



## Grundwissen Chemie 10. Klasse (NTG)

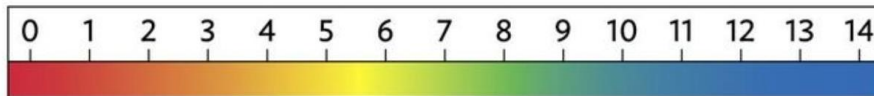
Hinweis: Die folgenden Texte und Abbildungen sind dem im Unterricht eingesetzten Schulbuch entnommen [Quelle: Hollweck; Weingand (Hrsg.), Chemie 10 NTG Gymnasium Bayern, 1. Auflage, Bamberg: C. C. Buchner]

### 1. Eigenschaften und Bedeutung saurer, basischer und neutraler Lösungen (vgl. S. 32-35)

**Saure Lösungen** können z. B. zum Entkalken eingesetzt werden. Sie reagieren mit dem Kalk zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. **Basische Lösungen** können z. B. als Rohrreiniger eingesetzt werden. Saure und basische Lösungen reagieren auch mit unedlen Metallen und eignen sich daher nicht für alle Oberflächen. Zudem sind sie **ätzend** und können die Haut stark reizen, insbesondere in hohen Konzentrationen. Saure und basische Lösungen sind elektrisch leitfähig.

(Säure-Base-) **Indikatoren** sind Farbstoffe, die den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung durch entsprechende Farbänderung anzeigen. Der **pH-Wert** ist ein Maß für den Charakter einer Lösung. Saure Lösungen haben einen pH-Wert unter 7 und basische Lösungen einen pH-Wert über 7. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird als **neutrale Lösung** bezeichnet.

Ein pH-Wert-Unterschied von 1 entspricht einer 10-fachen Verdünnung oder 10-fachen Konzentration einer sauren bzw. basischen Lösung. Ein Universalindikator zeigt je nach pH-Wert unterschiedliche Farben:

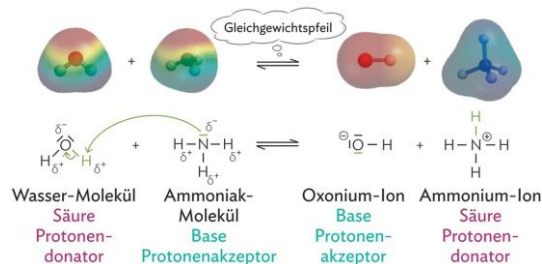


Für jede Körperflüssigkeit eines Lebewesens existiert ein pH-Wert, bei dem Lebensvorgänge optimal verlaufen. Schwankungen des pH-Wertes können drastische Auswirkungen für Mensch und Umwelt haben und ganze Ökosysteme langfristig zerstören.

### 2. Säure-Base-Reaktionen und die Teilchen saurer und basischer Lösungen (S. 40-43)

**Säuren** sind **Protonendonatoren**, also Teilchen, die Protonen abgeben. **Basen** sind **Protonenakzeptoren**, also Teilchen, die Protonen aufnehmen. Bei einer **Säure-Base-Reaktion (= Protolysereaktion)** findet ein Protonenübergang von einer Säure auf eine Base statt. Säure-Base-Reaktionen sind **reversibel**. Die Hin- und Rückreaktion stellt man mithilfe eines **Gleichgewichtspfeils** dar.

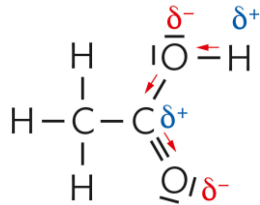
Bei der Reaktion einer Säure mit einem Wasser-Molekül entsteht ein **Oxonium-Ion ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )**. Bei der Reaktion einer Base mit einem Wasser-Molekül entsteht ein **Hydroxid-Ion ( $\text{OH}^-$ )**. Dies sind die charakteristischen Teilchen saurer bzw. basischer Lösungen.



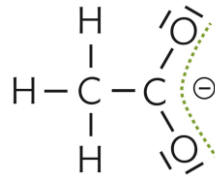
Das Wasser-Molekül kann je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren. Solche Teilchen bezeichnet man als **Ampholyte**.

### 3. Vergleich der Acidität von Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen (S. 46-48)

Die Fähigkeit eines Teilchens, als Protonendonator zu reagieren, ist unterschiedlich stark ausgeprägt. Das Maß dafür bezeichnet man als **Acidität**. **Carbonsäure-Moleküle** besitzen als funktionelle Gruppe die Carboxy-Gruppe und können aufgrund der polarisierten Sauerstoff-Wasserstoff-Bindung ein Proton abspalten. Die Polarität dieser Bindung ist durch Elektronendichteverchiebungen innerhalb des Carbonsäure-Moleküls verstärkt. Hauptgrund für die Acidität des Carbonsäure-Moleküls ist jedoch die Stabilität des Reaktionsprodukts. Die negative Ladung des **Carboxylat-Ions** kann durch Mesomerie stabilisiert werden.



Elektronenverschiebungen  
in einem Carbonsäure-Molekül

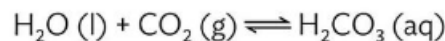


Mesomeriestabilisierung  
eines Carboxylat-Ions

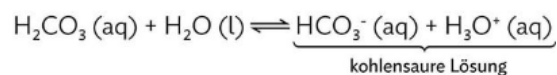
Auch Alkohol-Moleküle enthalten eine polare Sauerstoff-Wasserstoff-Bindung in der funktionellen Gruppe. Jedoch erfolgt weder eine Verstärkung der Polarität durch intramolekulare Elektronendichteverchiebungen, noch kann ein Alkoholat-Ion als Produkt der Reaktion mesomeriestabilisiert werden. Daher reagieren Alkohol-Moleküle im Gegensatz zu Carbonsäure-Molekülen nicht als Säuren.

### 4. Beeinflussung von Säure-Base-Reaktionen aufgrund von Reversibilität (S. 52-53)

Kohlenstoffdioxid ist gut wasserlöslich. Ein geringer Teil des Gases reagiert mit dem Wasser und bildet Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), die schnell wieder zu Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt. Die Reaktion ist also reversibel.



Kohlensäure kann zudem mit Wasser zu kohlensaurer Lösung weiterreagieren. Auch hierbei handelt es sich um eine reversible Reaktion.

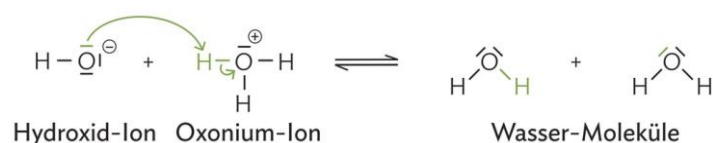


Je höher der Druck und je geringer die Temperatur ist, desto mehr Kohlenstoffdioxid löst sich im Wasser. Bei kühlen Temperaturen kann ein Teil des atmosphärischen Kohlenstoffdioxids daher von den Ozeanen aufgenommen werden. Bei steigender Temperatur wird vermehrt Kohlenstoffdioxid an die Atmosphäre abgegeben.

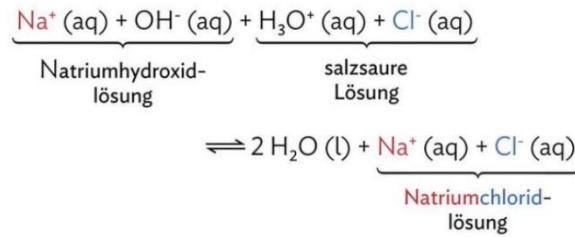
Je mehr Kohlenstoffdioxid sich in der Atmosphäre befindet, desto mehr löst sich wiederum im Wasser und desto mehr Kohlensäure wird gebildet. Der pH-Wert des Wassers sinkt. Dies hat Folgen für die Organismen in den Meeren. So wird z. B. das Kalkgerüst vieler Lebewesen beschädigt.

### 5. Neutralisation und Konzentrationsbestimmung durch Titration (S. 60-61, 64-67)

Bei einer **Neutralisationsreaktion** reagieren gleiche Stoffmengen Hydroxid- und Oxonium-Ionen in einer stark exothermen Reaktion zu Wasser-Molekülen.



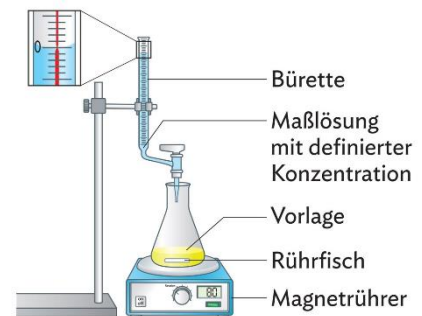
Dampft man die entstehende Lösung ein, erhält man ein Salz.



Die Neutralisation kann zur Bestimmung der **Stoffmengenkonzentration c** einer sauren oder basischen Lösung genutzt werden. Die Stoffmengenkonzentration ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffs x und dem Gesamtvolumen V der Lösung:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})}$$

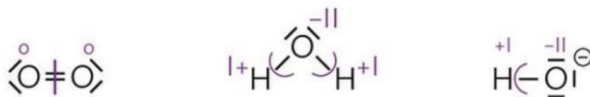
Soll die Stoffmengenkonzentration z. B. einer sauren Probelösung mittels **Titration** bestimmt werden, wird ein bestimmtes Volumen der Lösung (**Vorlage**) mit einem passenden Indikator versetzt. Anschließend wird so lange eine basische **Maßlösung** bekannter Stoffmengenkonzentration zugetropft, bis es zum vollständigen Farbumschlag des Indikators kommt. Dieser zeigt den **Äquivalenzpunkt** an, an dem gleiche Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagiert haben. Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Konzentration der Probelösung berechnet werden (vgl. FM S. 71).



## 6. Oxidationszahlen (S. 92-94)

Metalle reagieren mit molekularen Stoffen in Redoxreaktionen. Dabei finden jeweils Elektronenübergänge statt. Um festzustellen, welche Atome eines Moleküls oder Molekül-Ions Elektronen aufnehmen bzw. abgeben, nutzt man **Oxidationszahlen (OZ)**.

Oxidationszahlen lassen sich aus den Valenzstrichformeln von Molekülen und Molekül-Ionen ermitteln. Die Bindungselektronen werden dafür formal aufgeteilt bzw. dem elektronegativeren Bindungspartner zugeordnet. Die Oxidationszahl ergibt sich aus der Differenz zwischen der Anzahl der zugeordneten Valenzelektronen und der Valenzelektronen im ungebundenen Atom.



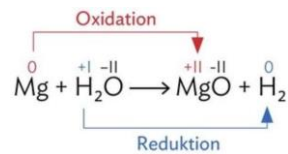
Alternativ können folgende Regeln genutzt werden. Widersprechen sich zwei Regeln, so gilt die zuerst genannte.

Atome von Elementen	OZ = 0
Atom-Ionen	OZ = Ionenladungszahl
Moleküle	Summe aller OZ = 0
Molekül-Ionen	Summe aller OZ = Ladungszahl des Molekül-Ions
1. Metall-Atome in Verbindungen	positive OZ
2. Fluor-Atome in Verbindungen	OZ = -1
3. Wasserstoff-Atome	meist OZ = +1
4. Sauerstoff-Atome	meist OZ = -2
5. Chlor-, Brom- und Iod-Atome	meist OZ = -1

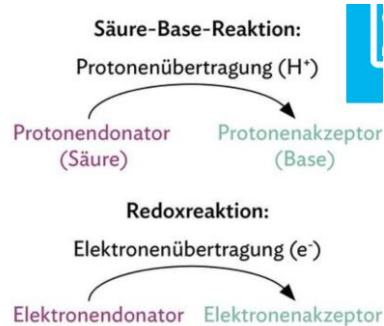
## 7. Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen im Vergleich (S. 95, 98)

Säure-Base-Reaktionen und **Redoxreaktionen** lassen sich mithilfe der Oxidationszahlen unterscheiden. Bleiben alle Oxidationszahlen gleich, handelt es sich um eine Säure-Base-Reaktion. Ändern sich die Oxidationszahlen, handelt es sich um eine Redoxreaktion.

Eine Erhöhung der Oxidationszahl entspricht einer **Oxidation** und eine Erniedrigung der Oxidationszahl einer **Reduktion**.



Sowohl Säure-Base-Reaktionen als auch Redoxreaktionen verlaufen nach dem **Donator-Akzeptor-Konzept**.



## 8. Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen (S. 99-101)

Redoxreaktionen können in sauren und basischen Lösungen unterschiedlich verlaufen. So entstehen bei der Reaktion von Kaliumpermanganat mit Natriumsulfit in saurer Lösung Mangan(II)-Ionen und in basischer Lösung Mangan(VI)-Ionen.

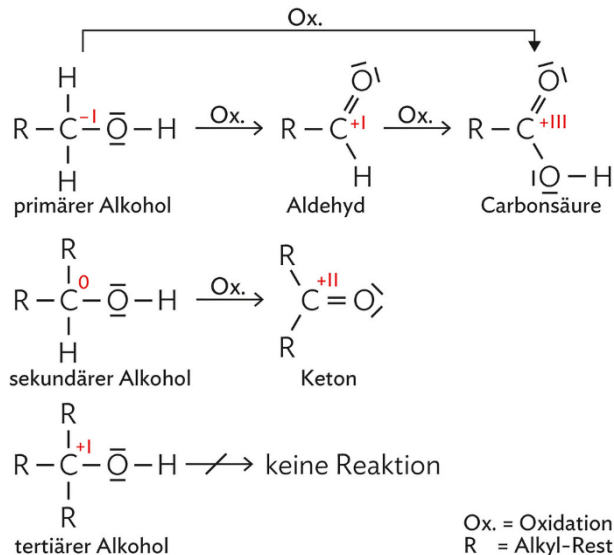


Beim Aufstellen der Teilgleichungen von Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen müssen folgende Schritte berücksichtigt werden:

- Oxidationszahlen ermitteln.
- Änderung der Oxidationszahlen mit entsprechender Anzahl Elektronen ausgleichen.
- Ladungen je nach saurem oder basischem Charakter der Lösung mit Oxonium- oder Hydroxid-Ionen ausgleichen.
- Atombilanz mit Wasser-Molekülen ausgleichen.

## 9. Redoxreaktionen von Alkoholen und Aldehyden (S. 104-106)

Je nach Stellung der Hydroxy-Gruppe im Molekül unterscheidet man **primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole**. Die Moleküle primärer Alkohole können zu Aldehyd-Molekülen bzw. mit starken Oxidationsmitteln zu Carbonsäure-Molekülen oxidiert werden. Die Moleküle sekundärer Alkohole können zu Keton-Molekülen oxidiert werden. Die Moleküle tertiärer Alkohole können in wässrigen Lösungen nicht oxidiert werden.



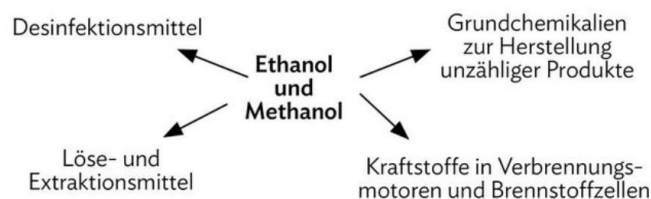
Die Oxidierbarkeit von Aldehyd-Molekülen macht man sich beim Nachweis von Aldehyden zunutze. Bei der **Silberspiegelprobe** werden Silber(I)-Ionen zu Silber-Atomen reduziert. Bei der **Fehling-Probe** werden Kupfer(II)-Ionen zu Kupfer(I)-Ionen reduziert. Die Aldehyde werden jeweils zu Carbonsäuren oxidiert.

Ein weiterer Nachweis für Aldehyde ist die **Schiffsche Probe**, bei der keine Redoxreaktion stattfindet.

### 10. Alkohole im Alltag: Ethanol und Methanol (S. 110-113)

**Ethanol** kann mithilfe von Hefen durch **alkoholische Gärung** gewonnen und durch Destillation aufkonzentriert und gereinigt werden. Im Straßenverkehr ist der Konsum alkoholischer Getränke tabu, da die Konzentrations- und Reaktionsfähigkeit abnimmt. Ein übermäßiger Alkoholkonsum kann zu einer **Abhängigkeit** und **körperlichen Schädigungen** führen. Dazu zählen Schädigungen des Gehirns, des Nervensystems, des Herz-Kreislauf-Systems, der Muskulatur, des Verdauungssystems und der Leber.

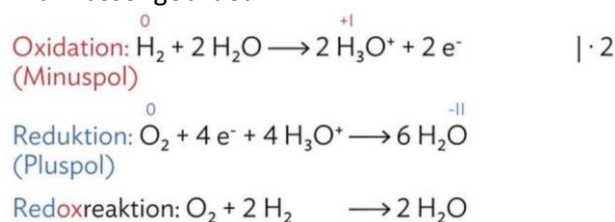
**Methanol** entsteht als giftiges Nebenprodukt bei der alkoholischen Gärung. Ethanol und Methanol sind zudem industriell sehr bedeutsam:



### 11. Weitere Redoxreaktionen in Alltag und Technik (S. 92-93; 118-121)

In **Brennstoffzellen** kann chemische Energie eines Brennstoffs in elektrische Energie umgewandelt werden. Dazu wird der Brennstoff kontinuierlich zugeführt.

In einer Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle wird Wasserstoff am Minuspol oxidiert und Sauerstoff am Pluspol reduziert. Es wird Wasser gebildet.



Die Elektronenübertragung erfolgt über einen metallischen Leiter. Mit dem elektrischen Strom kann ein Verbraucher angetrieben werden.

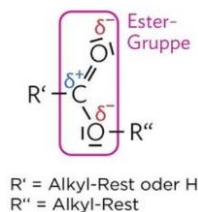
Der benötigte Wasserstoff kann durch Elektrolyse von Wasser gewonnen werden. Bei der Elektrolyse wird elektrische in chemische Energie umgewandelt, bei der Brennstoffzelle ist es umgekehrt. Auf diese Weise kann Energie aus Solaranlagen gespeichert werden. Man spricht dann von **Solarwasserstofftechnologie**.

Auch bei der **Metallgewinnung** spielen Redoxreaktionen eine große Rolle. So wird Kupfer in einem komplexen Verfahren aus dem Erz Chalkopyrit ( $\text{CuFeS}_2$ ) gewonnen. Das noch verunreinigte Rohkupfer wird mithilfe einer elektrolytischen Raffination gereinigt.

Beim **Löschen von Metallbränden** ist Vorsicht geboten, da die Metalle mit den üblichen Löschmitteln Wasser und Kohlenstoffdioxid jeweils in einer Redoxreaktion reagieren.

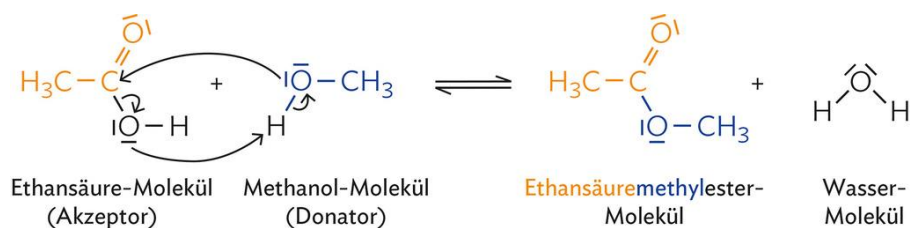
## 12. Carbonsäureester (S. 138-141, 144-151)

Die Stoffklasse der **Carbonsäureester** ist sowohl in der Natur als auch in der Industrie von enormer Bedeutung. Die Moleküle der Carbonsäureester enthalten eine polare funktionelle Gruppe, die **Ester-Gruppe**, an der zwei unpolare Alkyl-Reste hängen.

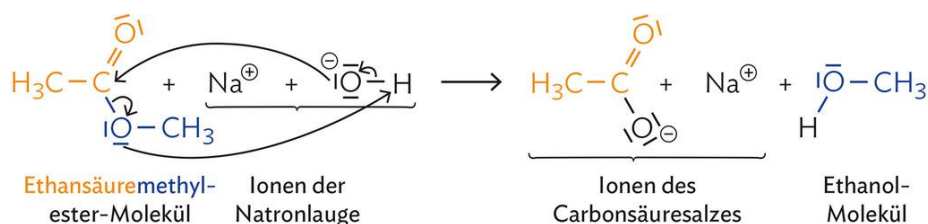


Die Länge der Alkyl-Reste in den Molekülen beeinflusst die physikalischen Eigenschaften der Carbonsäureester. Die Löslichkeit in Wasser sinkt mit steigender Länge der Alkyl-Reste, da die polare Ester-Gruppe an Einfluss verliert. Aus diesem Grund sind die meisten Carbonsäureester **lipophil**. Aufgrund der geringen Polarität wirken zwischen den Carbonsäureester-Molekülen hauptsächlich LONDON-Dispersionswechselwirkungen und nur schwache Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. Somit ergeben sich **niedrigere Siedetemperaturen** als die der entsprechenden Alkohole, deren Moleküle untereinander Wasserstoffbrücken ausbilden können.

Carbonsäureester kann man in einer säurekatalysierten **Esterkondensation** aus Alkoholen und Carbonsäuren herstellen. Die Reaktion verläuft nach dem **Donator- Akzeptor-Prinzip**. Dabei wird ein Elektronenpaar von einem **nukleophilen** Teilchen (Donator) zu einem **elektrophilen** Teilchen (Akzeptor) hin verschoben:



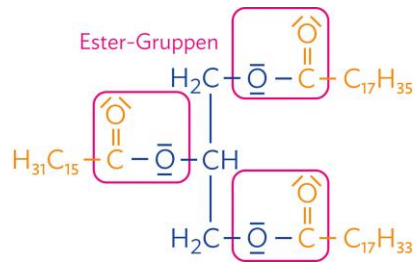
Die Esterkondensation ist **reversibel** (umkehrbar). Die Umkehrreaktion ist die säurekatalysierte **Esterhydrolyse**. Auch in basischen Lösungen reagieren Ester zu den entsprechenden Alkoholen und Carbonsäuren. Die baseninduzierte Esterhydrolyse ist **irreversibel** (nicht umkehrbar):



Die einzelnen Schritte der Esterkondensation bzw. -hydrolyse können in einem **Reaktionsmechanismus** dargestellt werden (vgl. S. 145 bzw. 147).

### 13. Fette (S. 154-159)

**Fette** sind Carbonsäureester, die durch Esterkondensation des Alkohols Glycerin (Propan-1,2,3-triol) mit drei **Fettsäuren** (Carbonsäuren) gebildet werden können. Alle Fette sind lipophil und hydrophob.



Für weitere physikalische Eigenschaften ist der Bau der Fettsäure-Reste entscheidend. **Gesättigte** Fettsäure-Reste enthalten nur Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoff-Atomen, **ungesättigte** Fettsäure-Reste enthalten mind. eine Doppelbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen. Liegen hauptsächlich lange, gesättigte Fettsäure-Reste vor, so führen starke zwischenmolekulare Wechselwirkungen zu hohen Schmelzbereichen. Da die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindungen in ungesättigten Fettsäure-Resten meist Z-konfiguriert sind, weisen die Reste eine abgewinkelte Struktur auf und die Fett-Moleküle können untereinander nicht so gut wechselwirken. Solche Fette schmelzen daher bei niedrigeren Temperaturen. Ist das Gemisch aus verschiedenen Fett-Molekülen bei Raumtemperatur flüssig, so spricht man von einem **fetten Öl**. Da sich Fette aus unterschiedlich aufgebauten Fett-Molekülen zusammensetzen, gibt es keine exakte Schmelztemperatur, sondern einen Schmelzbereich. Fette werden vielseitig eingesetzt. Neben ihrer Bedeutung als Hauptnährstoff werden sie zur Herstellung industrieller Produkte, wie Kosmetika, Seifen und Waschmittel, sowie für die Energiewirtschaft benötigt. Der Anbau von Pflanzen für die industrielle Öl-Produktion, z. B. für Biokraftstoffe, ist jedoch umstritten.

### 14. Seifen, moderne Tenside und Waschmittel (S. 162-165; 168-169)

**Seifen** können aus Fetten durch baseninduzierte Esterhydrolyse (Verseifung) hergestellt werden. Das Natrium- bzw. Kaliumsalz des Fettsäure-Anions (z. B. H<sub>3</sub>C-(CH<sub>2</sub>)<sub>16</sub>-COO<sup>-</sup>) wird als Seife bezeichnet. Seifen gehören zur Stoffklasse der **Tenside**. Allen Tensiden ist gemeinsam, dass sie **amphiphil** sind. Die Tensid-Teilchen haben also einen polaren und einen unpolaren Abschnitt. Man unterscheidet anionische, kationische, zwitterionische und nicht-ionische Tenside.



Tensid-Teilchen lagern sich aufgrund ihrer polaren und unpolaren Bereiche an der Grenzfläche zwischen unterschiedlichen Stoffen an und setzen dabei die Oberflächenspannung herab. Sie sind **grenzflächenaktiv**. Tenside werden aufgrund dieser Eigenschaft als **Emulgatoren** eingesetzt. Auch die Anwendung von Tensiden als Reinigungsmittel basiert auf deren Grenzflächenaktivität. Die Tensid-Teilchen lagern sich mit ihren unpolaren Bereichen an Schmutz-Teilchen an und umschließen diese in Form von **Micellen**, die dann mit dem Washwasser abtransportiert werden.



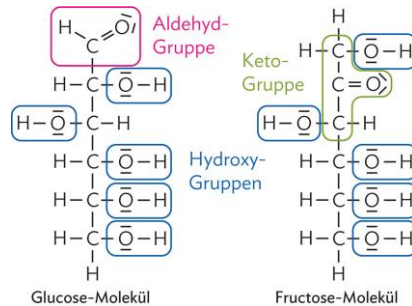
Seifen haben gegenüber synthetischen Tensiden einige Nachteile. In sauren Lösungen reagieren sie zu den Fettsäuren, die als Feststoffe ausfallen. Mit Wasser bilden sie basische Lösungen, die schädlich für die zu reinigenden Oberflächen sein können. In kalkhaltigem Wasser entsteht schwerlösliche Kalkseife,

die einen unansehnlichen Grauschleier auf der Kleidung hinterlässt (Reaktionsgleichungen siehe S. 165).

Waschmittel enthalten daher synthetische Tenside. Zudem sind weitere Stoffe zugesetzt: **Enthärter** unterbinden die Bildung von Kalkseife. **Enzyme** spalten große Moleküle und erleichtern so das Einschließen in Micellen. **Bleichmittel** zerstören Farbstoffe, z. B. von Rotwein. **Optische Aufheller** lassen vergilbte Kleidung wieder heller erscheinen. **Inhibitoren** verhindern Schaumbildung und das Abfärben von Kleidungsstücken. Viele der Zusatzstoffe sind aufgrund ihrer Umweltschädlichkeit umstritten oder wurden bereits verboten bzw. ersetzt.

### 15. Monosaccharide und Disaccharide (S. 172-177)

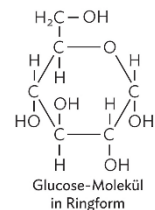
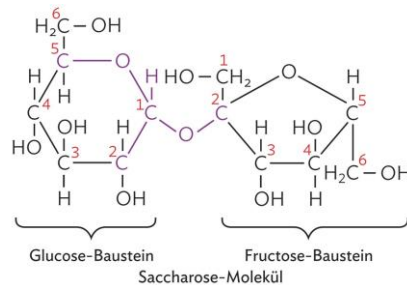
Mit dem Alltagsbegriff „Zucker“ sind meist Mono- und Disaccharide gemeint. **Glucose** und **Fructose** sind die bekanntesten **Monosaccharide**.



Glucose- und Fructose-Moleküle sind Konstitutionsisomere, die in basischer Lösung ineinander (oder in andere Isomere) umgewandelt werden können. Diese Umlagerung bezeichnet man als **Keto-Enol-Tautomerie**. Aufgrunddessen verlaufen Aldehydnachweise in basischer Lösung sowohl mit Glucose als auch mit Fructose positiv.

Durch eine **nukleophile Addition** kann aus der offenkettigen Form der Monosaccharid-Moleküle ein Ringschluss erfolgen.

Das bekannteste **Disaccharid** ist **Saccharose** (Haushaltszucker). Saccharose-Moleküle sind **Vollacetale** aus einem Glucose- und einem Fructose-Baustein.



Kohlenhydrate sind Energielieferanten für den Körper. Mono- und Disaccharide sollten jedoch nur in geringem Umfang aufgenommen werden. Bei der Auswahl der Lebensmittel für eine gesunde Ernährung hilft der Ernährungskreis (vgl. S. 177).

#### Zudem sollst du die folgenden Fachmethoden beherrschen:

- I. Fachmethode: Salze als Produkte von Neutralisationsreaktionen benennen (S. 65)
- II. Fachmethode: Reaktionsgleichungen für Neutralisationen in Ionenschreibweise aufstellen (S. 67)
- III. Fachmethode: Titrations berechnen (S. 71)
- IV. Fachmethode: Oxidationszahlen ermitteln und anwenden (S. 94)
- V. Fachmethode: Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen aufstellen (S. 100)
- VI. Fachmethode: Aldehyde-Nachweisen (S. 103)
- VII. Fachmethode: Carbonsäureester-Moleküle benennen können (S. 141)