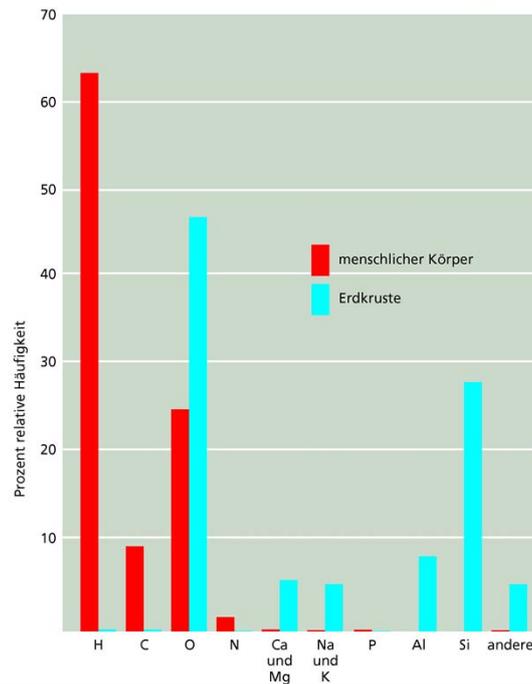


## 1.2. Chemische Grundlagen



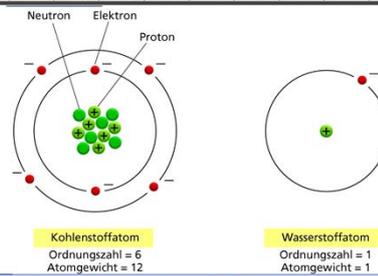
Es gibt 92 natürlich vorkommende Elemente, die sich alle durch die Zahl der Protonen und Elektronen in ihren Atomen unterscheiden. Lebende Organismen werden jedoch nur aus einer kleinen Auswahl dieser Elemente gebildet, wovon vier — Kohlenstoff (C), Wasserstoff (H), Stickstoff (N) und Sauerstoff (O) — 96,5 % des Gewichts eines Organismus ausmachen. Diese Zusammensetzung unterscheidet sich ausgesprochen stark von der der unbelebten, anorganischen Umgebung und sie ist ein Beweis für die besondere Art der Chemie von Lebewesen.

Die Häufigkeit einiger chemischer Elemente in der anorganischen Erdkruste, verglichen mit ihrer Häufigkeit im Gewebe eines Tieres. Die Häufigkeit jedes Elements ist als Prozent der Gesamtzahl der Atome in einer biologischen oder geologischen Probe angegeben. Demnach sind mehr als 60% der Atome in einem lebenden Organismus Wasserstoffatome. Die relative Häufigkeit der Elemente ist in allen Lebewesen ähnlich.

# Chemische Grundlagen (PSE)

Gruppe	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periode	Ia	Ila	IIlb	IVb	Vb	Vlb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb	IIla	IVa	Va	Vla	VIIa	VIIla
1	H 1,01																	He 4,00
2	Li 6,94	Be 9,01											B 10,81	C 12,01	N 14,01	O 16,00	F 18,99	Ne 20,18
3	Na 22,99	Mg 24,31											Al 26,98	Si 28,09	P 30,97	S 32,07	Cl 35,45	Ar 39,95
4	K 39,10	Ca 40,08	Sc 44,96	Ti 47,88	V 50,94	Cr 52,00	Mn 54,94	Fe 55,85	Co 58,93	Ni 58,70	Cu 63,55	Zn 65,39	Ga 69,72	Ge 72,61	As 74,92	Se 78,96	Br 79,90	Kr 83,80
5	Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,91	Zr 91,22	Nb 92,91	Mo 95,94	Tc 98,91	Ru 101,07	Rh 102,91	Pd 106,42	Ag 107,87	Cd 112,41	In 114,82	Sn 118,71	Sb 121,75	Te 127,60	I 126,90	Xe 131,29
6	Cs 132,91	Ba 137,33	La 138,91	Hf 178,49	Ta 180,95	W 183,85	Re 186,21	Os 190,20	Ir 192,22	Pt 195,08	Au 196,97	Hg 200,59	Tl 204,38	Pb 207,20	Bi 208,98	Po (209)	At (210)	Rn (222)
7	Fr (223)	Ra (226,03)	Ac (227)	**	Rf (261)	Ha (262)	Sg (263)	Ns (264)	Hs (265)	Mt (266)	Uun (267)	Uub (268)	Uuq (269)	Uuq (270)	Uuq (271)	Uuq (272)	Uuq (273)	Uuq (274)
Lanthanoide				* Ce 140,12	Pr 140,91	Nd 144,24	Pm (145)	Sm 150,36	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,93	Dy 162,50	Ho 164,93	Er 167,26	Tm 168,93	Yb 173,04	Lu 174,97	
Actinoide				** Th 232,04	Pa 231,04	U 238,03	Np 237,05	Pu (244)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (251)	Es (254)	Fm (257)	Md (258)	No (259)	Lr (260)	

Ordnungszahl  
= Anzahl der Protonen  
= Anzahl der Elektronen  
Massenzahl  
= Summe der Protonen  
+ Summe der Neutronen



- Atome bestehen aus Elementarteilchen oder *subatomaren Teilchen*
- subatomaren Teilchen sind:
  - Neutronen (ohne elektrische Ladung, neutral)
  - Protonen (positive Ladung im Atomkern)
  - Elektronen (negative Ladung)
- Neutronen und Protonen bilden den Atomkern
- Elektronen umgeben den Atomkern wie eine "Elektronenwolke", ihre Masse ist vernachlässigbar
- Das Neutron und das Proton besitzen sehr ähnliche Massen; sie werden mit der Einheit Dalton bezeichnet
- Die Atome der verschiedenen Elemente unterscheiden sich in der Anzahl ihrer subatomaren Teilchen
- Die Ordnungszahl oder Kernladungszahl eines Elements bezeichnet die Zahl der Protonen in seinem Kern
- Die Atommasse oder Massenzahl eines Elements ist die Summe der Protonen und der Neutronen in seinem Kern
- Die Massenzahl eines Atoms ist praktisch gleich seiner Masse; fast seine gesamte Masse ist im Kern konzentriert

## Chemische Grundlagen, Elektronenverteilung und chemische Eigenschaften

erste Schale	Wasserstoff ${}^1_1\text{H}$							Helium ${}^2_2\text{He}$
zweite Schale	Lithium ${}^3_3\text{Li}$	Beryllium ${}^4_4\text{Be}$	Bor ${}^5_5\text{B}$	Kohlenstoff ${}^6_6\text{C}$	Stickstoff ${}^7_7\text{N}$	Sauerstoff ${}^8_8\text{O}$	Fluor ${}^9_9\text{F}$	Neon ${}^{10}_{10}\text{Ne}$
dritte Schale	Natrium ${}^{11}_{11}\text{Na}$							Argon ${}^{18}_{18}\text{Ar}$
	Magnesium ${}^{12}_{12}\text{Mg}$	Aluminium ${}^{13}_{13}\text{Al}$	Silicium ${}^{14}_{14}\text{Si}$	Phosphor ${}^{15}_{15}\text{P}$	Schwefel ${}^{16}_{16}\text{S}$	Chlor ${}^{17}_{17}\text{Cl}$		

PLAY <http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/atombau/elektronenhuelle.html>

Elektronenverteilung der ersten 18 chemischen Elemente im Periodensystem der Elemente.

Im Periodensystem der Elemente sind zu jedem chemischen Element Informationen, wie oben rechts am Beispiel des Heliums gezeigt, aufgeführt. In den Diagrammen der Elementkästchen sind die **Elektronen** in Form gelber Punkte symbolisiert und **Elektronenschalen** als konzentrische Ringe. Diese Diagramme sind ein bequemer Weg, die Elektronenverteilung in den Atomen eines Elementes darzustellen, doch geben diese vereinfachten Modelle nicht die tatsächliche Form der Aufenthaltsräume der Elektronen und die tatsächlichen Größenverhältnisse im Atom und unter den verschiedenen Elementen wieder.

Die Elemente sind in **Perioden** (waagrechten „Reihen“) angeordnet, in denen von links nach rechts eine Elektronenschale ganz oder teilweise aufgefüllt wird. Neu hinzutretende Elektronen besetzen jeweils die verfügbaren Zustände (Orbitale) mit der niedrigsten Energie. Ein **Orbital** ist der dreidimensionale Raum, innerhalb dessen sich ein Elektron mit einer Wahrscheinlichkeit von 90 Prozent aufhält. Jede Elektronenschale eines Atoms hat ein definiertes Energieniveau mit einer festen Anzahl von Orbitalen unterschiedlicher Form und Ausrichtung im Raum.

## Valenzelektronen

Ordnungszahl		Elektronenschale			
↓		I	II	III	IV
1	Wasserstoff	•			
2	Helium	••			
6	Kohlenstoff	••	••••		
7	Stickstoff	••	•••••		
8	Sauerstoff	••	••••••		
10	Neon	••	••••••••		
11	Natrium	••	••••••••	•	
12	Magnesium	••	••••••••	••	
15	Phosphor	••	••••••••	•••••	
16	Schwefel	••	••••••••	••••••	
17	Chlor	••	••••~••••	•••••••	
18	Argon	••	••••••~••••	••••••••	
19	Kalium	••	••••~••••	••••••••	•
20	Calcium	••	••••~••••	••••••~••••	••

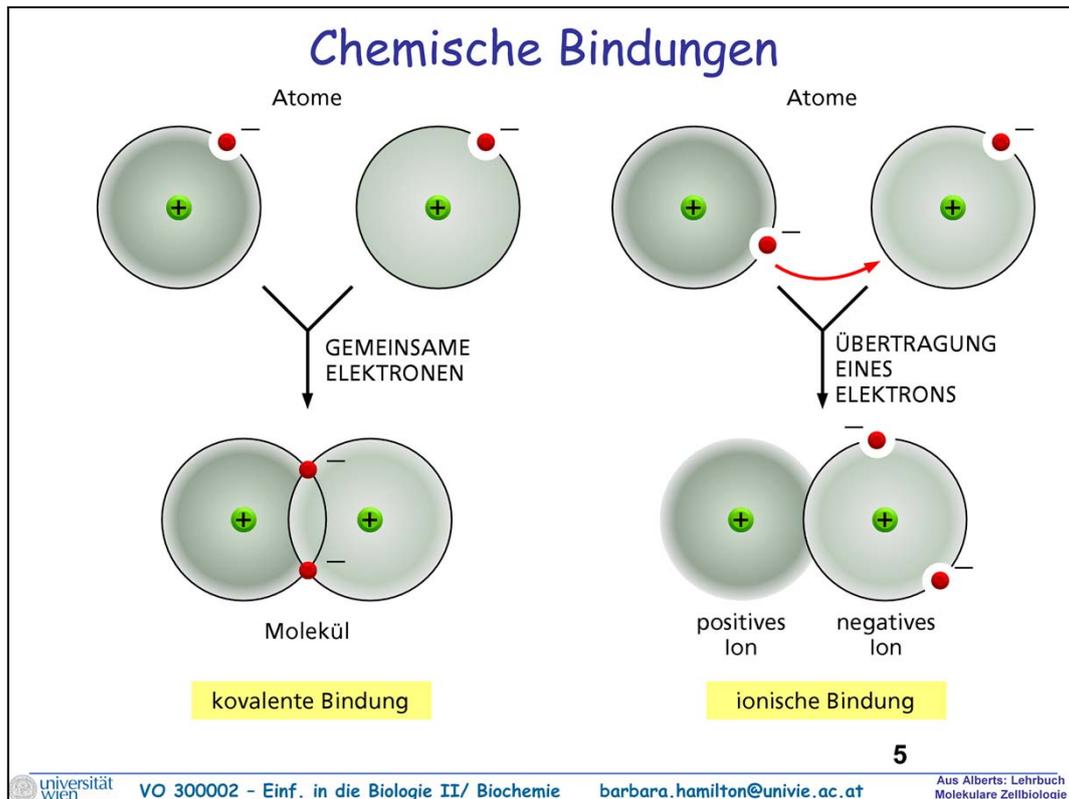
4

### Gefüllte und ungefüllte Elektronenschalen von einigen häufigen Elementen.

Das chemische Verhalten eines Atoms wird von der Verteilung der Elektronen in seinen Elektronenschalen bestimmt, hängt aber in erster Linie von der Zahl der Elektronen in der äußersten besetzten Elektronenschale (Valenzschale) ab. In der **Valenzschale**, befinden sich die **Valenzelektronen** (*rot*). Atome erreichen einen Idealzustand, wenn sie in der äußersten Schale acht Elektronen haben (**Oktettregel**). Dieser Zustand ist bei den Edelgasen erfüllt, man bezeichnet diese Besetzung auch als Edelgaskonfiguration. Um eine energetisch günstige Elektronenkonfiguration (Edelgaskonfiguration) zu erreichen, bilden die Elemente chemische Verbindungen.

Alle Elemente, die häufig in Lebewesen vorkommen, besitzen unvollständig besetzte äußere Elektronenschalen. Sie können deshalb an chemischen Reaktionen mit anderen Atomen teilnehmen und Valenzelektronen teilen oder austauschen, so dass ihre Valenzschalen komplettiert werden. Diese Wechselwirkungen helfen, dass die Atome von Anziehungskräften, die man **chemische Bindungen** nennt, eng beieinander gehalten werden.

(Zum Vergleich sind auch einige Elemente, Helium, Neon, Argon, aufgeführt, die nur komplett aufgefüllte Elektronenschalen haben (*gelb*) – sie sind chemisch inert.)

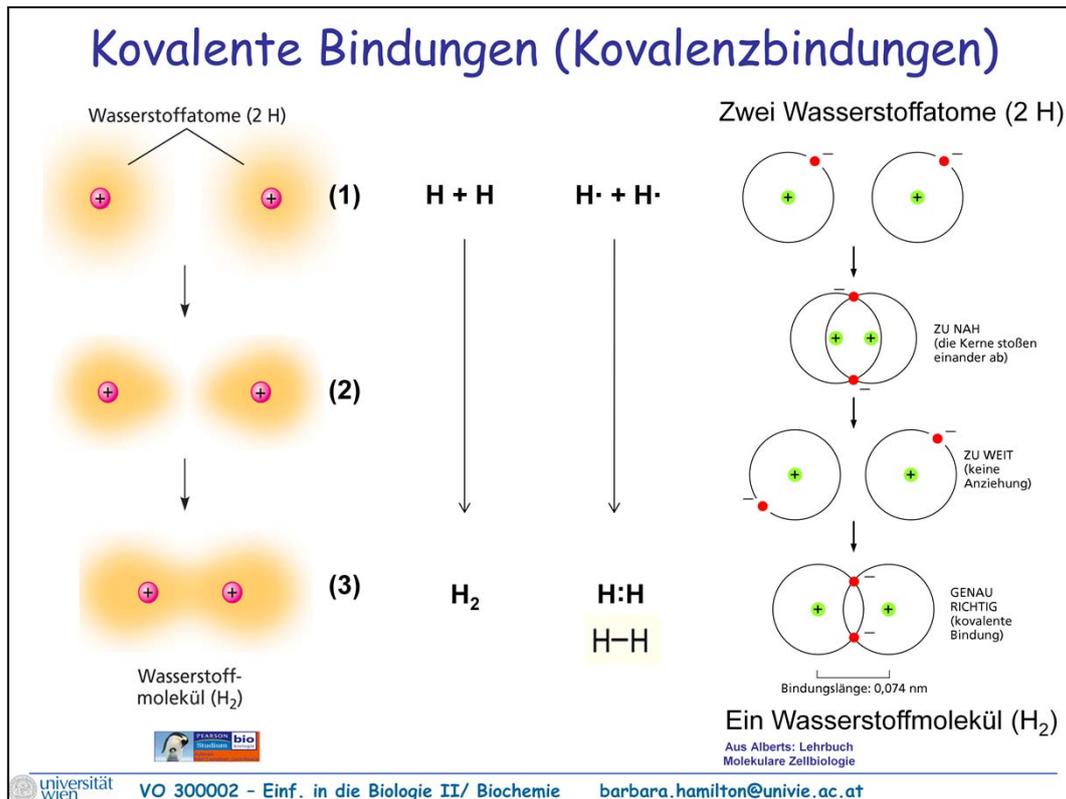


Atome können eine **stabilere Elektronenordnung** in ihrer äußeren Schale erlangen, wenn sie miteinander reagieren. Eine ionische Bindung (**Ionenbindung**) entsteht, wenn Elektronen von einem Atom auf ein anderes übertragen werden. Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen **Ionen**.

**Kationen** sind Ionen mit positiver Ladung, sie haben also Außenelektronen abgegeben. **Anionen** nehmen im Gegenzug Elektronen in ihre äußerste Schale auf und sind negativ geladen. Die Kernladungszahl ändert sich jedoch nicht. Nicht jedes Atom hat die selbe Neigung zur Bildung von Ionen. Elemente mit hohen **Elektronegativitäten** (rechts im Periodensystem) ziehen Elektronen stark an, sie bilden also bevorzugt Anionen. Elemente mit niedrigen Elektronegativitätswerten dagegen bilden Kationen. Ionenbindungen treten vor allem zwischen Elementen mit hoher Elektronegativitätsdifferenz auf. Elemente mit ähnlichen Elektronegativitäten gehen bevorzugt kovalente Bindungen ein.

Wenn Atome mit geringer Elektronegativitätsdifferenz eine Bindung eingehen, bilden sie (aufgrund der ähnlich starken Anziehungskräfte auf die Elektronen) ein *gemeinsames Elektronenpaar*. Eine Bindung, die durch ein solches gemeinsames Elektronenpaar charakterisiert ist, wird *Atombindung* oder **kovalente Bindung** genannt. Die Anziehungskräfte der beteiligten Atome einer Atombindung sind aufgrund ihres gemeinsamen Elektronenpaares gerichtet. Oft gehen kovalente Bindungen mit einer teilweisen Übertragung von Elektronen einher (die Elektronen werden dann ungleichmäßig von den Atomen geteilt), und es entsteht eine polare kovalente Bindung.

Valenzelektronen, die nicht für bindende Elektronenpaare gebraucht werden, bilden **freie Elektronenpaare**.



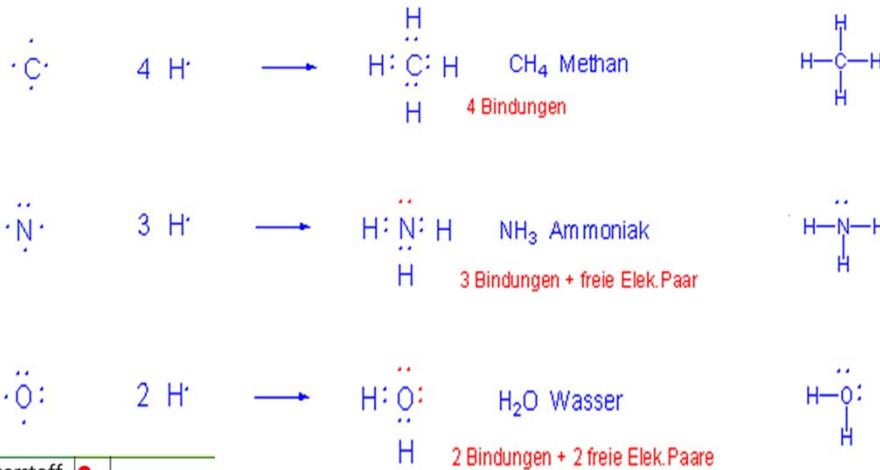
Das Wasserstoffmolekül wird durch eine kovalente Bindung zusammengehalten. Jedes isolierte Wasserstoffatom besitzt ein einzelnes Elektron, was bedeutet, dass seine erste Elektronenschale (und einzige) unvollständig gefüllt ist. Finden sich 2 Wasserstoffatome zusammen, sind sie in der Lage, die beiden Elektronen zu teilen. Jedes Atom hat nun eine gefüllte erste Schale, und die gemeinsamen Elektronen besitzen modifizierte Orbitale um die beiden Kerne.

- (1) In jedem Wasserstoffatom wird das einzelne Elektron durch die elektrostatische Anziehung des Atomkerns in seinem Orbital festgehalten.
- (2) Wenn sich zwei Wasserstoffatome einander annähern wird das Elektron jedes der Atome zunehmend durch den Atomkern des **anderen Atoms** angezogen.
- (3) Schließlich teilen sich die beiden Elektronen ein **gemeinsames Orbital**; zwischen den Atomen hat sich eine Bindung ausgebildet. Ein Wasserstoffmolekül ( $H_2$ ) ist entstanden.

(Rechts) Die kovalente Bindung zwischen den beiden Atomen hat eine genau festgelegte Länge (0,074nm). Falls die Atome näher zusammen wären, würden sich die positiven Kerne gegenseitig abstoßen, wären sie weiter voneinander entfernt, könnten sie sich die gemeinsamen Elektronen nicht so effektiv teilen.

Vereinfacht werden die Elektronen in einer Darstellung weggelassen (oder als Punkte dargestellt), falls das Atom/Molekül geladen ist wird dies immer in einer Hochzahl und der Ladung (+ od. -) bezeichnet.

## Kovalente Bindungen und ihre Darstellung



1	Wasserstoff	●	
2	Helium	●●	
6	Kohlenstoff	●●	●●●●
7	Stickstoff	●●	●●●●
8	Sauerstoff	●●	●●●●

7

Kovalente Bindungen beruhen normalerweise auf einem so genannten **Elektronenpaar**, das aus den Valenzelektronen der beteiligten Atome gebildet wird.

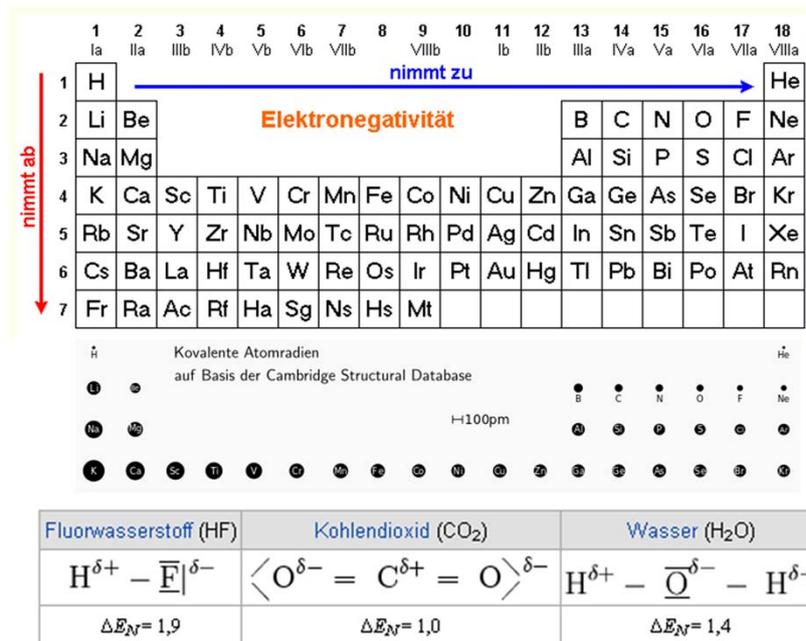
Molekülstrukturen werden meist als Valenz(strich)formeln gezeichnet, in welcher jeder Bindungsstrich zwischen zwei Atomsymbolen ein gemeinsames Elektronenpaar symbolisiert. Die übrigen Valenzelektronen, die nicht an Bindungen beteiligt sind, werden als Punkte oder als Striche neben die Atomsymbole geschrieben wobei ein Strich immer für ein Elektronenpaar steht. Diese Strichformeln werden auch Lewis-Formeln genannt nach N.Lewis, der diese Formeln als erster vorstellte.

Die Zahl der kovalente Bindungen, an denen ein Atom in einem Molekül beteiligt ist, ergibt sich oft aus der Zahl der Elektronen, die noch fehlen, um die Konfiguration des nächsten Edelgases zu erreichen. Da bei den Nichtmetallen die Zahl der Valenzelektronen gleich der Hauptgruppennummer (N) ist, werden zum Erreichen des Elektronen-Oktetts  $8 - N$  Elektronen benötigt. Durch je eine kovalente Bindung kommt ein Atom zu je einem weiteren Elektron.

Zwei Atome können über mehr als ein gemeinsames Elektronenpaar verfügen. Man spricht dann von einer Mehrfachbindung. Bei einer Doppelbindung sind zwei, bei einer Dreifachbindung sind drei gemeinsame Elektronenpaare vorhanden.

Ein **Molekül** besteht aus zwei oder mehr Atomen, die durch kovalente Bindungen zusammengehalten werden. **Einfachbindung** bezeichnet die gemeinsame Nutzung eines Valenzelektronenpaares. **Doppelbindung** meint die gemeinsame Nutzung von zwei solcher Valenzelektronenpaare

# Das Periodensystem, die Elektronegativität



**Innerhalb einer Gruppe** nimmt die *Atomgröße* mit steigender Periodenzahl ("von oben nach unten") zu, da bei jedem Wechsel in eine neue Periode eine neue Elektronenschale aufgefüllt wird. Die Außenelektronen sind also umso weiter vom Kern entfernt, je weiter unten das Element im Periodensystem steht.

**Innerhalb einer Periode** nimmt die Atomgröße mit steigender Gruppennummer ("von links nach rechts") ab, da die Kernladung und Zahl der Außenelektronen innerhalb der Periode zunimmt, die Anzahl der Schalen jedoch nicht. Die Elektronen werden vom Kern stärker angezogen und werden daher nicht so leicht abgegeben.

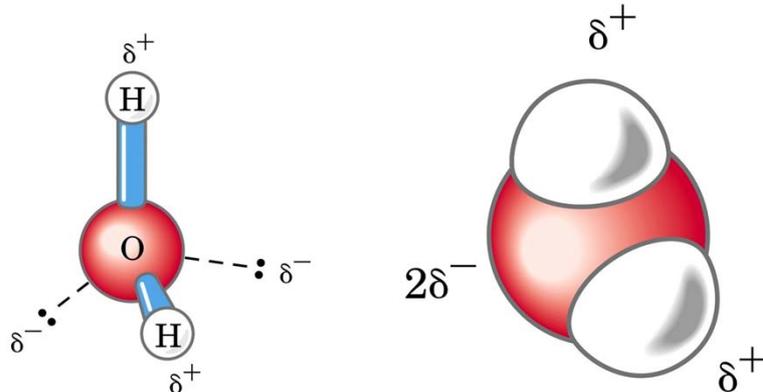
**Elektronegativität** ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen. Sie wird unter anderem von der Kernladung und dem Atomradius bestimmt. Die Elektronegativität kann daher als Anhaltspunkt für die Polarität und den Ionenbindungscharakter einer Bindung genommen werden: Je höher der Unterschied in der Elektronegativität der gebundenen Elemente, desto polarer ist die Bindung.

Wenn sich zwei Atome ein Elektronenpaar teilen wird das Elektronenpaar vom elektronegativeren Bindungspartner stärker angezogen und es entsteht eine *polare kovalente Bindung*. Verglichen mit Kohlenstoff ziehen Sauerstoff- und Stickstoffatome die Elektronen sehr stark an, wogegen H-Atome die Elektronen nur sehr schwach anziehen, was auf dem relativen Unterschied in der positiven Ladung der Kerne von C, O, N und H beruht.

Atome mit hoher Elektronenanziehungskraft bezeichnet man auch als *elektronegativ*, solche mit geringer Elektronenanziehungskraft als *elektropositiv*.

# Wasserstoffbrücken

1	Wasserstoff	●	
2	Helium	●●	
6	Kohlenstoff	●●	●●●●
7	Stickstoff	●●	●●●●●
8	Sauerstoff	●●	●●●●●●



PLAY

<http://programs.northlandcollege.edu/biology/Biology1111/animations/hydrogenbonds.html>

9

universität  
wien

VO 300002 - Einf. in die Biologie II/ Biochemie

barbara.hamilton@univie.ac.at

Aus Nelson, Cox:  
Principles of Biochemistry

In jedem Wassermolekül ( $\text{H}_2\text{O}$ ) sind die beiden H-Atome durch kovalente Bindungen mit dem O-Atom verbunden. Die beiden Bindungen sind sehr polar, denn Sauerstoff zieht die Elektronen stark an, während der Wasserstoff die Elektronen schwach anzieht. Folglich gibt es eine ungleiche Elektronenverteilung im Wassermolekül, mit einem Übergewicht der positiven Ladung an den beiden H-Atomen und der negativen Ladung am Sauerstoff.

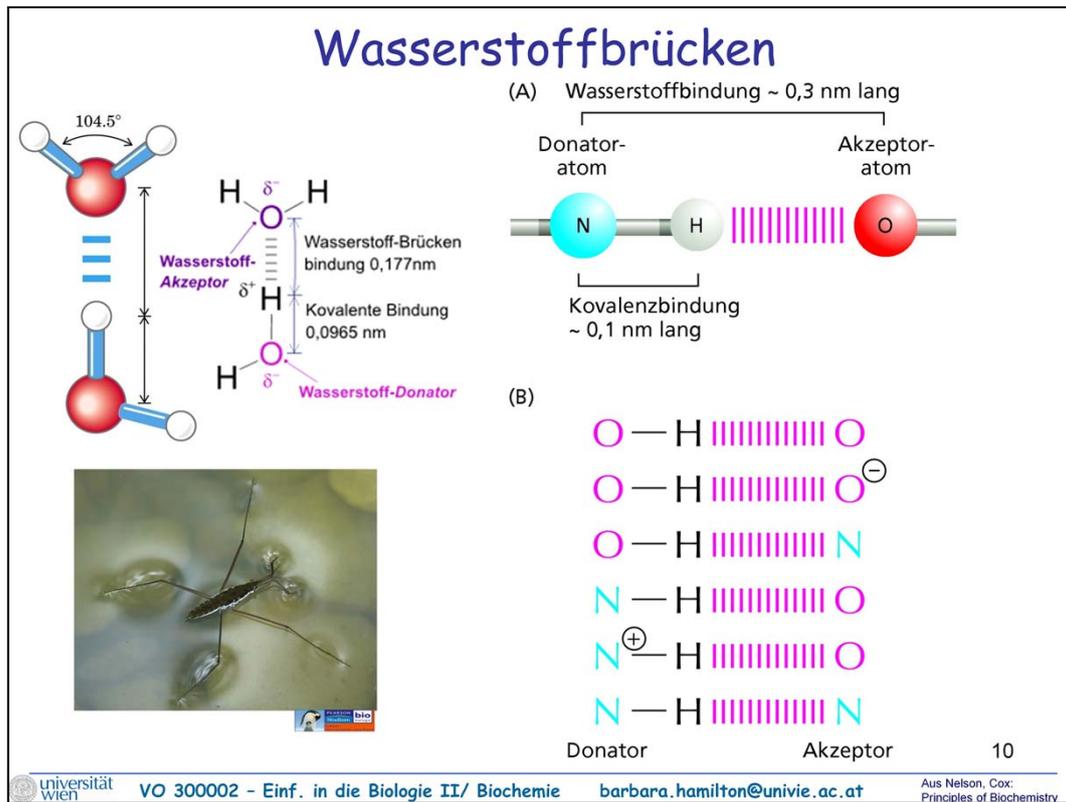
## Eigenschaften von Wasser.

Wasser ist das Lösungsmittel, in dem die meisten biochemischen Reaktionen stattfinden. Seine Eigenschaften sind für die Bildung von makromolekularen Strukturen und das Fortschreiten chemischer Reaktionen von grundlegender Bedeutung. Dabei sind zwei Eigenschaften des Wassers besonders wichtig:

**Wasser ist ein polares Molekül.** Ein Wassermolekül ist nicht gerade, sondern geknickt, und besitzt deshalb eine asymmetrische Ladungsverteilung. Der Sauerstoffkern zieht die Elektronen von den Wasserstoffkernen zu sich heran, sodass der Bereich um die Wasserstoffkerne eine positive Nettoladung erhält. Das Wassermolekül ist also ein elektrisch polares Gebilde.

**Wasser ist sehr kohäsiv.** Wassermoleküle treten untereinander in hohem Maße durch Wasserstoffbrücken in Wechselwirkungen. Sehr deutlich werden diese Wechselwirkungen bei der Struktur von Eis, die durch ein Gitter von Wasserstoffbrücken zusammengehalten wird. Ähnliche Bindungen zwischen den Molekülen bestehen auch in flüssigem Wasser und sind für seine Kohäsionskraft verantwortlich, allerdings sind im flüssigen Zustand etwa ein Viertel der Wasserstoffbrücken, die in Eis vorhanden sind, aufgelöst.

Moleküle in wässriger Lösung **interagieren mit Wassermolekülen** über die Bildung von Wasserstoffbrücken und über **ionische Wechselwirkungen**. Alle diese Wechselwirkungen machen Wasser zu einem vielseitigen Lösungsmittel, das viele Arten von chemischen Verbindungen leicht lösen kann, vor allem jedoch **polare und geladene Moleküle**, die sich an diesen Wechselwirkungen beteiligen können.



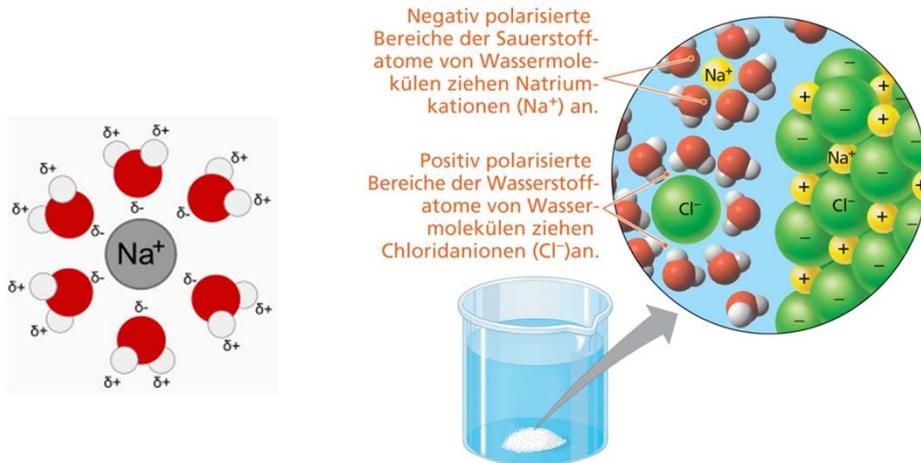
Laufen auf dem Wasser: Die hohe Oberflächenspannung des Wassers, die sich aus dem synergistischen Effekten der Gesamtheit aller Wasserstoffbrückenbindungen ergibt, erlaubt es diesem zur Gruppe der Wanzen gehörigen Wasserläufer (Familie Gerridae) auf einer Teichoberfläche zu sitzen oder zu laufen.

Wenn die positiv beladene Region eines Wassermoleküls (d. h. eines der H-Atome) in die Nähe der negativ geladenen Region (d. h. das O-Atom) eines zweiten Wassermoleküls kommt, dann kann die elektrische Anziehung zwischen beiden zu einer schwachen Bindung, der **Wasserstoffbrückenbindung**, führen. Diese Bindungen sind viel schwächer als kovalente Bindungen und von sehr kurzer Lebensdauer, da sie leicht durch die zufälligen thermischen Bewegungen aufgrund der Wärmeenergie der Moleküle gebrochen werden können. Aber die kombinierte Wirkung vieler schwacher Bindungen ist nicht zu unterschätzen. Gerade wegen dieser verzahnten Wasserstoffbrückenbindungen ist Wasser bei Raumtemperatur eine Flüssigkeit mit einem hohen Siedepunkt und einer hohen Oberflächenspannung und kein Gas. Ohne diese Wasserstoffbrückenbindungen könnte ein Leben, wie wir es kennen, nicht existieren.

Wasser macht im Allgemeinen ca. 70 % des Zellgewichts aus, und die meisten interzellulären Reaktionen finden in wässrigem Milieu statt. Man geht davon aus, dass das Leben auf der Erde im Meer entstanden ist, und die Bedingungen dieser urzeitlichen Umgebung haben die Chemie der Lebewesen auf Dauer geprägt. Die Chemie des Lebens ist also durch die Eigenschaften des Wassers festgelegt.

Wasserstoffbindungen bilden sich NICHT nur zwischen Wassermolekülen aus, es stellt eine generelle Bindung zwischen dem elektropositiven Wasserstoff und einem elektronegativen Partner dar: (A) Kugel/Stab-Modell einer typischen Wasserstoffbindung. Der Abstand zwischen dem Wasserstoff (H)- und dem Sauerstoff (O)-Atom ist hier geringer als die Summe der van der Waals-Radien von H und O, weil sich die beiden Atome partiell Elektronen teilen. (B) Die häufigsten Wasserstoffbindungen in Zellen.

## Ionische Wechselwirkungen zw. Ionen und Wasser

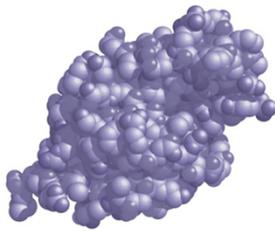


Die Auflösung von Kochsalz in Wasser. Eine Hülle aus Wassermolekülen, die als Hydrathülle bezeichnet wird, umgibt jedes gelöste Ion.

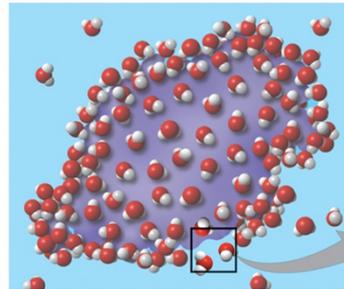
Wasser ist dank seiner Polarität ein vielseitiges Lösungsmittel, das leicht Wasserstoffbrückenbindungen bilden kann

Wenn eine ionische Verbindung in Wasser gelöst wird, ist jedes gelöste Ion von einer **Hydrathülle** von Wassermolekülen umgeben. Auch Verbindungen, die aus polaren, aber nicht ionisierten Molekülen bestehen (z.B. Zucker), sind ebenfalls gut wasserlöslich.

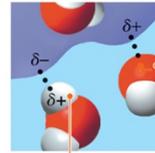
## Wechselwirkungen zw. Polaren Molekülen und Wasser



(a) Ein Lysozymmolekül in nicht wässriger Umgebung.



(b) Ein Lysozymmolekül (lila) in wässriger Umgebung wie Tränenflüssigkeit oder Speichel.



Dieses Sauerstoffatom wird von einer leicht positiven Oberflächenladung des Lysozymmoleküls angezogen.

Dieses Wasserstoffatom wird von einer leicht negativen Oberflächenladung des Lysozymmoleküls angezogen.

(c) Ionisierte und polare Bereiche an der Oberfläche des Proteinmoleküls ziehen Wassermoleküle an.

Ein wasserlösliches **Protein**. Die Abbildung zeigt humanes Lysozym, ein Protein, das sich in der Tränenflüssigkeit und im Speichel befindet und antibakterielle Wirkung besitzt.

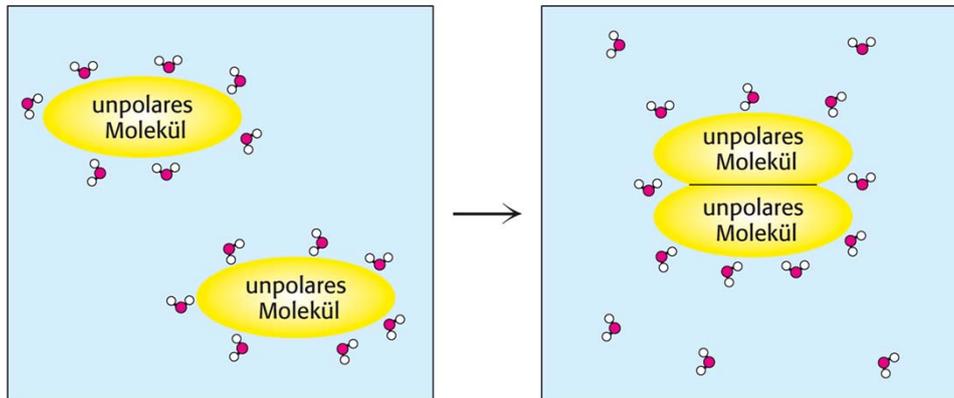
Selbst Moleküle, die so groß wie Proteinen sind, können wasserlöslich sein, wenn sie über ionisierbare und/oder polare Bereiche verfügen

Stoffe, die eine Affinität für Wasser haben, werden **hydrophil** genannt. Mit Wasser Wechselwirkungen eingehen, die auf ihren Ladungszustand beruhen.

**Hydrophobe** Substanzen lösen sich nicht in Wasser. z.B. Ölmoleküle, weil ihnen polare Bindungen weitgehend fehlen.

(Ein **Kolloid** ist eine stabile Suspension von großen, nicht gelösten Molekülen in einer wässrigen Zellflüssigkeit.)

## Der hydrophobe Effekt



⇒ führt zu hydrophoben Wechselwirkungen (WW)

PLAY

[http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem\\_grundlagen/wechselwirkungen.vlu/Page/vsc/de/ch/8/bc/chemische\\_grundlagen/hydropho\\_ww.vscml.html](http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem_grundlagen/wechselwirkungen.vlu/Page/vsc/de/ch/8/bc/chemische_grundlagen/hydropho_ww.vscml.html)

universität  
wien

VO 300002 - Einf. in die Biologie II/ Biochemie

barbara.hamilton@univie.ac.at

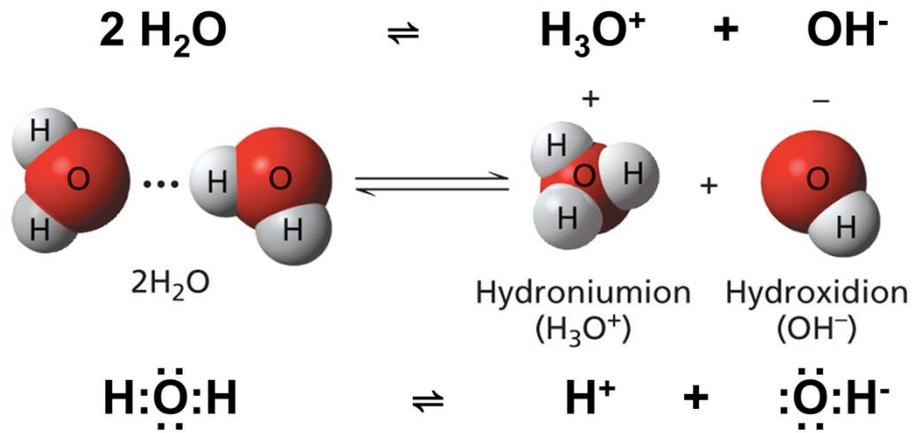
Aus Berg, Tymoczko, Stryer:  
Biochemie

Die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen in Wasser führt zu einer Freisetzung von Wassermolekülen, die zuerst mit der unpolaren Oberfläche interagierten, in das umgebende Wasser. Die Freisetzung von Wassermolekülen in die Lösung begünstigt die Zusammenlagerung von unpolaren Gruppen.

**Der hydrophobe Effekt.** Eine grundlegende Wechselwirkung, der hydrophobe Effekt, ist das Ergebnis der Eigenschaften von Wasser. Einige Moleküle, die man als unpolar bezeichnet, können sich nicht an Wasserstoffbrücken oder ionischen Wechselwirkungen beteiligen. Die Wechselwirkungen von unpolaren Molekülen mit Wassermolekülen sind nicht so günstig, wie die Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen untereinander. Wassermoleküle bilden bei Kontakt mit diesen unpolaren Molekülen „Käfige“ um diese Moleküle herum, sodass die Wassermoleküle eine **höhere Ordnung** (energetisch ungünstiger) annehmen als in freier Lösung. Wenn jedoch zwei dieser unpolaren Moleküle zusammenkommen, werden einige der Wassermoleküle freigesetzt, sodass sie mit dem übrigen Wasser frei in Wechselwirkung treten können. Die Freisetzung von Wasser aus solchen Käfigen ist energetisch günstig.

Das Ergebnis ist, dass unpolare Moleküle in Wasser, im Vergleich zu anderen, weniger polaren und weniger selbstassoziierenden Lösungsmitteln, ein verstärktes Bestreben zeigen, sich zusammenzulagern. Dieses Bestreben bezeichnet man als **hydrophoben Effekt** und die damit zusammenhängenden Interaktionen als hydrophobe Wechselwirkungen.

## Wasser kann als Säure-/Base reagieren Dissoziation von Wasser



[http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem\\_grundlagen/wasser.vlu/Page/vsc/de/ch/8/bc/chemische\\_grundlagen/ion\\_wasser.vscml.html](http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem_grundlagen/wasser.vlu/Page/vsc/de/ch/8/bc/chemische_grundlagen/ion_wasser.vscml.html)

PLAY

<http://www.johnkyrk.com/H2O.de.html>

Bei einer Wechselwirkung von Wassermolekülen untereinander kann ein Wasserstoffatom eines Wassermoleküls auf ein anderes überspringen:

Das Wasserstoffatom verläßt sein Elektron und wird als ein Wasserstoffatomkern (**Proton = Wasserstoffion =  $\text{H}^+$** ) übertragen

Das Wassermolekül, welches das Proton aufgenommen hat, ist nun ein **Hydroniumion** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) ( $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ , vereinfacht  $\text{H}^+$  geschrieben)

Das Wassermolekül, welches das Ion (Proton) abgespalten hat, ist jetzt ein **Hydroxidion** ( $\text{OH}^-$ )

Die Dissoziation von Wasser ist reversibel und, statistisch gesehen, "selten". Konzentrationen von  $\text{H}^+$  und  $\text{OH}^-$  in wässrigen Lösungen haben den gleichen Betrag ( $10^{-7}$  molar)

Der Zusatz von Säuren und Basen verändert diese Konzentrationen.

**Die ph-Werteskala:** der ph-Wert entspricht dem negativen dekadischen Logarithmus der  $\text{H}^+$  (=OH<sup>-</sup>)- Ionen-Konzentration:  $\text{ph} = -\log[\text{H}^+]$ ; dh. Wasser hat einen ph-Wert von 7.

## Animationen

<http://www.sumanasinc.com/webcontent/animation.html>

<http://www.apchute.com/ap1int.htm>

<http://www.hschockor.de/animat.htm>

<http://bio-alive.com/animations/biochemistry.htm>

### Chemie/Biochemie Grundlagen und Hilfen

<http://www.chemgapedia.de/vsengine/topics/en/vlu/index.html>

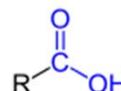
<http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/start.html>

15

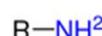
## Funktionelle Gruppen

Verbindung	Halbstrukturformel	Eigenschaften
<i>n</i> -Butan	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	gasförmig
Butansäure, auch Buttersäure	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	flüssig, übelriechend, reagiert sauer
Butan-2-amin, auch 2-Butylamin	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	flüssig, übelriechend, reagiert basisch
4-Aminobutansäure, auch 4-Aminobuttersäure oder $\gamma$ -Aminobuttersäure (GABA)	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	fest, liegt in wässriger Lösung als Zwitterion $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COO}^-$ vor

**Carbonsäuren**, Carboxylgruppe (in blau)



**Amine**, Aminogruppe (in blau)



16

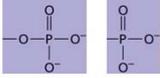
Die **Kohlenwasserstoffe** sind eine Stoffgruppe chemischer Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen und Kohlenstoffketten (wie das abgebildete *n*-Butan), -ringe oder Kombinationen daraus bilden.

Im Gegensatz dazu, beeinflusst eine **funktionelle Gruppe** (wie die Definition vermuten lässt) die chemischen und physikalischen Eigenschaften der sie enthaltenden Ausgangsverbindung oft erheblich. Die Art der Beeinflussung durch die funktionellen Gruppen sei hier am Beispiel des Alkans *n*-Butan und drei seiner Derivate gezeigt (oben)

In der Chemie versteht man unter **funktionellen Gruppen** Atomgruppen in organische Verbindungen, die die Stoffeigenschaften und das Reaktionsverhalten der sie tragenden Verbindungen maßgeblich bestimmen. Chemische Verbindungen, die die gleichen funktionellen Gruppen tragen, werden auf Grund ihrer oft ähnlichen Eigenschaften zu Stoffklassen zusammengefasst.

Funktionelle Gruppen werden anhand der beteiligten Atome in funktionelle Gruppen mit Heteroatomen (alle Atome ausgenommen C und H) und solche ohne Heteroatome (z. B. C=C-Doppelbindungen, C≡C-Dreifachbindungen oder Aromaten) eingeteilt. Letztere werden manchmal nicht als „vollwertige“ funktionelle Gruppen betrachtet, weil sie zum einen nur als Strukturbausteine betrachtet werden, die zum anderen wenig bis gar nicht reaktiv sind.

## Funktionelle Gruppen und ihre Bezeichnungen

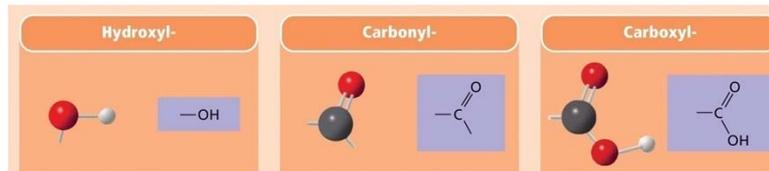
Organische Verbindung	Funktionelle Gruppe	Chem.Struktur
Alkohol	Hydroxyl-	
Aldehyd od. Keton	Carbonyl-, Keto-	
Carbonsäure	Carboxyl-	
Amin	Amino-	
Thiole	Sulfhydryl-	
Org. Phosphate	Phosphat- (Phosphoryl-)	
Methylierte Verb.	Methyl-	

An biochemischen Reaktionen sind spezifische chemische Bindungen oder Teile von Molekülen, die funktionelle Gruppen genannt werden, beteiligt.

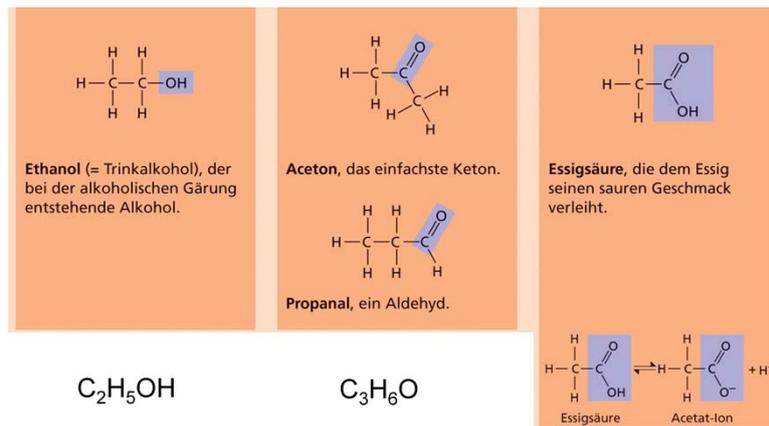
Beachten Sie, dass alle diese Verknüpfungen aus mehreren unterschiedlichen Atomen und verschiedenen Bindungen zwischen den Atomen bestehen.

An dieser Stelle soll nochmals betont werden, dass biochemische Reaktionen, die im Inneren von Zellen ablaufen, von der gleichen Art sind wie die Reaktionen, die im chemischen Laboratorium durchgeführt werden. Der wichtigste Unterschied ist die Beschleunigung fast aller Reaktionen in lebenden Zellen durch enzymatische Katalysatoren, aus der sich sehr hohe Reaktionsgeschwindigkeiten ergeben können. Die katalytische Leistungsfähigkeit von Enzymen kann auch beobachtet werden, wenn die Enzyme und ihre Substrate vom Rest der Zelle getrennt in einem Reagenzglas vorliegen. Aus wissenschaftlichen Gründen ist es nützlich, zwischen Reaktionen, die in einem intakten, lebenden Organismus ablaufen (*in vivo*), und Reaktionen, die unabhängig vom lebenden Organismus unter Laborbedingungen stattfinden (*in vitro*), zu unterscheiden

# Hydroxyl-, Carbonyl-, Carboxylgruppe



## Beispiele:



## Hydroxylgruppe (Bezeichnung Alkohol, Eindung -ol)

In einer Hydroxylgruppe (-OH) ist ein Wasserstoffatom an ein Sauerstoffatom gebunden. Dieses ist seinerseits mit einem Kohlenstoffatom des Grundgerüsts eines organischen Moleküls verknüpft. Beachte (-OH ≠ OH<sup>-</sup>).

Beispiel: Ethanol (=Trinkalkohol)

Eigenschaften: Alkohole sind polar, weil sich die Bindungselektronen im zeitlichen Mittel mehr beim elektronegativeren Sauerstoffatom aufhalten. Alkohole können Wasserstoffbrückenbindungen mit Wassermolekülen ausbilden, die helfen, bestimmte organische Verbindungen wie Zucker aufzulösen.

**Carbonylgruppe** (Bezeichnung: Keton: Das Carbonylkohlenstoffatom mit 2 C-Atomen verbunden, Aldehyd: Das Carbonylkohlenstoffatom mit einem H- und einem C-Atom verbunden)

Die Carbonylgruppe besteht aus einem Kohlenstoffatom mit zwei Einfachbindungen und einem durch eine Doppelbindung verbundenen Sauerstoffatom, sie wird auch als Ketogruppe bezeichnet.

Beispiel: Keton: Aceton (Trivialname) = Propanon; Aldehyd: Propanal

Eigenschaften: Ketone und Aldehyde können, wie im Fall des Acetons und des Propanals, Konstitutionsisomere mit unterschiedlichen Eigenschaften sein. Diese beiden Gruppen (Keto-od. Aldehydgruppe) finden sich (jeweils eine von ihnen) in Zuckern (Kohlenhydraten).

**Carboxylgruppe** (Bezeichnung Carbonsäure)

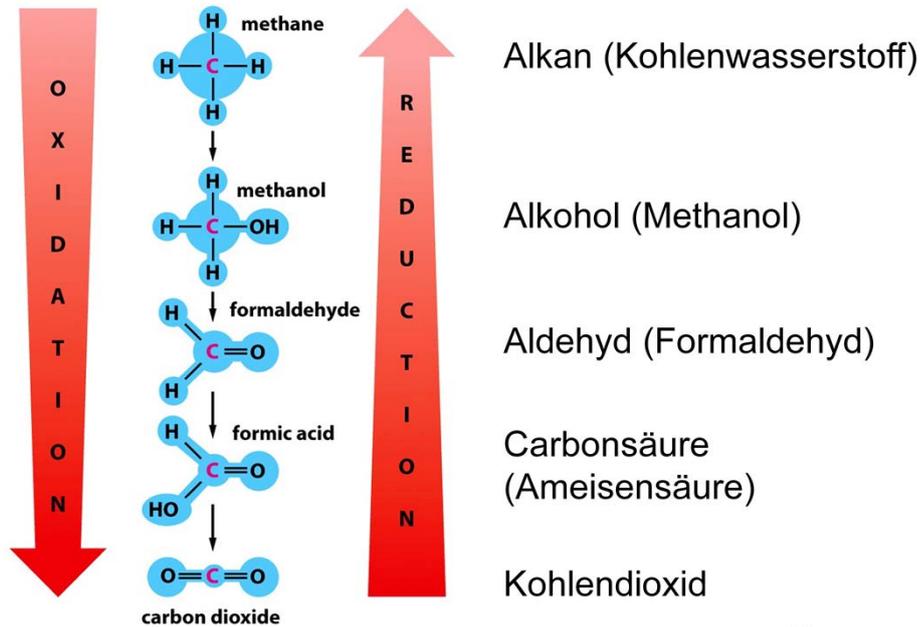
Wenn ein Kohlenstoffatom ein doppelt gebundenes Sauerstoffatom und gleichzeitig eine Hydroxylgruppe trägt, spricht man von einer Carboxylgruppe (-COOH).

Beispiel: Essigsäure

Eigenschaften: Besitzt saure Eigenschaften (setzt Wasserstoffionen frei), da die kovalente Bindung zwischen dem Sauerstoff und dem Wasserstoffatom stark polar ist und das verbleibende Carboxylat-Ion durch Delokalisation der CO-Doppelbindung stabilisiert wird.



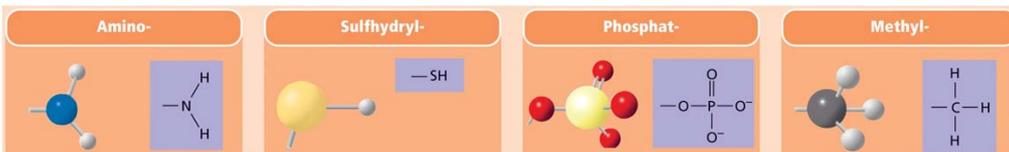
## Funktionelle Gruppen



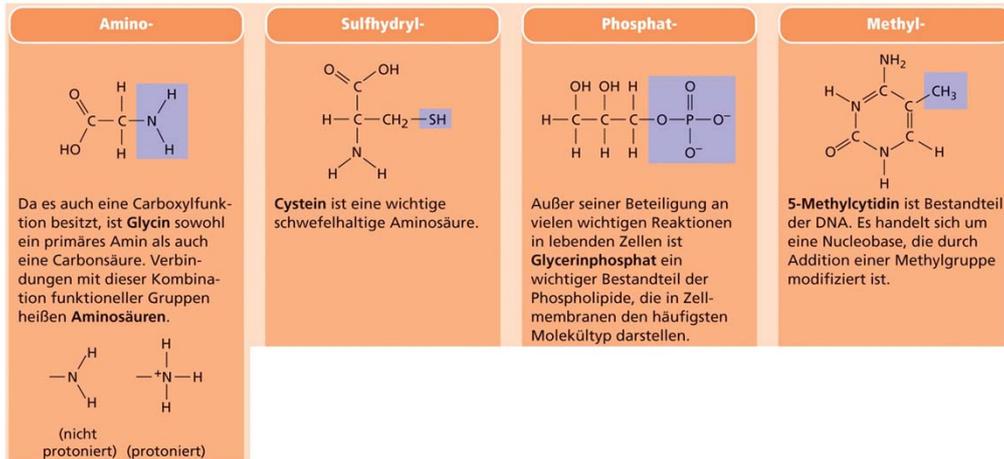
19

Eine einfache reduzierte Kohlenstoffverbindung wie das Methan kann über den schrittweisen Ersatz seiner kovalent gebundener Wasserstoffatome durch Sauerstoffatome **oxidiert** werden. Mit jedem Schritt wird die Elektronendichte (dargestellt durch blaue „Wolken“) am Kohlenstoff geringer, der zunehmend oxidiert wird. In der entgegengesetzten Richtung wird Kohlendioxid schrittweise immer mehr **reduziert**, in dem die Sauerstoffatome durch Wasserstoffatome ersetzt werden, bis schließlich Methan entsteht.

# Amino-, Sulfhydryl-, Phosphat-, Methylgruppe



## Beispiele:



## Amingruppe (Bezeichnung: Amine)

Die (primäre) Aminogruppe besteht aus einem Stickstoffatom und zwei einfach gebundenen Wasserstoffatomen.

Beispiel: Aminosäuren.

Eigenschaften: Wirkt als Base; kann H<sup>+</sup>-Ionen- (Protonen) aus der Umgebung aufnehmen (zum Beispiel aus dem umgebenden Wasser). Auch als katalytisch wirksame Reste in Enzymen. Unter physiologischen Bedingungen protoniert.

## Sulfhydrylgruppe (Bezeichnung: Thiole)

Die Sulfhydrylgruppe besteht aus einem Schwefelatom mit einem gebundenen Wasserstoffatom. Sie ähnelt in der Form der Hydroxylgruppe.

Beispiel: Die Aminosäure Cystein

Eigenschaften: Zwei SH-Gruppen können miteinander reagieren und dabei eine kovalente Bindung zwischen den S-Atomen ausbilden. Diese Quervernetzung hilft bei der Stabilisierung der Raumstruktur von Proteinen. Die Quervernetzung von Cysteinresten in Haarproteinen (Keratin) ist für lockiges Haar verantwortlich. Glatte Haare können dauerhaft gelockt werden, wenn die quervernetzenden Disulfidbrücken aufgebrochen, danach die Haare aufgewickelt und dann neue Brücken gebildet werden („Dauerwelle“).

## Phosphatgruppe (Bezeichnung: organische Phosphate)

In einer Phosphatgruppe ist ein Phosphoratom an vier Sauerstoffatome gebunden. Eines diese O-Atome bildet eine Brücke zum Rest des Moleküls, zwei Sauerstoffatome sind normalerweise deprotoniert und tragen eine negative Ladung. Die Phosphatgruppe (-OPO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) ist eine deprotonierte Form der Phosphorsäuregruppe (-OPO<sub>3</sub>H<sub>2</sub>).

Beispiele: Glycerinphosphat, Phospholipide ...

Eigenschaften: Bringt negative elektrische Ladungen in das Molekül, von dem es ein Teil ist (-2, wenn die Phosphatgruppe endständig ist, -1, wenn sie im Inneren einer Kette aus Phosphatresten liegt). Kann unter Energiefreisetzung mit Wasser reagieren (Hydrolyse).

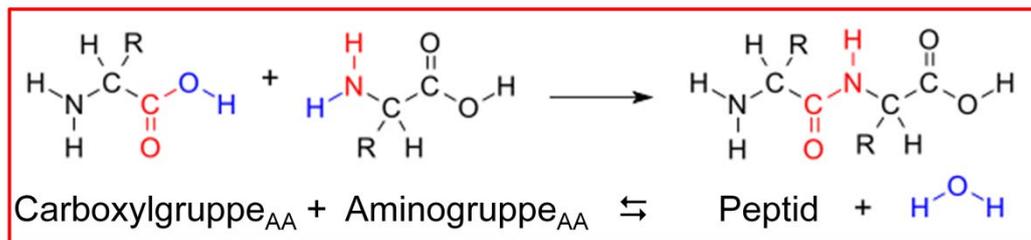
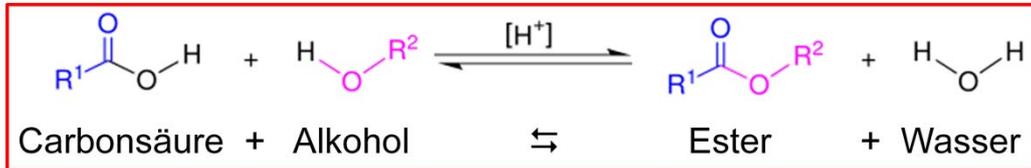
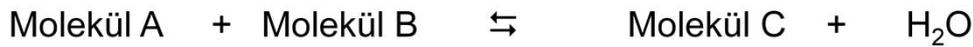
## Methylgruppe (Bezeichnung methylierte Verbindung)

Eine Methylgruppe besteht aus einem Kohlenstoffatom mit drei gebundenen Wasserstoffatomen. Methylgruppen können an Kohlenstoff und anderen Atomen gebunden sein.

Beispiel: 5-Methyl-cytidin (in DNA)

Eigenschaften: Die Addition von Methylgruppen an DNA-Moleküle (oder an Moleküle, die an die DNA gebunden sind), beeinflusst die Expression von Genen. Die Anordnung der Methylgruppen in männlichen und weiblichen Geschlechtshormonen beeinflusst deren Form und Funktion.

## Kondensationsreaktionen



21

Eine **Kondensationsreaktion** ist in der Chemie eine Reaktion, bei der sich zwei Moleküle unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (meist Wasser – alternativ auch Ammoniak, Kohlenstoffdioxid, Chlorwasserstoff, ein Alkanol oder ein anderer niedermolekularer Stoff) miteinander verbinden.

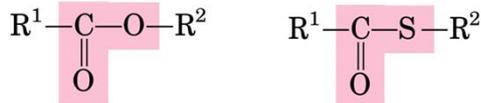
Kondensationsreaktionen sind auch intramolekular (innerhalb eines Moleküls) möglich und verlaufen oft reversibel.

Die hier gezeigte obere Reaktion ist eine Gleichgewichts- und Kondensationsreaktion, bei der ein **Alkohol** (oder ein Phenol) mit einer **Carbonsäure** (oder einer anorganischen Säure) zu einem **Ester** reagiert.

Untere Reaktion: Zwei **Aminosäuren** (AA) kondensieren, wobei eine **Peptid** mit einer sogenannten Peptidbindung (Bindung zwischen dem jeweils rot markierten Kohlenstoff- und dem Stickstoffatom) gebildet und Wasser (blau) abgespalten wird. Dabei reagiert die Carboxygruppe der einen Aminosäure mit der Aminogruppe der anderen Aminosäure.

## Verbindungen zw. funktionellen Gruppen

- Ein Ester ist ein Verbindung eines Alkohols (R-OH) u. einer Carbonsäure (R-COOH)  
ein Thioester ist ein Verbindung eines Thiols (R-SH) u. einer Carbonsr.

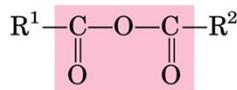


- Ein Ether ist ein Verbindung zweier Alkohole (R-OH)

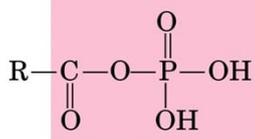


- Ein (Säure-)Anhydrid ist ein Verbindung zweier Säuren

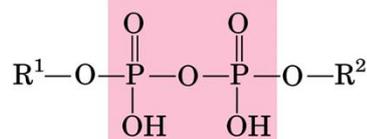
Carbonsäure-  
anhydrid



gemischtes  
Anhydrid



Phosphorsäure-  
anhydrid



22

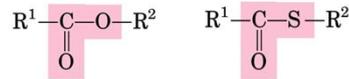
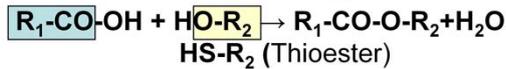
Es handelt sich formal immer um die **Dehydratisierung (Wasserabspaltung)** bei der Reaktion zweier -OH-Gruppen (**Hydroxyl-Gruppen**)

**Ester** bilden in der Chemie eine Stoffgruppe chemischer Verbindungen, die durch die Reaktion einer Säure und eines Alkohols unter Abspaltung von Wasser (eine Kondensationsreaktion) entstehen. Es gibt Ester von organischen Säuren (z. B. Carbonsäuren wie Essigsäure, Sulfonsäuren) und solche von anorganischen Säuren (z. B. Phosphorsäure, Schwefelsäure, Borsäure, Kohlensäure).

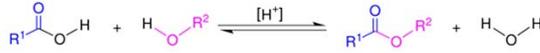
**Säureanhydride** (meist nur Anhydride genannt) ist die Bezeichnung für eine Gruppe chemischer Verbindungen, die immer Derivate sauerstoffhaltiger Säuren sind. Sie entstehen formal durch Abspaltung von Wasser (*Dehydratisierung*) aus einer Säure. Aus den organischen Carbonsäuren bilden sich so genannte *Carbonsäureanhydride*.

## Ester (Thioester)

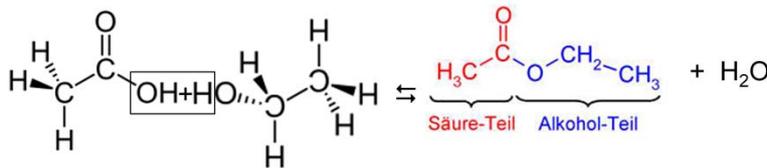
- Ein **Ester** ist ein Verbindung eines Alkohols u. einer Carbonsäure



Aus Nelson, Cox:  
Lehninger Biochemie



Carbonsäure+Alkohol  $\rightleftharpoons$  Ester + Wasser



Essigsäure + Ethanol  $\rightleftharpoons$  Essigsäureethylester

Die entscheidende strukturelle Voraussetzung für Reaktionen von Carbonsäuren mit Alkoholen bilden die Carboxylgruppe, und die Hydroxylgruppe der Alkohole. Bei dem chemischen Prozess werden aus den funktionellen Gruppen der Carbonsäuren und der Alkohole Atome und Atomgruppen abgespalten und lagern sich zu Wassermolekülen zusammen. Zwischen den Molekülresten der Carbonsäure und des Alkohols bildet sich die Estergruppe heraus.

Diese chemische Reaktion nennt man Veresterung.

Diese besondere Form, bei der zwei Moleküle unter Austritt eines kleinen Moleküls zu einem größeren zusammentreten, nennt man Kondensation. Der Name der sich bildenden Ester wird aus dem Namen der Säure, gefolgt vom Alkylrest des Alkohols und der Bezeichnung -ester gebildet.

Eigenschaften von Estern

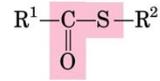
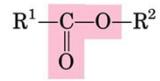
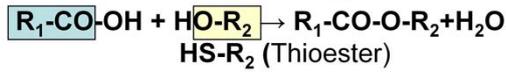
Auch bei den Estern bestimmt die Struktur die Eigenschaften. Die Estergruppe ist zwar schwach polar, aber die Alkylgruppen im Estermolekül sind unpolar. Dadurch lösen sich Ester schlecht in Wasser. Da in den Molekülen der Ester, anders als in den Molekülen der Ausgangsstoffe, keine stark polaren Gruppen vorliegen, können Estermoleküle untereinander keine Wasserstoffbrücken ausbilden.

Zwischen den Molekülen wirken nur schwache zwischenmolekulare Kräfte. Daraus ergibt sich die hohe Flüchtigkeit insbesondere der Ester der kurzkettigen Alkansäuren und Alkohole.

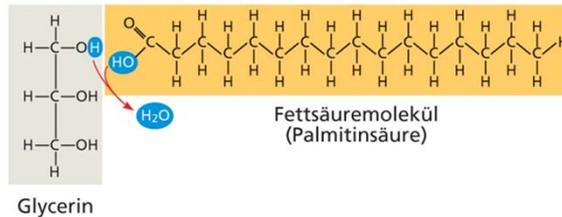
**Phosphorsäureester** sind Ester der ortho-Phosphorsäure, die formal durch die Reaktion der Säure mit einem Alkohol unter Abspaltung von Wasser entstehen. Nukleinsäuren sind (als Teil ihrer Struktur) Ester der Phosphorsäure mit der Alkoholfunktion von Zuckern (z. B. Ribose oder Desoxyribose).

# Ester (Thioester)

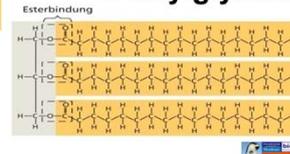
- Ein **Ester** ist ein Verbindung eines Alkohols u. einer Carbonsäure



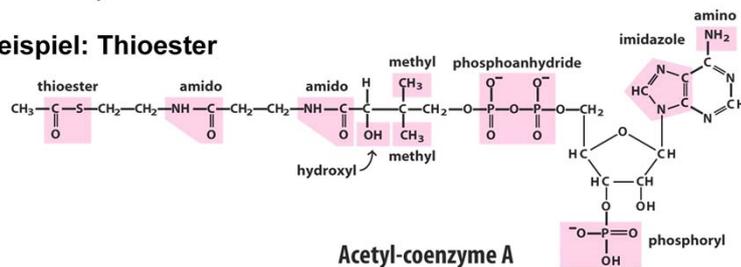
## Beispiel: Ester



## Triacylglycerin



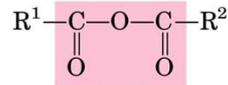
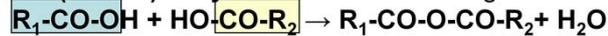
## Beispiel: Thioester



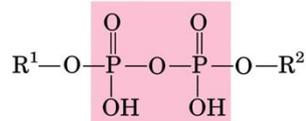
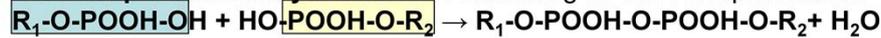
Fette und Öle (Ester von Glycerin und Fettsäuren, z. B. Triglyceride) sind wichtige Nahrungsbestandteile und Energiespeicherstoff für die meisten tierischen Organismen. Monoglyceride (Ester aus äquimolaren Mengen Glycerin und einer Fettsäure) sind Emulgatoren in der Lebensmittelherstellung.

## (Säure-) Anhydride

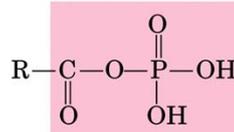
- Ein **(Säure-)Anhydrid** ist eine Verbindung zweier Carbonsäuren



- Ein **Phosphorsäureanhydrid** ist die Verbindung zweier Phosphorsäuren



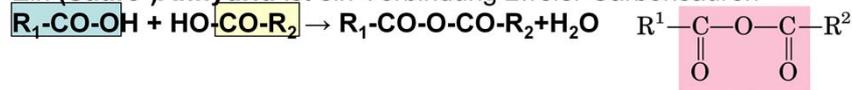
- Ein **gemischtes Anhydrid** ist die Verbindung zweier unterschiedlicher Säuren (z.B. Carbonsäure und Phosphorsäure)



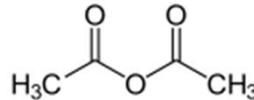
**Säureanhydride** (meist nur Anhydride genannt) ist die Bezeichnung für eine Gruppe chemischer Verbindungen, die immer Derivate sauerstoffhaltiger Säuren sind. Unter Säureanhydriden versteht man in der organischen Chemie das Dehydratisierungsprodukt aus zwei Carboxy-Verbindungen mit der funktionellen Gruppe -CO-O-CO-. Es sind sowohl symmetrische als auch gemischte Anhydride möglich. Formal entstehen sie durch Wasserentzug aus organischen Säuren (-COOH). Dicarbonsäuren wie Maleinsäure oder Bernsteinsäure können cyclische Anhydride bilden. Sie entstehen formal durch Abspaltung von Wasser (Dehydratisierung) aus Säuren. Aus den organischen Carbonsäuren bilden sich so genannte Carbonsäureanhydride. *Gemischte Anhydride* entstehen durch Kondensation zweier verschiedener Säuren.

## (Säure-) Anhydride

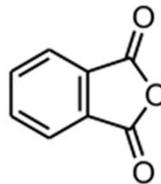
- Ein (Säure-)Anhydrid ist eine Verbindung zweier Carbonsäuren



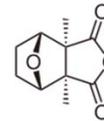
Beispiel: Essigsäureanhydrid



Phthalsäureanhydrid



Cantharidin

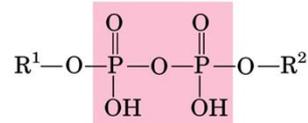
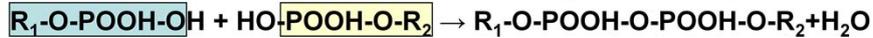


Bei organischen Säuren (Carbonsäuren) sind im Molekül zwei Säuregruppen über eine Sauerstoffbrücke verbunden. Die beiden Säuregruppen können entweder aus einem Molekül stammen (intramolekular) wie beim Phthalsäureanhydrid oder zu zwei verschiedenen Molekülen gehören (intermolekular) wie beim Essigsäureanhydrid.

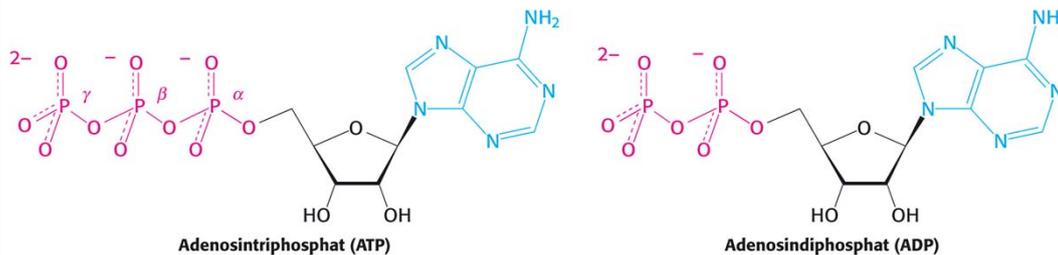
**Cantharidin**, auch **Kantharidin**, ist ein Terpenoid, das in verschiedenen Käferarten vorkommt. Benannt wurde es nach der Gattung *Cantharis* (heute teilweise *Lytta*). Cantharidin wurde als Inhaltsstoff der Spanischen Fliege (*Lytta vesicatoria*) erstmals beschrieben. Es handelt sich dabei um ein Monoterpen, dem eine Wirkung als Aphrodisiakum nachgesagt wird, das jedoch vor allem ein starkes Reizgift darstellt.

## (Phosphosäure-) Anhydride

- Ein **Phosphosäureanhydrid** ist die Verbindung zweier Phosphorsäurereste



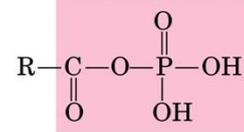
Beispiel:  $\text{ATP}^{4-}$ ,  $\text{ADP}^{3-}$



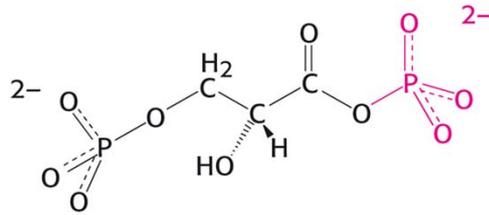
Das wichtigste und vielseitigste aktivierte Trägermolekül in der Zelle ist das ATP (Adenosin-5'-triphosphat). ATP dient als praktischer und vielseitiger Speicher (oder „Zahlungsmittel“) für Energie, um eine Vielzahl von chemischen Reaktionen in der Zelle zu betreiben. ATP wird in einer energetisch ungünstigen Phosphorylierungsreaktion synthetisiert, in der eine Phosphatgruppe an das ADP (Adenosin-5'-diphosphat) angefügt wird. Wenn es erforderlich ist, gibt ATP dieses Energiepaket in einer energetisch günstigen Hydrolyse unter Entstehung von ADP und anorganischem Phosphat ( $\text{P}_i$ ) wieder ab. Das regenerierte ADP steht dann für eine erneute Phosphorylierungsreaktion zur Bildung von ATP zur Verfügung, wodurch in der Zelle ein ATP-Zyklus entsteht.

## Gemischtes (Säure-)Anhydride

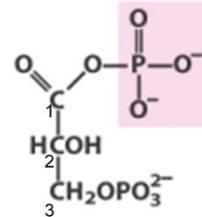
Ein **gemischtes Anhydrid** ist die Verbindung zweier unterschiedler Säuren  
(z.B. Carbonsäure und Phosphorsäure)



Beispiel: **1,3-BPG**



**1,3-Bisphosphoglycerat (1,3-BPG)**



**1,3-Bisphosphoglycerat (1,3-Biphosphoglycerinsäure oder 1,3BPG)** ist ein organisches Molekül mit einer Kette aus drei Kohlenstoffatomen, das im Organismus von Lebewesen vorkommt.

1,3-Bisphosphoglycerat kommt als Stoffwechselintermediat sowohl in der Glykolyse bei der Zellatmung als auch im Calvin-Zyklus bei der Photosynthese vor. Glycolyse: 1,3BPG ist das Vorläufermolekül zu 2,3-Bisphosphoglycerat.

Photosynthese: 1,3BPG ist das Zwischenprodukt zwischen 3-Phosphoglycerat und Glycerinaldehyd-3-phosphat, während der Fixierung des CO<sub>2</sub>.