

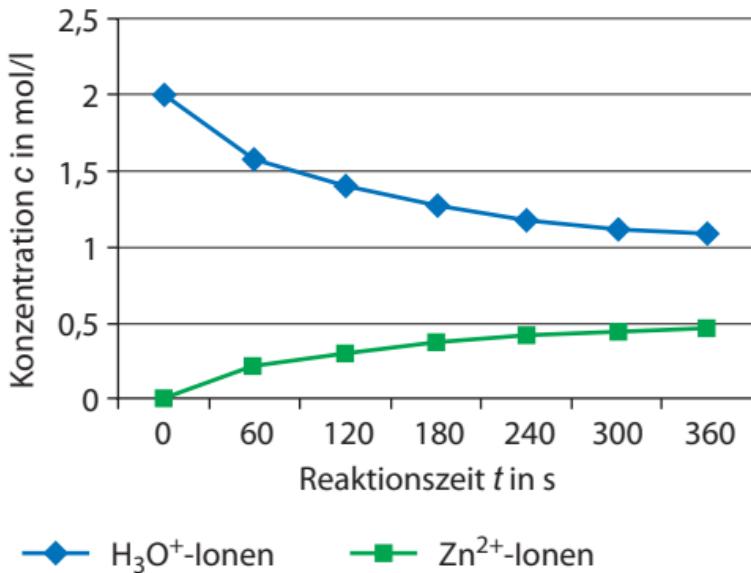
1. Reaktionsgleichung:



2. Ein Lösungsansatz befindet sich am Ende des Abschnitts „Wissen“.

$t(\text{s})$	0	60	120	180	240	300	360
$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ (mol/l)	2,00	1,58	1,40	1,27	1,18	1,12	1,08
$c(\text{Zn}^{2+})$ (mol/l)	0	0,21	0,30	0,37	0,41	0,44	0,46

3. Konzentration-Zeit-Diagramm:



Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit nimmt gegen Ende der Reaktionszeit stark ab, da die Konzentration an H_3O^+ -Ionen in hohem Maße abnimmt und damit auch die Wahrscheinlichkeit für eine Reaktion.



1. Möglichkeiten:

- a. Erhöhung der Konzentration der Reaktionsteilnehmer
- b. Erhöhung der Reaktionstemperatur
- c. Erhöhung des Zerteilungsgrads bei Reaktionen von Stoffen in verschiedenen Phasen
- d. Verwendung eines Katalysators

2. Erklärung:

Zu a: Höhere Konzentration bedeutet eine höhere Teilchenanzahl pro Volumeneinheit und damit auch eine höhere Wahrscheinlichkeit für einen wirksamen Zusammenstoß der Teilchen der Reaktionspartner, der zu einem Umsatz führt.

Zu b: Höhere Reaktionstemperatur bedeutet eine höhere Geschwindigkeit der Teilchen, damit stoßen sie häufiger und heftiger zusammen, somit steigt auch die Wahrscheinlichkeit für einen wirksamen Zusammenstoß.

Zu c: Bei Reaktionen von Stoffen in verschiedenen Phasen können nur die Teilchen reagieren, die an der Oberfläche der beiden Phasen miteinander zusammenstoßen. Je größer diese Grenzfläche ist, desto mehr Zusammenstöße können erfolgen.

Mit der Zerteilung einer festen oder flüssigen Stoffportion wächst deren Oberfläche, daher nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit mit dem Zerteilungsgrad zu.

Zu d: Katalysatoren verringern die Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion und erhöhen damit die Geschwindigkeit.



1. Da Phosphortrichlorid und Chlor laut Reaktionsgleichung im Stoffmengenverhältnis 1:1 zu $n = 8 \text{ mol}$ Phosphorpentachlorid reagieren, betragen die Stoffmengen im Gleichgewichtszustand:

$$n(\text{PCl}_3) = 20 \text{ mol} - 8 \text{ mol} = 12 \text{ mol};$$

$$n(\text{Cl}_2) = 30 \text{ mol} - 8 \text{ mol} = 22 \text{ mol}$$

2. Massenwirkungsgesetz: $K_c = \frac{c(\text{PCl}_5)}{c(\text{PCl}_3) \cdot c(\text{Cl}_2)}$

Zur Berechnung der Gleichgewichtskonstanten müssen die Konzentrationen der Stoffe im Gleichgewicht bekannt sein.

Nach $c = n/V$ ergibt sich:

$$c(\text{PCl}_5) = 8 \text{ mol}/50 \text{ l} = 0,16 \text{ mol/l};$$

$$c(\text{PCl}_3) = 0,24 \text{ mol/l}; c(\text{Cl}_2) = 0,44 \text{ mol/l}$$

$$K_c = \frac{0,16 \text{ mol/l}}{0,24 \text{ mol/l} \cdot 0,44 \text{ mol/l}} = 1,5 \text{ l/mol}$$

3. Da bei tieferen Temperaturen die Stoffmenge von Phosphorpentachlorid größer ist, muss die Synthesereaktion für Phosphorpentachlorid exotherm sein, da nach dem Prinzip von Braun und Le Chatelier bei tieferen Temperaturen die exothermen Teilreaktionen bevorzugt ablaufen.

4. Nach dem Prinzip von Braun und Le Chatelier begünstigt eine Vergrößerung des Volumens (und damit eine Verringerung des Drucks) die volumenvergrößernde Teilreaktion, also die Spaltung von Phosphorpentachlorid in Phosphortrichlorid und Chlor. Demnach nimmt die Stoffmenge an Phosphortrichlorid zu.



1. $3 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3(\text{g})$ | exotherm
2. Bei Zimmertemperatur läuft die Reaktion von Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak nicht merklich ab. Durch Erhöhung der Temperatur wird die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht, gleichzeitig verschiebt sich allerdings das Gleichgewicht zu den Ausgangsstoffen hin. Durch Erhöhung des Druckes kann das Gleichgewicht zur Seite des Ammoniaks hin verschoben werden.

Beispiele:

- a) $\varphi(\text{Ammoniak}) \approx 40\%$ bei 400°C und 20 MPa
- b) $\varphi(\text{Ammoniak}) \approx 67\%$ bei 400°C und 60 MPa
- c) $\varphi(\text{Ammoniak}) \approx 73\%$ bei 300°C und 30 MPa
- d) $\varphi(\text{Ammoniak}) \approx 30\%$ bei 500°C und 30 MPa

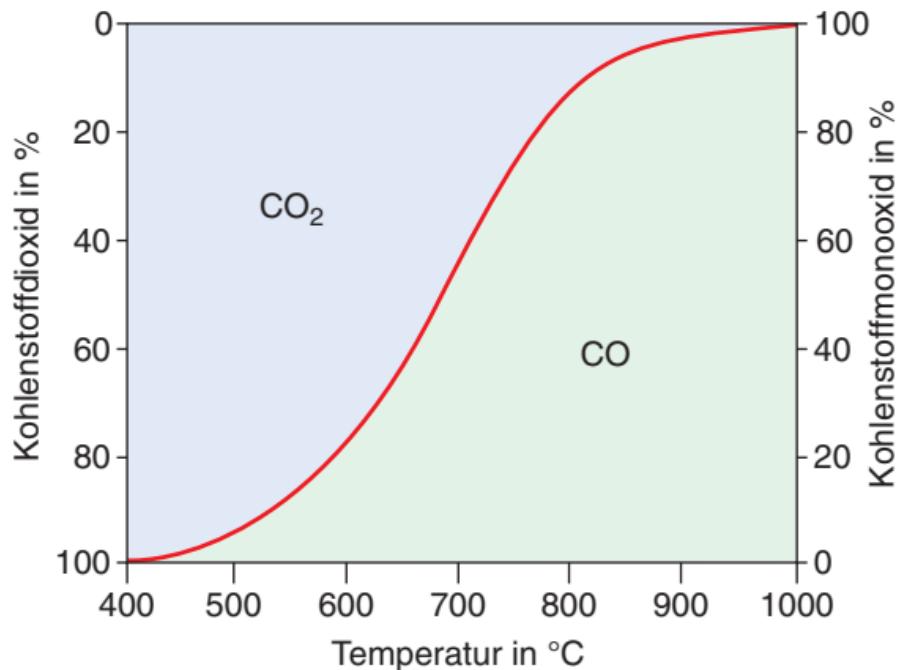
3. Für die Ammoniaksynthese sind die günstigsten Bedingungen eine möglichst niedrige Temperatur und ein möglichst hoher Druck. Allerdings läuft die Ammoniaksynthese bei Zimmertemperatur nicht merklich ab. Zur Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit muss die Temperatur erhöht werden, dieses führt aber zu einer Verschiebung des Gleichgewichts zu den Ausgangsstoffen hin. Ein Katalysator ermöglicht eine Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit bei einer Temperatur, die niedriger ist als die Temperatur, die ohne Katalysator notwendig wäre. Die Reaktionstemperatur wird damit durch den Temperaturbereich bestimmt, in dem der Katalysator aktiv ist. Die schließlich gewählte Temperatur ergibt sich somit aus einem Kompromiss zwischen dem Ziel einer günstigen Gleichgewichtslage und dem Ziel einer hohen Reaktionsgeschwindigkeit.





3. $K_c = \frac{c^2(\text{CO})}{c(\text{CO}_2)}$ bzw. $K_p = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$

2.



4. K_p und K_c werden größer, da bei erhöhter Temperatur mehr Kohlenstoffmonoxid gebildet wird.

5. Da sich die Anzahl der Gasteilchen bei der Reaktion ändert (Volumen vergrößernde Reaktion), ist die Lage des Gleichgewichts vom Druck abhängig.

6. Die Reaktionsenthalpie muss positiv sein, da bei hohen Temperaturen nach Le Chatelier und Braun endotherme (Wärme verbrauchende) Reaktionen begünstigt werden, also $\Delta_r H > 0$.



1. $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
2. Beim Austritt des kalkhaltigen Wassers, z. B. an der Höhlendecke, kommt die Lösung in einen Bereich mit geringerem CO_2 -Partialdruck, zusätzlich erwärmt sie sich und beim Herabtropfen oder Herabfließen kommt es zur Aufwirbelung der Lösung. All dies führt zu einer Freisetzung von Kohlenstoffdioxid aus der Lösung und ruft eine Gleichgewichtsverschiebung nach links hervor, da nach Braun und Le Chatelier eine aus dem Gleichgewicht entfernte Komponente durch das System nachgebildet wird. So entsteht auch vermehrt Calciumcarbonat, das ausfällt. (Siehe auch Karteikarte „Das chemische Gleichgewicht und die Beeinflussung seiner Lage“).
3. Beispiel 1: Beeinträchtigung der Waschwirkung von Seife durch hartes Wasser, Bildung von Kalkseife. Die in hartem Wasser vorhandenen Ca^{2+} - (und Mg^{2+})-Ionen reagieren mit den Seifenanionen zu nicht löslicher, waschinaktiver Kalkseife:
- $$2 \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow (\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2\text{Ca}(\text{s})$$
- Dies führt zu einem erhöhten Verbrauch an Seife, da die Seife ihre Waschwirkung erst dann entfalten kann, wenn alle Calciumionen ausgefällt sind.
- Beispiel 2: Beim Erhitzen von hartem Wasser in Boilern, Waschmaschinen oder Kesselanlagen kommt es zu Kalkablagerungen durch die Verschiebung des Gleichgewichts durch entweichendes Kohlenstoffdioxid.



Reaktionsgleichung der Verbrennung von Methan:



Berechnung:

$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ &= -1 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{CH}_4) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{CO}_2) + 2 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{H}_2\text{O(g)}) \\ &= 75 \text{ kJ} - 393 \text{ kJ} - 484 \text{ kJ} = -802 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$n(\text{CH}_4) = 1 \text{ mol}; \Delta_r H^\circ = -802 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta_r H_m^\circ = -802 \text{ kJ/mol}$$

$$n(\text{CH}_4) = m/M = 1000 \text{ g} \cdot \text{mol}/16 \text{ g} = 62,5 \text{ mol}; \Delta_r H^\circ = -802 \text{ kJ/mol} \cdot 62,5 \text{ mol} = -50125 \text{ kJ}$$

Reaktionsgleichung der Verbrennung von Propan:



Berechnung:

$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ &= -1 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{C}_3\text{H}_8) + 3 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{CO}_2) + 4 \text{ mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ (\text{H}_2\text{O(g)}) \\ &= 104 \text{ kJ} - 1179 \text{ kJ} - 968 \text{ kJ} = -2043 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 1 \text{ mol}; \Delta_r H^\circ = -2043 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta_r H_m^\circ = -2043 \text{ kJ/mol}$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = m/M = 1000 \text{ g} \cdot \text{mol}/44 \text{ g} = 22,73 \text{ mol}; \Delta_r H^\circ = -2043 \text{ kJ/mol} \cdot 22,73 \text{ mol} = -46432 \text{ kJ}$$

Bei der Verbrennung von 1kg Methan wird mehr thermische Energie frei als bei der Verbrennung der gleichen Menge Propan.



Bei der Verbrennung
freigesetzte thermische
Energie:

$$\begin{aligned}Q &= -(c_w \cdot m(\text{Wasser}) + C_k) \cdot \Delta T \\&= -(4,19 \text{ J/(g} \cdot \text{K}) \cdot 500 \text{ g} + 510 \text{ J/K} \cdot 7,1 \text{ K} \\&= -18496,5 \text{ J}\end{aligned}$$

Stoffmenge der
Stoffportion Schwefel:

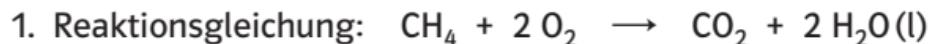
$$n(S) = \frac{m(\text{Schwefel})}{M(S)} = \frac{2 \text{ g} \cdot \text{mol}}{32 \text{ g}} = \frac{1}{16} \text{ mol}$$

Molare Bildungsenthalpie:

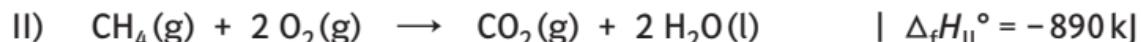
Für $n(S) = 1 \text{ mol}$ ergibt sich eine molare Bildungsenthalpie

$$\Delta_f H = \frac{Q}{n(S)} = -295,9 \text{ kJ/mol}$$

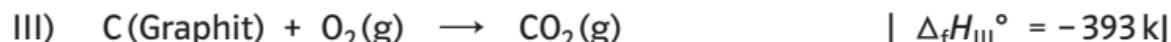
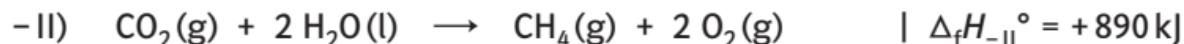




2. Berechnung der Standard-Bildungsenthalpie von Methan:



Kehrt man die Reaktion (II) um und addiert die Reaktionsgleichungen zur Bildung von Kohlenstoffdioxid (III) und Wasser (IV), so erhält man Gleichung (I).



Die Reaktionsgleichung für die Bildung von Methan aus den Elementen muss unabhängig davon sein, auf welchem Weg diese Bildung erreicht wurde, und kann deshalb durch Addition der drei bekannten Reaktionsenthalpien erhalten werden.

Für die molare Bildungsenthalpie von Methan ergibt sich Δ_fH°_m(CH₄) = -75 kJ/mol.



Zur Berechnung der Reaktionsenthalpie siehe auch Karte 7 „Die Berechnung der Verbrennungsenthalpie“.



$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ &= -1 \text{mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 2 \text{mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ(\text{CO}_2) + 3 \text{mol} \cdot \Delta_f H_m^\circ(\text{H}_2\text{O}) \\ &= 277 \text{kJ} - 786 \text{kJ} - 858 \text{kJ} = -1367 \text{kJ}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta_r S^\circ &= -1 \text{mol} \cdot S_m^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) - 3 \text{mol} \cdot S_m^\circ(\text{O}_2) + 2 \text{mol} \cdot S_m^\circ(\text{CO}_2) + 3 \text{mol} \cdot S_m^\circ(\text{H}_2\text{O}) \\ &= -1 \text{mol} \cdot 161 \text{J/(K} \cdot \text{mol)} - 3 \text{mol} \cdot 205 \text{J/(K} \cdot \text{mol)} + 2 \text{mol} \cdot 214 \text{J/(K} \cdot \text{mol)} + 3 \text{mol} \cdot 70 \text{J/(K} \cdot \text{mol)} \\ &= -138 \text{J/K}\end{aligned}$$

$$\Delta_r G^\circ = -1367 \text{kJ} - 298 \text{K} \cdot (-0,138 \text{kJ/K}) = -1367 \text{kJ} + 41 \text{kJ} = -1326 \text{kJ}$$





Die Gasentwicklung wird durch entweichendes Kohlenstoffdioxid hervorgerufen.

2. Berechnung der Stoffmenge der reagierenden Oxoniumionen:

Da die Salzsäure und die Natronlauge in derselben Konzentration eingesetzt werden, neutralisieren sich gleiche Volumina der beiden Lösungen. Das Volumen der zugesetzten Natronlauge entspricht somit dem Volumen der Salzsäure, die nach beendeter Reaktion mit dem Kalk übrig geblieben ist.

Demnach ist:

$$V(\text{Salzsäure, reagiert}) = V_1(\text{Salzsäure, eingesetzt}) - V_2(\text{Natronlauge}) = 20 \text{ ml} - 1,8 \text{ ml} = 18,2 \text{ ml.}$$

$$n(\text{HCl, reagiert}) = c \cdot V = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,0182 \text{ l} = 0,0182 \text{ mol} = n(\text{H}_3\text{O}^+, \text{reagiert}).$$

Berechnung der Stoffmenge des in der Probe enthaltenen Kalks:

$$\frac{n(\text{CaCO}_3)}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{1}{2} \Rightarrow n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 0,0182 \text{ mol} = 0,0091 \text{ mol}$$

Berechnung der Masse des Kalks in der Probe:

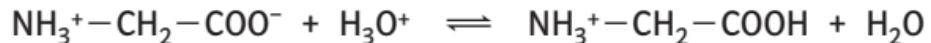
$$n = m/M \Rightarrow m(\text{Kalk}) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,0091 \text{ mol} \cdot 100,1 \text{ g/mol} = 0,91 \text{ g}$$

Berechnung des Massenanteils:

$$w(\text{Kalk}) = m(\text{Kalk})/m(\text{Probe}) \cdot 100 \% = 0,91 \text{ g}/1 \text{ g} \cdot 100 \% = 91 \%$$



1. Die Carboxylatgruppen der Glycin-Zwitterionen reagieren mit Oxoniumionen der Salzsäure.

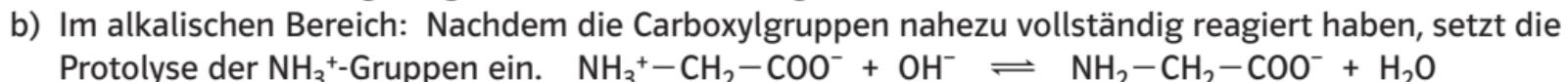


Das Gleichgewicht liegt zu Beginn des Experimentes nahezu vollständig auf der rechten Seite.

2. Es werden zwei Gleichgewichte betrachtet.



Das Gleichgewicht verlagert sich bei Zugabe von OH^- -Ionen immer weiter nach rechts. Nach Zugabe von 20 ml Natronlauge liegt es nahezu vollständig auf der rechten Seite.



Das Gleichgewicht verlagert sich bei Zugabe von OH^- -Ionen immer weiter nach rechts. Nach Zugabe von 40 ml Natronlauge liegt es nahezu vollständig auf der rechten Seite.

3. Beim ersten Wendepunkt ($\text{pH} \approx 2,3$) liegt ein äquimolarer Puffer vor. Es gilt:

$$c(\text{NH}_3^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}) = c(\text{NH}_3^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-)$$

Der zweite Wendepunkt ($\text{pH} \approx 6$) kennzeichnet den Isoelektrischen Punkt. Hier erreicht die Konzentration der Zwitterionen ein Maximum.

Beim dritten Wendepunkt ($\text{pH} \approx 9,8$) liegt ein äquimolarer Puffer vor. Es gilt:

$$c(\text{NH}_3^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-) = c(\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COO}^-)$$



1. Für den Zusammenhang zwischen pK_S - und K_S -Wert bzw. pK_B - und K_B -Wert gilt:

$$pK_S = -\lg \{K_S\} \quad pK_B = -\lg \{K_B\}$$

$$K_S = 10^{-pK_S} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad K_B = 10^{-pK_B} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$pK_S(\text{HCOOH}) = 3,75 \quad pK_B(\text{HCOO}^-) = 10,25$$

$$K_S = 10^{-3,75} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad K_B = 10^{-10,25} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

2. Natriumhydrogensulfat ist ein Salz, das in wässriger Lösung in Natrium- und Hydrogensulfationen zerfällt.



Die Natriumionen gehen keine Säure-Base-Reaktion mit Wassermolekülen ein. Das Hydrogensulfation ist eine starke Säure, deshalb ist eine Natriumhydrogensulfat-Lösung sauer.



Natriumhydrogencarbonat ist ein Salz, das in wässriger Lösung in Natrium- und Hydrogencarbonationen zerfällt.



Die Hydrogencarbonationen können sowohl als Base als auch als Säure reagieren. Allerdings ist der pK_B -Wert des Hydrogencarbonats kleiner als der pK_S -Wert: $7,48 < 10,40$.

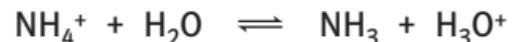
(Allerdings ist der K_B -Wert des Hydrogencarbonats größer als der K_S -Wert: $10^{-7,48} > 10^{-10,40}$.)

Hydrogencarbonat reagiert daher in einer Gleichgewichtsreaktion mit Wasser als Base, es werden Hydroxidionen gebildet, die die Lösung alkalisch machen.



1. C ist der „Neutralpunkt“. Dieser liegt immer bei einem pH-Wert $\text{pH} = 7$ vor.

D ist der „Äquivalenzpunkt“. Bei der Reaktion der Ammoniaklösung mit Salzsäure entsteht Ammoniumchlorid. Das Ammoniumion ist eine schwache Säure, deshalb liegt der pH-Wert im sauren Bereich.



2. Bei der Titration entstehen in zunehmender Konzentration NH_4^+ -Ionen, zurück bleiben mit abnehmender Konzentration NH_3 -Moleküle, die noch nicht reagiert haben. Es entsteht somit eine Pufferlösung, für deren pH-Wert gilt:

$$\text{pH} = \text{p}K_S(\text{NH}_4^+) + \lg \left\{ \frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)} \right\}$$

Im Bereich des Punktes B, d.h. bei $\text{pH} = \text{p}K_S$ und $c(\text{NH}_3) = c(\text{NH}_4^+)$, erniedrigt sich der pH-Wert bei Zugabe von Salzsäure am wenigsten, hier besitzt die Lösung ihre größte Pufferkapazität.



1. Die Grafik finden Sie im Wissensteil!
2. Der Äquivalenzpunkt der Titration liegt bei einer Zugabe von 10,2 ml Natronlauge.

Aus der Reaktionsgleichung:



ergibt sich für das Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n(\text{HAc})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

Weiterhin gilt: $n = c \cdot V$

Damit ergibt sich:

$$c(\text{HAc}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{Essigreiniger})} = \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 10,2 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} \\ = 1,02 \text{ mol/l}$$

Die Stoffmengenkonzentration des Essigreinigers beträgt: $c(\text{HAc}) = 1,02 \text{ mol/l}$.

Für den Massenanteil gilt:

$$w(\text{Essigsäure}) = \frac{m(\text{Essigsäure})}{m(\text{Essigreiniger})}$$

$$m(\text{Essigs. in 1l Essigreiniger}) = n(\text{HAc}) \cdot M(\text{HAc}) \\ = 1,02 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g/mol} \\ = 61,2 \text{ g}$$

$$w(\text{Essigsäure}) = \frac{61,2 \text{ g}}{1012 \text{ g}} = 0,06 = 6\%$$



1. Die Grafik finden Sie im Wissensteil!

Der Graph besteht aus zwei Geraden, die bei der Zugabe von $V(\text{Natronlauge}) = 9 \text{ ml}$ einen Schnittpunkt aufweisen. Hier liegt der Äquivalenzpunkt.

2. Wegen $1 \text{ HAc} + 1 \text{ NaOH} \rightarrow \text{NaAc} + \text{H}_2\text{O}$ ergibt sich für das Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n(\text{HAc})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n = c \cdot V$$

$$c(\text{HAc in verd. Essig}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{verd. Essig})}$$
$$= \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 9 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,09 \text{ mol/l}$$

Die Stoffmengenkonzentration im Essig ist damit:

$$c(\text{HAc}) = 0,9 \text{ mol/l}$$

$$m(\text{Essigsäure}) = n \cdot M(\text{HAc}) = c \cdot V \cdot M(\text{HAc})$$
$$= 0,9 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} \cdot 60 \text{ g/mol} = 54 \text{ g}$$

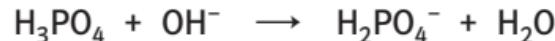
Die Massenkonzentration der Essigsäure im Essig beträgt damit
 $\beta(\text{Essigsäure}) = 54 \text{ g/l}$.



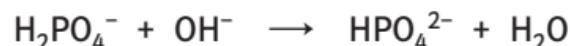
1. Die Grafik finden Sie im Wissensteil!

Bei einer Zugabe von $V(\text{NaOH}) = 4,3 \text{ ml}$ liegt der erste Äquivalenzpunkt, d.h., dass an diesem Punkt die Stoffmenge der Phosphorsäure $n(\text{H}_3\text{PO}_4)$ der Stoffmenge des zugegebenen Natriumhydroxids $n(\text{NaOH})$ entspricht:

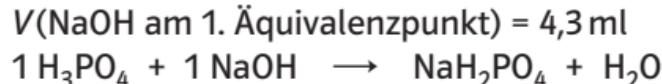
$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{NaOH})$. Bis zum ersten Äquivalenzpunkt läuft im Wesentlichen die folgende Reaktion ab:



Es erfolgt dann nach der Zugabe von 8 ml Natronlauge erneut ein pH-Sprung bis zur Zugabe von 11 ml Natronlauge. Der Wendepunkt dieses zweiten pH-Sprungs entspricht dem 2. Äquivalenzpunkt. Im Wesentlichen ist die folgende Reaktion abgelaufen:



2. Der erste Äquivalenzpunkt ist am besten zu bestimmen:



$$\frac{n(\text{H}_3\text{PO}_4)}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

$$n = c \cdot V$$

$$c(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{0,25 \text{ mol/l} \cdot 4,3 \text{ ml}}{200 \text{ ml}}$$
$$= 0,0054 \text{ mol/l}$$

$$\beta(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{Phosphorsäure})}{V(\text{Cola})}$$

$$m(\text{Phosphorsäure}) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

$$\beta = \frac{n(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V(\text{Cola})}$$
$$= 0,0054 \text{ mol/l} \cdot 98 \text{ g/mol}$$
$$= 0,53 \text{ g/l}$$



1. Natriumchlorid bildet eine neutrale Lösung, weil weder die Natrium- noch die Chloridionen mit Wasser in merklichem Ausmaß reagieren. Ammoniumchlorid zerfällt in Wasser in hydratisierte Ammonium- und Chloridionen, die Ammoniumionen sind Brönstedsäuren, die in einer Gleichgewichtsreaktion mit Wasser Oxoniumionen bilden, die Chloridionen reagieren nicht in merklichem Ausmaß mit den Wassermolekülen,

$$\text{NH}_4^+ \text{Cl}^- \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$

Natriumacetat zerfällt in Wasser in Natrium- und Acetationen. Die Acetationen reagieren gegenüber Wasser als Base, die hydratisierten Natriumionen gehen keine Säure-Base-Reaktion mit den Wassermolekülen ein.



2. pH-Wert der Natriumacetatlösung

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{CH}_3\text{COOH}); c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

$$c^2(\text{OH}^-) = K_B \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{10^{-9,25} \cdot 10^{-2}} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$= 10^{-5,63} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 5,63$$

$$\text{pH} = 14 - 5,63 = 8,37$$

pH-Wert der Ammoniumchloridlösung

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{NH}_3); c(\text{NH}_4^+) = c_0(\text{NH}_4^+)$$

$$c^2(\text{H}_3\text{O}^+) = K_S \cdot c_0(\text{NH}_4^+)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{-10^{-9,25} \cdot 0,5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 4,78$$



1. Diese Pufferlösung enthält eine schwache Säure (Dihydrogenphosphat) und ihre korrespondierende Base (Hydrogenphosphat).

Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat-Puffer:



Zugabe von Oxoniumionen:



Zugabe von Hydroxidionen:



Die schwache Säure gibt Protonen zur Neutralisation der Hydroxidionen ab. Ihre korrespondierende Base wirkt als Protonenakzeptor.

$$2. \text{ pH} = \text{p}K_s + \lg \left\{ \frac{c(A^-)}{c(HA)} \right\}$$

(Henderson-Hasselbalch-Gleichung)

$$\text{pH} = 4,75 + \lg \left\{ \frac{c(\text{HA})}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \right\}$$

Eine Essigsäure-Acetat-Lösung puffert um den pH-Wert $\text{pH} = 4,75$.

3. Das Diagramm finden Sie im Wissensteil!



1. Puffersysteme sind Lösungen schwacher Säuren und ihrer korrespondierenden Basen oder Lösungen schwacher Basen und ihrer korrespondierenden Säuren.

Beispiele: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$; $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

Pufferlösungen ändern ihren pH-Wert bei Zugebung von Oxoniumionen (H_3O^+ -Ionen) oder Hydroxidionen (OH^- -Ionen) nur wenig.



Bei einer Erhöhung der Oxoniumionenkonzentration wirken die Hydrogencarbonationen als Base. Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die linke Seite. Die pH-Wert-Änderung fällt kleiner aus als ohne das Vorhandensein der Base.

$$3. \text{pH} = \text{p}K_s + \lg \left\{ \frac{c(A^-)}{c(\text{HA})} \right\}$$

(Henderson-Hasselbach-Gleichung)

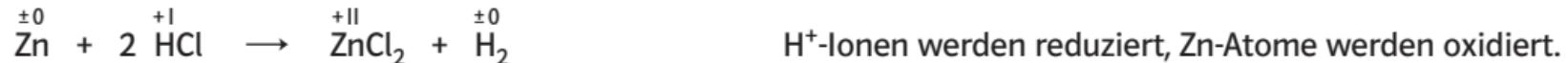
$$\text{pH} = 6,52 + \lg \left\{ \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{c(\text{CO}_2)} \right\} = 6,52 + \lg 7 = 7,4$$



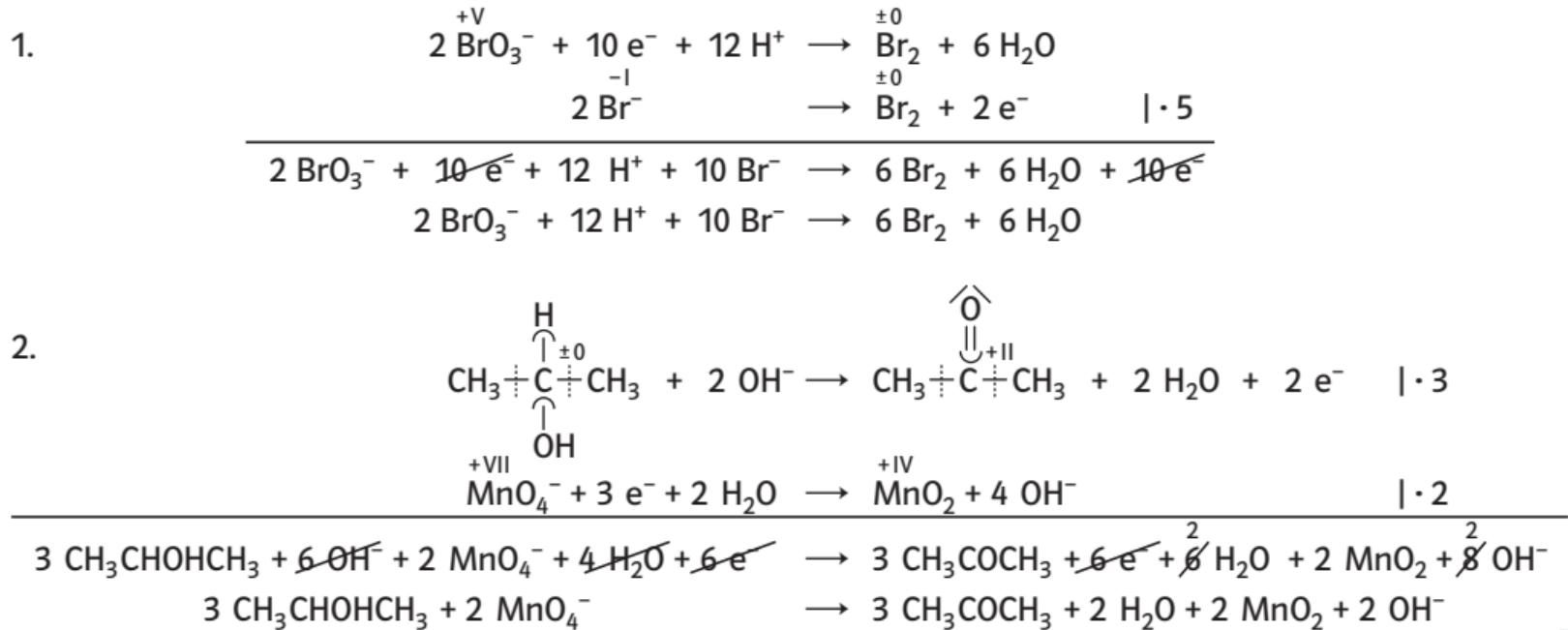
- Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Teilchen gibt die gedachte Ladung an, die dieses Atom erhält, wenn man sich das Teilchen nur aus Atomionen aufgebaut denkt.
- Oxidation: Abgabe von Elektronen, die Oxidationszahl wird größer (positiver).
Reduktion: Aufnahme von Elektronen, die Oxidationszahl wird kleiner (negativer).



- Redoxreaktionen sind die Reaktionen a, c und e, weil sich dabei die Oxidationszahlen verschiedener Atome verändern:

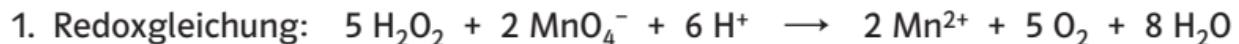


Zur Formulierung der Redoxgleichungen ist es sinnvoll, zunächst die Teilgleichungen für den Oxidations- und den Reduktionsvorgang aufzustellen.



(s. auch Karte 21 „Oxidationszahlen und Redoxgleichungen“)





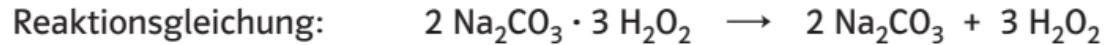
Für die ausführliche Formulierung der Redoxgleichung siehe Karte 21 „Formulieren von Redoxgleichungen“.

2. Berechnung des Massenanteils Percarbonat:

Stoffmengenverhältnis laut Redoxgleichung: $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{n(\text{MnO}_4^-)} = \frac{5}{2}$

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{O}_2) &= \frac{5}{2} \cdot n(\text{MnO}_4^-) = \frac{5}{2} \cdot c(\text{MnO}_4^-) \cdot V(\text{Permanganatlösung}) \\ &= \frac{5}{2} \cdot 0,02 \text{ mol/l} \cdot 0,0039 \text{ l} = 0,000195 \text{ mol} \text{ (pro 10-ml-Probe)} \end{aligned}$$

Berechnung der Percarbonat-Stoffmenge:



Stoffmengenverhältnis: $\frac{n(2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{1}{3}$

$$n(2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2) = \frac{1}{3} \cdot n(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,000065 \text{ mol} \text{ (pro 10-ml-Probe)}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Natriumpercarbonat}) &= n(2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2) \cdot M(2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2) \\ &= 0,000065 \text{ mol} \cdot 314 \text{ g/mol} = 0,02 \text{ g} \text{ (pro 10-ml-Probe)} \end{aligned}$$

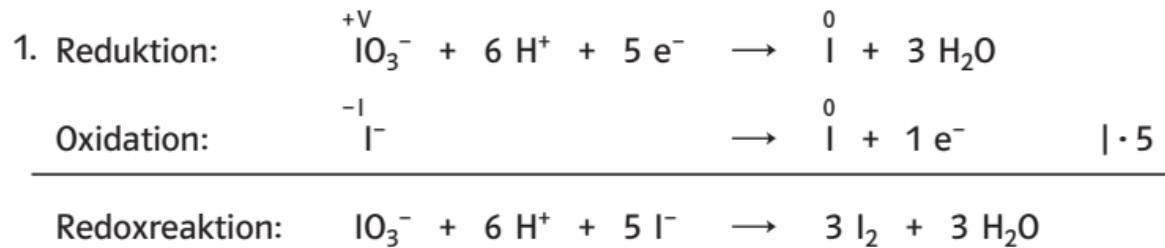
Die 100-ml-Probe enthält $m(\text{Natriumpercarbonat}) = 0,2 \text{ g}$.

Berechnung des Massenanteils:

$$w(\text{Natriumpercarbonat}) = \frac{m(\text{Natriumpercarbonat})}{m(\text{Fleckensalz})} = \frac{0,2 \text{ g}}{0,992 \text{ g}} \cdot 100 \% = 20,2 \%$$

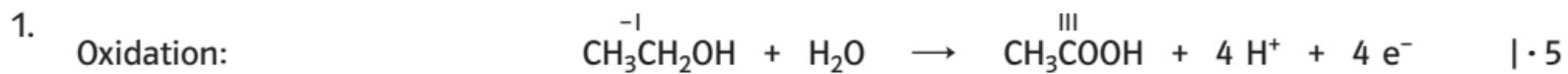
3. Den Äquivalenzpunkt der Titration erkennt man an der violetten Farbe der Permanganationen, die sich dann in der Lösung anreichern. Die bei der Reaktion mit Wasserstoffperoxid entstehenden Mn^{2+} -Ionen sind nahezu farblos.





2. Zunächst wird das Kaliumiodat gelöst. Die Redoxreaktion läuft in saurer Lösung ab, deshalb wird die Lösung angesäuert. Der Reaktionspartner der Iodationen sind Iodidionen, deshalb wird zu der angesäuerten Iodatlösung Kaliumiodid gegeben. Die braune Farbe der Lösung beruht auf dem gebildeten Iod. Die Stärkelösung dient dem Nachweis des Iods.





$$2. \frac{n(\text{KMnO}_4)}{n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})} = \frac{4}{5} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = \frac{4 \cdot m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \cdot M(\text{KMnO}_4)}{5 \cdot M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 39,1 \text{g/mol} + 54,9 \text{g/mol} + 4 \cdot 16,0 \text{g/mol} = 158 \text{g/mol}$$

$$M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2 \cdot 12 \text{g/mol} + 6 \cdot 1 \text{g/mol} + 16,0 \text{g/mol} = 46 \text{g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = \frac{4 \cdot 5 \text{g} \cdot 158 \text{g/mol}}{5 \cdot 46 \text{g/mol}} = 13,7 \text{g}$$



1. Es handelt sich um eine Rücktitration.

Prinzip: Zu der zu bestimmenden Probe wird ein abgemessener Überschuss an Maßlösung gegeben.

Der nicht verbrauchte Anteil der Maßlösung wird anschließend titriert.

Die Oxidation der organischen Verschmutzung durch Permanganat verläuft langsam, der Endpunkt der Oxidation ist schwer zu erkennen. Das noch nicht reduzierte Permanganat wird anschließend mit der Oxalsäure reduziert. Die dann übrig bleibende Oxalsäure entspricht der organischen Verschmutzung und kann direkt mit gut erkennbarem Endpunkt mit der Permanganat-Lösung titriert werden. Die Zugabe der Schwefelsäure ist notwendig, da die Redoxreaktion in saurer Lösung abläuft. Das Erhitzen dient dazu, die Reaktion zu beschleunigen und das Kohlenstoffdioxid aus der Lösung „auszutreiben“.

2. Für die Wasserprobe mit dem Volumen $V = 0,1\text{ l}$ sind 12 ml Kaliumpermanganat-Lösung der Konzentration $c(\text{KMnO}_4) = 0,002\text{ mol/l}$ benötigt worden.

$$n = c \cdot V, \quad n = m/M$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 39,1\text{ g/mol} + 54,9\text{ g/mol} + 4 \cdot 16,0\text{ g/mol} = 158\text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned}m(\text{KMnO}_4) &= c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) \\&= 0,002\text{ mol/l} \cdot 0,012\text{ l} \cdot 158\text{ g/mol} = 3,8 \cdot 10^{-3}\text{ g} = 3,8\text{ mg}\end{aligned}$$

Für eine Wasserprobe mit dem Volumen 1 l werden 38 mg Kaliumpermanganat gebraucht.

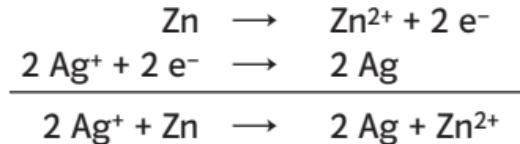


1. Beim Eintauchen der Metallbleche in die jeweiligen Salzlösungen bildet sich ein elektrochemisches Gleichgewicht aus, dessen Gleichgewichtslage typisch ist für das jeweilige Metall:



Dieses Gleichgewicht liegt beim Zink weiter auf der Seite der Ionen als beim Silber, daher bildet die Zinkelektrode den Minuspol, die Silberelektrode den Pluspol der galvanischen Zelle.

2. $\Delta E^0 = E^0(\text{Pluspol}) - E^0(\text{Minuspol}) = +0,8\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,56\text{V}$
3. Die Zinkelektrode ist negativer (mehr Elektronen) geladen als die Silberelektrode (weniger Elektronen), daher fließen bei einer leitenden Verbindung Elektronen von der Zink- zur Silberelektrode. Beide dynamischen Gleichgewichte an den Elektroden werden gestört. Aufgrund des Elektronendefizits an der Zinkelektrode werden Zinkatome oxidiert, aufgrund des Elektronenüberschusses an der Silberelektrode werden Silberionen reduziert:



4. $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$ (gelber Niederschlag)

Durch die Fällungsreaktion in der Silberhalbzelle wird das elektrochemische Gleichgewicht gestört, es müssen Silberionen durch Oxidation von Silberatomen nachgebildet werden. Damit entstehen auch mehr Elektronen, die auf der Elektrode zurückbleiben, das Potential der Halbzelle wird negativer, die Differenz zur Zinkhalbzelle kleiner, die Spannung sinkt.



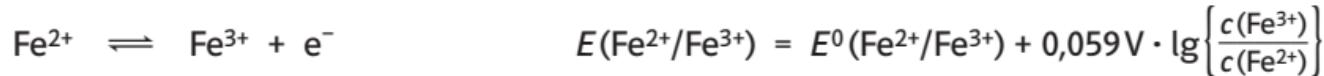
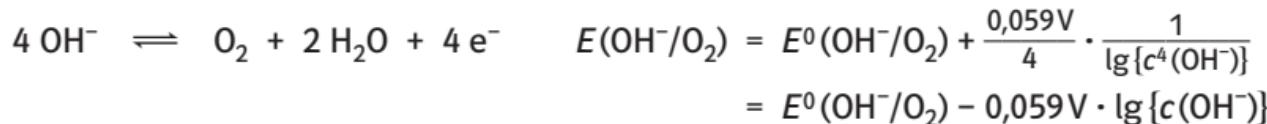
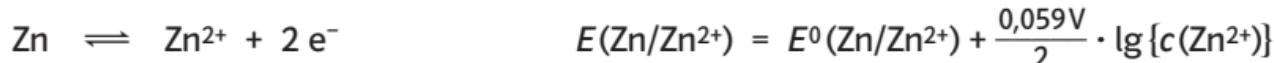
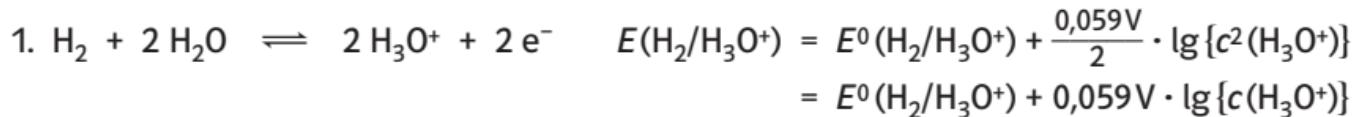
1. Unter Standardbedingungen gibt das stärkere Reduktionsmittel Elektronen an das stärkere Oxidationsmittel ab. Oder: Unter Standardbedingungen nimmt das stärkere Oxidationsmittel Elektronen vom stärkeren Reduktionsmittel auf.

Bromidionen sind ein stärkeres Reduktionsmittel als Chloridionen, Chlormoleküle sind ein stärkeres Oxidationsmittel als Brommoleküle. Bromidionen, das stärkere Reduktionsmittel, geben also Elektronen an das stärkere Oxidationsmittel, die Chlormoleküle, ab.

Argumentiert man mit den Standardelektrodenpotentialen, so gilt: Unter Standardbedingungen gibt das Reduktionsmittel des Redoxpaars mit dem kleineren (negativeren) Standardelektrodenpotential Elektronen an das Oxidationsmittel mit dem größeren (positiveren) Standardpotential ab. Das in der Spannungsreihe tiefer stehende Reduktionsmittel reduziert das höher stehende Oxidationsmittel.

- a) $2 \text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{Cl}^- \quad E^0(2 \text{Cl}^-/\text{Cl}_2) \rightarrow E^0(2 \text{Br}^-/\text{Br}_2)$
 - b) keine Reaktion
 - c) keine Reaktion
 - d) keine Reaktion
 - e) $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \quad E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) \rightarrow E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+})$
 - f) $\text{Fe}^{2+} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Ag} \quad E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) \rightarrow E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+})$
2. a) $\Delta E^0 = E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = +0,80 \text{V} - (-0,13 \text{V}) = 0,93 \text{V}$
- b) $\Delta E^0 = E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}) - E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = +0,77 \text{V} - (-0,76 \text{V}) = 1,53 \text{V}$
- c) $\Delta E^0 = E^0(\text{Au}/\text{Au}^{3+}) - E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = +1,42 \text{V} - (-0,76 \text{V}) = 2,18 \text{V}$





2. Experiment 1: $E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = 0V + 0,059V \cdot \lg 10^{-1} = -0,059V$

$$E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,059V}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,76V - 0,059V = -0,819V$$

$$\Delta E_1 = E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = -0,76V$$

Experiment 2: $E(\text{OH}^-/\text{O}_2) = +0,40V - 0,059V \cdot \lg 10^{-2} = +0,40V + 0,118V = +0,518V$

$$\Delta E_2 = E(\text{OH}^-/\text{O}_2) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = +0,577V$$

Experiment 3: $E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = +0,77V - 0,059V \cdot \lg \frac{10^{-2}}{10^{-1}} = +0,77V - 0,059V = +0,711V$

$$\Delta E_3 = E(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) - E(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = +0,77V$$



1. Zur Entladung eines Kupferions benötigt man eine bestimmte Anzahl von Elektronen:



Q_{el} ist das Produkt aus der Stromstärke I und der Elektrolysedauer t :

$$Q_{\text{el}} = I \cdot t \quad (\text{Einheit: A} \cdot \text{s oder C}) \quad Q_{\text{el}} = 2 \cdot 316 \text{ A} \cdot \text{s} = 632 \text{ C}$$

Mit dem Betrag e der Ladung eines Elektrons bzw. der Faradaykonstante F (Betrag der molaren Ladung der Elektronen) ergibt sich die Stoffmenge $n(\text{e}^-)$ der bei der Elektrolyse geflossenen Elektronen.

$F = e \cdot N_A$ wobei e = elektrische Elementarladung und N_A = Avogradokonstante ist:

$$F = 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{e}^-) = \frac{Q_{\text{el}}}{F} = \frac{632 \text{ C} \cdot \text{mol}}{96485 \text{ C}} = 0,00655 \text{ mol}$$

Berechnung der Stoffmenge der Kupferionen, die zu Kupferatomen entladen wurden:

$$m(\text{Kupfer, abgeschieden}) = 0,21 \text{ g}$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Kupfer})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,21 \text{ g} \cdot \text{mol}}{63,5 \text{ g}} = 0,00331 \text{ mol} \quad n(\text{Cu}^{z+}) = n(\text{Cu})$$

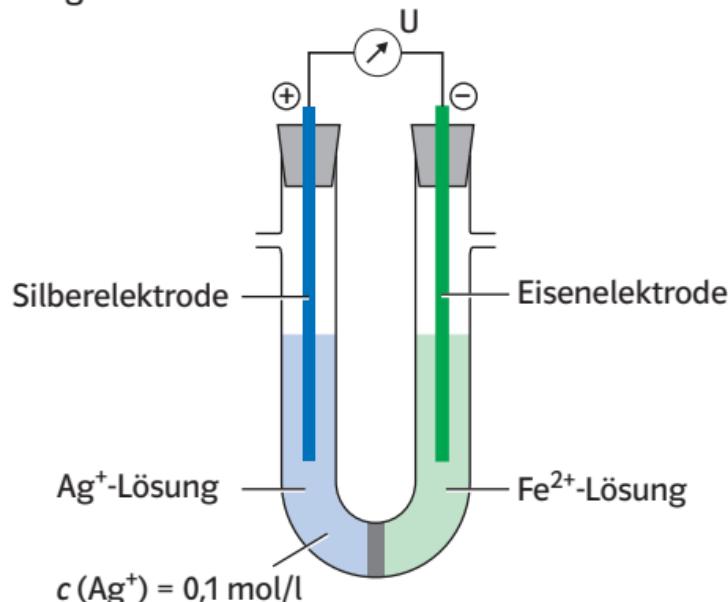
Mit der Reaktionsgleichung (1) ergibt sich folgendes Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n(\text{Cu}^{z+})}{n(\text{e}^-)} = \frac{1}{z} \quad z = \frac{n(\text{e}^-)}{n(\text{Cu}^{z+})} = \frac{0,00655 \text{ mol}}{0,00331 \text{ mol}} = 1,98 \approx 2$$

Ergebnis: Das Kupferion trägt demnach die Ladung $2+$ und ist als Cu^{2+} zu formulieren.



Die Kapsel wird in den 100-ml-Messkolben gegeben und in dest. Wasser gelöst, anschließend wird die Lösung mit dest. Wasser auf 100 ml aufgefüllt. Die Lösung wird in den Schenkel mit der Eisen-elektrode des U-Rohres gefüllt. Die sich zwischen den beiden Elektroden einstellende Spannung wird gemessen.



2. Berechnung der Spannung

$$\Delta E = E(\text{Pluspol}) - E(\text{Minuspol})$$

Nernst-Gleichung für Metallhalbzellen

$$E(M/M^{z+}) = E^0(M/M^{z+}) + \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \lg \{c(M^{z+})\}$$

$$\begin{aligned} E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) &= 0,8\text{V} + 0,059\text{V}/1 \cdot \lg 10^{-1} \\ &= 0,741\text{V} \end{aligned}$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{V(\text{Fe}^{2+}\text{-Lsg.})} \quad n(\text{Fe}^{2+}) = \frac{m(\text{Fe}^{2+})}{M(\text{Fe}^{2+})}$$

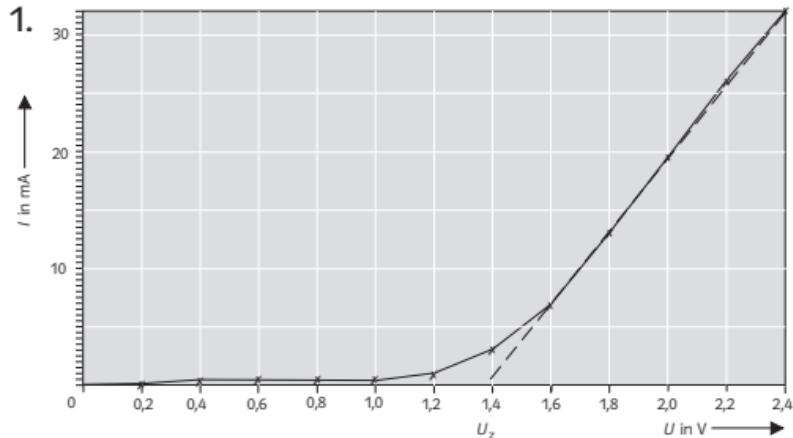
$$n(\text{Fe}^{2+}) = \frac{0,05585\text{ g}}{55,85\text{ g/mol}} = 10^{-3}\text{ mol}$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = \frac{10^{-3}\text{ mol}}{0,1\text{l}} = 10^{-2}\text{ mol}$$

$$\begin{aligned} E(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) &= -0,41\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg 10^{-2} \\ &= -0,469\text{V} \end{aligned}$$

$$\Delta E = 0,741\text{V} - (-0,469\text{V}) = 1,21\text{V}$$





Die Zersetzungsspannung beträgt $U_Z = 1,36$ bis $1,37$ V. Dieser Wert ist nahezu identisch mit dem der gemessenen Potentialdifferenz.

2. Durch die Elektrolyse bildet sich an der Anode das Redoxpaar Cl^-/Cl_2 , an der Kathode das Redoxpaar $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$. Die Potentialdifferenz des entstandenen galvanischen Elements beträgt bei der vorliegenden Konzentration $\Delta E = 1,36$ V. Die Zersetzungsspannung muss mindestens so groß sei, wie die Spannung dieses galvanischen Elements.
3. Die Differenz zwischen der berechneten Spannung des bei der Elektrolyse gebildeten galvanischen Elements und der gemessenen Zersetzungsspannung bezeichnet man als Überspannung. In diesem Fall besitzt Wasserstoff an Graphitelektroden ein Überpotential, dadurch wird das Potential des Redoxpaars $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$ negativer.

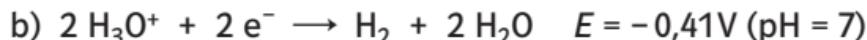


1. Bei der Entscheidung über die Stoffabscheidung an Anode und Kathode müssen alle Teilchen berücksichtigt werden, die sich in der Elektrolyselösung befinden:

Mögliche Anodenvorgänge:



Mögliche Kathodenvorgänge:



Es läuft der Gesamtvorgang ab, der die kleinste Zersetzungsspannung erfordert, d.h., an der Anode wird Sauerstoff, an der Kathode wird Wasserstoff entwickelt.

$$\Delta E = 0,82 \text{V} - (-0,41 \text{V}) = 1,23 \text{V}$$

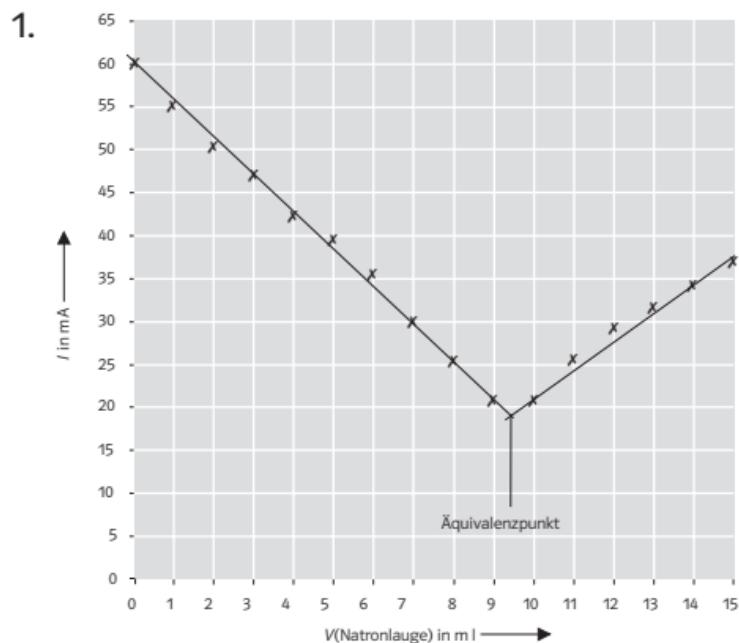
2. Anodenraum:

Bromthymolblaulösung gelb: saure Lösung. Die Entladung von Hydroxidionen aus dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers führt zu einem Überschuss an Oxoniumionen (saure Lösung!).

Kathodenraum:

Bromthymolblaulösung blau: alkalische Lösung. Die Entladung von Oxoniumionen aus dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers führt zu einem Überschuss an Hydroxidionen (alkalische Lösung).





2. Äquivalenzpunkt bei $V(\text{Natronlauge}) = 9,5 \text{ ml}$
 Aus $c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})$ ergibt sich:

$$c(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Salzsäure})} = \frac{1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 9,5 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,095 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$



Zunächst erfolgt eine starke Abnahme der Leitfähigkeit bis zum Äquivalenzpunkt, da Oxoniumionen durch Reaktion mit zugesetzten Hydroxidionen beseitigt werden, die durch die hinzukommenden Natriumionen aufgrund ihrer wesentlich geringeren Ionenäquivalentleitfähigkeit nicht ausgeglichen werden kann. Am Äquivalenzpunkt steigt die Leitfähigkeit wieder an, da sich die zugesetzten Hydroxidionen, die nun keinen Reaktionspartner mehr finden, in der Lösung anreichern. Die Leitfähigkeit der Lösung nimmt aber nicht in dem Maße zu, wie sie vor dem Äquivalenzpunkt abgenommen hat, da die Hydroxidionen eine geringere Ionenäquivalentleitfähigkeit besitzen als die Oxoniumionen.



1. Für das Potential einer Wasserstoffhalbzelle ergibt sich nach der Nernst-Gleichung

$$E = 0,059 \text{ V} \cdot \lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} = -0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}$$

Damit erhält man für die Potentialdifferenz

$$\Delta E = E_1 - E_2 = -0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}_1 - (-0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}_2)$$

Für $\Delta E = 0,635 \text{ V}$ gilt:

$$0,635 \text{ V} = -0,059 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}_2$$

$$0,694 \text{ V} = 0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}_2$$

$$11,8 = \text{pH}_2$$

2. Mit der Konzentration der Hydroxidionen in der Lösung ($c = 0,01 \text{ mol/l}$) ergibt sich für das Ionenprodukt des Wassers:

$$\begin{aligned}K_W &= c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) \\&= 10^{-11,8} \text{ mol/l} \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \\&= 10^{-13,8} \text{ mol}^2/\text{l}^2\end{aligned}$$

Der Literaturwert ist bei $\vartheta = 24^\circ\text{C}$:

$$K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$



Berechnung der Abscheidungspotentiale für Chlor und Sauerstoff an der Anode mit Hilfe des Nernst-Gesetzes; $c(\text{HCl}) = 10^{-3} \text{ mol/l}$, d.h. $\text{pH} = 3$; $c(\text{Cl}^-) = 10^{-3} \text{ mol/l}$.

Der Kathodenvorgang soll nicht berücksichtigt werden.

Für Sauerstoff:

$$E_A = E(\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2) + E_{\bar{U}} = 1,23\text{V} - 0,059\text{V}\cdot\text{pH} + 0,78\text{V} = 1,05\text{V} + 0,78\text{V} = 1,83\text{V}$$

Für Chlor:

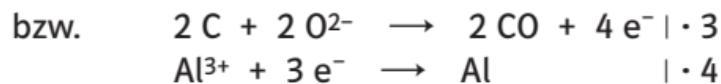
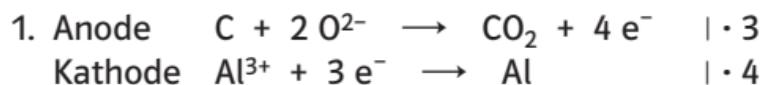
$$E_A = E(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) + E_{\bar{U}} = E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) - 0,059\text{V}\cdot\lg\{c(\text{Cl}^-)\} + 0,02\text{V} = 1,36\text{V} + 0,18\text{V} + 0,02\text{V} = 1,56\text{V}$$

Das Redoxpaar Cl^-/Cl_2 besitzt das weniger positive Potenzial, es werden also Chloridionen bevorzugt oxidiert. Zu einer Abscheidung von Sauerstoff kommt es, wenn die Abscheidungspotenziale gleich sind:

$$\begin{aligned}E_A(\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2) &= E_A(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) \\1,83\text{V} &= 1,38\text{V} - 0,059\text{V}\cdot\lg\{c(\text{Cl}^-)\} \\ \lg\{c(\text{Cl}^-)\} &= -0,45\text{V}/0,059\text{V} = -7,6\end{aligned}$$

Dies ist demnach der Fall, wenn $c(\text{Cl}^-) = 10^{-7,6} \text{ mol/l}$ ist. Diese Konzentration wird in der nächsten Umgebung der Anode sehr schnell unterschritten, da bei der geringen Elektrolytkonzentration die Anzahl der pro Zeiteinheit in diesen Bereich eintretenden Chloridionen sehr gering ist.





Die Elektrode, an der Teilchen oxidiert werden, wird Anode genannt.

Die Elektrode, an der Teilchen reduziert werden, wird Kathode genannt.

2. Zur Reduktion bzw. Oxidation von 1 mol z-fach positiv oder negativ geladener Ionen ist eine Ladungsmenge von $z \cdot 96485 A \cdot s$ notwendig (Faraday-Gesetz).

Zur Reduktion von 1 mol Al^{3+} -Ionen ist eine Ladungsmenge von $3 \cdot 96485 A \cdot s$ erforderlich.

Gegeben: $I = 300\,000 A$ (davon 95 %),

$$M(Al) = 26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1},$$

$$z = 3, t = 1 \text{ d} = 24 \text{ h} = 24 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s}$$

Gesucht: $m(\text{Aluminium})$

Aus $n = (I \cdot t) / (z \cdot F)$ und $n = m/M$ folgt:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} = \frac{300\,000 \text{ A} \cdot 0,95 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s} \cdot 26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{3 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$= 2,3 \cdot 10^6 \text{ g} = 2,3t$$

Berechnung der elektrischen Energie:

Aus $W = U \cdot I \cdot t = U \cdot n \cdot z \cdot F$ und $n = m/M$ folgt:

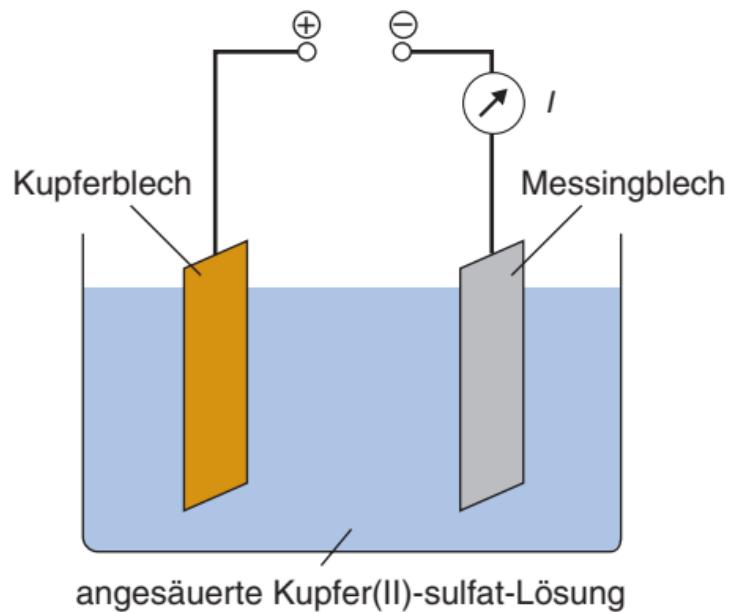
$$W = U \cdot (m/M) \cdot z \cdot F$$

$$= 4,5V \cdot (2,3 \cdot 10^6 \text{ g} / 26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 3 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 1,11 \cdot 10^{11} \text{ V} \cdot \text{A} \cdot \text{s} = 30\,833 \text{ kW} \cdot \text{h}$$



1.



An der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode findet eine Oxidation statt.



An der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode werden Kupferionen aus der Lösung reduziert:



2. Zur Reduktion bzw. Oxidation von 1 mol z-fach positiv oder negativ geladener Ionen ist eine Ladungsmenge von $z \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s}$ notwendig (Faraday-Gesetz).

Zur Reduktion von 1 mol Cu^{2+} -Ionen ist eine Ladungsmenge von $2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s}$ erforderlich. 1 mol Kupferionen hat die Masse 63,55 g.

Es gilt: $Q = I \cdot t$ und $n = m/M$

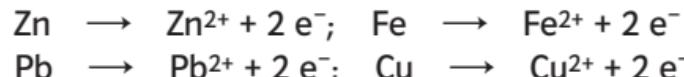
$$m(\text{Kupfer}) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} \cdot M(\text{Cu})$$

$$m(\text{Kupfer}) = \frac{0,1 \text{ A} \cdot 36\,000 \text{ s}}{2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 1,19 \text{ g}$$



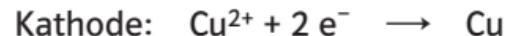
1. Anodenvorgänge:



Kupfer und alle Metalle, die unedler als Kupfer sind bzw. ein negativeres Elektrodenpotential als $E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$ haben, werden oxidiert. Die Standard-elektrodenpotentiale geben hier einen Anhaltspunkt. Da die Konzentrationen der Metallionen nicht angegeben sind, können die genauen Elektrodenpotentiale nicht berechnet werden.

Bei der Zersetzung der Anode fallen die nicht oxidierten Metalle herab und bilden zusammen mit dem Blei(II)-sulfat den Anodenschlamm. Blei(II)-sulfat fällt aus, weil die Pb^{2+} -Ionen zusammen mit den SO_4^{2-} -Ionen das schwer lösliche Blei(II)-sulfat bilden.

An der Kathode werden zunächst die Teilchen reduziert, die das positivste Abscheidungspotential haben, also nur die Cu^{2+} -Ionen.



2. Zur Reduktion bzw. Oxidation von 1 mol z-fach positiv oder negativ geladener Ionen ist eine Ladungsmenge von $z \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s}$ notwendig (Faraday-Gesetz).

Zur Reduktion von 1 mol Cu^{2+} -Ionen ist eine Ladungsmenge von $2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s}$ erforderlich.

Gegeben: $I = 36\,000 \text{ A}$, $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 $F = 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$, $z = 2$, $t = 24 \text{ h} = 24 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s}$

Gesucht: $m(\text{Kupfer})$

Aus $n = (I \cdot t) / (z \cdot F)$ und $n = m/M$ folgt:

$$\begin{aligned} m(\text{Kupfer}) &= \frac{I \cdot t \cdot M(\text{Cu})}{z \cdot F} \\ &= \frac{36\,000 \text{ A} \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s} \cdot 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ &= 1,02 \cdot 10^6 \text{ g} = 1,02 \text{ t} \end{aligned}$$



1. Die Metalle Kupfer und Zink berühren sich in verdünnter Schwefelsäure, der Elektrolytlösung. Zinkatome werden oxidiert und gehen in die Lösung über.



Die Elektronen fließen zum Kupfer, an der Kupferoberfläche werden Oxoniumionen reduziert.



Zink bildet die Anode und Kupfer die Kathode.

2. Berühren sich unterschiedliche Metalle und ist die Kontaktfläche von einer Elektrolytlösung umgeben, liegt ein kurzgeschlossenes galvanisches Element vor, ein Lokalelement oder Kontaktelement. Die Spannung des Lokalelements und der damit verbundene Stromfluss vom unedleren Metall (Lokalanode) zum edleren Metall (Lokalkathode) sind die Ursachen für die Wasserstoffentwicklung am edleren Metall. Korrosion, die auf der Bildung von Lokalelementen beruht, bezeichnet man als elektrochemische Korrosion.

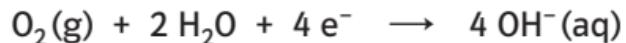


1. Das Eisen ist die Lokalanode und wird oxidiert: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.

An der Lokalkathode werden bei der Säurekorrosion Oxoniumionen reduziert:



An der Lokalkathode werden bei der Sauerstoffkorrosion in die Elektrolytlösung diffundierende Sauerstoffmoleküle zu Hydroxidionen reduziert:

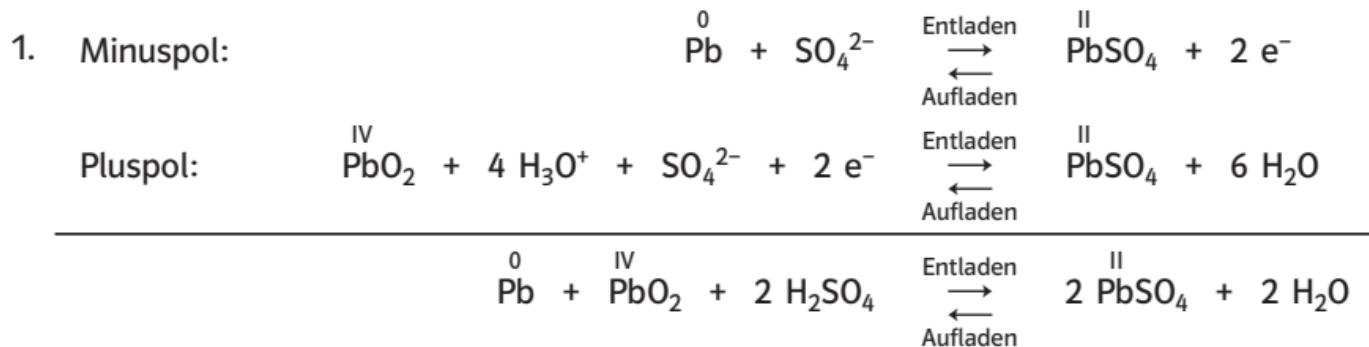


Treffen im Falle der Sauerstoffkorrosion die Hydroxidionen und Eisen(II)-Ionen zusammen, entsteht schwer lösliches Eisen(II)-hydroxid.



2. Durch Sauerstoff wird das Eisen(II)-hydroxid weiter zu rotbraunem Eisen(III)-hydroxid-oxid oxidiert.



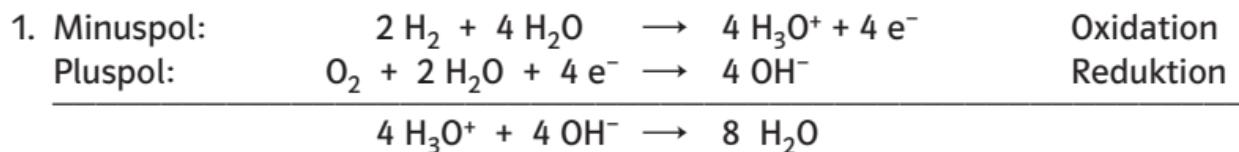


2. Bei der Aufladung muss wie bei jeder Elektrolyse in wässriger Lösung auch die Entstehung von Sauerstoff bzw. Wasserstoff bedacht werden.

In stark saurer Umgebung bei $\text{pH} = 0$ beträgt $E(\text{O}_2/\text{OH}^-) = 1,23 \text{ V}$. Beim pH-abhängigen Potential des Redoxpaars $\text{PbSO}_4/\text{PbO}_2$ kann ohne großen Fehler vom Standardpotential ausgegangen werden. Demnach ist die Bildung von Blei(IV)-oxid begünstigt, eine Sauerstoffentwicklung ist nicht oder nur in sehr geringem Maße zu erwarten.

Am Minuspol kommt die Reduktion von H_3O^+ - oder Pb^{2+} -Ionen infrage. Für das Redoxpaar $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$ kann ohne großen Fehler vom Standardpotential ausgegangen werden. Das Potential der Pb/PbSO_4 -Redoxpaars ist deutlich niedriger und kann konzentrationsbedingt nicht in den positiven Bereich gelangen. Also müsste eigentlich Wasserstoff abgeschieden werden. Die Tatsache, dass dies nicht geschieht, ist auf ein Überpotential von Wasserstoff bei der Abscheidung an einer Bleielektrode zurückzuführen. Das Überpotential von Wasserstoff an der Bleielektrode des Akkumulators beträgt etwa 1V.



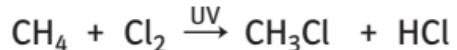


Wenn in beiden Halbzellen der gleiche pH-Wert vorliegt, ist die Potentialdifferenz und damit die zu erwartende maximale Spannung $\Delta E = 1,23 \text{ V}$.

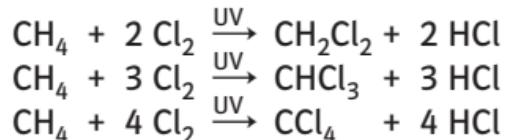
2. a) Im Falle der Demonstrationszelle müssen die positiven und negativen Ladungen eine recht große Strecke überwinden. Durch Auf- bzw. Abbau von Wasserstoffbrücken kann dieser Ladungstransport allerdings erfolgen, ohne dass die Wanderung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen erforderlich ist. Die unterschiedliche Aufladung der Halbzellen behindert den äußeren Stromfluss. Bei der PEM-Zelle handelt es sich nur um eine sehr kurze Strecke. Die gebildeten Protonen werden unmittelbar nach ihrer Entstehung von der Membran aufgenommen.
- b) Das Schaumstoff-Diaphragma ist sowohl für O_2 - und H_2 -Moleküle als auch für H_3O^+ - und OH^- -Ionen durchlässig. Eine Annäherung der Gaselektroden würde zwar den Diffusionsweg verkürzen, aber auch zu einer Vermischung der Gase führen. Der Abstand muss aber groß genug sein, um dies auszuschließen. Die PEM ist selektiv nur für Protonen durchlässig. Die Gasmoleküle können sehr nahe zueinander gebracht werden, ohne dass eine Vermischung erfolgt.



1. Reaktionsgleichung:



Je nach Reaktionsdauer und Stoffmengenverhältnis können auch Di-, Tri- und Tetrachlormethan entstehen:

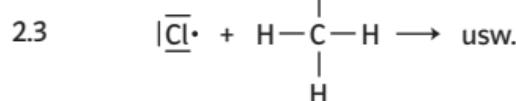
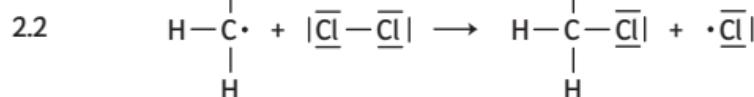
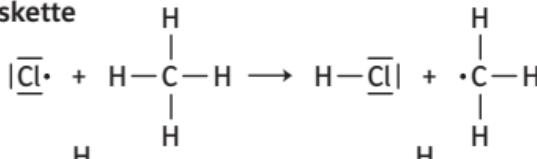


2. Reaktionsmechanismus: Es handelt sich um eine radikalische Substitution (S_R). Die Reaktion erfolgt in mehreren Schritten, nach der Startreaktion läuft eine sich immer wiederholende Reaktionskette ab. Abbruchreaktionen beenden durch Kombinationen von Radikalen die Reaktionskette und schließlich auch den Ablauf der Reaktion:

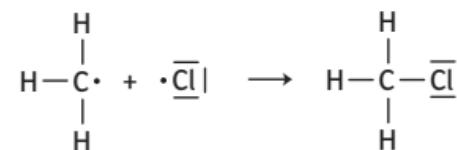
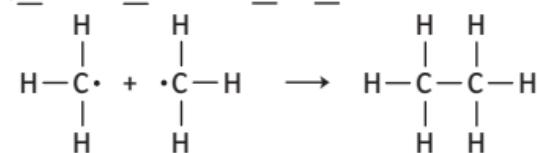
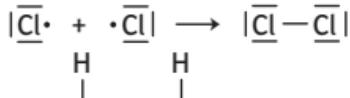
1. Startreaktion



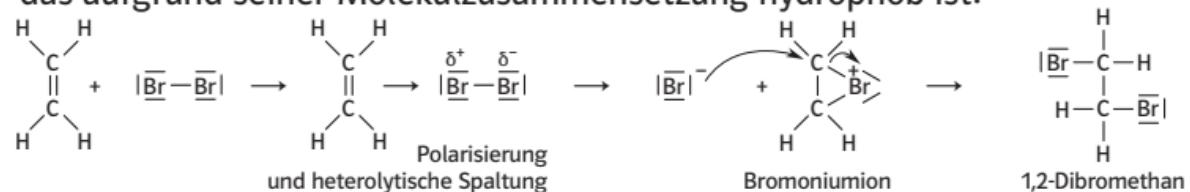
2. Reaktionskette



3. Abbruchreaktionen

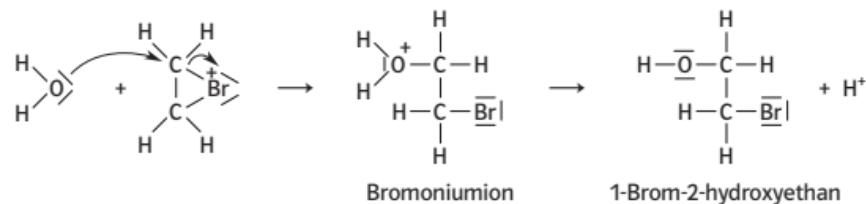


Bei Reaktion (1) reagiert Ethen in einer Additionsreaktion mit Brom unter Bildung von 1,2-Dibromethan, das aufgrund seiner Molekülzusammensetzung hydrophob ist:



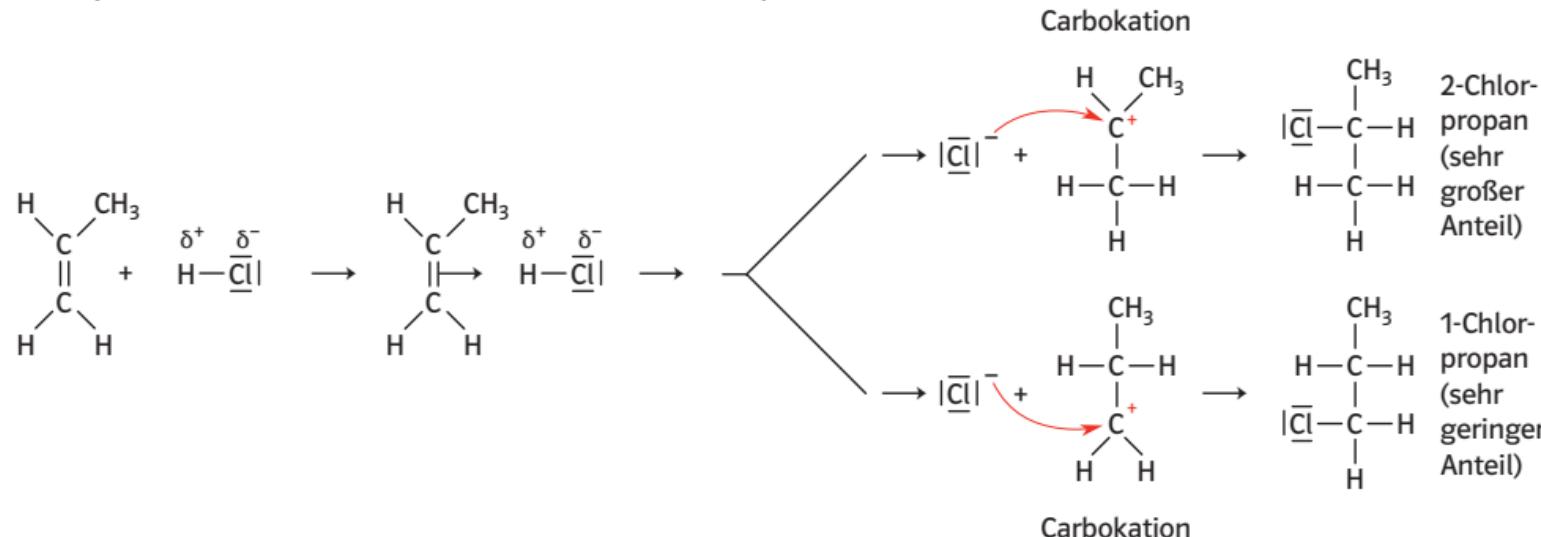
Dabei wird das durch Zusammenstöße mit dem Ethenmolekül polarisierte Brommolekül zunächst locker an die Elektronenwolke der Doppelbindung gebunden. Die Elektronenverschiebung führt letztendlich zur heterolytischen Bindungsspaltung, zur Bildung eines cyclischen Kations (Bromoniumions) und eines Bromidions. Die abschließende Bindung des Bromidions erfolgt von der Rückseite des Bromoniumions her. Insgesamt liegt eine elektrophile Additionsreaktion (A_E) vor.

Bei Reaktion (2) läuft ebenfalls eine elektrophile Addition ab, bei der sich jedoch die Lösungsmittelmoleküle (Wassermoleküle) an der Reaktion beteiligen. Sie stehen beim zweiten Reaktionsschritt als ebenfalls nucleophile Teilchen (mit einem negativ polarisierten Sauerstoffatom mit freien Elektronenpaaren) in Konkurrenz zu den ebenfalls nucleophilen Bromidionen und können das Bromoniumion ebenso angreifen, wobei bei diesen Reaktionsbedingungen neben dem hydrophoben 1,2-Dibromethan auch das hydrophile 1-Brom-2-hydroxyethan entsteht.



Reaktionsmechanismus:

Elektrophile Addition. Reaktion von Chlorwasserstoff mit Propen



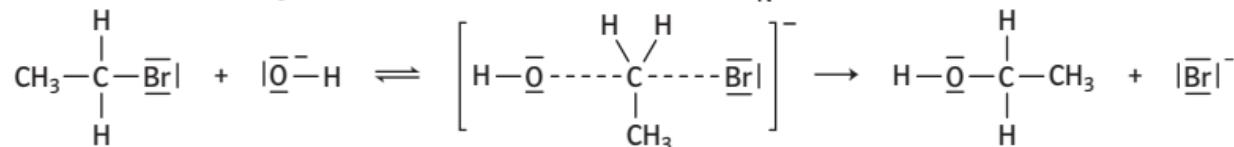
Es läuft eine elektrophile Addition (A_E) ab, bei der sich durch Addition eines Protons zunächst ein Carbokation bildet. Dabei ist die Aktivierungsenergie zur Bildung des energieärmeren sekundären Carbokations niedriger als die zur Bildung des primären Carbokations, sodass das sekundäre Carbokation bevorzugt gebildet wird. Es ist stabiler, weil seine Ladungsdichte durch den $+I$ -Effekt von zwei Alkylgruppen (gegenüber einer Alkylgruppe beim primären Carbokation) verringert wird.



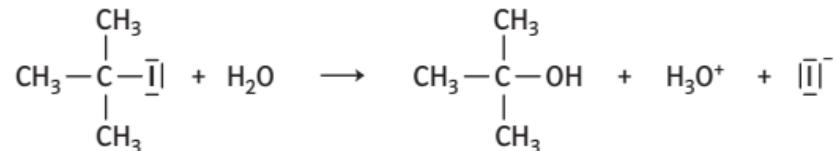
1. Der weißgelbe Niederschlag mit Silbernitratlösung in salpetersaurem Medium weist auf Silberbromid und damit auf vorliegende Bromidionen hin, die nur aus den Bromethanmolekülen stammen können. Das Verschwinden der organischen Phase zeigt, dass aus einem hydrophoben Stoff ein hydrophiler Stoff entstanden ist: Das Halogenalkan hat in einer Substitutionsreaktion mit Hydroxidionen zu Bromidionen und Ethanol reagiert:



Aufgrund der Struktur des Alkylrests ist eine Reaktion nach S_N2 zu erwarten:

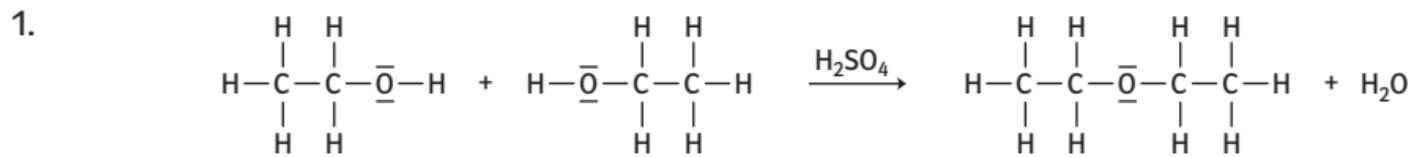


2. Die Iodidionen können nur durch eine Substitutionsreaktion aus 2-Iod-2-methylpropan gebildet worden sein. Reaktionspartner sind Wassermoleküle, die bei der Substitutionsreaktion ein Proton abgeben, das nachgewiesen werden kann:



Aufgrund der Struktur des Alkylrests, des hydrophilen Mediums und der guten Hydratisierung der entstehenden Ionen verläuft die Reaktion nach S_N1.





Die Ethanolmoleküle bilden unter Abspaltung von Wassermolekülen (Dehydratisierung) Diethylether. Schwefelsäure dient als Katalysator, außerdem „bindet“ die Schwefelsäure das Wasser.



Das Diethylethermolekül ist ein Dipol. Zwischen den Molekülen des Diethylethers wirken Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Kräfte. Zwischen den Molekülen eines Alkohols, des Moleküle von vergleichbarer Größe sind, z.B. Pentan-1-ol-Moleküle, wirken Van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrückenbindungen. Diese führen zu einer deutlichen Erhöhung der Siedetemperatur des Alkohols gegenüber dem Ether.



1. Die reguläre Verbrennung im Benzinmotor

Beim einfachen Ottomotor wird in den Zylinder des Motors ein Gemisch aus Benzin und Luft gesaugt. Bei modernen Motoren wird das Benzin-Luft-Gemisch in den Zylinder gespritzt. Das Benzin-Luft-Gemisch wird durch den Kolben verdichtet (komprimiert). Dabei erwärmt es sich stark und wird schließlich durch den Funken der Zündkerze entzündet. Die entstehenden heißen Verbrennungsgase beanspruchen einen viel größeren Raum als das Ausgangsgemisch. Der Druck im Zylinder wächst deshalb an, der Kolben wird weggedrückt. Durch eine gleichmäßige fortschreitende Verbrennung steigt der Druck zwar rasch, aber nicht schlagartig an; dadurch bewegt sich der Kolben relativ „weich“ nach unten.

Die klopfende Verbrennung

Das im Motorzylinder verdichtete Benzin-Luft-Gemisch wird durch den Funken der Zündkerze gezündet. Die Flammfront breitet sich in den Zylinder aus, verdichtet und erwärmt das noch

unverbrannte Benzin-Luft-Gemisch. Dieses kann zur Zündung von Gemischbestandteilen führen, bevor diese von der Flammfront erreicht werden, die von der Zündkerze ausgeht. Durch solche unerwünschten Sekundärzündungen steigt der Druck im Zylinder plötzlich an. Die harten Druckstöße erzeugen Klopfgeräusche, verringern die Leistung des Motors und erhöhen den Verschleiß.

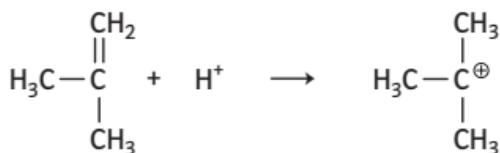
2. Besonders kettenförmige Alkanmoleküle zerfallen bei hoher Temperatur und bei hohem Druck in Radikale und verbrennen, bevor sie von der Flammfront, die von der Zündkerze ausgeht, erreicht werden.



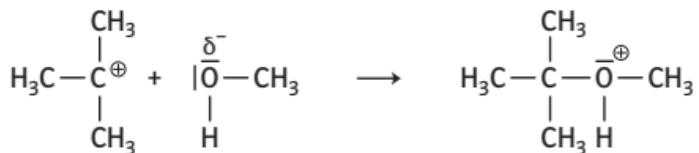
Die aus den MTBE-Molekülen gebildeten Radikale können mit den unerwünschten Radikalen zu klopfesten Verbindungen reagieren. Einige Beispiele sind im Wissen-Teil aufgeführt.



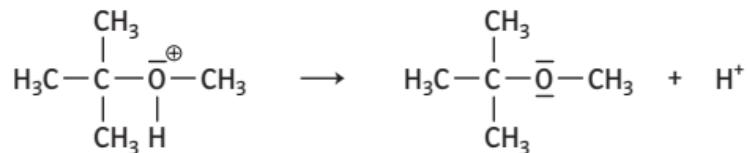
1.



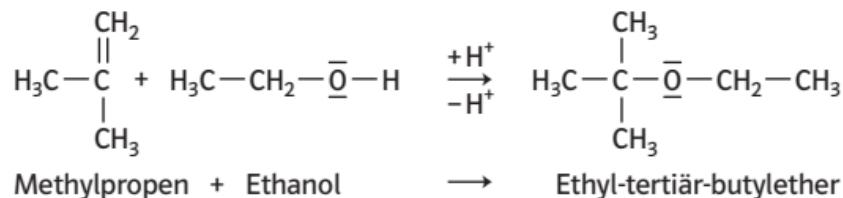
Im ersten Schritt der Reaktion wird ein Proton an das Methylpropen-Molekül addiert. Es entsteht ein Carbokation. Dieses reagiert im nächsten Schritt mit einem Methanolmolekül. Das Sauerstoffatom der Hydroxylgruppe des Methanolmoleküls ist partiell negativ geladen. Das Carbokation weist eine positive Ladung auf. Die beiden Teilchen ziehen sich an, es bildet sich eine Elektronenpaarbindung. Diese verbindet die beiden Teilchen miteinander.



Das Additionsprodukt weist am elektronegativen Sauerstoffatom eine positive Ladung auf. Durch Abspaltung eines Protons wird das MTBE-Molekül gebildet, das Proton des Katalysators wird wieder frei.



Es liegt eine elektrophile Addition vor.

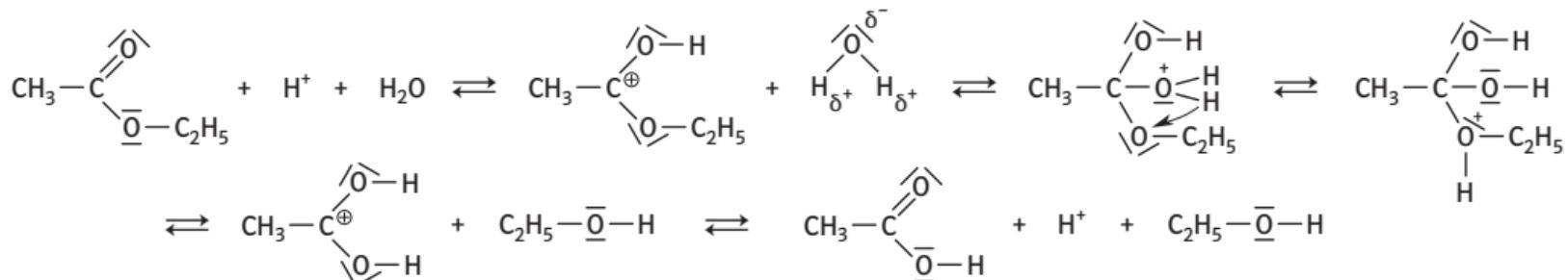


2. Das Methanol für die Synthese von MTBE wird aus den fossilen Rohstoffen Erdgas und Erdöl gewonnen. Ethanol kann dagegen in großem Umfang aus nachwachsenden Rohstoffen (z. B. Zuckerrohr, Zuckerrüben, Kartoffeln, Getreide usw.) gewonnen werden.



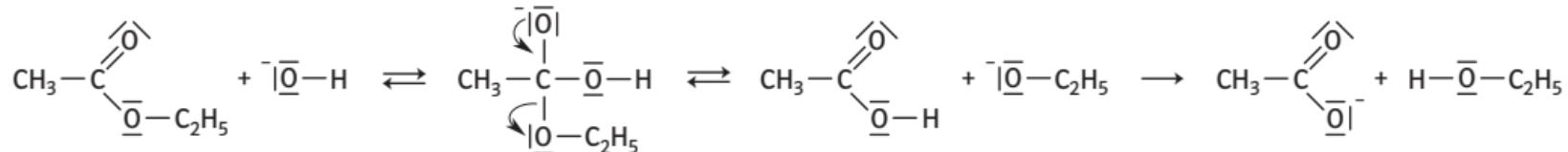
1. Beide Spaltungsreaktionen verlaufen in mehreren Schritten:

Saure Hydrolyse:



Das Proton vergrößert die Elektronenlücke am Carbonyl-C-Atom, sodass die Wassermoleküle nucleophil angreifen können. Nach einer Protonenübertragung wird das Alkoholmolekül abgespalten.

Alkalische Hydrolyse:



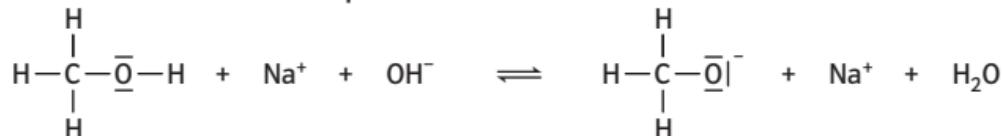
Bei dem letzten Reaktionsschritt der alkalischen Spaltung („Verseifung“) des Esters handelt es sich um eine praktisch vollständig ablaufende Reaktion. Aus diesem Grund werden die Ester durch alkalische Hydrolyse vollständig gespalten, während die säurekatalysierte Esterspaltung immer zu einem Gleichgewicht führt.



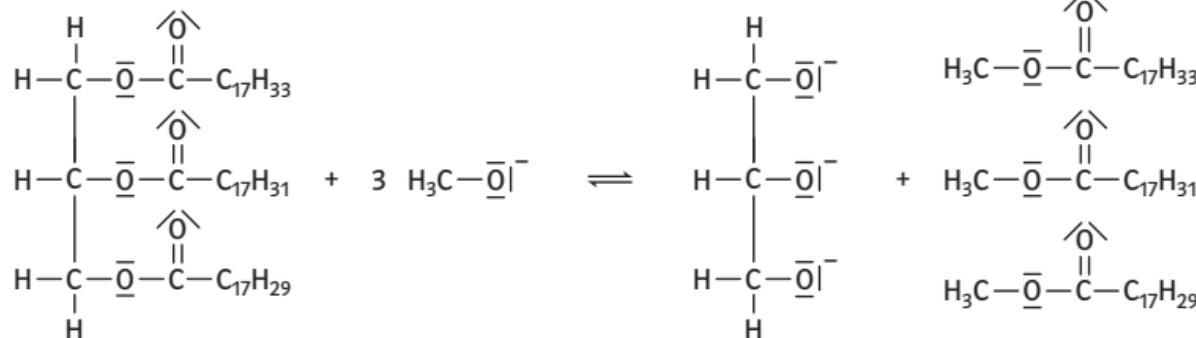
1. Reaktionsschritte

Methanol reagiert mit Natronlauge in einer Gleichgewichtsreaktion zu Methanolationen und Wasser.

Methanolationen sind stärker nucleophile Teilchen als Methanolmoleküle.



Die Methanolationen reagieren mit den Molekülen des Rapsöls (Triacylglycerine oder Triglyceride), dabei entstehen die Fettsäuremethylester-Moleküle und das Anion des Glycerins, das Glycerolat oder Propantriolat.

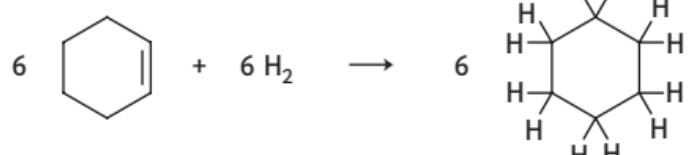
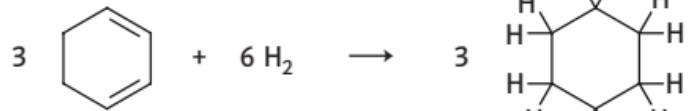
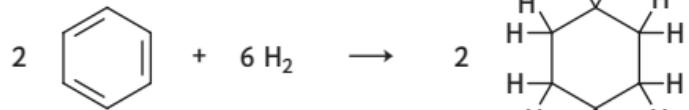


In einer Gleichgewichtsreaktion reagiert das Glycerolat mit Methanol zu Glycerin und Methanolat.

2. Das Methanol, das für die Umesterung des Rapsöls in Rapsölmethylester eingesetzt wird, wird aus den fossilen Rohstoffen Erdgas und Erdöl gewonnen. Damit werden Erdöl und Erdgas auch für den Biodiesel verbraucht. Ethanol kann dagegen in großem Umfang aus nachwachsenden Rohstoffen (z.B. Zuckerrohr, Zuckerrüben, Kartoffeln, Getreide usw.) gewonnen werden.



1.



2. Zuordnung:

- (a): $\Delta_f H^\circ(1) = -418 \text{ kJ}$;
- (b): $\Delta_f H^\circ(3) = -696 \text{ kJ}$;
- (c): $\Delta_f H^\circ(2) = -720 \text{ kJ}$

Begründung:

Im Benzolmolekül liegt eine vollständige Delokalisierung der Ringelektronen vor, es ist eine aromatische Verbindung. Damit ist das Molekül im höchsten Maß mesomeriestabilisiert. Bei der exothermen Hydrierung wird deshalb nur der um die Mesomerieenergie reduzierte Enthalpiebetrag frei.

(b)

Im Gegensatz dazu weisen die Cyclohexenmoleküle keinerlei Mesomeriestabilisierung auf, sodass hier der volle Betrag der Hydrierungsenthalpie für die Hydrierung von Doppelbindungen frei wird.

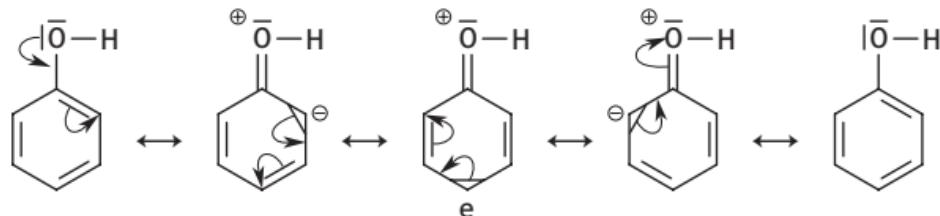
(c)

Eine Zwischenstellung nehmen die 1,3-Cyclohexadienmoleküle ein, die aufgrund der konjugierten Doppelbindungen ebenfalls, jedoch nur in geringem Maße mesomeriestabilisiert sind. Daher wird bei ihrer Hydrierung nicht der vollständige Betrag der Hydrierungsenthalpie für Doppelbindungen frei.

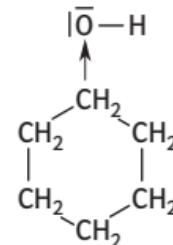


Phenol – Cyclohexanol:

Grenzformeln des Phenolmoleküls:



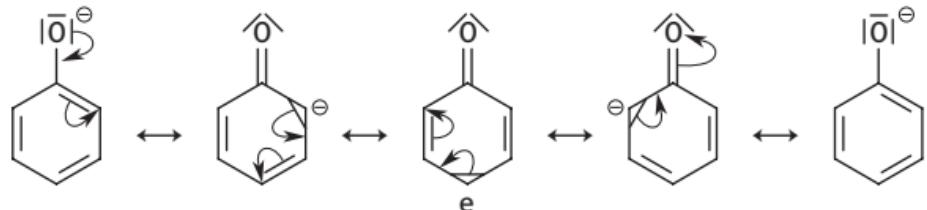
OH-Gruppe am Benzolring



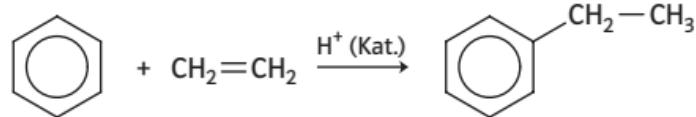
OH-Gruppe am aliphatischen Rest

Der Cyclohexylrest des Cyclohexanolmoleküls erhöht aufgrund seines +I-Effekts die Elektronendichte am Sauerstoffatom und verringert so die Bindungspolarität der O–H-Bindung. Beim Phenolmolekül liegen Grenzformeln mit einer positiven Ladung am Sauerstoffatom vor (aufgrund des +M-Effekts der OH-Gruppe), sodass die O–H-Bindung stärker polarisiert wird. Im Phenolation ist die negative Ladung über den ganzen Ring verteilt. Dadurch wird das Phenolation stark stabilisiert, es ist wesentlich energieärmer als das Phenolmolekül. Beim Cyclohexanolation ist die negative Ladung auf das Sauerstoffatom konzentriert. Phenol ist deshalb eine wesentlich stärkere Säure als Cyclohexanol.

Grenzformeln des Phenolations:



1. Reaktionsgleichung:



2. Reaktionsmechanismus:

Es handelt sich um eine elektrophile Substitution am Aromaten, S_E.

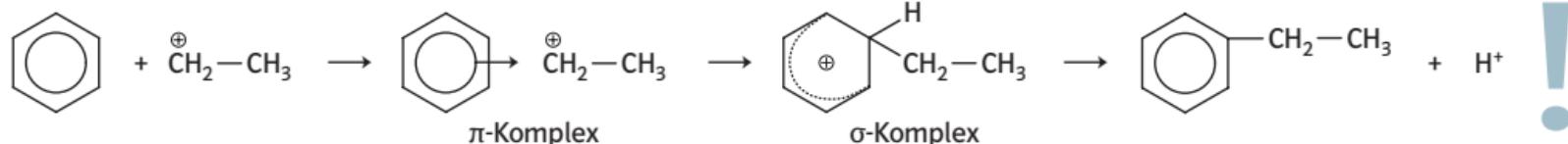
a) Bildung des elektrophilen Angreifers:

Für die Reaktion muss zunächst Ethen mit Hilfe eines Katalysators (z.B. eine Säure) in ein Carbokation als elektrophiler Angreifer überführt werden:



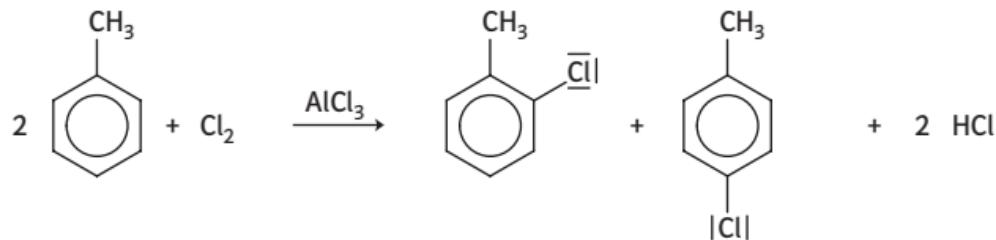
b) Ablauf der elektrophilen Substitution:

Zunächst wird der elektrophile Angreifer locker an das Ringelektronensystem des Benzolmoleküls addiert (π -Komplex). Im nächsten Schritt erfolgt die Bindung des Angreifers über eine Einfachbindung an ein C-Atom des Rings, hierzu muss die Delokalisierung der Ringelektronen teilweise aufgehoben werden (σ -Komplex). Das Carbokation reagiert im letzten Schritt unter Abgabe eines Protons, die vollständige Delokalisierung der Ringelektronen erfolgt erneut:



(Siehe auch Karte 59 „Ort der Zweitsubstitution“ und Karte 55 „Alkylierung von Benzol“).

Die Methylgruppe des Toluols besitzt einen +I-Effekt (Substituent 1. Ordnung), dirigiert also einen elektrophilen Angreifer in o- und p-Stellung. Eine Chlorierung des Kerns erhält man durch eine Reaktionsführung bei tiefen Temperaturen und Verwendung einer Lewissäure als Katalysator (S_E -Reaktion):

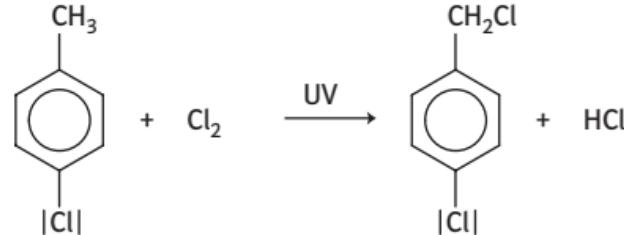


Die o-Verbindung muss abgetrennt werden.

o-

p-Chlortoluol

Eine Reaktion an der Seitenkette (Methylgruppe) erhält man bei Zusatz von Chlor und Durchführung der Reaktion bei höheren Temperaturen oder Bestrahlung mit UV-Licht. Es läuft (wie bei Alkanen) eine radikalische Substitution ab (S_R -Reaktion):



1. Reaktionsgleichungen:



2. Reaktionsmechanismen:

Reaktionsmechanismus der Reaktion von Brom mit Ethen siehe Karte 45 „Die Halogenierung von Alkenen“, Erläuterungen zum Mechanismus der Reaktion von Brom mit Benzol siehe Karte 55 „Alkylierung von Benzol“. Der Mechanismus dieser Reaktion ist im Abschnitt „Wissen“ dargestellt. Beide Mechanismen sind in ihrem Ablauf bis zur Bildung des Carbokations bei der Reaktion des Benzolmoleküls bzw. Bromoniumions bei der Reaktion des Ethenmoleküls gleich (elektrophiler Angriff an die Doppelbindung bzw. an das Ringelektronensystem, nach lockerer elektrostatischer Bindung anschließende Bindung des elektrophilen Angreifers im Molekül über eine Atombindung). Beim Alken folgt nun ein Additionsschritt zur Bildung des Endprodukts, beim Benzol ein Eliminierungs-(Abspaltungs-)schritt.

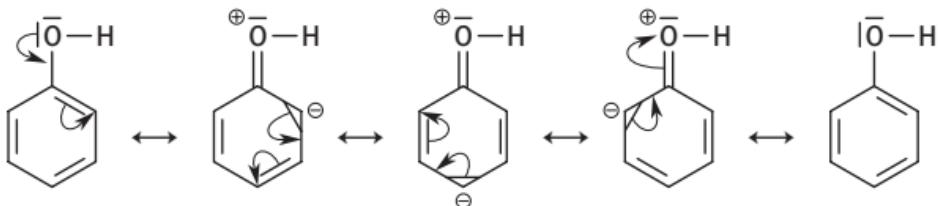
Die Polarisierung des Angreifers durch Lösungsmittelmoleküle oder durch Zusammenstöße der Reaktionspartner reicht beim Alken zur Reaktion aus, beim energieärmeren Benzolmolekül muss der Angreifer in einer vorgelagerten Reaktion mit Hilfe eines Katalysators gebildet werden.



1. Die Reaktionsgeschwindigkeit einer Zweitsubstitution ist umso höher, je größer die Elektronendichte am Benzolring ist.

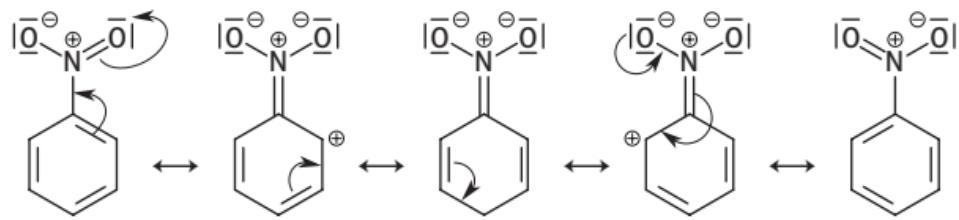
Aufgrund des +M-Effekts der Hydroxylgruppe des Phenolmoleküls wird die Elektronendichte am Ring (trotz des ebenfalls vorhandenen -I-Effekts) soweit erhöht, dass auch mit einer geringen Konzentration an Nitrylkationen eine Reaktion rasch abläuft. Gerade umgekehrt verhält es sich beim Nitrobenzolmolekül, denn die Nitrogruppe desaktiviert das Ringsystem durch ihren -M-Effekt (und -I-Effekt), sodass hohe Konzentrationen an Nitrylkationen erforderlich sind, damit eine Reaktion überhaupt abläuft.

Grenzformeln des Phenolmoleküls



Elektronendichte im Ring wird durch die Hydroxylgruppe größer (+M-Effekt)

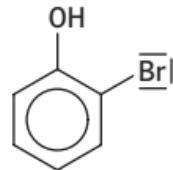
Grenzformeln des Nitrobenzolmoleküls



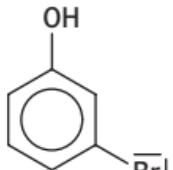
Elektronendichte im Ring wird durch die Nitrogruppe kleiner (-M-Effekt)



1.



o-Bromphenol
2-Bromphenol



m-Bromphenol
3-Bromphenol

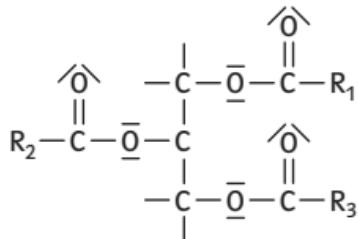


p-Bromphenol
4-Bromphenol

2. Es entstehen bevorzugt o- und p-Bromphenol. Aufgrund des +M-Effektes der Hydroxylgruppe dirigiert dieser Substituent bevorzugt in o- und p-Stellung. Für den Ort der Zweitsubstitution ist die Stabilität der möglichen Carbokationen entscheidend. Eine Darstellung der mesomeren Grenzformeln befindet sich im Abschnitt „Wissen“.



1.



2. Zwei wichtige Faktoren, die die Schmelztemperatur beeinflussen:

- a) Durchschnittliche Kettenlänge der gebundenen Fettsäuren. Mit steigender Kettenlänge steigt der Schmelztemperaturbereich.
- b) Anzahl der C=C-Doppelbindungen. Triacylglycerinmoleküle, die ungesättigte Fettsäuren enthalten, können sich im kristallinen Verband nicht so dicht zusammenlagern. Zwischenmolekulare Kräfte wirken sich nicht so stark aus.

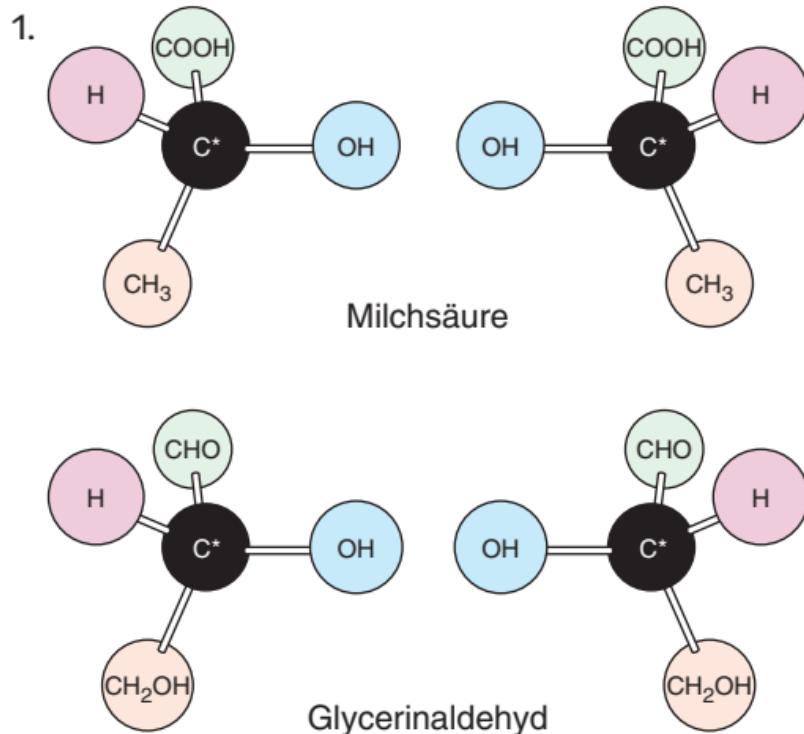
Das führt zu einem niedrigen Schmelzbereich.

3. Bei der Fetthärtung werden Fette mit Wasserstoff hydriert. Dabei werden C=C-Doppelbindungen, die in den gebundenen ungesättigten

Fettsäuren enthalten sind, in C–C-Einfachbindungen umgewandelt. Als Katalysator wird bei dem klassischen Verfahren Nickel eingesetzt.

- a) In Triacylglycerinmolekülen gebundene, mehrfach ungesättigte, essenzielle Fettsäuren werden zumindest zum Teil in nicht essenzielle Fettsäuren umgewandelt.
- b) Gehärtete Fette werden nicht so schnell rancig. Der Geschmack bleibt längere Zeit erhalten.
- c) Die in pflanzlichen Fetten natürlich vorkommenden ungesättigten Fettsäuren haben Doppelbindungen, die in der cis-Form vorliegen. Bei der Fetthärtung entstehen als Nebenprodukte Fettsäuren in der trans-Form. Sie können das Risiko von Herz-/Kreislauf-Erkrankungen erhöhen.
- d) Durch den Kontakt mit dem Katalysator gelangen geringe Mengen an Nickelatomen in das gehärtete Fett.





2. Vorgaben der Fischer Projektion:
Die tetraedrische Umgebung eines Kohlenstoff-Atoms mit vier Bindungspartnern wird in der

Ebene dargestellt. Das Kohlenstoffatom liegt in der Mitte, die Bindungspartner werden kreuzförmig senkrecht bzw. waagerecht angeordnet.

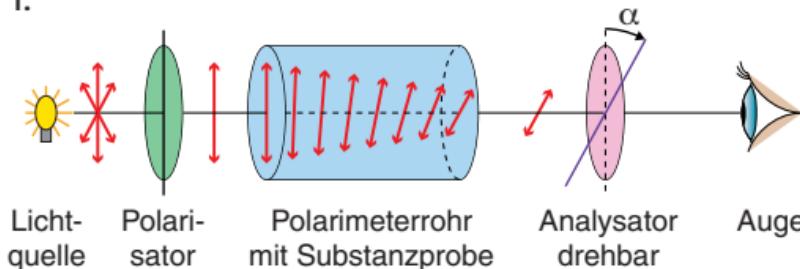
- Die Kette von Kohlenstoffatomen wird senkrecht angeordnet.
 - Das am höchsten oxidierte C-Atom (hier die Carboxylgruppe) steht als Nr. 1 oben.
 - Die weiteren zwei Bindungspartner des asymmetrischen C-Atoms (H; OH) stehen rechts bzw. links vom asymmetrischen C-Atom.
- Diese Anordnung wird wie folgt interpretiert:
- Das asymmetrische C-Atom liegt in der Zeichenebene.
 - Die senkrecht angeordneten Bindungspartner liegen unterhalb der Zeichenebene.
 - Die beiden waagerecht angeordneten Bindungspartner liegen oberhalb der Zeichenebene.
 - Liegt die OH-Gruppe links, liegt die L-Konfiguration vor, im anderen Fall handelt es sich um die D-Konfiguration der Milchsäure.



1. Das Saccharose-Molekül besteht aus zwei Komponenten (α -D-Glucose und β -D-Fructose), die glycosidisch miteinander verbunden sind. In Bezug auf beide Molekülteile liegen Acetale (Vollacetale) vor. Eine Ringöffnung unter Bildung von reduzierend wirkenden Aldehydgruppen ist nicht möglich. Deshalb verläuft die Fehling-Probe mit Saccharose negativ.
2. Durch den katalytischen Einfluss der H_3O^+ -Ionen wird die glycosidische Bindung gespalten. Es entsteht ein Gemisch aus D-Glucose- und D-Fructosemolekülen, die in wässriger Lösung die für sie typischen Gleichgewichte ausbilden. Dieses Gemisch ist insgesamt linksdrehend. Entstehende Moleküle sind Halbacetale, die mit der offenkettigen Form im Gleichgewicht stehen. Beide Molekülarten, D-Glucose und D-Fructose, wirken gegenüber dem Fehling-Reagenz reduzierend.



1.



Die Lichtquelle sendet unpolarisiertes Licht aus, das in allen Ebenen senkrecht zur Ausbreitungsrichtung schwingt. Der Polarisator lässt nur eine Schwingungsrichtung ungehindert hindurchtreten. Der Analysator, der zunächst in gleicher Stellung steht, signalisiert dem Auge des Betrachters maximale Lichtintensität. Durch Einlegen des Polarimeterrohrs mit der optisch aktiven Substanz wird die Ebene des polarisierten Lichtes gedreht, das Auge registriert eine geringere Lichtstärke. Durch Drehung um den Winkel α wird die volle Helligkeit wieder erreicht.

$$\alpha = \alpha_{sp} \cdot \beta \cdot l \quad \alpha_{sp} = \frac{\alpha}{\beta \cdot l}$$

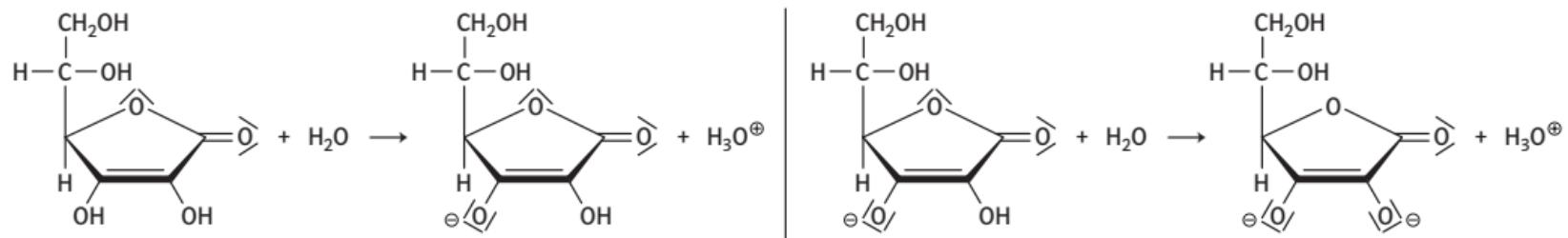
$$\begin{aligned}\alpha_{sp} (\text{zu Beginn}) &= \frac{22,4^\circ}{0,1 \text{g} \cdot \text{ml}^{-1} \cdot 2 \text{dm}} \\ &= 112^\circ \cdot \text{ml} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{dm}^{-1}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\alpha_{sp} (\text{am Ende}) &= \frac{10,6^\circ}{0,1 \text{g} \cdot \text{ml}^{-1} \cdot 2 \text{dm}} \\ &= 53^\circ \cdot \text{ml} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{dm}^{-1}\end{aligned}$$

2. Der spezifische Drehwinkel zeigt, dass zu Beginn in der Lösung ausschließlich α -D-Glucosemoleküle vorliegen. Über die Ringform stellt sich ein Gleichgewicht ein, in dem die β -D-Glucosemoleküle überwiegen, wie der Drehwinkel am Ende des Experimentes zeigt.

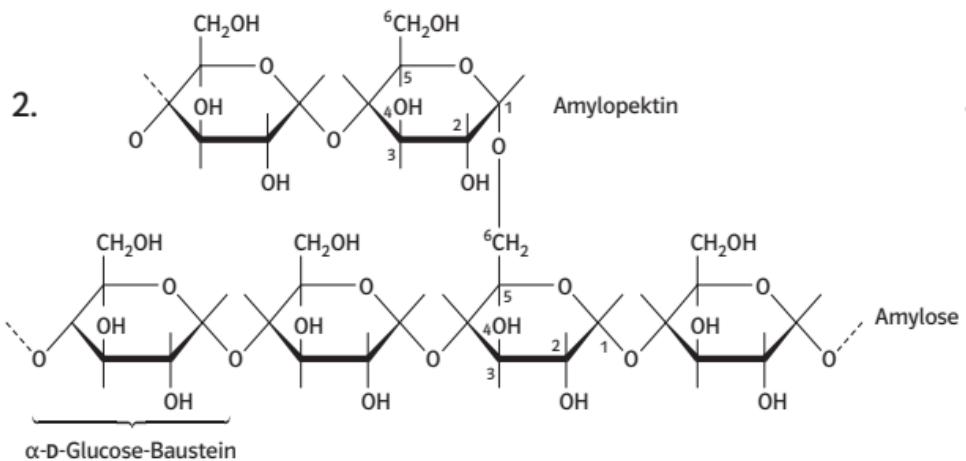
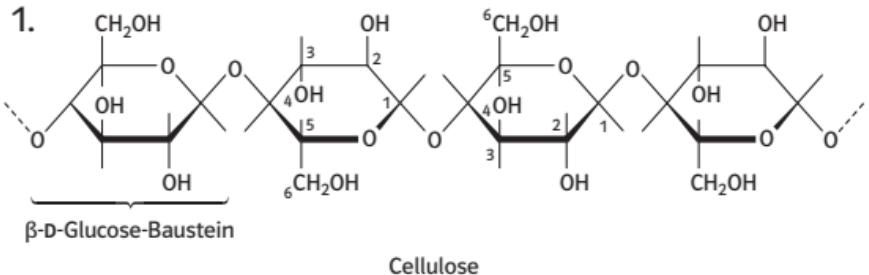


1. Die saure Reaktion geht auf die Endiol-Gruppierung zurück. Die vollständige Protolyse umfasst zwei Stufen. Allerdings ist fraglich, ob die zweite Stufe in nennenswertem Umfang abläuft.



2. Es entstehen Moleküle der Dehydroascorbinsäure und Mn²⁺-Ionen.





3. Beim Erhitzen auf über 60 °C entsteht aus dem Amyloseanteil eine opaleszierende kolloide Lösung, während der Amylopektinanteil lediglich quillt. Durch Filtration lassen sich die beiden Fraktionen trennen. Nach dem Erkalten und der Zugabe von Iodlösung entsteht mit Amylose eine blaue, mit Amylopektion eine rotbraune Färbung.

$$m(C_6H_{10}O_5) = 162 \text{ u}$$

$$M(C_6H_{10}O_5\text{-Einheiten}) = 162 \text{ g/mol}$$

$$\frac{M(\text{Amylose})}{M(C_6H_{10}O_5\text{-Einheiten})} = \frac{48\,000 \text{ g/mol}}{162 \text{ g/mol}}$$

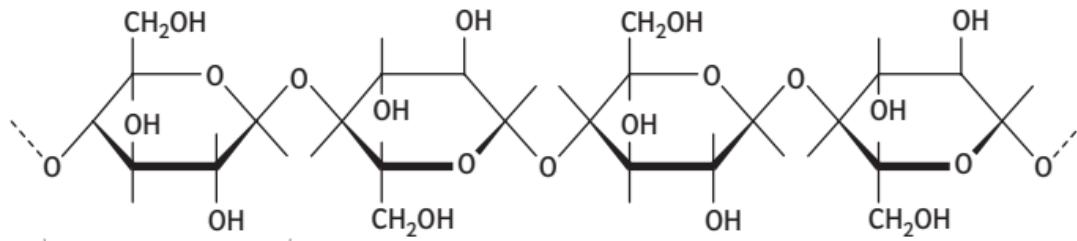
$$= 296,3 \approx 300$$

Die vorliegenden Amylosemoleküle sind aus durchschnittlich 300 Molekülen aufgebaut.



Siehe hierzu auch die Karte 65 „Polysaccharide“

1.



β-D-Glucose-Baustein

β-D-Glucosebausteine sind β-1,4 monoglycosidisch verknüpft.

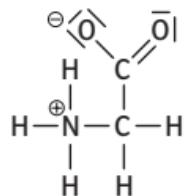
2. Cellulose wird mit Säuren gekocht, dabei werden die glycosidischen Verknüpfungen hydrolytisch gespalten.
3. Nach Neutralisation kann man die Glucose mit Hilfe eines Glucose-Oxidase-Teststreifens (GOD-Test) nachweisen, wie man ihn z.B. zur Untersuchung von Harn verwendet.
4. Nach Neutralisation wird die Zuckerlösung mit Hilfe von Hefe zu Ethanol vergoren:



5. Bioethanol hat wie andere Biokraftstoffe im Vergleich zu fossilen Kraftstoffen den Vorteil einer wesentlich günstigeren Kohlenstoffdioxidbilanz, die jedoch nicht vollständig neutral (ausgeglichen) ist, da durch den Energieeinsatz bei Anbau, Ernte, Transport und Verarbeitung entsprechender Pflanzen ebenfalls Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird, das zumindest zum Teil von der Oxidation fossiler Brennstoffe herrührt.



1. Bereits im Kristall liegen Zwitterionen vor.



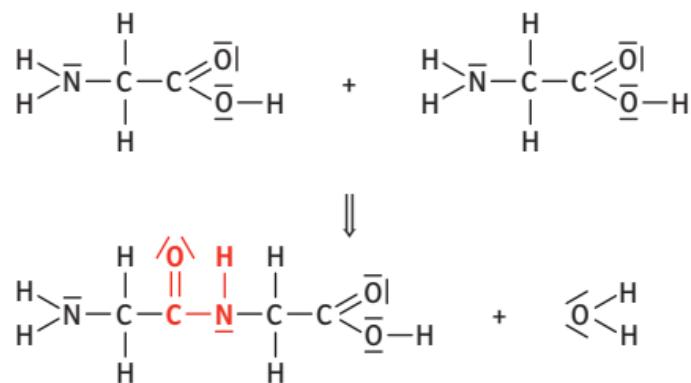
Glycin besitzt salzartigen Charakter. Es liegt in Form von Zwitterionen vor. Das erklärt das kristalline Aussehen. Die zwischen den Zwitterionen wirkenden elektrostatischen Kräfte sind sehr stark. Bevor bei Zufuhr thermischer Energie die Zwitterionen sich voneinander trennen, werden Atombindungen gespalten, was zur Zersetzung führt.



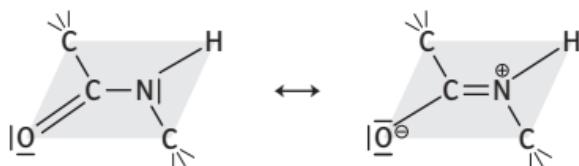
3. Der pH-Wert zeigt, dass die Protonierung bei Glycin nur in äußerst geringem Maße abläuft. Es sind also kaum geladene und bewegliche Teilchen in der Lösung. Die Zwitterionen bewegen sich im elektrischen Feld nicht von der Stelle.



1.



2. Röntgenstrukturuntersuchungen lassen erkennen, dass der C–N-Abstand in der Peptidgruppe mit 132 pm kleiner ist als der in einer C–N-Bindung in Aminen (147 pm). Alle an der Peptidgruppe beteiligten Atome liegen in einer Ebene. Es herrscht keine freie Drehbarkeit um die C–N-Achse. Diese Befunde kann man erklären, wenn man annimmt, dass eine Mesomerie vorliegt. Die ebene Anordnung ist durch Mesomerieenergie begünstigt. Freie Drehbarkeit besteht nur an den beiden C₂-Atomen der Glycin-Einheiten. Der Bindungszustand kann durch zwei mesomere Grenzformeln wiedergegeben werden.



1. Als Primärstruktur wird die Aminosäuresequenz bezeichnet. Sie ist durch die geschlängelte Linie dargestellt. Links ist die Aminogruppe der ersten, rechts die Carboxylgruppe der letzten Aminosäure-Einheit zu erkennen. Verantwortlich für den Zusammenhalt ist die Peptidbindung.

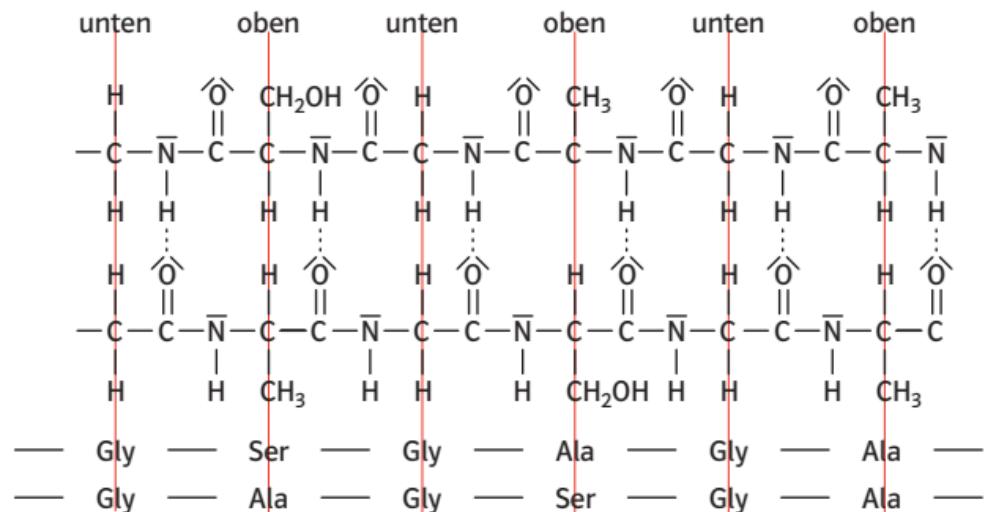
Als Sekundärstruktur wird die Helix bzw. das Faltblatt bezeichnet. Molekulanfang und -ende liegen in der Helix-Struktur vor. In der Mitte ist ein Faltblatt zu erkennen, gebildet aus drei Strängen. Der mittlere Strang ist in Bezug zu den anderen beiden gegenläufig. Verantwortlich für diese Strukturen sind Wasserstoffbrücken zwischen C=O- und NH-Gruppen. Bei der Helix und bei dem Faltblatt liegen Wasserstoffbrücken vor.

Als Tertiärstruktur werden räumliche Verbindungen zwischen Resten von Aminosäuren eines Moleküls bezeichnet, die in der Sequenz voneinander entfernt liegen. Disulfidbindungen sind an drei Stellen erkennbar. Weitere Bindungsmöglichkeiten: Ionenbindung, Wasserstoffbrücken, Van-der-Waals-Wechselwirkung.

2. Zwei der drei Disulfidbrücken sind durch ein im Medium enthaltenes Reduktionsmittel geöffnet worden. Die Helix-Bereiche erscheinen teilweise aufgelöst. Durch thermische Bewegung sind die Wasserstoffbrücken geöffnet worden. Das Gleiche gilt für einen Strang des Faltblattes, der sich von den beiden anderen abgelöst hat.



1.



2. a) Die Atome der antiparallelen Proteinketten werden untereinander durch zahlreiche Wasserstoffbrücken zusammengehalten.

b) Die Schichten werden durch Van-der-Waals-Kräfte und durch Wasserstoffbrücken zwischen Serin-Resten fixiert. Die kurzen Reste passen zueinander, so dass die Bindungskräfte gut wirksam werden können.

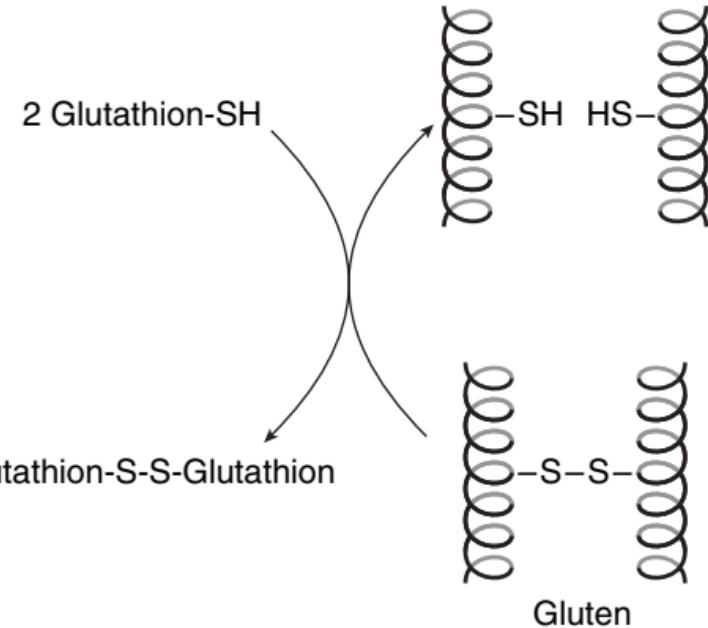
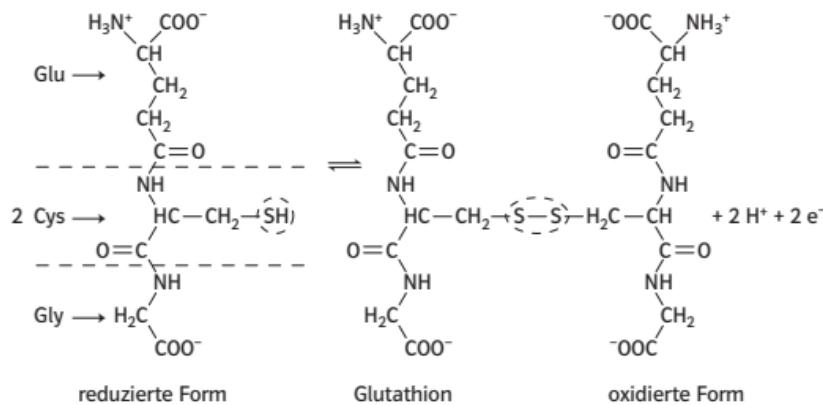
Diese Zonen mit kristalliner Ordnung sind für die Reißfestigkeit verantwortlich, die wenig geordneten amorphen Bereiche bewirken die Elastizität der Seidenfasern.



1. Es werden vorwiegend die ungeordneten Teile des Moleküls gedehnt.

In den Helix-Bereichen bewirken die zahlreichen Wasserstoffbrücken einen nahezu kristallinen Zusammenhalt. In den ungeordneten Teilen des Moleküls liegen weniger Wasserstoffbrücken und andere stabilisierende Bindungsarten vor als in den Helix-Bereichen.

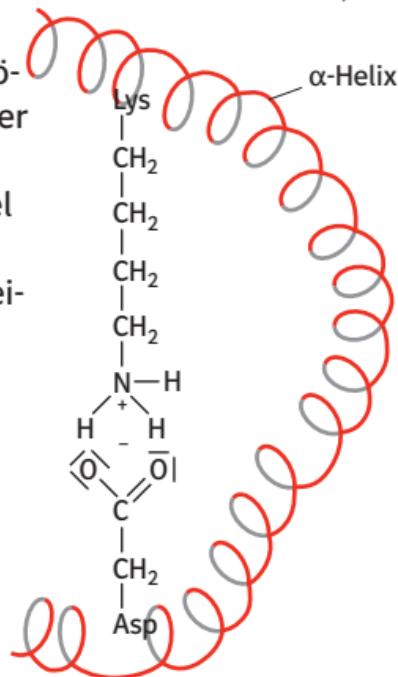
2. Redox-Gleichgewicht Glutathion



Es liegt eine Redox-Beziehung zwischen den Gluten- und den Glutathionmolekülen vor. Durch die Oxidation von Glutathionmolekülen und Reduktion von Glutenmolekülen wird die Anzahl der SH-Gruppen zwischen Glutenmolekülen verringert. Der Teig lässt sich leichter bearbeiten.



1. Das Enzym hat ein aktives Zentrum, an das Amylosemoleküle nach dem Schlüssel/Schloss-Prinzip gebunden werden. Eine räumliche Veränderung in diesem Bereich führt zu einer Verringerung der Enzymaktivität. Zu den Kräften, die die Tertiärstruktur zusammenhalten, gehören auf elektrostatischer Anziehung beruhende Bindungen. Als Beispiel dienen die protonierte Aminogruppe in der Seitenkette von Lysin und die Carboxylatgruppe in der Seitenkette von Asparaginsäure:



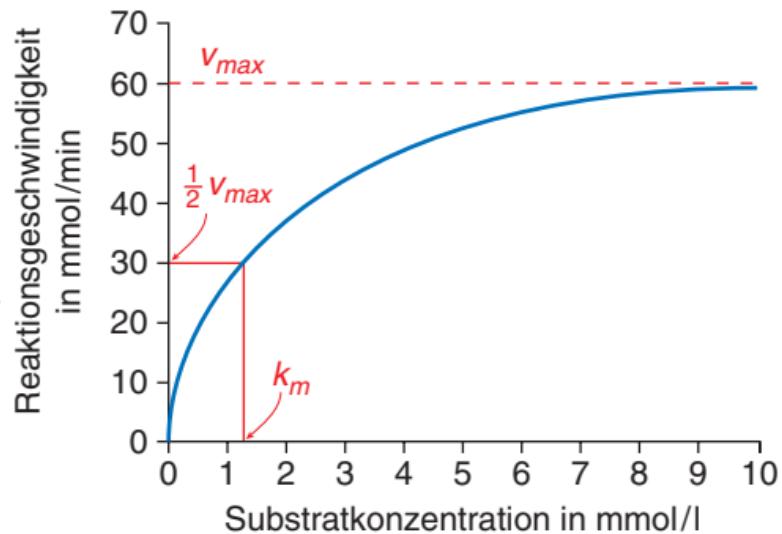
Wenn eine der beiden Gruppen ihre Ladung verliert, kann die Tertiärstruktur an dieser Stelle nicht erhalten bleiben.

Durch Oxoniumionen wird die Carboxylatgruppe des Asparagins in eine ungeladene Carboxylgruppe umgewandelt. Hydroxidionen lassen eine ungeladene Aminogruppe des Lysins entstehen.

2. Der Anstieg im linken Bereich lässt sich mit der RGT-Regel erklären. Das stimmt recht gut für die Werte bei $10\text{ }^\circ\text{C}/20\text{ }^\circ\text{C}$ und $20\text{ }^\circ\text{C}/30\text{ }^\circ\text{C}$. Der Grund für die verstärkte Aktivität ist die zunehmende Teilchenbewegung, die eine höhere Wechselzahl zulässt. Von dieser Temperatur an lässt die Steigung der Kurve nach. Es macht sich ein Einfluss bemerkbar, der ab ca. $40\text{ }^\circ\text{C}$ zum Nachlassen der Enzymaktivität führt, die Hitzedenaturierung. Sie beruht auf stärker werdender Teilchenbewegung und dadurch bedingter zunehmender Auflösung der Tertiärstruktur.

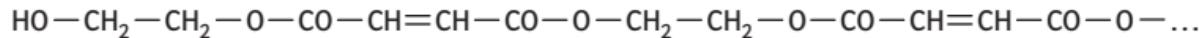


1. In zahlreichen Experimenten wird die Reaktionsgeschwindigkeit der Amylasereaktion bei konstanter Enzymkonzentration und unterschiedlichen Substratkonzentrationen bestimmt. Die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt mit steigender Substratkonzentration zu und nähert sich asymptotisch einer Maximalgeschwindigkeit v_{max} an. Wegen des asymptotischen Verlaufs der Kurve ist die Konzentration, bei der v_{max} erreicht wird, nicht exakt zu bestimmen. Die Michaelis-Menten-Konstante gibt die Substratkonzentration an, bei der die halbmaximale Geschwindigkeit ($\frac{1}{2} v_{max}$) vorliegt: $k_m \approx 1,2 \text{ mmol/l}$.



2. Enzym- (E) und Substratmoleküle (S) bilden Enzymsubstratkomplex-Moleküle (ES). Nach Michaelis und Menten besteht zwischen $c(ES)$ und der Reaktionsgeschwindigkeit (v) Proportionalität. Die Maximalgeschwindigkeit v_{max} wird erreicht, wenn $c(S)$ so hoch ist, dass nahezu alle Substratmoleküle in ES gebunden sind. Diese Konzentration ist aus dem Kurvenverlauf nicht abzulesen. Deshalb wird die Konzentration bestimmt, die bei halbmaximaler Geschwindigkeit vorliegt. Dieser Wert, die Michaelis-Menten-Konstante, erlaubt den Vergleich von Affinitäten zwischen Enzym und Substrat. Ein niedriger Wert bedeutet, dass eine geringe Substratkonzentration ausreicht, um 50 % der Enzymmoleküle zu besetzen. Ein hoher Wert zeigt, dass die Affinität zwischen Enzym und Substrat recht gering ist.





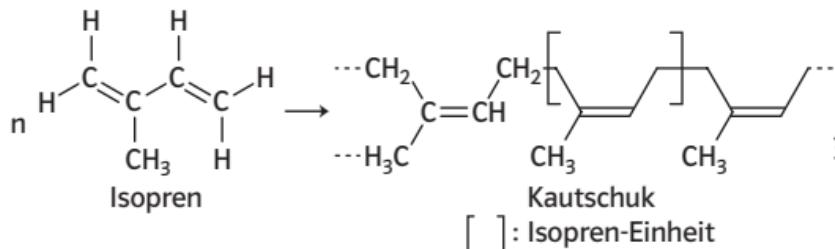
2. Es läuft eine Copolymerisation nach dem Radikalkettenmechanismus ab.

Eine ausführliche Darstellung in Teilschritten ist im Abschnitt „Wissen“ zu finden.



1. Die übereinstimmende Verhältnisformel ist mit einer Beziehung Monomer/Polymer bei einer Polymerisation zu erklären.

Es sind noch Doppelbindungen im Molekül vorhanden, sonst wäre keine Vulkanisation möglich. Ein Kautschuk kann man sich entstanden denken durch Polymerisation von Isopren.



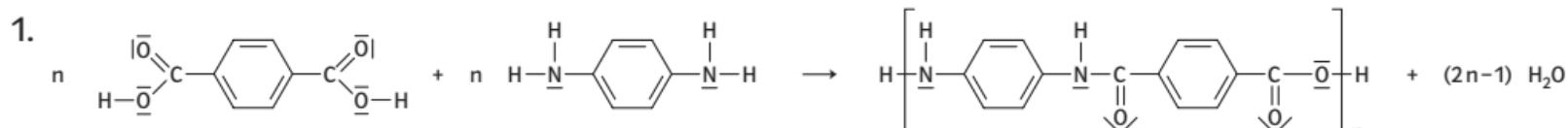
Beim Erhitzen werden einzelne Isopren-Monomere freigesetzt.

2. Thermoplaste erweichen beim Erwärmen, sind aus linearen oder verzweigten Molekülen aufgebaut, die aber nicht vernetzt sind. Duroplaste sind hart und spröde, erweichen beim Erwärmen nicht, sie zersetzen sich bei hohen Temperaturen. Es liegen

engmaschig vernetzte Makromoleküle vor. Elastomere verändern ihre Form bei mechanischer Einwirkung, nehmen die alte Form aber sofort wieder ein, sie sind elastisch. Sie bestehen aus weitmaschig vernetzten verknäuelten Makromolekülen. Kautschuk ist ein Thermoplast. Er ist aus linear gebauten, wahrscheinlich verknäuelten Molekülen aufgebaut, die aber nicht vernetzt sind. Gummi ist ein Elastomer. Er ist aus Polyisoprenmolekülen aufgebaut, die miteinander vernetzt sind.

3. Je höher die Anzahl der Schwefelbrücken in einer bestimmten Stoffportion ist, desto mehr Widerstand setzt der Stoff einer verformenden Kraft entgegen. Um Hartgummi zu erhalten, wird die Vulkanisation mit einem hohen Schwefelanteil vorgenommen. Zur Herstellung von Weichgummi enthält das Vulkanisationsgemisch nur einen geringen Anteil an Schwefel. Dementsprechend bildet sich nur eine kleine Anzahl von Schwefelbrücken.





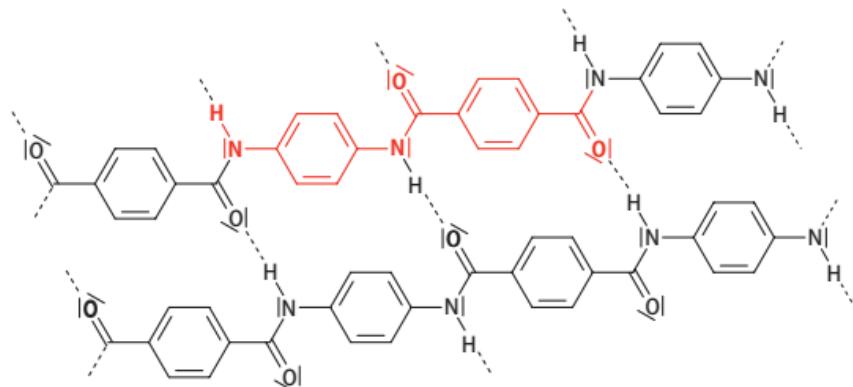
Die Dicarbonsäure und das Diamin reagieren in einer Kondensationsreaktion miteinander.

Die Moleküle werden über eine Amidbindung (Peptidbindung) unter Abspaltung von Wassermolekülen miteinander verbunden. Die Bildung der Makromoleküle gehört damit zu den Polykondensationsreaktionen, die Polymere sind Polyamide.

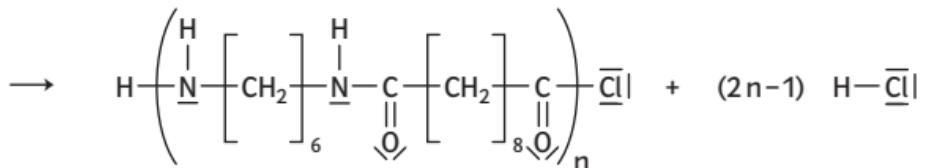
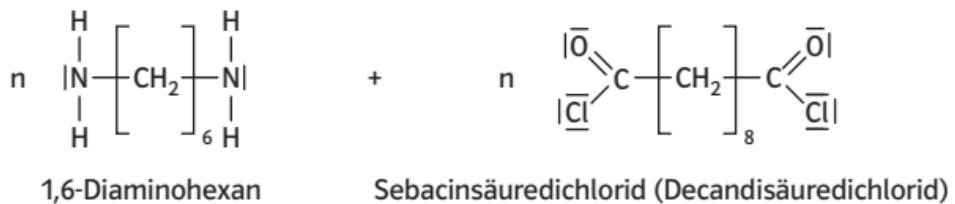
2. Die Struktur eines solchen Polymermoleküls wird durch die Amidbindungen und die aromatischen Kerne bestimmt. Die Atome der Amidbindung liegen in einer Ebene (Mesomeriestabilität der Amidgruppe/ Peptidgruppe).

Zwischen den Carbonylgruppen und den Aminogruppen benachbarter Molekülketten bilden sich Wasserstoffbrücken aus.

Zwischen den aromatischen Kernen benachbarter Molekülketten wirken Van-der-Waals-Kräfte. In den Aramidfasern existieren kristalline Bereiche entlang der Streckrichtung.



1.

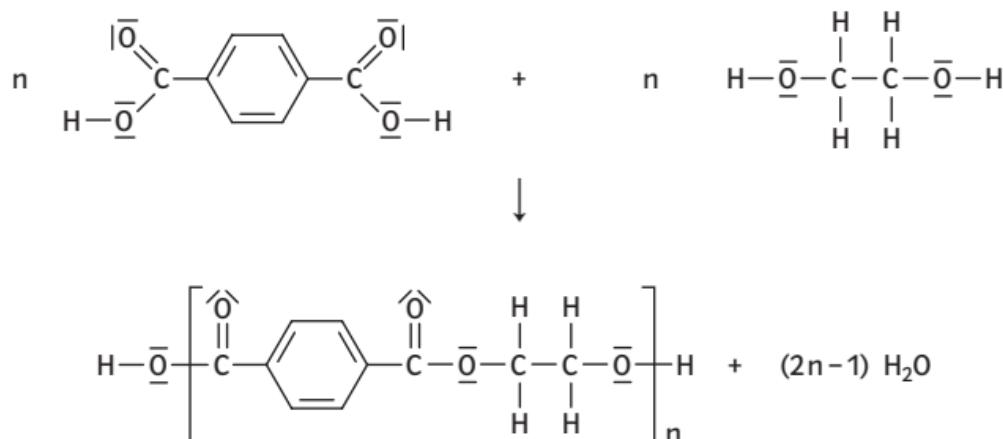


Es handelt sich um eine Polykondensation. Die Monomere sind durch die Amidbindung (Peptidbindung) miteinander verknüpft.

2. Es liegen unverzweigte Kettenmoleküle vor, zwischen denen im Wesentlichen Van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrücken wirken. Die Kettenmoleküle sind nicht durch Atombindungen miteinander vernetzt. Nylon gehört zu den Thermoplasten.



1.



Es bildet sich ein Polyester. Es ist eine Kondensationsreaktion abgelaufen, eine Polykondensation, dabei wird Wasser frei.

Zur Bildung eines Polyesters benötigt man eine Carbonsäure mit mindestens zwei Carboxylgruppen (oder Carboxylderivate wie z.B. Disäuredichlorid) und einen Alkohol mit mindestens zwei Hydroxylgruppen. Es ist auch möglich, aus Molekülen, die sowohl eine Carboxyl- als auch eine Hydroxylgruppe aufweisen (Hydroxycarbonsäure-Moleküle), Polyester zu bilden.

2. Polyethylenterephthalat gehört zu den Thermoplasten, da lange Molekülketten vorliegen, die nicht miteinander vernetzt sind. Zwischen den Molekülketten des Polyesters wirken im Wesentlichen Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Kräfte.



1. PET besteht aus linearen Makromolekülen, die nicht miteinander vernetzt sind. Zwischen den Molekülen wirken im Wesentlichen Van-der-Waals-Kräfte und in geringem Maße Dipol-Dipol-Kräfte. PET gehört damit zu den Thermoplasten. Thermoplaste werden beim Erwärmen zunächst weich, bis sie in einem bestimmten Temperaturbereich nahezu flüssig werden. Im beheizten Teil des Extruders, der im Prinzip wie

ein Fleischwolf funktioniert, wird das Kunststoffgranulat weich und plastisch verformbar. Die Schnecke des Extruders fördert die Kunststoffmasse nach vorn und verdichtet sie. Am Ende der Schnecke tritt die Kunststoffmasse durch eine Düse in das formgebende Werkzeuge aus. Durch sofortige Kühlung bleibt der Kunststoff in der geplanten Form. Das Werkzeug bestimmt die Form des Kunststoffteils.



1. Werkstoffliche Verwertung (Einschmelzen):

- Vorteil: direkte und einfache Wiederverwendbarkeit durch Einschmelzen
- Nachteile: aufwändiges Verfahren (Säubierung der gebrauchten Kunststoffteile, evtl. Vorsortierung) und keine vollständige Wiederverwertung im Lebensmittelbereich

Energetische Verwertung (Verbrennung):

- Vorteil: ressourcenschonende und schadstofffreie Verbrennung/Wärmenutzung von PET-Abfällen. Bei der vollständigen Verbrennung werden nur Kohlenstoffdioxid und Wasser gebildet, da die PET-Moleküle nur aus C-, H- und O-Atomen aufgebaut sind. (Allerdings können durch die Verbrennung der Zusatzstoffe wie Stabilisatoren und Weichmacher auch andere Stoffe gebildet werden.)

- Nachteil: Vernichtung von hochwertigen Werk- und Rohstoffen

Rohstoffliche Verwertung (Methanolyse):

- Vorteil: die vollständige Verwertbarkeit (auch im Lebensmittelbereich), Rohstoffe werden eingespart
- Nachteil: im Vergleich zum Einschmelzen hoher energetischer und technischer Aufwand

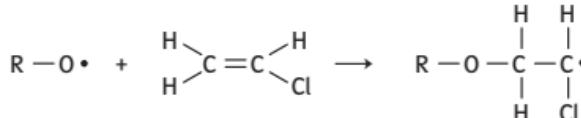


Reaktionsablauf

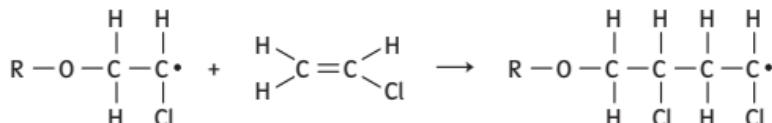
Erzeugung von Startradikalen aus einem Peroxid:



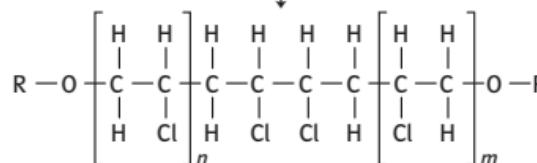
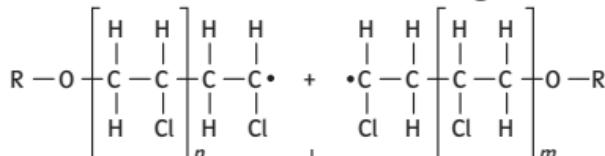
I. Kettenstart (Erzeugung von Monomer-Radikalen):



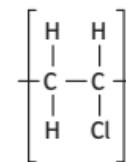
II. Kettenwachstum (Verlängerung der „Radikalkette“):



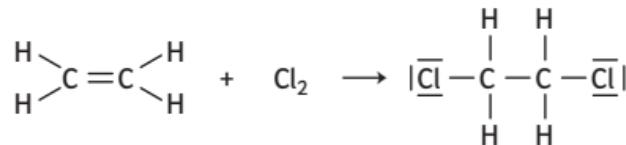
III. Kettenabbruch (Vernichtung von Radikalen):



Repräsentativer Kettenausschnitt:

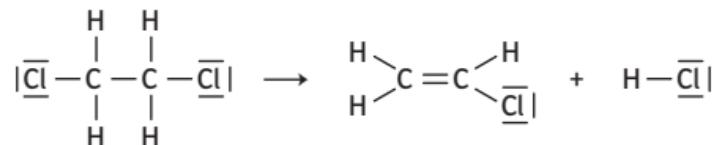


1. Ethen + Chlor \rightarrow Dichlorethan



Es liegt eine Additionsreaktion vor.

Dichlorethan \rightarrow Vinylchlorid + Chlorwasserstoff

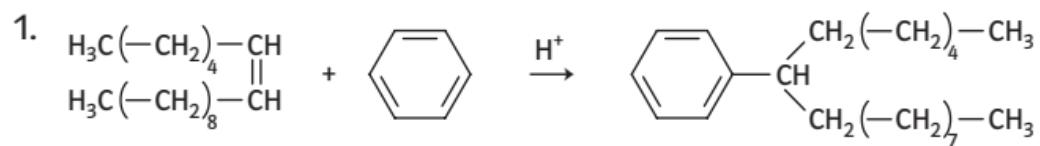


Die Bildung von Vinylchlorid aus Dichlorethan erfolgt unter Abspaltung von Chlorwasserstoff. Es liegt also eine Eliminierung vor.

2. PVC wird durch eine radikalische Polymerisation gewonnen.

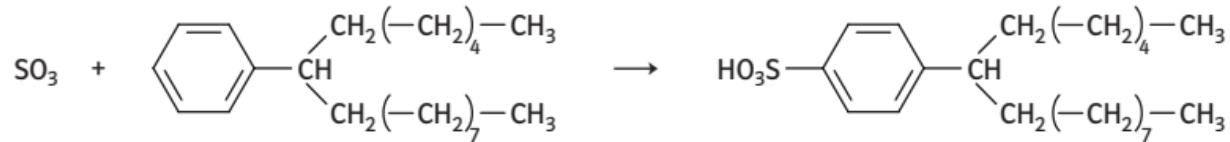
1. Bei a) liegt ein Polymer vor, das aus Propen (Propylen) durch Polymerisation gebildet werden kann. Bei b) liegt ein Polykondensat vor, das durch eine Polykondensation aus 1,4-Butandiol und Butandisäure gebildet werden kann. Bei c) liegt ein Polykondensat vor, das durch Polykondensation aus 5-Aminopentansäure gebildet werden kann. Bei d) liegt ein Makromolekül vor, das durch Polymerisation und Polykondensation gebildet werden kann. Die Ausgangsstoffe für die Polykondensation sind Ethandiol und Butendisäure. Butendisäure kann als ungesättigte Verbindung mit Styrol eine Polymerisationsreaktion eingehen, dadurch können die Ketten der Polykondensate miteinander verknüpft werden.
2. Die Kunststoffe, die aus den langkettigen Makromolekülen von a) bis c) gebildet werden, sind Thermoplaste. Zwischen den Makromolekülen herrschen (im Wesentlichen) Van-der-Waals-Kräfte, in geringem Ausmaß bei b) und c) auch Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, bei c) können sich auch Wasserstoffbrückenbindungen ausbilden.
Bei d) liegen vernetzte Makromoleküle vor. Je nach dem Vernetzungsgrad handelt es sich um Duroplaste oder Elastoplaste.



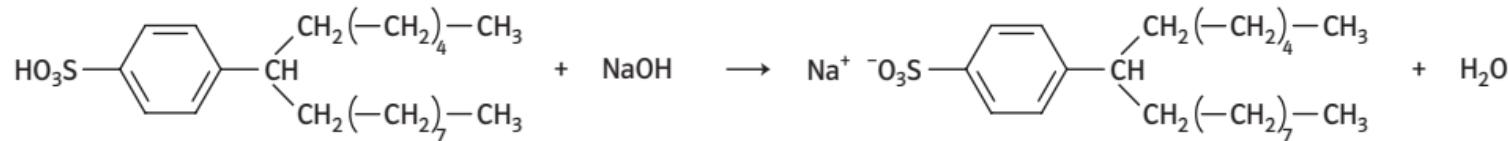


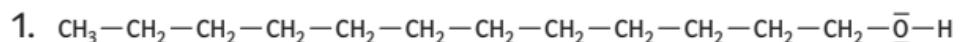
Der Reaktionsmechanismus ist der einer elektrophilen Substitution, wobei aus dem Alken durch die Säurekatalyse zuerst ein Carbokation gebildet wird, welches dann mit dem Benzolmolekül elektrophil reagiert.

Zur Bildung eines Natriumalkylbenzolsulfonats muss als Zweitsubstitution am Aromaten eine Sulfonierung stattfinden. Alkylgruppen als Erstsubstituenten dirigieren den Zweitsubstituenten in ortho- oder para-Stellung, wobei hier die para-Stellung aufgrund der sterischen Verhältnisse (sehr langer Alkylrest) eindeutig bevorzugt ist:

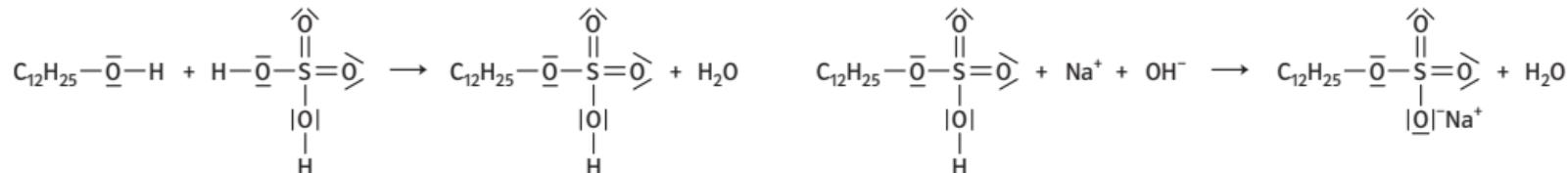


Die Bildung des Natriumalkylbenzolsulfonats kann dann mit Natronlauge erfolgen (Neutralisation).





Dodecanol (Laurylalkohol)



In der ersten Reaktion reagiert der Alkohol mit der Schwefelsäure zu dem Monoalkylester und Wasser.

In der nachfolgenden Reaktion wird der Monoalkylester neutralisiert.

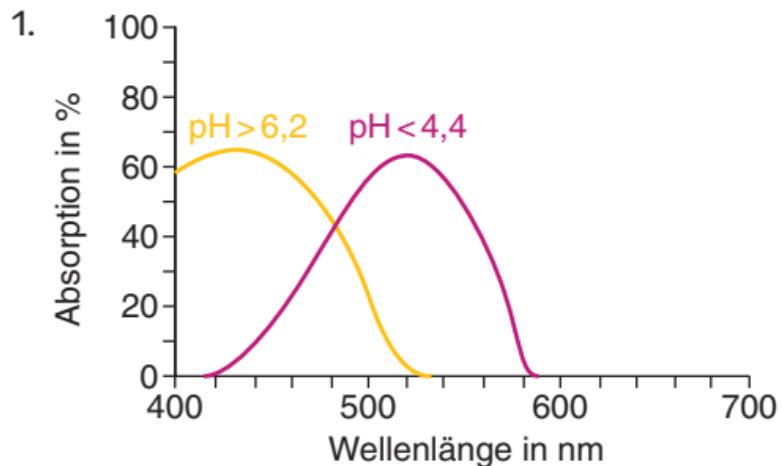
Das Natriumdodecylsulfat ist das gewünschte Reaktionsprodukt.

2. Das Natriumdodecylsulfat gehört zu den anionischen Tensiden. Einem anionischen Tensid liegt wie allen Tensiden folgendes Strukturprinzip zugrunde: Das Teilchen besitzt sowohl ein polares (hydrophiles) als auch ein unpolares (hydrophobes) Ende. Das polare Ende ist die negativ geladene Sulfatgruppe, das unpolare Ende die Alkylgruppe.

Das unpolare Ende sorgt bei der Ablösung von fettigem Schmutz dafür, dass die Tensidanionen in die Schmutzpartikel eindringen und diese umhüllen, während die polaren Enden dem Wasser zugewandt sind. Sind die Schmutzpartikel durch Schütteln oder andere mechanische Bewegungen in genügend kleine Partikel zerteilt, schweben sie im Wasser.

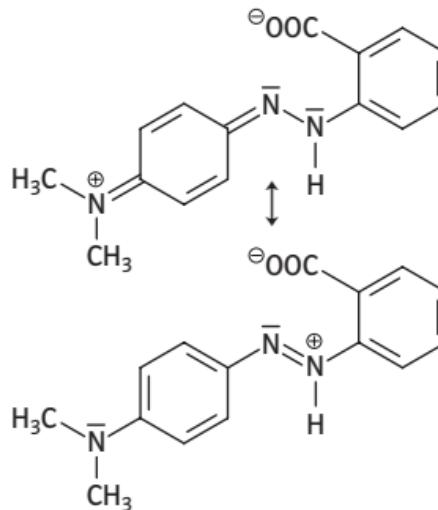
Salben und Lotionen enthalten als Grundkomponenten Wasser und Fett. Ein Emulgator sorgt durch die polaren Gruppen und die unpolaren Reste seiner Moleküle dafür, dass eine haltbare Emulsion entsteht.



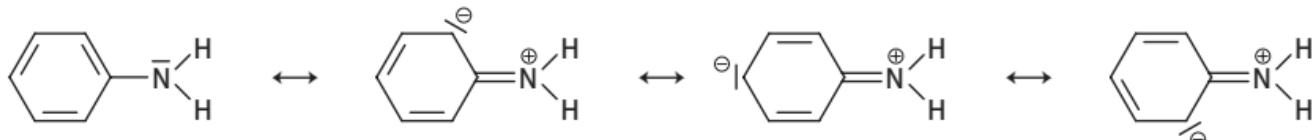


2. Die Lösung mit $\text{pH} < 4,4$ absorbiert im mittleren Bereich des Spektrums. Nicht betroffen ist der gesamte rote Bereich des Spektrums sowie der kurzwellige Bereich (blauviolett). Als Farbe der Lösung resultiert ein bläulichiges Rot. Die gelbe Lösung absorbiert den kurzwelligen Teil des Spektrums. Grün, Gelb, Orange und Rot sind nicht betroffen. Dem Farbeindruck „Gelb“ liegt eine additive Farbmischung (Grün + Rot \rightarrow Gelb) zugrunde.

3. Die Molekülformel von Methylrot zeigt drei N-Atome, die für eine Protonierung infrage kommen. Lediglich für den Fall der Protonierung des N-Atoms der Diazoniumgruppe, das der Anthranilsäuregruppe des Moleküls nahe liegt, lässt sich eine zusätzliche mesomere Grenzformel aufstellen. Dieses Molekül ist durch Mesomerieenergie stabilisiert.



1. Benzol absorbiert im nicht sichtbaren UV-Bereich, es ist farblos. Beim Anilin wird das delokalisierte Elektronensystem durch den +M-Effekt der Aminogruppe erweitert.



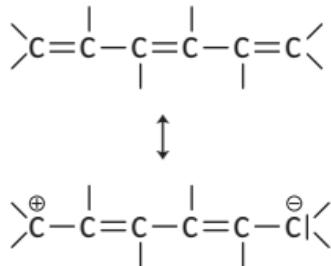
Durch den -M-Effekt einer Nitrogruppe in p-Stellung zur Aminogruppe wird die Delokalisierung verstärkt: 4-Nitroanilin (p-Nitroanilin) ist gelborange. Die Vergrößerung des Chromophors im 4-Nitrophenylhydrazin führt zu einer weiteren Farbvertiefung.

2. Die Einbeziehung eines freien Elektronenpaares in die Mesomerie des Benzolringes bezeichnet man als mesomeren Effekt. Erhöht der Substituent über ein Elektronenpaar die Elektronendichte im Benzolring, so übt er einen +M-Effekt aus. Übt der Substituent eine elektronenziehende Wirkung auf den Benzolring aus und verringert er dadurch die Elektronendichte des Benzolrings, so liegt ein - M-Effekt vor.

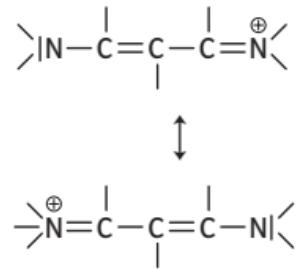


1. Beim Vergleich der Verbindungen a) und b) bzw. c) und d) erkennt man, dass je ausgedehnter das konjugierte Doppelbindungssystem ist, desto größer die Wellenlänge des absorbierten Lichtes ist. Vergleicht man die Wellenlängen des absorbierten Lichtes bei Polyenen und Cyaninen, so zeigen letztere eine deutlich zu längerwelligem Licht verschobene Absorption. Ursache dieses Effektes können nur die Gruppen an den Enden der Cyaninmoleküle sein.

Die längerwellige Absorption der Cyanine beruht auf der Vergrößerung des Doppelbindungs-elektronensystems durch die freien Elektronen-paare der Stickstoffatome in den Dimethylamino-gruppen der Cyaninmoleküle. Das Maximum der Absorption liegt umso mehr im längerwelligen Bereich, je ausgedehnter das **delokalisierte Elektronensystem** ist. Das Ausmaß der Delokalisierung ist stark, wenn die mesomeren Grenzformeln energetisch ähnlich sind.



Die zweite, energiereichere Grenzformel hat nur einen geringen Anteil bei der Beschreibung des Moleküls.



Die beiden – energiegleichen – Grenzformeln haben gleichen Anteil bei der Beschreibung des Moleküls.

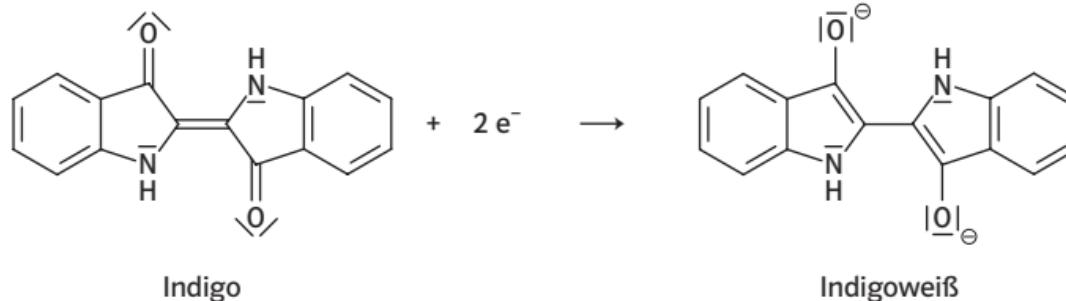


1.

a) Oxidation



Reduktion

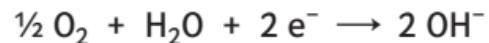
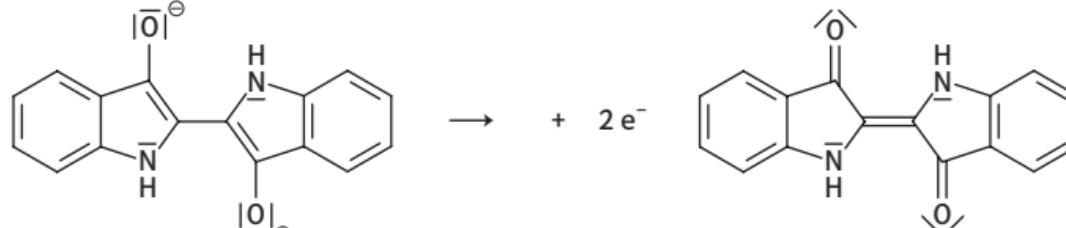


Indigo

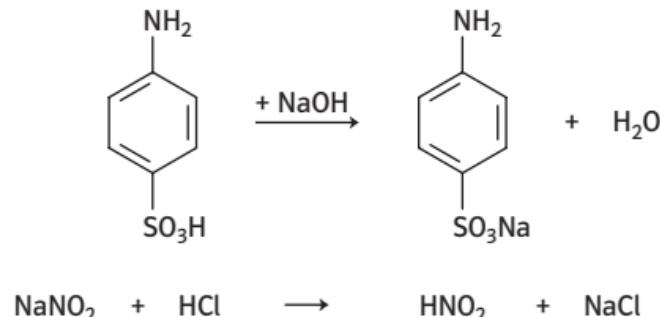
Indigoweiß

b) Oxidation

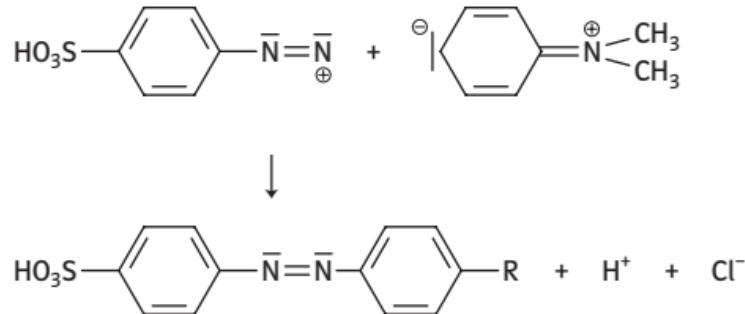
Reduktion



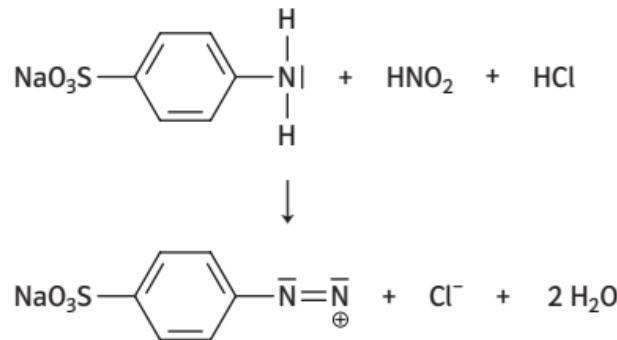
1. Bereitstellen des Natriumsalzes
der Sulfanilsäure und Salpetriger Säure



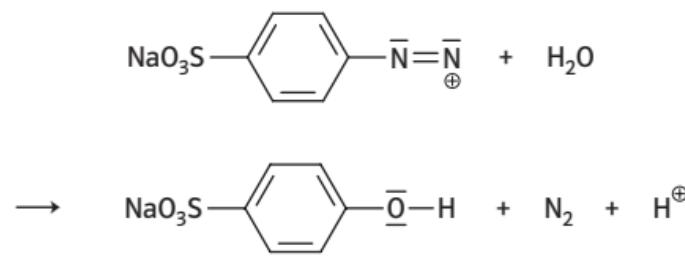
Azokupplung



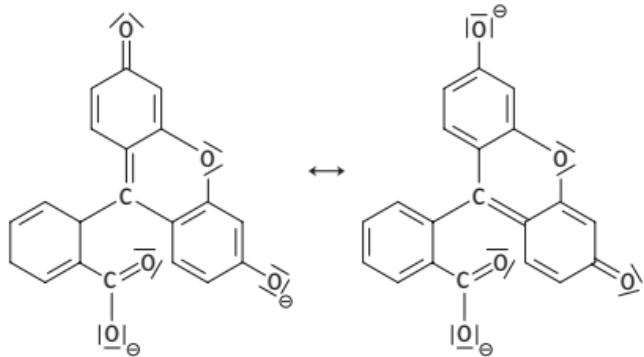
Diazotierung



2. Das Diazoniumsalz ist instabil und zerfällt unter Bildung von Stickstoff.



1. Das Moleköl von TPM enthält drei isolierte Phenylringe und damit keinen Chromophor. Das Moleköl von Fluorescein dagegen zeigt ein System aus delokalisierten p-Elektronen, das sich über zwei Ringe erstreckt. Diese liegen fixiert durch die Brücke des O-Atoms in einer Ebene. Mesomere Grenzformeln:



2. Die Gelbfärbung der Lösung ist auf Lichtabsorption zurückzuführen. Ein Teil des eingestrahlten weißen Lichtes wird absorbiert. Das transmittierte Licht erscheint in der Komplementärfarbe gelb. Absorbiert wird demnach vorwiegend im kurzwelligen blauen Bereich.

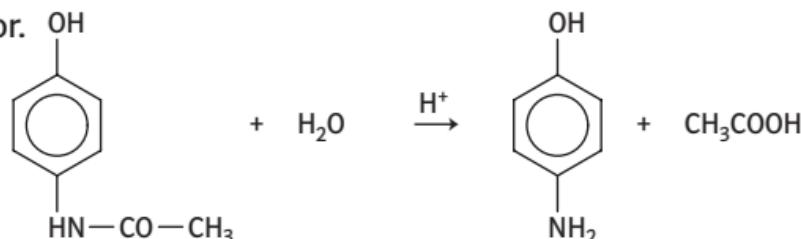
Das Auftreten des grünen Farbeffektes wird Fluoreszenz genannt. Durch Absorption von blauem Licht werden Elektronen des Fluoresceinanions in eine höhere unbesetzte Energiestufe angehoben. Das Moleköl geht vom Grundzustand in den angeregten Zustand über. Dieser Zustand ist sehr instabil. Die Elektronen verweilen dort nur sehr kurz (ca. 10^{-9} s) und fallen dann wieder auf ihr ursprüngliches Energieniveau zurück, indem sie einen großen Teil der Anregungsenergie in Form elektromagnetischer Schwingung wieder abgeben. Das Fluoreszenzlicht hat eine etwas größere Wellenlänge als das absorbierte Licht und wird in alle Richtungen emittiert. Deswegen ist diese Erscheinung am besten senkrecht zur Einstrahlungsrichtung des weißen Lichtes zu beobachten, weil es dann nicht vom restlichen, nicht absorbierten Teil des weißen Lichtes überlagert wird.



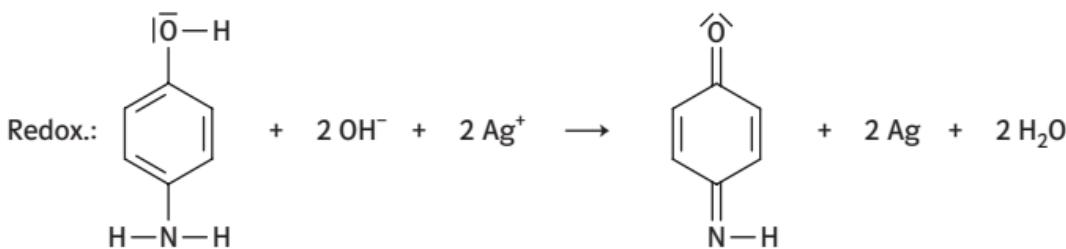
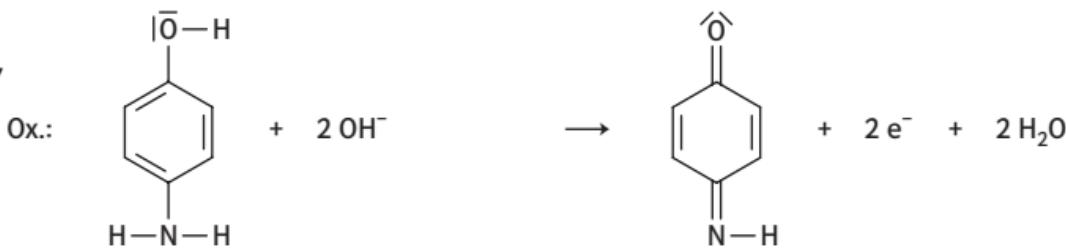
1. Methylorange gehört zu den Azofarbstoffen. Alle Moleküle der Azofarbstoffe lassen sich von der folgenden Formel ableiten: $R-\bar{N}=\bar{N}-R'$. Dabei verknüpft die Azogruppe $-\bar{N}=\bar{N}-$ als Teil eines Chromophors zwei meist aromatische Systeme R und R' miteinander.
2. Stellt man mesomere Grenzformeln für einen Azofarbstoff auf, so ergibt sich ein negativer Ladungsschwerpunkt an dem Stickstoffatom der Azogruppe, welches vom Elektronen liefernden Substituenten am weitesten entfernt ist. Dieses Stickstoffatom kann protoniert werden. Dadurch kommt es zu einer Veränderung des Chromophors und damit einer Farbänderung. Daher kann Methylorange als Säure-Base-Indikator verwendet werden.
3. Die protonierte Form hat ihr Absorptionsmaximum in einem längerwelligeren Bereich als die nicht protonierte Form. In der protonierten Form ist das Ausmaß der Delokalisierung stärker, weil die mesomeren Grenzformeln energetisch nahezu gleichwertig sind. In der unprotonierten Form weist eine Grenzformel eine Ladungstrennung auf, die beiden Grenzformeln sind energetisch nicht gleichwertig, das Ausmaß der Delokalisierung ist geringer.



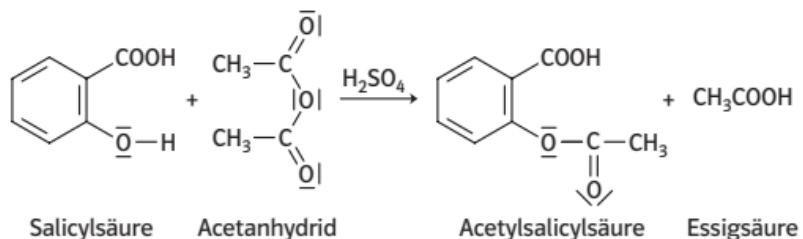
1. Es liegt eine protonenkatalysierte Esterspaltung vor.



2. Die Schwarzfärbung ist das Ergebnis einer Redoxreaktion, die zur Bildung von Benzo-chinonimin und zur Entstehung einer schwarzen Suspension von fein verteiltem Silber führt.



1.



2. Bei der Dünnschichtchromatografie werden dünne Schichten von z. B. Kieselgel auf Kunststofffolien eingesetzt (stationäre Phase). Darauf wird das zu trennende, gelöste Gemisch aufgetragen. Stellt man diese Platte in eine geeignete Flüssigkeit oder ein Flüssigkeitsgemisch (mobile Phase), so wandert diese aufgrund der Kapillarwirkung nach oben. Die Anteile des Stoffgemisches wandern unterschiedlich schnell mit. Sie können bei Farbstoffen direkt erkannt werden, bei nicht gefärbten Stoffen muss eine geeignete Nachweismethode angewandt werden, z. B. Besprühen mit einem fargebenden Reagenz oder Bestrahlung mit UV-Licht.

Steigt die mobile Phase auf, werden Teilchen der zu trennenden Stoffe gelöst und weiter oben wieder durch die stationäre Phase adsorbiert. Dabei wandern die Teilchen schneller mit der Flüssigkeitsfront nach oben, die von der stationären Phase weniger stark adsorbiert und von der mobilen Phase leicht aufgenommen werden. Die anderen bleiben entsprechend weiter zurück. Durch ständige Neueinstellung des Gleichgewichtes zwischen Adsorbieren und Lösen bilden sich getrennte Stoffportionen.

3. Aus den Angaben zur Löslichkeit ergibt sich als Reinigungsmethode die Umkristallisation. Dabei wird ausgenutzt, dass Acetylsalicylsäure und Salicylsäure in heißem Wasser gelöst werden und dass im abgekühlten kalten Wasser die Verunreinigung besser löslich ist als der zu reinigende Stoff. Nur die Acetylsalicylsäure kristallisiert aus und kann abgetrennt werden. Dieses Verfahren ist mit dem Verlust eines Teils der hergestellten Acetylsalicylsäure verbunden.



1. α -Strahlen: Zweifach positiv geladene Heliumkerne (${}^4_2\text{He}^{2+}$). Der zurückbleibende Atomkern besitzt zwei Neutronen und zwei Protonen weniger als vor Aussendung des α -Teilchens.
 β -Strahlen: Elektronen mit hoher Geschwindigkeit (aus dem Kern!). Da das Elektron aus der Umwandlung eines Neutrons in ein Proton entsteht, besitzt der entstehende Kern eine um 1 erhöhte Protonenanzahl (Ordnungszahl).
 γ -Strahlen: Elektromagnetische Strahlung. Dabei wird der Kern energieärmer, das Nukleonenverhältnis verändert sich jedoch nicht.

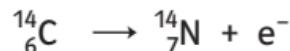
2. Grundlage sind die radioaktiven Verschiebungsgesetze von Fajans und Soddy.
Berechnung: ${}^{234}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po}$
Differenz der Massenzahlen: 16 u; das entspricht 4 α -Zerfällen, dabei müsste jedoch die Protonenanzahl um 8 abnehmen auf 82. Also müssen zusätzlich 2 β^- -Zerfälle ablaufen, um zur Protonenanzahl 84 zu kommen.
3. Da die Massenzahl gleich bleibt, müssen β^- -Zerfälle ablaufen. Dabei steigt die Protonenanzahl um jeweils eine Einheit:



1. Unter dem Einfluss kosmischer Strahlung entsteht aus Stickstoffatomen das radioaktive Kohlenstoff-Isotop $^{14}_6\text{C}$:



Parallel dazu verläuft der radioaktive Zerfall des gebildeten Isotops C:



Dies führt zu einem bestimmten Verhältnis $N({}^{12}_6\text{C}):N({}^{14}_6\text{C})$ im Kohlenstoffdioxid der Luft und auch in jeder lebenden Pflanze und in jedem Glied der Nahrungskette, solange der Organismus lebt. Nach dem Tod eines Organismus verringert sich wegen des fehlenden Nachschubs der Anteil des $^{14}_6\text{C}$ -Isotops durch seinen radioaktiven Zerfall.

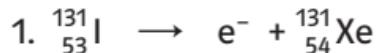
Um das Alter einer Probe zu ermitteln, benötigt man aus dem Fund eine Probe, die gleich viele Kohlenstoffatome enthält wie eine Vergleichsprobe aus unserer Zeit. Aus den beiden unterschiedlichen Aktivitäten kann das Alter der Probe berechnet werden.

$$2. \frac{A_F}{A_0} = \frac{N_F}{N_0} = e^{-\frac{\ln 2 \cdot t}{T_{1/2}}} ; \quad t = \frac{T_{1/2}}{\ln 2} \cdot \ln \frac{A_0}{A_F}$$

$$t = \frac{5736 \text{ a}}{\ln 2} \cdot \ln \frac{1}{0,55} = \frac{5736 \text{ a}}{0,693} \cdot 0,5978 = 4948 \text{ a}$$

3. Das Verhältnis verändert sich zugunsten von $^{12}_6\text{C}$, da im fossilen Erdöl das Isotop $^{14}_6\text{C}$ bereits in hohem Maße zerfallen ist, sodass beim Verbrennen nur Kohlenstoffdioxidmoleküle mit $^{12}_6\text{C}$ -Kernen gebildet werden.





$$2. N_t = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \quad \lambda = \frac{\ln 2}{T_{1/2}} = \frac{0,683}{8,02} \text{ d}^{-1} = 0,0864 \text{ d}^{-1}$$

Da $N_t \sim m_t$ und $N_0 \sim m_0$ ist, gilt:

$$\begin{aligned} m_t &= m_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \\ &= 1 \text{ mg} \cdot e^{-0,0864 \text{ d}^{-1} \cdot 40 \text{ d}} \\ &= 1 \text{ mg} \cdot e^{-3,456} \\ &= 0,082 \text{ mg} \end{aligned}$$

$$3. t = T_{1/2} \cdot \ln \frac{\frac{m_0}{m_t}}{\ln 2} = 8,02 \text{ d} \cdot \frac{\ln \frac{100}{0,01}}{0,683} = 8,02 \text{ d} \cdot \frac{9,21}{0,693} = 106,6 \text{ d}$$



- Caesiumiodid: CsI; Cs⁺- und I⁻-Ionen;
Natriumchlorid: NaCl; Na⁺- und Cl⁻-Ionen;
Natriumbromid: NaBr; Na⁺- und Br⁻-Ionen
Natriumiodid: NaI; Na⁺- und I⁻-Ionen
Magnesiumoxid: MgO; Mg²⁺- und O²⁻-Ionen

- Ordnen nach steigenden Gitterenergien:



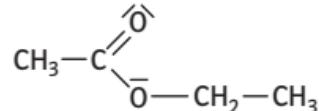
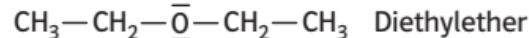
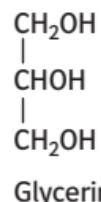
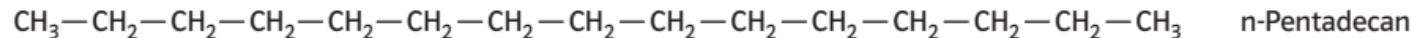
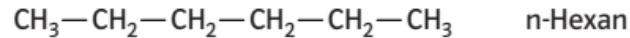
Die Gitterenergien hängen ab vom Abstand der Ladungsschwerpunkte der Ionen (d.h. von der Summe ihrer Ionenradien) und von der Ladung der Ionen. Je kleiner und höher geladen sie sind, umso größer ist vom Betrag her auch die Gitterenergie. Von Natriumiodid zum Natriumchlorid wird der Radius des Anions kleiner; bei Natriumiodid und Caesiumiodid ist das Caesiumion das wesentlich größere Kation; Magnesiumoxid besteht aus sehr kleinen Ionen mit zweifacher Ladung.

- Je größer die Gitterenergie vom Betrag her ist, desto höher ist die Schmelztemperatur der Salze, daher:

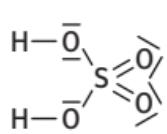
Verbindung, Formel	CsI	NaCl	NaBr	NaI	MgO
Schmelztemperatur (°C)	626	800	747	650	2800



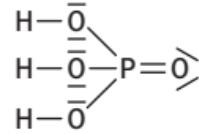
1. Halbstruktur- oder Strukturformeln:



Essigsäureethylester



Schwefelsäure



Phosphorsäure

Dünnflüssig (geringe Viskosität, weil generell schwache zwischenmolekulare Kräfte):

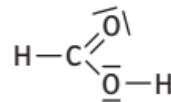
n-Hexan (schwache Van-der-Waals-Kräfte); Diethylether (schwache Van-der-Waals-Kräfte, schwache permanente Dipole, Essigsäureethylester (permanente Dipole).

Zähflüssig (hohe Viskosität, weil generell starke zwischenmolekulare Kräfte): Pentadecan (starke Van-der-Waals-Kräfte wegen Molekülgröße); Glycerin, Schwefelsäure, Phosphorsäure (zwei bis drei starke Wasserstoffbrücken pro Molekül).

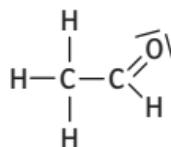
Siehe auch Karte 99 „Siedetemperatur und Löslichkeit“.



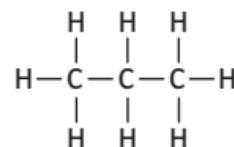
1.



Methansäure



Ethanal



Propan

3. Methansäure: Stark polares Molekül, gute Löslichkeit durch Ausbildung von Wasserstoffbrücken zu den ebenfalls polaren Wassermolekülen und umgekehrt, zusätzlich läuft eine Protopolymerisationsreaktion der Methansäuremoleküle mit den Wassermolekülen ab.

Ethanal: Polares Molekül, gute Löslichkeit durch Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen polaren Ethanal- und polaren Wassermolekülen; Wasserstoffbrücken von den Wassermolekülen aus.

Propan: Unpolares Molekül, sehr geringe Löslichkeit in Wasser.

2. Die Siedetemperaturen hängen vom Ausmaß der zwischenmolekularen Kräfte ab. Starke zwischenmolekulare Kräfte führen zu hohen Siedetemperaturen. Da die Moleküle ähnlich groß sind, können die Unterschiede bei den Van-der-Waals-Kräften gegenüber den anderen zwischenmolekularen Kräften vernachlässigt werden.

Methansäure: 101°C; stärkste zwischenmolekulare Kräfte: Wasserstoffbrücken, Dipol-Dipolkräfte

Ethanal: 21°C, mittelstarke Dipol-Dipol-Kräfte, keine Wasserstoffbrücken

Propan: -42 °C; nur schwache Van-der-Waals-Kräfte.



1. Die Metallbindung wird mit dem Elektronengasmodell erläutert: Man nimmt modellhaft an, dass die im Gitter dicht beieinander sitzenden Metallatome ihre Valenzelektronen nicht im Einflussbereich jeweils eines Kerns halten. Diese Elektronen können sich zwischen den positiven Atomrümpfen im ganzen Kristall bewegen. Sie bilden ein „Elektronengas“, das die positiven Atomrümpfe im Gitter zusammenhält.
2.
 - Z.B. Elektrische Leitfähigkeit: Beim Anlegen einer Spannung können diese leicht beweglichen Elektronen im elektrischen Feld fließen.
 - Z.B. die mit der Temperatur abnehmende Leitfähigkeit: Mit höherer Temperatur schwingen die Atomrümpfe stärker um ihre Gitterplätze, dadurch wird der Elektronenfluss immer stärker behindert, sodass die elektrische Leitfähigkeit eines Metalls mit steigender Temperatur abnimmt.
- Z.B. Duktilität: Die positiv geladenen Atomrümpfe können durch äußeren Druck ohne wesentliche Veränderung der Bindungsverhältnisse auf Gleitebenen verschoben werden, ohne dass dabei das Gitter zerstört wird.
- Z.B. gute Wärmeleitfähigkeit: Aufgrund der dichten Packung der Atomrümpfe können Schwingungen des Gitters (Wärmebewegung) rasch von einem Ende des Metallstücks zum anderen weitergeleitet werden.
3. Zur Duktilität des Metalls siehe Lösung 2. Kupfersulfat bildet ein Ionengitter. Beim Verschieben von Gitterebenen des Ionengitters überwiegen durch die Annäherung gleichgeladener Ionen die Abstoßungskräfte, der Kristall zerbricht.

