



## Grundwissen Chemie 10. Klasse (SG)

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

### 1. Das Orbitalmodell und die Elektronenpaarbindung (S. 22-27)

**Orbitale** sind Elektronenwolken, in denen sich maximal zwei Elektronen mit 99 %-iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Bei der Bildung einer **Elektronenpaarbindung** überlappen zwei einfach besetzte **Atomorbitale** unter Freisetzung von **Bindungsenergie** zu einem **Molekülorbital**.

In der Valenzstrichformel wird ein Valenzelektron als Punkt und ein Valenzelektronenpaar als Strich gezeichnet. Elektronenpaare, die an der Ausbildung der Bindung beteiligt sind, bezeichnet man als **bindend**, alle anderen als **nicht-bindend**. Die Anzahl an Elektronen, die ein Atom für die Bildung bindender Elektronenpaare zur Verfügung stellen kann, nennt man **Bindigkeit**.

Durch die Ausbildung von Elektronenpaarbindungen können Atome die Edelgaskonfiguration erreichen, da das bindende Elektronenpaar beiden Atomen zugeordnet wird.

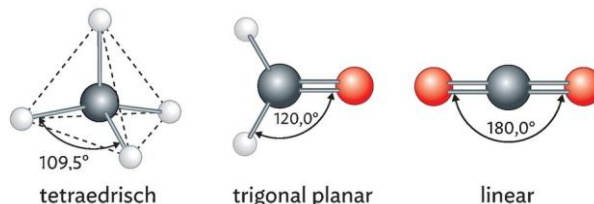


### 2. Der räumliche Bau von Molekülen und Molekül-Ionen (S. 30-33)

Moleküle, die eine positive oder negative Gesamtladung tragen, nennt man **Molekül-Ionen**. Die Gesamtladung resultiert aus einer ungleichen Anzahl positiver und negativer **Formalladungen**.

Kann die tatsächliche Elektronenverteilung im Molekül oder Molekül-Ion nicht durch eine einzige Valenzstrichformel, sondern nur mithilfe mehrerer Grenzformeln dargestellt werden, spricht man von **Mesomerie**.

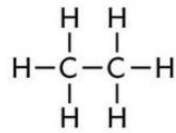
Nach dem **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA- Modell)** ordnen sich die Atome in einem Molekül oder Molekül-Ion räumlich um ein Zentralatom an und die Elektronenpaare nehmen den größtmöglichen Abstand zueinander ein. Dadurch ergeben sich Molekülgeometrien mit unterschiedlichen **Bindungswinkeln**, z. B.:



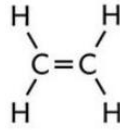
### 3. Kohlenwasserstoff-Moleküle (S. 36-43)

**Alkane** bestehen aus Molekülen, deren Kohlenstoff-Atome stets über Einfachbindungen verbunden sind. Sie haben die allgemeine Molekülformel  $C_nH_{2n+2}$ .

Bei **Alkenen** enthalten die Moleküle eine **Doppelbindung**, bei **Alkinen** eine **Dreifachbindung** zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen. Die allgemeinen Molekülformeln sind  $C_nH_{2n}$  für Alkene und  $C_nH_{2n-2}$  für Alkine. Es gibt unverzweigte und verzweigte Kohlenwasserstoff-Moleküle. (Benennung S. 39/42 f.)



Alkan-Molekül (Ethan)

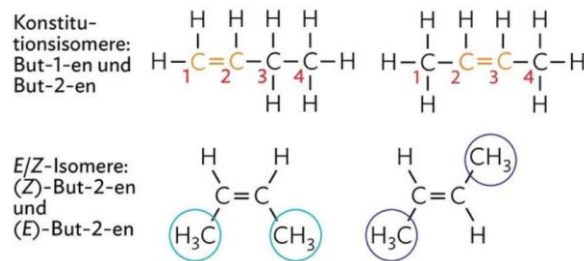


Alken-Molekül (Ethen)



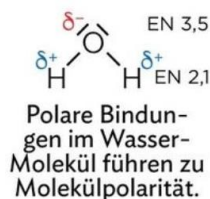
Alkin-Molekül (Ethin)

**Isomerie** nennt man das Auftreten mehrerer Moleküle mit gleicher Molekülformel, aber unterschiedlichem Molekülbau. **Konstitutionsisomere** haben unterschiedliche Verknüpfungen der Atome im Molekül. Bei **E/Z-Isomeren** sind die Atome im Molekül räumlich unterschiedlich angeordnet, was auf fehlende Drehbarkeit um die Doppelbindung in Alken-Molekülen zurückzuführen ist.



#### 4. Polarität und Wechselwirkungen zwischen Teilchen (S. 52-55; 58-63)

**Elektronegativität EN** ist ein Maß für die Stärke eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen. Ziehen beide Atome die Bindungselektronen gleich stark an, handelt es sich um eine **unpolare Elektronenpaarbindung**. Zieht ein Bindungspartner deutlich stärker an den Elektronen ist die Bindung **polar**. Innerhalb des Moleküls kommt es zu unterschiedlichen Ladungsschwerpunkten, es entstehen **Partiellladungen**. Ab einer Elektronegativitätsdifferenz von über 0,4 spricht man von **Bindungspolarität**. Wenn ein Molekül eine polare Elektropaarbindung und eine unsymmetrische Verteilung von Ladungsschwerpunkten hat, so liegt **Molekülpolarität** vor. Das Molekül ist dann ein **permanenter Dipol**.



Wasser-Moleküle bilden mit Ionen starke **Ion-Dipol-Wechselwirkungen**. In einer Salzlösung entstehen dadurch um die Ionen **Hydrathüllen** aus Wasser-Molekülen.

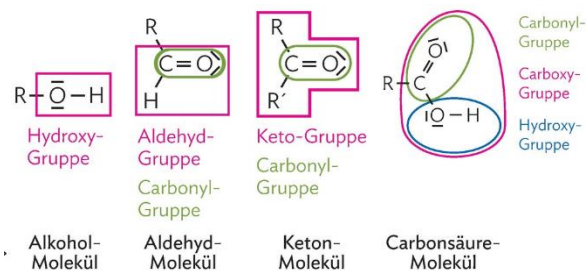
Die Besonderheiten des Stoffes Wasser, wie hohe Siede- und Schmelztemperatur, **Dichteanomalie** und hohe **Oberflächenspannung**, sind auf die starken **Wasserstoffbrücken** zwischen den Wasser-Molekülen zurückzuführen. Zwischen Molekülen mit permanenten Dipolen, die keine Wasserstoffbrücken ausbilden, wirken die etwas schwächeren **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen**. Moleküle mit temporären Dipolen bilden nur sehr schwache **LONDON-Dispersionswechselwirkungen**. Die letzten beiden Wechselwirkungsarten werden als **VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen** zusammengefasst (Übersicht S. 209).

## 5. Alkohole, Aldehyde, Ketone und Carbonsäuren (vgl. 65-67)

Alkohol-Moleküle enthalten **Hydroxy-Gruppen**, Aldehyd-Moleküle **Aldehyd-Gruppen**, Keton-Moleküle **Keto-Gruppen** und Carbonsäure-Moleküle **Carboxy-Gruppen**.

Es handelt sich um polare funktionelle Gruppen. Zur Benennung der Moleküle wird dem Stammnamen des zugrundeliegenden Alkans die Endung „-ol“, „-al“, „-on“ bzw. „-säure“ angefügt (vgl. S. 65).

(R: H bzw. Alkyl-Rest)



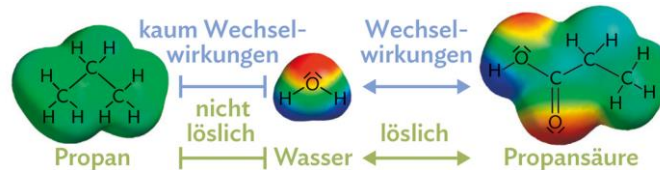
## 6. Eigenschaften molekularer Stoffe (S. 70-75; S. 78-79)

Starke Wechselwirkungen zwischen den Molekülen eines Stoffes führen zu hohen **Schmelz- und Siedetemperaturen** sowie einer hohen **Viskosität**.

Starke Wechselwirkungen zwischen den Molekülen verschiedener Stoffe führen zu einer guten **Löslichkeit** der Stoffe. Je stärker sich die Moleküle der beiden Stoffe in ihren Polaritäten ähneln, umso mehr Wechselwirkungen sind möglich.

Stoffe mit polaren Molekülen kommen als **hydrophile** Lösemittel zum Einsatz, z. B. Wasser. Stoffe mit unpolaren Molekülen werden als **hydrophobe** bzw. **lipophile** Lösemittel genutzt, z. B. Alkane in Waschbenzin.

Stoffe mit Molekülen, die polare und unpolare Anteile haben, nennt man **amphiphil**, z. B. Ethanol.



Erdöl ist ein fossiler Rohstoff und Energieträger, der nur begrenzt zur Verfügung steht. Das giftige und umweltschädigende Stoffgemisch enthält hauptsächlich Alkane. Aufgrund der lipophilen Eigenschaften setzt man kurzkettige Alkane wie Heptan u. a. als Lösemittel für Lacke und Kleber ein.

## 7. Saure und basische Lösungen – Säuren und Basen (S. 92-99)

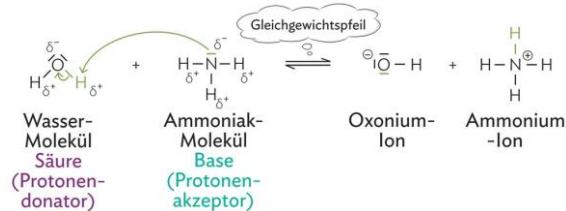
**Saure Lösungen** wie salzsaure Lösung und Essigsäurelösung sowie **basische Lösungen** wie Ammoniak- und Natriumhydroxidlösung sind ätzend.

(Säure-Base-) **Indikatoren** sind Farbstoffe, die den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung durch entsprechende Farbänderung anzeigen (vgl. S. 93).

Saure Lösungen haben einen **pH-Wert** unter 7 und basische Lösungen einen pH-Wert über 7. Je näher der pH-Wert an der 7 ist, desto schwächer sauer bzw. basisch ist die Lösung. Eine Lösung mit einem pH-Wert von 7 wird als **neutrale Lösung** bezeichnet.

Viele Prozesse im menschlichen Körper und in Ökosystemen hängen vom pH-Wert ab und reagieren sensibel auf pH-Wert-Änderungen.

**Säuren** sind **Protonendonatoren**, also Teilchen, die Protonen abgeben. **Basen** sind **Protonenakzeptoren**, also Teilchen, die Protonen aufnehmen. Bei einer **Säure-Base-Reaktion** 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.

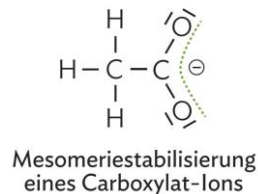


Bei der Reaktion von Säuren mit Wasser-Molekülen entstehen **Oxonium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )**, die charakteristischen Teilchen saurer Lösungen. Bei der Reaktion von Basen mit Wasser-Molekülen entstehen **Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ )**, die charakteristischen Teilchen basischer Lösungen. Das Wasser-Molekül kann je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren. Solche Teilchen bezeichnet man als **Ampholyte**.

### 8. Vergleich der Acidität von Carbonsäure- und Alkohol-Molekülen (S. 102-104)

Die Fähigkeit eines Teilchens als Protonendonator zu reagieren, ist unterschiedlich stark ausgeprägt. Das Maß dafür bezeichnet man als **Acidität**.

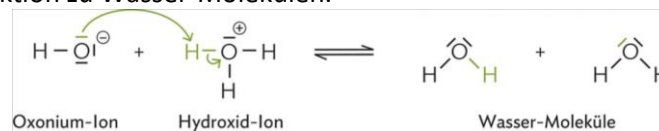
**Carbonsäure-Moleküle** besitzen eine vergleichsweise hohe Acidität, da es durch Elektronenverschiebungen innerhalb der Carboxy-Gruppe zu einer verstärkten Polarisierung der O-H-Bindung kommt und die negative Ladung des **Carboxylat-Ions** durch **Mesomerie** stabilisiert wird.



Alkohol-Moleküle besitzen eine deutlich geringere Acidität, da es nicht zu einer verstärkten Polarisierung der O-H-Bindung kommt und das Alkoholat-Ion nicht durch Mesomerie stabilisiert wird.

### 9. Neutralisation und Konzentrationsbestimmung durch Titration (S. 108-109; S. 112-115)

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



Es entsteht eine neutrale Lösung. Dampft man diese ein, erhält man ein Salz (Benennung S. 109). Die Neutralisation kann zur Bestimmung der **Stoffmengenkonzentration**  $c$  einer sauren oder basischen Lösung genutzt werden. Die Stoffmengenkonzentration ist der Quotient aus der Stoffmengen  $n$  des gelösten Stoffs  $x$  und dem Gesamtvolumen  $V$  der Lösung:  $c(x) = n(x) / V(\text{Lösung})$

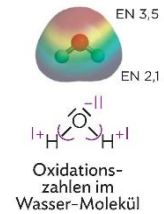
Soll die Stoffmengenkonzentration z. B. einer sauren Probelösung mittels **Titration** bestimmt werden, wird ein bestimmtes Volumen der Lösung (**Vorlage**) mit einem passenden Indikator versetzt. Anschließend wird so lange eine basische **Maßlösung** bekannter Stoffmengenkonzentration zugetropft, bis es zum Farbumschlag des Indikators kommt. An diesem **Äquivalenzpunkt** haben gleiche Stoffmengen Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagiert.

### 10. Die Oxidationszahl (S. 124-127; 134-135)

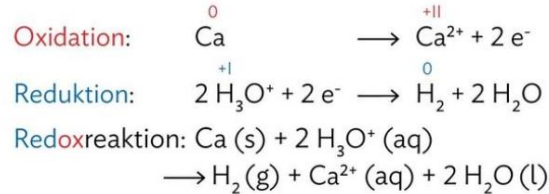
Um Redoxreaktionen zu identifizieren, nutzt man **Oxidationszahlen** als Hilfsmittel. Atome von Elementen und Element-Molekülen haben stets die Oxidationszahl 0. Bei Atom-Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladungszahl.

Die Oxidationszahlen der Atome in Molekülen und Molekül-Ionen lässt sich aus der Valenzstrichformel ermitteln. Die Formeln der Moleküle werden dafür gedanklich in einzelne Atome bzw. Atom-Ionen zerlegt. Ist die Elektronegativität der Bindungspartner gleich, werden die Bindungselektronen

gleichmäßig verteilt. Bei einer Reaktion entspricht eine Erhöhung der Oxidationszahl einer Oxidation und eine Erniedrigung der Oxidationszahl einer Reduktion. Bleiben die Oxidationszahlen gleich, handelt es sich nicht um eine Redoxreaktion.



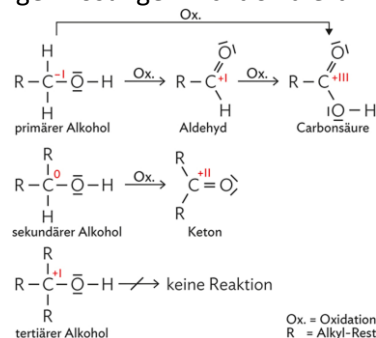
Bei der Redoxreaktion von Metallen mit sauren Lösungen entsteht u. a. Wasserstoff:



Beim Aufstellen der Teilgleichungen ergibt sich die Anzahl der übertragenen Elektronen aus der Höhe der Oxidationszahl. Findet eine Redoxreaktion in wässriger Lösung statt, muss beim Aufstellen der Teilgleichungen der saure bzw. basische Charakter der Lösung berücksichtigt werden. Dementsprechend werden Oxonium- oder Hydroxid-Ionen zum Ladungsausgleich eingesetzt (vgl. S. 134 f.).

### 11. Redoxreaktionen von Alkoholen und Aldehyden (S. 130-132; 138-141)

Moleküle **primärer Alkohole** können mit Permanganat-Ionen zu Aldehyd- bzw. Carbonsäure-Molekülen, die Moleküle **sekundärer Alkohole** zu Keton-Molekülen oxidiert werden. Die Moleküle **tertiärer Alkohole** werden in wässrigen Lösungen nicht oxidiert.



Bei der **Silberspiegelprobe** werden Aldehyd-Moleküle oxidiert und Silber(I)-Ionen zu Silber-Atomen reduziert.

Bei der **Fehling-Probe** werden Aldehyd-Moleküle oxidiert und Kupfer(II)-Ionen zu Kupfer(I)-Ionen reduziert.

Die **Schiffsche Probe** ist ein Aldehydnachweis, bei dem keine Redoxreaktion stattfindet.

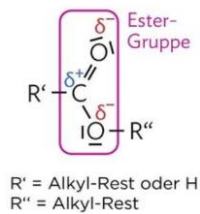
**Ethanol** (Trinkalkohol) kann mithilfe von Hefen durch alkoholische Gärung gewonnen werden (S. 138). Beim Abbau in der Leber werden die Ethanol-Moleküle enzymatisch zu Ethanal- und Ethansäure-Molekülen oxidiert. Übermäßiger Konsum alkoholischer Getränke kann Unfälle begünstigen, Organe schädigen und zu Suchterkrankungen führen (S. 141).

### 12. Die Brennstoffzelle (S. 146-147)

In **Brennstoffzellen** kann chemische Energie eines Brennstoffs in elektrische Energie umgewandelt werden. Dazu wird der Brennstoff kontinuierlich zugeführt. In einer Methanol-Brennstoffzelle wird Methanol am Minuspol oxidiert und Sauerstoff am Pluspol reduziert. Es bilden sich Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die Elektronenübertragung erfolgt über einen metallischen Leiter, wodurch elektrischer Strom entsteht.

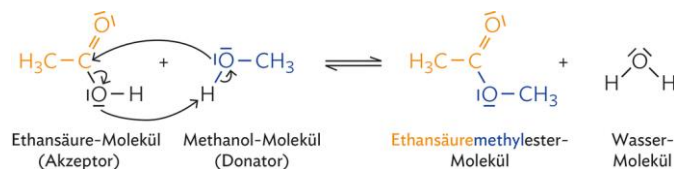
### 13. Carbonsäureester (S. 156-158; 162-166)

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. Als Nebenprodukt bildet sich Wasser.

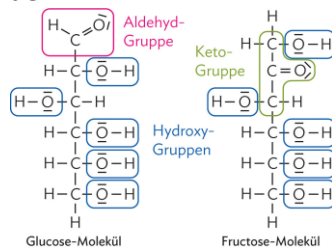


Die Esterkondensation verläuft nach dem Donator- Akzeptor-Prinzip. Dabei wird ein Elektronenpaar von einem **nukleophilen** („kernliebenden“) Teilchen (Elektronendonator-Molekül) zu einem **elektrophilen** („elektronenliebenden“) Teilchen (Elektronenakzeptor-Molekül) hin verschoben. Zwischen den beiden Molekülen bildet sich eine neue Elektronenpaarbindung (Reaktionsmechanismus S. 163).

Die Umkehrreaktion zur Esterkondensation ist die säurekatalysierte **Esterhydrolyse** (S. 164). Die Esterkondensation ist also **reversibel** (umkehrbar). Auch in basischen Lösungen reagieren Ester zu den entsprechenden Alkoholen und Carbonsäuren (Reaktionsmechanismus S. 165). Die baseninduzierte Esterhydrolyse ist **irreversibel** (nicht umkehrbar).

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

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

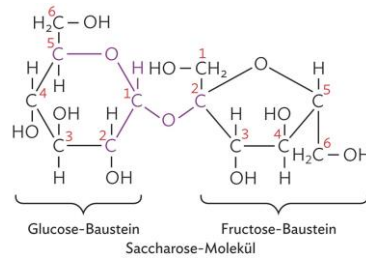
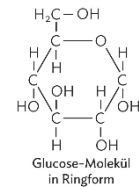


Glucose- und Fructose-Moleküle sind Konstitutionsisomere, die in basischer Lösung ineinander (oder in andere Isomere) umgewandelt werden können. Diese Umlagerung bezeichnet man als **Keto-Enol-Tautomerie**. Aufgrund dessen verlaufen Aldehydnachweise in basischer Lösung sowohl mit Glucose als auch mit 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: Valenzstrichformeln erstellen (S. 27)
- II. Fachmethode: Formalladungen in Valenzstrichformeln bestimmen (S. 33)
- III. Fachmethode: Kohlenwasserstoffmoleküle mit verschiedenen Formeln darstellen (S. 38)
- IV. Fachmethode: Alkan-Moleküle benennen (S. 39)
- V. Fachmethode: Kohlenwasserstoffmoleküle mit Mehrfachbindungen benennen (S. 42)
- VI. Fachmethode: Die Polarität eines Moleküls ableiten (S. 55)
- VII. Fachmethode: Alkohol-, Aldehyd-, Keton- und Carbonsäuremoleküle benennen (S. 65)
- VIII. Fachmethode: Eigenschaftsunterschiede und Löseeigenschaften aus Molekülstrukturen ableiten (S. 74)
- IX. Fachmethode: Salze als Produkte von Neutralisationsreaktionen benennen (S. 109)
- X. Fachmethode: Rechnen mit der Stoffmengenkonzentration (S. 112)
- XI. Fachmethode: Titrations berechnen (S. 115)
- XII. Fachmethode: Oxidationszahlen ermitteln und anwenden (S. 126)
- XIII. Fachmethode: Aldehyde nachweisen (S. 129)
- XIV. Fachmethode: Teil- und Gesamtgleichungen von Redoxreaktionen in wässrigen Lösungen aufstellen (S. 134)
- XV. Fachmethode: Carbonsäureester-Moleküle benennen können (S. 156)