



Ministerium für Kultus, Jugend und Sport Baden-Württemberg

Hinweise für die Abiturientinnen und Abiturienten

Abiturprüfung 2001

Haupttermin **Leistungskurs** C h e m i e

Bearbeitungszeit: 270 Minuten einschließlich Auswahlzeit

Hilfsmittel: Taschenrechner (**nicht** programmierbar)

Anlagen: Ein Tabellenblatt (auf farbigem Papier, beidseitig bedruckt)

Ein Periodensystem (auf farbigem Papier, einseitig bedruckt)

Hinweise: Sie erhalten **vier** Aufgaben (I - IV).

Wählen Sie davon **drei** Aufgaben zur Bearbeitung aus, und vermerken Sie auf der Reinschrift und dem Entwurf, **welche** der Aufgaben Sie bearbeitet haben.

Verwenden Sie für jede Aufgabe einen gesonderten Bogen.

Sollten Sie mehr als **drei** Aufgaben bearbeitet haben, so müssen Sie diejenigen **drei** Aufgaben deutlich kennzeichnen, die zur Bewertung Ihrer Prüfungsarbeit herangezogen werden sollen.

Sie sind verpflichtet, die Vollständigkeit der vorgelegten Aufgaben vor Bearbeitungsbeginn (auf Anzahl der Blätter, Anlagen usw.) zu überprüfen.

Lösungen auf den Aufgabenblättern werden nicht gewertet.

Haupttermin

- 1 Die Salpetersäure und ihre Salze, die Nitrate, sind wichtige Verbindungen mit einem vielseitigen Verwendungsbereich. Die Salpetersäure hat einen pK_S -Wert von $-1,32$.
- 1.1 Formulieren Sie für die Reaktion von Salpetersäure mit Wasser eine Reaktionsgleichung und das Massenwirkungsgesetz.
Leiten Sie hieraus einen Ausdruck für den pK_S -Wert her. 3 VP
- 1.2 Berechnen Sie näherungsweise den pH-Wert einer wässrigen Salpetersäure-Lösung der Ausgangskonzentration $c_0(\text{Salpetersäure}) = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ und begründen Sie Ihre Näherung. 2 VP
- 2 Zur Herstellung von Ammoniumnitrat wird eine äquivalente Stoffmenge Ammoniak in 500 mL verdünnte Salpetersäure der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ eingeleitet.
- 2.1 Formulieren Sie hierzu eine Reaktionsgleichung, und berechnen Sie die Masse m der Stoffportion Ammoniumnitrat, die sich aus der Lösung gewinnen lässt. 2 VP
- 2.2 Eine wässrige Lösung von Ammoniumnitrat reagiert sauer.
Begründen Sie dies und berechnen Sie den pH-Wert einer Ammoniumnitrat-Lösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. 2 VP
- 2.3 Beschreiben Sie die Durchführung eines experimentellen Nachweises für Ammonium-Ionen.
Erläutern Sie die dabei ablaufenden chemischen Vorgänge. 2 VP
- 3 In zwei Versuchen werden zu
a) einer Natriumnitrat-Lösung und
b) einer Natriumacetat-Lösung (Natriumethanoat-Lösung)
von gleicher Stoffmengenkonzentration jeweils einige Tropfen verdünnter Salzsäure gegeben.
Während der pH-Wert bei der Natriumnitrat-Lösung sinkt, bleibt er bei der Natriumacetat-Lösung nahezu gleich.
Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen, und begründen Sie die Versuchsergebnisse. 3 VP
4. Unter Verwendung von Salpetersäure kann der kristalline Stoff Distickstoffpentaoxid hergestellt werden. Dieser zersetzt sich oberhalb einer bestimmten Temperatur ϑ unter Abkühlung explosionsartig in Stickstoffdioxid und Sauerstoff.
- 4.1 Berechnen Sie, bezogen auf Normbedingungen, das Volumen der gasförmigen Produkte, die sich aus 100 g Distickstoffpentaoxid bilden. 3 VP
- 4.2 Berechnen Sie die Temperatur ϑ , oberhalb der die Zersetzung von Distickstoffpentaoxid exergonisch verläuft.
Begründen Sie, warum der Zerfall endotherm, jedoch spontan abläuft. 3 VP

20 VP

	Distickstoffpentaoxid	Stickstoffdioxid	Sauerstoff
$\Delta_f H^\circ$ in $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	-43	+33	0
S° in $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	178	240	205

Haupttermin

- 1 Zur schnellen und spezifischen Bestimmung von D-Glucose im Harn werden Teststreifen verwendet.
Der Nachweis beruht auf der Oxidation des Glucose-Moleküls am Kohlenstoff-Atom 1.
- 1.1 Geben Sie die Strukturformeln des D-Glucose-Moleküls und seines Oxidationsproduktes in der Fischer-Projektion an.
Zeigen Sie, dass eine Oxidation stattgefunden hat. 3 VP
- 1.2 In einem Experiment wird in ein Reagenzglas D-Fructose-Lösung, in ein zweites Saccharose-Lösung gegeben. Beide werden mit Natronlauge versetzt und über Nacht stehen gelassen. Danach werden beide Lösungen neutralisiert und mit dem Glucose-Teststreifen untersucht.
Begründen Sie die jeweils zu erwartende Beobachtung. 2 VP
- 2 Zur Herstellung vieler Süßwaren wird Invertzucker verwendet.
Zu dessen Gewinnung wird Saccharose mit einer Säure und Wasser vermischt und 30 Minuten auf etwa 80 °C erhitzt. Es entsteht ein zäher Sirup. Diesem wird Natriumhydrogencarbonat zugesetzt. Nach kurzem Aufschäumen ist das Produkt gebrauchsfertig.
Formulieren Sie für die Bildung von Invertzucker eine Reaktionsgleichung unter Verwendung von Strukturformeln nach Haworth.
Benennen Sie den Reaktionstyp.
Geben Sie für das Aufschäumen eine Reaktionsgleichung an.
Vergleichen Sie bei beiden Reaktionen die jeweilige Funktion der Säure. 5 VP
- 3 Die Reaktionsenthalpie für die vollständige Verbrennung von Glucose soll experimentell bestimmt werden. Dazu wird eine Stoffportion der Masse $m_1(\text{Glucose}) = 1 \text{ g}$ in einem mit $m_2 = 500 \text{ g}$ Wasser gefüllten Kalorimeter verbrannt. Die Verbrennung erfolgt bei konstantem Druck, und der entstehende Wasserdampf kondensiert. Das Wasser im Kalorimeter erwärmt sich um $\Delta\vartheta = 7 \text{ K}$.
- $$c(\text{H}_2\text{O}) = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \quad C(\text{Kalorimeter}) = 148,6 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$
- $$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)_g = -393 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O})_l = -285 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$
- Geben Sie eine Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Glucose an.
Berechnen Sie die Verbrennungsenthalpie von 1 mol Glucose.
Berechnen Sie daraus die molare Standard-Bildungsenthalpie von Glucose. 5 VP
- 4 „Energy-Drinks“ enthalten neben Glucose und Saccharose auch Taurin (2-Aminoethansulfonsäure).
- 4.1 Taurin lässt sich nicht unzersetzt schmelzen, und seine wässrige Lösung zeigt eine geringe elektrische Leitfähigkeit.
Erklären Sie diese Sachverhalte, und geben Sie dazu auch eine Strukturformel an. 3 VP
- 4.2 Geben Sie für die Moleküle von α -Alanin (2-Aminopropansäure) und β -Alanin (3-Aminopropansäure) je eine Strukturformel in Fischer-Projektion an.
Kennzeichnen Sie in den Strukturformeln von α -Alanin, β -Alanin und Taurin eventuell vorhandene Chiralitätszentren. 2 VP
-
- 20 VP



Haupttermin

1. Aus 4-Hydroxybenzoesäure kann ein Polyarylat hergestellt werden. Polyarylate sind Kunststoffe, die sich z.B. vom Polyethen durch ihre hohe Festigkeit unterscheiden.
- 1.1 Geben Sie die Strukturformel des 4-Hydroxybenzoesäure-Moleküls mit bindenden und nichtbindenden Elektronenpaaren an.
Zeichnen Sie einen Ausschnitt aus der Strukturformel des polymeren Produktes.
Welcher Reaktionstyp liegt der Bildung des Polyarylats zugrunde? 3 VP
- 1.2 Erklären Sie die unterschiedliche Festigkeit von Polyethen und dem Polyarylat aus 1.1. 2 VP
- 1.3 Ein weiteres Polyarylat kann aus 1,3,5-Trihydroxybenzol und 1,4-Benzoldicarbonsäure hergestellt werden.
Formulieren Sie einen Ausschnitt aus der Strukturformel des Makromoleküls.
Beschreiben und erklären Sie die Unterschiede im thermischen Verhalten dieses Kunststoffes und des Kunststoffes aus 1.1. 3 VP
- 1.4 Moderne Kunststoffe sollen nach Möglichkeit recycelbar sein.
Erläutern Sie für Polyethen und das Polyarylat aus 1.3 je ein geeignetes Verfahren. 2 VP
- 2 Erläutern Sie den Bau und die Bindungsverhältnisse des 4-Hydroxybenzoesäure-Moleküls mit Hilfe eines Orbitalmodells. 3 VP
- 3 4-Hydroxybenzoesäure kann in zwei Reaktionsschritten aus Phenol synthetisiert werden.
Schritt A: Umsetzung von Phenol mit Monochlormethan in Gegenwart von wasserfreiem Aluminiumchlorid unter Bildung von 4-Methylphenol
Schritt B: Reaktion von 4-Methylphenol mit Luftsauerstoff in Gegenwart eines Katalysators zu 4-Hydroxybenzoesäure
- 3.1 Formulieren Sie für beide Reaktionsschritte je eine Reaktionsgleichung unter Verwendung von Strukturformeln.
Geben Sie jeweils den Reaktionstyp an, und begründen Sie Ihre Aussage. 4 VP
- 3.2 Erläutern Sie unter Verwendung von Strukturformeln den Mechanismus für die Reaktion A. 3 VP
-
- 20 VP

Haupttermin

- 1 In einem Experiment soll das Standardpotenzial E_0 des Redoxpaares $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ ermittelt werden.
- 1.1 Fertigen Sie eine beschriftete Skizze des Versuchsaufbaus an. 3 VP
- 1.2 Geben Sie die Reaktionsgleichung für den Fall an, dass elektrische Energie entnommen wird.
Zeigen Sie, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt, und kennzeichnen Sie Anode und Kathode. 3 VP
- 2 Ein galvanisches Element ist aufgebaut aus einer $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ -Halbzelle und einer Standard-Silber-Halbzelle. Die gemessene Spannung beträgt $U = 0,1 \text{ V}$. Dabei ist die Silber-Halbzelle die Anode.
Berechnen Sie, in welchem Verhältnis die Konzentrationen der Fe^{3+} - und Fe^{2+} -Ionen vorliegen. 3 VP
- 3 Um den Gehalt von Eisen in Eisenlegierungen zu bestimmen, werden diese mit verdünnter Schwefelsäure behandelt, wobei Fe^{2+} -Ionen in Lösung gehen. Der Gehalt an Fe^{2+} -Ionen kann quantitativ bestimmt werden, indem eine Probe mit einer stark sauren Kaliumpermanganat-Lösung titriert wird. Bei einem solchen Experiment werden $V_1 = 50 \text{ mL}$ der Fe^{2+} -Lösung mit Kaliumpermanganat-Lösung der Konzentration $c(\text{MnO}_4^-) = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ titriert. Bis zum Endpunkt der Titration werden $V_2 = 27,6 \text{ mL}$ Kaliumpermanganat-Lösung verbraucht.
Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen mit verdünnter Schwefelsäure.
Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Titration an.
Woran erkennt man den Endpunkt der Titration?
Berechnen Sie die Masse der in 1 Liter Lösung enthaltenen Eisen-Ionen. 5 VP
- 4 In drei Parallelversuchen tauchen jeweils ein Eisen- und ein Magnesiumstab in eine Lösung mit $\text{pH} = 5$ ein. In den Versuchen I und II wird an den Metallstäben eine Gleichspannung von $U = 3 \text{ V}$ angelegt, wobei in Versuch I Eisen als Minuspol und in Versuch II Eisen als Pluspol geschaltet ist. Im Versuch III werden die beiden Metallstäbe elektrisch leitend miteinander verbunden.
- 4.1 Geben Sie die zu erwartenden Beobachtungen in den Versuchen I bis III an, und formulieren Sie die zugehörigen Reaktionsgleichungen. 4 VP
Nennen Sie eine praktische Anwendung zum Versuch III.
- 4.2 In Gefäß III wird die saure Lösung durch sauerstoffgesättigtes Wasser, dem einige Tropfen Phenolphthalein zugesetzt wurden, ersetzt.
Geben Sie die zu erwartende Beobachtung an, und formulieren Sie dazu eine Reaktionsgleichung. 2 VP
-
- 20 VP

reduzierte Form	oxidierete Form	reduzierte Form	oxidierete Form	Standardpotenzial
Li	/ Li ⁺	H ₂ SO ₃ + H ₂ O	/ SO ₄ ²⁻ + 4 H ⁺	+ 2e ⁻ +0,20
K	/ K ⁺	Cu	/ Cu ²⁺	+ 2e ⁻ +0,35
Ba	/ Ba ²⁺	4 OH ⁻	/ O ₂ + 2 H ₂ O	+ 4e ⁻ +0,40
Ca	/ Ca ²⁺	2 I ⁻	/ I ₂	+ 2e ⁻ +0,54
Na	/ Na ⁺	H ₂ O ₂	/ O ₂ + 2 H ⁺	+ 2e ⁻ +0,68
Mg	/ Mg ²⁺	Fe ²⁺	/ Fe ³⁺	+ e ⁻ +0,77
Al	/ Al ³⁺	Ag	/ Ag ⁺	+ e ⁻ +0,80
Mn	/ Mn ²⁺	Hg	/ Hg ²⁺	+ 2e ⁻ +0,85
H ₂ + 2 OH ⁻	/ 2 H ₂ O	2 Br ⁻	/ Br ₂	+ 2e ⁻ +1,06
Zn	/ Zn ²⁺	Pt	/ Pt ²⁺	+ 2e ⁻ +1,2
Cr	/ Cr ³⁺	Mn ²⁺ + 2 H ₂ O	/ MnO ₂ (s) + 4 H ⁺	+ 2e ⁻ +1,21
S ²⁻	/ S(s)	2 Cr ³⁺ + 7 H ₂ O	/ Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ⁺	+ 6e ⁻ +1,33
Fe	/ Fe ²⁺	2 Cl ⁻	/ Cl ₂	+ 2e ⁻ +1,36
Pb + SO ₄ ²⁻	/ PbSO ₄ (s)	Au	/ Au ³⁺	+ 3e ⁻ +1,42
Co	/ Co ²⁺	Pb ²⁺ + 2 H ₂ O	/ PbO ₂ (s) + 4 H ⁺	+ 2e ⁻ +1,47
Ni	/ Ni ²⁺	Mn ²⁺ + 4 H ₂ O	/ MnO ₄ ⁻ + 8 H ⁺	+ 5e ⁻ +1,51
Sn	/ Sn ²⁺	PbSO ₄ (s) + 2 H ₂ O	/ PbO ₂ (s) + SO ₄ ²⁻ + 4 H ⁺	+ 2e ⁻ +1,68
Pb	/ Pb ²⁺	MnO ₂ (s) + 2 H ₂ O	/ MnO ₄ ⁻ + 4 H ⁺	+ 3e ⁻ +1,68
1/2 H ₂	/ H ⁺	2 H ₂ O	/ H ₂ O ₂ + 2 H ⁺	+ 2e ⁻ +1,77
Sn ²⁺	/ Sn ⁴⁺	2 F ⁻	/ F ₂	+ 2e ⁻ +2,87

Haupttermin

Periodensystem der Elemente

	I	II	Hauptgruppen										III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1,0 H 1																		4,0 He 2									
2	6,9 Li 3	9,0 Be 4											10,8 B 5	12,0 C 6	14,0 N 7	16,0 O 8	19,0 F 9	20,2 Ne 10										
3	23,0 Na 11	24,3 Mg 12											27,0 Al 13	28,1 Si 14	31,0 P 15	32,1 S 16	35,5 Cl 17	39,9 Ar 18										
4	39,1 K 19	40,1 Ca 20											69,7 Ga 31	72,6 Ge 32	74,9 As 33	79,0 Se 34	79,9 Br 35	83,8 Kr 36										
5	85,5 Rb 37	87,6 Sr 38											101,1 Ru 44	102,9 Rh 45	106,4 Pd 46	107,9 Ag 47	121,8 Sb 51	126,9 I 53	131,3 Xe 54									
6	132,9 Cs 55	137,3 Ba 56											183,8 W 74	186,2 Re 75	190,2 Os 76	192,2 Ir 77	195,1 Pt 78	197,0 Au 79	200,6 Hg 80	204,4 Tl 81	207,2 Pb 82	209,0 Bi 83	(210) Po 84	(222) Rn 86				
7	(223) Fr 87	(226) Ra 88											(262) Ku 104	(261) Hf 72	(262) Ta 73	(262) W 74	(262) Re 75	(262) Os 76	(262) Ir 77	(262) Pt 78	(262) Au 79	(262) Hg 80	(262) Tl 81	(262) Pb 82	(262) Bi 83	(262) Po 84	(262) At 85	(262) Rn 86

Nebengruppen

Lanthanoide	Ce 58 (140,1)	Pr 59 (140,9)	Nd 60 (144,2)	Pm 61 (145)	Sm 62 (150,4)	Eu 63 (152,0)	Gd 64 (157,2)	Tb 65 (158,9)	Dy 66 (162,5)	Ho 67 (164,9)	Er 68 (167,3)	Tm 69 (168,9)	Yb 70 (173,0)	Lu 71 (175,0)
Actinoide	Th 90 (232)	Pa 91 (231)	U 92 (238,0)	Np 93 (237)	Pu 94 (244)	Am 95 (243)	Cm 96 (247)	Bk 97 (247)	Cf 98 (251)	Es 99 (254)	Fm 100 (257)	Md 101 (258)	No 102 (259)	Lr 103 (260)

Säurekonstanten bei 25 °C

Säure	K_S	pK _S	Säure	K_S	pK _S
OH ⁻	10^{-24}	24	CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,76
NH ₃	10^{-23}	23	C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺	$2,65 \cdot 10^{-5}$	4,58
H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,74	C ₆ H ₅ COOH	$6,1 \cdot 10^{-5}$	4,22
HS ⁻	$1,03 \cdot 10^{-13}$	12,9	HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$	3,77
HPO ₄ ²⁻	$4,8 \cdot 10^{-13}$	12,32	HNO ₂	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,35
H ₂ O ₂	$2,4 \cdot 10^{-12}$	11,62	HF	$7,25 \cdot 10^{-4}$	3,14
CH ₃ NH ₃ ⁺	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	$6 \cdot 10^{-3}$	2,22
HCO ₃ ⁻	$4 \cdot 10^{-11}$	10,4	H ₃ PO ₄	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,96
C ₆ H ₅ OH	10^{-10}	10	H ₂ SO ₃	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,96
Zn(H ₂ O) ₆ ²⁺	$2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66	HSO ₄ ⁻	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
HCN	$4 \cdot 10^{-10}$	9,4	(COOH) ₂	$3,5 \cdot 10^{-2}$	1,46
NH ₄ ⁺	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24	HNO ₃	21	-1,32
H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21	H ₃ O ⁺	55	-1,74
HSO ₃ ⁻	$6,4 \cdot 10^{-8}$	7,2	H ₂ SO ₄	10^3	-3
H ₂ S	$8,8 \cdot 10^{-8}$	7,06	HCl	10^6	-6
H ₂ CO ₃	$3,5 \cdot 10^{-7}$	6,46	HBr	10^6	-6
Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	$1,3 \cdot 10^{-5}$	4,9	HI	10^8	-8
C ₂ H ₅ COOH	$1,33 \cdot 10^{-5}$	4,88	HClO ₄	10^9	-9