

### Aufgabe 1:

- 1.1 •  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  4 VP
- $\Delta_f H^0 = -46 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  (gemäß Anlage 4)  
Da 1 mol  $\text{N}_2$  und 3 mol  $\text{H}_2$  miteinander zu 2 mol  $\text{NH}_3$  reagieren,  
gilt für die Reaktionsenthalpie dieser Reaktion:  
$$\Delta_r H^0 = 2 \cdot \Delta_f H^0(\text{NH}_3, \text{g}) = 2 \cdot (-46) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -92 \text{ kJ}$$
Da  $\Delta_r H < 0$ , verliert das System bei systemzentrischer Denkweise Energie.  
Die Reaktion ist also exotherm.
  - In allen Zeilen der Tabelle steigt die Ausbeute mit zunehmendem Druck (von links nach rechts), in allen Spalten der Tabelle steigt die Ausbeute mit abnehmender Temperatur (von unten nach oben). Die höchste Ausbeute (96,3 %) ergibt sich demnach beim höchsten Druck (1000 bar) und der niedrigsten Temperatur (200°C). (Entsprechend ist bei der höchsten Temperatur (700°C) und dem niedrigsten Druck (1 bar) die Ausbeute mit 0,022 % am geringsten.)  
Die  $\text{NH}_3$ -Synthese ist exotherm (s.o.) und verläuft unter Volumenabnahme (4 mol Gas reagieren zu 2 mol Gas). Nach LE CHATELIER wird eine exotherme Reaktion durch Temperaturniedrigung begünstigt, eine unter Volumenabnahme verlaufende Reaktion durch Druckerhöhung. Beides wird durch Tab.1 bestätigt.
- 1.2 • Pro 3 mol  $\text{H}_2$  entstehen rechnerisch 2 mol  $\text{NH}_3$ . 3 VP  
Die molare Stoffmenge von  $\text{H}_2$  muss also (ohne Berücksichtigung des Gleichgewichts) 1,5-mal so groß sein wie die von  $\text{NH}_3$ .  
Da aber unter den gegebenen Bedingungen nicht 2 mol  $\text{NH}_3$  entstehen, sondern nur 1,785 mol, ergibt sich folgende Umrechnung:  
laut Reaktionsgleichung:  $n(\text{H}_2) = 3 \text{ mol} \triangleq n(\text{NH}_3) = \frac{3}{2} \cdot 2 \text{ mol}$   
im Gleichgewicht:  $n(\text{H}_2) = 3 \text{ mol} - \frac{3}{2} \cdot 1,785 \text{ mol} = 0,3225 \text{ mol}$

Pro mol  $N_2$  entstehen rechnerisch 2 mol  $NH_3$ .  
 Die molare Stoffmenge von  $H_2$  muss also  
 (ohne Berücksichtigung des Gleichgewichts)  
 halb so groß sein wie die von  $NH_3$ .

Da aber unter den gegebenen Bedingungen nicht 2 mol  $NH_3$  entstehen,  
 sondern nur 1,785 mol, ergibt sich folgende Umrechnung:

laut Reaktionsgleichung:  $n(N_2) = 1 \text{ mol} \triangleq n(NH_3) = \frac{1}{2} \cdot 2 \text{ mol}$

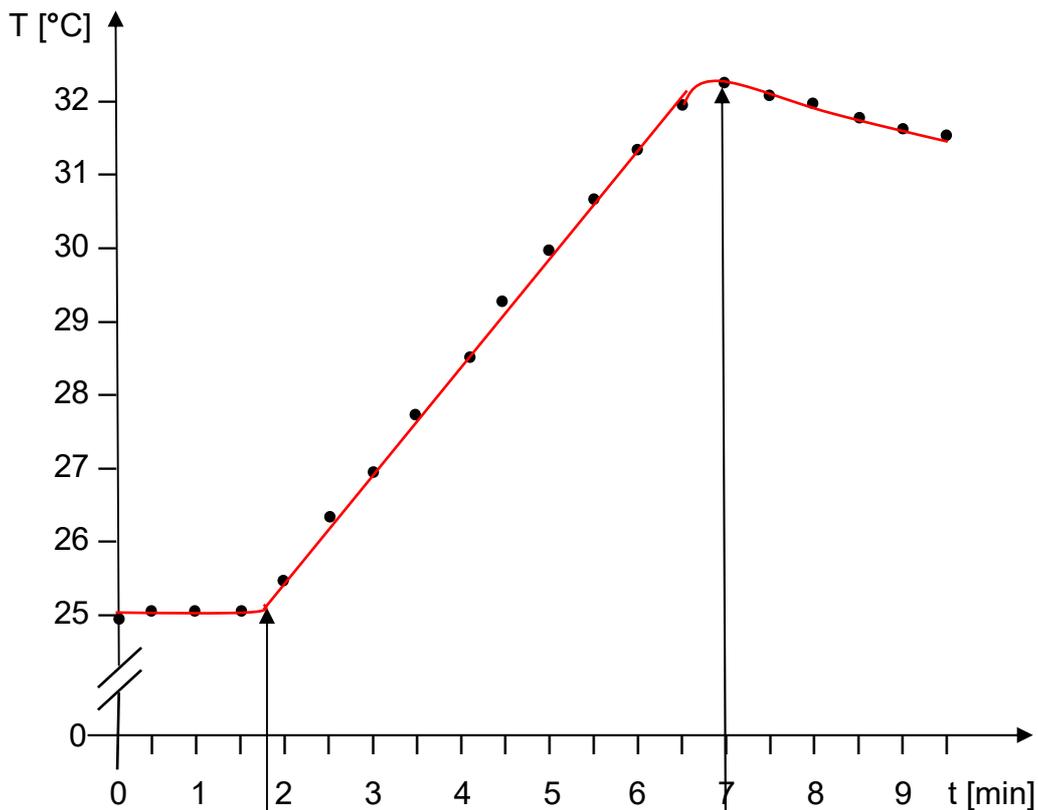
im Gleichgewicht:  $n(H_2) = 1 \text{ mol} - \frac{1}{2} \cdot 1,785 \text{ mol} = 0,1075 \text{ mol}$

- *Prozentualer Stoffmengenanteil an Ammoniak:*

$$\frac{n(NH_3)}{n(N_2) + n(H_2)} = \frac{1,785 \text{ mol}}{(1,785 + 0,3225 + 0,1075) \text{ mol}} = \frac{1,785}{2,215}$$

$$= \underline{\underline{0,8059 \triangleq 80,59 \%}}$$

2.1 •



7 VP

- 

ca. 1,8 min:  
 Beginn der  
 Verbrennung  
 von  $NH_3$

7 min:  
 Ende der  
 Verbrennung  
 von  $NH_3$

- Wegen der stark exothermen Reaktion hat sich das Kalorimeter entsprechend seiner spezifischen Wärmekapazität erwärmt, gibt seinerseits aber auch Wärme an die kühlere Umgebung ab.  
 Einen Teil der Wärme holt sich das Kalorimeter von der Trichlormethan-Befüllung wieder zurück.  
 Da das Thermometer in  $\text{CHCl}_3$  eintaucht, kann also ab der 7. Minute eine Temperaturabnahme der Befüllung abgelesen werden.
- Im Zeitintervall von  $t = 1,8 \text{ min}$  bis  $t = 7 \text{ min}$  steigt die Temperatur von  $25,0^\circ\text{C}$  auf  $32,3^\circ\text{C}$ , also um  $7,3 \text{ Grad} = 7,3 \text{ K}$ ;  $\Delta T = 7,3 \text{ K}$ .

$$\begin{aligned}
 Q &= c \cdot m \cdot \Delta T \\
 &= 0,95 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ g} \cdot 7,3 \text{ K} = \frac{0,95 \text{ J} \cdot 1000 \text{ g} \cdot 7,3 \text{ K}}{\text{g} \cdot \text{K}} \\
 &= \underline{\underline{6935 \text{ J} = 6,935 \text{ kJ}}}
 \end{aligned}$$

2.2 • *Fall A:*

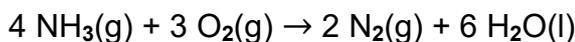
6 VP

Nimmt das Kalorimeter eine Wärmemenge von  $Q = + 9,5 \text{ kJ}$  auf, wird folglich bei der Verbrennung die Wärmemenge  $Q = - 9,5 \text{ kJ}$  frei.  
 $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g}$  ( $\triangleq 1 \text{ mol}$ ), aber nur  $0,5 \text{ g NH}_3$  werden eingesetzt.

$$\Delta_r H_m^0 = - 9,5 \text{ kJ} \cdot \frac{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,5 \text{ g}} = \frac{- 9,5 \text{ kJ} \cdot 17 \text{ g}}{0,5 \text{ g} \cdot \text{mol}} = \underline{\underline{- 323 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

- *Fall B:*

Die Berechnung der Reaktionsenthalpie mithilfe der thermodynamischen Daten aus Anlage 4 bezieht sich entsprechend der Reaktionsgleichung auf die Verbrennung von  $4 \text{ mol NH}_3$ .



$$\begin{aligned}
 \Delta_r H_m^0 &= [\Delta_f H^0(\text{N}_2, \text{g}) + 6 \cdot \Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l})] - [4 \cdot \Delta_f H^0(\text{NH}_3, \text{g}) + 3 \cdot \Delta_f H^0(\text{O}_2, \text{g})] \\
 &= [0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 6 \cdot (-286) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] - [4 \cdot (-46) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] \\
 &= -1716 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 184 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 &= -1532 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (bezogen auf den Ansatz der Reaktionsgleichung)}
 \end{aligned}$$

Für die Verbrennung von nur  $1 \text{ mol NH}_3$  ergibt sich somit:

$$\Delta_r H_m^0(1 \text{ mol NH}_3) = \underline{\underline{- 383 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

- *Vergleich Fall A und Fall B:*

Für  $\Delta_r H_m^0$  (1 mol  $\text{NH}_3$ ) ergibt sich aus den thermodynamischen Daten ein Wert von  $-383 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  (Fall B), aus der experimentell bestimmten Wärmemenge  $Q$  aber nur von  $-323 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , das sind 84,3 % des theoretischen Wertes. Die Messung hatte also eine Fehlerquote von 15,7 %.

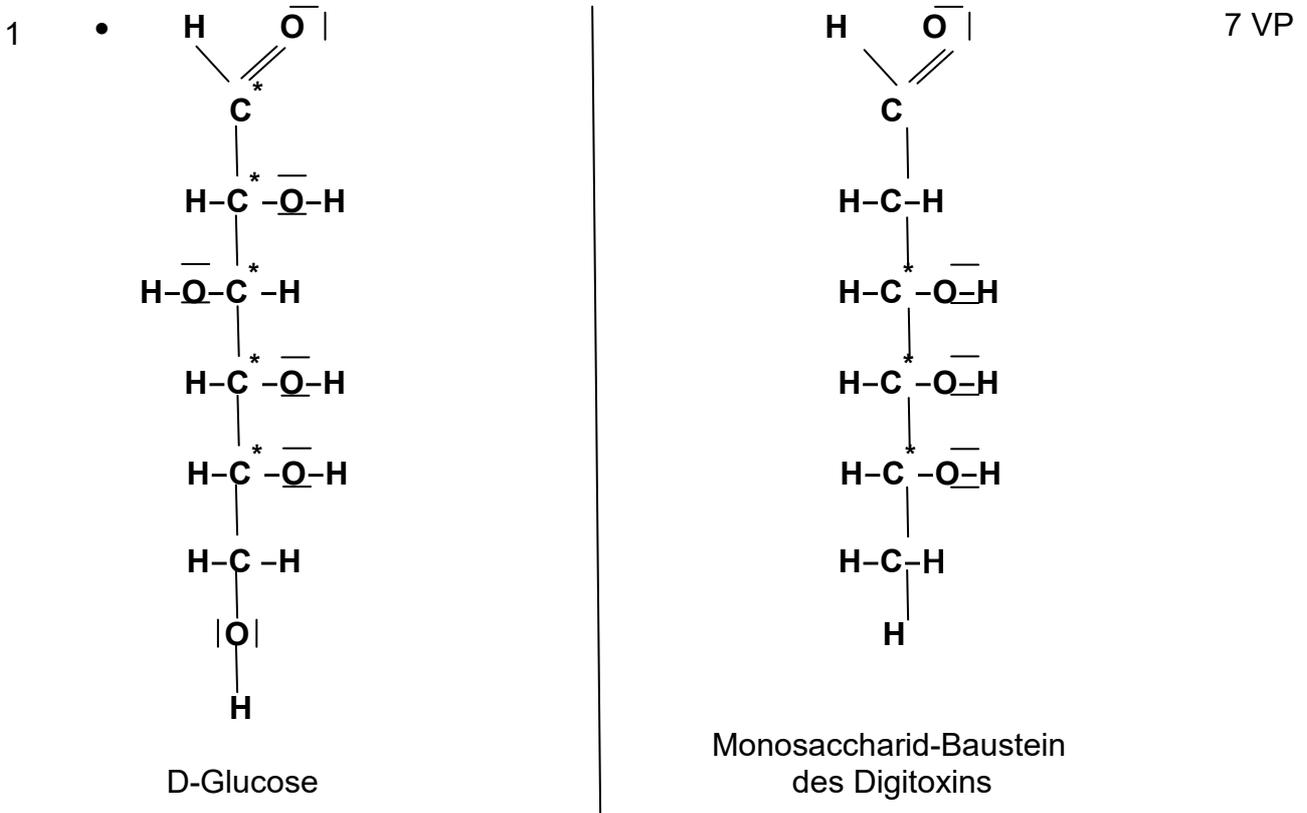
*Mögliche Erklärungen für die Abweichung:*

- a) Wenn zu viel  $\text{CHCl}_3$  in das Kalorimetergefäß eingefüllt wurde, verteilt sich die frei werdende Reaktionsenthalpie auf eine größere Menge Kalorimeterflüssigkeit, deren Erwärmung deshalb geringer ausfällt.  
Das kann die Abweichung erklären.
- b) Wenn ein Teil des gebildeten Wassers nicht kondensiert, so fällt der Betrag für  $6\cdot\Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O},\text{l})$  niedriger aus, es wird also eine geringere Wärmemenge  $Q$  frei gesetzt, der absolute Wert der Reaktionsenthalpie ist also kleiner, die Reaktionsenthalpie somit größer ( $\Delta_r H_m^0 > -383 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).  
Auch das kann die Abweichung erklären.

---

20 VP

**Aufgabe 2:**



- Beide Moleküle besitzen 6 C-Atome,  
sind also Hexosen.  
Beide Moleküle besitzen eine Aldehydgruppe,  
sind also Aldosen (genauer: Aldoheptosen).  
Beide liegen in der D-Konfiguration vor.

Summenformel  
 $C_6H_{12}O_6$ ,  
 4 asymmetrische C-Atome,  
 4 Hydroxylgruppen,  
 Hydroxylgruppe an  $C_3$   
 zeigt nach links.

Semiformal  
 $C_6H_{12}O_4$ ,  
 3 asymmetrische C-Atome,  
 3 Hydroxylgruppen,  
 Hydroxylgruppe an  $C_3$   
 zeigt nach rechts.

- Bei der glykosidischen Bindung zwischen zwei Monosaccharid-Bausteinen des Digitoxins handelt es sich um eine  $\beta$ -1,4-glykosidische Bindung (erkennbar aus Abb.1a).

- **Beschreibung der experimentellen Durchführung der TOLLENS-Probe:**
  - Eine Spatelspitze des Monosaccharid-Bausteins des Digitoxins wird in einem Reagenzglas in Wasser gelöst (Reagenzglas 1).
  - Ein weiteres Reagenzglas (Reagenzglas 2) 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 aus Reagenzglas 1
  - und erwärmt das Gemisch vorsichtig im Wasserbad.
  - Fallen dunkelgraue 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.

*Zu erwartende Beobachtung:*

Es bildet sich ein dunkelgrauer Niederschlag und/oder ein Silberspiegel. Dies ist deshalb zu erwarten, da es sich bei dem Monosaccharid-Baustein um eine Aldose handelt. (Die Aldehydgruppe reduziert  $\text{Ag}^+$  zu  $\text{Ag}$ .)

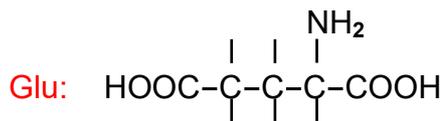
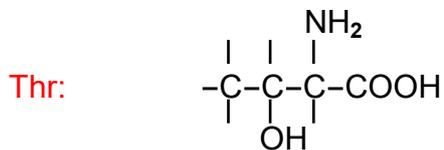
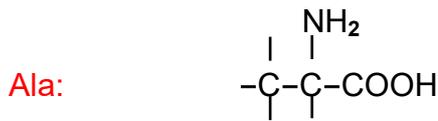
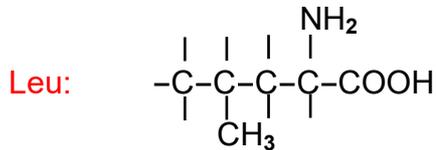
- 2
- **Aus Abb.1b ableitbare Informationen über den Aufbau des Apamin- 6 VP Moleküls (nur 3 Angaben werden erwartet):**
    - Die Darstellung zeigt die Primärstruktur des Apamins, also die Reihenfolge der am Aufbau beteiligten Aminosäuren.
    - Diese Primärstruktur baut sich aus 18 Aminosäuren auf.
    - Dabei handelt es sich um 11 verschiedene Aminosäuren: Ala, Arg, Asn, Cys, Gln, Glu, His, Leu, Lys, Pro, Thr, wobei die Aminosäure Cys 4-mal vorkommt, Ala 3-mal und Gln 2-mal.
    - Aminosäuren sind immer über Peptidbindungen miteinander verknüpft, davon gibt es im Apamin (bei 18 Aminosäuren) 17. Apamin ist also ein Polypeptid.
    - Cystein ist eine schwefelhaltige Aminosäure. Zwischen je 2 der 4 Cys-Bausteine gibt es eine Disulfidbrücke.
    - Diese sind entscheidend für die „schneckenartige“ Struktur des Moleküls, die sich ebenfalls aus Abb.1b erkennen lässt.
  - **Möglicher Strukturformelausschnitt des Apamin-Moleküls, der drei der genannten Aminosäuren umfasst:**

Hierbei ist auf die aus Abb.1 erkennbare Primärstruktur zu achten:

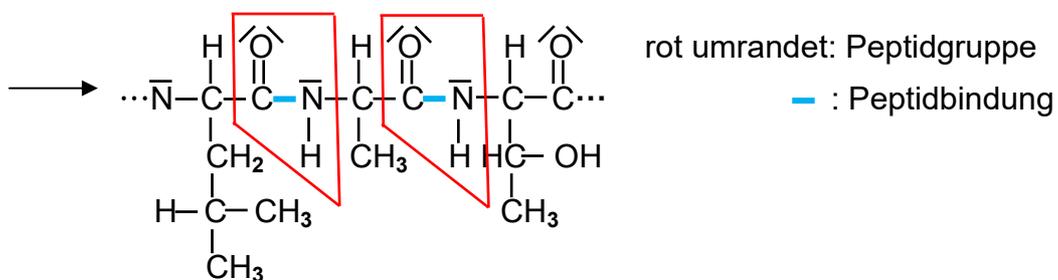
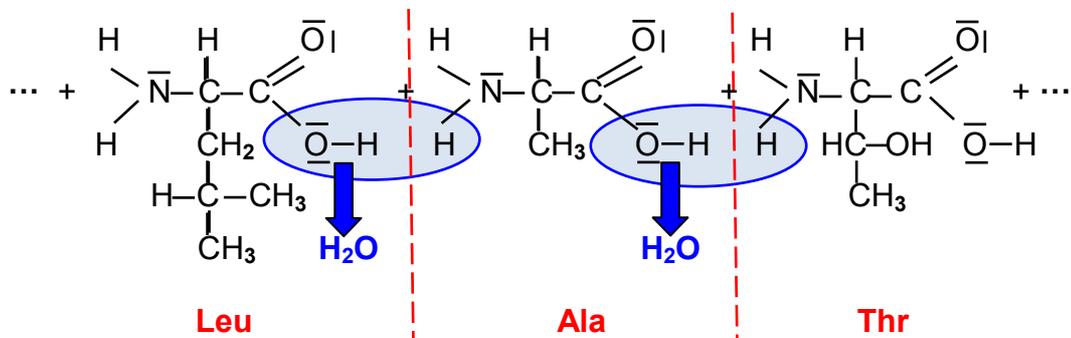
His-Gln-Glu-Cys-Arg-Arg-**Ala**-Cys-**Leu-Ala-Thr-Glu**-Pro-**Ala**-Lys-Cys-Asn-Lys

1 2 3 4 5 6 7 8 **9 10 11 12** 13 14 15 16 17 18

Damit kommen nur die beiden Möglichkeiten **-Leu-Ala-Thr-** und **-Ala-Thr-Glu-** in Betracht.

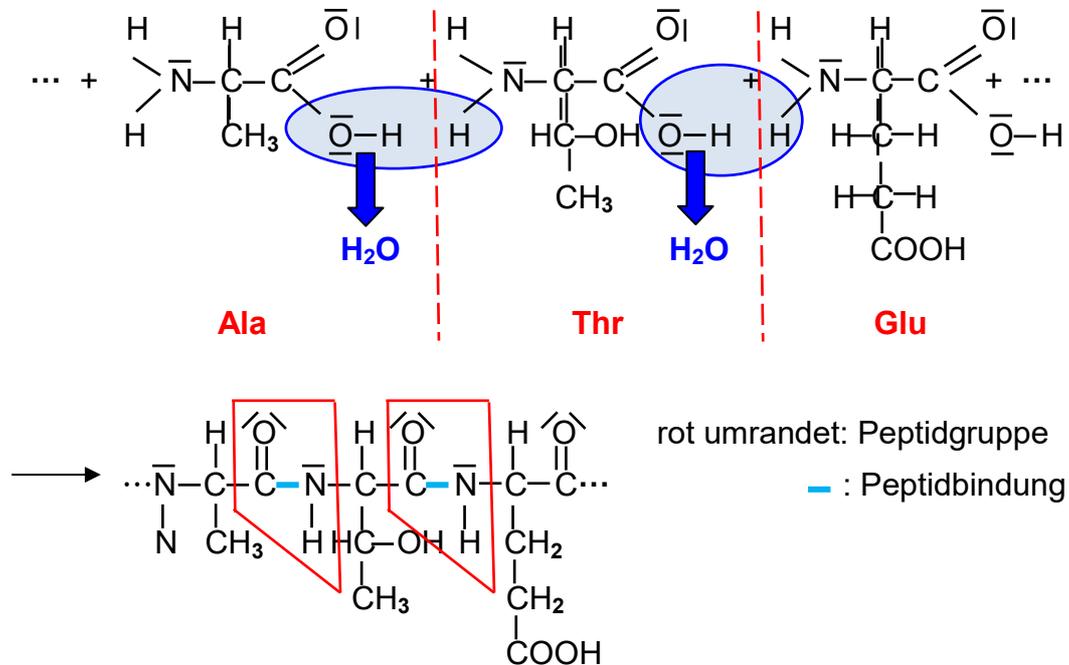


1. Möglichkeit:



**Formelausschnitt aus dem Apamin-Molekül,  
 Aminosäuren Nr. 9-11**

2. Möglichkeit:



**Formelausschnitt aus dem Apamin-Molekül,  
 Aminosäuren Nr. 10-12**

- *Prinzip einer Kondensationsreaktion am Beispiel zweier Aminosäuren:*  
 Wie aus den oben angegebenen Gleichungen ersichtlich reagieren zwei funktionelle Gruppen (hier: die Carboxylgruppe von Aminosäure 1 und die Aminogruppe von Aminosäure 2) unter Abspaltung eines kleineren Moleküls (hier: **Wasser**). Dabei werden beide Moleküle (hier: die Aminosäuren) unter Ausbildung einer Bindung (hier: **Peptidbindung**) miteinander verknüpft. Die „Brücke“ zwischen beiden Aminosäuren nennt man **Peptidgruppe**.

- 3
- Wegen der Regelmäßigkeit der  $\alpha$ -Helix-Struktur ist davon auszugehen, dass sich ebenso regelmäßig Peptidgruppen gegenüberstehen, die über die C=O- und N-H-Gruppen Wasserstoffbrücken miteinander ausbilden. 5 VP
  - An der Stelle, an der die Aminosäure Prolin lokalisiert ist, liegt keine Helix-Struktur vor, die  $\alpha$ -Helix ist aufgebrochen.

- - Der ringförmige Rest des Prolins ordnet sich nur schwer in die lineare Anordnung der Polypeptidkette ein.
- Das Stickstoffatom des Prolins hat nur 1 Wasserstoffatom gebunden (keine klassische Aminogruppe  $-NH_2$ ).  
Da das "H" für die Wasserabspaltung mit dem "OH" der benachbarten Carboxylgruppe benötigt wird, kann in der Peptidgruppe keine NH-Gruppe entstehen, die mit einer gegenüberliegenden Carbonylgruppe eine Wasserstoffbrücke ausbilden könnte.  
→ „Bruch“ der  $\alpha$ -Helix an dieser Stelle

4. • Mellitin ist ein Polypeptid. Bei  $50^\circ C$  denaturiert es.  
Mit dem Verlust seiner sterischen Konformation verliert Mellitin auch seine Giftwirkung.  
Die Linderung setzt daher relativ schnell ein.

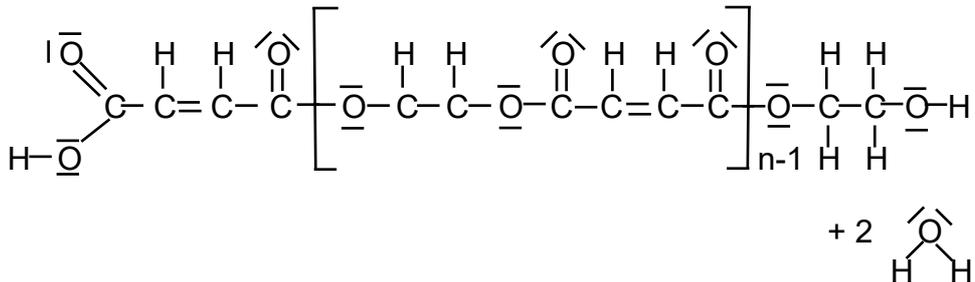
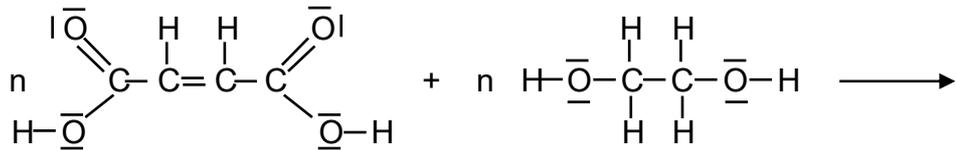
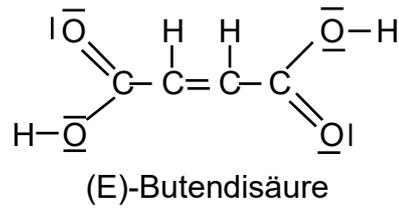
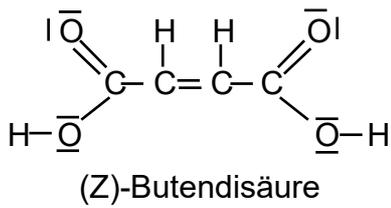
2 VP

---

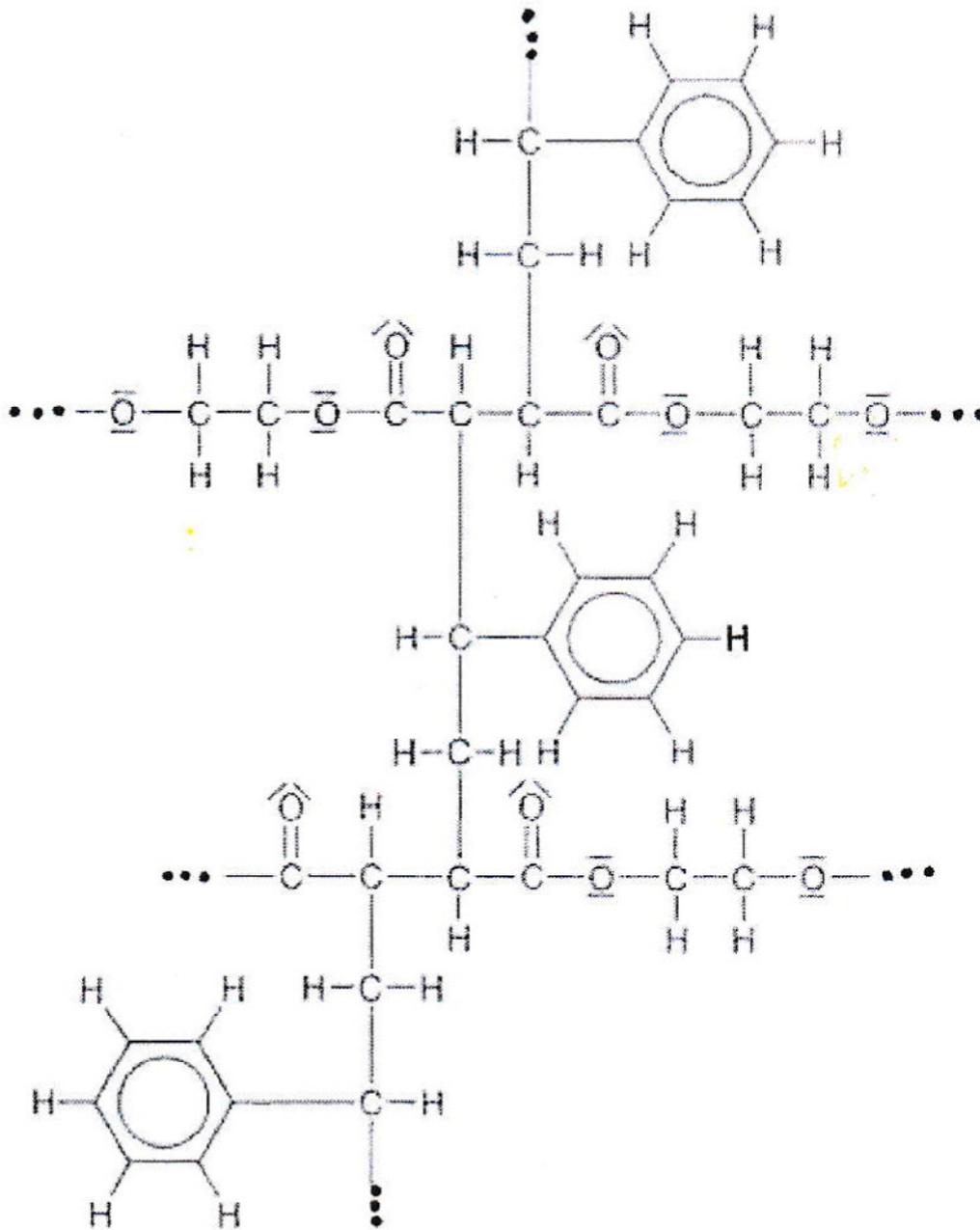
20 VP

**Aufgabe 3:**

- 1.1 • *Reaktionsgleichung zur Herstellung des Polyesters:* 3 VP  
 Edukte sind Butendisäure und Ethandiol. Für diese Reaktion kann sowohl die (Z)-Butendisäure = cis-Butendisäure = Maleinsäure als auch die (E)-Butendisäure = trans-Butendisäure = Fumarsäure verwendet werden.



- 1.2 • Möglicher Strukturformelausschnitt des mit Styrol gehärteten Polyesters: 4 VP



(Mehrfache Quervernetzungen durch Styrol auf der jeweils selben Ebene sind hier nicht dargestellt.)

- *Erklärung der unterschiedlichen thermischen Eigenschaften:*

vor der Härtung	nach der Härtung
<b>Polyesterketten</b>	
untereinander nicht vernetzt, nur zwischenmolekulare Kräfte → <b>thermoplastisches Verhalten</b>	untereinander durch Atombindungen (Elektronenpaarbindungen) vernetzt → je stärker diese Vernetzungen, desto deutlicheres <b>duroplastisches Verhalten</b>
<b>Temperaturerhöhung</b>	
zwischenmolekulare Wechselwirkungen teilweise aufgehoben → Verschiebung der Polyesterketten gegeneinander → <b>Erweichung / Schmelze</b> des Kunststoffs	Atombindungen können (zunächst) nicht gebrochen werden → keine Verschiebung der Polyesterketten gegeneinander → <b>keine Schmelze</b> des Kunststoffs; erst bei sehr hohen Temperaturen Brechen der Atombindungen → <b>Zersetzung</b> des Kunststoffs

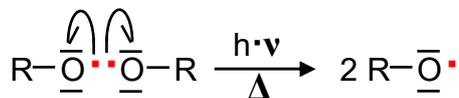
- *Reaktionsmechanismus für die Herstellung von Polyethen:*

4 VP

2.1

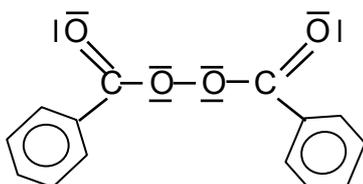
**Kettenstart:**

Erzeugung von Starterradikalen (Baulicht / UV, Wärme):



homolytische Spaltung  
eines organ. Peroxids

Ein sehr gut geeignetes Peroxid ist z.B. Dibenzoylperoxid:



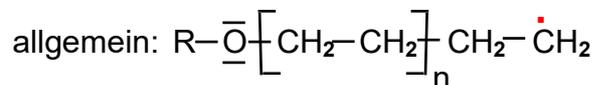
Starterradikale reagieren mit Ethen unter Bildung von Ethylradikalen (= Monomerradikale)



Radikal entreißt der Doppelbindung ein Elektron

zur Wirkungsweise der Radikale s.u. unter <sup>1)</sup>

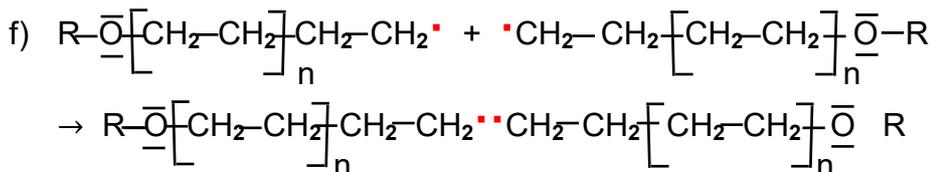
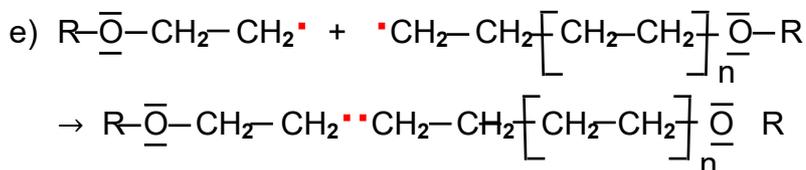
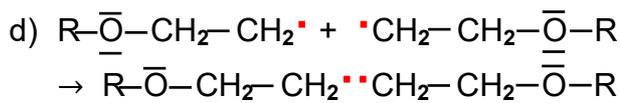
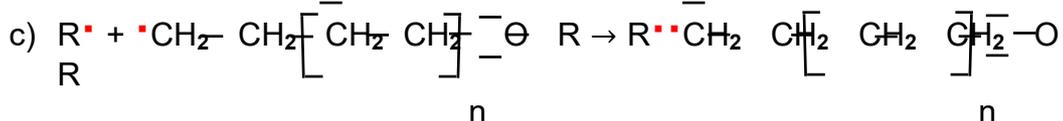
**Kettenwachstum (= Kettenfortpflanzung):**



zur Wirkungsweise der Radikale s.u. unter <sup>2)</sup>

**Kettenabbruch:**

Zum Kettenabbruch führen alle Reaktionen, die Radikale entfernen. Dies geschieht durch Rekombination von Radikalen, z.B.:



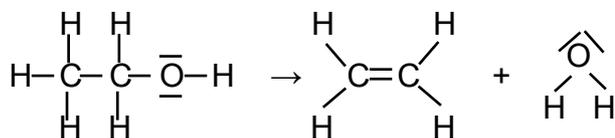
Da gegen Ende der Reaktion kaum noch freie Starterradikale vorhanden sind, spielen die Reaktionen a) – c) beim Kettenabbruch nur eine untergeordnete Rolle.

Zur Wirkungsweise der Radikale s.u. unter <sup>3)</sup>

- *Wirkungsweise der Radikale bei den einzelnen Reaktionsschritten:*
  - <sup>1)</sup> Den Starterradikale sind am Atom mit dem ungepaarten Elektron die Oktettkonfigurationen verloren gegangen. Das Oktett ist besonders energiearm, und da immer der energieärmste Zustand angestrebt wird, trachten die Radikale danach, sich das Elektron zurück zu holen. Deshalb sind Radikale sehr aggressiv. Sie spalten die  $\pi$ -Bindungen aus den Doppelbindungen der Ethenmoleküle homolytisch unter Ausbildung einer Elektronenpaarbindung. Wegen des zweiten Elektrons der  $\pi$ -Bindung bildet sich ein Ethylradikal.
  - <sup>2)</sup> Die Alkylradikale greifen nun in gleicher Weise wie die Starterradikale die Doppelbindungen von Ethenmolekülen an.
  - <sup>3)</sup> Bei den Kettenabbruchreaktionen reagieren jeweils zwei Radikale miteinander unter Ausbildung einer Elektronenpaarbindung.

- *Umsetzung von Ethanol zu Ethen:*

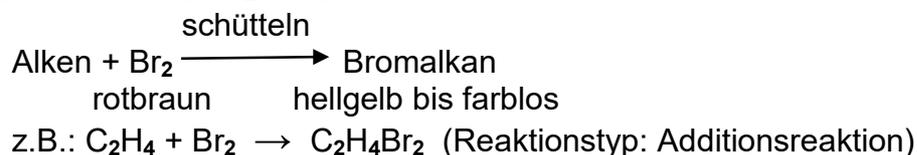
2.2



3 VP

- *Experimente zum Nachweis der C=C-Doppelbindung (nur eine Angabe wird erwartet):*

*Nachweis mithilfe von Bromwasser:*



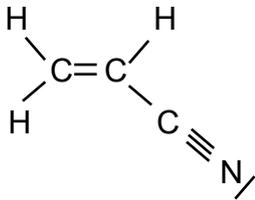
*Nachweis mithilfe von BAEYERS Reagenz:*

+VII

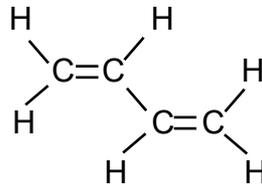
In Natriumcarbonatlösung aufgelöstes Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) ist violett gefärbt.  
 Bei Zugabe eines Stoffes mit einer C=C-Doppelbindung verfärbt sich die Lösung braun, +IV  
 weil unter Auflösung der Doppelbindung Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ) entsteht. (Reaktionstyp: Redoxreaktion)

3.1 • *Monomere von ABS:*

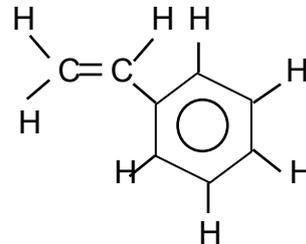
3 VP



• **A**crylnitril



**B**uta-1,3-dien



**S**tyrol

3.2 • *Berechnung des freigesetzten Styrols:*

3 VP

$$5 \text{ L} = 5.000 \text{ mL} = 5.000 \text{ cm}^3$$

$$\rho(\text{Styrol}) = 0,91 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$\text{Masse } m \text{ von } 5.000 \text{ cm}^3 \text{ Styrol} = 5.000 \cdot 0,91 \text{ g} = 4.550 \text{ g}$$

$$\text{Volumen der Halle} = (50 \cdot 15 \cdot 12) \text{ m}^3 = 9.000 \text{ m}^3$$

In  $9.000 \text{ m}^3$  wurden  $4.550 \text{ g}$  Styrol freigesetzt

$$\rightarrow 1 \text{ m}^3 \triangleq 4.550 \text{ g} / 9.000 \text{ Styrol} = 0,506 \text{ g Styrol} = 506 \text{ mg Styrol}$$

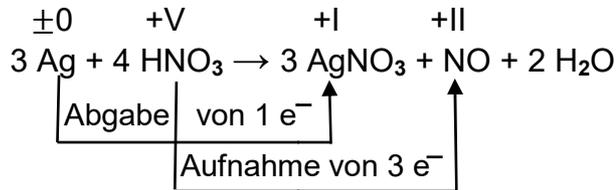
Der Grenzwert von  $86 \text{ mg} \cdot \text{cm}^{-3}$  wurde also um fast das 6-fache überschritten.

20 VP

**Aufgabe 4:**

- 1.1 • a = 3, b = 4, c = 3, d = 1, e = 2 gemäß

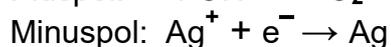
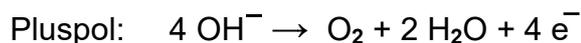
6 VP



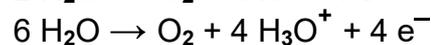
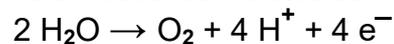
- $\pm 0$   
Ag wird durch Abgabe von  $1 \text{ e}^-$  zu  $\text{Ag}^+$  oxidiert,  
 $+V$   $\text{NO}_3^-$  wird durch die Aufnahme von  $3 \text{ e}^-$  zu  $\text{NO}$  reduziert.  $+II$
- $E^0(\text{Au}/\text{Au}^{3+}) = + 1,50 \text{ V}$   
 $E^0(3\text{NO}_3^- + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} / 4\text{HNO}_3) = + 0,96 \text{ V}$   
→ Da das Elektrodenpotenzial von Gold größer ist als das der Salpetersäure, ist eine Oxidation von Au zu  $\text{Au}^{3+}$  durch  $\text{HNO}_3$  nicht zu erwarten.
- $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = + 0,34 \text{ V}$   
 $E^0(3\text{NO}_3^- + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} / 4\text{HNO}_3) = + 0,96 \text{ V}$   
→ Da das Elektrodenpotenzial von Kupfer kleiner ist als das der Salpetersäure, ist eine Oxidation von Cu zu  $\text{Cu}^{2+}$  durch  $\text{HNO}_3$  zu erwarten.

- 1.2 • *Teilgleichungen für die Elektrolyse-Reaktionen an den Polen:*

6 VP



Alternative Schreibweisen für die Reaktionen am Pluspol:



- *Spannungsbereich, in dem Ag abgeschieden wird, nicht aber auch Cu:*

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

$$E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = + 0,34 \text{ V}$$

$$E^0(4\text{OH}^-/\text{O}_2+2\text{H}_2\text{O}, \text{pH}=7) = + 0,82 \text{ V}$$

→ Zersetzungsspannung für Silber:  $U = \Delta E^0 = 0,82 \text{ V} - 0,80 \text{ V} = 0,02 \text{ V}$

→ Zersetzungsspannung für Kupfer:  $U = \Delta E^0 = 0,82 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,48 \text{ V}$

→ Spannungsbereich für die Elektrolyse:  $0,02 \text{ V} < U < 0,48 \text{ V}$

- *Experimentelles Vorgehen zur Bestimmung von  $m(\text{Ag})$ :*
  - Wägung der Elektrode **v**or der Ag-Abscheidung ( $m_v$ ),
  - Durchführung der Elektrolyse,
  - Trocknung der Elektrode,
  - Wägung der Elektrode **n**ach der Ag-Abscheidung ( $m_n$ ),
  - Berechnung von (Ag) durch Differenzbildung:  $m(\text{Ag}) = m_n - m_v$
  
- *Berechnung des Massenanteils an Kupfer:*

$$m(\text{Cu}) = m(\text{Probe}) - m(\text{Ag}) - m(\text{Au})$$

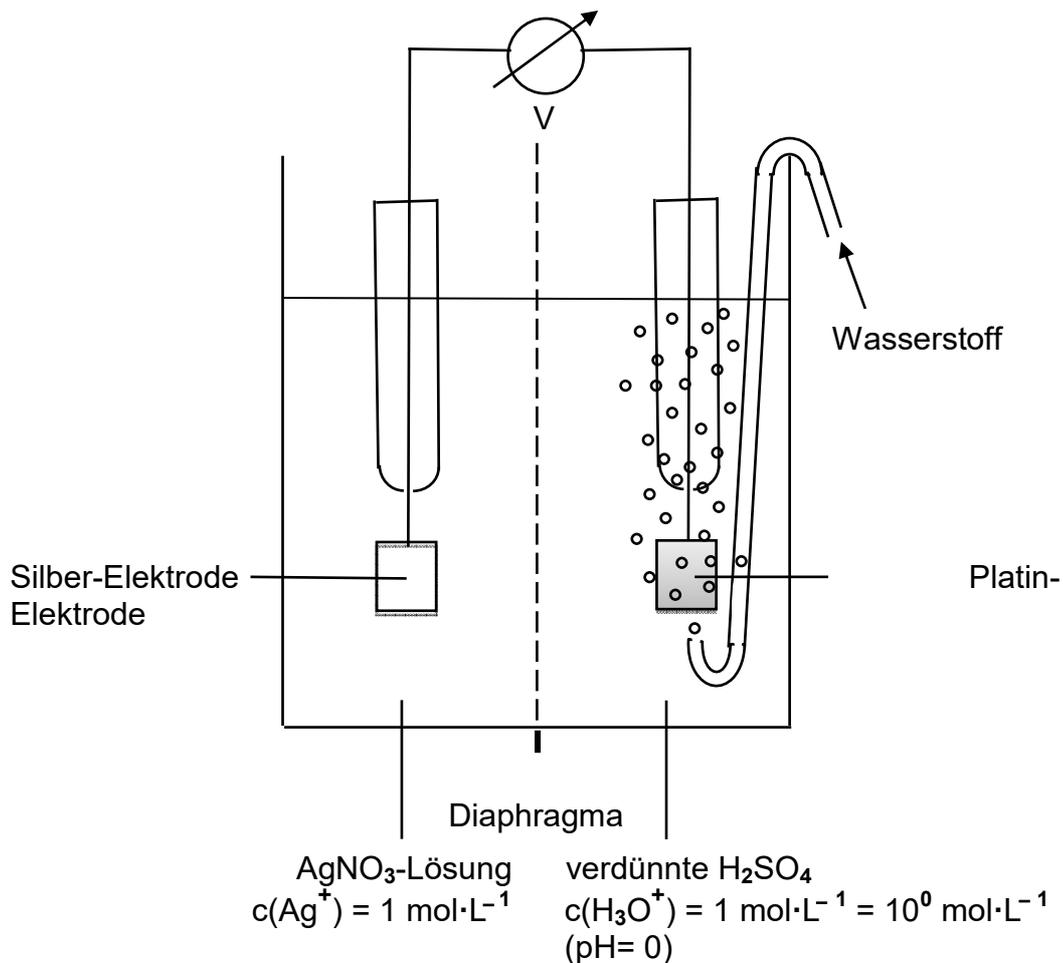
$$m(\text{Cu}) = (16,0 - 0,025 - 0,3) \text{ g}$$

$$m(\text{Cu}) = 15,675 \text{ g}$$

$$w(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{Probe})} = \frac{15,675 \text{ g}}{16,0 \text{ g}} = 0,980 \triangleq \underline{\underline{98,0 \%}}$$

2.1 •

5 VP



Standardbedingungen:  $T = 298 \text{ K}$  ( $\vartheta = 25^\circ\text{C}$ ),  $p = 1013 \text{ hPa}$

Alternative Darstellung: 2 über einen Stromschlüssel miteinander verbundene Halbzellen

- *Herstellung von 50 ml 1 m AgNO<sub>3</sub>:*

AgNO<sub>3</sub>-Lösung mit 200 g AgNO<sub>3</sub> in 1 L Lösung soll entsprechend verdünnt werden.

$$M(\text{AgNO}_3) = (107,9 + 14,0 + 3 \cdot 16,0) \text{ g} = 169,9 \text{ g}$$

1.000 mL einer 1 m AgNO<sub>3</sub> enthalten 169,9 g AgNO<sub>3</sub>.

1 mL einer 1 m AgNO<sub>3</sub> enthält 169,9 mg AgNO<sub>3</sub>.

$$50 \text{ mL einer 1 m AgNO}_3 \text{ enthalten } 169,9 \cdot 50 \text{ mg AgNO}_3 = 849,5 \text{ mg AgNO}_3 \\ = 8,496 \text{ g AgNO}_3$$

200 g AgNO<sub>3</sub> sind in 1.000 mL der gegebenen AgNO<sub>3</sub>-Lösung enthalten.

1 g AgNO<sub>3</sub> ist in 5 mL der gegebenen AgNO<sub>3</sub>-Lösung enthalten.

8,496 g AgNO<sub>3</sub> sind in 8,496 · 5 mL ≈ 42,5 mL der gegebenen AgNO<sub>3</sub>-Lösung enthalten.

Für das Experiment werden 50 mL 1 m AgNO<sub>3</sub> benötigt.

42,5 mL der gegebenen AgNO<sub>3</sub>-Lösung werden

in ein 50-mL-Messkölbchen pipettiert

und mit dest. Wasser auf 50 mL aufgefüllt.

2.2

3 VP

- Die Zugabe einiger Tropfen Salzsäure verändert in beiden Halbzellen die Konzentrationen:

- c(Ag<sup>+</sup>) in der Silber-Halbzelle sinkt  
wegen  $\text{Ag}^+(\text{aq.}) + \text{Cl}^-(\text{aq.}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$ .

- c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) in der Wasserstoff-Halbzelle steigt  
wegen Zugabe von H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (aus der HCl).

Unter Standardbedingungen gilt:

$$\Delta E = \Delta E^0 = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$$

- Elektrode, an der die Reduktion stattfindet:

Kathode, hier die Silber-Elektrode;

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

- Elektrode, an der die Oxidation stattfindet:

Anode, hier die Wasserstoff-Elektrode;

$$E^0(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0,00 \text{ V}$$

$$\Delta E = 0,80 \text{ V} - 0,00 \text{ V} = \underline{0,80 \text{ V}}$$

Nach Zugabe von HCl zur Silber-Halbzelle gilt:

- Wegen  $c(\text{Ag}^+) < c^0(\text{Ag}^+)$

ist  $E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) < E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+)$ , also  $\Delta E < 0,80 \text{ V}$  (z.B. 0,60 V)

→ Spannung nimmt ab (z.B.:  $0,60 \text{ V} - 0,00 \text{ V} = 0,60 \text{ V}$ )

Nach Zugabe von HCl zur Wasserstoff-Halbzelle gilt:

- Wegen  $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c^0(\text{H}_3\text{O}^+)$   
ist  $E(\text{H}_2/2\text{H}^+) > E^0(\text{H}_2/2\text{H}^+)$ , also  $\Delta E > 0,00 \text{ V}$  (z.B.  $0,10 \text{ V}$ )  
→ Spannung nimmt ab (z.B.:  $0,80 \text{ V} - (+0,10 \text{ V}) = 0,70 \text{ V}$ )

---

20 VP