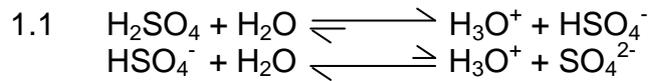


Aufgabe 1


$$K_S(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1000 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HSO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} = \frac{1000}{1}$$

→ Gleichgewicht liegt rechts

$$K_S(\text{HSO}_4^-) = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

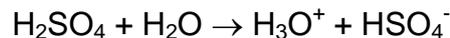
$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{1,02}{100}$$

→ Gleichgewicht liegt links

Entsprechende Begründung auch über $\text{p}K_S(\text{H}_2\text{SO}_4) = -3$ und $\text{p}K_S(\text{HSO}_4^-) = 1,99$ möglich: $\text{p}K_S(\text{HSO}_4^-) > \text{p}K_S(\text{H}_2\text{SO}_4)$.

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 H_2O -Moleküle.



Dadurch stieg die Konzentration der H_3O^+ -Ionen, welche mit dem Eisen der Wände der Stahltanks zu Wasserstoff reagierten.



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 $\text{Fe}(\pm 0)$ zu Fe^{2+} .

$\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}^+ \cdot \text{H}_2\text{O}$ ist Oxidationsmittel, durch Aufnahme zweier Elektronen reduzieren sich 2 H^+ zu $\text{H}_2(\pm 0)$.

3 VP

$$1.3 \quad \rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ g} \cdot \text{cm}^3$$

In $1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L}$ dieser H_2SO_4 sind demnach $1.840 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ enthalten, in 12 L also $1.840 \cdot 12 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 22.080 \text{ g H}_2\text{SO}_4$
 $= 22,08 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$.

Nach der Verdünnung dieser $12 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{konz.})$ mit $1.600.000 \text{ L}$ reinem H_2O sind $22.080 \text{ g H}_2\text{O}$ in $1.600.012 \text{ L}$ enthalten

$$1.600.012 \text{ L verdünnter Lösung} \triangleq 22.080 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ L verdünnter Lösung} \triangleq (22.080 / 1.600.012) \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$= 0,014 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ g} + 32 \text{ g} + 64 \text{ g} = 96 \text{ g}$$

$$96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \triangleq 1 \text{ Mol H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \triangleq (1 / 96) \text{ Mol H}_2\text{SO}_4$$

$$0,014 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = (0,014 / 96) \text{ Mol H}_2\text{SO}_4 = 0,000145 \text{ Mol H}_2\text{SO}_4$$

$$= 1,46 \cdot 10^{-4} \text{ Mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Die Konzentration der Säure nach der Verdünnung mit 1,6 Mio. L H₂O war also $1,46 \cdot 10^{-4} \text{ m}$.

$$\text{pH} = -\lg 1,46 \cdot 10^{-4} = 3,84$$

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. ERLLENMEYER-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

- 2.2 A: höchste Ausbeute an SO_3 (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 SO_3 (zusammen mit A), jedoch im Vergleich zu A wesentlich langsamere Gleichgewichtseinstellung
→ gleiche Temperatur wie bei A, kein Katalysator.

3 VP

20 VP

Aufgabe 2

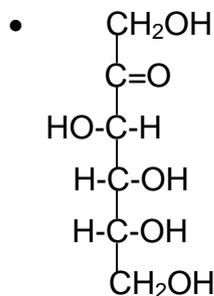
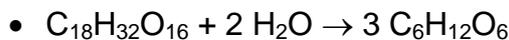
- 1 • *Benennung der Monosaccharid-Bausteine von links nach rechts:*
 β-D-Glucose, α-D-Glucose, β-D-Fructose.

Verknüpfungen der Bausteine:

β-D-Glucose1-6α-D-Glucose, 1,6-glykosidisch,
 α-D-Glucose1-2β-D-Fructose, 1,2-glykosidisch.

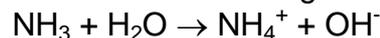
Weiterer Disaccharid-Baustein:

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).

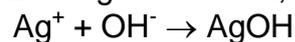


5 VP

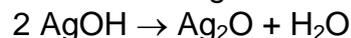
- 2 • *Beschreibung der TOLLENS-Probe:*
 Die TOLLENS-Probe (= Silber Spiegelprobe) dient dem Nachweis reduzierender Zucker. Zur zu untersuchenden Lösung gibt man erst eine Silbernitrat-, dann eine Ammoniak-Lösung. Wegen



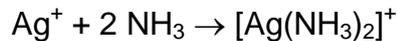
enthält die Ammoniak-Lösung OH⁻-Ionen, die normalerweise AgOH gemäß



ausfällen würden, welches dann wegen



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“.



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 Gentiobiose 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 Silber Spiegel 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-Glu1-6 α -D-Glu-Bindung zwischen β -D-Glucose und α -D-Glucose gespalten wird oder die α -D-Glucose1-2 β -D-Fructose-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. H_2O_2 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 H_2O_2 -Anwesenheit grün. Die Grünfärbung des Teststreifens ist also ein positiver Nachweis auf Glucose.

6 VP

- 3 • $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$
- $M(C_6H_{12}O_6) = 72 \text{ g} + 12 \text{ g} + 96 \text{ g} = 180 \text{ g}$
 $2 M(C_2H_5OH) = 2 \cdot (24 \text{ g} + 6 \text{ g} + 16 \text{ g}) = 2 \cdot 46 \text{ g} = 92 \text{ g}$
 180 g $C_6H_{12}O_6$ liefern 92 g C_2H_5OH .
 200.000 g $C_6H_{12}O_6$ liefern x g C_2H_5OH .

$$\frac{x}{92} = \frac{200.000}{180}$$

$$x = \frac{92 \cdot 200.000}{180} = 102.222,2$$

Es werden also 102,222 kg Ethanol gebildet.

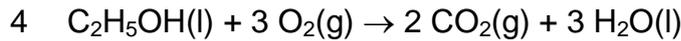
180 g $C_6H_{12}O_6$ liefern 2 Mol $CO_2 \triangleq 2 \cdot 27,3 \text{ L } CO_2 = 54,6 \text{ L } CO_2$.
 200.000 g $C_6H_{12}O_6$ liefern x L CO_2 .

$$\frac{x}{54,6} = \frac{200.000}{180}$$

$$x = \frac{54,6 \cdot 200.000}{180} = 60.666,66$$

Es werden also 60.666,666 L CO_2 frei gesetzt.

3 VP



$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= [2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_\text{l})] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_\text{l}) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)] \\ &= [2 \cdot (-394) + 3 \cdot (-286)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [-277 + 0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= (-788 - 858 + 277) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= \underline{-1.369 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ g}$$

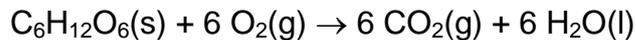
46 g C₂H₅OH setzen 1.369 kJ frei.

100 g C₂H₅OH setzen x kJ frei.

$$\frac{x}{100} = \frac{1.369}{46}$$

$$x = \frac{136.900}{46} = 2.976,1$$

100 g C₂H₅OH setzen 2.976,1 kJ frei.



$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= [6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_\text{l})] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)] \\ &= [6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-286)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [-1.273 + 0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= (-2.364 - 1.716 + 1.273) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= \underline{-2.807 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g}$$

180 g C₆H₁₂O₆ setzen 2.807 kJ frei.

100 g C₆H₁₂O₆ setzen x kJ frei.

$$\frac{x}{100} = \frac{2.807}{180}$$

$$x = \frac{280.700}{180} = 1.559,4$$

100 g C₆H₁₂O₆ setzen 1.559,4 kJ frei.

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

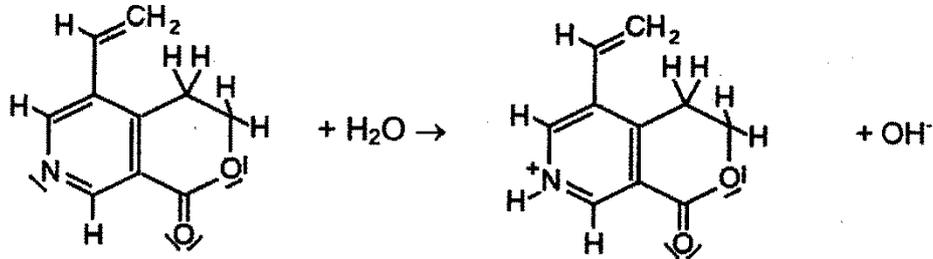
Brennwert (C₆H₁₂O₆) / 100 g = 1.559,4 kJ

$$1.559,4 \text{ kJ} \cdot 2 = 3.118,8 \text{ kJ}$$

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

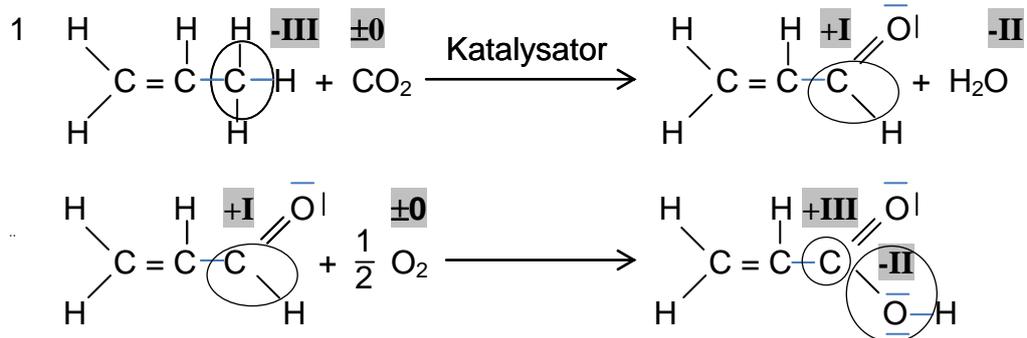
4 VP

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



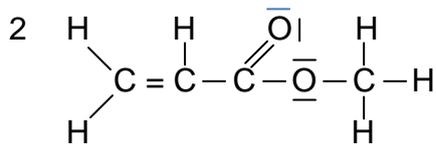
2 VP

20 VP

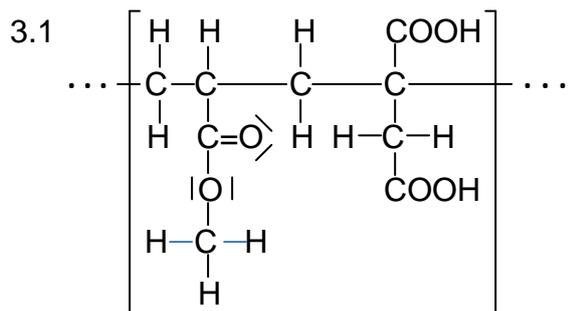
Aufgabe 3


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.

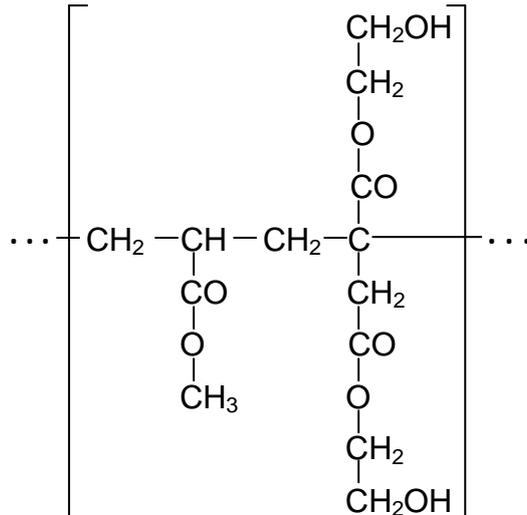
Gleichzeitig wird bei beiden Reaktionen der Sauerstoff von der Stufe ± 0 zur Stufe $-II$ reduziert.

4 VP


- 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

2 VP

3.2 •



- *Reaktionstyp:* Polykondensation
- *Copolymer aus Aufgabenteil 3.1:*
 - Die Molekülketten sind linear mit kurzen Seitenketten,
 - wegen der Seitenketten existieren nur geringe zwischenmolekulare 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


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.

$$\underline{C(\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}) = 0,39 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2) = 36 \text{ g} + 4 \text{ g} + 32 \text{ g} = 72 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{COOH} \triangleq 72 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{COOH}$$

In 1 L $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ sind 0,39 mol $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ enthalten.

In 1 mL $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ sind 0,00039 mol $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ enthalten.

In 20 mL sind 0,0078 mol $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ enthalten.

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{COOH} \triangleq 72 \text{ g}$$

$$0,0078 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{COOH} \triangleq 0,0078 \cdot 72 \text{ g} = 0,5616 \text{ g}$$

$$\underline{m(\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}) = 0,562 \text{ g}}$$

4 VP

20 VP

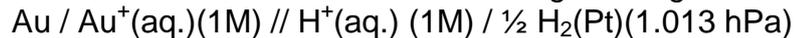
Aufgabe 4

- 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 aufgebrachtetes fein verteiltes Platin stark vergrößert wurde (plattinierte Platinelektrode). Sie taucht in eine Lösung mit Oxoniumionen der Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ein ($\text{pH} = 0$), als Protonenlieferant bietet sich z.B. Salzsäure an. In diese Lösung wird Wasserstoff eingeleitet ($p = 1.013 \text{ hPa}$), welcher die Platinelektrode umspült. Dank der großen Oberfläche adsorbiert sich der Wasserstoff am Platin, die Platinelektrode 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 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ Au⁺-Lösung ein. Wasserstoffelektrode und Goldelektrode sind leitend miteinander verbunden, ein Spannungsmessgerät ist zwischengeschaltet.

Der Aufbau der Zelle wird durch die Zellengleichung



beschrieben.

- $U = \Delta E^0(\text{Au}/\text{Au}^+) - E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = + 1,69 \text{ V} - (- 0,76 \text{ V})$

$$\underline{U = + 2,45 \text{ V}}$$

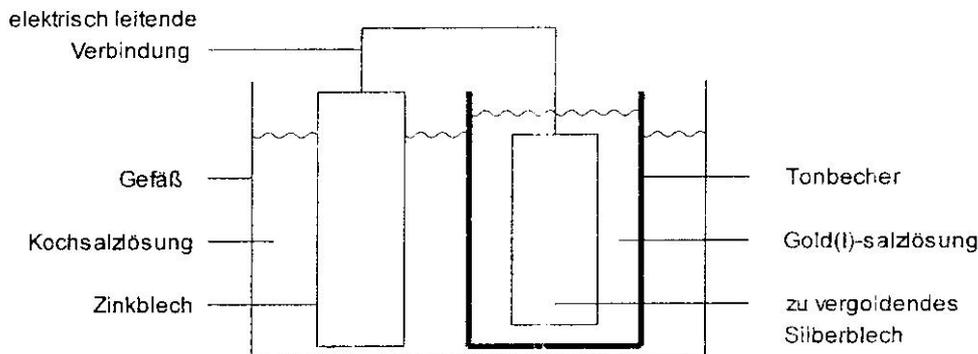
- Zink ist der Minuspol, Gold der Pluspol. Zn und Au haben deutlich unterschiedliche Lösungstensionen.

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: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Pluspol = Kathode: $\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$
- Der Tonbecher fungiert als Diaphragma: Ionen können über die Wand des Tonbechers zwischen der Kochsalzlösung und der Gold(I)-salzlösung wandern.

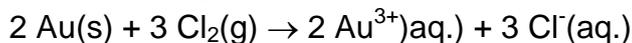
5 VP

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 • $\pm 0 \quad \pm 0$


Begründung für das Vorliegen einer Redox-Reaktion:

 $\text{Au}(\pm 0)$ wird oxidiert zu Au^{3+} , $\text{Cl}_2(\pm 0)$ wird reduziert zu Cl^- .

- $M(\text{Au}) = 197,0 \text{ g}$, $2 \text{ mol (Au)} \triangleq 394 \text{ g Au}$
 $1 \text{ mol CO}_2 \triangleq 22,4 \text{ L (unter N.B.)}$, $3 \text{ mol CO}_2 \triangleq 3 \cdot 22,4 \text{ L (unter N.B.)}$
 bzw. $3 \cdot 24,0 \text{ L (unter den hier herrschenden Bedingungen)}$

 2 mol Au werden von 3 mol Cl_2 umgesetzt.

 394 g Au werden von $72,0 \text{ L Cl}_2$ umgesetzt.

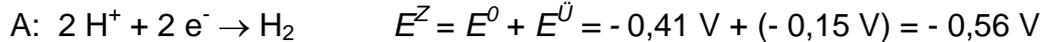
$$\frac{x}{100} = \frac{72,0}{394}$$

$$x = \frac{7200}{394} = 18,274$$

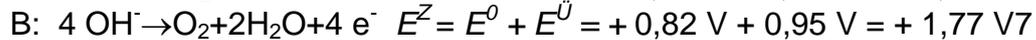
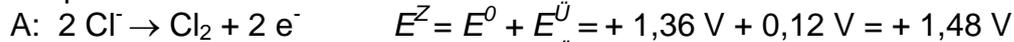
$$\underline{V(\text{Cl}_2) = 18,274 \text{ L}}$$

4 VP

4 Eisen-Kathode:



Graphit.Anode:



- Bei Elektrolysen laufen immer die Reaktionen ab, welche die kleinste Zersetzungsspannung E^Z erfordern.

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

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

Die Reaktionen B werden daher nicht ablaufen.

- *Alternative Lösung durch Berechnung von ΔE :*

$$\Delta E(\text{Reaktionen A}) = -0,56 \text{ V} - (+1,48 \text{ V}) = |2,04| \text{ V}$$

$$\Delta E(\text{Reaktionen B}) = -2,71 \text{ V} - (+1,77 \text{ V}) = |4,48| \text{ V}$$

Die Reaktionen B benötigen eine um 2,44 V höhere Abscheidungsspannung 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 ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2$) 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