

Grundwissen

Chemie

10 NTG

Gymnasium Höhenkirchen-Siegertsbrunn



Hinweise zum Grundwissen

Grundlage für das Grundwissen ist der Lehrplan, der im Internet unter folgendem Link abrufbar ist:

<https://www.lehrplanplus.bayern.de/fachlehrplan/gymnasium/10/chemie/ch-ntg>

Zum Schließen von Lücken empfiehlt sich auch der Blick in das Schulbuch. Am Anfang jedes Themenblocks sind hier die Bücherseiten angegeben, auf denen die Inhalte zusammengefasst werden.

In dieser Zusammenstellung sind konkrete Aufgabenstellungen formuliert, die das Grundwissen abprüfen. Die genannten Beispiele sind lediglich als solche zu verstehen, d. h. die dahinter stehenden Kompetenzen (z. B. das Aufstellen einer Reaktionsgleichung) müssen auch an anderen Beispielen gezeigt werden können.

Stand: Sept. 2023

Themenblock 1: Protonenübergänge



Überblicksseiten im Schulbuch

- Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S.82/83

<p>Definiere die Begriffe „<u>Säure</u>“ bzw. „<u>saure Lösung</u>“ und „<u>Base</u>“ bzw. „<u>basische Lösung</u>“ und formuliere dazu jeweils die Reaktionen von HCl bzw. NH₃ mit Wasser.</p>	<p>Säure: Protonendonator; besitzt ein polar gebundenes Wasserstoffatom; kann mind. ein Proton (H⁺) abgeben</p> <p>Saure Lösung: wässrige Lösung, die Oxonium-Ionen (H₃O⁺) enthält Bsp.:</p> $\underset{\text{Säure}}{\text{HCl (g)}} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \underbrace{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}}_{\text{saure Lösung}}$ <p>Base: Protonenakzeptor; besitzt mindestens ein freies Elektronenpaar; oft negativ geladen</p> <p>Basische Lösung / Lauge: wässrige Lösung, die Hydroxid-Ionen (OH⁻) enthält Bsp.:</p> $\underset{\text{Base}}{\text{NH}_3 \text{ (g)}} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \underbrace{\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}}_{\text{basische Lösung / Lauge}}$
<p>Definiere den Begriff „<u>pH-Wert</u>“, ordne einer sauren, neutralen und basischen Lösung die Zahlenwerte für den entsprechenden pH-Bereich zu und gib die Farbe (Farbbereiche) des <u>Universalindikators</u> in diesen Lösungen an.</p>	<p>Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer Lösung.</p> <p>Er ist ein Maß für die Oxoniumionen-Konzentration. Er ist definiert als der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration.</p> <p>Saure Lösung: pH-Wert < 7 (⇒ Färbung bei Zugabe von Universalindikator-Lsg.: rot/orange/gelb)</p> <p>Neutrale Lösung: pH-Wert = 7 (⇒ Färbung bei Zugabe von Universalindikator-Lsg.: hellgrün)</p> <p>Basische Lösung: pH-Wert > 7 (⇒ Färbung bei Zugabe von Universalindikator-Lsg.: blaugrün/blau/violett)</p>
<p>Definiere den Begriff „<u>Protolyse</u>“/ „<u>Säure-Base-Reaktion</u>“.</p> <p>Formuliere die folgende <u>Protolyse-reaktion</u>, gib die Säure bzw. Base an und benenne die auftretenden Produkte.</p> <p><i>Bsp.: vollständige Protolyse-reaktion von Schwefelsäure mit Wasser</i></p>	<p>Eine Protolyse / Säure-Base-Reaktion ist eine Reaktion mit Protonenübertragung zwischen Protonendonator (Säure) und Protonenakzeptor (Base).</p> <p>Säure-Base-Reaktionen sind reversibel. Aus einem Protonendonator entsteht ein -akzeptor und umgekehrt.</p> <p>Bsp.:</p> $\underset{\text{Säure 1}}{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (l)}} + \underset{\text{Base 2}}{2 \text{ H}_2\text{O} \text{ (l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{Base 1}}{\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}} + \underset{\text{Säure 2}}{2 \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}}$ <p>Produkte: SO₄²⁻: Sulfat-Anion; H₃O⁺: Oxonium-Ion</p>

<p>Erkläre den Begriff „<u>Ampholyt</u>“ anhand eines konkreten Beispiels.</p>	<p>Ein Ampholyt ist ein Teilchen, das sowohl als Protonenakzeptor als auch als Protonendonator fungieren kann.</p> <p>Das wichtigste Beispiel ist Wasser (H₂O):</p> $\text{HCl (g) + H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Cl}^- \text{(aq) + H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$ <p style="text-align: center;">(H₂O als Protonenakzeptor)</p> $\text{NH}_3 \text{(g) + H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{(aq) + OH}^- \text{(aq)}$ <p style="text-align: center;">(H₂O als Protonendonator)</p> <p>Weitere Beispiele: HS⁻, HSO₄⁻, HCO₃⁻</p>
<p>Definiere den Begriff Acidität und vergleiche die <u>Acidität eines Carbonsäure-Moleküls</u> mit der eines <u>Alkohol-Moleküls</u>.</p>	<p>Definition: Die Acidität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Teilchens, als Protonendonator zu reagieren.</p> <p>Carbonsäure-Moleküle können aufgrund der polarisierten O-H-Bindung ein Proton abspalten. Sie reagieren z. B. in der Reaktion mit Wasser-Molekülen als Protonendonator.</p> <p>Für die hohe Acidität des Carbonsäure-Moleküls gibt es zwei Gründe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • starke Polarität der O-H-Bindung • Stabilität des Carboxylat-Ions (→ die negative Ladung ist durch Mesomerie stabilisiert) <p>Bei Alkohol-Molekülen ist die O-H-Bindung nicht so stark polarisiert und das entstehende Alkoholat-Ion ist nicht mesomeriestabilisiert. Alkohol-Moleküle reagieren in Wasser nicht als Säuren.</p>
<p>Erläutere den Begriff „<u>Neutralisation</u>“ und stelle die <u>Neutralisationsgleichung</u> als Summen- und Ionengleichung mit Zustandssymbolen auf.</p> <p><i>Bsp.: Reaktion von Salpetersäure-Lösung mit Kalilauge</i></p>	<p>Bei einer Neutralisation reagieren die Oxoniumionen (H₃O⁺) einer sauren Lösung mit den Hydroxidionen (OH⁻) einer basischen Lösung unter Bildung von Wassermolekülen. Die Anionen der Säure und Kationen der Base bilden nach erfolgter Neutralisation ein Salz.</p> <p>Neutralisationsgleichung: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p><u>Beispiel: Salpetersäure-Lösung und Kalilauge</u></p> <p>Summengleichung: $\text{HNO}_3 \text{(aq) + KOH (aq)} \rightarrow \text{KNO}_3 \text{(aq) + H}_2\text{O (l)}$</p> <p>Ionengleichung: $\text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq) + NO}_3^- \text{(aq) + K}^+ \text{(aq) + OH}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{K}^+ \text{(aq) + NO}_3^- \text{(aq) + 2 H}_2\text{O (l)}$</p>
<p>Gib die Bedeutung einer <u>Säure-Base-Titration an</u> und beschreibe deren Durchführung.</p>	<p>Eine Säure-Base-Titration ist ein Verfahren zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer unbekanntem Säuren- oder Basenprobe.</p> <p>Die Bestimmung der Konzentration einer unbekanntem Probelösung erfolgt mit Hilfe einer Maßlösung bekannter Konzentration. Dabei wird die Maßlösung aus einer Bürette langsam in die kontinuierlich gerührte Probelösung getropft.</p> <p>Der Endpunkt der Titration ist der Äquivalenzpunkt, bei dem zu den Oxonium-Ionen einer sauren Lösung die äquivalente Stoffmenge Hydroxid-Ionen zugegeben wurde (oder andersherum). Er wird durch den Farbumschlag eines Indikators oder durch eine pH-Messung ermittelt.</p> <p>Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Stoffmengenkonzentration ($c(\text{X}) = n(\text{X}) / V(\text{Lösung})$) der Probelösung bestimmt werden.</p>

Themenblock 2: Redoxreaktionen

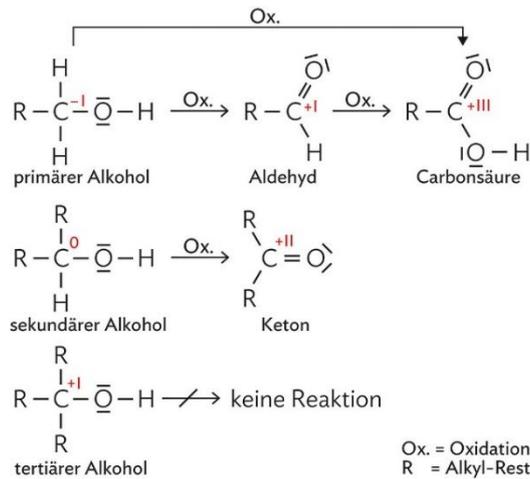


Überblicksseiten im Schulbuch

➤ Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S. 128/129

<p>Bestimme die <u>Oxidationszahlen</u>.</p> <p><i>Bsp.: O₂, AlCl₃, KMnO₄, Mg, Fe³⁺, SO₂, Cr₂O₇²⁻</i></p>	<p>Oxidationszahlen (OZ) werden über das Elementsymbol geschrieben. Bei Atomen und Atom-Ionen ergibt sich die Oxidationszahl aus der tatsächlichen Ladung. Bei Molekülen bzw. Molekül-Ionen ergeben sich die Oxidationszahlen aus gedachten (hypothetischen) Ladungen, die auf Grundlage der Elektronegativitäten ermittelt werden.</p> <p>ES GILT:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Im ungeladenen Molekül ergibt die Summe der OZ aller Atome 0, bei Molekül-Ionen entspricht die Summe der OZ der Ladung. • Bei Salzen ergibt die Summe der OZ 0. Die OZ der einzelnen Ionen entspricht hier ihrer Ladung. • OZ von Elementen: stets 0 • OZ von Wasserstoff: meist +I (in Metallhydriden: -I) • OZ von Sauerstoff: meist -II (Ausnahmen: Peroxide: -I) <p>0 +III -I +I +VII -II 0 +III +IV -II +VI -II O₂ AlCl₃, KMnO₄, Mg, Fe³⁺, SO₂, Cr₂O₇²⁻</p>									
<p>Erläutere die <u>Teilschritte zur Erstellung einer Redoxgleichung</u> und stelle die Teilgleichungen und die Gesamtgleichung auf.</p> <p><i>Bsp.: Redoxreaktion von MnO₄⁻ mit Fe²⁺ zu Mn²⁺ und Fe³⁺ in saurer Lösung</i></p>	<ol style="list-style-type: none"> Aufstellen der Redoxpaare (Edukt- und Produkt-Teilchen) (hier Fe²⁺/Fe³⁺ und MnO₄⁻/Mn²⁺) Ermitteln der Oxidationszahlen Aufstellen der Teilgleichungen (Red /Ox) mit Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen Ladungsausgleich mit H₃O⁺ (im Basischen OH⁻) Ausgleich der Atombilanz mit H₂O Ausgleich der Elektronenbilanz (Multiplikation der Teilgleichungen) Zusammenfassen zur Gesamtgleichung + evtl. Kürzen <p>Ox: ^{+II} Fe²⁺ → ^{+III} Fe³⁺ + e⁻ / · 5</p> <p>Red: ^{+VII} MnO₄⁻ + 5e⁻ + 8 H₃O⁺ → ^{+II} Mn²⁺ + 12 H₂O</p> <p>Redox: 5Fe²⁺ + MnO₄⁻ + 8H₃O⁺ → 5Fe³⁺ + 12H₂O + Mn²⁺</p>									
<p>Vergleiche <u>Säure-Base-Reaktionen (Protolysereaktionen)</u> und <u>Redoxreaktionen</u>.</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Reaktionstyp</th> <th>Übertragene Teilchen</th> <th>Donator / Akzeptor</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Säure-Base-Reaktion</td> <td>Protonen (H⁺)</td> <td>Säure / Base</td> </tr> <tr> <td>Redoxreaktion</td> <td>Elektronen (e⁻)</td> <td>Reduktionsmittel / Oxidationsmittel</td> </tr> </tbody> </table>	Reaktionstyp	Übertragene Teilchen	Donator / Akzeptor	Säure-Base-Reaktion	Protonen (H ⁺)	Säure / Base	Redoxreaktion	Elektronen (e ⁻)	Reduktionsmittel / Oxidationsmittel
Reaktionstyp	Übertragene Teilchen	Donator / Akzeptor								
Säure-Base-Reaktion	Protonen (H ⁺)	Säure / Base								
Redoxreaktion	Elektronen (e ⁻)	Reduktionsmittel / Oxidationsmittel								

Zeichne eine allgemeine Strukturformel für einen primären, sekundären und tertiären Alkohol und **vergleiche** das Oxidationsverhalten.



Primäre Alkohole lassen sich zum **Aldehyd** und weiter zur **Carbonsäure** oxidieren.

Sekundäre Alkohole lassen sich zum **Keton** oxidieren.

Tertiäre Alkohole lassen sich nicht oxidieren (außer unter Zerstörung des Kohlenstoffgerüsts).

Gib für folgende organische Moleküle an, welche Moleküle durch Oxidation bzw. Reduktion aus diesen gebildet werden können.

Bsp.:
Ethanol, Propan-2-ol, Butanal,
Propansäure

Ethanol (primärer Alkohol) kann oxidiert werden.

Oxidationsprodukte: Ethanal (Aldehyd), Ethansäure (Carbonsäure)

Propan-2-ol (sekundärer Alkohol) kann oxidiert werden.

Oxidationsprodukt: Propan-2-on (Keton)

Butanal (Aldehyd) kann reduziert und oxidiert werden.

Oxidationsprodukt: Butansäure (Carbonsäure),

Reduktionsprodukt: Butan-1-ol (primärer Alkohol)

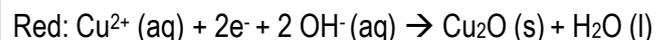
Propansäure (Carbonsäure) kann reduziert werden.

Reduktionsprodukte: Propanal (Aldehyd), Propan-1-ol (primärer Alkohol)

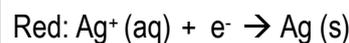
Beschreibe für die Fehling-Probe und die Silberspiegelprobe Durchführung und Beobachtung und stelle die Reduktions-Teilgleichung auf.

Fehling-Probe und Silberspiegel-Probe sind **Nachweisreaktionen für Aldehyde**. Diese werden dabei zur Carbonsäure oxidiert.

Fehling-Probe: Zugabe von Fehling I & II und Erhitzen → positiver Nachweis: rostbrauner Niederschlag



Silberspiegel-Probe: Zugabe einer ammoniakalischen Silbernitrat-Lösung → positiver Nachweis: Bildung eines Silberspiegels

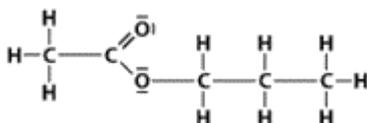
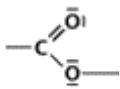
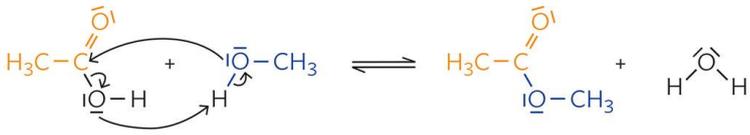


Themenblock 3: Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen

Überblicksseiten im Schulbuch

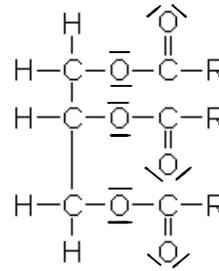
➤ Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S. 184/185



<p>Ordne das folgende Molekül einer <u>Verbindungs-</u>klasse zu, nenne die funktionelle Gruppe und benenne das Molekül nach IUPAC.</p> <p>Bsp.:</p> 	<p>Es handelt sich um einen Carbonsäureester.</p> <p>Die funktionelle Gruppe ist die Estergruppe.</p>  <p>Benennung: Ethansäurepropylester</p> <p>(Alternative Benennung: Propylethanoat (IUPAC))</p>
<p>Vergleiche die <u>Siedepunkte der Carbonsäureester</u> mit denen der Alkane, Alkohole und Carbonsäuren ähnlicher Molekülmasse und erkläre den Unterschied.</p>	<p>Beim Sieden eines Stoffs müssen die zwischenmolekularen Wechselwirkungen zwischen den Teilchen durch Energiezufuhr überwunden werden. Es gilt: Je stärker die zwischenmolekularen Wechselwirkungen, desto höher der Siedepunkt.</p> <p>Die Siedepunkte der Ester liegen höher als die vergleichbarer Alkane, da neben LONDON-Dispersions-WW auch schwache Dipol-Dipol-WW (an der Estergruppe) auftreten können.</p> <p>Die Siedepunkte sind jedoch deutlich niedriger als die von Alkoholen oder Carbonsäuren, da zwischen diesen Molekülen starke Wasserstoffbrücken ausgebildet werden können, zwischen Ester-Molekülen jedoch nicht.</p>
<p>Formuliere eine Strukturformelgleichung zur <u>Synthese eines Carbonsäureesters</u> und benenne den <u>Reaktionstyp</u> und dessen Umkehrreaktion.</p> <p>Bsp.: <i>Synthese von Ethansäuremethylester (Methylethanoat)</i></p>	 <p>Bei der Bildung eines Carbonsäureester-Moleküls reagieren Carbonsäure-Moleküle mit Alkohol-Molekülen. Es handelt sich um eine Kondensationsreaktion, bei der Wasser abgespalten wird.</p> <p>Die Esterkondensation ist reversibel (umkehrbar). Die Umkehrreaktion ist die säurekatalysierte Esterhydrolyse.</p>
<p>Definiere die Begriffe „<u>Nukleophil</u>“ und „<u>Elektrophil</u>“ und ordne diese bei einer bestimmten Reaktion den reagierenden Teilchen zu.</p> <p>Bsp.: <i>Synthese von Ethansäuremethylester (Methylethanoat)</i></p>	<p>Elektrophile („elektronenliebend“) sind positiv geladen oder weisen eine starke positive Partialladung auf, haben also ein Elektronendefizit.</p> <p>Nukleophile („kernliebend“) sind negativ geladen oder weisen eine stark negative Partialladung auf. Sie besitzen immer ein freies (nicht bindendes) Elektronenpaar.</p> <p>Bsp.:</p> <p><i>Bei der Esterkondensation reagieren Alkohol-Moleküle (hier: Methanol) als Nukleophil, Carbonsäure-Moleküle (hier: Essigsäure) als Elektrophil.</i></p>

Beschreibe den Bau eines Fettmoleküls anhand einer allgemeinen Strukturformel.

Fette sind **Ester** aus dem dreiwertigen Alkohol **Glycerin** (Propan-1,2,3-triol) und langkettigen **Carbonsäuren (Fettsäuren)**. Bei den Fettsäuren unterscheidet man **gesättigte (ohne Doppelbindung)** und **ungesättigte (mit mind. einer Doppelbindung)**.



Formuliere zwei „Je..., desto...-Regeln zum Schmelzbereich von Fetten und **erkläre** diese unter Bezug auf die Teilchenebene.

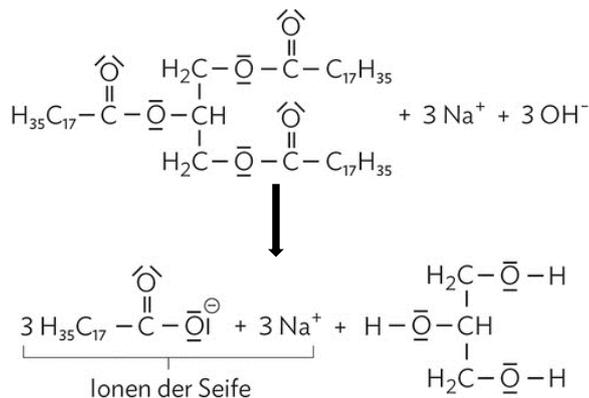
Je **länger die Fettsäure-Reste** in den Fettmolekülen, desto höher ist der Schmelzbereich des Fetts.

Erklärung: mehr LONDON-Dispersions-WW zwischen Fettmolekülen aufgrund der größeren Oberfläche

Je mehr **ungesättigte Fettsäure-Reste**, desto niedriger ist der Schmelzbereich des Fetts.

Erklärung: weniger LONDON-Dispersions-WW aufgrund der Doppelbindungen in Z-Konfiguration, die zu einem „Knick“ und daher zu einer gewinkelten Struktur führen

Formuliere die Strukturformelgleichung der Verseifung eines Fetts und **benenne** den Reaktionstyp.



Reaktionstyp: Baseninduzierte **Esterhydrolyse**

Erkläre anhand einer Modellskizze den allgemeinen Aufbau eines Tensid-Moleküls und **erkläre** die Einsatzgebiete von Tensiden.

Tenside sind **amphiphil**. Die Moleküle weisen einen polaren und einen unpolaren Molekülabschnitt auf.

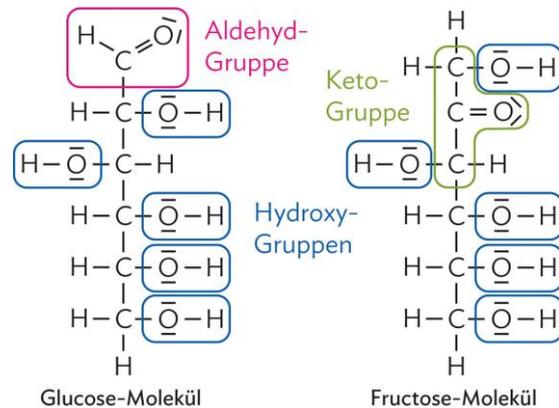


Tensid-Moleküle lagern sich aufgrund dieses Aufbaus an die Grenzflächen zwischen unterschiedlichen Stoffen an und setzen die Oberflächenspannung herab. Man spricht von **Grenzflächenaktivität**.

Daher kommen sie **beim Waschvorgang** und **als Emulgatoren** (zur Stabilisation von z. B. Wasser-Öl-Gemischen) zum Einsatz.

Zeichne die Strukturformeln des Glucose- und des Fructose-Moleküls und **vergleiche** diese bezüglich der vorliegenden funktionellen Gruppen und dem Ergebnis der Fehling-Probe.

Glucose und Fructose sind **Monosaccharide**. Während es sich bei Glucose um eine Aldose mit **Aldehydgruppe** handelt, ist Fructose eine Ketose, deren Moleküle eine **Ketogruppe** besitzen.



Glucose- und Fructose-Moleküle sind Konstitutionsisomere, die in basischer Lösung ineinander umgewandelt werden können. Diese Umlagerung bezeichnet man als Keto-Enol-Tautomerie. Daher zeigen beide eine positive Fehling-Probe (→ Aldehyd-Nachweis).

Beschreibe den Aufbau eines Saccharose-Moleküls.

Saccharose ist ein **Disaccharid**. Das Saccharose-Molekül ist ein **Vollacetal** aus einem **Glucose-** und einem **Fructose-Baustein**. Hierbei liegen beiden Bausteine in der **Ringform** vor.