# Aufgabe 1

* 1.

 O O H

 O H C

 O H

 6000 hPa

 + O=C=O

Da gasförmiges CO2 während der Reaktion verbraucht wird, verläuft diese unter Volumenabnahme. Deshalb wird das Gleichgewicht bei hohem Druck auf die Produktseite verschoben. 3 VP

1.2 O O H O O H

 C O H C H

 O H + C–C–H O–C–C–H + O

 H O H O H H H

 c(Ester) **.** c(Wasser)

KC =

c(Salicylsäure) **.** c(Essigsäure)

 Die Konzentration des Wassers kann nicht in die Konstante einbezogen werden, da Wasser hier infolge der Kondensation ein Reak- tionsprodukt ist.

 *c*(Ester) = x mol •*L-1*

 *c*(Wasser) = x mol •*L-1*

 (Pro Molekül Ester entsteht 1 Molekül Wasser.)

 *c*(Salicylsäure = 1 mol •*L-1*vor der Reaktion

 = (1-x) mol •*L-1*im Gleichgewicht

 *c*(Essigsäure) = 1 mol •*L-1*vor der Reaktion

 = (1-x) mol •*L-1*im Gleichgewicht

 Daraus ergibt sich für das MWG:

 x mol •*L-1* •x mol •*L-1* x2 x2

KC = = =

(1-x) mol • *L-1* •(1**-**x) mol •*L-1* (1-x)2 1 – 2x + x2

 x2

1. =

 1 – 2x + x2

 3 (1 – 2x + x2)= x2

 3 – 6x + 3x2 – x2 = 0

 2x2 – 6x + 3 = 0

 x2 – 3x + 3/2 = 0

 x1 = ±

 2 4 2

 3 9 3

 3 3

 2 4

= ±

 = 1,5 ± 0,5 • 3

 = 1,5 ± 0,5 •1,732

 = 1,5 ± 0,866

 x1 = 1,5 + 0,866 = 2,366

 Dieses Ergebnis kommt nicht in Betracht, weil aus 1 Mol eingesetzter Essigsäure nicht 2,366 Mol Ester entstehen können.

 x2 = 1,5 – 0,866 = 0,634

 Die Gleichgewichtskonzentration für den Ester beträgt bei K = 3 0,634 mol • *L-1*. 4 VP

1.3 Acetylsalicylsäure besitzt mit der Carboxylgruppe und der Ester-gruppe 2 hydrophile Gruppen, der aromatische Ring ist lipophil.

 Wasser kann mit den beiden hydrophilen Gruppen wechselwirken, mit dem lipophilen aromatischen Ring nicht.

 Ethanol kann über seine polare Hydroxylgruppe mit den beiden hydrophilen Gruppen der Acetylsalicylsäure wechselwirken, aber über seine (wenn auch kurze) Methylgruppe auch mit dem lipophilen aromatischen Ring. Deshalb ist Acetylsalicylsäure in Ethanol besser löslich als in Wasser.

 Hinzu kommt noch, dass die Wassermoleküle viel besser unter- einander in Wechselwirkung treten als mit Acetylsalicylsäure. 2 VP

1. *c*(NaOH) = 0,1 mol • *L-1*

 *M*(NaOH) = (23 + 16 + 1) g = 40 g

 0,1 mol NaOH ≙ 4 g NaOH

 In 1 ml 1m NaOH: 0,001 mol NaOH

 In 1 ml 0,1m NaOH: 0,0001 mol NaOH

 In 27,7 mol 0,1m NaOH: 0,00277 mol NaOH

 Entsprechend liegen 0,00277 mol ASS vor

 (falls sachgerecht gelagert).

 ASS = C9H8O4

 *M*(C9H8O4) = (9•12 + 8•1 + 4•16) g = (108 + 8 + 64) g =180 g

 1 mol ASS ≙ 180 g ASS

Tablette 1 (unter der Annahme sachgerechter Lagerung):

 0,00277 Mol ASS ≙ (0,00277•180) g ASS = 0,499 g ASS

 ≈ 500 mg ASS

Tablette 2:

 Es wurden zwar 32,5 *mL* 0,1 m NaOH verbraucht, ein Wert von (0,00325•180) g ASS = 0,630 g ASS > 0,500 g ASS kommt jedoch nicht in Betracht, weil die Tablette nicht mehr als 0,500 g ASS enthält.

 Bei feuchter Lagerung wird ASS hydrolysiert, Reaktionsprodukte sind Salicylsäure und Essigsäure. Pro hydrolysiertem ASS entstehen also 2 Moleküle Säure, was den erhöhten Verbrauch an Natronlauge erklärt.

Tablette 1 wurde also sachgerecht gelagert, Tablette 2 nicht. 6 VP

3 H

 O O H

 C H–C–H

 H

H

 C=C C=C

H

H

 H– C–H C

O O

 H

 H C H

 H C H

 H

 Copolymer A Copolymer B

 besitzt eine besitzt eine

 Carboxylgruppe Estergruppe

 Copolymer A ist wegen seiner polaren Carboxylgruppe (mit Partialladungen) wasserlöslich. Bei sinkendem Anteil an Copolymer A nimmt deshalb die Wasserlöslichkeit ab.

Erhöht man den pH-Wert bis in den alkalischen Bereich, so werden die Carboxylgruppen deprotoniert. Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein, bei welchem so viele Carboxylatgruppen vorliegen, dass wegen der nunmehr echten Ladungen die Wasserlöslichkeit steigt. 5 VP

 20 VP

**Aufgabe 2**

* 1. H2COH H OH

O

O

 HO

H OH H OH OH

1 4

OH H H

H H H

 H

O

H OH HOCH2

 β-D-Gal α-D-Glu

 Lac halbacetalische Gruppe

Bei reduzierenden Zuckern (Aldosen) liegt ein Gleichgewicht zwischen offenkettiger Form und Ringform vor. In der offenkettigen Form wirkt die Aldehydgruppe reduzierend. Eine Ringöffnung ist immer nur dann möglich, wenn in der Ringform eine halbacetalische Gruppe vorliegt. Bei Vollacetalen ist eine Ringöffnung nicht mehr möglich.

 OR Im Glucosebaustein

 der Lactose befindet

Halbacetal: C = C O C OH sich eine halbaceta-

 lische Gruppe (s.o.),

 OH daher ist Lactose ein

 reduzierender Zucker.

 OR

Vollacetal: C = C O C OR

 OR

Reduzierende Zucker können 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 CuSO4), dann Fehling-II-Lösung (alkalische Lösung von Na-K-Tartrat). Bei Zugabe der Fehling-II-Lösung fällt zunächst hellblaues, käsiges Cu(OH)2 aus, welches sich in einem Überschuss an Tartrat unter Bildung eines tiefblauen Kupfer-Tartrato-Komplexes wieder auflöst. Durch die Komplexierung (Versteckreaktion) werden die Cu2+-Ionen in Lösung gehalten. So kann bei vorsichtigem Erwärmen im Reagenzglas Cu2+ die Aldose Glucose aufoxidieren, Cu2+ 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 Cu2+ zu Cu+, statt mit Na-K-Tartrat wird mit Ammoniak komplexiert, Ag+ wird in einem Silberdiamminkomplex, [Ag(NH3)2]+, in Lösung gehalten. Um einen schönen Silberspiegel zu bekommen, erhitzt man am besten vorsichtig in einem Wasserbad.

 [Die Schiffsche Probe ist für den Nachweis keine Alternative. Schiffs Reagenz ist Fuchsinschweflige Säure, und in saurer Lösung liegt der Glucosebaustein fast ausschließlich als Halbacetal vor (Gleichgewicht fast völlig auf der Seite der Ringform), was eine aussagekräftige Rotfärbung, wie beispielsweise bei Aldehyden, verhindert.] 5 VP

* 1. H2COH

O

 H H

 **±0**

 H

 **+I +** O2

OH H

 HO OH

 H OH

 H2COH

O

 H

**-I**

 H

 **+III** O **+** H2O2

OH H

 HO

 H OH

**+I +III ±0 -I**

 C1 → C1 (Oxidation); O2 → H2O2  (Reduktion) 5 VP

2 Das Disaccharid Lactose wird bei der Verdauung im Dünndarm durch Lactase in die beiden Monosaccharide β-D-Galactose und α-D-Glucose gespalten. Arbeitet das Enzym einwandfrei, dann steigt die Glucosekonzentration im Blut an und kann mit dem Blutzuckertest nachgewiesen werden. Kann kein Anstieg der Glucosekonzen-tration festgestellt werden, so wurde die Lactose nicht gespalten, weil das Enzym Lactase nicht zur Verfügung steht, es liegt somit eine Lactoseintoleranz vor.

 *M*(Glu) = 180 g

 342 g Lac 180 g Gal + 180 g Glu

 18 g H2O

 342 g Lac liefern 180 g Glu.

 1 g Lac liefert 180/342 g Glu.

 50 g Lac liefern (180/342) • 50 g Glu = 26,316 g Glu.

 Aus der vollständigen Spaltung von 50 g Lac gelangen in das Blut

26.316 mg Glu in 5.000 *mL* Blut,

5.263 mg Glu in 1.000 *mL* Blut,

526 mg Glu in 100 *mL* Blut.

Berechnung des Gesamtgehalts an Glu in 100 mL Blut:

 526 mg Glu aus der vollständigen Lactosespaltung

+ 110 mg Glu Anfangsgehalt

 = 636 mg Glu Maximalgehalt

 Bei vollständiger Umsetzung von 50 g Lactose kann man im Blut eines Menschen (Annahme: 5 *L* Blut als Durchschnittswert) 636 mg Glucose / 100 *mL* nachweisen. 6 VP

1. Milchsäure = 2-Hydroxypropansäure

 H H

O

 H C C C = C3H6O3

 OH

 H OH

 M(C3H6O4) = (3•12 + 6•1 + 3•16) g = (36 + 6 + 48) g = 90 g

 90 g Milchsäure ≙ 1 mol Milchsäure

 1 g Milchsäure ≙ 1/90 mol Milchsäure

 450 g Milchsäure ≙ 450/90 mol Milchsäure = 5 mol Milchsäure

 450 mg Milchsäure ≙ 0,005 mol Milchsäure = 5•10-3 mol Milchsäure

 pKS( CH3CH(OH)COOH ) = 3,86

 Für den pH-Wert einer schwachen Säure gilt:

 pH = ½ ( pKS – lg c0(HA) )

 Im vorliegenden Fall:

 pH = 0,5 • (3,86 – lg 0,005)

 = 0,5 • 3,86 – 0,5 • (–2,301)

 = 1,93 + 1,15

 = 3,08

 Der pH-Wert einer reinen wässrigen Milchsäurelösung beträgt 3,08.

 Sauermilch gleichen Milchsäuregehalts hat mit pH = 4,5 einen deutlich höheren pH-Wert als die reine, wässrige Lösung der Milchsäure. Dies ist auf basisch wirkende Teilchen zurückzuführen, die in Milch neben der Milchsäure zusätzlich enthalten sind. 4 VP

 20 VP

# Aufgabe 3

1.1 Bei dem Reaktionstyp handelt es sich um eine Polykondensation. Weil Butandisäure und Ethandiol die Monomeren sind, ist das Polykondensat ein Polyester.

 O H H O H H

 C C C C H O C C O H

H O H H O H H H

 Butandisäure Ethandiol

 (Bernsteinsäure) (Glykol)

Die Polymermoleküle sind im Bereich der (CH2-CH2)-Ketten unpolar, zwischen benachbarten Alkylketten von Polymermolekülen treten daher van-der-Waals-Kräfte auf. Hingegen sind die Carbonylgrup-pen O δ polar, zwischen diesen Molekülteilen bilden sich bei

 ein- C ander benachbarten Polymerketten Dipol-Dipol-Kräfte aus. δ+ 5 VP

1.2 „Molekülmasse“ des dargestellten Formelausschnitts:

 m(Ausschnitt, C6H8O4) = (6•12 + 8•1 + 4•16) u = (72 + 8 + 64) u = 144 u

 2.000 : 144 = 14,89 > 15

 Näherungsweise enthält das Polymermolekül mit der „Molekülmasse“ 2.000 u ca. 14 Formelausschnitte, mithin also 28 miteinander veresterte Monomeren (14 Moleküle Butandisäure und 14 Moleküle Ethandiol).

Eine genaue Molekülmasse kann nicht angegeben werden, weil es kein exakt definiertes Makromolekül gibt. Die Polymermoleküle bilden Ketten von unterschiedlicher Länge, und die Wechselwirkungen der Ketten untereinander fallen, je nach Orientierung der Ketten zueinander, ebenfalls nie gleich aus. 3 VP

1.3 Beide Darstellungen geben Momentaufnahmen wieder, sog. mesomere Grenzformen. Fest lokalisierte π-Elektronen, wie sie von den beiden Formelbildern suggeriert werden, gibt es nicht. Denn dann müsste es auch zwei unterschiedlich lange Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen geben, längere C-C-Einfachbindungen und kürzere C=C-Doppelbindungen. Alle Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen im Ring sind aber gleich lang, der Wert für die Bindungslänge ist größer als der der Doppelbindung und kleiner als der der Einfachbindung. Die π-Elektronen des Ringsystems sind delokalisiert. 3 VP

2.1 O H H O H H H H O H H O H H

 C C C C O C C O C C C C C C O C C O

 H H H H H H H

Bei dem Reaktionstyp handelt es sich um eine radikalische Polymerisation. Wichtige Schritte sind:

* Bildung von Startermolekülen durch UV-Licht (homolytische Bindungsspaltungen),
* Fortsetzung in Radikalkettenreaktionen,
* Vernetzung der gebildeten Polymere untereinander.

Durch die Vernetzung der gebildeten Polymere untereinander steigt die mechanische Stabilität, hingegen nehmen Elastizität und Löslichkeit ab. Dies ist bei Zweikomponentenlacken der Fall. Einkomponen-tenlacke zeigen eine geringere mechanische Stabilität, dafür aber eine hohe Elastizität bei verbesserter Löslichkeit. 7 VP

2.2 O O

 O C N N C O

 H H

 Urethangruppe (-NH-CO-O-)

Die Isocyanatgruppen (-N=C=O) der einen Komponente reagieren mit den Hydroxylgruppen (-OH) der anderen Komponenten in einer Polyaddition zum ausgehärteten Produkt. 2 VP

 20 VP

# Aufgabe 4

1.1 Apparatur zur Elektrolyse eines Salzes A+B-

 Kathode Anode

 e- e-

 A+

 B-

 A B

 unedlere Elektrode edlere Elektrode

 (Reduktion, + e-) (Oxidation, - e-)

 In einer wässrigen KOH-Lösung liegen K+aq.-Ionen, OH-aq.-Ionen und H2O-Moleküle vor. Für die Konzentration dieser Teilchen gilt:

c(H2O) > c(K+aq.) = c(OH-aq.) 3 VP

1.2 *Vorbemerkung: In der Tabelle „Elektrodenpotenziale bei 25°C in wässrigen Lösungen“ ist das Potenzial E0(4OH-/O2+2H2O) mit +0,40 V angegeben. +0,40 V ist aber das Potenzial für E0(O2+2H2O/4OH-).*

 Anode (Oxidation):

 Reaktion 1:

  **-II ±0**

 4 OH- → O2 + 2 H2O + 4 e-

 *E01 =* –0,40 V

 *Reaktion 2*:

**-II±0**

 2 H2O → 4 H+ + O2 + 4 e-

 bzw. 6 H2O → 4 H3O+ + O2 + 4 e-

 *E02* = +1,23 V

 *E01 < E02* ⇒ Reaktion 1 läuft ab.

Kathode (Reduktion):

 Reaktion 3:

 **±0**

 K+ + e- → K

 *E03* = +2,94 V

 Reaktion 4:

 **+I ±0**

 2 H2O + 2 e- → H2 + 2 OH-

 *E04 =* +0,83 V

Reaktion 5:

 **±0**

 2 H+ + 2 e- → H2

 bzw. 2 H3O++ 2 e- → H2 + 2 H2O

 *E05* = ± 0,00 V

 *E05 < E04 < E03*  ⇒ Reaktion 4 läuft ab.

Die eigentlich zu erwartende Abscheidung von H2 erfolgt nicht wegen der hohen Überspannung von Wasserstoff an Graphit.

 Die Zersetzungsspannung *UZ* ist die zur Durchführung der Elektrolyse mindestens benötigte Differenz der Elektrodenpotenziale von Anode und Kathode.

 *UZ* = Δ*E* = *E*(Kathode) – *E*(Anode) = +0,83 V – (–0,40 V) = +1,23 V

Die Zersetzungsspannung zur Durchführung der Elektrolyse von H2O zur Erzeugung von H2 beträgt +1,23 V.

 Am Pluspol entstehen Sauerstoff und Wasser, am Minuspol Wasserstoff und Hydroxid-Ionen.

 Reaktionsgleichung für die Gesamtreaktion: 2 H2O → 2 H2 + O2 6 VP

1. H

 O=C=O + 4 H–H → H–C–H + 2 O

 H H H

 +IV ±0 -IV +I +I

 CO2 + 4 H2 → CH4 + 2 H2O

 8 e-

 Der Kohlenstoff in CO2 wird reduziert,

 - weil C Elektronen aufnimmt,

 - weil die Oxidationszahl von +IV auf –IV sinkt,

 - weil Sauerstoff abgegeben wird,

 - weil Wasserstoff gebunden wird.

 Der Wasserstoff (H2) wird oxidiert,

 - weil H Elektronen abgibt,

 - weil die Oxidationszahl von ±0 auf +I steigt,

 - weil von H teilweise Sauerstoff gebunden wird (H2O-Bildung). 4 VP

3 CH4 + 2 O2 → CO2 + 2 H2O (Hinreaktion)

 Δ*Hr* = 1 mol • Δ*H0f* (CO2 g) + 2 mol • Δ*H0f* (H2O l)

 - 1 mol • Δ*H0f* (CH4 g) – 2 mol • Δ*H0f* (O2 g)

 = –394 kJ + 2 • (–286 kJ) – (–74 kJ) – 2 • 0 kJ

 = (–394 – 572 + 74) kJ

 = –892 kJ

 Die Reaktionsenthalpie für die Verbrennung von Methan beträgt (bei flüssigem Vorliegen von Wasser) –892 kJ • mol-1.

Elektrolyse von Wasser:

2 H2O(l) → 2 H2(g) + O2(g)

 Δ*Hr* = 2 mol • Δ*H0f* (H2 g) + Δ*H0f* (O2 g) – 2 mol • Δ*H0f* (H2O l)

 = 0 kJ + 0 kJ – 2 • (–286 kJ)

 = 572 kJ

 Methanisierung::

 CO2(g) + 4 H2(g) → CH4(g) + 2 H2O(l)

 Δ*Hr* = Δ*H0f* (CH4 g) + 2 mol • Δ*H0f* (H2O l)

 – Δ*H0f* (CO2 g) – 4 mol • Δ*H0f* (H2 g)

 = –74 kJ + 2 • (–286 kJ) – (–394 kJ) + 4 • 0 kJ

 = (–74 – 572 + 394) kJ

 = –252 kJ

 Zusammenführung der Teilreaktionen:

2 • Elektrolyse von H2O: 4 H2O(l) → 4 H2(g) + 2 O2(g)

1 • Methanisierung: CO2(g) + 4 H2(g) → CH4(g) + 2 H2O(l)

Gesamtreaktion: CO2(g) + 2 H2O(l) → CH4(g) + 2 O2(g)

Für die Geamtreaktion wurde Δ*Hr* = –892 kJ berechnet.

 Für 2 • Elektrolyse von H2O: Δ*Hr =* 2 • 572 kJ = 1.144 kJ

 Für 1 • Methanisierung: Δ*Hr =* –252 kJ

 **Für die Gesamtreaktion aus den Teilreaktionen:** Δ*Hr =*  892 kJ **(Rückreaktion)**

Die Summe der Energieumsätze der Teilreaktionen hat den gleichen Betrag wie der Energieumsatz der Gesamtreaktion. Auch die Δ*Hr*-Wertefür Hin- und Rückreaktion haben den gleichen absoluten Betrag. Der Energieerhaltungssatz von Hess wird hierdurch bestätigt. 4 VP

4

 Anode Kathode

 4 e-

 4 e- Membran 2 O2- O2 **3**

 Pt + Pt

 **1** 2 H2 → 4 H+ → 2 H2O **4**

 **2** 3 VP

 20 VP