

Code branche CHIMI	Ministère de l'Éducation nationale, de l'Enfance et de la Jeunesse EXAMEN DE FIN D'ÉTUDES SECONDAIRES TECHNIQUES Régime technique - Session 2015/2016	
Épreuve écrite	<i>Branche</i>	<i>Division / Section</i>
Durée épreuve 2,5 h	Chimie	GE
Date épreuve 22.9.2016		

1. Säure-Base-Reaktionen (20P)

1.1 pH-Berechnungen (2+2+2=6P)

Berechne den pH-Wert von folgenden wässrigen Lösungen:

- 20 mL einer Essigsäure-Lösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,5 \text{ mol/L}$ werden auf 50 mL Lösung verdünnt.
- 2,5 g festes Magnesiumhydroxid in 300 mL Lösung.
- 35 g Natriumhydrogencarbonat und 0,5 mol Kohlensäure in 500 mL Wasser.

1.2 Salz-Lösungen (3+2=5P)

Gegeben sind folgende Salz-Lösungen:

- Ammoniumacetat
- Calciumsulfit

- Schreibe für beide Salz-Lösungen die Gleichung für das Auflösen im Wasser an.
- Bestimme jeweils mit Hilfe einer Protolyse-Gleichung den Charakter der beiden Salz-Lösungen und begründe kurz.

1.3 Puffer-Systeme (1+2+1=4P)

In der Zellkultur kommt sehr häufig, eine mit Phosphat gepufferte Salz-Lösung zum Einsatz. Diese Puffer-Lösung besteht unter anderem aus Kaliumdihydrogenphosphat und Dinatriumhydrogenphosphat.

- Schreibe die Protolyse-Gleichung für das Puffersystem an.
- Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Zugabe einer sauren bzw. einer alkalischen Lösung zu dem System.
- Um welchen pH-Bereich einzustellen wird dieses Puffersystem benutzt?

1.4 Titration (1+1+2+1=5P)

Es werden 22 mL einer salpetrigen Säure mit Natronlauge der Stoffmengenkonzentration 0,2 mol/L titriert. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 35 mL Natronlauge erreicht.

- Schreibe die Reaktionsgleichung der durchgeführten Titration an.
- Berechne die Anfangskonzentration der Probe-Lösung.
- Welchen Charakter hat die Lösung am Äquivalenzpunkt? Begründe mit Hilfe einer Protolyse-Gleichung.
- Bestimme den pH-Wert der Lösung nach Zugabe von 17,5 mL Natronlauge.

2. Redoxreaktionen und Elektrochemie (15P)

2.1 Redoxreaktion (1+1=2P)

Gegeben ist folgende freiwillig ablaufende Redoxreaktion: $\text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$

- Formuliere die Teilgleichungen für die Oxidation und für die Reduktion.
- Berechne ΔE° .

2.2 Elektrolyse (2+3=5P)

An zwei inerten Graphitelektroden wird eine 1 molare Kupfer(II)-bromid-Lösung elektrolysiert.

- Formuliere die Teilgleichungen für die Oxidation und die Reduktion. Gib die Gesamtgleichung an.
- Was kann man beobachten, wenn man nach der Elektrolyse beide Elektroden mit einem Spannungsmessgerät verbindet? Erkläre ausführlich wie es zu dieser Beobachtung kommt.

2.3 Gegeben sind folgende Halbelemente: (3+1=4P)

- Zinn taucht in eine Zinn-Salzlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$)
- Nickel taucht in eine Nickel-Salzlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$)
- Silber taucht in eine Silber-Salzlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$)

- Gib die symbolische Schreibweise der drei möglichen galvanischen Elemente an.
- Ordne die drei galvanischen Elemente nach steigender Spannung.

2.4 Elektrochemische Korrosion (2+2=4P)

Taucht man einen Eisennagel in Salzsäure, kann man eine Wasserstoffbildung beobachten. Beim Berühren den Eisennagels mit Silber, erfolgt eine viel heftigere Gasentwicklung, welche an der Oberfläche des Silbers erfolgt.

- Erkläre die elektrochemischen Vorgänge die ablaufen, wenn der Eisennagel in Salzsäure getaucht wird. Begründe anhand der elektrochemischen Spannungsreihe und formuliere die entsprechenden Redox-Gleichungen (Teilgleichung für die Oxidation und Reduktion sowie die Gesamtgleichung).

b) Erkläre die elektrochemischen Vorgänge die an den Metallen ablaufen, wenn Eisen mit Silber berührt wird.

3. Organische Chemie (25P)

3.1 Siedetemperatur (3+3=6P)

a) Gib die Halbstrukturformel folgender organischer Moleküle an:

- 3-Methylbutanal
- Hexan
- Butansäure

b) Ordne den organischen Molekülen aus a) jeweils eine Siedetemperatur zu und erkläre deine Zuordnung ausführlich. Die Stoffe haben ähnliche molare Massen.

163 °C; 69 °C; 92 °C

3.2 Synthese von organischen Verbindungen (2+2+2=6P)

Du bekommst von deinem Praktikumsleiter den Auftrag folgende organische Verbindungen im Labor zu synthetisieren:

- 1-Brombutan
- Kaliumethanolat
- Propansäuremethylester.

Formuliere für diese 3 Synthesen jeweils die Reaktionsgleichung mit Hilfe der Halbstrukturformeln und benenne die Edukte.

3.3 Reaktionsmechanismus (4+2+1=7P)

a) Gib den ausführlichen Reaktionsmechanismus für die Reaktion zwischen 3-Methyl-2-penten und Chlorwasserstoff an.

b) Erkläre welches der beiden Produkte überwiegend gebildet wird.

c) Gib den Namen des Mechanismus an.

3.4 Nachweisreaktionen (3+3=6P)

2-Methyl-1-propanol wird mit Hilfe von Kupfer(II)-oxid oxidiert.

a) Schreibe die Redoxgleichung an und benenne die Produkte. Gib ebenfalls die Oxidationszahlen, der an der Redoxreaktion beteiligten Atome an.

b) Das entstandene Oxidationsprodukt aus a) wird einer Silberspiegelprobe unterzogen.

Schreibe die Redoxgleichung sowie die Sekundärreaktion an und benenne die Produkte. Gib ebenfalls die Oxidationszahlen der an der Redoxreaktion beteiligten Atome an.

pk-Werte

pk _s	Säure	korrespondierende Base	pk _B
	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	
	HI	I ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
-1,74	H ₃ O ⁺	H ₂ O	15,74
-1,32	HNO ₃	NO ₃ ⁻	15,32
1,92	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	12,08
2,13	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	11,87
2,22	[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	11,78
3,14	HF	F ⁻	10,86
3,35	HNO ₂	NO ₂ ⁻	10,65
3,75	HCOOH	HCOO ⁻	10,25
4,75	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	9,25
4,85	[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	9,15
6,52	H ₂ CO ₃ /CO ₂	HCO ₃ ⁻	7,48
6,92	H ₂ S	HS ⁻	7,08
7,00	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	7,00
7,20	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	6,80
9,25	NH ₄ ⁺	NH ₃	4,75
9,40	HCN	CN ⁻	4,60
10,40	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	3,60
12,36	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	1,64
13,00	HS ⁻	S ²⁻	1,00
15,74	H ₂ O	OH ⁻	-1,74
	C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ O ⁻	
	NH ₃	NH ₂ ⁻	
	OH ⁻	O ²⁻	
	H ₂	H ⁻	

Indikatoren

Indikator	Farbe der Säure	pH-Bereich des Farbumschlags	Farbe der Base	PK _s (f/in)
Thymolblau	rot	1,2 - 2,8	gelb	1,7
Methylorange	rot	3,0 - 4,4	gelb-orange	3,4
Bromkresolgrün	gelb	3,8 - 5,4	blau	4,7
Methylrot	rot	4,2 - 6,2	gelb	5,0
Lackmus	rot	5,0 - 8,0	blau	6,5
Bromthymolblau	gelb	6,0 - 7,6	blau	7,1
Thymolblau	gelb	8,0 - 9,6	blau	8,9
Phenolphthalein	farblos	8,2 - 10,0	purpur	9,4
Thymolphthalein	farblos	9,3 - 10,5	blau	10,0
Alizarin gelb R	gelb	10,1 - 12,1	rot	11,2

Red	Ox + z e ⁻	Standardpotential E ⁰ (in Volt)
2 F ⁻	F ₂ + 2 e ⁻	+ 2,87
2 SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2 e ⁻	+ 2,00
4 H ₂ O	H ₂ O ₂ + 2 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 1,78
PbSO ₄ + 5 H ₂ O	PbO ₂ + HSO ₄ ⁻ + 3 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 1,69
MnO ₂ + 6 H ₂ O	MnO ₄ ⁻ + 4 H ₃ O ⁺ + 3 e ⁻	+ 1,68
Mn ²⁺ + 12 H ₂ O	MnO ₄ ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ + 5 e ⁻	+ 1,49
Pb ²⁺ + 6 H ₂ O	PbO ₂ + 4 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 1,46
Au	Au ³⁺ + 3 e ⁻	+ 1,42
2 Cl ⁻	Cl ₂ + 2 e ⁻	+ 1,36
2 Cr ³⁺ + 21 H ₂ O	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺ + 6 e ⁻	+ 1,33
6 H ₂ O	O ₂ + 4 H ₃ O ⁺ + 4 e ⁻	+ 1,23
Mn ²⁺ + 6 H ₂ O	MnO ₂ + 4 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 1,21
Pt	Pt ²⁺ + 2 e ⁻	+ 1,20
I ₂ + 18 H ₂ O	2 IO ₃ ⁻ + 12 H ₃ O ⁺ + 10 e ⁻	+ 1,20
2 Br ⁻	Br ₂ + 2 e ⁻	+ 1,07
NO + 6 H ₂ O	NO ₃ ⁻ + 4 H ₃ O ⁺ + 3 e ⁻	+ 0,96
Hg	Hg ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,85
Ag	Ag ⁺ + e ⁻	+ 0,80
2 Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,80
Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻	+ 0,77
H ₂ O ₂ + 2 H ₂ O	O ₂ + 2 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 0,68
MnO ₂ + 4 OH ⁻	MnO ₄ ⁻ + 2 H ₂ O + 3 e ⁻	+ 0,59
2 I ⁻	I ₂ + 2 e ⁻	+ 0,54
Cu	Cu ⁺ + e ⁻	+ 0,52
4 OH ⁻	O ₂ + 2 H ₂ O + 4 e ⁻	+ 0,40
2 Ag + 2 OH ⁻	Ag ₂ O + H ₂ O + 2 e ⁻	+ 0,34
Cu	Cu ²⁺ + 2 e ⁻	+ 0,34
2 Hg + 2 Cl ⁻	Hg ₂ Cl ₂ + 2 e ⁻	+ 0,27
Ag + Cl ⁻	AgCl + e ⁻	+ 0,22
H ₂ SO ₃ + 5 H ₂ O	SO ₄ ²⁻ + 4 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 0,20
Cu ⁺	Cu ²⁺ + e ⁻	+ 0,16
H ₂ S + 2 H ₂ O	S + 2 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	+ 0,14
Ag + Br ⁻	AgBr + e ⁻	+ 0,07
H ₂ + 2 H ₂ O	2 H ₃ O ⁺ + 2 e ⁻	0
Fe	Fe ³⁺ + 3 e ⁻	-0,04
Pb	Pb ²⁺ + 2 e ⁻	-0,13
Sn	Sn ²⁺ + 2 e ⁻	-0,14
H ₂ O ₂ + 2 OH ⁻	O ₂ + 2 H ₂ O + 2 e ⁻	-0,15
Ag + I ⁻	AgI + e ⁻	-0,15
Ni	Ni ²⁺ + 2 e ⁻	-0,23
Pb + SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ + 2 e ⁻	-0,36
Cd	Cd ²⁺ + 2 e ⁻	-0,40
Fe	Fe ²⁺ + 2 e ⁻	-0,41
Zn	Zn ²⁺ + 2 e ⁻	-0,76
H ₂ + 2 OH ⁻	2 H ₂ O + 2 e ⁻	-0,83
SO ₃ ²⁻ + 2 OH ⁻	SO ₄ ²⁻ + H ₂ O + 2 e ⁻	-0,92
N ₂ H ₄ + 4 OH ⁻	N ₂ + 4 H ₂ O + 4 e ⁻	-1,16
Al	Al ³⁺ + 3 e ⁻	-1,66
Mg	Mg ²⁺ + 2 e ⁻	-2,38
Na	Na ⁺ + e ⁻	-2,71
Ca	Ca ²⁺ + 2 e ⁻	-2,76
Ba	Ba ²⁺ + 2 e ⁻	-2,90
K	K ⁺ + e ⁻	-2,92
Li	Li ⁺ + e ⁻	-3,02

