

Bau von Stoffen

- Stoffklasse (Molekülsubstanzen, Ionensubstanzen....)
- Name und Art der Teilchen
- Anziehungskräfte innerhalb / zwischen den Teilchen (Bindungen, zwischenmolekulare Kräfte)
- Formel
- Struktur der Teilchen (evtl. Skizze)
 - räumliche Anordnung
 - Abstände
 - Beweglichkeit

Eigenschaften von Stoffen

- *mit Sinnesorganen wahrnehmbar*
z.B.: Farbe, Geruch, Aggregatzustand
- *stoffspezifische Eigenschaften / physikalische Eigenschaften*
z.B.: Dichte, Siede- und Schmelztemperatur
- *experimentell bestimmbare Eigenschaften / chemische Eigenschaften*
z.B.: Wasserlöslichkeit, Brennbarkeit, elektrische Leitfähigkeit
- *physiologische Wirkung*
z.B.: giftig, krebserregend

Teilchenarten

Teilchenart	Atom	Molekül	Ion	
Merkmale	- nach außen hin elektrisch neutral - Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen	- besteht aus mindestens zwei gleichen oder unterschiedlichen miteinander verbundenen Atomen - nach außen hin elektrisch neutral	- elektrisch geladenes Teilchen atomarer Größenordnung - Kation: positiv geladen - Anion: negativ geladen	
<i>Beispiel</i> Name chem. Zeichen	<i>Chloratom</i> <i>Cl</i>	<i>Chlormolekül</i> <i>Cl₂</i>	<i>Chlorid-Ion</i> <i>Cl</i>	<i>Magnesium-Ion</i> <i>Mg²⁺</i>

Chemische Zeichensprache

- **chemische Zeichen:**

- Symbol für Atom, Element; z.B.: <i>Na, C</i>	- Formel für Moleküle, <i>H₂O</i>	Ionen, <i>Na⁺, Cl⁻</i>	Baueinheiten <i>NaCl</i>
---	---	---	-----------------------------

- **Arten von Formeln:**

- Summenformel: Verhältnisformel (*MgCl₂*)/ Molekülformel (*H₂O*)
- Strukturformel: vereinfacht *CH₃-CH₂-CH₃*, ausführlich *H-C≡C-H*
- Lewisformel: $\cdot \overline{\text{Cl}} |$

- **Gleichungen:**

- Wortgleichung:

Ausgangsstoff / Edukt	→	Reaktionsprodukt / Produkt
-----------------------	---	----------------------------

z.B.: *Magnesium + Sauerstoff* → *Magnesiumoxid ; exotherm*

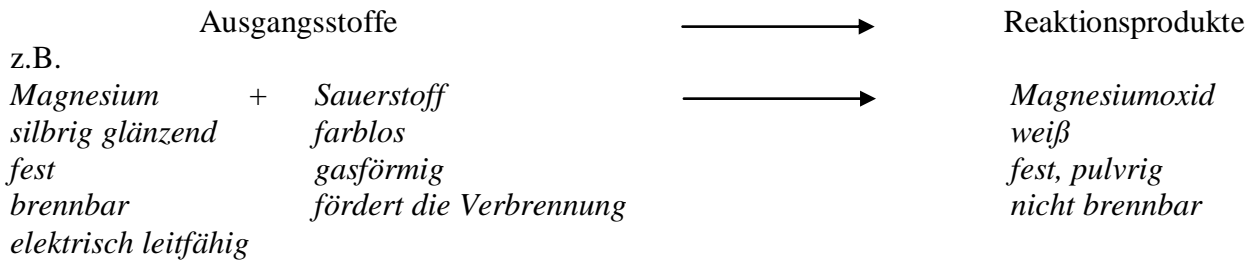
- chemische Gleichung/ Reaktionsgleichung:

z.B.: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$

Merkmale chemischer Reaktionen

1. Stoffumwandlung

→ Bei allen chemischen Reaktionen finden Stoffumwandlungen statt. Es entstehen neue Stoffe mit anderen Eigenschaften.

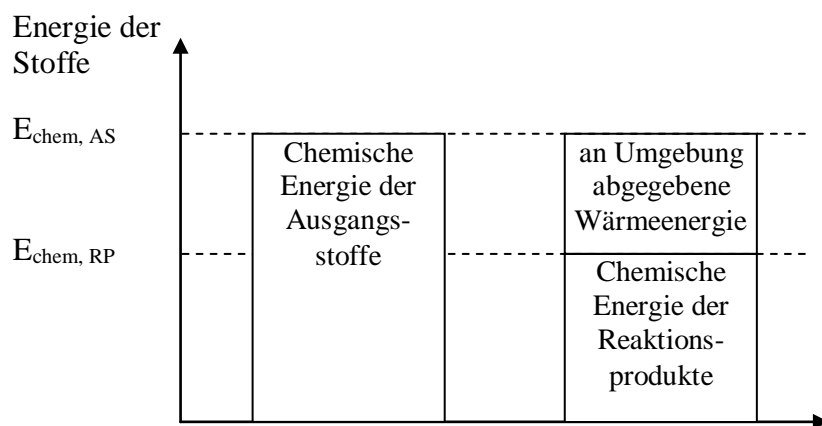


2. Energieumwandlung

→ Bei allen chemischen Reaktionen findet die Umwandlung chemischer Energie der Stoffe in andere Energieformen (oder umgekehrt) statt.

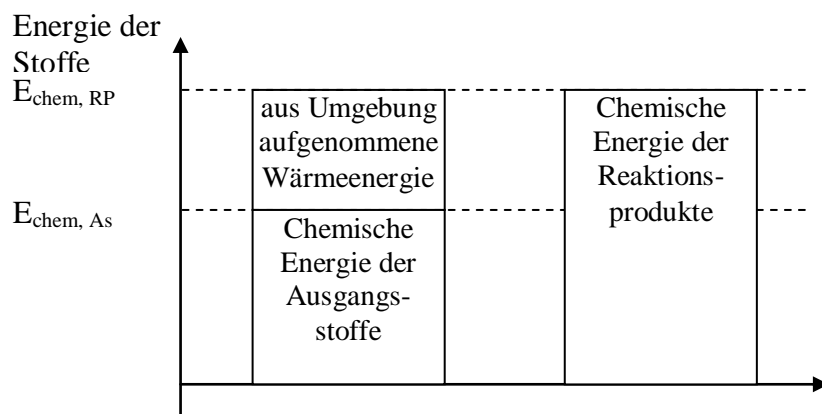
Bei Reaktionen, die mit Wärmeerscheinungen verbunden sind, unterscheidet man zwischen **exothermen** und **endothermen** Reaktionen.

2.1. Exotherme Reaktion



- Reaktion verläuft unter Wärmeabgabe an die Umgebung
- Chemische Energie der Ausgangsstoffe wird umgewandelt in chemische Energie der Reaktionsprodukte und Wärmeenergie
- $E_{\text{chem, AS}} > E_{\text{chem, RP}}$

2.2. Endotherme Reaktion

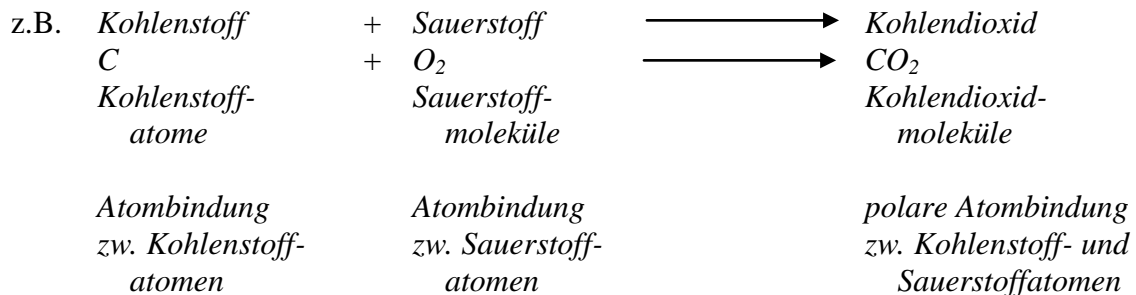


- Reaktion verläuft unter Wärmeaufnahme aus der Umgebung
- Thermische Energie der Umgebung wird umgewandelt in chemische Energie der Reaktionsprodukte
- $E_{\text{chem, AS}} < E_{\text{chem, RP}}$

3. Umbau und Veränderung der Teilchen und chemischen Bindungen

→ Bei allen chemischen Reaktionen kommt es zur Veränderung der Teilchen. Dabei bleibt die Anzahl der gebundenen Teilchen der in den Ausgangsstoffen und Reaktionsprodukten enthaltenen Elemente stets gleich. (Gesetz von der Erhaltung der Masse)

→ Bei allen chemischen Reaktionen werden vorhandene chemische Bindungen gelöst und neue Bindungen geknüpft.



Beeinflussbarkeit chemischer Reaktionen

Die Reaktionsgeschwindigkeit kann erhöht werden durch:

1. Temperaturerhöhung

z.B. Förderung des „Gehens“ von Hefeteig an einem warmen Ort

2. Erhöhung der Konzentration der Ausgangsstoffe

z.B. Förderung der Verbrennung von Holzkohle beim Grillen durch Luft- (Sauerstoff-) Zufuhr

3. Verbesserung der Durchmischung der Ausgangsstoffe / Erhöhung des Zerteilungsgrades

z.B. Gefahr von Kohlestaubexplosionen

4. Katalysatoren

Ein Katalysator nimmt unter Bildung instabiler Zwischenprodukte an der Reaktion teil. Die nun ablaufende Reaktion benötigt eine geringere Aktivierungsenergie und läuft dadurch schneller ab. Am Ende der Reaktion liegt der Katalysator in unveränderter Form wieder vor.

z.B. Umsatz von Schadstoffen am Autoabgaskatalysator

Stoffklassen

	Metalle	Molekülsubstanzen	Ionensubstanzen	Polymere Stoffe
Art der Teilchen	Metall-Atome, Metall-Ionen, frei bewegliche Elektronen	Moleküle	Kationen, Anionen	Makromoleküle
Anordnung der Teilchen im Feststoff	Metallgitter ↓ Metallkristall	Atomgitter ↓ Atomkristall, Molekülkristall	Ionengitter ↓ Ionenkristall	teilweise Atomverband
Art der chemischen Bindung	Metallbindung	Atombindung (Elektronenpaarbin- dung, kovalente Bindung)	Ionenbindung	Atombindung
Charakteristische Eigenschaften	Aggregatzustand: fest hohe Schmelz- und Siedetemperatur elektrisch leitfähig verformbar wärmeleitfähig Glanz	Aggregatzustand: gasförmig / flüssig relativ niedrige Schmelz- und Siedetemperatur	Aggregatzustand: fest sehr hohe Schmelz- und Siedetemperatur elektrisch leitfähig nur in Lösung und in der Schmelze spröde	Aggregatzustand: fest relativ hohe Schmelz- und Siedetemperatur, oft zersetzlich meist nicht elektrisch leitfähig plastisch/elastisch verformbar/weich/ hart

Chemische Bindungen

Metallbindung

In Metallen

Anziehungskraft zwischen Metall-Kationen und frei beweglichen Elektronen (Elektronengas)

Natrium

Atombindung

In Molekülsubstanzen (Nichtmetalle und Verbindungen mehrerer Nichtmetalle)

Anziehungskraft zwischen Protonen im Atomkern und gemeinsamen Elektronenpaaren (Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung)

unpolar

Ausbildung gemeinsamer Elektronenpaare (EP)

EP wird von beiden Elementen gleich stark angezogen

$\Delta EN = 0$

Chlor

polar

EP wird vom elektronegativeren Element stärker angezogen

$\Delta EN > 0$

Chlorwasserstoff

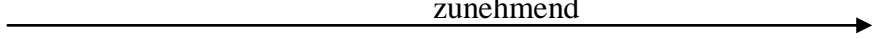
Ionenbindung

In Ionensubstanzen (Verbindungen aus Nichtmetallen und Metallen)

Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen

Natriumchlorid

Zwischenmolekulare Kräfte

Kraft	Van-der-Waals-Kräfte	Dipol-Dipol-Kräfte	Wasserstoffbrückenbindungen
Wesen	Anziehungskräfte zwischen Molekülen	Anziehungskräfte zwischen Dipol-Molekülen, die auf den Wechselwirkungen zwischen entgegengesetzten Teilladungen beruhen. <u>nötig sind:</u> - polare Atombindungen, die zu Teilladungen (Partialladungen) führen - räumlich getrennte Ladungsschwerpunkte	Anziehungskräfte zwischen stark polar gebundenen, teilweise (partiell) positiv geladenen Wasserstoffatomen und freien Elektronenpaaren eines stark elektronegativen Elements (F, O, N)
Stärke (allg.)			
Stärke abhängig von	Molekülgröße (Molekülmasse)	EN-Differenz der Atome und damit Polarität der Atombindung (Größe der Partialladungen)	EN-Werten der Bindungspartner der Wasserstoffatome
beeinflusste Stoffeigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> • Siede- und Schmelztemperatur • Aggregatzustand 	<ul style="list-style-type: none"> • Siede- und Schmelztemperatur • Aggregatzustand • Löslichkeit in bestimmten Lösungsmitteln 	<ul style="list-style-type: none"> • Siede- und Schmelztemperatur • Aggregatzustand • Löslichkeit in bestimmten Lösungsmitteln • Dichte
<i>Beispiele</i>	<i>Wasserstoff</i> <i>Chlorwasserstoff</i> <i>Wasser</i>	<i>Chlorwasserstoff</i> <i>Wasser</i>	<i>Wasser</i>

Reaktionsarten

- Säure-Base-Reaktion

Def.: Säure-Base-Reaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen Wasserstoffionen H^+ (Protonen) von einem Teilchen auf ein anderes übergehen.

Säure-Base-Definition nach ARRHENIUS

Säuren sind Stoffe, die bei der Dissoziation in wässriger Lösung Wasserstoff-Ionen abspalten, z. B.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

Basen sind Stoffe, die bei der Dissoziation in wässriger Lösung Hydroxid-Ionen abspalten, z. B.

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

Neutralisation

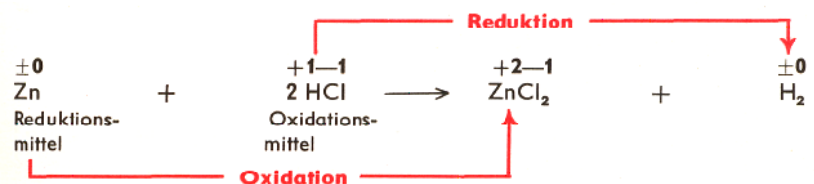
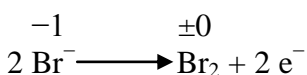
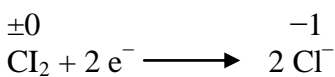
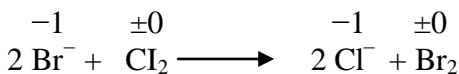
Exotherme chemische Reaktion, bei der Wasserstoff-Ionen einer sauren Lösung mit den Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung zu einer neutralen Lösung reagieren.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

- Redoxreaktion:

Def.: Redoxreaktionen sind Reaktionen mit Elektronenübergang, bei denen eine Oxidationsreaktion und eine Reduktionsreaktion miteinander gekoppelt sind.

Redoxreaktionen sind Reaktionen, bei denen sich die Oxidationszahlen von Elementen durch Elektronenübergang verändern.



Oxidation: Reaktion, bei der Elektronen abgegeben werden. (OZ \uparrow)

Reduktion: Reaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden. (OZ \downarrow)

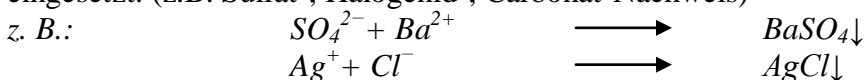
Oxidationsmittel: Reaktionsteilnehmer, deren Oxidationszahl durch Elektronenaufnahme kleiner wird. Das Oxidationsmittel wird bei der Redoxreaktion reduziert.

Reduktionsmittel: Reaktionsteilnehmer, deren Oxidationszahl durch Elektronenabgabe größer wird. Das Reduktionsmittel wird bei der Redoxreaktion oxidiert

- Fällungsreaktion

Def.: Fällungsreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen Ionen eines schwerlöslichen Salzes in der Lösung zusammentreten, so dass dieses Salz als Niederschlag ausfällt.

In Reaktionsgleichungen wird das Ausfallen eines Stoffes mit einem \downarrow oder einem (s) für solid hinter der Summenformel des Stoffes gekennzeichnet. Fällungsreaktionen werden oft als Nachweisreaktionen eingesetzt. (z.B. Sulfat-, Halogenid-, Carbonat-Nachweis)



Oxidationszahlen

Angabe von Art und Anzahl der Ladungen von freien oder in Verbindungen enthaltenen Elementen, wobei jedes einzelne Teilchen der Elemente als Ion betrachtet wird.

Die Oxidationszahlen können als arabische Ziffern mit positivem oder negativem Vorzeichen über dem Symbol angegeben werden.

^{+4 -2}
z.B. S O₂

Festlegungen beim Bestimmen von Oxidationszahlen

	Es gilt für	die Festlegung	z.B.
1.	freie Elemente	Oxidationszahl = ± 0	± 0 ± 0 Cl ₂ ; Cu
2.	Moleküle von Verbindungen ¹	Summe aller Oxidationszahlen = 0	+4 -2 C O ₂
3.	einfache Ionen	Oxidationszahl = elektrische Ladung	+1 -1 Na ⁺ ; Br ⁻
4.	zusammengesetzte Ionen	Summe aller Oxidationszahlen = elektrische Ladung	-3 +1 N H ₄ ⁺
5.	Elemente in Verbindungen		
5.1.	-Metalle	Oxidationszahl = immer positiv, entspricht der „Ladung“	+2 -2 Cu 0
5.2.	-Wasserstoff	Oxidationszahl = +1	+1 -2
5.3.	-Sauerstoff	Oxidationszahl = -2	H ₂ O
6.	elektrisch neutrale Atomgruppen organischer Verbindungen	Summe aller Oxidationszahlen = 0	-3 +1 -C H ₃

¹ Bei Verbindungen mit Ionenbindung wird entsprechend der Formel das Zahlenverhältnis der Ionen zugrunde gelegt.

Redoxreaktionen: die OZ ändern sich → Reaktion mit Elektronenübergang

Teilreaktion Oxidation: OZ werden größer → Elektronenabgabe

Teilreaktion Reduktion: OZ werden kleiner → Elektronenaufnahme

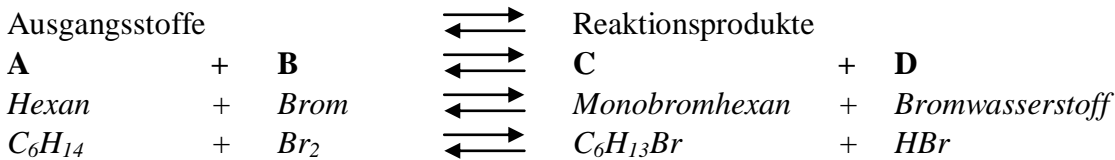
Kohlenwasserstoffe

	Alkane	Alkene	Alkine
<i>Beispiel</i> (Name, Summenformel, Strukturformel)	<p><i>Methan, CH₄</i></p> <pre> H H — C — H H </pre> <p><i>Ethan, C₂H₆</i></p> <pre> H H H — C — C — H H H </pre> <p><i>Propan, C₃H₈</i></p> <pre> H H H H — C — C — C — H H H H </pre>	<p><i>Ethen, C₂H₄</i></p> <pre> H H \ / C = C / \ H H </pre> <p><i>Propen, C₃H₆</i></p> <pre> H H H — C — C = C \ / H H H </pre>	<p><i>Ethin, C₂H₂</i></p> <pre> H — C ≡ C — H </pre> <p><i>Propin, C₃H₄</i></p> <pre> H H — C — C ≡ C — H H </pre>
Allgemeine Summenformel	C _n H _{2n+2}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n-2}
Strukturmerkmal	Einfachbindung (gesättigt)	Doppelbindung (ungesättigt)	Dreifachbindung (ungesättigt)
Typische Reaktionen	Substitution Eliminierung	Addition Eliminierung	Addition
Nachweis		Bromwasser wird entfärbt	Bromwasser wird entfärbt

Organische Grundreaktionen

- **Substitution:** (lat. *substituere*: ersetzen)

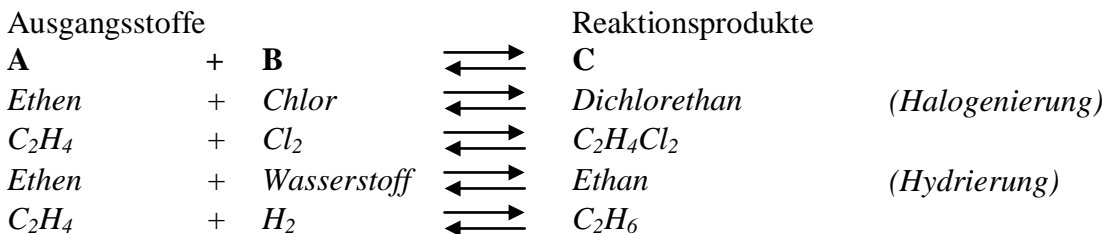
Def.: Die Substitution ist eine chemische Reaktion, bei der zwischen den Molekülen der Ausgangsstoffe Atome bzw. Atomgruppen ausgetauscht werden.



Substitutionen sind bevorzugt bei allen Alkanen möglich.

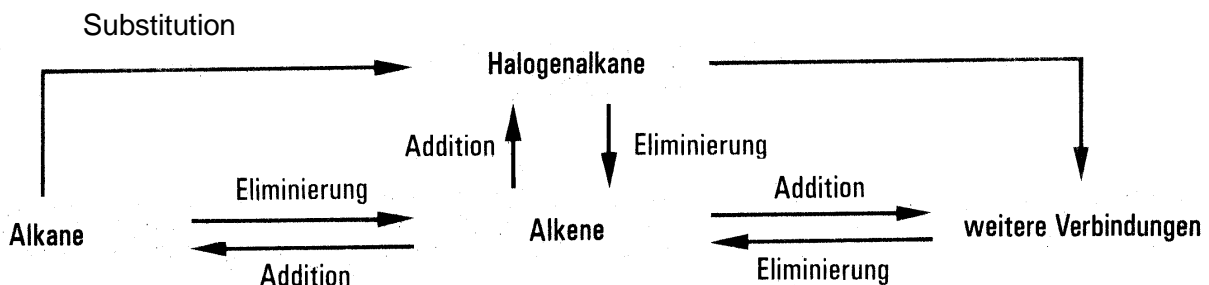
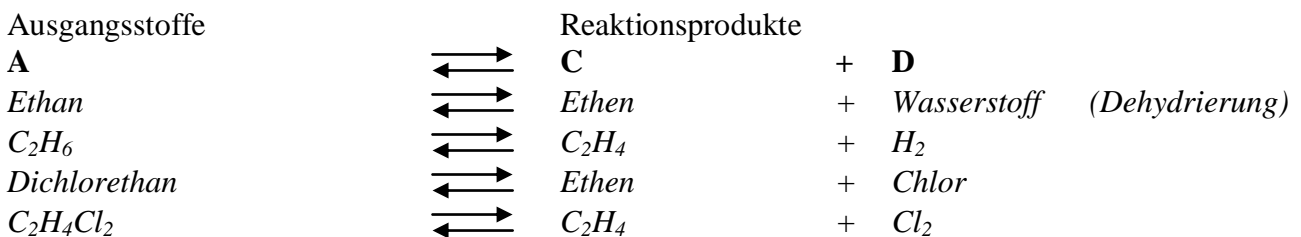
- **Addition:** (lat. *addere* = dazugeben)

Def.: Die Addition ist eine chemische Reaktion, bei der sich jeweils zwei Moleküle der Ausgangsstoffe unter Aufspaltung von Mehrfachbindungen zu einem Molekül des Reaktionsprodukts verbinden.



- **Eliminierung:** (lat. *eliminare* „über die Schwelle bringen, entfernen“)

Def.: Die Eliminierung ist eine chemische Reaktion, bei der aus jeweils einem Molekül des Ausgangsstoffs mindestens zwei Atome unter Ausbildung von Mehrfachbindungen abgespalten werden.



Organische Stoffe mit dem Element Sauerstoff im Molekül

Stoffklasse	Alkanole		Alkanale		Alkansäuren		
Strukturmerkmal	Hydroxygruppe (Hydroxylgruppe) -OH		Aldehydgruppe -CHO		Carboxylgruppe -COOH		
Beispiele Struktur- formel	Name						
		CH₃OH	Methanol	HCHO	Methanal (Formaldehyd)	HCOOH	Methansäure (Ameisensäure)
		CH₃—CH₂OH	Ethanol	CH₃—CHO	Ethanal (Acetaldehyd)	CH₃—COOH	Ethansäure (Essigsäure)
	CH₃—CH₂—CH₂OH	Propanol	CH₃—CH₂—CHO	Propanal	CH₃—CH₂—COOH	Propansäure	
Nachweis			- Fehlingsche Probe → ziegelroter Niederschlag - Silberspiegelprobe (Tollenssche Probe) → schwarzer Niederschlag oder Silberspiegel - Schiff's-Reagenz (Fuchsin-schweflige Säure) → Rosa- bis Violett-färbung		Unitestlösung → Rotfärbung		
Reaktionen	- Verbrennung (Redoxreaktion) $2C_3H_7OH + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O$ - Reaktion mit Kupfer(II)-oxid $R-CH_2OH + CuO \rightleftharpoons R-CHO + Cu + H_2O$ (Dehydrierung zu Alkanalen)		- Verbrennung (Redoxreaktion) $C_2H_5CHO + 3O_2 \rightarrow 3CO_2 + 3H_2O$ - Reduktion anderer Stoffe, dabei Oxidation zu Alkansäuren (siehe Nachweise)		- Verbrennung (Redoxreaktion) $2C_2H_5COOH + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$ - Dissoziation $R-COOH \rightleftharpoons R-COO^- + H^+$ - Reaktion mit unedlen Metallen $2 R-COOH + Mg \rightarrow (R-COO)_2Mg + H_2$ - Neutralisation (Säure-Base-Reaktion) $R-COOH + NaOH \rightarrow R-COONa + H_2O$ - Reaktion mit Metalloxiden $2R-COOH + CuO \rightarrow (R-COO)_2Cu + H_2O$		
Oxidationsreihe	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\overset{-1}{\text{CH}_2}\text{OH} \xrightleftharpoons[\text{Reduktion}]{\text{Oxidation}} \text{CH}_3-\overset{+1}{\text{CHO}} \xrightleftharpoons[\text{Reduktion}]{\text{Oxidation}} \text{CH}_3-\overset{+3}{\text{COOH}} \end{array} $						

Nachweisreaktionen

	Nachweismittel	Beobachtung
Sauerstoff O₂	Spanprobe	Aufglühen
Wasserstoff H₂	Knallgasprobe	
Wasserstoff-Ion H⁺	Indikator Unitest	Rotfärbung
Hydroxid-Ion OH⁻	Indikator Unitest	Blaufärbung
Kohlendioxid CO₂	Calciumhydroxidlösung (Kalkwasser) oder Bariumhydroxidlösung (Barytwasser)	weißer Niederschlag
	$\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \longrightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	
Mehrfachbindung	Brom (Bromwasser)	Entfärbung
Aldehydgruppe -CHO	Fehlingsche Probe (Fehling I und II)	ziegelroter Niederschlag
	Tollens Reaktion / Silber Spiegelprobe (ammoniakalische Silbernitratlösung)	Silber Spiegel
	Schiffs-Reagenz (Fuchsin-schweflige Säure)	Rotviolett färbung
Carboxylgruppe -COOH	Indikator Unitest	Rotfärbung
	Reaktion mit unedlen Metallen	Wasserstoffentstehung
Stärke	Iod-Kaliumiodidlösung	Dunkelviolett färbung
Fette	Fettfleckprobe	durchscheinender Fleck
Eiweiße	Xanthoproteinreaktion (Salpetersäure)	Gelbfärbung
	Biuretreaktion (Kupfersulfatlösung und Natronlauge)	Violett färbung
Chlorid-Ion Cl⁻	Silbernitrat-Lösung	weißer Niederschlag
	$\text{AgNO}_3 + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NO}_3^-$	
Bromid-Ion Br⁻	Silbernitrat-Lösung	käsiger Niederschlag
	$\text{AgNO}_3 + \text{Br}^- \longrightarrow \text{AgBr} \downarrow + \text{NO}_3^-$	
Iodid-Ion I⁻	Silbernitrat-Lösung	gelber Niederschlag
	$\text{AgNO}_3 + \text{I}^- \longrightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{NO}_3^-$	
Sulfat-Ion SO₄²⁻	(Ansäuern mit verd. Salzsäure) Bariumchlorid-Lösung	weißer Niederschlag
	$\text{BaCl}_2 + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Cl}^-$	
Carbonat-Ion CO₃²⁻	mit verd. Salzsäure versetzen, entstehendes Gas in Calcium- oder Bariumhydroxid-Lösung einleiten	Gasentstehung weißer Niederschlag
	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (weiter siehe CO ₂)	