{OH}^-$

Die Umsetzung einer starken Säure (HCl) mit einer starken Base (NaOH) ergibt eine neutrale Lösung (NaCl) pH = 7.

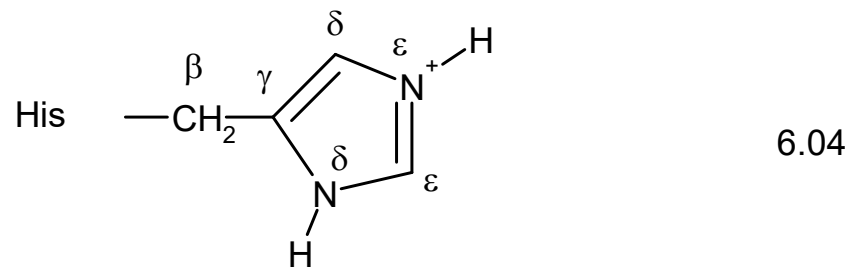
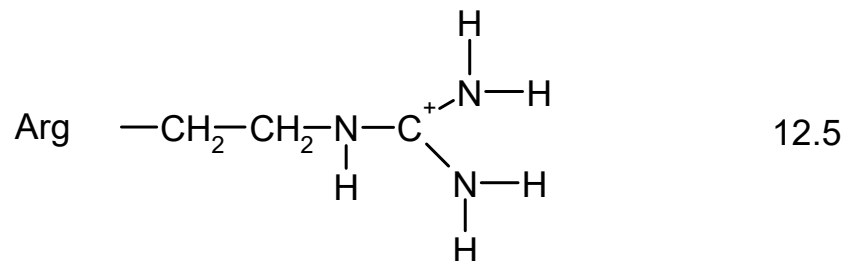
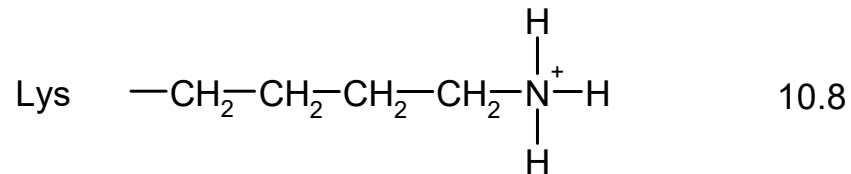
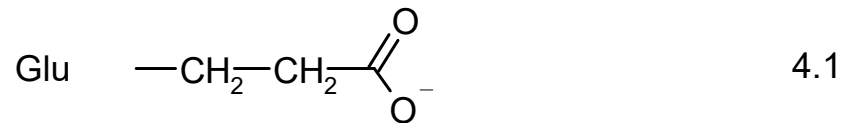
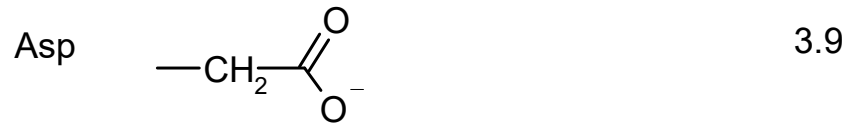
Für jede Titration müssen wir also überlegen, bei welchem pH-Wert der Umschlagspunkt liegen wird, um so einen geeigneter Indikatorfarbstoff auszuwählen, der bei diesem pH seine Farbe ändert.



Bildquelle: wikipedia

Aminosäuren in Wasser (I)

Typische pK_a -Werte von Aminosäureseitenketten



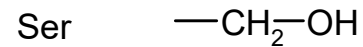
Frage: wie hängt die Ladung von Aminosäuren mit ihrem pK_a -Wert zusammen?

Frage: warum sind die pK_a -Werte von Aminosäuren von Interesse für die Bioinformatik?

Histidin kann seinen Protonierungszustand leicht ändern, wodurch drei verschiedene Formen in Frage kommen: neutral HID & HIE, sowie HIP positiv geladen

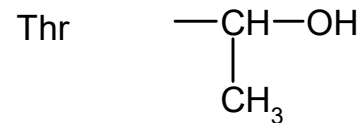
Aminosäuren in Wasser (II)

typische pK_a -Werte von Aminosäureseitenketten



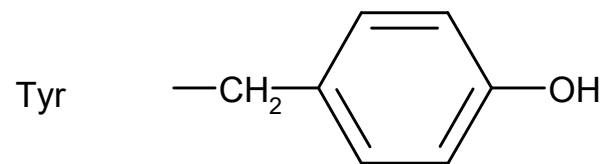
13

Diese pK_a -Werte wurden für einzelne Aminosäuren in Lösung bestimmt (*bulk properties*). Im Protein kann sich der Wert je nach Umgebung ändern.



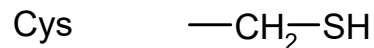
13

Weshalb?



10.1

Trotz des hohen pK_a -Wertes tauschen auch die —OH Gruppen ihre Wasserstoffe mit denen des Wasser aus!



8.3

Oxidation zu Disulfidbrücken

In den allermeisten Fällen nehmen die Seitenketten im Protein aber denjenigen Protonierungszustand an, den sie auch in Lösung hätten. Ausnahmen deuten auf stark veränderte Umgebungsbedingungen hin (z.B. An der Oberfläche von Transmembranproteinen in der Lipidschicht. Dort ist die Dielektrizitätskonstante sehr viel kleiner als im Cytosol.)

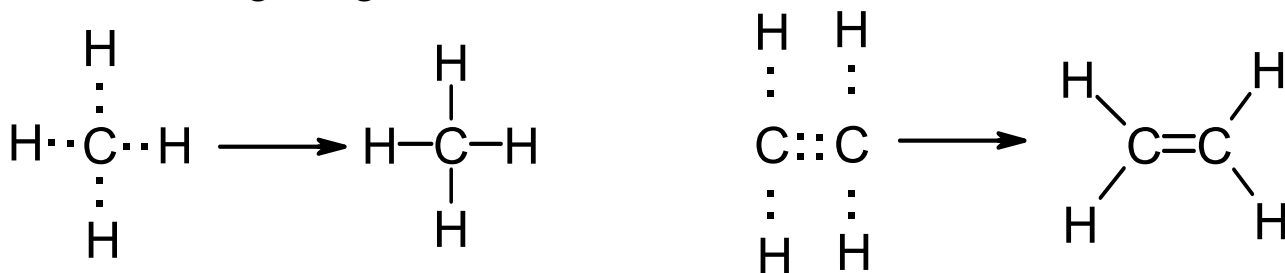
Kovalente Bindungen (I)

Um die nächstliegende Edelgaskonfiguration anzunehmen, geben manche Atome ihre Valenzelektronen ab, andere nehmen Elektronen auf. Dadurch bilden sich geladene Ionen.

Elemente mit hoher Elektronegativität nehmen Elektronen auf (z.B. Fluor), solche mit geringer Elektronegativität geben Elektronen ab (z.B. Wasserstoff)

Alternativ können sich Atome die gegenseitigen Valenzelektronen teilen und so die Edelgaskonfiguration erreichen (**Oktettregel**).

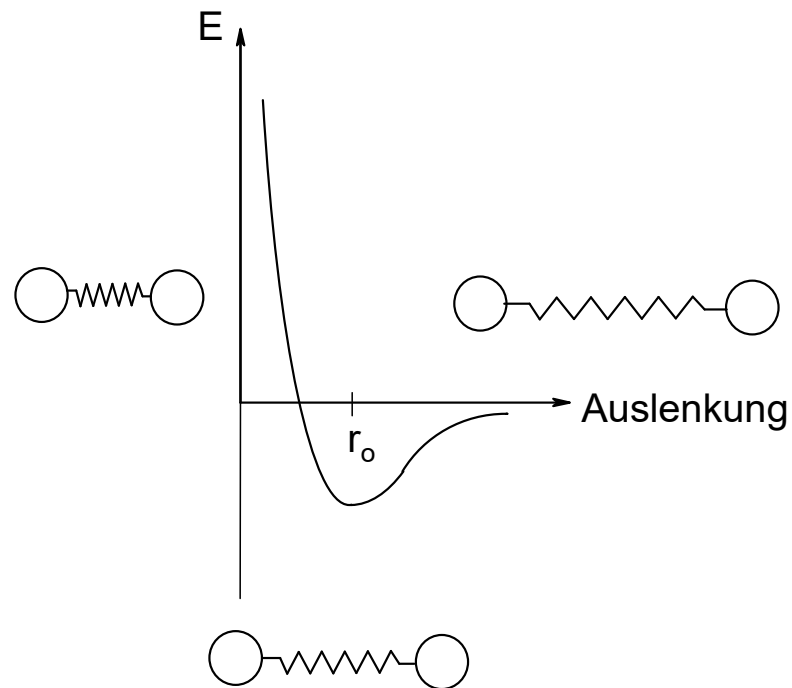
Das ist der Fall, wenn der Elektronegativitätsunterschied zwischen den jeweiligen Atomen gering ist.



In diesem Falle sprechen wir von **kovalenten Bindungen**

Kovalente Bindungen (II)

Während Ionen entweder starr auf ihren Gitterplätzen sitzen oder in Lösung durch Dissoziation vollständig voneinander getrennt sind, sind kovalente Bindungen nicht starr.



Eine kovalente Bindung kann man sich als anharmonischen Oszillator vorstellen.

Experimenteller Beweis:
Infrarot-Spektroskopie

Frage: welche physikalische Größe wird dabei gemessen?

Bindungsabstände und Bindungsdissoziationsenergien (I)

Bindung	Abstand [Å]	D_0 [kJ/mol] (homolytische Spaltung)
H–H	0.742	432
C–H	1.09 ± 0.01	411 ± 7
C–C	1.54	345
C=C	1.34 - 1.40*	602 ± 21 *aromatische Bindung
C≡C	1.20	835
C–N	1.47	305
C=N	1.35	615
C≡N	1.16	887
C–O	1.43	358
C=O	1.20	526
C–Si	1.85	318
C–P	1.84	264
C–S	1.82	272
C=S	1.60	577 ± 21

← länger

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xn
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

↓ länger,
schwächer

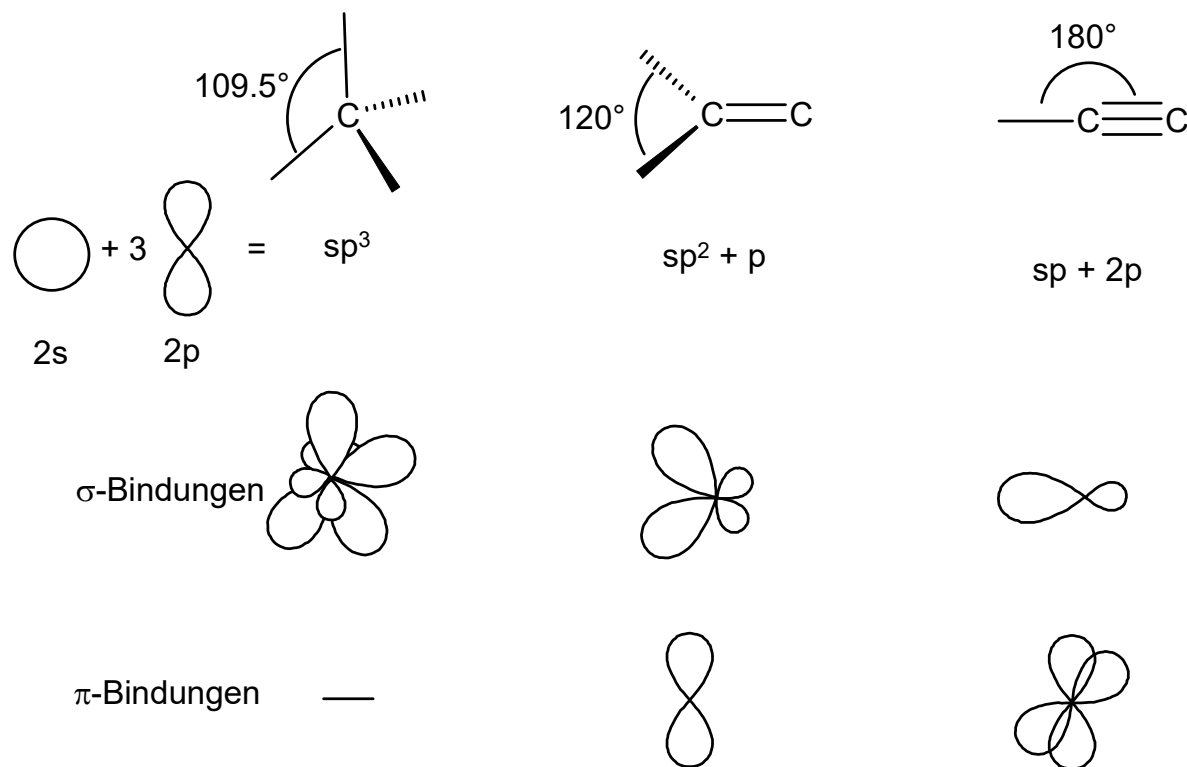
Verändert aus: J.E.Huheey
Inorganic Chemistry, Wiley.

Bindungsabstände und Bindungsdissoziationsenergien (II)

Bindung	Abstand [Å]	D_0 [kJ/mol]	
C–F	1.35	485	
C–Cl	1.77	327	
C–Br	1.94	285	
C–I	2.14	213	
C–H	1.09	411	apolares Wasserstoffatom
O–H	0.96	459	} polare Wasserstoffe (Protonen), tauschen in polarem Solvens aus (z.B. mit denen des Wassers)
N–H	1.01	386 ± 8	
S–H	1.34	363 ± 5	
N–N	1.45	247 ± 13	
N=N	1.25	418	Grund:
N–O	1.40	201	N, O, und S sind
N=O	1.21	607	elektronegativer als C;
P–O	1.63	≈ 335	Heterolytische Spaltung
P=O	≈ 1.50	≈ 544	der Bindung \rightarrow Ionen

Bindungswinkel (I)

hängen sehr stark von der **Hybridisierung** ab



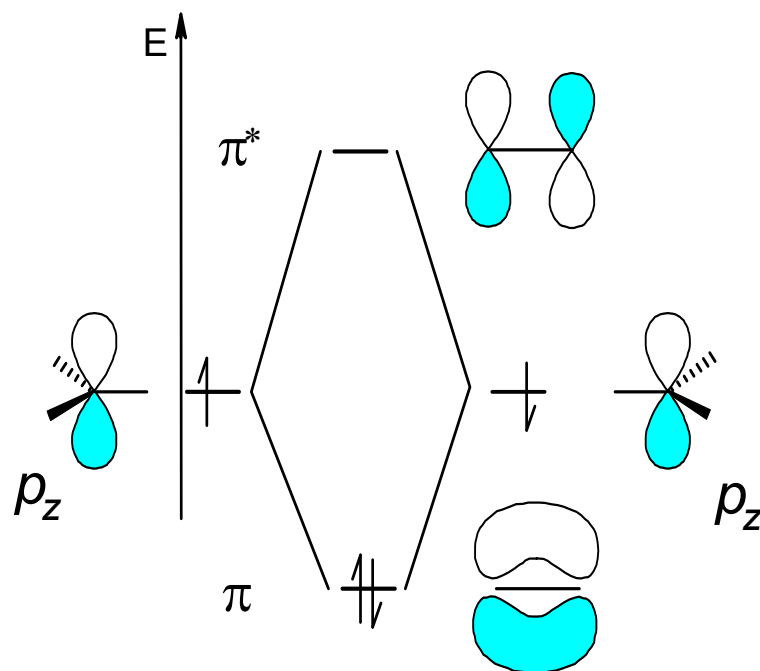
Die C–C σ -Bindung entsteht durch Überlappung der s-Orbitale

Dies sind hybridisierte Atomorbitale. Nicht verwechseln mit Molekülorbitalen (=linear combination of atomic orbitals)

Molekül Orbitale (MOs)

MO = linear combination of atomic orbitals (LCAO)

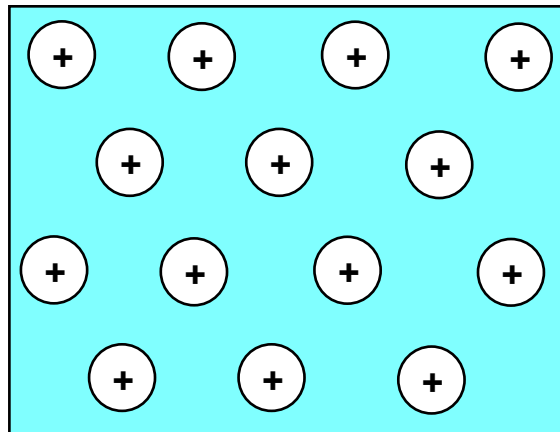
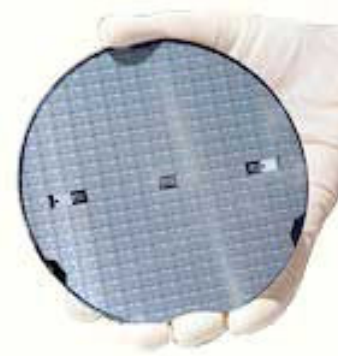
π -Bindung in Ethylen (=Ethen) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$



Die paarweise Kombinationen zweier Atomorbitale ergibt üblicherweise ein bindendes und ein anti-bindendes MO. Jedes MO kann zwei Elektronen aufnehmen. Hier nur für die Kombination der beiden p_z -Orbitale gezeigt.

Metallische Bindung (I)

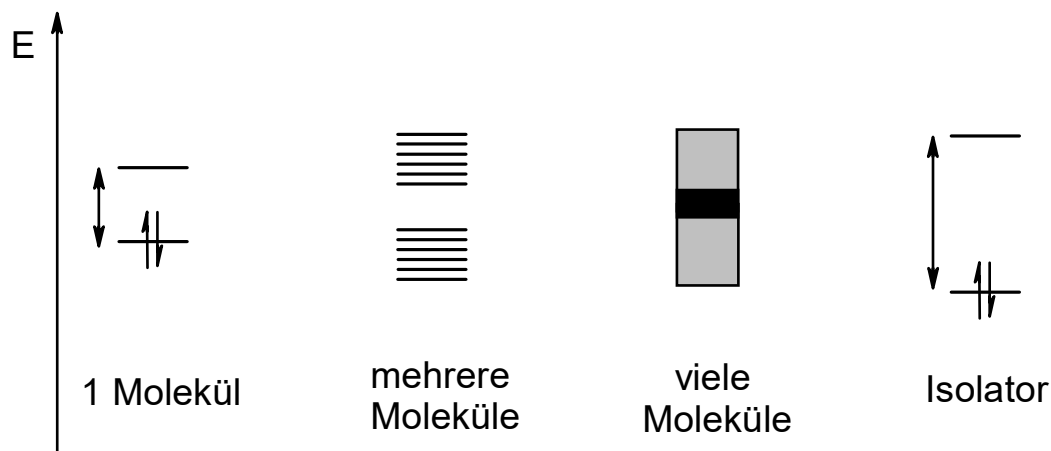
Metalle leiten auch im festen Zustand den elektrischen Strom (im Gegensatz zu Ionen), obwohl sie auch kristalline Eigenschaften zeigen (z.B. Silicium-Einkristalle).



Elektronengasttheorie: Die Valenzelektronen bewegen sich frei um die Atomrümpfe des Kristallgitters.

Metallische Bindung (II)

Was unterscheidet dann metallische Leiter von Isolatoren ?



Bei Metallen gibt es **delokalisierte Molekülorbitalbänder**.

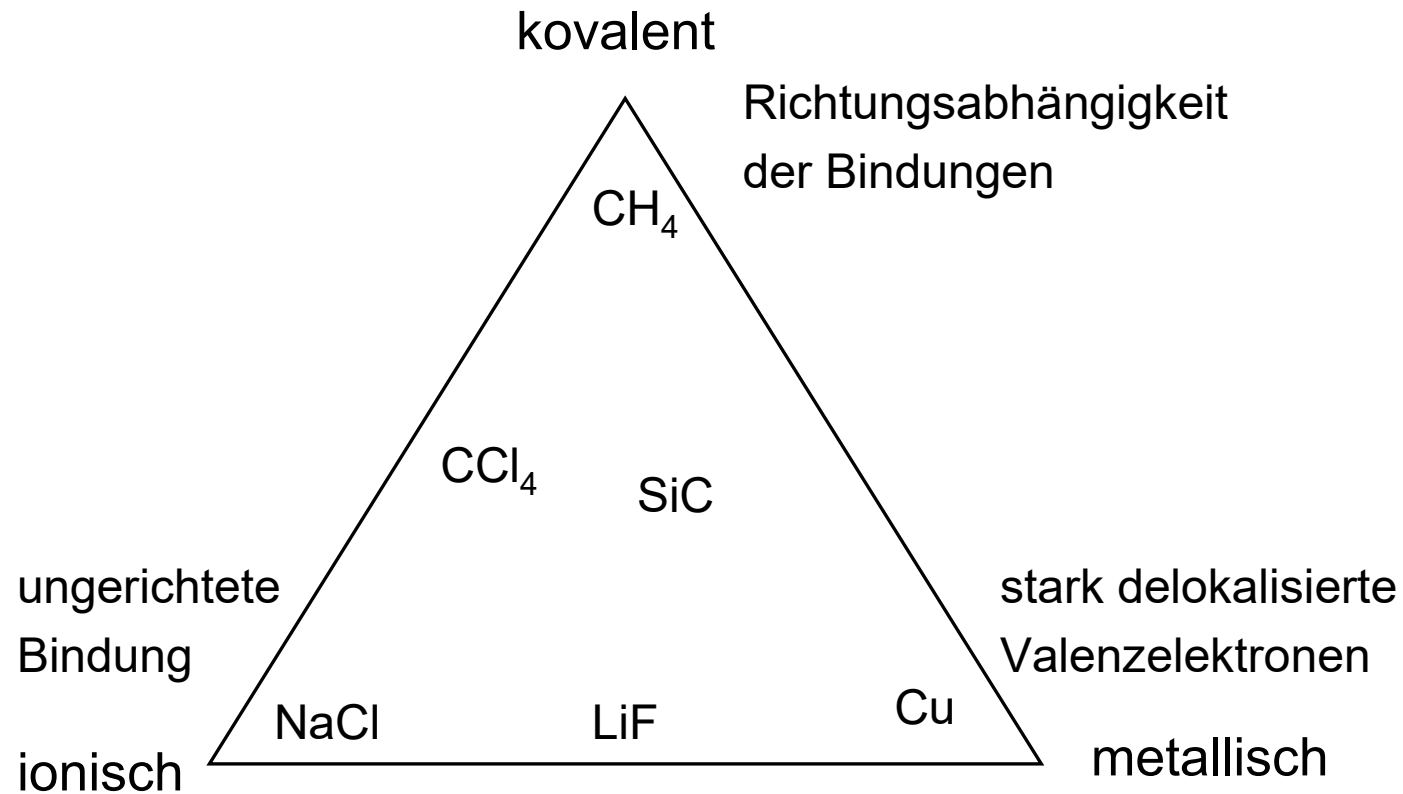
Dabei überlappen sich Valenzband und das sog. Leitungsband in dem Elektronen frei „fließen“ können.

Bei Isolatoren ist dagegen der energetische Abstand zwischen diesen zwei Bändern groß, und bei Halbleitern relativ klein.

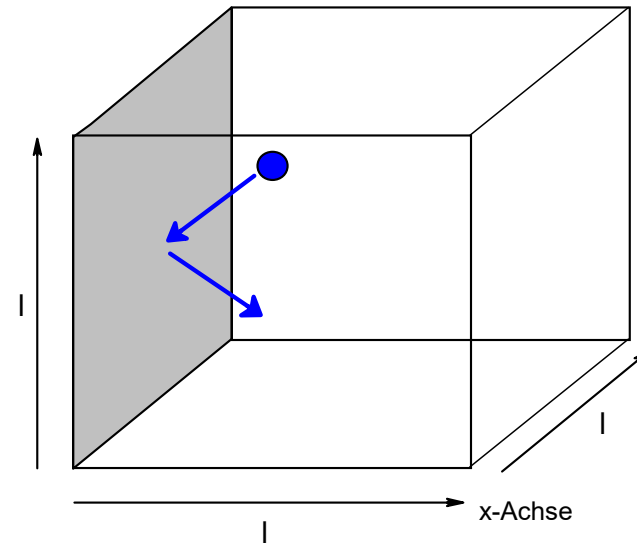
(→ Diode, Feldeffekttransistor).

Chemische Bindung

Rein ionische, kovalente und metallische Bindung sind quasi Extremfälle. Meistens liegt die tatsächliche Art der chemischen Bindung irgendwo dazwischen.



Der Gasdruck (I)



Druck ist Kraft pro Flächeneinheit F / A

Ein Gasmolekül trifft auf die Wand mit dem Impuls $m \cdot v_x$ und wird mit dem Impuls in negativer Richtung elastisch reflektiert. Für einen Würfel der Kantenlänge l ergibt sich die Kraft F_x zu

$$F_x = \frac{2mv_x}{2l/v_x} = \frac{mv_x^2}{l}$$

Der Gasdruck (II)

Die Kraft pro Flächeneinheit bzw. der Druck P_x ist dann

$$P_x = N \frac{m \langle v_x^2 \rangle}{V}$$

Mit l^2 als der Fläche und $V = l^3$ als dem Volumen des Kastens.

Gleiches gilt entsprechend für die x und z-Flächen des Kastens.

Wenn der Kasten nun N Moleküle enthält, so ergibt sich

$$P_x = \frac{mv_x^2}{l^3} = \frac{mv_x^2}{V}$$

Mit dem Mittelwert (Erwartungswert) der quadratischen Geschwindigkeiten, wobei

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

Der Gasdruck (III)

Da die Bewegungen der Moleküle in jede Richtung zufällig und unabhängig voneinander sind, wird auch der Mittelwert der quadratischen Geschwindigkeiten in jede Richtung identisch sein:

$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle = \frac{1}{3} \langle v^2 \rangle$$

Damit ist auch der Druck an allen Wänden gleich.

Durch Umformulieren von $P_x = N \frac{m \langle v_x^2 \rangle}{V}$ erhalten wir

$$P_x = P_y = P_z = \frac{N}{3} \frac{m \langle v^2 \rangle}{V} = P$$

für den Gesamtdruck, bzw.

$$PV = \frac{N}{3} m \langle v^2 \rangle = \text{konst.} = nRT$$

Der Gasdruck (IV)

Die mittlere Geschwindigkeit der Moleküle kann also nur noch von der Temperatur und nicht vom Druck oder Volumen abhängen.

Die kinetische Energie der Moleküle wird also durch den Druck wiedergegeben:

$$\overline{\varepsilon}_{kin} = \frac{1}{2}mv^2 \quad \text{pro Molekül, und}$$

$$\overline{E}_{kin} = N\overline{\varepsilon}_{kin} = \frac{1}{2}Nmv^2 \quad \text{pro Mol, mit der Avogadrozahl } N = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Der Vergleich mit $PV = \frac{N}{3}m\langle v^2 \rangle$ liefert $PV = \frac{2}{3}\overline{E}_{kin}$

Oder umformuliert $\overline{E}_{kin} = \frac{3}{2}RT$

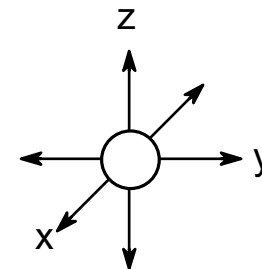
mit der allgemeinen Gaskonstante $R = 8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Freiheitsgrade der Bewegung (I)

Für ein Edelgas (eiatomig) kommen nur translatorische Bewegungen als Ursache für die kinetische Energie in Frage. Teilen wir die gesamte kinetische Energie auf jede der drei Raumrichtungen (x,y,z) auf, so erhalten wir pro Richtung, sprich Freiheitsgrad

$$E_{kin} = \frac{3}{2}RT = 3 \cdot \frac{1}{2}RT \text{ pro Mol, bzw.}$$

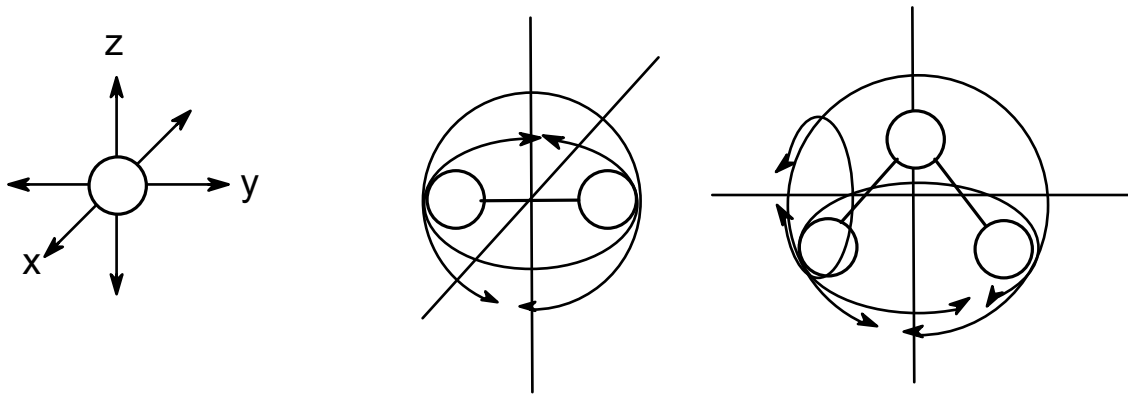
$$\varepsilon_{kin} = \frac{3}{2}kT = 3 \cdot \frac{1}{2}kT \text{ pro einzelmem Molekül}$$



mit der Boltzmannkonstante $k = R / N = 1.3807 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Freiheitsgrade der Bewegung (II)

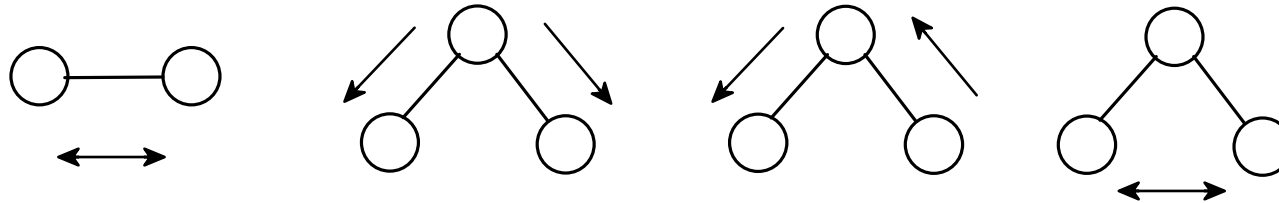
Für mehratomige Moleküle gibt es noch weitere Freiheitsgrade:



3 Freiheitsgrade der Rotation (weniger bei rotationssymmetrischen Molekülen z.B. die linearen Moleküle C=O und CO₂)

Freiheitsgrade der Bewegung (III)

Symmetrische und anti-symmetrische Schwingungen/Vibrationen



3 Freiheitsgrade der Vibration (im allgemeinen)

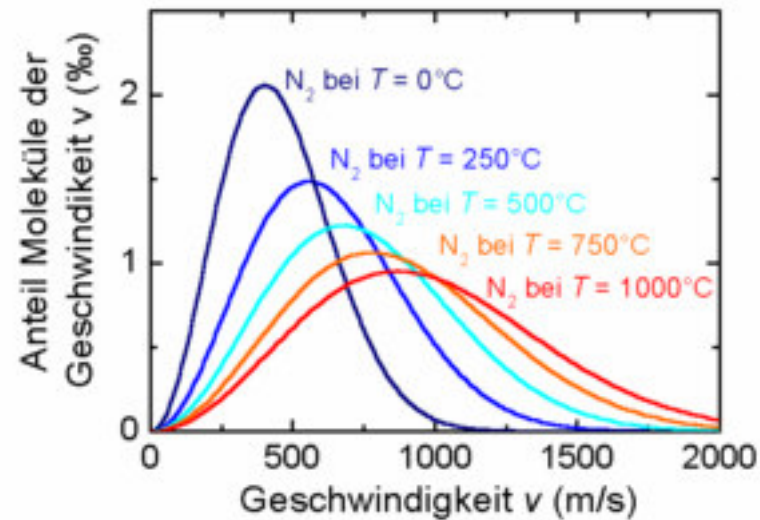
Ein N-atomiges Moleküle hat damit (in der Regel) $3N-6$ Freiheitsgrade der Bewegung (die 3 Translationen und die 3 Rotationen sind invariante Symmetrieoperationen).

Bei Raumtemperatur ($T=298\text{ K}$) sind meist nur die Freiheitsgrade der Translation und Rotation (durch die zur Verfügung stehende thermische Energie) angeregt.

Durch entsprechende Energiezufuhr (z.B. IR-Spektroskopie, Microwellen) können Freiheitsgrade selektiv angeregt werden.

Boltzmannverteilung (I)

Wenn es eine mittlere Geschwindigkeit der Moleküle gibt, wie sieht dann die Verteilung der Geschwindigkeit aus ?



Bei höherer Temperatur verschiebt sich die mittlere Geschwindigkeit zu höheren Geschwindigkeiten.

Boltzmannverteilung (II)

Analog zu den Geschwindigkeiten sind auch die möglichen Energieniveaus E_i für alle N Teilchen je nach Temperatur unterschiedlich besetzt.

$$\frac{N_i}{N} = \frac{\exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)}{\sum \exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)}$$

Diese Verteilung wird als Boltzmannverteilung bezeichnet, und gilt für Systeme in denen ein bestimmtes Energieniveau **beliebig oft** besetzt werden kann.

Für welche Art von Teilchen gilt dies nicht und warum?



Bildquelle: chefkoch.de

Zustandssumme

Die Energie eines Moleküls ergibt sich als Summe seiner (temperaturabhängigen) Energieterme aufgrund seiner Freiheitsgrade für die Translation, Rotation und Vibration. Folglich muß diese Summe Q der Nenner in der Gleichung für die Boltzmannverteilung sein

$$\frac{N_i}{N} = \frac{\exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)}{\sum \exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)} = \frac{\exp\left(-\frac{E_i}{kT}\right)}{Q}$$

Die Summe Q der inneren Energie wird auch als Zustandssumme (partition function) bezeichnet.

Je nachdem welche Größen beim betrachteten Ensemble (an Molekülen) konstant sind (z.B. Druck, Volumen, Temperatur, Teilchenzahl) verändert sich auch die Zustandssumme Q .

Thermodynamische Größen

Eine ganze Reihe von thermodynamischen Größen lassen sich aus der Zustandssumme Q ableiten, z.B.

Innere Energie U $U = kT^2 \left(\frac{\partial \ln Q}{\partial T} \right)_V$

Enthalpie H $H = kT^2 \left(\frac{\partial \ln Q}{\partial T} \right)_V + kTV \left(\frac{\partial \ln Q}{\partial V} \right)_T$ = innere Energie +
Volumenarbeit

Freie Enthalpie G $G = -kT \ln Q + kTV \left(\frac{\partial \ln Q}{\partial V} \right)_T$ $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

Entropie S $S = k \left(\frac{\partial \ln Q}{\partial T} \right)_V + k \ln Q$

Aus Moleküldynamik-Simulation lassen sich entsprechende Größen durch Sampling („Stichproben“) entnehmen.

Zusammenfassung V2

Wichtige **intramolekulare Kräfte**:

kovalente Bindungen bilden sich zwischen Atomen damit die Bindungspartner die Edelgaskonfiguration der Valenzelektronen erreichen.

Intermolekulare Kräfte:

- elektrostatische **Coulomb-Wechselwirkungen** zwischen geladenen Teilchen
- **van der Waals-Kräfte** zwischen allen polarisierbaren Teilchen (praktisch alle Atome). Ursache: ständig treten in Molekülen temporäre Dipole auf. Diese erzeugen in einem benachbarten Molekül einen induzierten Dipol. Die Wechselwirkung dieser beiden Dipole ist anziehend und fällt mit r^{-6} ab. Auf sehr kurze Entfernung (< als die van der Waals Radien) tritt aber Abstoßung auf. Den gesamten Energieverlauf gibt das Lennard-Jones-Potential wieder.

pK_a-Werte von Aminosäuren bestimmen deren Ladungszustand in Lösung und in Proteinen.