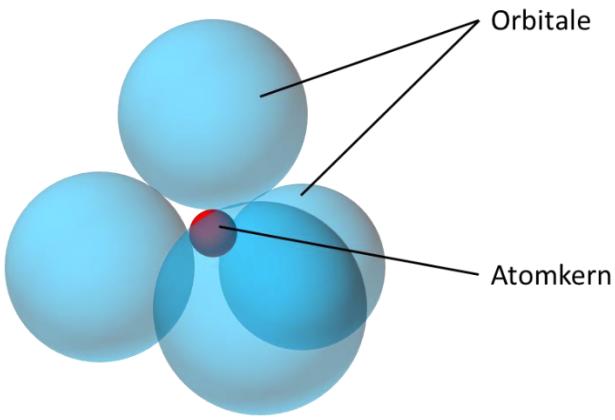
Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 10, SG

Moleküle ... 2
Einfaches Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise ... 2
Zustandekommen einer Elektronenpaarbindung ... 2
Räumlicher Bau von Molekülen ... 3
Mesomerie ... 3
Nomenklatur von organischen Verbindungen ... 5
Prioritäten von funktionellen Gruppen ... 6
Wechselwirkungskonzept ... 7
Elektronegativität ... 7
Polare und unpolare Atombindung ... 7
Dipol-Moleküle und unpolare Moleküle ... 7
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen ... 8
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und physikalische Eigenschaften ... 8
Säure-Base-Reaktionen ... 8
Definitionen ... 8
Strukturelle Voraussetzungen ... 9
Saure und basische Lösungen ... 9
Säure-Base-Indikatoren ... 10
pH-Wert und Stoffmengenkonzentration ... 10
Reversibilität ... 10
Neutralisation ... 11
Titration ... 11
Redoxreaktionen ... 12
Ermitteln von Oxidationszahlen ... 12
Aufstellen von Redoxgleichungen ... 13
Alkohole ... 13
Aldehyd-Nachweise ... 13
Auftreten von Redoxreaktionen in Alltag und Technik ... 13
Elektrophil-Nucleophil-Reaktionen ... 14
Carbonsäureester ... 14
Fette als Carbonsäureester ... 15
Kohlenhydrate ... 15

Moleküle

Einfaches Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise

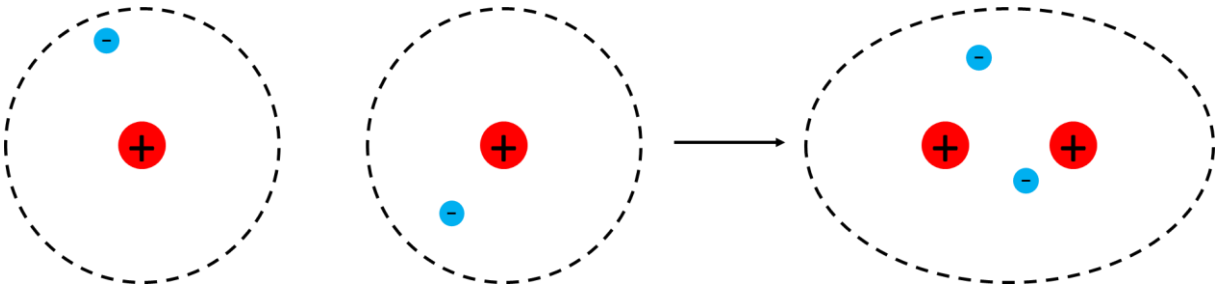
Elektronen halten sich in bestimmten Räumen um den Atomkern herum auf. Ein Orbital ist der Raum, in dem sich das Elektron mit einer Wahrscheinlichkeit von 90% aufhält. In einem Orbital können maximal zwei Elektronen gleichzeitig vorkommen.



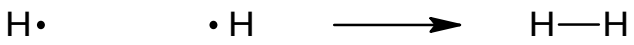
Für die Chemie sind in fast allen Fällen nur die Orbitale der höchsten Energiestufe, in denen sich die Valenzelektronen aufhalten, relevant. Davon gibt es bei jedem Atom (Ausnahme: Wasserstoff, Helium) genau vier Stück. Um nicht alle Elektronen zu zeichnen müssen, verwendet man als Kurzschreibweise für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

Zustandekommen einer Elektronenpaarbindung

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



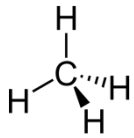
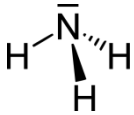
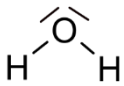
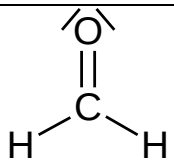
In der Valenzstrichschreibweise sieht das dann folgendermaßen aus:



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

Räumlicher Bau von Molekülen

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

Beispiel	räumlicher Bau	Form	Bindungswinkel
Methan		**Tetraeder**	**109,5°**
Ammoniak		trigonal-pyramidal	107,3°
Wasser		**gewinkelt**	104,5°
Formaldehyd		**trigonal-planar**	**120°**
Ethin		**linear**	**180°**

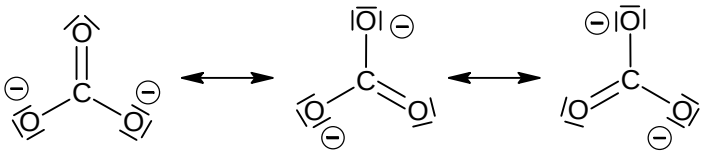
Die Bindungswinkel und die Form sind bei allen Verbindungen mit den gleichen Bindungstypen ähnlich. So wird bei Dreifachbindungen immer ein Winkel von 180° auftauchen, ebenso ist der Winkel bei Doppelbindungen etwa 120° und bei einem Atom, das nur über Einfachbindungen verknüpft ist, bewegt man sich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

Für Bindungslängen gilt:

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

Mesomerie

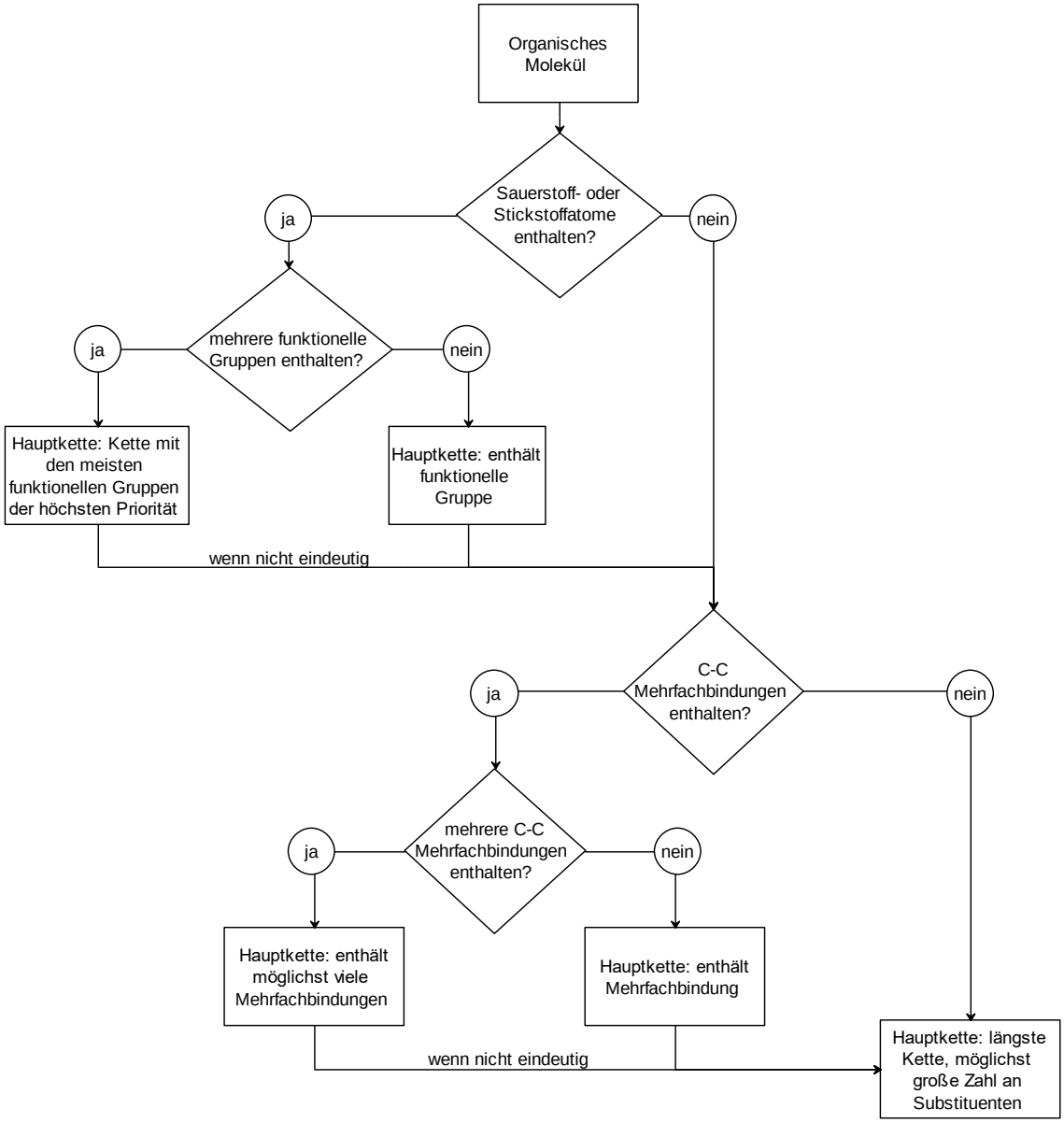
Manche Bindungslängen lassen sich über eine einfache Valenzstrichformel nicht erklären. Das liegt daran, dass Elektronen manchmal über mehr als zwei Atome verteilt (**delokalisiert**) sind. Beim Carbonat-Ion würde man eigentlich eine etwas kürzere Doppelbindung und zwei etwas längere Einfachbindungen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



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

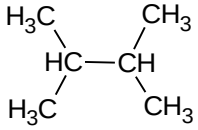
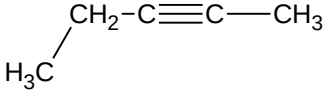
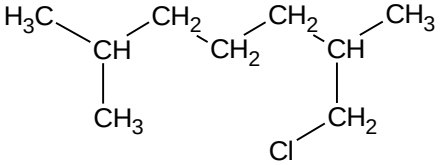
Nomenklatur von organischen Verbindungen

1. Ermitteln der Hauptkette:

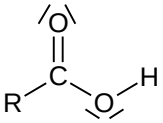
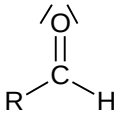
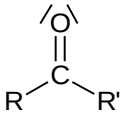
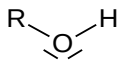
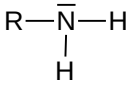


2. Stammsilbe: ergibt sich aus der Anzahl der C-Atome in der Hauptkette – siehe homologe Reihe der Alkane (+Endung „a“, falls mehrere Doppel- oder Dreifachbindungen)
3. Für die Ermittlung der Lokanten (Platzziffern) aller Substituenten und Mehrfachbindungen gilt: Der Substituent/die funktionelle Gruppe,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

Beispiele:

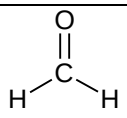
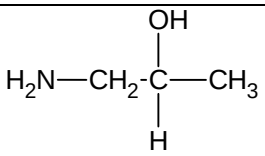
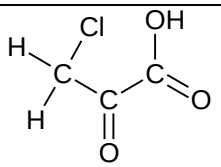
		
2,3-Dimethylbutan	Pent-2-in	1-Chlor-2,6-dimethylheptan

Prioritäten von funktionellen Gruppen

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

←höhere Priorität niedrigere Priorität→

Beispiele:

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

Wechselwirkungskonzept

Elektronegativität

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

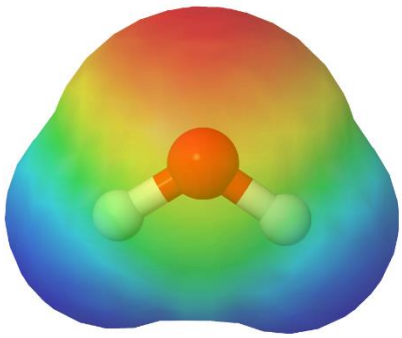
Polare und unpolare Atombindung

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

Dipol-Moleküle und unpolare Moleküle

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

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



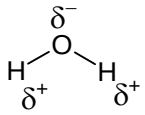
rot: Bereich mit erhöhter Elektronendichte

grün: neutral

blau: Bereich mit erniedrigter Elektronendichte

ladungscodierte Elektronendichteoberfläche eines Wassermoleküls

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



Wassermolekül mit Partialladungen (vgl. oben)

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

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

Name der Wechselwirkung	Voraussetzungen	Beispiele	Stärke nimmt zu →
London-Dispersions-Kräfte	Unpolare Moleküle, ΔEN < 0,5	Cl_2, CH_4	
Dipol-Dipol-Kräfte	Polare Moleküle, ΔEN > 0,5	HCl, CH_2O, H_2S	
Wasserstoffbrücken	Wasserstoffatom, das an ein stark elektronegatives Atom (F, O, N) gebunden ist, freies Elektronenpaar an einem stark elektronegativen Atome	H_2O, HF, NH_3	

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

Dipol-Moleküle sind auch in der Lage mit Ionen in Wechselwirkung zu treten. Dabei wirken sogenannte **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**.

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen und physikalische Eigenschaften

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

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

Säure-Base-Reaktionen

Definitionen

Nach Brönsted ist eine **Säure** ein Teilchen, das in einer Reaktion ein Proton abgibt (**Protonendonator**). Eine **Base** ist ein Teilchen, das in einer Reaktion ein Proton aufnimmt (**Protonenakzeptor**). Säure-Base-Reaktionen sind **Protonenübergänge**. „Protonen" sind in diesem Zusammenhang positiv geladene Wasserstoff-Ionen (H^+). Teilchen, die abhängig vom Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren können, heißen **Ampholyte**.

Bsp.:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

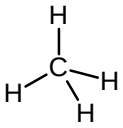
Die Säure ist das Wasserstoffchlorid-Molekül, die Base das Wasser-Molekül. Ein Wasserstoffchlorid-Molekül gibt ein Proton ab, das wiederum von einem Wasser-Molekül aufgenommen wird.

$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

Hier reagiert das Wasser-Molekül als Säure und das Ammoniak-Molekül nimmt ein Proton auf und ist somit die Base.

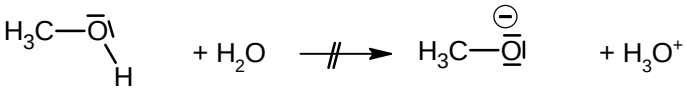
Strukturelle Voraussetzungen

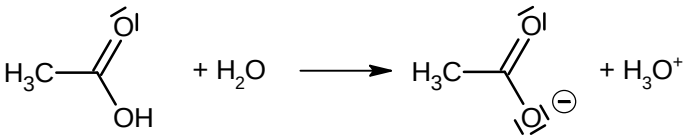
Damit ein Molekül als Säure reagieren kann, muss es mindestens ein Wasserstoff-Atom enthalten, das an ein elektronegatives Atom gebunden ist. Die Bindung ist dann polar, wobei das Wasserstoff-Atom positiv polarisiert ist. Nur in diesem Fall kann der Bindungspartner des Wasserstoffatoms das Elektronenpaar komplett zu sich ziehen und das Proton abgespalten werden.



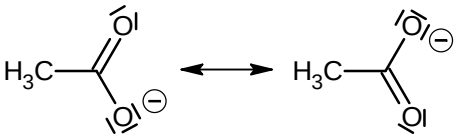
Im Fall des Methan-Moleküls kann keines der Wasserstoff-Atome als Proton abgespalten werden, da die Bindungen zum Kohlenstoff-Atom unpolar sind. Beim Wasserstofffluorid-Molekül hingegen ist das möglich. Die Wasserstoff-Atome im Methan-Molekül sind demnach nicht **acide**, die im Wasserstofffluorid-Molekül schon.

In vielen Fällen genügen diese Voraussetzungen nicht, um Protonen abzuspalten, da die Produkte dieser Reaktion energetisch eher ungünstig sind:





Ethanol-Moleküle geben keine Protonen an Wasser-Moleküle ab, während Essigsäure-Moleküle das tun. Auf den ersten Blick gibt es keinen Unterschied, da in beiden Fällen ein Proton abgespalten würde, das an ein Sauerstoff-Atom gebunden war. Das entstehende Acetat-Ion ist allerdings **mesomeriestabilisiert** und aufgrund der auf mehrere Atome verteilten Ladung im Vergleich zum hypothetisch entstehenden Ion beim Ethanol energetisch günstig:



Basen müssen mindestens ein freies Elektronenpaar zur Verfügung stellen können, an das ein Proton, das selbst keine Elektronen mitbringt, gebunden werden kann.

Saure und basische Lösungen

Beim Lösen von Säuren in Wasser entstehen **Oxonium-Ionen (H_3O^+)**, während basische Lösungen immer **Hydroxid-Ionen (OH^-)** enthalten.

Achtung! Die Begriffe Säure (Teilchenebene) und saure Lösung (Stoffebene) sowie Base (Teilchenebene) und basische Lösung (Stoffebene) sollten immer klar unterschieden werden.

Einige Bezeichnungen (auch bei Chemikern selbst) sind nicht immer sauber. „Salzsäure“ ist per Definition keine Säure, sondern eine saure Lösung, die beim Mischen von Wasserstoffchlorid mit Wasser entsteht. Dabei reagieren die Wasserstoffchlorid-Moleküle als Säure und es entstehen Oxonium-Ionen. Der Begriff „Schwefelsäure“ ist doppelt belegt: Einerseits sind Schwefelsäure-Moleküle in vielen Reaktionen die Säure (richtigerweise!), allerdings ist „Schwefelsäure“ auch der gängige (aber nach Brönsted falsche!) Begriff für die saure Lösung, die entsteht, wenn man Schwefeltrioxid mit Wasser mischt.

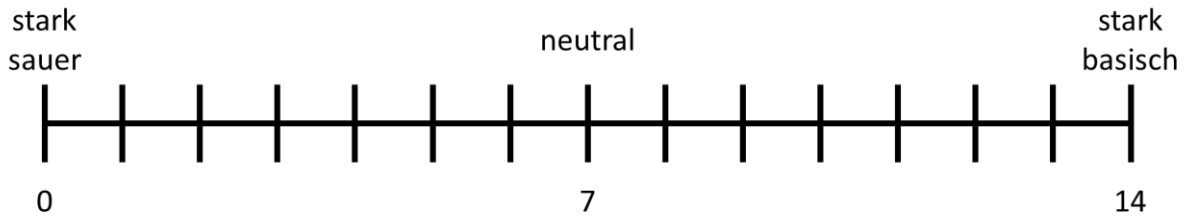
Säure-Base-Indikatoren

Zur Ermittlung, ob eine saure, basische oder neutrale Lösung vorliegt, kann man **Säure-Base-Indikatoren** zugeben. Dabei handelt es sich um Stoffe, die abhängig vom Milieu zu einem reagieren und dabei die Farbe ändern.

Indikator	Farbe im Sauren	Farbe im Neutralen	Farbe im Basischen
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grün	blau

pH-Wert und Stoffmengenkonzentration

Zur Einordnung, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist, wird der sogenannte pH-Wert verwendet. Dieser trifft eine Aussage über die Konzentration an Oxonium- und Hydroxid-Ionen in der Lösung und wird auf einer Skala von 0 bis 14 angegeben, wobei ein pH-Wert von 7 bedeutet, dass die Lösung weder sauer noch basisch ist.



Als weiteres Maß für den sauren bzw. basischen Charakter wird auch die Stoffmengenkonzentration von Oxonium- und Hydroxid-Ionen verwendet. Diese berechnet sich nach folgender Formel:

$$Stoffmengenkonzentration = \frac{Stoffmenge}{Volumen}$$

$$c = \frac{n}{V}$$

Reversibilität

Säure-Base-Reaktionen sind wie viele andere Reaktionen umkehrbar, was man durch einen sogenannten „Gleichgewichtspfeil“ (⇌) kenntlich macht.

Neutralisation

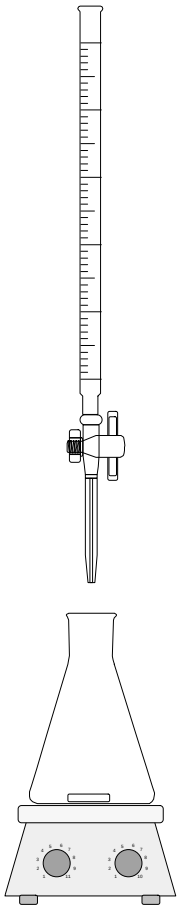
Werden saure und basische Lösungen zusammengegeben, so kommt es zur **exothermen Reaktion zwischen Oxonium- und Hydroxid-Ionen** und es bilden sich Wasser-Moleküle. Nachdem bei der Reaktion die beiden Teilchensorten verbraucht werden und sich bei gleicher Menge eine neutrale Lösung bildet, spricht man von einer **Neutralisation**.

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O$$

Titration

Die Neutralisation kann zur Bestimmung der Konzentration unbekannter saurer/basischer Lösungen genutzt werden. Dazu gibt man z. B. zu einer sauren Lösung, deren Konzentration man bestimmen möchte, genau so viel basische Lösung bekannter Konzentration, bis man durch die Farbänderung eines Indikators sieht, dass man neutralisiert hat. Aus den eingesetzten Volumina und der Konzentration der bekannten Lösung lässt sich dann die Konzentration der unbekannten Lösung berechnen.

Experimentell misst man das zugegebene Volumen meist mittels einer sogenannten Bürette (s. rechts) ab, mit der sich Flüssigkeiten üblicherweise bis auf 0,1 mL genau abmessen lassen.

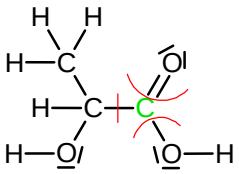


Redoxreaktionen

Ermitteln von Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl gibt an, welche (hypothetische) Ladung ein Ion hätte, wenn man ein Teilchen in seine Atome zerlegen würde und das elektronegativere Element alle Elektronen aus der Bindung erhalten würde.

Bei vorhandener Strukturformel geht man nach folgendem Schema (am Beispiel des grün markierten Kohlenstoff-Atoms) vor:



1. Man ordnet die bindenden Elektronenpaare jeweils dem elektronegativeren Bindungspartner zu (gekennzeichnet durch die roten Linien).
2. Alle zugeordneten und freien Elektronenpaare an diesem Atom werden gezählt (hier genau eines aus der „halbierten“ Bindung zum nächsten Kohlenstoff-Atom).
3. Es gilt: Zahl der Hauptgruppe – Zahl der bei 2. gezählten Elektronen = Oxidationszahl (hier: 4 – 1 = 3)

Wenn keine Strukturformel vorhanden ist, helfen die folgenden Regeln:

1. Elemente, z.B. Cu, F_2, O_2, Ne, Li haben immer die Oxidationszahl 0
2. Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl immer der Ladung. z.B. in Na^+ hat Natrium die Oxidationszahl +I oder in O^{2-} hat Sauerstoff immer die Oxidationszahl –II
3. Die Summe aller Oxidationszahlen, jeweils multipliziert mit der Anzahl der Atome der einzelnen Elemente, ergibt die Ladung des Teilchens.
4. **In Verbindungen** gilt:
    a. Das elektronegativste Element bekommt immer eine negative Oxidationszahl
    b. Fluor hat immer die Oxidationszahl –I
    c. Sauerstoff hat meistens die Oxidationszahl –II (Ausnahme Peroxide: –I)
    d. Halogene haben meistens die Oxidationszahl –I
    e. Wasserstoff hat entweder +I oder –I (in Hydriden)
    f. Für alle Hauptgruppenelemente gilt: 8−Hauptgruppe ≤ Oxidationszahl ≤ Hauptgruppe, z.B. Stickstoff hat in Verbindungen eine Oxidationszahl zwischen –III und +V
    g. Wird bei Verbindungen die Wertigkeit angegeben, so entspricht diese der Oxidationszahl: in Eisen(III)-chlorid hat Eisen die Oxidationszahl +III

Oxidationszahlen werden mit römischen Zahlen über das jeweilige Element geschrieben. Anhand der oben stehenden Regeln kann man z.B. die Oxidationszahl des Mangan-Atoms im Permanganat-Ion (MnO_4^-) bestimmen: Sauerstoff hat hier die Oxidationszahl –II. Die Oxidationszahl von Mangan wird wie folgt bestimmt: $4 \cdot (-2) + x = -1$ (vgl. 3.: Die Summe aller Oxidationszahlen [linke Seite der Gleichung] muss die Ladung des Teilchens ergeben [rechte Seite]) Daraus folgt: Die Oxidationszahl von Mangan ist hier +VII.

Aufstellen von Redoxgleichungen

Bitte immer diesem 8-Punkte-Plan folgen:

1. Ermitteln von Produkten und Edukten für die Teilgleichungen (wenn möglich: nur Ionen, keine kompletten Salze)
2. Bestimmen der Oxidationszahlen
3. Wenn nötig: Ausgleichen der Teilchenzahlen der Elemente, bei denen sich die Oxidationszahlen ändern.
4. Elektronenausgleich: Die Summe der Oxidationszahlen und der einzeln angeschriebenen Elektronen (zählen jeweils als -1) muss auf beiden Seiten gleich sein!
5. Ladungsausgleich: Die Summe der Ladungen auf beiden Seiten wird mit Hilfe von Oxonium-Ionen (im Sauren) oder Hydroxid-Ionen (im Basischen) ausgeglichen.
6. Wasserausgleich: Zählen der Sauerstoffatome auf beiden Seiten und Ausgleichen mit Wassermolekülen.
7. Kontrolle: Zählen der Wasserstoffatome auf beiden Seiten – passt die Anzahl, ist die Gleichung fast immer richtig, passt sie nicht, ist irgendwo vorher ein Fehler unterlaufen.
8. Ausgleichen der Elektronenzahl der Teilgleichungen durch Multiplikation mit entsprechenden Faktoren, Addition der Gleichungen und „Kürzen“ von Teilchen, die sowohl links als auch rechts vorkommen. (Die Elektronen müssen dabei wegfallen)

Bsp.: Reduktion von Permanganat-Ionen durch Natriumsulfit im Sauren zu Mangan(II)-Ionen.

$$MnO_4^- + 5\ e^- + 8\ H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12\ H_2O \quad |\times 2$$
$$SO_3^{2-} + 3\ H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \quad |\times 5$$

$$2\ MnO_4^- + 5\ SO_3^{2-} + 6\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ SO_4^{2-} + 9\ H_2O$$

Alkohole

Je nach Position der OH-Gruppe wird zwischen primären, sekundären und tertiären (OH-Gruppe an einem primären, sekundären oder tertiären C-Atom) Alkoholen unterschieden. Für die Oxidierbarkeit lassen sich folgende Aussagen treffen:

- primäre Alkohole:
  - Schwache Oxidationsmittel setzen den Alkohol zu einem Aldehyd um.
  - Starke Oxidationsmittel setzen den Alkohol zur Carbonsäure um.
- sekundäre und tertiäre Alkohole:
  - Bei sekundären Alkoholen entsteht immer ein Keton
  - Bei tertiären Alkoholen ist eine Oxidation nur unter Zerstörung des C-Atom-Skeletts möglich.

Aldehyd-Nachweise

Aldehyde lassen sich von anderen organischen Stoffen entweder mit der Fehling- oder der Silberspiegel-Probe nachweisen.

Auftreten von Redoxreaktionen in Alltag und Technik

Redoxreaktionen treten immer dann auf, wenn elektrische Energie auf chemischem Weg bereitgestellt wird, d. h. vor allem in Batterien und Akkus (hier wird beim Laden auch die Reversibilität der Reaktionen ausgenutzt) sowie in diversen Brennstoffzelltypen.

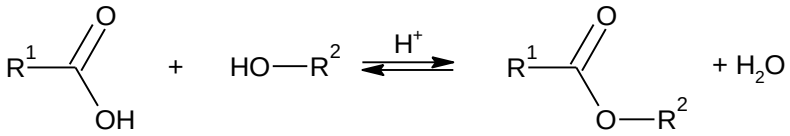
Elektrophil-Nucleophil-Reaktionen

Elektrophil: Teilchen, das in einer Reaktion ein Elektronenpaar aufnimmt. (Elektronenpaarakzeptor)
Nucleophil: Teilchen, das in einer Reaktion ein Elektronenpaar zur Verfügung stellt. (Elektronenpaardonator)

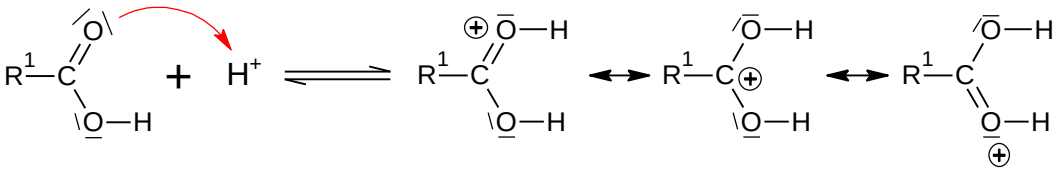
Carbonsäureester

Carbonsäureester lassen sich unter **Säurekatalyse** nach folgendem Schema herstellen:

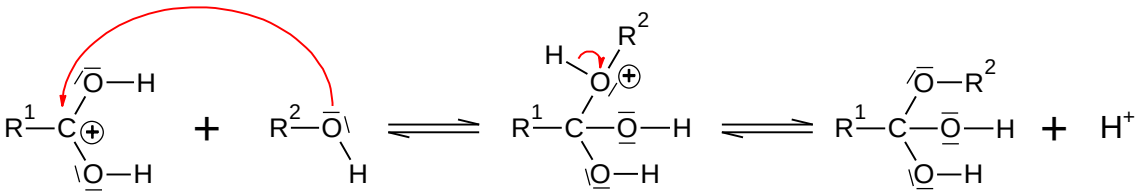
Carbonsäure + Alkohol ⇌ Carbonsäureester + Wasser



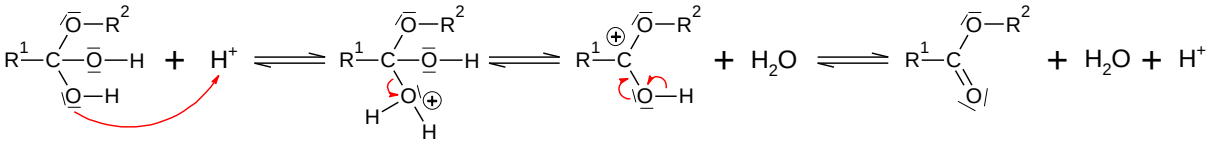
Die Reaktion läuft über mehrere Zwischenschritte ab:
Bildung eines mesomeriestabilisierten Kations durch Protonierung des Carbonsäure-Moleküls:



Nucleophiler Angriff des Alkohol-Moleküls und Deprotonierung:



Erneute Protonierung, Abspaltung eines Wasser-Moleküls und Deprotonierung:



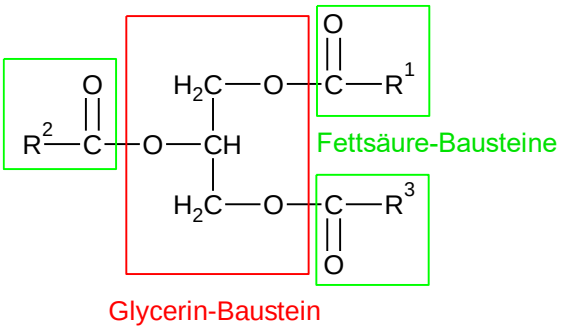
Die Reaktion ist reversibel, Ester lassen sich also auch mithilfe von Wasser in Alkohol und Carbonsäure spalten (**Hydrolyse**).

Die gebildeten Ester sind weniger hydrophil als die Edukte, weshalb sie häufig als Lösemittel für hydrophobe Stoffe eingesetzt werden.

Ester lassen sich durch Basen **irreversibel** spalten, da hier ein Carboxylat-Ion entsteht, das sich nicht mehr als Elektrophil eignet.

Fette als Carbonsäureester

Fette sind Ester, die sich aus Glycerin (Propan-1,2,3-triol) und Fettsäuren (langkettige Carbonsäuren) herstellen lassen:

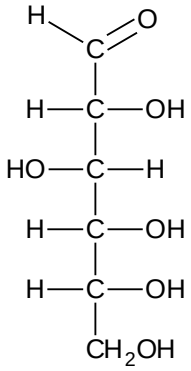


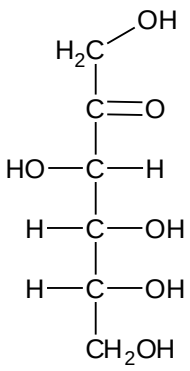
Dabei gilt für R^1, R^2 und R^3 bei natürlich vorkommenden Fetten: Die Fettsäure-Bausteine haben eine gerade Anzahl an Kohlenstoff-Atomen. Man unterscheidet zwischen **gesättigten** (ohne Doppelbindungen im Fettsäure-Rest) und **ungesättigten** (mindestens eine Doppelbindung im Fettsäure-Rest). Die Doppelbindungen sind immer in Z-Konfiguration.

Fette lassen sich durch Erhitzen mit Laugen zu Seifen umsetzen.

Kohlenhydrate

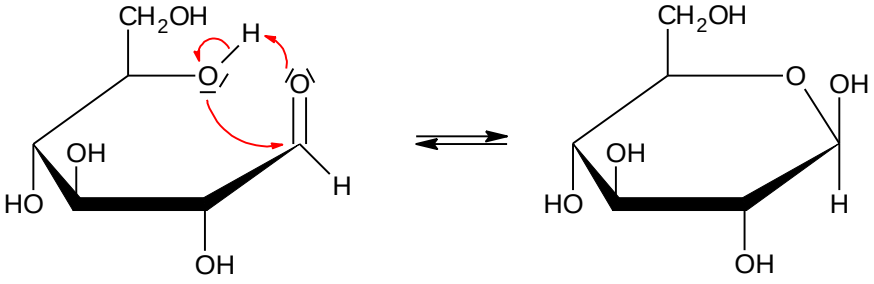
Die beiden wichtigsten Monosaccharide sind Glucose und Fructose. Die beiden Moleküle sind Isomere mit der Molekülformel $C_6H_{12}O_6$:


Glucose

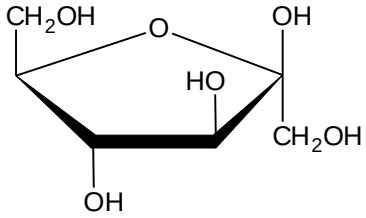
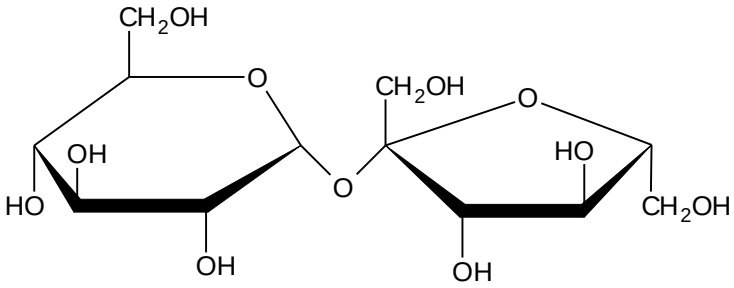

Fructose

Die beiden Moleküle liegen in wässriger Lösung kaum wie in der oben angegebenen Formel vor, sondern neigen zur Bildung von Ringen. Diese Reaktion ist ebenfalls eine Nucleophil-Elektrophil-Reaktion, nämlich eine **nucleophile Addition**.

Bsp. Glucose:



Fructose-Moleküle liegen meistens als Ring mit fünf Atomen vor:



Zwei derartiger Monosaccharid-Moleküle können unter Abspaltung eines Moleküls Wasser zu einem Disaccharid-Molekül reagieren. Sind die beiden Bausteine ein Glucose- und ein Fructose-Baustein, so handelt es sich beim Produkt um ein Saccharose-Molekül: