

Aufgabe 1

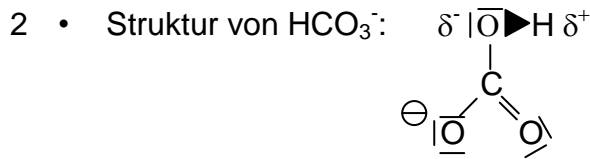
- 1 • $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
bzw. als Ionengleichung:
 $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- In eine Vorlage (z.B. ERLLENMEYER-Kolben) pipettiert man eine definierte Menge (z.B. 10 mL) der auf ihren Gehalt zu untersuchenden Lösung (Titrand). In diese Lösung gibt man einige Tropfen eines geeigneten Indikators. Nun befüllt man eine Bürette mit der Titrationslösung (Titrator) und gibt diese tropfenweise so lange in die Vorlage ab, bis der Indikator umschlägt. (Die neue Indikatorfarbe muss dauerhaft bestehen bleiben.) Während der Zugabe des Titrators zum Titranden schüttelt man die Vorlage ständig oder man verwendet einen Magnetrührer. Ist der Umschlagspunkt des Indikators erreicht, muss man an der Bürette die Menge an verbrauchtem Titrator ablesen. Unter Berücksichtigung der Mengen von Titrand und Titrator sowie der Konzentration des Titrators berechnet man nun die Konzentration des Titranden [$\text{mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1}$].
 - Titrand: NaHCO_3 einer in Wasser aufgelösten BULLRICH-Salz[®]-Tablette
Titrator: 1 m HCl
Verbrauch: 10,3 mL

In 1000 mL 1 m HCl befindet sich 1 mol HCl,
in 1 mL 1 m HCl befinden sich 0,001 mol HCl,
in 10,3 mL 1 m HCl befinden sich $10,3 \cdot 0,001$ mol HCl
 $= 0,0103$ mol HCl $= 1,03 \cdot 10^{-2}$ mol HCl.

 $1,03 \cdot 10^{-2}$ mol H_3O^+ (aus HCl)
neutralisieren $1,03 \cdot 10^{-2}$ mol HCO_3^- (aus NaHCO_3).
 $M(\text{NaHCO}_3) = (23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16) \text{ g} = 84 \text{ g}$
 $1 \text{ mol NaHCO}_3 \triangleq 84 \text{ g NaHCO}_3$
 $1,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaHCO}_3 \triangleq 0,0103 \cdot 84 \text{ g NaHCO}_3 = 0,865 \text{ g NaHCO}_3$
In der Tablette waren also 0,865 g NaHCO_3 enthalten.

Kürzerer Rechenweg:
 $n(\text{HCl}) \triangleq 1,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaHCO}_3 = n(\text{NaHCO}_3)$
 $m(\text{NaHCO}_3) = n(\text{NaHCO}_3) \cdot M(\text{NaHCO}_3) = 1,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $= \underline{0,865 \text{ g}}$.

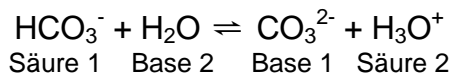
3 VP



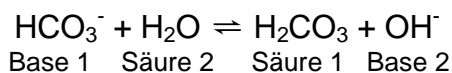
HCO_3^- kann das positiv polarisierte H-Atom bei Anwesenheit eines geeigneten Akzeptors als Proton abdissoziieren und so als Säure reagieren.

HCO_3^- kann aber auch wegen der freien Elektronenpaare am negativ geladenen Sauerstoffatom bei Anwesenheit eines geeigneten Donators ein Proton aufnehmen und so als Base reagieren.

- Reaktion von HCO_3^- mit H_2O , HCO_3^- reagiert sauer (Reaktion 1):



Reaktion von HCO_3^- mit H_2O , HCO_3^- reagiert basisch (Reaktion 2):



- Reaktion 1:
 $\text{pK}_S(\text{HCO}_3^-) = 10,33$
 $\text{pK}_S(\text{H}_3\text{O}^+) = -1,74$
 $\text{pK}_S(\text{H}_3\text{O}^+) < \text{pK}_S(\text{HCO}_3^-)$
 H_3O^+ ist also stärker sauer als HCO_3^- ,
das Gleichgewicht liegt demnach auf der linken Seite
 (HCO_3^- und H_2O).

Reaktion 2:
 $\text{pK}_S(\text{H}_2\text{O}) = 15,74$
 $\text{pK}_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,35$
 $\text{pK}_S(\text{H}_2\text{CO}_3) < \text{pK}_S(\text{H}_2\text{O})$
 H_2CO_3 ist also stärker sauer als H_2O ,
das Gleichgewicht liegt demnach ebenfalls auf der linken Seite
 (HCO_3^- und H_2O).

$$\Delta\text{pK}_S(\text{Reaktion 1}) = 10,33 - (-1,74) = 12,07$$

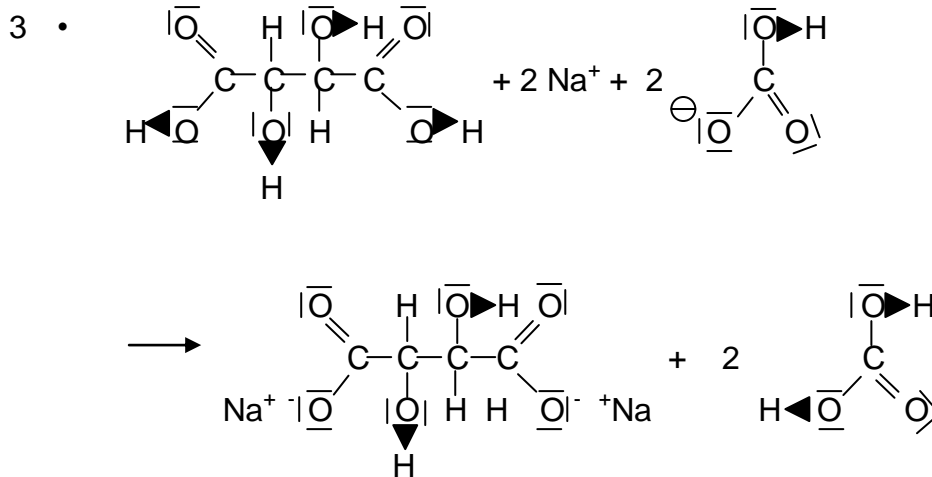
$$\Delta\text{pK}_S(\text{Reaktion 2}) = 15,74 - 6,35 = 9,39$$

$$\Delta\text{pK}_S(\text{Reaktion 1}) > \Delta\text{pK}_S(\text{Reaktion 2})$$

Das Gleichgewicht von Reaktion 1 liegt stärker auf der linken Seite als bei Reaktion 2,

die Aufnahme eines Protons ($\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{HCO}_3^-$) läuft also leichter ab als die Abgabe eines Protons ($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{HCO}_3^-$),
 die Lösung reagiert also alkalisch.

6 VP



- In der Tablette fehlt das Lösungsmittel, die Teilchen sind nicht frei beweglich, sondern liegen kristallin vor. Ein Protonenübergang kann also nicht stattfinden.
- $M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6) = (4 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 6 \cdot 16) \text{ g} = 150 \text{ g}$
 $M(\text{NaHCO}_3) = (23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16) \text{ g} = 84 \text{ g}$
 $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{ NaHCO}_3 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6\text{Na}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ CO}_2$

150 g	2 · 84g=168g	2 · 22,4L=44,8L
1,5 g	0,5 g	x L

168 g NaHCO₃ setzen aus 150 g Weinsäure 44,8 L CO₂ frei.
 Um 1,5 g Weinsäure umzusetzen bräuchte man 1,68 g NaHCO₃.
 Es liegen aber nur 0,5 g NaHCO₃ vor.
 1 g NaHCO₃ setzt (44,8 / 168) L CO₂ = 0,267 L CO₂ frei.
 0,5 g NaHCO₃ setzen 0,5 · 0,267 L CO₂ = 0,133 L CO₂ frei.

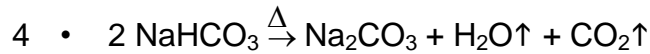
Kürzerer Rechenweg:

$$\begin{aligned}
 n(\text{NaHCO}_3) &= m(\text{NaHCO}_3) / M(\text{NaHCO}_3) \\
 &= 0,5 \text{ g} / 84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 &= 0,006 \text{ mol} \\
 &= n(\text{CO}_2)
 \end{aligned}$$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) / 22,4 \text{ L} = \underline{133 \text{ mL}}$$

- Zwar entstehen CO₂-Moleküle, die beim Entweichen ein Volumen von 133 mL einnehmen würden, CO₂ löst sich aber im Wasser. Da aus der 1. Tablette nur 40 mL CO₂ freigesetzt wurden, haben sich (133 – 40) mL CO₂ = 93 mL CO₂ im Wasser gelöst. Bei der herrschenden Temperatur und dem herrschenden Druck konnten sich nicht mehr als 93 mL CO₂ lösen, die Differenz (40 mL) wurde freigesetzt. Nach der Reaktion der 2. Tablette müsste das Gesamtvolumen an CO₂ also (40 + 133) mL = 173 mL betragen. Der vom Schüler ermittelte Wert von 170 mL zeigt, dass der Schüler sehr ordentlich gearbeitet hat.

6 VP



$$\begin{aligned}\Delta_R H^0 &= [-1157 \text{ kJ} + (-242 \text{ kJ}) + (-394 \text{ kJ})] - 2 \cdot (-932 \text{ kJ}) \\ &= -1793 \text{ kJ} + 1864 \text{ kJ} \\ &= \underline{+71 \text{ kJ}}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta_R S^0 &= (61 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} + 189 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} + 214 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}) - 2 \cdot 150 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \\ &= 464 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} - 300 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \\ &= \underline{164 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}}\end{aligned}$$

- Es gilt $\Delta_R G = \Delta_R H - T \cdot \Delta_R S$.
Der Entropieterm $T \cdot \Delta_R S$ gewinnt zunehmend an Einfluss mit steigender Temperatur.
Bei Standardbedingungen ($T = 298 \text{ K}$) gilt für die vorliegende Reaktion:

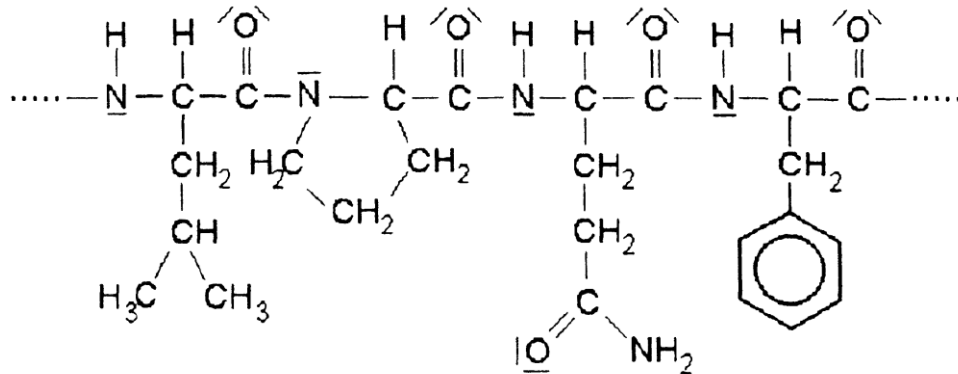
$$\begin{aligned}\Delta_R G &= 71 \text{ kJ} - 298 \cdot 164 \text{ J} \\ &= 71 \text{ kJ} - 48.872 \text{ J} \\ &= 22,128 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Die Reaktion läuft erst bei Temperaturen ab, bei denen T genügend groß ist, dass $\Delta_R G < 0$ wird.

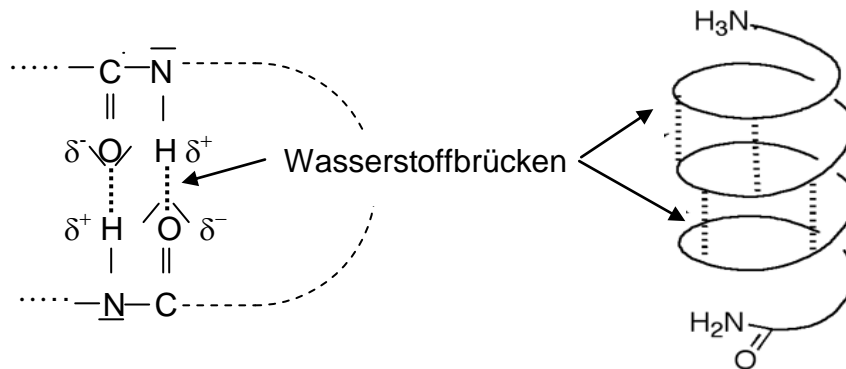
5 VP
20 VP

Aufgabe 2

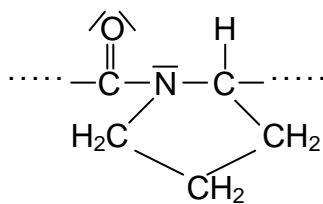
1.1 • Strukturformelausschnitt von Gliadin:



- Zusammenhalt der Sekundärstruktur (z.B. α -Helix) durch H-Brücken:



Verknüpfung des Prolin-Bausteins:



Die Wasserstoffbrücken der Peptidgruppen stabilisieren die Sekundärstruktur.

Wegen des Erhalts der Ringstruktur des Prolin-Bausteins gibt es keine NH-Gruppe,

weshalb keine Wasserstoffbrücken bei Prolin ausgebildet werden können.

Ein hoher Prolingehalt hat also eine Störung bzw. Unregelmäßigkeiten der Sekundärstruktur zur Folge.

- Der Seitenkettenrest von Glutamin ist polar gebaut. Zwischen zwei sich gegenüber stehenden Glutamin-Seitenketten können daher Wasserstoffbrücken entstehen, die eine bestimmte Tertiärstruktur bedingen.

- Zwischen zwei sich gegenüber stehenden unpolaren Seitenketten (z.B. von Prolin) können VAN-DER-WAALS-Kräfte ebenfalls zur Tertiärstruktur einen Beitrag leisten.

7 VP

- 1.2 Zunächst einmal wird das Gliadin in seine Aminosäuren zerlegt. Hierzu müssen die Peptidbindungen aufgespalten werden. Dies geschieht durch säurekatalysierte Hydrolyse: Gliadin-Lösung wird in einem ERLLENMEYER-Kolben einige Minuten mit 1-2 mL konzentrierter Salzsäure gekocht. Nach erfolgter Hydrolyse wird die überschüssige Säure durch Neutralisation beseitigt.
- Im zweiten Schritt wird das Aminosäure-Gemisch papier- oder dünnschichtchromatografisch aufgetrennt. Das Aminosäure-Gemisch wird z.B. auf Chromatografiepapier aufgetragen (Trägermaterial, stationäre Phase) und dieses in ein Laufmittel bzw. Laufmittel-Gemisch gestellt (mobile Phase). Die Aminosäuren Leucin, Prolin, Glutamin und Phenylalanin werden vom Trägermaterial unterschiedlich stark adsorbiert und somit unterschiedlich stark zurückgehalten sowie von der mobilen Phase unterschiedlich stark gelöst und somit unterschiedlich schnell mit nach oben transportiert. Die unterschiedliche Verteilung zwischen stationärer und mobiler Phase führt zu unterschiedlichen Wanderungsgeschwindigkeiten. Die Aminosäureflecke werden durch Besprühen mit Ninhydrin sichtbar gemacht.
- Zur Identifizierung der Aminosäuren des Hydrolysats kann man Leucin, Prolin, Glutamin und Phenylalanin als Vergleichssubstanzen mitlaufen lassen.

Die Aminosäuren des Hydrolysats befinden sich jeweils auf gleicher Höhe wie die entsprechenden Testsubstanzen. Auf diese Weise kann man ermitteln, ob die fraglichen Aminosäuren im Hydrolysat enthalten waren oder nicht.

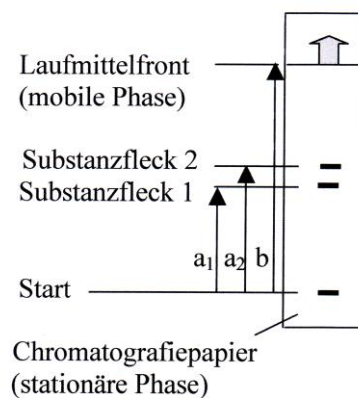
Man kann die Aminosäuren aber auch über ihre R_f -Werte (Retentionsfaktoren) identifizieren, welche man in Tabellenwerken angegeben findet. Für den R_f -Wert einer Substanz gilt:

$$R_f = \frac{\text{Entfernung zwischen Startpunkt und Substanzfleck}}{\text{Entfernung zwischen Startpunkt und Laufmittelfront}}$$

$$R_f(\text{Substanz 1}) = a_1/b$$

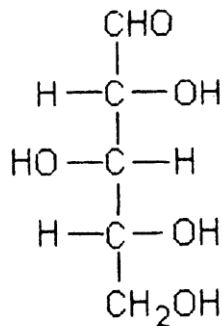
$$R_f(\text{Substanz 2}) = a_2/b$$

(Mitunter kann es auch angezeigt sein ein zweidimensionales Chromatogramm anzufertigen.)

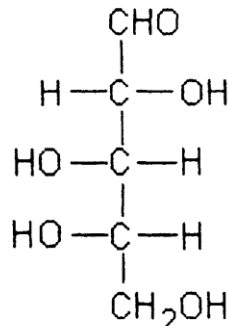


3 VP

2.1 •

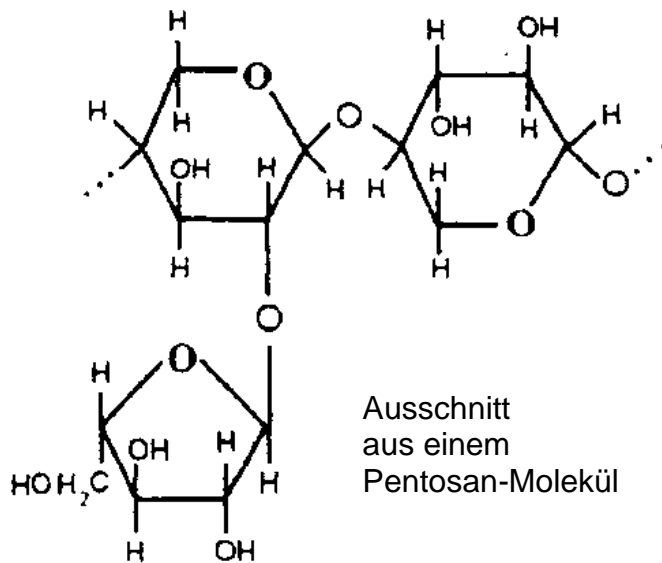


D-Xylose



L-Arabinose

Das C-Atom Nr.4 ist das unterste asymmetrische C-Atom der Kohlenstoffkette. Die Stellung der OH-Gruppe an diesem C-Atom der FISCHER-Projektion entscheidet über die Benennung. Bei der Xylose zeigt die OH-Gruppe nach rechts (*lat. dexter*), deshalb D-Xylose, bei der Arabinose zeigt sie nach links (*lat. laevis*), deshalb L-Arabinose.



5 VP

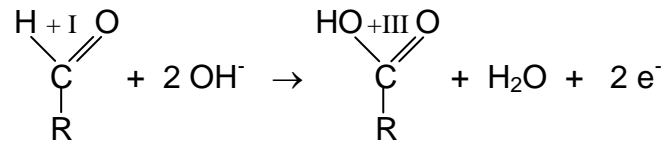
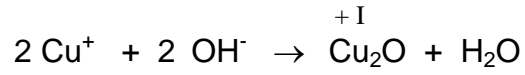
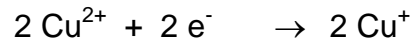
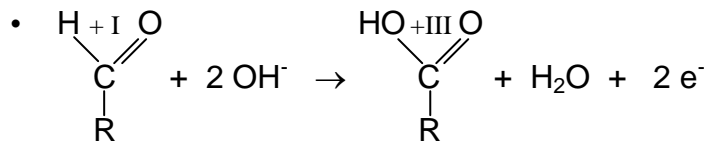
- 2.2 • Bei dem Hydrolyse-Produkt handelt es sich um Glucose. Glucose ist ein reduzierender Zucker und kann deshalb mit der FEHLING-Reaktion oder der Silberspiegel-Probe (TOLLENS-Probe) nachgewiesen werden.

Zur zu untersuchenden Lösung, in der Glucose vermutet wird, gibt man erst FEHLING-I-Lösung (Lösung von CuSO_4), dann FEHLING-II-Lösung (alkalische Lösung von Na-K-Tartrat). Bei Zugabe der FEHLING-II-Lösung fällt zunächst hellblaues, käsiges $\text{Cu}(\text{OH})_2$ aus, welches sich in einem Überschuss an Tartrat unter Bildung eines tiefblauen Kupfer-Tartrato-Komplexes wieder auflöst.

Durch die Komplexbildung (Versteckreaktion) werden die Cu^{2+} -Ionen in Lösung gehalten. So kann bei vorsichtigem Erwärmen im Reagenzglas Cu^{2+} die Aldose Glucose aufoxidieren, Cu^{2+} wird zu ziegelrotem Cu^+ reduziert, wobei ein Farbspiel über blau, grün, gelb und braun bis ziegelrot zu beobachten ist.

Bei der TOLLENS-Probe wird Ag^+ zu Ag reduziert statt Cu^{2+} zu Cu^+ , statt mit Na-K-Tartrat wird mit Ammoniak komplexiert, Ag^+ wird in einem Silberdiamminkomplex, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, in Lösung gehalten. Um einen schönen Silberspiegel zu bekommen erhitzt man am Besten vorsichtig in einem Wasserbad.

(Die SCHIFFSche Probe ist für den Glucose-Nachweise keine Alternative. SCHIFFS Reagenz ist Fuchsin-schweflige Säure, und in saurer Lösung liegt Glucose fast ausschließlich als Halbacetal vor, was eine aussagekräftige Rotfärbung, wie beispielsweise bei Aldehyden, verhindert.)

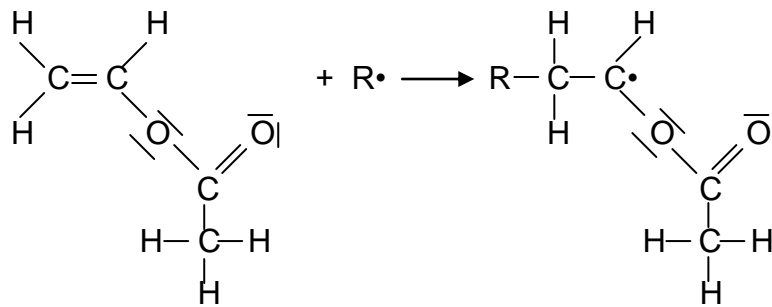
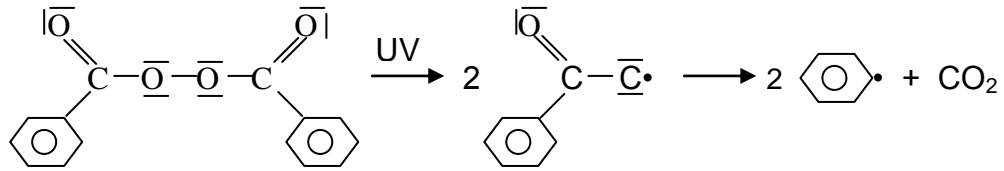


$\frac{5 \text{ VP}}{20 \text{ VP}}$

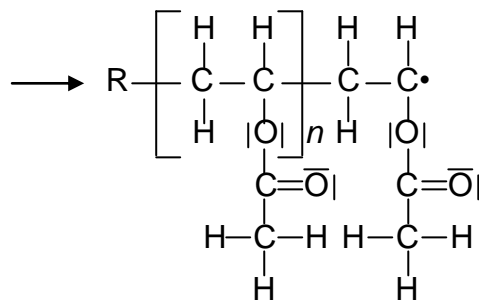
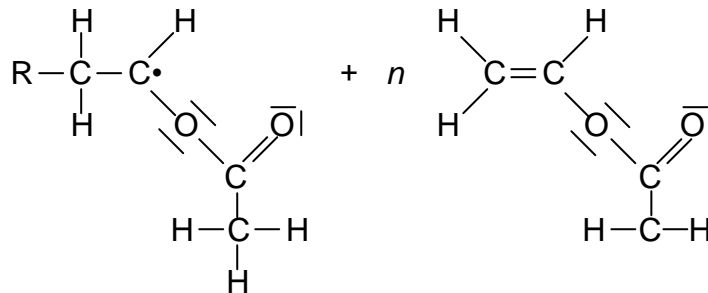
Aufgabe 3

1.1 **Radikalbildung:** $R-R \xrightarrow{UV} R\cdot + \cdot R$

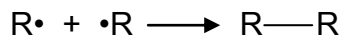
z.B.: Dibenzoylperoxid als Radikalbildner:



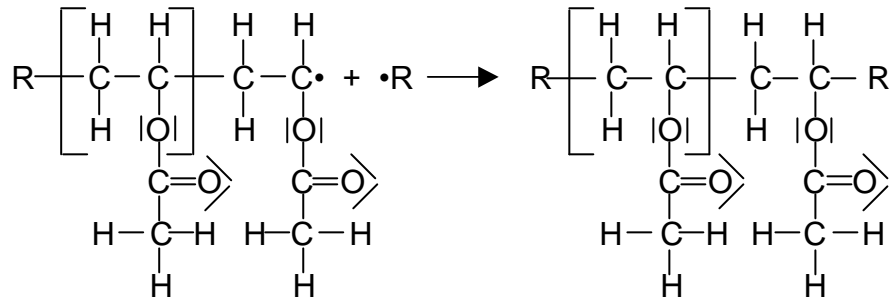
Kettenwachstum:



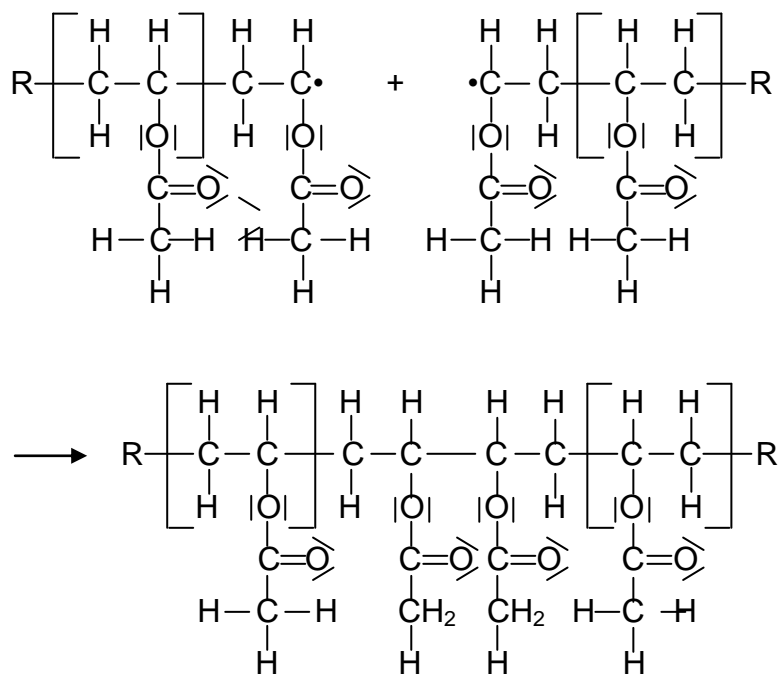
Kettenabbruch
durch Rekombination von Starter-Radikalen:



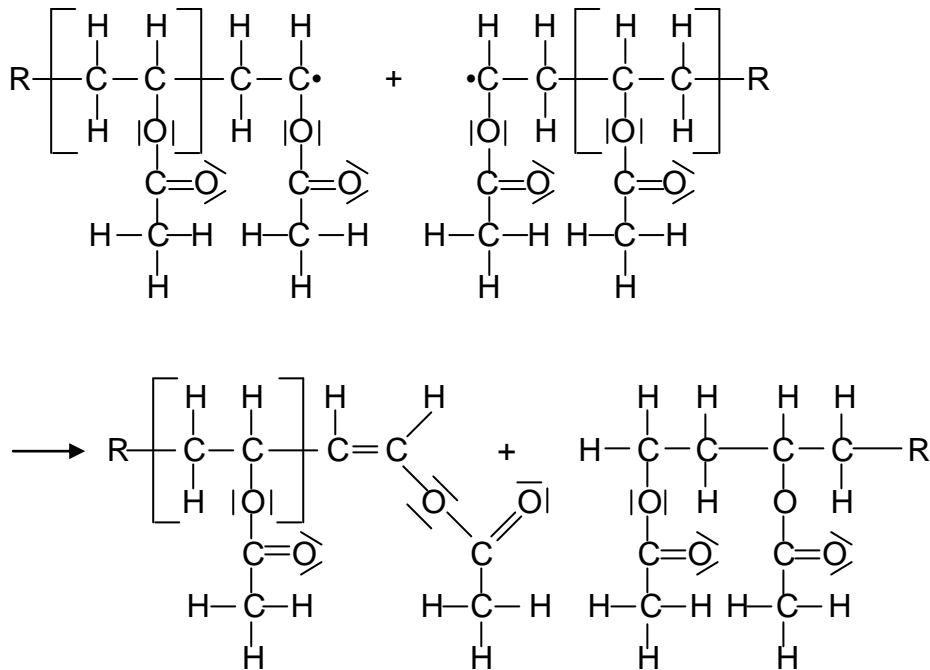
durch Kombination eines Starter-Radikals mit wachsender Kette:



durch Kombination zweier wachsender Ketten:



durch Disproportionierung:



Die vorliegenden Reaktionen sind dem Reaktionstyp der Radikalischen Polymerisation zuzuordnen.

Im Verlauf dieser Polymerisation nimmt die Teilchenzahl fortlaufend ab, deshalb sinkt die Entropie.

5 VP

1.2 Kohäsionskräfte:

Die Klebstoffmoleküle halten untereinander zusammen durch

- VAN-DER-WAALS-Kräfte
- und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

Adhäsionskräfte:

Klebstoffmoleküle und Holz halten zusammen durch

- Wasserstoffbrücken

zwischen den Carbonyl-Gruppen der Klebstoffmoleküle und den Hydroxyl-Gruppen der Cellulose.

Die Adhäsionskräfte sind stärker als die Kohäsionskräfte, weil Wasserstoffbrücken stärkere Bindungskräfte sind als Dipol-Dipol-Wechselwirkungen oder gar VAN-DER-WAALS-Kräfte.

Begründungen für die Produktinformationen des Herstellers:

- *Das Anrauen der Materialoberfläche* vergrößert die Oberfläche des Werkstücks, so dass noch mehr Wasserstoffbrücken entstehen können.
- *Das Entfernen der Klebeflächen* beseitigt unpolare Auflagerungen, die die Ausbildung von Wasserstoffbrücken erschweren oder gar verhindern.
- *Dünnes Auftragen des Klebstoffs* verhindert ein Reißen der Verklebung innerhalb der Klebstoffschicht, weil die hier wirkenden Kohäsionskräfte schwächer als die Adhäsionskräfte sind.

6 VP

2 Beobachtungen:

Der Kunststoff

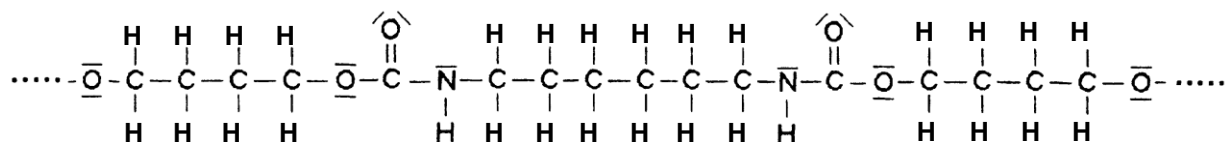
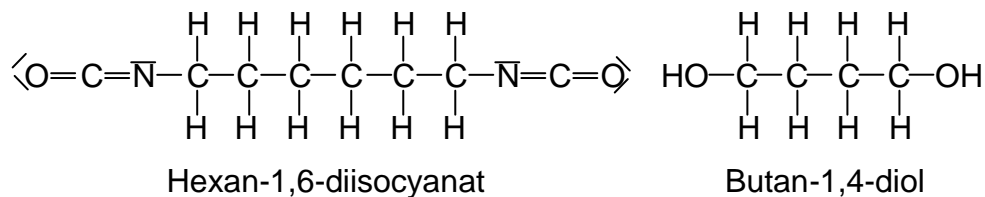
- schmilzt
- und zersetzt sich,
- Dämpfe entweichen
- und das feuchte Indikatorpapier verfärbt sich (z.B. Rotfärbung bei mit Universalindikator getränktem Papier).

Erklärungen:

- Der Kunststoff schmilzt und zersetzt sich, weil die zwischenmolekularen Kräfte geringer sind als die intramolekularen Kräfte.
- Eines der als Dämpfe entweichenden Reaktionsprodukte ist Ethansäure, was die Färbung des feuchten Indikatorpapiers erklärt (Bildung von H_3O^+ -Ionen mit dem Wasser des Indikatorpapiers).

3 VP

3

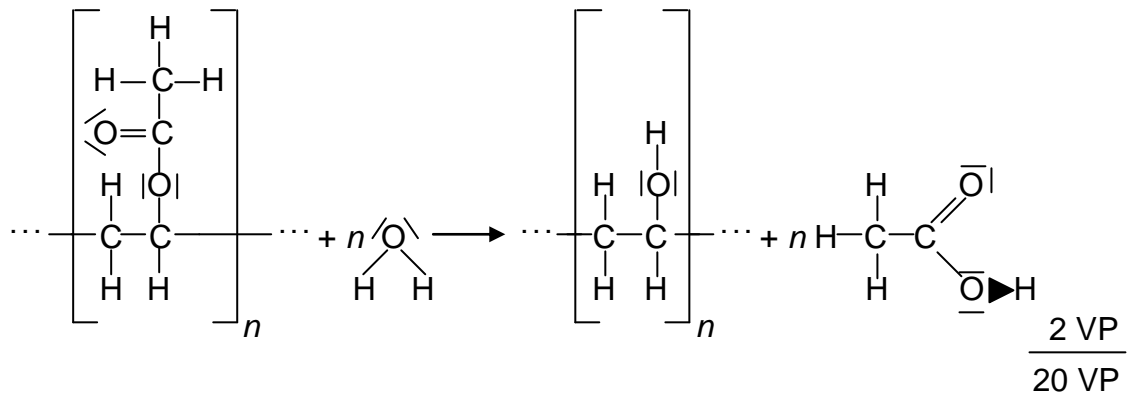


Strukturformelausschnitt mit drei Monomeren

Dieses Polymere entsteht durch Polyaddition.

4 VP

- 4 Durch H_2O werden die Esterbindungen im PVAc aufgespalten, es entstehen Ethansäuremoleküle und PVA.



Aufgabe 4



$$E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = + 0,80 \text{ V}$$

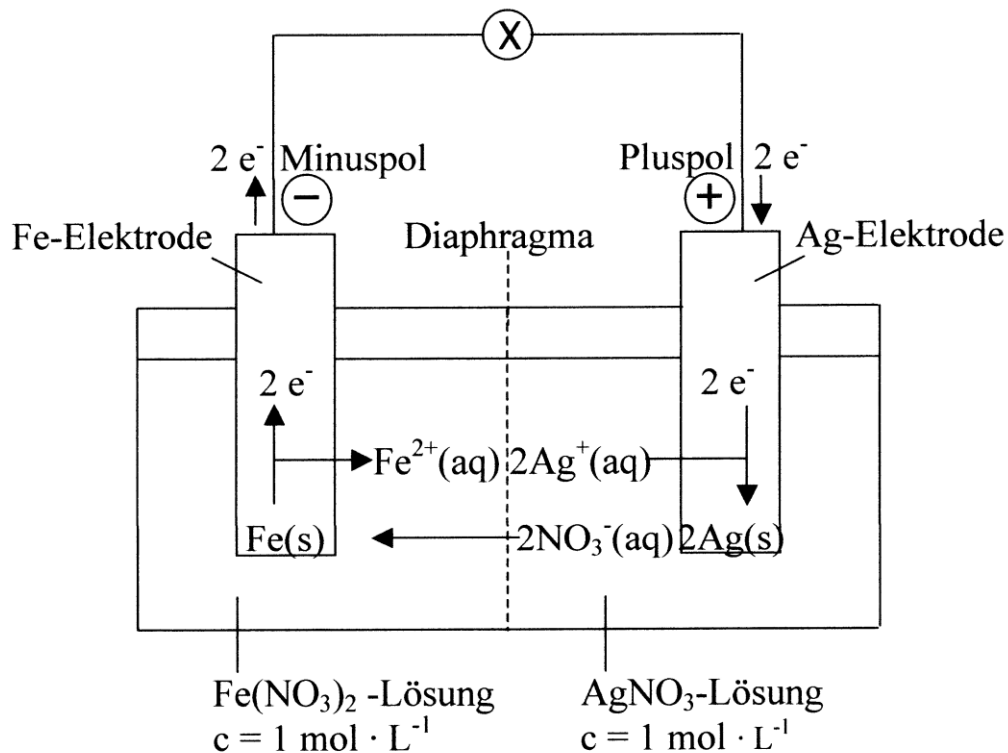
$$E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = - 0,44 \text{ V}$$

Das Redoxpaar Ag/Ag^+ besitzt ein um 1,24 V höheres Redoxpotenzial als das Redoxpaar Fe/Fe^{2+} (Ag ist edler als Fe).

Deshalb liegt Ag bevorzugt in der reduzierten Form (als Ag) vor, Fe in der oxidierten (als Fe^{2+}).

4 VP

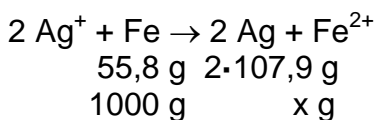
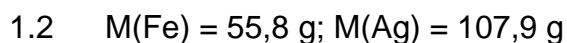
1.2



$$\begin{aligned} U &= E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) \\ &= + 0,80 \text{ V} - (- 0,44 \text{ V}) \\ &= \underline{+ 1,24 \text{ V}} \end{aligned}$$

Im Eimer gibt es kein Diaphragma, Oxidation und Reduktion sind räumlich nicht voneinander getrennt, die Elektronenübertragung erfolgt direkt.

4 VP



$$\frac{x}{215,8} = \frac{1000}{55,8}$$

$$x = 215,800 / 55,8 = 3867$$

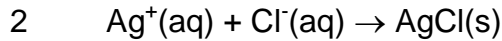
Es lassen sich mit 1 kg Eisenwolle 3,867 kg Silber herstellen.

Kürzerer Rechenweg:

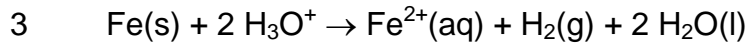
$$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ kg}; m(\text{Fe}) = 1000 \text{ g}; n(\text{Fe}) = 1000/55,8 \text{ mol} = 17,92 \text{ mol}$$

$$n(\text{Ag}) = 2 n(\text{Fe}) = 35,84 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}) = 35,84 \text{ mol} \cdot 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{3867 \text{ g}} \quad 3 \text{ VP}$$

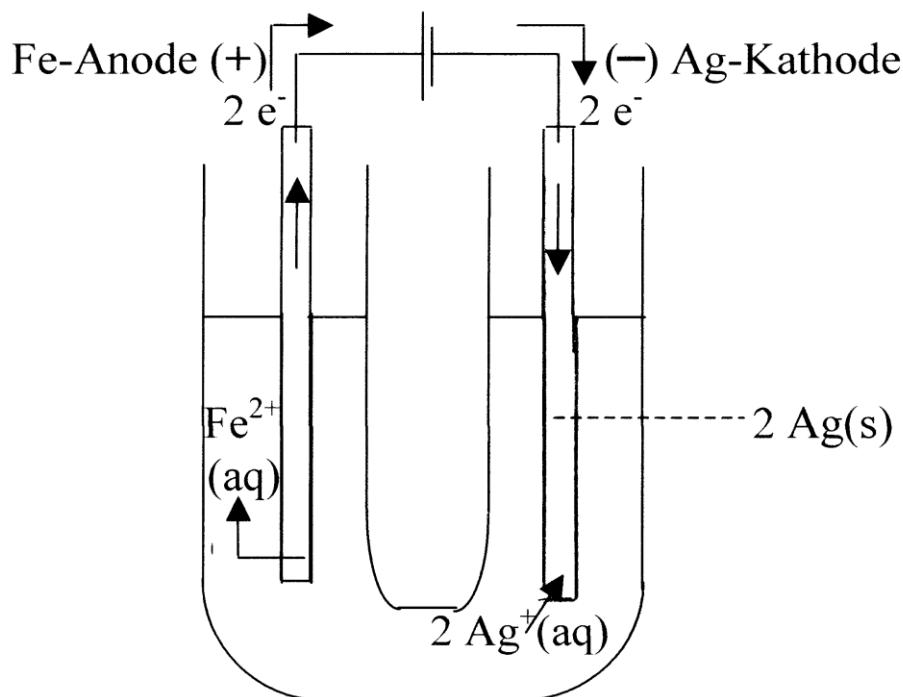


Es entsteht Silberchlorid. 2 VP



Durch Zugabe der verdünnten Schwefelsäure entsteht eine FeSO_4 -Lösung, in welcher sich festes Silber nicht löst. Dieses muss in einem letzten Schritt aus der FeSO_4 -Lösung abfiltriert werden. 3 VP

- 4 Bei diesem Verfahren handelt es sich um eine Elektrolyse. Hierbei wandern Ag^+ -Ionen zur negativen Elektrode, werden dort durch e^- reduziert und scheiden sich an der Elektrode als Silber ab.



Zur Elektrolyse der Silbersalz-Lösung muss nicht zwingend eine Eisenanode verwendet werden. Wichtig ist nur, dass das Anodenmaterial unedler als Silber ist.

$\frac{4 \text{ VP}}{20 \text{ VP}}$