

Aufgabe 1:

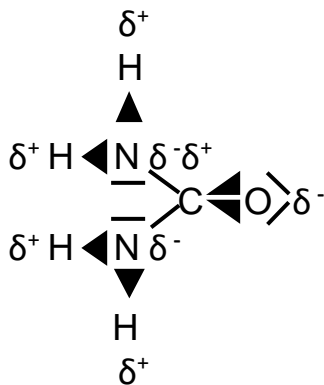
1	●	H 2,1							He
		Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
		EN 1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	

ΔEN N-H-Bindung = $3,0 - 2,1 = 0,9 \rightarrow$ Bindung polar

ΔEN N-C-Bindung = $3,0 - 2,5 = 0,5 \rightarrow$ Bindung unpolar *)

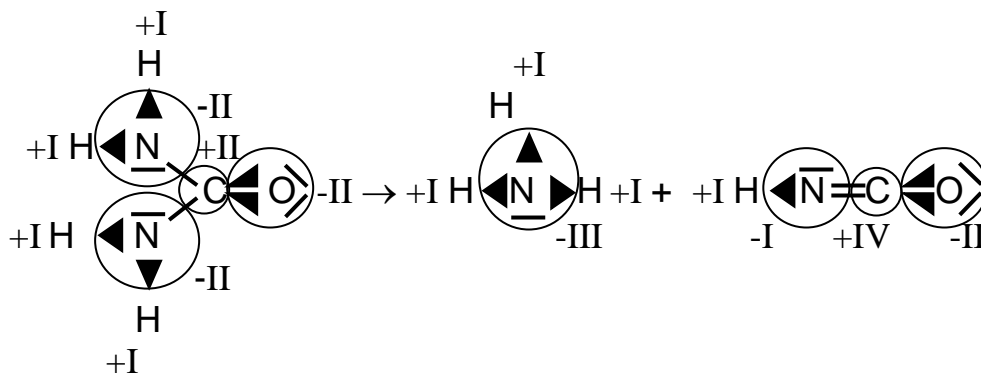
ΔEN O=C-Bindung = $3,5 - 2,5 = 1,0 \rightarrow$ Bindung polar

*) Polarität erst ab $\Delta EN \approx 0,7$



- Im Gegensatz zu den Kohlenwasserstoffen des Benzins, die völlig unpolar sind, besitzt Harnstoff mit den beiden Amino-
gruppen und der Carboxylgruppe gleich drei polare Gruppen. Ein polarer Stoff wie Harnstoff löst sich aber nicht in einem un-
polaren Stoffgemisch wie Benzin. Es löst sich nur Polares in Polarem und Unpolares in Unpolarem („similia similibus sol-
vuntur“).

3 VP



Die Oxidationszahlen bleiben unverändert,
es handelt sich also um keine Redoxreaktion.



3 ● $\Delta_r H^\circ = [2 \Delta_f H^\circ(\text{N}_2, \text{g}) + 3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g})]$
 $- [\Delta_f H^\circ(\text{NO}, \text{g}) + \Delta_f H^\circ(\text{NO}_2, \text{g}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3, \text{g})]$
 $= [0 - 3 \cdot 242] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [90 + 33 + 2 \cdot (-46)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $= -726 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 31 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $= \underline{-757 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$

$$\Delta_r S^\circ = [2 \Delta_f S^\circ(\text{N}_2, \text{g}) + 3 \Delta_f S^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) - [\Delta_f S^\circ(\text{NO}, \text{g}) + \Delta_f S^\circ(\text{NO}_2, \text{g}) + 2 \Delta_f S^\circ(\text{NH}_3, \text{g})]$$

$$= [2 \cdot 192 + 3 \cdot 189] \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - [211 + 240 + 2 \cdot 192] \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$= [384 + 567] \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - [451 + 386] \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$= 951 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - 837 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

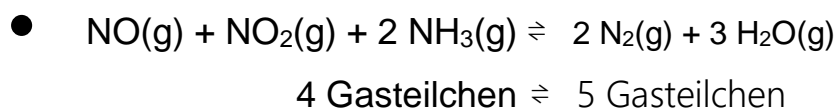
$$= \underline{1147 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

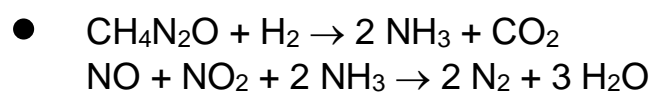
$$= -757 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - T \cdot 0,1147 \text{ K} \cdot \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$= (-757 - T \cdot 0,1147) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Völlig unabhängig von T ist in diesem Fall immer $\Delta G < 0$.
 Diese (exotherme und unter Entropiezunahme verlaufende) Reaktion ist also exergonisch und läuft damit spontan ab.



Da die Reaktion unter Volumenzunahme verläuft, wirkt eine Druckerhöhung dem entgegen, und nach dem Prinzip des kleinsten Zwangs von LE CHATELIER weicht die Reaktion dem Zwang des Drucks aus, indem die Rückreaktion begünstigt und der Druck damit abgebaut wird. Die Druckerhöhung begünstigt also die Eduktseite.



2 Mol NH_3 reagieren also mit je 1 Mol NO und NO_2 .
 2 Mol NH_3 entstehen aus 1 Mol $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$.

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = (12 + 4 + 28 + 16) \text{ g} = 60 \text{ g}$$

In 1 L AdBlue[®] sind 325 g Harnstoff gelöst.

$$325 \text{ g Harnstoff} \triangleq 1 \text{ L AdBlue}^{\text{®}}$$

$$1 \text{ g Harnstoff} \triangleq 1/325 \text{ L AdBlue}^{\text{®}}$$

$$60 \text{ g Harnstoff} \triangleq 60/325 \text{ L AdBlue}^{\text{®}} = 0,185 \text{ L AdBlue}^{\text{®}}$$

Um eine Mischung von 1 Mol NO(g) und 1 Mol NO₂(g) zu NH₃(g) und H₂O(g) umzusetzen, werden also 185 mL AdBlue[®] benötigt.

7 VP

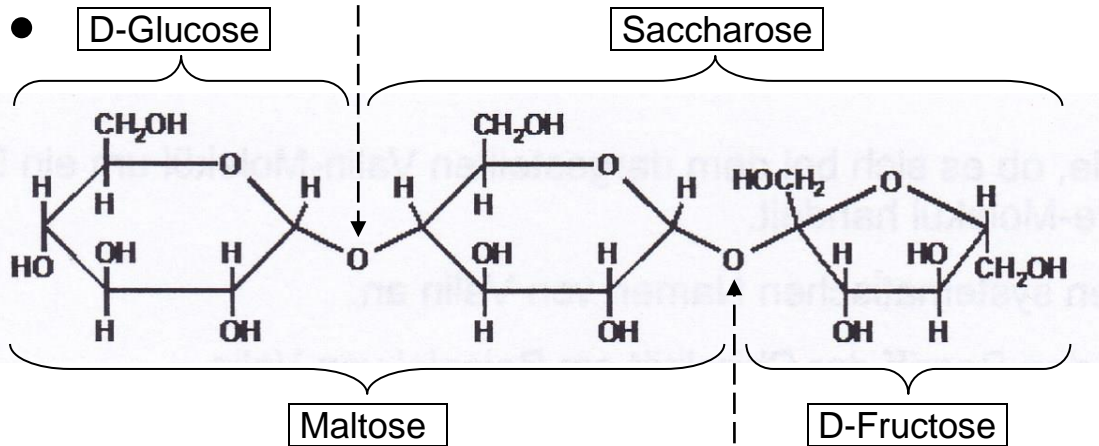
4. ● - In wässriger Lösung reagiert NH₃ gemäß
- $$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- .$$
- Ferner reagiert in wässriger Lösung CO₂ gemäß
- $$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- / 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} .$$
- Da also die Ionen NH₄⁺, H⁺, OH⁻ und HCO₃⁻ / CO₃²⁻ entstehen, nimmt die elektrische Leitfähigkeit der Lösung deutlich zu.
- Es entstehen sowohl H⁺- als auch OH⁻-Ionen.
- $$K_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,47 \cdot 10^{-7}; \quad pK_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,35$$
- $$K_S(\text{NH}_3) = 1,00 \cdot 10^{-23}; \quad pK_S(\text{NH}_3) = 23,00$$
- Es gilt: $pK_S + pK_B = 14$
 $pK_B(\text{NH}_3) = 14 - pK_S(\text{NH}_3) = 14 - 23 = -9$
 (Nur die Differenz, also der absolute Betrag, zählt, das Vorzeichen ist ohne Bedeutung.)
 $pK_B(\text{NH}_3) > pK_S(\text{H}_2\text{CO}_3)$
Aus der Differenz der beiden pK-Werte erklärt sich die ± leicht alkalische Reaktion der Lösung.
- Die vorliegende Lösung bildet ein Puffersystem.
 H⁺-Ionen werden abgepuffert gemäß
- $$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} . \quad *)$$
- OH⁻-Ionen werden abgepuffert gemäß
- $$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} . \quad *)$$
- *) Die Zugabe von H⁺ bzw. OH⁻ erhöht in beiden Fällen die Produktkonzentrationen, weshalb die Gleichgewichte (unter Neutralisierung) auf die Eduktseite verschoben werden.

6 VP

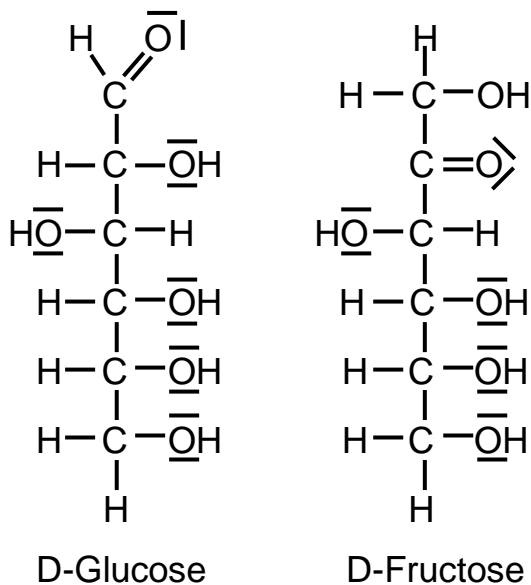
20 VP

Aufgabe 2:

- *Es entstehen:*



FISCHER-Projektionsformeln der Monosaccharide:

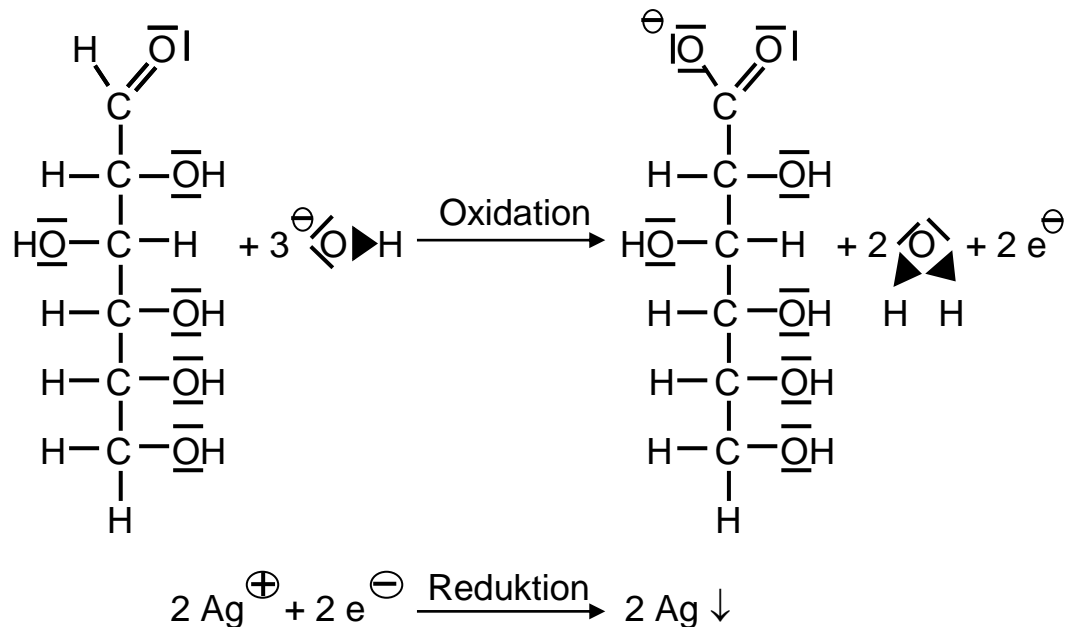


4 VP

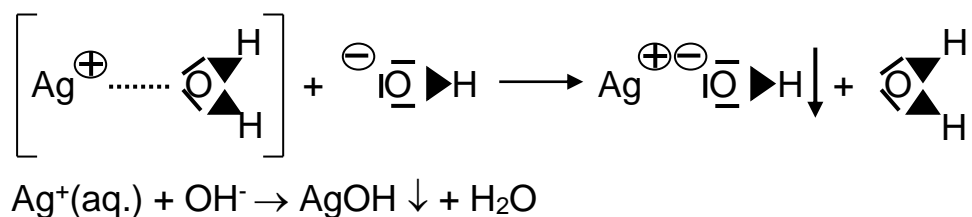
- 1.2 ● *Beschreibung der experimentellen Durchführung der TOLLENS-Probe:*

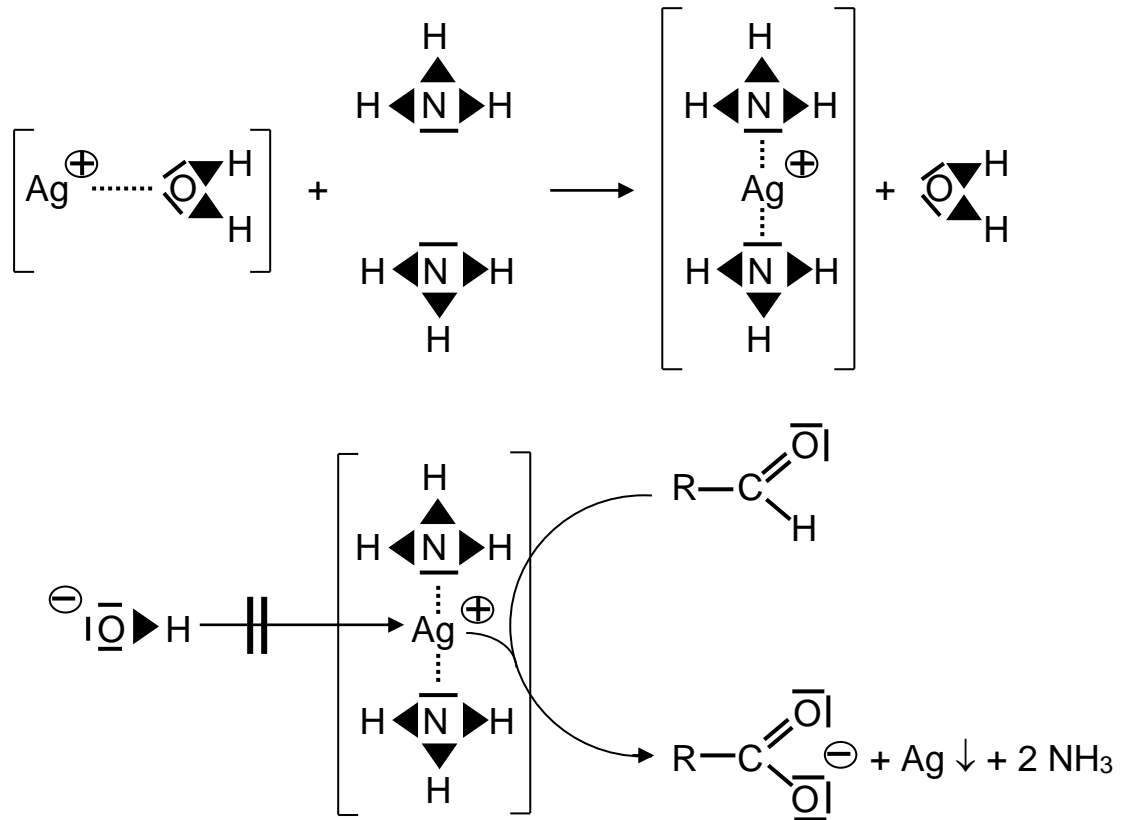
- Eine Spatelspitze des zu untersuchenden Zuckers wird in einem Reagenzglas in Wasser gelöst.
- Ein weiteres Reagenzglas wird mit Silbernitratlösung beschickt.
- Zu dieser Silbernitratlösung wird tropfenweise Ammoniak gegeben, es fällt ein weiß-grauer Niederschlag aus.

- Die tropfenweise Zugabe der Ammoniaklösung wird so lange fortgesetzt, bis sich der Niederschlag wieder aufgelöst hat.
 - Zu dieser so hergestellten Lösung gibt man nun einige Tropfen der zu prüfenden Zuckerlösung
 - und erwärmt das Gemisch vorsichtig im Wasserbad.
 - Fallen graue Silberflocken aus oder schlägt sich an den Wänden des Reagenzglases ein Silberspiegel nieder, so handelt es sich um einen reduzierenden Zucker, kann man Solches nicht beobachten, liegt ein nicht reduzierender Zucker vor.
- *Formulierung der Reaktionsgleichung für die TOLLENS-Probe am Beispiel von D-Glucose:*

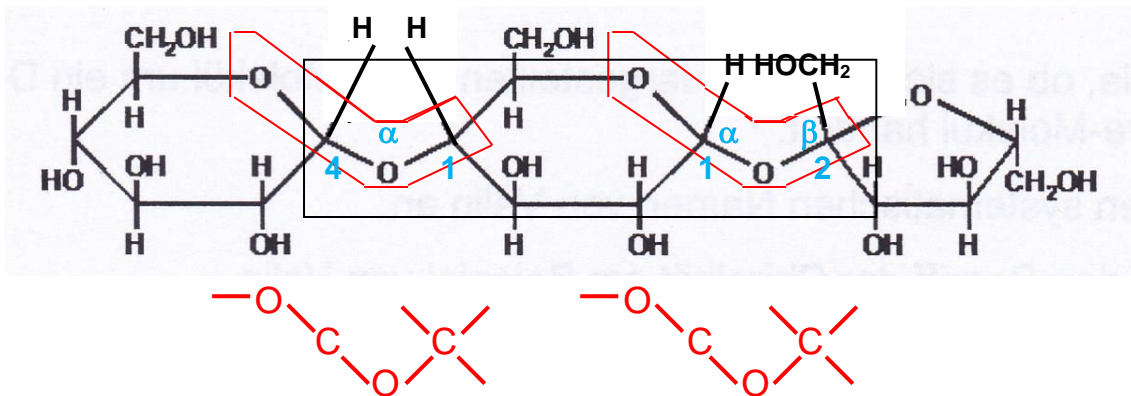


Ag⁺(aq.) würde in Anwesenheit von OH⁻ als AgOH ausgefällt (und weiter zu Ag₂O altern) und stünde somit für die Oxidation der Glucose nicht mehr zur Verfügung. Deshalb wird das Ag⁺ in einer Versteckreaktion (Maskierungsreaktion) als Silberdiamminkomplex gelöst. Anders als im Aquokomplex ist Ag⁺ im Diamminkomplex vor dem Angriff durch OH⁻ geschützt, kann aber trotz seiner oxidierenden Wirkung ausüben.





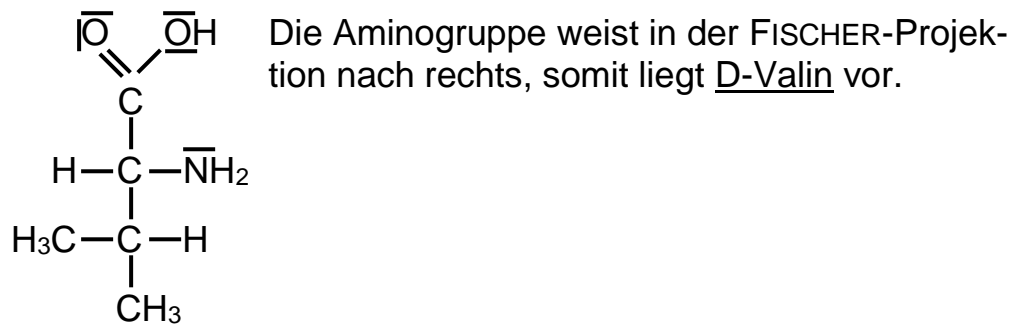
- *Begründung des zu erwartenden Ergebnisses der TOLLENS-Probe mit Erlöse:*



Sowohl bei der α -glykosidischen 1,4-Bindung zwischen den beiden Glucosebausteinen als auch bei der α, β -glykosidischen 1,2-Bindung zwischen Glucose und Fructose liegt jeweils ein Vollacetal vor (-O-C-O-C-). Damit verläuft die TOLLENS-Probe negativ, denn die glykosidischen Bindungen können nicht mehr geöffnet werden. Dies ist nur bei Halbacetalen möglich (-O-C-O-H).

2.1 ● *Begründung des dargestellten Valins als D-Aminosäure:*

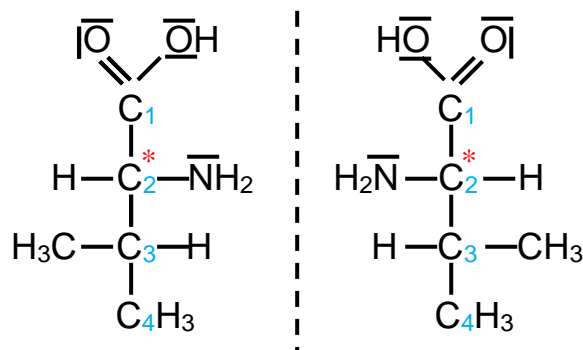
Um die Frage beantworten zu können, muss man das in der Aufgabenstellung angegebene Valin-Molekül in der *FISCHER*-Projektion darstellen. Zu beachten ist, dass das höchstoxidierte C-Atom an der Spitze der Kette steht.



● *Systematischer Name von Valin:*

Valin = α -Amino-isopentansäure
= 2-Amino-3-methylbutansäure

● *Erläuterung des Chiralitätsbegriffs am Beispiel von Valin:*



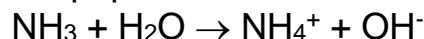
Da C₂ ein asymmetrisches C-Atom ist, gibt es zwei Valin-Moleküle. Sie verhalten sich spiegelbildlich wie die linke Hand zur rechten (griech. cheir = Hand; vgl. Chirurg, Chiropraktiker) und sind nicht zur Deckung zu bringen. Diese Erscheinung nennt man Chiralität. 5 VP

2.2 ● *Erklärung des Verhaltens von Valin beim Erhitzen und der Farbänderung des Indikatorpapiers:*

Trockenes = festes Valin stabilisiert seine Struktur über die Wechselwirkungen zwischen den polaren Gruppen (Aminogruppen, Carboxylgruppen). Die Verknüpfungen können in alle

Richtungen erfolgen, weshalb sich eine Art kristalliner Struktur ergibt. Diese ist so sehr stabil, dass Valin beim Erhitzen nicht schmilzt. Dass es sich aber zersetzt, deutet darauf hin, dass die Bindungen im Valin-Molekül weit weniger stark sind als die Wechselwirkungen zwischen den Molekülen.

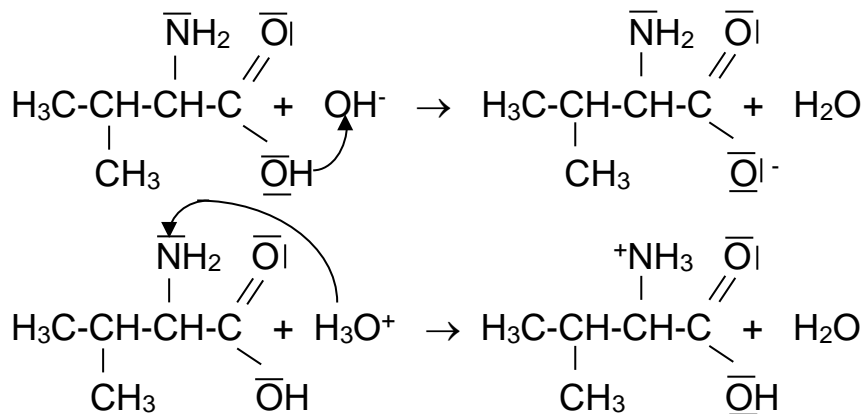
Die bei der Zersetzung entstehenden Dämpfe färben ein feuchtes Indikatorpapier blau. Ammoniak wird aus Valin abgespalten. Die Ammoniak-Dämpfe reagieren mit dem Wasser des feuchten Indikatorpapiers. Dabei entstehen OH⁻-Ionen.



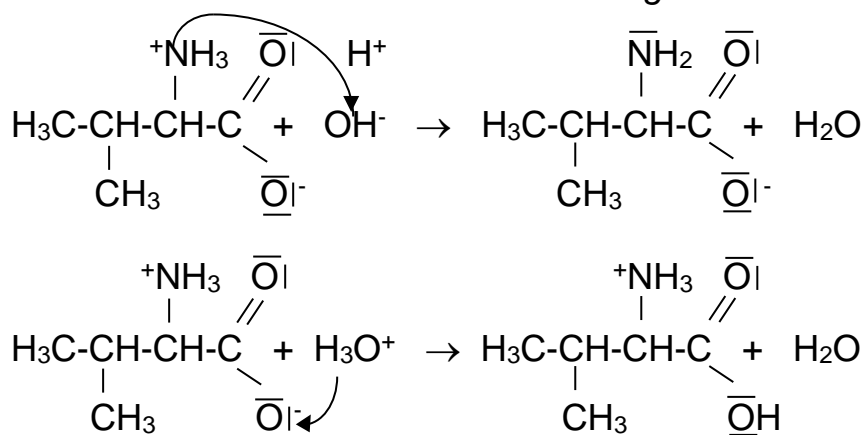
Die Blaufärbung zeigt die so gebildeten Hydroxid-Ionen an.

3 VP

2.3 ● *In den Lösungen laufen folgende Reaktionen ab:*



Schreibweise für zwitterionisches Vorliegen:



Valin liegt in alkalischer Lösung anionisch vor,
in saurer Lösung kationisch.

- *Beschreibung beider Reaktionen mithilfe der Theorie von BRÖNSTED:*

Zugabe von Natronlauge:

Das Hydroxid-Ion besitzt 3 freie Elektronenpaare und wirkt dadurch so stark basisch = als Protonenakzeptor, dass es der Carboxylgruppe des Valins ein Proton entreißt. Valin ist nach BRÖNSTED ein Protonendonator.

Zugabe von Salzsäure:

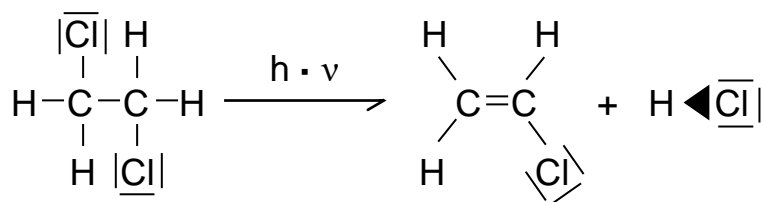
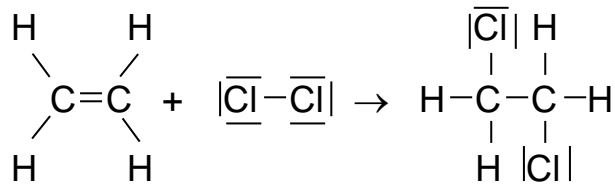
Die Aminogruppe des Valins besitzt 1 freies Elektronenpaar und wirkt somit basisch = als Protonenakzeptor, so dass sie ein Proton bindet. Valin ist nach BRÖNSTED auch ein Protonenakzeptor.

Valin ist ein Ampholyt. Mit Basen reagiert es sauer und mit Säuren basisch.

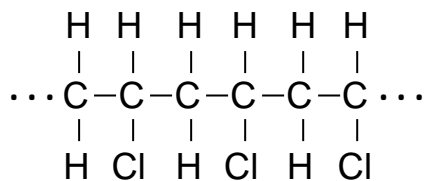
4 VP
20 VP

Aufgabe 3:

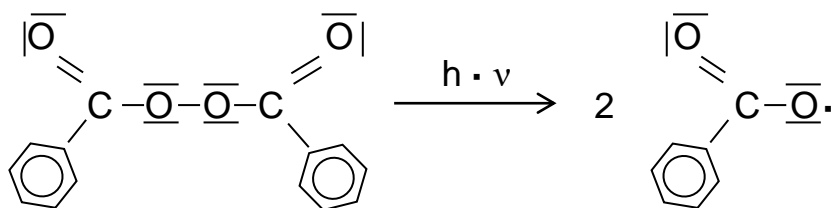
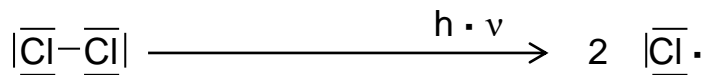
1.1 ● *Schritte zur Synthese von Vinylchlorid:*



● *Formelausschnitt aus dem Polyvinyl-Makromolekül:*



Die Polymerisation von Vinylchlorid erfolgt nach einem radikalischen Mechanismus. Um die Reaktion in Gang zu bringen, müssen Radikalstarter aktiviert werden. Diese zerfallen unter Energiezufuhr in Radikale und setzen so die Radikalkettenreaktion in Gang. Bei Startern wie Chlor oder Dibenzoylperoxid reicht bereits Sonnenlicht, um aus den Startern Radikale zu erzeugen.



4 VP

1.2 ● Bei dem Gas handelt es sich um Chlorwasserstoff.

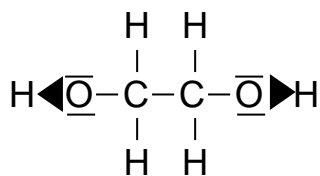
- PVC hat, wie die allermeisten Kunststoffe, einen hohen Heizwert. Deshalb werden Kunststoffe wie PVC in Heizkraftwerken eingesetzt. Die bei der Verbrennung frei werdende Energie kann auch zur Stromerzeugung genutzt werden.

Nachteil der energetischen Verwertung: Bei der Verbrennung von PVC entsteht hochgiftiges Chlorwasserstoffgas. Allerdings gibt es Filteranlagen, die das Chlorwasserstoffgas absorbieren, so dass dieses nicht in die Umwelt gelangt.

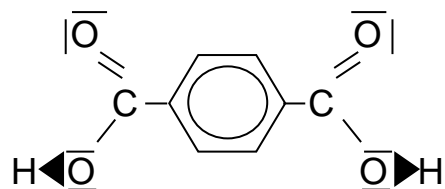
Bei Einsatz solcher Filteranlagen ist die Verbrennung von PVC zur Energiegewinnung sinnvoll.

3 VP

2 ● *Monomere von PET:*



Ethandiol



Terephthalsäure

- *Zu erwartendes Verhalten von PET und Glyptalharz beim Erhitzen, Herleitung der Erwartung aus der Makromolekülstruktur:*

Weil die beiden Monomeren von PET nur bifunktionell sind, ist eine dreidimensionale Vernetzung nicht möglich, bei Glyptalharz jedoch schon: eines seiner beiden Monomeren, Glycerin, ist trifunktionell.

Deshalb ist PET ein hitzeunbeständiger, leicht wärmeverformbarer und leicht schmelzender Thermoplast. Es müssen nur zwischenmolekulare Wechselwirkungen zwischen den linearen Ketten überwunden werden. Die Ketten sind danach leicht gegeneinander verschiebbar.

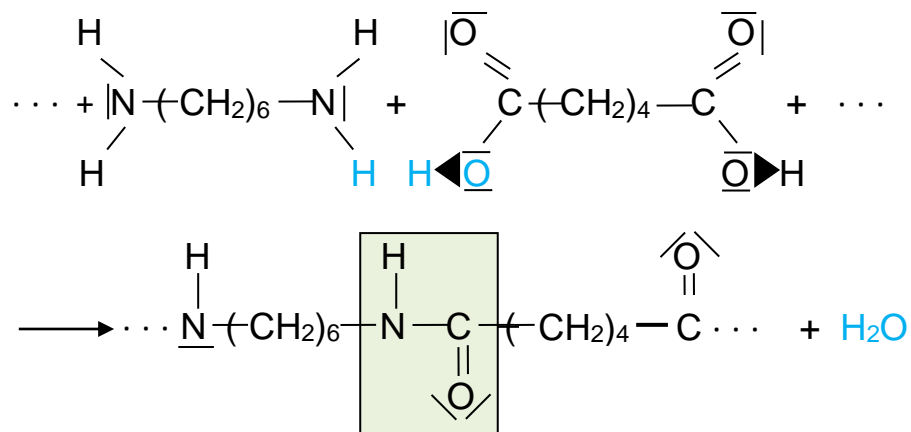
Zur Auftrennung der über echte Atombindungen miteinander räumlich vernetzten Glyptalharzketten ist wesentlich mehr Energie erforderlich. Deshalb ist Glyptalharz ein recht hitzestabiler Duroplast und schmilzt erst bei wesentlich höheren Temperaturen als PET.

- *Begründung weshalb bei PET, anders als bei Glasflaschen, saure Reinigungsmittel nicht in Betracht kommen:*

Die PET-Monomeren sind über Esterbindungen miteinander verknüpft. Saure Reinigungsmittel hydrolysieren diese. Deshalb ist ein Reinigungsverfahren, das sich saurer Lösungen bedient, bei PET-Flaschen nicht anwendbar.

6 VP

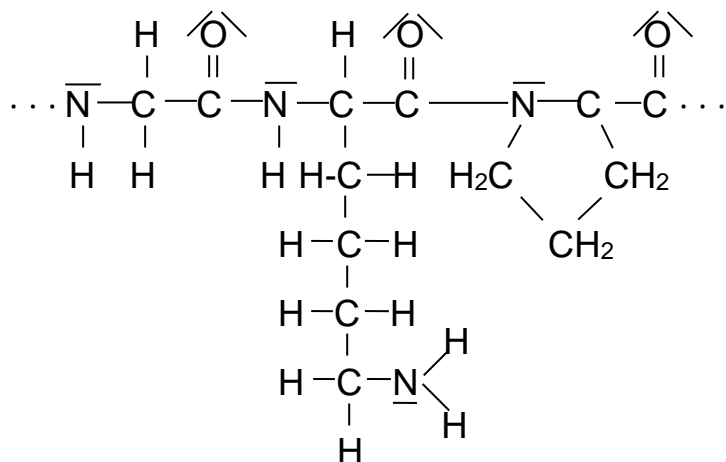
- 3.1 ● *Reaktionsgleichung für die Nylonsynthese:*



- *Reaktionstyp:*
Polykondensation;
charakteristische Gruppe im Nylonmolekül:
Peptid-Gruppe (= Amid-Gruppe), s.o., Kasten

3 VP

- 3.2 ● *Formelausschnitt aus dem Kollagen-Molekül:*



● *Vergleich der Strukturen von Nylon und Kollagen:*

Gemeinsamkeit:

Bei beiden Makromolekülen erfolgt die Verknüpfung über Peptid-Gruppen.

Unterschiede:

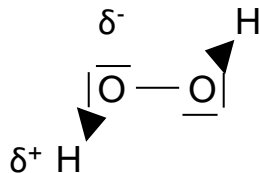
- Nylon ist aus zwei Monomerensorten aufgebaut, Kollagen aus drei.
- Daher ist die Abfolge der Monomeren in den Ketten bei Nylon immer die selbe (alternierend!), bei Kollagen ist die Abfolge variabel.

4 VP

20 VP

Aufgabe 4:

- 1.1 ● *Strukturformel von Wasserstoffperoxid:*



- *Begründung für die die gute Wasserlöslichkeit von H₂O₂:*

Wasserstoffperoxid besitzt, genau wie Wasser, positive und negative Partialladungen. Deshalb kommt es leicht zur Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen beiden Molekülen, H₂O₂ kann also Aquo-Komplexe bilden.

- $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \cdot 1 \text{ g} + 2 \cdot 16 \text{ g} = 34 \text{ g}$

In 100 g 30%-iger Lösung sind 30 g H₂O₂ enthalten.
Bei der Prozentangabe handelt es sich also um Gew.-%, nicht um Vol.-%.

Die Dichte dieser Lösung beträgt $\rho = 1,11 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1,11 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.
100 mL 30%-ige Lösung haben also die Masse
 $m = 100 \cdot 1,11 \text{ g} = 111 \text{ g}$.

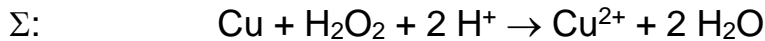
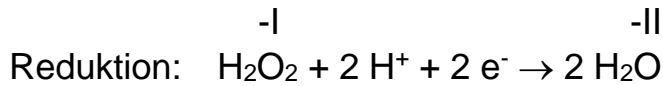
100 mL 30%-ige Lösung enthalten also 30 g H₂O₂ und 81 g Wasser.

$$\begin{aligned}
 30 \text{ g H}_2\text{O}_2 &\triangleq 100 \text{ mL 30\%-ige Lösung} \\
 1 \text{ g H}_2\text{O}_2 &\triangleq 100/30 \text{ mL 30\%-ige Lösung} \\
 34 \text{ g H}_2\text{O}_2 &\triangleq (34 \cdot 100)/30 \text{ mL 30\%-ige Lösung} \\
 &= 113 \text{ mL 30\%-ige Lösung}
 \end{aligned}$$

Um hieraus eine 1 m H₂O₂-Lösung herzustellen, also eine Lösung, die 34 g H₂O₂ / L enthält, muss man 34 g H₂O₂ \triangleq 113 mL 30%-ige Lösung mit Wasser auf 1 L auffüllen.

4 VP

- 1.2 ● *Reaktionsgleichung für die Reaktion einer sauren Wasserstoffperoxid-Lösung mit Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion:*

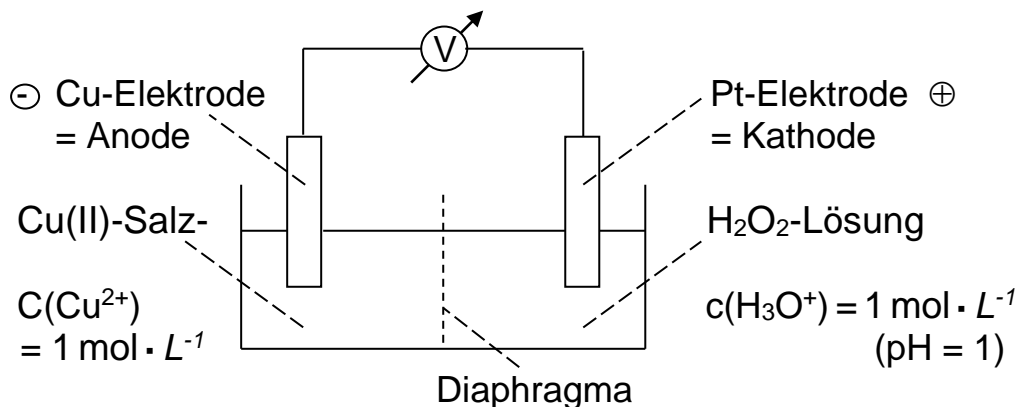


- *Während des Ätzprozesses beobachtbare Veränderungen:*

- Das Kupfer „verschwindet“, es löst sich als Cu^{2+} auf:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$.
- Wegen der Entstehung von Cu^{2+} -Ionen ist eine zunehmende Blaufärbung der Lösung zu beobachten.

3 VP

- 2 ● *Beschriftete Skizze der galvanischen Zelle Kupfer / Wasserstoffperoxid mit Kennzeichnung der Pole:*

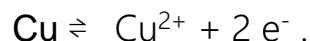


- *Berechnung der zu erwartenden Spannung:*

$$U = \Delta E^0 = 1,76 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = \underline{1,42 \text{ V}}$$

- *Erläuterung der Auswirkung der Verdünnung der Lösung in der Kupfer-Halbzelle auf die Spannung des Elements:*

Zwischen dem Cu der Kupferelektrode und dem Cu^{2+} der Kupfer(II)-Salz-Lösung besteht ein Gleichgewicht:

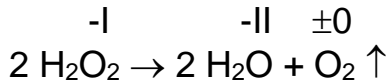


Wird die Konzentration der Cu^{2+} -Ionen in der Kupfer-Halbzelle verringert, so liefert die Reaktion Cu^{2+} nach, das Gleichgewicht verschiebt sich also gemäß LE CHATELIER nach rechts.

Damit sinkt das Halbzellenpotenzial, was zu einem Anstieg der Zellspannung führt.

6 VP

3.1 ● *Reaktionsgleichung für die Zersetzung von Wasserstoffperoxid:*



● *Erläuterung des Zerfalls von H₂O₂ als Redoxreaktion:*

Zwei der vier Sauerstoff-Atome der beiden Wasserstoffperoxid-Moleküle (-I) geben je 1 Elektron ab und oxidieren sich zu elementarem Sauerstoff (± 0).

Die beiden anderen Sauerstoff-Atome nehmen je 1 Elektron auf und reduzieren sich zu H₂O (-II).

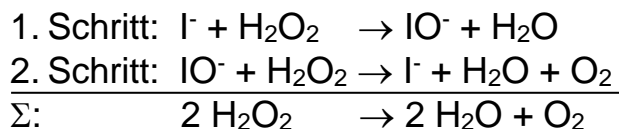
Da der Sauerstoff der Oxidationsstufe -I in Sauerstoff einer höheren (± 0) und Sauerstoff einer niedrigeren (-II) Oxidationsstufe zerfällt, liegt hier eine Disproportionierung vor.

● *Versuch zur Identifizierung des frei werdenden Gases:*

Prinzipiell kann nur Wasserstoff und / oder Sauerstoff aus H₂O₂ freigesetzt werden. Das sich entwickelnde Gas / Gasgemisch (?) wird z.B. in einem Reagenzglas aufgefangen. Eine Untersuchung auf Wasserstoff mit der Knallgasprobe verläuft negativ. Führt man einen glimmenden Holzspan in dieses Reagenzglas ein, so flammt der Span hell auf. Mit dieser positiven Glimmspanprobe ist Sauerstoff nachgewiesen.

4 VP

3.2 ● *Reaktionsgleichungen für die katalytische Zersetzung von H₂O₂ mit Kaliumiodid:*



● *Begründung von Iodid als Katalysator:*

Das Iodid-Ion nimmt an der Reaktion teil, es reduziert H₂O₂ zu H₂O und oxidiert sich selbst zu IO⁻, wird aber im 2. Schritt durch die Reduktion des IO⁻ wieder zurückgebildet.

Da Iodid die Reaktion überhaupt erst ermöglicht, am Ende der Reaktion aber wieder unverbraucht und unverändert vorliegt

und erneut eine Reaktion in Gang setzen kann, wirkt Iodid als Katalysator.

3 VP

20 VP