

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Aufgabe I

1 Die Neutralisationstiteration ist ein gängiges maßanalytisches Verfahren zur Bestimmung der Konzentration von sauren bzw. alkalischen Lösungen. Dabei misst man das Volumen der zu analysierenden Lösung, versetzt sie mit einem Indikator und lässt eine Maßlösung mit bekannter Stoffmengenkonzentration aus einer Bürette zufließen.

1.1 Zu 10 mL einer Salzsäure mit der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ und zu einer gleichkonzentrierten Essigsäure-Lösung (Ethansäure-Lösung) wird jeweils Natronlauge der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ zugetropft. Die pH-Werte der entstehenden Lösungen werden in Abhängigkeit vom Volumen der zugesetzten Natronlauge bestimmt und die Ergebnisse in Titrationskurven grafisch dargestellt.

- Ordnen Sie den beiden Versuchen die jeweils passende Titrationskurve aus der **Anlage 1** zu und begründen Sie Ihre Wahl. **3 VP**

1.2 In einer Wiederholung der Versuche aus 1.1 soll mit Hilfe von zugesetzten Indikatoren ermittelt werden, wann jeweils eine äquivalente Menge an Natronlauge zugefügt wurde.

- Wählen Sie aus den in der **Anlage 2** angegebenen Indikatoren für jeden der beiden Versuche einen geeigneten Indikator aus und begründen Sie Ihre Zuordnung. **3 VP**

1.3 Zu 10 mL Essigsäure-Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ gibt man 5 mL Natronlauge gleicher Konzentration. Man erhält eine Lösung, die trotz Zugabe von Säuren und Basen ihren pH-Wert in engen Grenzen konstant hält.

- Geben Sie an, wie viel Prozent der Essigsäure-Moleküle umgesetzt wurden und wie man eine Lösung mit der angegebenen Eigenschaft nennt.
- Stellen Sie mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes dar, warum der pH-Wert der Lösung dem pK_s -Wert der Essigsäure entspricht.
- Erklären Sie, warum der pH-Wert dieser Lösung trotz Zugabe einiger Tropfen verdünnter Salzsäure oder verdünnter Natronlauge nahezu unverändert bleibt.
- Zu 10 mL Salzsäure-Lösung mit der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ werden in einem vergleichenden Versuch 5 mL Natronlauge der gleichen Konzentration gegeben. Berechnen Sie den pH-Wert dieser Lösung. **8 VP**

2 In einem Praktikumsversuch soll die molare Standardneutralisationsenthalpie $\Delta_{\text{NH}}H^\circ$ der Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge bestimmt werden.

Zu 100 mL Natronlauge mit der Konzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ werden in einem Kalorimeter 100 mL Salzsäure gleicher Konzentration und gleicher Temperatur gegeben. Die ermittelte Temperaturänderung $\Delta\vartheta$ beträgt 5,2 K.

Die Wärmekapazität des Kalorimeters beträgt $C_{\text{kal}} = 215,9 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$. Die spezifische Wärmekapazität und die Dichte verdünnter Lösungen können mit denen von Wasser

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

gleichgesetzt werden ($c_W = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$).

- Skizzieren und beschriften Sie eine geeignete Versuchsanordnung.
- Berechnen Sie die molare Standardneutralisationsenthalpie $\Delta_N H^\circ$.

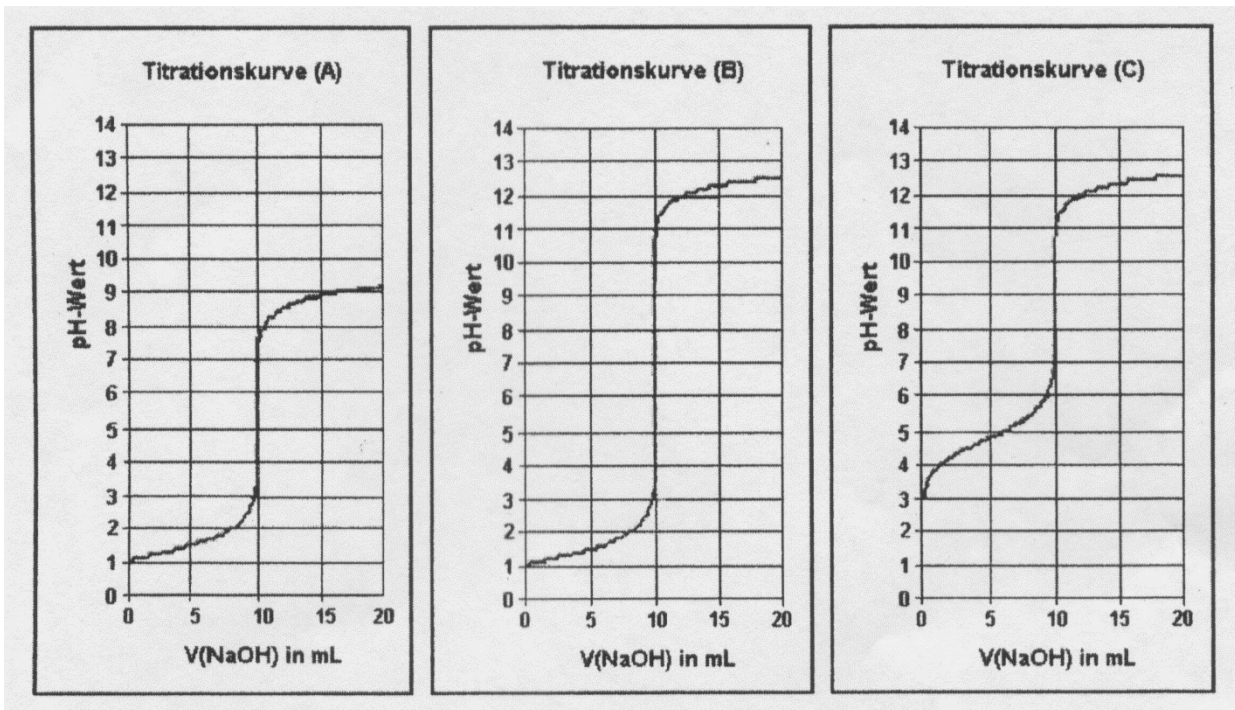
In einem weiteren Praktikumsversuch soll unter gleichen Bedingungen die molare Standardneutralisationsenthalpie $\Delta_N H^\circ$ der Reaktion von Salpetersäure mit Kalilauge bestimmt werden.

- Erklären Sie den zu erwartenden Wert.

6 VP

20 VP

Anlage 1



Anlage 2

Umschlagsbereich einiger ausgewählter Indikatoren:

	pH
Kresolrot	0,2 – 1,8
Methylorange	3,0 – 4,4
Bromthymolblau	6,0 – 7,5
Phenolphthalein	8,4 – 10,0

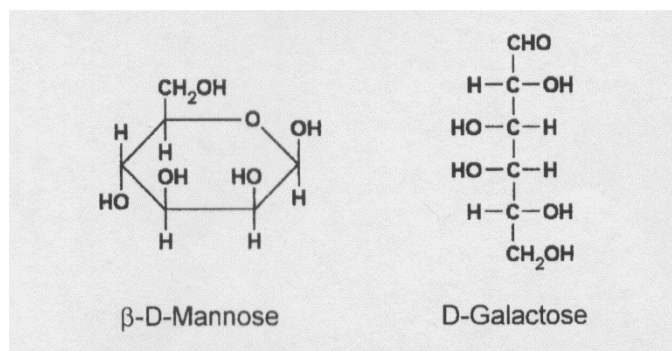
Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Aufgabe II

- 1 Guarkernmehl wird in der Papier-, Pharma- und Kosmetikindustrie eingesetzt und ist häufig ein Bestandteil von Haargel. Außerdem wird es in der Lebensmitteltechnologie als natürliches Verdickungsmittel verwendet, so z.B. in Eiskrem. Man gewinnt Guarkernmehl durch einen Mahlvorgang aus den Samen der Guarbohne. Diese Nutzpflanze erreicht eine Wuchshöhe von bis zu 2 m und bildet etwa 10 cm lange Hülsenfrüchte mit ovalen, etwa 5 mm großen Samen. Die Hauptanbaugebiete liegen in Texas, Indien und Pakistan.

Das Guarkernmehl enthält überwiegend das Polysaccharid Guar. Guar besteht aus einem Gerüst aus β -D-Mannose-Bausteinen, die 1,4-glykosidisch miteinander verknüpft sind. Im Mittel ist an jeden zweiten Baustein als Seitenkette über eine 1,6-glykosidische Bindung ein α -D-Galactose-Molekül in Form eines Sechsrings gebunden.



- Vergleichen Sie die Struktur des D-Galactose-Moleküls mit der des D-Mannose-Moleküls in ihrer offenkettigen Form.
- Zeichnen Sie einen Ausschnitt aus der Strukturformel des Guar-Moleküls.
- Beschreiben Sie einen Versuch, mit dem entschieden werden kann, ob es sich beim Guar um ein Kohlenhydrat mit reduzierenden Eigenschaften handelt. Begründen Sie das zu erwartende Ergebnis.

Die Wirkung von Guarkernmehl als Verdickungsmittel beruht auf der Fähigkeit des Guar-Moleküls, Wassermoleküle zu binden.

- Begründen Sie diese Moleküleigenschaft.

8 VP

- 2 Mit guaranhaltigem Haargel muss das Haar täglich gestylt werden, eine Dauerwelle dagegen hält mehrere Wochen. Haare bestehen zum größten Teil aus dem Skleroprotein α -Keratin, dessen Moleküle hauptsächlich in Form der α -Helix vorliegen. Monomere Bestandteile des Keratins sind u.a. Serin (L-2-Amino-3-hydroxypropansäure), Leucin (L-2-Amino-4-methylpentansäure) und Cystein. Cystein unterscheidet sich von Serin durch eine Thiolgruppe (-SH) anstelle der Hydroxylgruppe. Die Thiolgruppe eines Cystein-Bausteins kann mit einer weiteren Thiolgruppe zu einer Disulfidbrücke reagieren. Diese Disulfidbrücken sind hauptsächlich für die Form eines Haares verantwortlich.

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Bei einer Dauerwelle werden die Disulfidbrücken zunächst durch Reduktion zu Thiolen geöffnet. Nach dem anschließenden Formen der Haare werden durch Oxidation neue Disulfidbrücken gebildet.

An einer Stelle eines Keratinmoleküls sind die Aminosäuren in folgender Reihenfolge angeordnet: – Serin – Cystein – Leucin –.

- Zeichnen Sie diesen Ausschnitt aus der Strukturformel des Keratin-Moleküls.
- Benennen Sie die Bindung zwischen den Aminosäuren.
- Beschreiben Sie einen Versuch, mit dem nachgewiesen werden kann, dass Keratin Stickstoff enthält.
Begründen Sie die Beobachtungen und formulieren Sie dazu auch eine geeignete Reaktionsgleichung.
- Formulieren Sie am Beispiel der Reaktion zweier Cystein-Moleküle mit Wasserstoffperoxid (H_2O_2) eine Reaktionsgleichung für die Bildung einer Disulfidbrücke und zeigen Sie, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt.
- Erläutern Sie am Beispiel des α -Keratins die Begriffe Primär-, Sekundär- und Tertiärstruktur.

12 VP

20 VP

Elektronegativitätswerte nach PAULING:

Wasserstoff	2,1
Kohlenstoff	2,5
Sauerstoff	3,5
Schwefel	2,5

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Aufgabe III

Bakterien der Art *Alcaligenes eutrophus* produzieren aus 3-Hydroxybutansäure einen makromolekularen Reservestoff, der sich in den Bakterien anreichert. In großen Bioreaktoren wurde diese Substanz (Polyhydroxybutansäure, PHB) gewonnen und zu einem biologisch abbaubaren Kunststoff weiter verarbeitet, der unter dem Handelsnamen Biopol® auf den Markt kam.

Dieser Kunststoff kann in vielen Anwendungsbereichen das Polypropen (PP) ersetzen, da er ähnliche Eigenschaften besitzt, im Gegensatz zu PP aber biologisch abbaubar ist. Als Problem erwies sich jedoch, dass biotechnologisch hergestelltes PHB sehr teuer ist.

Außerdem schmilzt dieser Kunststoff, bedingt durch die sehr regelmäßig angeordneten Polymerketten, bei einer Temperatur um 170 °C. Damit liegt der Schmelzbereich sehr nahe an der Zersetzungstemperatur von 180 °C.

Neue Forschungen beschäftigen sich mit der Herstellung von PHB aus leicht verfügbaren industriell hergestellten Grundstoffen. Dies ist nicht nur wirtschaftlicher, sondern führt auch zu weniger regelmäßig angeordneten Polymerketten. Dadurch kann der Kunststoff besser verarbeitet werden.

- 1.1 Zeichnen Sie eine FISCHER-Projektionsformel für ein 3-Hydroxybutansäure-Molekül. Kennzeichnen Sie das asymmetrisch substituierte Kohlenstoff-Atom und erklären Sie an diesem Beispiel den Begriff der Chiralität. Benennen Sie das Molekül eindeutig. **3 VP**
- 1.2 Geben Sie eine Reaktionsgleichung für die Bildung von biotechnologisch hergestellter Polyhydroxybutansäure an. Verwenden Sie dazu Strukturformeln und wählen Sie für die Darstellung des Produkts einen charakteristischen Formelausschnitt. Benennen Sie den Reaktionstyp. **3 VP**
- 2 Begründen Sie, zu welcher Gruppe dieser Kunststoff bezüglich des Verhaltens beim Erhitzen gehört. Stellen Sie eine begründete Vermutung darüber auf, wie sich das thermische Verhalten der synthetischen PHB von dem der biotechnologisch hergestellten PHB unterscheidet. **3 VP**
- 3 Beschreiben Sie einen Reaktionsmechanismus für die Bildung von Polypropen. Formulieren Sie dazu für jeden Teilschritt auch die entsprechenden Reaktionsgleichungen. Nennen Sie den Reaktionstyp. **4 VP**
- 4.1 Polyhydroxybutansäure ist im Gegensatz zu Polypropen biologisch gut abbaubar. Erklären Sie diesen Sachverhalt. Erläutern Sie eine Möglichkeit zur Verwertung von Polypropen-Abfällen. **3 VP**

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

- 4.2 Durch alkalische Hydrolyse kann Polyhydroxybutansäure wieder in ihre Monomere gespalten werden (rohstoffliche Verwertung). Fertigen Sie dazu eine ausführliche Versuchsanleitung für ein Schülerpraktikum an.
Bewerten Sie diese Art der Verwertung im Vergleich zum biologischen Abbau. **4 VP**

20 VP

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Aufgabe IV

Zink und seine Verbindungen werden im täglichen Leben zu verschiedenen Zwecken gebraucht. Elementares Zink wird in Batterien verwendet, zu Bauelementen verarbeitet oder dient als Schutzüberzug für metallische Werkstücke.

Zink(II)-oxid ist Bestandteil von Salben und Ausgangsstoff für die Herstellung anderer Zinkverbindungen, so z.B. Zink(II)-sulfat.

- 1.1 Zink kommt in der Natur nicht in elementarer Form vor, sondern kann aus Zink(II)-carbonat gewonnen werden. Das Zink(II)-carbonat wird erhitzt, wobei neben Zink(II)-oxid ein Gas entsteht, das mit Kalk- oder Barytwasser eine milchige Trübung ergibt. In einem weiteren Schritt wird das Zink(II)-oxid mit Kohlenstoff zu Zink reduziert. Bei dieser Reaktion entsteht außerdem ein giftiges, brennbares Gas.

- Formulieren Sie Reaktionsgleichungen für das beschriebene Verfahren.
- Berechnen Sie die Masse an Zink, die man aus einer Tonne Zink(II)-carbonat maximal erhalten kann. **3 VP**

- 1.2 Ein anderer Ausgangsstoff zur Gewinnung von elementarem Zink ist Zink(II)-sulfat. Zur Herstellung von Zink(II)-sulfat gibt es folgende Möglichkeiten:

- a) Metallische Zinkabfälle werden mit verdünnter Schwefelsäure umgesetzt. Bei dieser Reaktion entsteht außerdem ein brennbares Gas.
- b) Zink(II)-oxid wird mit verdünnter Schwefelsäure umgesetzt.

- Formulieren Sie für a) und b) je eine Reaktionsgleichung und begründen Sie, welcher Reaktionstyp jeweils vorliegt.

Zur Gewinnung von Zink wird eine wässrige Zink(II)-sulfatlösung elektrolysiert. An der Anode entsteht dabei ein Gas, das Verbrennungen unterhält.

- Fertigen Sie eine beschriftete Versuchsskizze an.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die ablaufenden Elektrodenreaktionen sowie für die Gesamtreaktion. **8 VP**

- 2 Zur Herstellung einer Batterie soll eine Zinkhalbzelle ($c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) mit einer Kupferhalbzelle ($c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) kombiniert werden.

- Geben Sie an, welche Halbzelle der Plus- bzw. Minuspol ist, und begründen Sie Ihre Aussage. Ermitteln Sie die Zellspannung.

Durch Veränderung der Elektrolytkonzentration in einer der beiden Halbzellen soll eine höhere Zellspannung in der Batterie erreicht werden.

- Geben Sie hierfür eine Möglichkeit an und begründen Sie Ihren Vorschlag. **5 VP**

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

3 Zink kann als Reduktionsmittel zur Gewinnung von Metallen aus Metalloxiden verwendet werden.

Zinkpulver soll mit

- a) Silber(I)-oxid und
- b) Magnesiumoxid

zur Reaktion gebracht werden.

- Ermitteln Sie mit Hilfe der Angaben in der Tabelle, ob die Reaktionen unter energetischen Gesichtspunkten ablaufen können. Zur Vereinfachung werden Standardbedingungen angenommen.

	Freie Standardbildungsenthalpie $\Delta_f G^0$ in $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Zink	0
Silber	0
Magnesium	0
Zink(II)-oxid	-321
Silber(I)-oxid	-11
Magnesiumoxid	-570

4 VP

20 VP

Abitur 2007 – Chemie

Haupttermin

Standardpotenziale (in Volt) bei 25°C in wässrigen Lösungen

reduzierte Form	oxidierte Form	Standardpotential (V)	reduzierte Form	oxidierte Form	Standardpotential (V)		
Li	Li^+	+ e ⁻	-3,02	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+0,20
K	K^+	+ e ⁻	-2,92	Cu	Cu^{2+}	+ 2e ⁻	+0,35
Ba	Ba^{2+}	+ 2e ⁻	-2,90	4OH^-	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+ 4e ⁻	+0,40
Ca	Ca^{2+}	+ 2e ⁻	-2,76	2I^-	I_2	+ 2e ⁻	+0,54
Na	Na^+	+ e ⁻	-2,71	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+0,68
Mg	Mg^{2+}	+ 2e ⁻	-2,38	Fe^{2+}	Fe^{3+}	+ e ⁻	+0,77
Al	Al^{3+}	+ 3e ⁻	-1,67	Ag	Ag^+	+ e ⁻	+0,80
Mn	Mn^{2+}	+ 2e ⁻	-1,03	Hg	Hg^{2+}	+ 2e ⁻	+0,85
$\text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	$2 \text{H}_2\text{O}$	+ 2e ⁻	-0,83	2Br^-	Br_2	+ 2e ⁻	+1,06
Zn	Zn^{2+}	+ 2e ⁻	-0,76	Pt	Pt^{2+}	+ 2e ⁻	+1,2
Cr	Cr^{3+}	+ 3e ⁻	-0,74	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+1,21
S^{2-}	$\text{S}(\text{s})$	+ 2e ⁻	-0,51	$2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+$	+ 6e ⁻	+1,33
Fe	Fe^{2+}	+ 2e ⁻	-0,41	2Cl^-	Cl_2	+ 2e ⁻	+1,36
$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{PbSO}_4(\text{s})$	+ 2e ⁻	-0,36	Au	Au^{3+}	+ 3e ⁻	+1,42
Co	Co^{2+}	+ 2e ⁻	-0,28	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+1,47
Ni	Ni^{2+}	+ 2e ⁻	-0,23	$\text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+$	+ 5e ⁻	+1,51
Sn	Sn^{2+}	+ 2e ⁻	-0,14	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+1,68
Pb	Pb^{2+}	+ 2e ⁻	-0,13	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+$	+ 3e ⁻	+1,68
H_2	2H^+	+ 2e ⁻	0,00	$2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+$	+ 2e ⁻	+1,77
Sn^{2+}	Sn^{4+}	+ 2e ⁻	+0,15	2F^-	F_2	+ 2e ⁻	+2,87

Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin

Periodensystem der Elemente

		Hauptgruppen										III	IV	V	VI	VII	VIII											
1	I	1,0																	4,0	He 2								
2	II	6,9	9,0											10,8	12,0	14,0	16,0	19,0	20,2									
		Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10									
3	III	23,0	24,3											27,0	28,1	31,0	32,1	35,5	39,9									
		Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18									
4	IV	39,1	40,1											69,7	72,6	74,9	79,0	79,9	83,8									
		K 19	Ca 20											Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36									
5	V	85,5	87,6											114,8	118,7	121,8	127,6	126,9	131,3									
		Rb 37	Sr 38											In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54									
6	VI	132,9	137,3											204,4	207,2	209,0	(209)	(210)	(222)									
		Cs 55	Ba 56											Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86									
7	VII	(223)	(226)																									
		Fr 87	Ra 88																									
												Nebengruppen																
												45,0	47,9	50,9	52,0	54,9	55,8	58,9	58,7	63,5	65,4							
												Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30							
												88,9	91,2	92,9	95,9	(98)	101,1	102,9	106,4	107,9	112,4							
												Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48							
												138,9	178,5	180,9	183,8	186,2	190,2	192,2	195,1	197,0	200,6							
												La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80							
												(227)	(261)	(262)														
												Ac 89	Ku 104	Ha 105														
												Lanthanoide																
												140,1	140,9	144,2	(145)	150,4	152,0	157,2	158,9	162,5	164,9	167,3	168,9	173,0	175,0			
												Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71			
												(232)	(231)	238,0	(237)	(244)	(243)	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(259)	(260)				
												Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103			
												Actinoide																

Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Aufgabe I

- 1.1 $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = 1$
 $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow \text{pOH} = 1, \text{pH} = 13$
 \rightarrow Kurve (B)
 $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow \text{pH} > 1$ (schwache Säure!)
 $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow \text{pOH} = 1, \text{pH} = 13$
 \rightarrow Kurve (C) 3 VP

- 1.2 Der Umschlagsbereich für die Titration der Salzsäure liegt laut Titrationskurve (B) etwa bei pH 7 (zwischen pH 3 und pH 11)
 \rightarrow Bromthymolblau;
der Umschlagsbereich für die Titration der Essigsäure liegt laut Titrationskurve (C) etwa bei pH 9 (zwischen pH 7 und pH 11)
 \rightarrow Phenolphthalein. 3 VP

- 1.3 • Da offensichtlich eine Pufferlösung entstanden ist, wurden 50 % der Essigsäure-Moleküle neutralisiert.

$$K_C = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \quad K_S = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})}$$

Im äquimolaren Puffersystem gilt: $c(\text{Ac}^-) = c(\text{HAc})$, also auch:

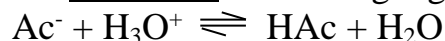
$$K_S = \frac{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Wenn $c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_S$, dann auch $\text{pH} = \text{p}K_S$.

- $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^-$

Zugabe von H_3O^+ :

Als Reaktionspartner stehen den H_3O^+ -Ionen in großer Anzahl Ac^- -Ionen zur Verfügung.

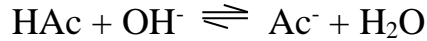


Das Gleichgewicht dieser Reaktion liegt auf der Seite von HAc. Das System kompensiert also die durch die Zugabe von H_3O^+ verursachte Gleichgewichtsverschiebung und entfernt alle H_3O^+ aus dem System \rightarrow keine pH-Änderung!

Abitur 2007 – Chemie
 Haupttermin – Lösungshinweise
 Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Zugabe von OH⁻:

Als Reaktionspartner stehen den OH⁻-Ionen in großer Anzahl HAc-Moleküle zur Verfügung.



Das Gleichgewicht dieser Reaktion liegt auf der Seite von Ac⁻. Das System kompensiert also die durch die Zugabe von OH⁻ verursachte Gleichgewichtsverschiebung und entfernt alle OH⁻ aus dem System → keine pH-Änderung!

- 10 mL HCl + 5 mL NaOH → 15 mL Lösung
 HCl + NaOH → NaCl + H₂O

HCl ist eine starke Säure, NaOH eine starke Base.

Beide reagieren vollständig miteinander.

Nach Neutralisation von 5 mL 0,1 m HCl mit 5 mL 0,1 m NaOH sind 5 mL 0,1 m HCl übrig.

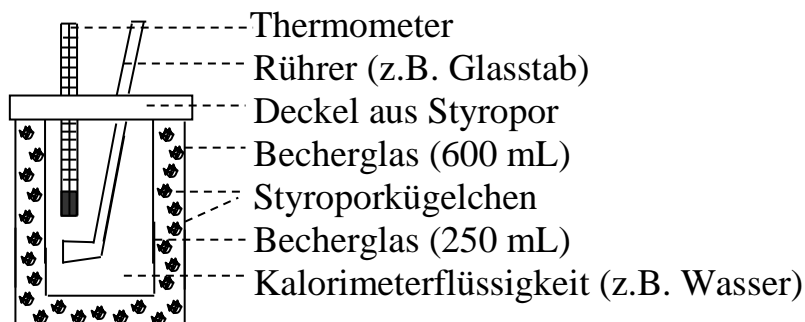
5 mL 0,1 m HCl in insgesamt 15 mL Lösung bedeutet, dass die Konzentration auf 1/3 des Ausgangswertes gesunken ist

$$\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) / 3 = 0,033 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,033 = \underline{1,48}$$

8 VP

2. •



- $Q = - [c_w \cdot m(\text{HCl}) + c_w \cdot m(\text{NaOH}) + C_{\text{Kal}}] \cdot \Delta\vartheta$
 $= - [4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 100 \text{ g} + 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 100 \text{ g} + 215,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 5,2 \text{ K}$
 $= - 5,47 \text{ kJ}$
 $\Delta_{\text{N}}H^\circ = Q / n$
 $n = 0,1 \text{ mol} \rightarrow \underline{\Delta_{\text{N}}H^\circ = - 54,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$

Abitur 2007 – Chemie

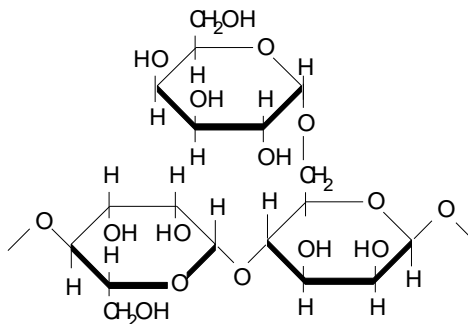
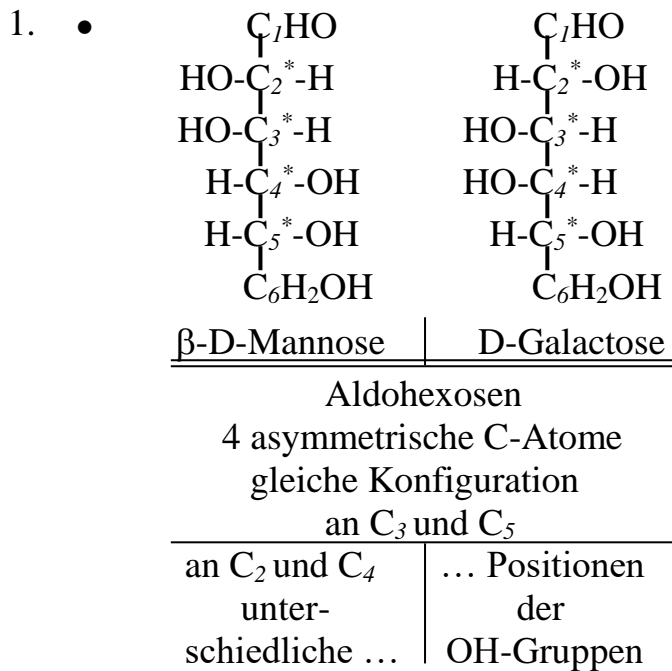
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

- Sowohl bei der Reaktion $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ als auch bei der Reaktion $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ wird die frei gesetzte Energie bestimmt durch die Reaktion $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Weil diese in beiden Fällen gleich ist, ist auch die gleiche $\Delta_{\text{N}}\text{H}^\circ$ zu erwarten ($- 54,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

6 VP
20 VP

Abitur 2007 – Chemie
 Haupttermin – Lösungshinweise
 Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Aufgabe II



Guaran-Molekül, Ausschnitt aus der Strukturformel

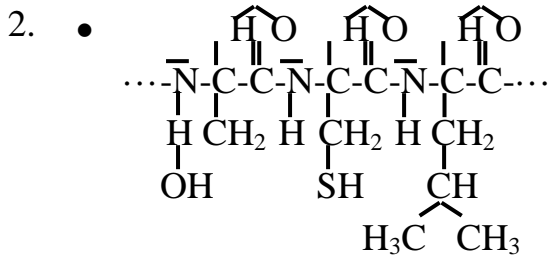
- **Versuchsbeschreibung:**
 Guaran + FEHLING I + FEHLING II:
 Blaue Färbung bleibt beim Erwärmen bestehen,
 es bildet sich kein orangeroter Niederschlag von Cu₂O
 → Nachweis negativ.
 Alternativ:
 Silberspiegelprobe, diese ebenfalls negativ.
 Es liegt ein nicht reduzierendes Kohlenhydrat vor.

Abitur 2007 – Chemie
 Haupttermin – Lösungshinweise
 Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Dies war aus der Formel zu erwarten:

am halbacetalischen C-Atom (anomeres C-Atom) sind keine freien Hydroxylgruppen vorhanden.

- Die zahlreichen Hydroxylgruppen des Guarans ermöglichen die Ausbildung von Wasserstoffbrücken zu vielen H₂O-Molekülen. 8 VP



Ausschnitt aus dem Keratinmolekül

- Die einzelnen Aminosäuren sind über Peptidbindungen miteinander verbunden.

- Versuchsbeschreibung:

Keratin wird mit Natronlauge erhitzt.

Beobachtung: Gasentwicklung, Geruch nach NH₃.

Begründung der Beobachtungen:

Die Peptidbindungen werden gespalten.

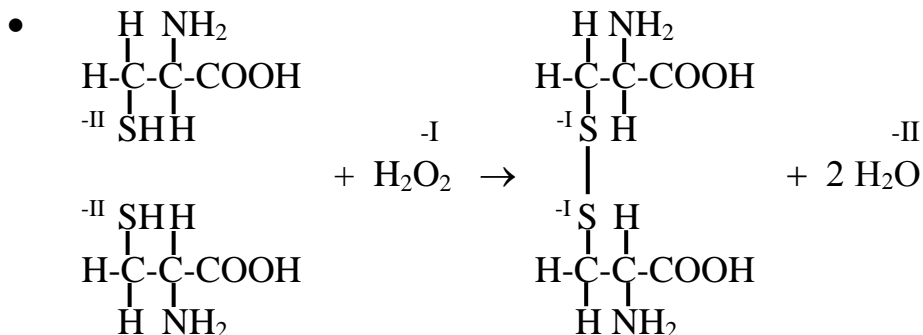
Durch thermische Einwirkung wird NH₃ freigesetzt.

Nachweis des freigesetzten NH₃:

Dieses identifiziert man am charakteristischen Geruch.

Ein weiteres Indiz ist die Blaufärbung von Lackmuspapier.

Als direkter Nachweis ist auch die Reaktion mit HCl-Gas möglich. Reaktionsgleichung: NH₃ + HCl → NH₄Cl (Rauch).



Es handelt sich um eine Redoxreaktion, weil die Oxidationszahl der S-Atome von –II auf –I steigt und die der Sauerstoffatome von –I auf –II sinkt.

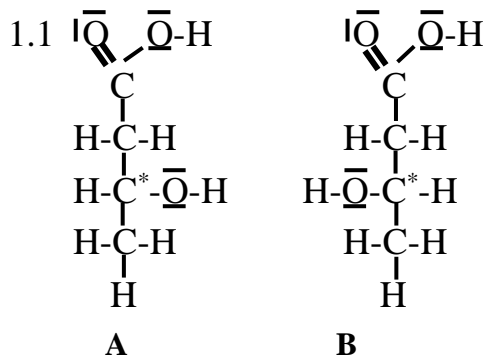
Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

- Primärstruktur:
Anzahl und Reihenfolge (Sequenz) der Aminosäuren;
Sekundärstruktur:
 α -Helix durch intramolekulare Wasserstoffbrücken zwischen Peptidbindungen;
Tertiärstruktur:
Raumstruktur, Stabilisierung durch
 - Disulfidbrücken,
 - Ionenbindungen,
 - Wasserstoffbrücken
 - und VAN-DER-WAALS-Kräftezwischen den Seitenketten der Aminosäuren.

12 VP
20 VP

Abitur 2007 – Chemie
 Haupttermin – Lösungshinweise
 Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Aufgabe III



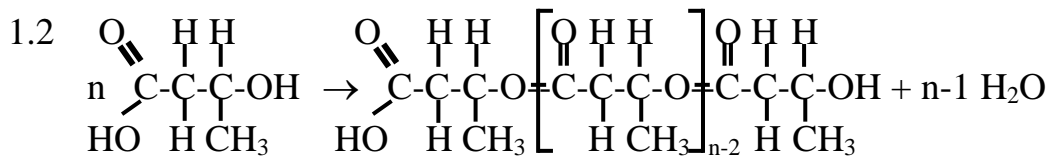
FISCHER-Projektion der beiden Enantiomeren der 3-Hydroxybutansäure (Angabe eines der beiden Enantiomeren reicht)

Die beiden Enantiomeren sind chiral, d.h. sie verhalten sich zueinander wie Bild und Spiegelbild, können also nicht zur Deckung gebracht werden.

A = 3-D-Hydroxybutansäure

B = 3-L-Hydroxybutansäure

3 VP



Reaktionstyp: Polykondensation

3 VP

2. Die Makromoleküle sind unverzweigt und nicht vernetzt
 → Thermoplast.

Mittels Bakterien biologisch gewonnenes PHB besitzt sehr regelmäßig angeordnete Polymerketten
 → viele zwischenmolekulare Anziehungskräfte,
 → Smp. ca. 170°C.

Synthetisch aus industriell hergestellten Grundstoffen erzeugtes PHB besitzt weniger regelmäßig angeordnete Polymerketten
 → weniger zwischenmolekulare Anziehungskräfte,
 → Smp. deutlich < 170°C.

Je unregelmäßiger die Polymerketten, desto niedriger der Smp..

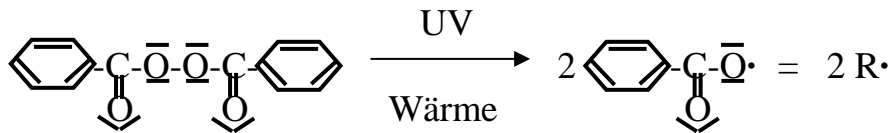
3 VP

Abitur 2007 – Chemie
 Haupttermin – Lösungshinweise
 Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

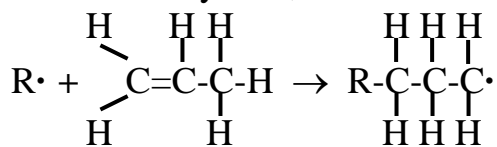
3. Polypropen (PP) entsteht durch Radikalische Polymerisation.

Kettenstart:

Energiezufuhr setzt aus einem Radikalbildner (z.B. Dibenzoylperoxid) Starterradikale frei.

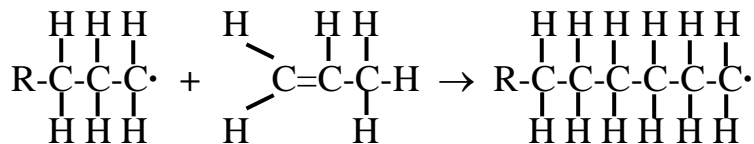


Starterradikal spaltet π -Bindung der Doppelbindung des Monomeren homolytisch, es entsteht ein Alkylradikal.



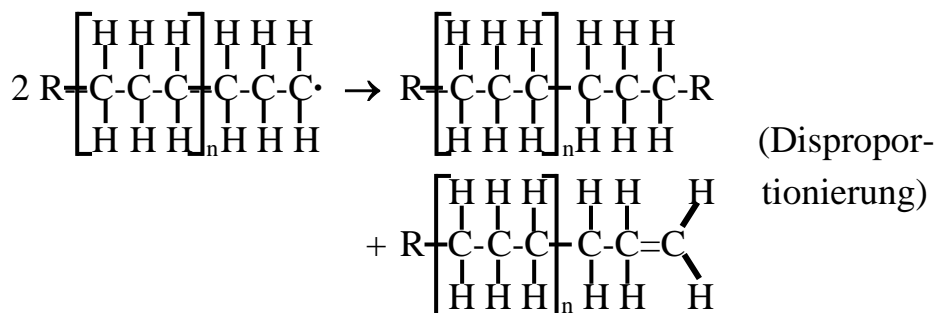
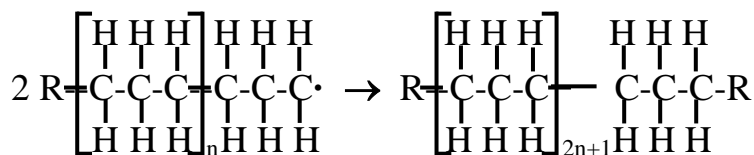
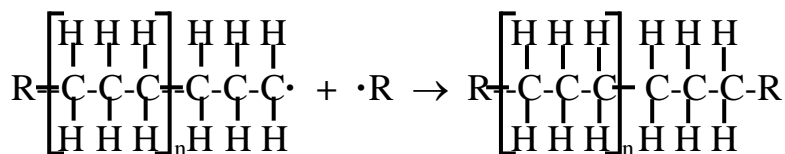
Kettenwachstum:

Das Alkylradikal verlängert mit weiteren Monomeren die Kette.



Kettenabbruch:

Alle Reaktionen, bei denen dem Reaktionsgemisch Radikale entzogen werden, beschleunigen den Kettenabbruch.



4 VP

Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

4.1 PHB kommt als Stoffwechselprodukt von *Alcaligenes eutrophus* vor, weshalb anzunehmen ist, dass es auch ein Enzym zum Abbau von PHB gibt.

Polypropylen (PP) kommt nicht natürlich vor, weshalb nicht zu erwarten ist, dass ein Enzym zum PP-Abbau existiert. Wegen der Substratspezifität kann das Enzym nur PHB abbauen, nicht aber PP.

Polypropylen kann als sortenreiner Kunststoff zugeführt werden

- dem *werkstofflichen Recycling* (Zerkleinern, Schmelzen, Zumischen),
- dem *rohstofflichen Recycling* (Pyrolyse, Auftrennung der Bruchstücke durch fraktionierte Destillation),
- dem *energetischen Recycling* (Verbrennung zu CO₂ und H₂O unter Nutzung der frei werdenden Energie).

3 VP

4.2

Praktikum:

Alkalische Hydrolyse von Polyhydroxybutansäure (PHB)

Polyhydroxybutansäure (PHB) kann durch alkalische Hydrolyse in ihre Monomeren, 3-Hydroxybutansäure, gespalten werden. Diese Reaktion dient dem Recycling der PHB im Rahmen ihrer rohstofflichen Verwertung.

Chemikalien: Polyhydroxybutansäure (PHB),
Natronlauge, NaOH, 1 m

Geräte: Brenner,
Dreifuß mit Drahtnetz,
Erlenmeyerkolben (100 mL)

Durchführung:

Gib eine Spatelspitze PHB in den Erlenmeyerkolben, füge so viel Natronlauge hinzu, bis das PHB gerade bedeckt ist und erwärme vorsichtig (**Schutzbrille!**).

Protokolliere und erkläre deine Beobachtungen.

Schreibe die Reaktionsgleichung an.

Bewertung dieser Verwertungsart im Vergleich zum biologischen Abbau:

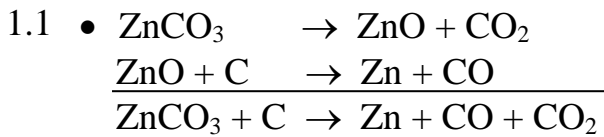
Dem biologischen Abbau ist der Vorzug zu geben.

- Bakterien vermehren sich exponentiell und sind auf kleinstem Raum gut zu kultivieren. Damit kann die erforderliche Enzymmenge in kürzester Zeit kostengünstig gewonnen werden.
- Bei der alkalischen Hydrolyse ist aus Gründen des Umweltschutzes die Verwendung von Natronlauge problematisch.

4 VP
20 VP

Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier

Aufgabe IV



- $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}$
 $M(\text{ZnCO}_3) = 65,4 \text{ g} + 12,0 \text{ g} + 48,0 \text{ g} = 125,4 \text{ g}$

Dreisatz (oder Verhältnisgleichung):

125,4 g ZnCO_3 liefern 65,4 g Zn.

125,4 t ZnCO_3 liefern 65,4 t Zn.

1 t ZnCO_3 liefert $(65,4/125,4) \text{ t Zn} = 0,5215 \text{ t Zn} = \underline{\underline{521,5 \text{ kg Zn}}}$.

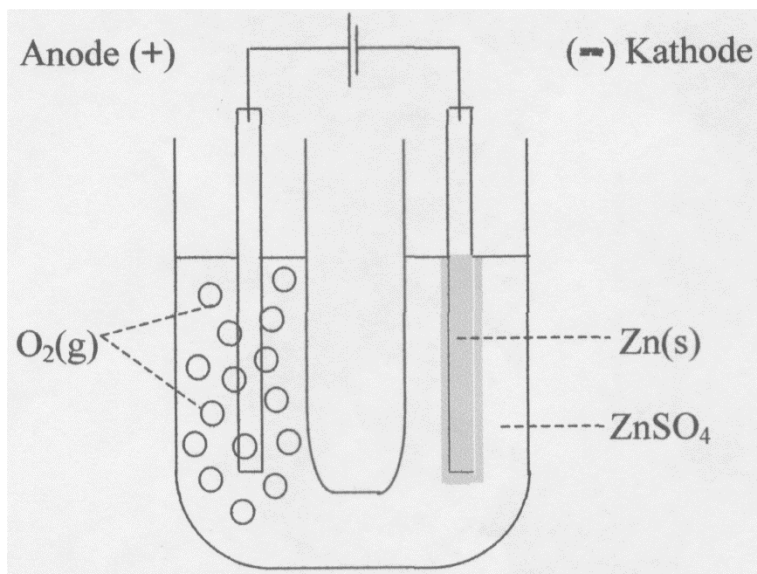
Alternativ:

$$m(\text{Zn}) = \frac{m(\text{ZnCO}_3) \cdot M(\text{Zn})}{m(\text{ZnCO}_3)} = \frac{10^6 \text{ g} \cdot 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{125,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

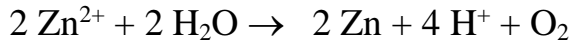
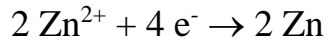
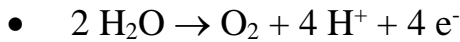
$$= \underline{\underline{521,5 \text{ kg}}}$$

3 VP

- 1.2 • a) $\pm 0 \quad +\text{I} \quad +\text{II} \quad \pm 0$
 $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq.}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $\text{Zn}(\pm 0)$ wird oxidiert zu Zn^{2+} , H^+ wird reduziert zu $\text{H}_2(\pm 0)$
→ Redoxreaktion.
- b) $\text{ZnO}(\text{aq.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq.}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
Auf O^{2-} (Protonenakzeptor!) werden von H_2SO_4
(Protonendonator!) 2 H^+ übertragen → Säure-Base-Reaktion.



Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier



(SO_4^{2-} nimmt an der Reaktion nicht teil.)

8 VP

2. • Minuspol: Zinkhalbzelle,
Pluspol Kupferhalbzelle,
Begründung: Kupfer ist edler als Zn.

$$E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}+2\text{e}^-) = -0,76 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}+2\text{e}^-) = +0,35 \text{ V}$$

Berechnung der Zellspannung:

$$U = E_{\text{Akzeptor}} - E_{\text{Donator}} = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \underline{\underline{1,11 \text{ V}}}$$

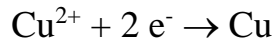
- Zellspannungen sind konzentrationsabhängig. Zur Erhöhung der Spannung kann man
- die $c(\text{CuSO}_4)$ erhöhen oder
 - die $c(\text{ZnSO}_4)$ erniedrigen.

Begründung:

Zwischen der Abscheidung eines Metalls und dem Lösen eines Metalls als Metallion besteht ein Gleichgewicht.



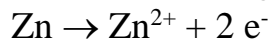
Erhöhung der $c(\text{Cu}^{2+}) \rightarrow$ verstärktes Abscheidungsbestreben.



Für die Kupferhalbzelle ergibt sich hieraus

ein positiveres Potenzial \rightarrow Erhöhung der Spannung.

Erniedrigung der $c(\text{Zn}^{2+}) \rightarrow$ verstärktes Lösungsbestreben.



Für die Zinkhalbzelle ergibt sich hieraus

ein negativeres Potenzial \rightarrow Erhöhung der Spannung.

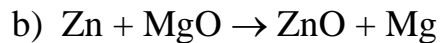
5 VP

Abitur 2007 – Chemie
Haupttermin – Lösungshinweise
Bearbeitet von Hans-Jürgen Staudenmaier



$$\begin{aligned}\Delta_{\text{R}}G &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{ZnO}) + 2 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{Ag}) \\ &\quad - (1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{Ag}_2\text{O}) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{Zn})) \\ &= (-321 + 0 - (-11 + 0)) \text{ kJ} \\ &= \underline{-310 \text{ kJ}}\end{aligned}$$

Reaktion läuft ab, da $\Delta_{\text{R}}G < 0$.



$$\begin{aligned}\Delta_{\text{R}}G &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{ZnO}) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{Mg}) \\ &\quad - (1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{MgO}) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta_{\text{f}}G^0(\text{Zn})) \\ &= (-321 + 0 - (-570 + 0)) \text{ kJ} \\ &= \underline{249 \text{ kJ}}\end{aligned}$$

Reaktion läuft nicht ab, da $\Delta_{\text{R}}G > 0$.

4 VP
20 VP