# Aufgabe 1

H δ- H

N- N

H H

δ+

1 • Strukturformel von Hydrazin:

• Wegen der polaren N-H-Bindungen mit partiell positiv geladenem H und partiell negativ geladenem N können Wasser-stoffbrücken mit H2O ausgebildet werden. N2H4 ist also sehr gut wasserlöslich.

• N2H4 löst sich nicht nur in H2O, zwischen N2H4 und H2O kommt es auch zu einer Protolyse:

N2H4 + H2O → N2H5+ + OH-

• pKB(NH3) = 14 – pKS(NH4+) = 14 – 9,24 = 4,76

pKB(NH3) = 4,76; pKB(N2H4) = 6,07

→ N2H4 ist eine schwächere Base als NH3,

d.h. N2H4 kann nicht so leicht protoniert werden wie NH3.

Ursache:

In NH3 ist wegen dreier polarer N-H-Bindungen die Elektronen-dichte am N-Atom höher als in N2H4, in welchem nur zwei polare N-H-Bindungen vorliegen. 7 VP

2 • -III -III ±0 –II -I

H2N-CO-NH2 + Cl2 + 4 NaOH → N2H4 + Na2CO3 + 2 NaCl + 2 H2O

• Die Oxidationszahl von N steigt von –III auf –II,

N gibt also ein e- ab,

→ N-Atome des Harnstoffs werden oxidiert.

## Die Oxidationszahl von Cl sinkt von ±0 auf –I,

## Cl nimmt also ein e- auf,

## → Cl-Atome werden reduziert. 5 VP

## 3 • 2 N2H4 + N2O4 → 3 N2 + 4 H2O

## Aus 2 Mol N2H4 ≙ 64 g N2H4 können 3 Mol N2 ≙ 3 ∙ 22,4 L N2 = 67,2 L N2 frei gesetzt werden.

## 64 g N2H4 liefern 67,2 L N2.

## 1 g N2H4 liefert (67,2 / 64) L N2 = 1,05 L N2.

## 1000 g N2H4 liefern 1000 ∙ 1,05 L N2 = 1.050 L N2. 3 VP

## 4 • N2O4 ⇌ 2 NO2 KC =

c2(NO2)

c(N2O4)

## • (1,42 ∙ 10-2) (mol ∙ L-1)2 2,0164 ∙ 10-4­

Mol ∙ L-1

=

KC =

## 4,27 ∙ 10-2 mol ∙ L-1 4,27 ∙ 10-2­­­

= 0,472 ∙ 10-2 Mol ∙ L-1 = 4,72 ∙ 10-3­ Mol ∙ L-1

• Die Braunfärbung zeigt an, dass mehr NO2 entstanden ist,

das Gleichgewicht hat sich also nach rechts verschoben.

Die Bildung von NO2 verläuft demnach endotherm.

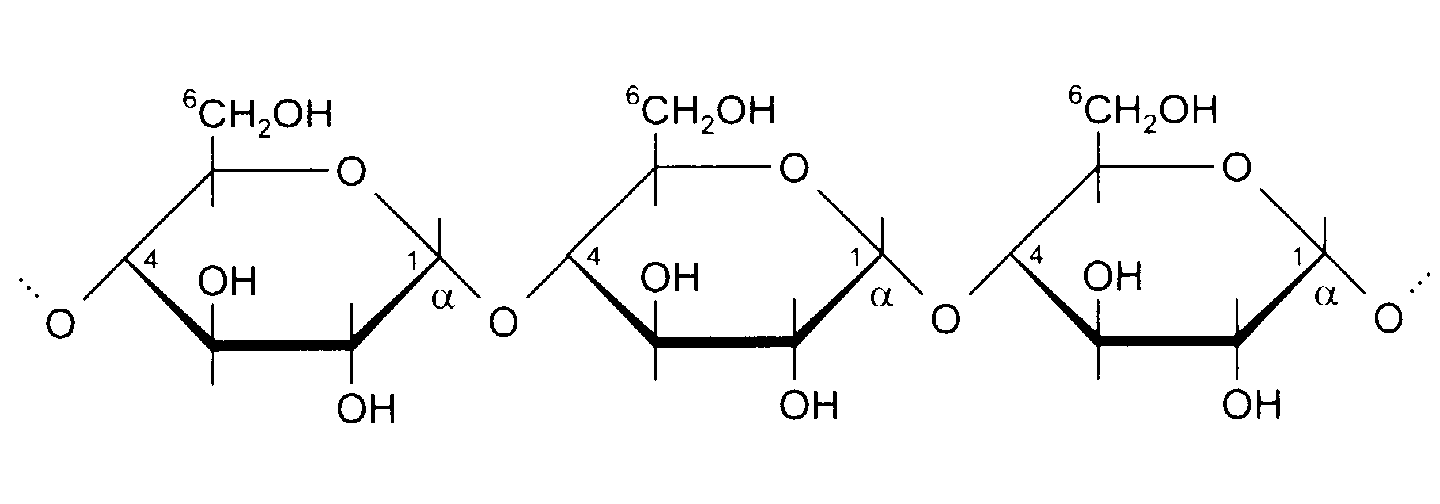
Die Bildung von N2O4 verläuft unter Volumenverminderung.

Nach Le Chatelier wird die N2O4-Bildung demnach

durch Druckerhöhung begünstigt. 5 VP

20 VP

# Aufgabe 2



1.1

### Amylose Amylopektin

500 – 5.000 Glu-Einheiten, bis zu 1.000.000 Glu-Einheiten,

die -(1,4)-glykosidisch die -(1,4)-glykosidisch

miteinander verknüpft sind miteinander verknüpft sind;

etwa jede 25. Glu-Einheit ist

zusätzlich -(1,6)-glykosidisch

mit einer Seitenkette

aus Glu-Einheiten verknüpft.

Die Glu-Einheiten Die Seitenketten erschweren

liegen als Helix vor die Ausbildung

mit ca. 6 Glu-Einheiten einer helicalen Struktur. pro Windung. 3 VP

* 1. Glucose gelangt direkt durch die Dünndarmwand ins Blut. Verdauungsprozesse finden nicht statt. Stärke muss erst enzy-matisch hydrolysiert werden, bevor Glucose vorliegt. Dies bean-sprucht eine gewisse Zeit.

*Nachweis für Glucose: z.B. Glucose-Oxidase-Test (GOD-Test)*

Glucose-Oxidase ist ein Enzym, das an der Glucose die Oxidation des C1-Kohlenstoffatoms katalysiert. Bei dieser Reaktion ent-stehen Gluconsäure und Wasserstoffperoxid. In einer nachgeschal-teten Reaktion wird H2O2 mittels Peroxidase (POD) enzymatisch zu H2O reduziert und ein Farbstoff, ABTS, oxidiert. In reduzierter Form ist ABTS farblos, in oxidierter blau. Die Blaufärbung dient als Nachweis für das Vorhandensein von H2O2 und damit von Glucose. (Gelb eingefärbte GOD-Teststreifen ergeben mit der blauen Farbreaktion eine grüne Mischfarbe.)

*Nachweis für Amylose: z.B. Iod-Stärke-Reaktion*

Nach Zugabe von Lugol’scher Lösung (Iodiodkali-Lösung = Lö-sung von I2 in einer KI-Lösung) ist bei Amylose-Anwesenheit eine tief blauschwarze Verfärbung zu beobachten. Diese kommt durch eine veränderte Lichtabsorption zustande, weil I2-Moleküle in die Wendeln der Helix eingelagert werden (Iod-Stärke-Einschluss-verbindung). 3 VP

2.1 Lys Thr Ala

COOH COOH COOH

H2N C H H2N C H H2N C H

CH2 H C OH CH3

CH2 CH3

CH2

CH2

NH2

* Um *Aminosäuren* handelt es sich, weil die Moleküle sowohl mindestens eine Aminogruppe als auch mindestens eine Carboxylgruppe besitzen.
* Um -Aminosäuren handelt es sich, weil die Aminogruppe in -Stellung gebunden ist, also an demjenigen C-Atom, das der Carboxylgruppe direkt benachbart ist.
* Um L-Aminosäuren handelt es sich, weil in der Fischer-Projektion die Aminogruppe am -C-Atom links (lat. laevis) steht.

#### Nach diesen Definitionen handelt es sich bei Lysin, Threonin und Alanin durchweg um L--Aminosäuren. 3 VP

H O CH3

### N C CH O

CH N C

CH2 H O►H

CH2

CH2

H2C-NH2

CH3

H O H-C-OH

### N C CH O

CH N C

CH2 H O►H

CH2

CH2

H2C-NH2

2.2





*letzte zwei*

*AS-Bausteine*

*im Human-Insulin*





*letzte zwei*

*AS-Bausteine*

*im Schweine-Insulin*

Der Lysinrest hat mit seiner Seitenkette Bedeutung für die Tertiär-struktur eines Proteins. Die Seitenkette stabilisiert die Tertiär-struktur

* durch die Kohlenwasserstoffkette

mithilfe der van-der-Waals-Kräfte,

* durch die Aminogruppe

mithilfe von Wasserstoffbrücken

* bzw. mithilfe von ionischen Wechselwirkungen,

falls die Aminogruppe protoniert vorliegt. 4 VP

3.1 Ausschlaggebend für die gute Pufferwirkung des Kohlensäure-puffers ist der leichte Übergang der Kohlensäure in Kohlenstoff-dioxid sowie die leichte Flüchtigkeit der Kohlensäure bzw. des Kohlenstoffdioxids.

Ist der pH-Wert des Blutes zu hoch, so gibt H2CO3 ein H+ an H2O ab, es entstehen H3O+ und HCO3-. Bei Zugabe von OH- entsteht H2O.

HCO3- + OH- → CO32- + H2O

Ist der pH-Wert hingegen zu niedrig, so bindet HCO3- H+ und wird zu H2CO3, das zu H2O und CO2 zerfällt. (Das CO2 wird ab-geatmet.)

HCO3- + H3O+ H2CO3 + H2O CO2 + 2 H2O 3 VP

3.2 Überzuckerung führt zu einer Übersäuerung des Blutes durch An-stieg der Konzentration verschiedener Stoffwechselprodukte, z.B. 2-Hydroxybutansäure.

CH3-CH2-CH(OH)-COOH + H2O → CH3-CH2-CH(OH)-COO- + H3O+

Die korrespondierenden Säure-Base-Paare des Kohlensäure-Blut-puffers sind H2CO3 / HCO3- und H3O+ / H2O. Der Puffer entfaltet seine optimale Wirkung bei einem pH = pKS ± 1. Die Obergrenze des Puffers liegt im vorliegenden Fall demnach bei

n(H2O) : n(H3O+) = 10 : 1,

die Untergrenze bei

n(H2O) : n(H3O+) = 1 : 10.

Eine zu starke Erhöhung der c(H3O+) verändert das Konzen-trationsverhältnis des korrespondierenden Säure-Base-Paares H3O+ / H2O so stark, dass die Pufferkapazität überschritten wird, der pH-Wert kann nicht mehr konstant einreguliert werden. Es kommt zur Übersäuerung des Blutes (Azidose).

Die Übersäuerung wird aber durch Ausatmen von CO2 vermieden. Das bei der Abpufferung von H3O+ gebildete CO2 steht im Gleich-gewicht mit dem CO2 der Atemluft der Lunge. Das Puffersystem kann also nicht nur H3O+-Ionen abpuffern, sondern auch das Reak-tionsprodukt CO2 aus dem Gleichgewicht entfernen:

H3O+ + HCO3- → CO2 ↑ + H2O

CO2 verlässt das System und tritt von der Lösung in die Gasphase über (offenes Puffersystem).

In der Folge sinkt die Konzentration an HCO3- und H3O+, denn nach Le Chatelier führt die Entfernung eines Produkts (hier CO2) aus dem Gleichgewicht dazu, dass es vom Gleichgewicht nachge-liefert wird (Verschiebung des Gleichgewichts nach rechts). Der pH-Wert steigt wieder an. 4 VP

20 VP

**Aufgabe 3**







### 1.1 •

1,6-Diaminohexan Hexandisäure

• Reaktionstyp zur Herstellung des Polymers:

###### Polykondensation







+

►

◄

H2O

### 







o

►

• Zwischen den benachbarten Polymerketten sind wegen der vielen polaren Gruppen (C=O und viele Wasserstoffbrücken möglich. Auch die Ausbildung vieler van-der-Waals-Kräfte zwischen den benachbarten Kohlenstoffketten trägt zur Zug- und Reißfestigkeit der Polyamide mit bei.

###### 

### 

### 









o





►



###### 













o



►



9 VP

1.2 • Möglicher Strukturformelausschnitt von ABS:



### 

• ABS wird über eine Pfropf-Copolymerisation hergestellt: An den Polybutadien-Radikalen (entstanden aus den Doppel- bindungen der Butadien-Monomere) werden Acrylnitril und Styrol polymerisiert (seitlich „aufgepfropft“). 3 VP

* 1. Polyamid, ABS Karosserieblech

Rohstoff- Erdöl nicht unbe- + Erze langfristig

verfügbarkeit grenzt verfügbar eher verfügbar

als Erdöl

### Energie- + Polymerisationen Hochofenprozess zur

bilanz stark exotherm Gewinnung von Roh-

### eisen stark Energie

verbrauchend

Verarbeitungs- + Polymerisate und + Karosserieblech durch

fähigkeit Copolymerisate Walzen, Ziehen, Pres-

nach Wunsch poly- sen, Biegen, Stanzen,

merisierbar, auch Prägen usw. sehr leicht

### im Hinblick auf bearbeitbar

eine gewünschte

Art der Verarbeitung

Recycling + Wiederverwendung + Wiederverwendung

als Rohstoff beim als Rohstoff beim

*werkstofflichen Re- Recycling von Alt-*

*cycling* oder Einspa- *metall*

rung fossiler Ener-

gieträger beim Ein-

satz zur Erzeugung

von Fernwärme und

Strom bei der *ther-*

*mischen Verwertung* 3 VP

2 • C8H8 (l) + 10 O2 (g) → 8 CO2 (g) + 4 H2O (g)

rH0 (C8H8 = C6H5CH=CH2)

= – 1 mol ∙ fH0 (C8H8) + 8 mol ∙ fH0 (CO2) + 4 mol ∙ fH0 (H2O g)

= – (+ 104) kJ ∙ mol-1 + 8 (- 394) kJ ∙ mol-1 + 4 (- 242) kJ ∙ mol-1

= – 104 kJ ∙ mol-1 – 3152 kJ ∙ mol-1 – 968 kJ ∙ mol-1

= – 4.224 kJ ∙ mol-1

• 1.000 M (C8H8) = 8 ∙ 12 kg + 8 ∙ 1 kg = 104 kg

1 Mol C8H8 ≙ 104 g C8H8 liefert 4.244 kJ

104 kg C8H8 liefern 4.244.000 kJ = 4.244 MJ

1 kg C8H8 liefert (4.244 / 104) MJ = 40,81 MJ

### Der Heizwert von Styrol (40,81 MJ ∙ kg-1) liegt somit fast bei dem von Heizöl und ist bedeutend günstiger als der von Erdgas, Steinkohle und Holz.

### 

### • Aus einem Molekül C8H8 und 10 Molekülen O2 entstehen 12 neue Moleküle, 8 Moleküle CO2 und 4 Moleküle H2O, also ins-gesamt 1 Molekül mehr.

### Aus einem flüssigen und 10 gasförmigen Molekülen entstehen 12 gasförmige Moleküle, also insgesamt 2 gasförmige Mole-küle mehr.

### Wegen der steigenden Anzahl der Moleküle und der Zunahme des gasförmigen Zustandes nimmt die Unordnung und damit die Entropie zu, die ein Maß für die Unordnung ist.

### Mithilfe der Tabelle der Entropiewerte kann man die Entropie-differenz auch quantitativ beziffern:

### C8H8 (l) + 10 O2 (g) → 8 CO2 (g) + 4 H2O (g)

### S0 [J∙mol-1∙K-1] 180 + 10 ∙ 205 8 ∙ 214 + 4 ∙ 189

### = 1.712 + 7.588

### S0 (Edukte) S0 (Produkte)

### = 2.230 J∙mol-1∙K-1 = 9.300 J∙mol-1∙K-1

 S0 = 7.070 J∙mol-1∙K-1 5 VP

20 VP

Aufgabe 4

1 • X

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

2 e- Minuspol Pluspol 2 e-

Zn-Elektrode Diaphragma Cu-Elektrode

2 e- 2 e-­

Zn2+(aq) Cu2+(aq)

Zn(s) SO42-(aq) Cu(s)

ZnSO4-Lösung CuSO4-Lösung c = 1 mol ∙ L-1 c = 1 mol ∙ L-1

• Anode (Minuspol): Zn → Zn2+ + 2 e-

Kathode (Pluspol): Cu + 2 e- → Cu

• U = UH0 (Cu2+ / Cu) – UH0 (Zn2+ / Zn)

= – 0,34 V – (– 0,76 V)

= 1,1 V 6 VP

2 • Entladen:

Minuspol: Pb(s) + SO42-(aq) → PbSO4(s) + 2 e-

Pluspol: PbO2(s) + SO42-(aq) + 4 H+(aq) + 2 e-

* PbSO4(s) + 2 H2O(l)

±0 +IV

 Pb(s) + PbO2(s) + 2 SO42-(aq) + 4 H+(aq)

+II

→ 2 PbSO4(s) + 2 H2O(l)

Es handelt sich hier um eine Redoxreaktion, und zwar um eine Synproportionierung. An beiden Polen entsteht Pb(II), am Minuspol durch Oxidation von Pb(0), am Pluspol durch Reduktion von Pb(IV). Deshalb setzt sich beidseitig schwer lösliches PbSO4 auf den Platten ab.

• U = U0 (Pb2+ / Pb4+) – U0 (Pb / Pb2+)

= 1,68 V – (– 0,36 V) = 2,04 V

• Zum Aufladen wird eine Gleichspannungquelle benötigt. Der Ladevorgang ist im Prinzip eine Umkehrung des Entladevorgangs. Hierfür muss die Gleichspannung an den Elektroden so angelegt werden, dass sich die Fließrichtung des Stroms umkehrt. Am Minuspol wird Pb(II) wieder zu Pb(0) reduziert und am Pluspol Pb(II) zu Pb(IV) oxidiert.

[Die Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure beim Laden zu H2 und O2 (H2 an der Pb-Elektrode, O2 an der PbO2-Elektrode) ist durch eine hohe Überspannung stark behindert, so dass bevorzugt Pb2+-Ionen an den Elektroden reagieren.

Solange an beiden Polen noch festes PbSO4 vorhanden ist, besteht mit der Pb2+-Lösung, in die die Elektroden eintauchen, ein Lösungsgleichgewicht, die Konzentration der Pb2+-Ionen in der Lösung bleibt unverändert. Erst gegen Ende des Aufladens nimmt die Konzentration an Pb2+-Ionen schlagartig ab und Wasser wird elektrolysiert: Der Akku gast.]

In der Elektrochemie wird die Elektrode, an der die Oxidation erfolgt, als Anode bezeichnet, an der Kathode erfolgt die Reduktion. Damit ist bei der Elektrolyse der Pluspol als Anode und der Minuspol als Kathode definiert (Laden des Akkus). Da beim Entladen die Fließrichtung des Stroms derjenigen beim Laden gegenläufig ist, sind die Begriffe Anode und Kathode vertauscht. 6 VP

3 • Ein einzelnes Elektrodenpotenzial kann nicht gemessen werden, wohl aber die Potenzialdifferenz zwischen zwei Elektroden. Einzelne Elektrodenpotenziale können aber experimentell bestimmt werden, wenn man als zweite Elektrode immer den gleichen Elektrodentyp verwendet, dessen Potenzial auf 0 V fest-gelegt wird. Diese Bezugselektrode ist die Normal-Wasserstoff-Elektrode (NHE).

Die Standard-Wasserstoff-Elektrode besteht aus einem mit fein verteiltem Platin überzogenen Platin-Blech. Unterhalb dieser „pla-tinierten“ Platin-Elektrode wird Wasserstoff aus der Stahlflasche in die Lösung geleitet, so dass die Platin-Elektrode ständig vom Gas umströmt wird. Der Wasserstoff wird an der Oberfläche des Platins adsorbiert, so dass der Wasserstoff als Elektrode fungieren kann. Die Konzentration der Säure beträgt 1 mol ∙ L-1. Da die Lage des Elektroden-Gleichgewichts (H2 / 2 H+) von der Temperatur und im Falle von Gasen auch vom Druck abhängt, müssen Standardbedingungen eingehalten werden: T = 298 K (25 °C), p = 1013 hPa.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | T = 298 K (25 °C), p = 1013 hPa    Wasserstoff  2 e-Kathode Anode 2 e-      2 e-  2 H+ 2 e-  o o o o  o o o o  **o o o o**  H2 Pb2+ Pb        Diaphragma    Platinelektrode, platiniert  Lösung mit c(H3O+) = 1 mol ∙ L-1 |  |

• Zwischen Pb(0) und Pb(II) besteht ein Gleichgewicht:

Pb ⇌ Pb2+ + 2 e- .

Da PbSO4 schwer löslich ist und so gut wie ausschließlich als Fest-stoff vorliegt, werden beim Entladen des Akkus laufend Pb2+-Ionen aus dem Gleichgewicht entfernt.

⇒ U0 (Pb / Pb2+) < U0 (Pb / PbSO4 (s)) 6 VP

4 Beim Daniell-Element handelt es sich um eine Zink/Kupfer-Zelle.

U0 (Zn / Zn2+) = – 0,76 V

U0 (Cu / Cu2+) = + 0,34 V

U0 (H2 / 2 H+) = 0,00 V

Versucht man das Daniell-Element durch Anlegen einer Spannung, die den Stromfluss umkehrt, aufzuladen, so scheidet sich auf Grund des im Vergleich zu U0 (Zn / Zn2+) höheren Standardpotenzials des Wasserstoffs am Minuspol Wasserstoff ab, nicht Zink. 2 VP

20 VP