# Aufgabe 1

* 1. H2SO4 + H2O H3O+ + HSO4-

 HSO4- + H2O H3O+ + SO42-

 KS(H2SO4) = 1000 mol **.** L-1

 =

 [H3O+] **.** [HSO4-] 1000

 [H2SO4] 1

 → Gleichgewicht liegt rechts

 KS(HSO4-) = 1,02 **.** 10-2 mol **.** L-1

 =

 [H3O+] **.** [SO42-] 1,02

 [HSO4-] 100

 → Gleichgewicht liegt links

 Entsprechende Begründung auch über pKS(H2SO4) = -3 und pKs(HSO4-) = 1,99 möglich: pKS(HSO4-) > pKS(H2SO4). **3 VP**

1.2 Der Wassereintritt in die Tanks verdünnte die konzentrierte Schwefelsäure stark. Da Schwefelsäure eine starke Säure ist, protonierte sie die als Base fungierenden H2O-Moleküle.

H2SO4 + H2O → H3O+ + HSO4-

Dadurch stieg die Konzentration der H3O+-Ionen, welche mit dem Eisen der Wände der Stahltanks zu Wasserstoff reagierten.

Fe + 2 H3O+ → Fe2+ + H2 + 2 H2O

Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Reaktion mit Elektronenübergang, also um eine Redoxreaktion.

Fe ist Reduktionsmittel, durch Abgabe zweier Elektronen oxidiert es sich von Fe(±0) zu Fe2+.

H3O+ = H+ **.** H2O ist Oxidationsmittel, durch Aufnahme zweier Elek-tronen reduzieren sich 2 H+ zu H2(±0). **3 VP**

1.3 *ρ*(H2SO4) = 1,84 g **.** cm3

In 1000 cm3 = 1 L dieser H2SO4 sind demnach 1.840 g H2SO4 enthalten, in 12 L also 1.840 **.** 12 g H2SO4 = 22.080 g H2SO4 = 22,08 kg H2SO4.

Nach der Verdünnung dieser 12 L H2SO4(konz.) mit 1.600.000 L reinem H2O sind 22.080 g H2O in 1.600.012 L enthalten

1.600.012 L verdünnter Lösung ≙ 22.080 g H2SO4

1 L verdünnter Lösung ≙ (22.080 / 1.600.012) g H2SO4 = 0,014 g H2SO4

M(H2SO4) = 2 g + 32 g + 64 g = 96 g

96 g H2SO4 ≙ 1 Mol H2SO4

1 g H2SO4 ≙ (1 / 96) Mol H2SO4

0,014 g H2SO4 = (0,014 / 96) Mol H2SO4 = 0,000145 Mol H2SO4

= 1,46 **.** 10-4 Mol **.** L-1

Die Konzentration der Säure nach der Verdünnung mit 1,6 Mio. L H2O war also 1,46 **.** 10-4 m.

pH = -lg 1,46 **.** 10-4 = 3,84

*Beurteilung der Übertragbarkeit dieses Ergebnisses auf die Verhältnisse im Rhein:*

Eine direkte Übertragbarkeit ist nicht gegeben, z.B.

* weil im Rheinwasser viele Stoffe gelöst sind, die einen eigenen Anteil zum Gesamt-pH beitragen,
* weil diese Stoffe mit der Schwefelsäure reagieren könnten,
* weil es durch unterschiedliche Strömungsgeschwindigkeiten zu Konzentrationsabweichungen kommen kann. **4 VP**

1.4 In eine Vorlage (z.B. Erlenmeyer-Kölbchen) pipettiert man eine definierte Menge der Wasserprobe (z.B.10 mL). In diese Lösung des Titranden gibt man einige Tropfen eines geeigneten Indikators.

 Nun befüllt man eine Bürette mit der Titrationslösung (Titrator). Da die Säurekonzentration der Wasserprobe bestimmt werden soll, wählt man eine Base bekannter Konzentration.

 Der Titrator wird solange in die Vorlage getropft, bis der Indikator umschlägt. (Die Indikatorfarbe muss dauerhaft bestehen bleiben.) Während der Zugabe des Titrators zum Titranden schüttelt man die Vorlage ständig oder verwendet einen Magnetrührer.

 Ist der Umschlagpunkt des Indikators erreicht, muss man an der Bürette die Menge an verbrauchtem Titrator ablesen. Die Menge an verbrauchter Base ist der Menge an vorgelegter Säure äquivalent. Diese Menge an Säure in der vorgelegten Menge Titrand muss auf 1 Liter hochgerechnet werden. Hieraus ergibt sich die Konzentration der Säure in der Wasserprobe in Mol pro Liter, **4 VP**

2.1 • Mit steigender Temperatur sinkt die Ausbeute an SO3. Grund hierfür ist nach Le Chatelier die exotherme Reaktion, die bei höheren Temperaturen zurückgedrängt (= durch niedrigere Temperaturen begünstigt) wird.

* Man muss den Druck erhöhen.

Wie die Reaktionsgleichung zeigt, läuft die Reaktion unter Volumenverminderung ab (3 Volumina SO2 und O2 zu 2 Volumina SO3). Reaktionen, die unter Volumenverminderung ablaufen, werden nach dem Prinzip des kleinsten Zwangs durch Druckerhöhung begünstigt. **3 VP**

* 1. A: höchste Ausbeute an SO3 (zusammen mit C), sehr schnelle

 Gleichgewichtseinstellung

 → niedrige Temperatur, Katalysator;

 B: deutlich geringere Ausbeute (im Vergleich zu A und C)

 → hohe Temperatur;

 C: höchste Ausbeute an SO3 (zusammen mit A), jedoch im Vergleich zu A wesentlich langsamere Gleichgewichtseinstellung

 → gleiche Temperatur wie bei A, kein Katalysator. **3 VP**

 **20 VP** 20 VP

# Aufgabe 2

1 • *Benennung der Monosaccharid-Bausteine von links nach rechts:*

β-D-Glucose, α-D-Glucose, β-D-Fructose.

 *Verknüpfungen der Bausteine:*

 β-D-Glucose1-6α-D-Glucose, 1,6-glykosidisch,

 α-D-Glucose1-2β-D-Fructose, 1,2-glykosidisch.

 *Weiterer Disaccharid-Baustein:*

 Saccharose; die in der Mitte befindliche α-D-Glucose ist sowohl Bestandteil des Disaccharids Gentiobiose (β-D-Glu1-6α-D-Glu) als auch des Disaccharids Saccharose (α-D-Glu1-2β-D-Fru).

 • C18H32O16 + 2 H2O → 3 C6H12O6

 • CH2OH

 C=O

 HO-C-H

 H-C-OH

 H-C-OH

 CH2OH **5 VP**

1. • *Beschreibung der Tollens*-Probe:

 Die Tollens-Probe (= Silberspiegelprobe) dient dem Nachweis reduzierender Zucker. Zur zu untersuchenden Lösung gibt man erst eine Silbernitrat-, dann eine Ammoniak-Lösung. Wegen

NH3 + H2O → NH4+ + OH-

 enthält die Ammoniak-Lösung OH--Ionen, die normalerweise AgOH gemäß Ag+ + OH- → AgOH

 ausfällen würden, welches dann wegen

2 AgOH → Ag2O + H2O

zu Silberoxid altert. Die Anwesenheit eines Überschusses an NH3 verhindert dies jedoch. Statt Ag+ als AgOH zu fällen, wird es in einem Silberdiamminkomplex maskiert und so vor dem Angriff der OH--Ionen „versteckt“. Ag+ + 2 NH3 → [Ag(NH3)2]+

Damit wird Ag+, zwar nicht als Aquokomplex, aber als Diamminkomplex, weiter in Lösung gehalten und könnte deshalb einen reduzierenden Zucker aufoxidieren, wobei es selbst durch den Zucker zu Ag reduziert würde. Bei vorsichtigem Erwärmen im Wasserbad wird dann die Innenwand des Reaktionsgefäßes verspiegelt, es entsteht ein Silberspiegel.

 *Erklärung der zu erwartenden Beobachtungen:*

* Vor Beginn der Hydrolyse verläuft die Tollens-Probe negativ, das Trisaccharid Gentianose liegt komplett vollacetalisch vor und zeigt deshalb keine reduzierende Wirkung.
* Mit fortschreitender Hydrolyse steigt die Konzentration an reduzierenden Zuckern (Halbacetale!) ständig an, so dass sich der Silberspiegel zunehmend besser bildet.

• Da zuerst ein Disaccharid und ein Monosaccharid entstehen, kann es sich bei den Spaltprodukten um Gentiobiose und Fructose (Fall A) oder um Glucose und Saccharose (Fall B) handeln.

 Darüber, ob die β-D-Glu1-6α-D-Glu-Bindung zwischen β-D-Glucose und α-D-Glucose gespalten wird oder die α-D-Glucose1-2β-D-Fructo-se-Bindung zwischen α-D-Glucose und β-D-Fructose, gibt ein Glucose-Nachweis Auskunft. Ist Glucose im frühen Hydrolysat vorhanden, so liegt Fall B vor, verläuft der Glucose-Nachweis negativ, so trifft Fall A zu.

 Der Glucose-Nachweis erfolgt mithilfe des GOD-Tests, eines Schnelltests mit einem Teststreifen. Das Enzym Glucoseoxidase (GOD) katalysiert die Oxidation von α-D-Glucose zu D-Gluconolacton, einem intramolekularen Ester. Dabei wird Wasserstoff abgespalten, der unter Wasserstoffperoxidbildung mit Sauerstoff reagiert. H2O2 wirkt oxidierend und oxidiert mithilfe eines weiteren Enzyms, der Peroxidase, einen Redoxindikator. Dieser ist in der reduzierten, farblosen Form (Leukoform) auf dem Teststreifen aufgetragen. Durch veränderte

 Lichtabsorptionseigenschaften färbt sich die Leukoform bei H2O2-An-wesenheit grün. Die Grünfärbung des Teststreifens ist also ein positiver Nachweis auf Glucose. **6 VP**

3 • C6H12O6 → 2 C2H5OH + 2 CO2

 • M(C6H12O6) = 72 g + 12 g + 96 g = 180 g

 2 M(C2H5OH) = 2 **.** (24 g + 6 g + 16 g) = 2 **.** 46 g = 92 g

 180 g C6H12O6 liefern 92 g C2H5OH.

 200.000 g C6H12O6 liefern x g C2H5OH.

 x 200.000

=

 92 180

 92 **.** 200.000

 = 102.222,2

x =

 180

 Es werden also 102,222 kg Ethanol gebildet.

 180 g C6H12O6 liefern 2 Mol CO2 ≙ 2 **.** 27,3 L CO2 = 54,6 L CO2.

 200.000 g C6H12O6 liefern x L CO2.

 x 200.000

=

 54,6 180

 54,6 **.** 200.000

 = 60.666,66

x =

 180

 Es werden also 60.666,666 L CO2 frei gesetzt. **3 VP**

4 C2H5OH(l) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(l)

 Δ*H*0r = [2 **.** Δ*H*0f(CO2) + 3 **.** Δ*H*0f(H2Ol)] – [Δ*H*0f(C2H5OHl) + Δ*H*0f(O2)]

 = [2 **.** (-394) + 3 **.** (-286)] kJ **.** mol-1 – [- 277 + 0] kJ **.** mol-1

 = (- 788 – 858 + 277) kJ **.** mol-1

 = - 1.369 kJ **.** mol-1

 M(C2H5OH) = 46 g

 46 g C2H5OH setzen 1.369 kJ frei.

 100 g C2H5OH setzen x kJ frei.

 x 1.369

=

 100 46

 136.900

 = 2.976,1

x =

 46

 100 g C2H5OH setzen 2.976,1 kJ frei.

 C6H12O6(s) + 6 O2(g) → 6 CO2(g) + 6 H2O(l)

 Δ*H*0r = [6 **.** Δ*H*0f(CO2) + 6 **.** Δ*H*0f(H2Ol)] – [Δ*H*0f(C6H12O6) + 6 **.** Δ*H*0f(O2)]

 = [6 **.** (-394) + 6 **.** (-286)] kJ **.** mol-1 – [- 1.273 + 0] kJ **.** mol-1

 = (- 2.364 – 1.716 + 1.273) kJ **.** mol-1

 = - 2.807 kJ **.** mol-1

 M(C6H12O6) = 180 g

 180 g C6H12O6 setzen 2.807 kJ frei.

 100 g C6H12O6 setzen x kJ frei.

 x 2.807

=

 100 180

 280.700

 = 1.559,4

x =

 180

 100 g C6H12O6 setzen 1.559,4 kJ frei.

 Brennwert (C2H5OH) / 100 g = 2.976,1 kJ

 Brennwert (C6H12O6) / 100 g = 1.559,4 kJ

 1.559,4 kJ **.** 2 = 3.118,8 kJ

Der Brennwert von Ethanol ist also fast doppelt so hoch wie der von Glucose. **4 VP**

5 Gentianin besitzt einen heterozyklischen Sechsring mit einem Stickstoffatom. Wegen seines freien Außenelektronenpaars kann das Stickstoffatom als Base fungieren und ein Proton aufnehmen. Dieses wird unter Bildung von OH- von Wasser geliefert.

 

 **2 VP**

 **20 VP**  20 VP

# Aufgabe 3

1. H H H **-III** **±0** H H **+I** O **-II**

Katalysator

Katalysator

C = C C H + CO2 C = C C + H2O

 H H H H

 H H **+I** O **±0** H H **+III** O

1211

2

··

C = C C + O2 C = C C **-II**

 H H H O H

Die Oxidationszahl am terminalen C-Atom steigt von –III (Propen) über +I (Propenal) bis +III (Propensäure). Der Kohlenstoff wird also zum Aldehyd oxidiert und dieser zur Carbonsäure weiter oxidiert.

Gleichzeitig wird bei beiden Reaktionen der Sauerstoff von der Stufe ±0 zur Stufe –II reduziert. **4 VP**

1. H H O H

C = C C O C H

 H H

* Bei Acrylsäuremolekülen (1 Carboxylgruppe) treten hauptsächlich Wasserstoffbrücken zwischen benachbarten Carboxylgruppen auf.
* Itaconsäure kann mit 2 Carboxylgruppen mehr Wasserstoffbrücken zu benachbarten Molekülen ausbilden als Acrylsäure. Sie hat wegen der 2 Carboxylgruppen den höchsten Schmelzpunkt.
* Acrylsäuremethylester liegt mit seiner Estergruppe hinsichtlich des Siedepunkts zwischen den beiden anderen Stoffen. **4VP**

3.1 H H H COOH

 **· · ·** C C C C **· · ·**

 H C=O H H C H

 O COOH

 H C H

 H **2 VP**

 3.2 • CH2OH

 CH2

 O

 CO

 **· · ·** CH2 CH CH2 C **· · ·**

 CO CH2

 O CO

 CH3 O

 CH2

 CH2OH

* *Reaktionstyp:* Polykondensation
* *Copolymer aus Aufgabenteil* 3.1:

- Die Molekülketten sind linear mit kurzen Seitenketten,

 → wegen der Seitenketten existieren nur geringe zwischenmo-

 lekulare Kräfte;

- diese können daher beim Erwärmen leicht überwunden werden,

 → der Kunststoff erweicht, die Ketten gleiten leicht aneinander vorbei.

* Dieser Kunststoff ist somit ein **Thermoplast**.

 *Nach Zugabe geringer Mengen Diol:*

- Es kommt wegen der Bifunktionalität des Diols zu einer dreidimensionalen Vernetzung; diese ist bei nur geringen Diolmengen weitmaschig,

 → deshalb liegt ein **Elastomer** vor, das beim Erwärmen leicht verformbar ist;

 - bei stärkerem Erwärmen zersetzt sich das Elastomer.

*Nach Zugabe großer Mengen Diol:*

- Es kommt zu einer noch engmaschigeren Vernetzung, es entsteht ein **Duroplast**, der nicht verformbar ist und nicht erweicht, sondern sich zersetzt. **6 VP**

4 CH2=CH-COOH + NaOH → CH2=CH-COO-Na+ + H2O

 1.000 mL 1,0 m NaOH enthalten 1 mol NaOH.

 1 mL 1,0 m NaOH enthält 0,001 mol NaOH.

 7,8 mL 1,0 m NaOH enthalten 0,0078 mol NaOH.

 In 20,0 mL wässriger Lösung von Propensäure

 waren also 0,0078 mol Propensäure enthalten,

 in 10 mL 0,0039 mol Propensäure,

 in 1.000 mL 0,39 mol Propensäure.

 *C*(C2H3COOH) = 0,39 mol **·** L-1

 *M*(C3H4O2) = 36 g + 4 g + 32 g = 72 g

 1 mol C2H3COOH ≙ 72 g C2H3COOH

 In 1 L C2H3COOH sind 0,39 mol C2H3COOH enthalten.

 In 1 mL C2H3COOH sind 0,00039 mol C2H3COOH enthalten.

 In 20 mL sind 0,0078 mol C2H3COOH enthalten.

 1 mol C2H3COOH ≙ 72 g

 0,0078 mol C2H3COOH ≙ 0,0078 **.** 72 g = 0,5616 g

 *m*(C2H3COOH) = 0,562 g**4 VP**

 **20 VP** 20 VP

**Aufgabe 4**

1 • *Beschreibung eines vollständigen Versuchsaufbaus zur experimentellen Bestimmung des Standardpotenzials für das Redoxpaar Au/Au3+:*

 Bezugselement ist eine Standard-Wasserstoffelektrode. Als solche dient eine Platinelektrode, deren Oberfläche durch aufgebrachtes fein verteiltes Platin stark vergrößert wurde (platinierte Platinelektrode). Sie taucht in eine Lösung mit Oxoniumionen der Konzentration *c*(H3O+) = 1mol **·** L-1 ein (pH = 0), als Protonenlieferant bietet sich z.B. Salzsäure an. In diese Lösung wird Wasserstoff eingeleitet (*p* = 1.013 hPa), welcher die Platinelektrode umspült. Dank der großen Oberfläche adsorbiert sich der Wasserstoff am Platin, die Platinelek-trode wird so zur Wasserstoffelektrode. Beide Zellen sind durch ein Diaphragma voneinander getrennt.

 Gegen die Wasserstoffhalbzelle ist die Goldhalbzelle geschaltet. Eine Au-Elektrode taucht in eine 1 m Au+-Lösung ein. Wasserstoffelektrode

 und Goldelektrode sind leitend miteinander verbunden, ein Spannungsmessgerät ist zwischengeschaltet.

 Der Aufbau der Zelle wird durch die Zellengleichung

Au / Au+(aq.)(1M) // H+(aq.) (1M) / ½ H2(Pt)(1.013 hPa)

 beschrieben.

 • *U* = Δ*E*0(Au/Au+) – *E*0(Zn/Zn2+) = + 1,69 V - (- 0,76 V)

 *U* = + 2,45 V

 • Zink ist der Minuspol, Gold der Pluspol. Zn und Au haben deutlich unterschiedliche Lösungstensionen.

 Treten aus der Elektrodenoberfläche Metallionen in die Lösung über, lädt sich die Elektrodenoberfläche negativ auf, weil die Elektronen im Metall zurückbleiben. Das auf diese Weise gebildete elektrische Feld zwischen der Metalloberfläche und der benachbarten Lösung drängt die Bildung weiterer Ionen zurück und verstärkt die Tendenz der Ionen im Medium, unter Aufnahme von Elektronen wieder zurückgeführt zu werden. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion (Freisetzung von Ionen) nimmt also ständig ab, die Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion (Rückführung der Ionen) nimmt umgekehrt ständig zu. Sind die Geschwindigkeiten von Hin- und Rückreaktion gleich groß, hat sich ein dynamisches Gleichgewicht eingestellt, es liegt eine elektrochemische Doppelschicht aus Elektronen an der Elektrodenoberfläche und Ionen in der umgebenden Lösung vor.

 Gold ist edel, Zink unedel. Deshalb gehen aus der Goldelektrode erheblich weniger Ionen in Lösung als aus der Zinkelektrode. Damit bleiben, anders als bei der Zinkelektrode, nur sehr wenige Elektronen auf der Oberfläche der Goldelektrode zurück. Dank der so entstandenen Spannung zwischen beiden Halbzellen fließen durch den Draht der leitenden Verbindung Elektronen vom Ort des höheren Elektronendrucks (Zinkelektrode) zum Ort des niedrigeren Elektronendrucks (Goldelektrode). **6 VP**

2.1 • **

 • Minuspol = Anode: Zn → Zn2+ + 2 e-

 Pluspol = Kathode: Au+ + e- → Au

 • Der Tonbecher fungiert als Diaphragma: Ionen können über die Wand des Tonbechers zwischen der Kochsalzlösung und der Gold(I)-salzlösung wandern. **5 VP**

2.2 *Vorteile des elektrolytischen Vergoldens gegenüber dem Vergolden durch Schmelztauchen:*

 - Die Goldschicht ist dünner als beim Schmelztauchen, deshalb hat man eine Kostenersparnis wegen des geringeren Goldverbrauchs.

 - wegen der nur dünnen Goldschicht bleiben feine Oberflächenstrukturen erhalten.

 - Die Oberflächenbeschichtung mit Gold wird beim elektrolytischen Verfahren gleichmäßiger.

 - Weil kein Gold geschmolzen werden muss, hat man wegen des geringeren Energieverbrauchs eine weitere Kostenersparnis.

 (Nur 2 Angaben sind verlangt.) **2 VP**

3 • ±0 ±0

 2 Au(s) + 3 Cl2(g) → 2 Au3+)aq.) + 3 Cl-(aq.)

 *Begründung für das Vorliegen einer Redox-Reaktion:*

Au(±0) wird oxidiert zu Au3+, Cl2(±0) wird reduziert zu Cl-.

 • M(Au) = 197,0 g, 2 mol (Au) ≙ 394 g Au

 1 mol CO2 ≙ 22,4 L (unter N.B.), 3 mol CO2 ≙ 3 **·** 22,4 L (unter N.B.)

 bzw. 3 **·** 24,0 L (unter den hier herrschenden Bedingungen)

 2 mol Au werden von 3 mol Cl2 ungesetzt.

 394 g Au werden von 72,0 L Cl2 umgesetzt.

 x 72,0

=

 100 394

 7200

= 18,274

x =

 394

 *V*(Cl2) = 18,274 L **4 VP**

4 Eisen-Kathode:

 A: 2 H+ + 2 e- → H2 *EZ* = *E0* + *EÜ = -* 0,41 V + (- 0,15 V) = - 0,56 V

 B: Na+ + e- → Na *EZ* = - 2,71 V

 Graphit.Anode:

 A: 2 Cl-→ Cl2 + 2 e- *EZ*= *E0 + EÜ =* + 1,36 V + 0,12 V = + 1,48 V

 B: 4 OH-→O2+2H2O+4 e-­ *EZ*= *E0 + EÜ = +* 0,82 V + 0,95 V = + 1,77 V7

 - Bei Elektrolysen laufen immer die Reaktionen ab, welche die kleinste Zersetzungsspannung *EZ* erfordern.

 An der Kathode wird der Stoff mit dem größten Abscheidungspotenzial reduziert. Dies ist hier bei Reaktion A der Fall: - 0,56 V > - 2,71 V.

 An der Anode wird der Stoff mit dem kleinsten Abscheidungspotenzial oxidiert. Auch hier ist dies bei Reaktion A der Fall: + 1,48 V < + 1,77 V.

 Die Reaktionen B werden daher nicht ablaufen.

 - *Alternative Lösung durch Berechnung von ΔE:*

Δ*E*(Reaktionen A) = - 0,56 V - (+ 1,48 V) = 2,04 V

 Δ*E*(Reaktionen B) = - 2,71 V - (+ 1,77 V) = 4,48 V

Die Reaktionen B benötigen eine um 2,44 V höhere Abscheidungs-

spannung als die Reaktionen A und laufen deshalb nicht ab.

 - *Auch eine grafische Lösung mit einem Spannungsdiagramm ist möglich.*

 (Da unter den gegebenen Bedingungen an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Chlor entwickelt wird, gelingt die Abscheidung von Natrium nicht. Für die Abscheidung von Natrium (Na+ + Cl-­ → Na + ½ Cl2) ist die Überspannung an der Eisenkathode zu hoch. Will man Natrium aus Kochsalz abscheiden, muss man deshalb ein anderes Kathodenmaterial wählen.) **3 VP**

 **20 VP**