



BRANCHE : CHIMIE

DATE: 5 juin 2012

DUREE : 2h

1 Säure-Base-Reaktionen (20P)

1.1 200 g einer konzentrierten Natronlauge enthalten 60,4 g Natriumhydroxid und die Dichte bei 20 °C beträgt $\rho = 1,33 \text{ g/cm}^3$. Berechne den Massenanteil $\omega(\text{NaOH})$, die Massenkonzentration $\beta(\text{NaOH})$ und die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ dieser Natronlaugeportion. (4P)

1.2 Gegeben sind folgende Lösungen. (4+4+4=12P)

A: 100 mL Natronlauge der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$.

B: 100 mL Kalkwasser der Stoffmengenkonzentration $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 10^{-5} \text{ mol/L}$.

C: 100 mL verdünnte Essigsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-2} \text{ mol/L}$, die außerdem $10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COONa}$ enthält.

D: 100 mL Ammoniumchloridlösung die 0,54 g Ammoniumchlorid enthält.

1.2.1 Berechne den pH-Wert der Lösungen B und C.

1.2.2 Zu Lösung C wird 1 mL Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/L}$ gegeben. Schreibe die Reaktionsgleichung der Reaktion die abläuft und berechne die pH-Wert Änderung der Lösung.

1.2.3 Lösungen A und D werden miteinander vermischt. Schreibe die Reaktionsgleichung der Reaktion die abläuft. Berechne die Stoffmengen der Natronlauge und des Ammoniumchlorids. Bestimme den Charakter der so erhaltenen Lösung.

1.3 Die Salze Natriumhydrogencarbonat und Natriumhydrogenphosphat werden jeweils in gleichen Volumina Wasser gelöst. (2+2=4P)

1.3.1 Schreibe die Gleichungen für das Auflösen der Salze im Wasser.

1.3.2 Welches Salz reagiert am stärksten basisch im Wasser? Begründe mit geeigneten pK-Werten und Protolysegleichungen.

2 Redoxreaktionen und Elektrochemie (15P)

2.1 Primär- und Sekundärelemente (2+4+1=7P)

2.1.1 Worin unterscheiden sich Primär- und Sekundärelemente?

2.1.2 Der wichtigste Akkumulator ist der Bleiakkumulator. Formuliere die Elektrodenreaktionen mit Oxidationszahlen und die Gesamtreaktion beim Entladen. Benenne die Elektroden.

2.1.3 Warum kann durch Dichtemessung auf den Ladezustand des Akkumulators geschlossen werden?





2.2 Bringt man Nickel in verdünnte Schwefelsäure, beobachtet man eine schwache Wasserstoffgasentwicklung an der Nickeloberfläche. Beim Berühren des Nickels mit Kupfer erfolgt die Gasentwicklung vorwiegend an der Oberfläche des Kupfers. (2+3+3=8P)

2.2.1 Begründe anhand der elektrochemischen Spannungsreihe und formuliere die entsprechende Oxidation, Reduktion und Redoxgleichung wenn Nickel in verdünnte Schwefelsäure getaucht wird.

2.2.2 Erkläre die elektrochemischen Vorgänge die an den Metallen ablaufen wenn Nickel in verdünnter Schwefelsäure mit Kupfer berührt wird.

2.2.3 Erkläre den „kathodischen Korrosionsschutz“ für Eisen.

3 Kohlenwasserstoffe und organische Sauerstoffverbindungen (25P)

3.1 Gegeben sind folgende Stoffe : (2+7=9P)

A : 4-Ethyl-3,3-dimethyl-1-hexanol

B : 3-Chlor-3-ethylpentan

C : Propen

3.1.1 Schreibe die Halbstrukturformeln dieser 3 Stoffe.

3.1.2 Welcher von den 3 Stoffen reagiert am besten mit Bromwasser? Schreibe die Reaktionsgleichung dieser Reaktion. Benenne das Reaktionsprodukt. Schreibe den Reaktionsmechanismus und benenne ihn. Erkläre die Bildung eines wasserlöslichen Nebenproduktes. Benenne das wasserlösliche Nebenprodukt.

3.2 Ein Alkanol A mit der Summenformel C_3H_8O reagiert mit Kupfer(II)-oxid. Das Produkt B dieser Reaktion reagiert positiv mit der Tollens Probe. (Silberspiegelprobe) (2+1+4=7P)

3.2.1 Bestimme das Alkanol A. Schreibe die Halbstrukturformel und den Namen.

3.2.2 Bestimme das Oxidationsprodukt B. Schreibe die Halbstrukturformel und den Namen.

3.2.3 Erstelle die Reaktionsgleichung für den positiven Nachweis mit der Tollensprobe. Bestimme die Oxidationszahlen und eventuelle Sekundärreaktionen.

3.3 Gegeben sind folgende Reaktionen : (6+3=9P)

A : Alkanol I + Säure J \rightarrow Propansäurepropylester + K

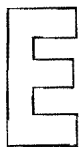
B : Alkanol L + Bromwasserstoff \rightarrow 2-Brombutan + H_2O

C : Alkan M + Chlor \rightarrow Chlorethan + N

3.3.1 Bestimme die Stoffe I, J, K, L, M, N (Name und Halbstrukturformel) und schreibe die vollständigen Reaktionsgleichungen in Halbstrukturformeln.

3.3.2 Benenne jeweils den Reaktionsmechanismus.





Ministère de l'Éducation nationale et de la Formation professionnelle
EXAMEN DE FIN D'ÉTUDES SECONDAIRES TECHNIQUES
Régime technique – Division technique générale
Session 2012

BRANCHE : CHIMIE

DATE : 5 juin 2012

DUREE : 2h

1 Réactions acide-base (20 p.)

1.1 200 g d'une solution concentrée de soude, de masse volumique $\rho = 1,33 \text{ g/cm}^3$, renferment 60,4 g d'hydroxyde de sodium. Calculer la teneur massique $\omega(\text{NaOH})$, la concentration massique $\beta(\text{NaOH})$ et la concentration molaire $c(\text{NaOH})$ de cette solution. (4 p.)

1.2 Soient les solutions suivantes: (4+4+4=12 p.)

A : 100 mL de soude de concentration molaire $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$

B : 100 mL d'eau de chaux de concentration molaire $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 10^{-5} \text{ mol/L}$

C : 100 mL d'une solution diluée d'acide acétique de concentration molaire $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-2} \text{ mol/L}$, renfermant également 10^{-3} mol de CH_3COONa .

D : 100 mL de solution de chlorure d'ammonium renfermant 0,54 g de chlorure d'ammonium.

1.2.1 Calculer le pH des solutions B et C.

1.2.2 1 mL d'acide chlorhydrique de concentration molaire $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/L}$ est ajouté à la solution C. Dresser l'équation de la réaction qui se déroule et calculer la variation de pH.

1.2.3 Les solutions A et D sont mélangées. Dresser l'équation de la réaction qui se déroule. Calculer les quantités de matière d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'ammonium. Déterminer le caractère de la solution ainsi obtenue.

1.3 Les sels hydrogénocarbonate de sodium et hydrogénophosphate de sodium sont dissous dans des volumes équivalents d'eau. (2+2=4 p.)

1.3.1 Dresser les équations pour la dissolution dans l'eau de chacun de ces sels.

1.3.2 Lequel de ces deux sels donne la solution la plus basique dans l'eau? Justifier à l'aide des valeurs de pK appropriées et des équations de protolyse correspondantes.

2 Réactions rédox et électrochimie (15 p.)

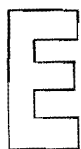
2.1 Éléments primaires et secondaires (2+4+1=7 p.)

2.1.1 En quoi les éléments primaires et secondaires se distinguent-ils?

2.1.2 L'accumulateur le plus important est l'accumulateur au plomb. Écrire les équations, avec les nombres d'oxydation correspondants, pour les réactions se déroulant aux électrodes et pour la réaction globale lors de la décharge. Nommer les électrodes.

2.1.3 Pourquoi est-il possible de déterminer l'état de charge de l'accumulateur par une mesure de densité?





2.2 Du nickel est introduit dans une solution diluée d'acide sulfurique. On observe la formation de dihydrogène à la surface du nickel. En mettant en contact le nickel avec du cuivre, la formation de gaz se fait majoritairement à la surface du cuivre.

(2+3+3=8 p.)

2.2.1 Expliquer les observations à l'aide de la série électrochimique et dresser les équations correspondant à l'oxydation, la réduction et la réaction rédox, pour le nickel introduit dans la solution diluée d'acide sulfurique.

2.2.2 Expliquer les phénomènes électrochimiques se déroulant sur les métaux, si le nickel introduit dans l'acide sulfurique dilué est mis en contact avec du cuivre.

2.2.3 Expliquer la « protection cathodique » du fer contre la corrosion.

3 Hydrocarbures et composés organiques oxygénés (25 p.)

3.1 Considérons les composés suivants : (2+7=9 p.)

A : 4-éthyl-3,3-diméthyl-1-hexanol

B : 3-chloro-3-éthylpentane

C : propène

3.1.1 Dresser les formules semi-développées de ces 3 composés.

3.1.2 Lequel des 3 composés réagit le mieux avec l'eau de brome? Dresser l'équation correspondante. Nommer le produit de réaction. Écrire le mécanisme de la réaction et indiquer le type de mécanisme. Expliquer la formation d'un produit secondaire soluble dans l'eau. Nommer ce produit secondaire soluble dans l'eau.

3.2 Un alcool A de formule brute C_3H_8O réagit avec l'oxyde de cuivre(II). Le produit B ainsi obtenu donne un test positif avec le réactif de Tollens (test au miroir d'argent). (2+1+4=7 p.)

3.2.1 Identifier l'alcool A. Donner sa formule semi-développée et son nom.

3.2.2 Identifier le produit d'oxydation B. Donner sa formule semi-développée et son nom.

3.2.3 Dresser l'équation pour le test positif avec le réactif de Tollens. Indiquer les nombres d'oxydation et d'éventuelles réactions secondaires.

3.3 Soient les réactions suivantes : (6+3=9 p.)

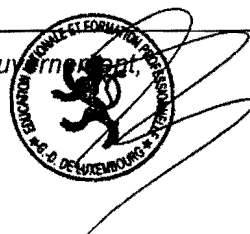
A : alcool I + acide J \rightarrow propanoate de propyle + K

B : alcool L + bromure d'hydrogène \rightarrow 2-bromobutane + H_2O

C : alcane M + chlore \rightarrow chloroéthane + N

3.3.1 Identifier les corps I, J, K, L, M, N (nom et formule semi-développée) et dresser les équations complétées à l'aide des formules semi-développées.

3.3.2 Indiquer le nom du mécanisme réactionnel pour chaque réaction.



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

pK-Werte

pK _s	Säure	korrespondierende Base	pK _B
vollständige Protonenabgabe	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	keine Protonenaufnahme
	HI	I ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
-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
keine Protonenabgabe	C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ O ⁻	vollständige Protonenaufnahme
	NH ₃	NH ₂ ⁻	
	OH ⁻	O ²⁻	
	H ₂	H ⁻	

Indikatoren

Indikator	Farbe der Säure	pH-Bereich des Farbumschlags	Farbe der Base	pK _s (T-W)
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



Das Periodensystem der Elemente

Haupt -

gruppen

	1 IA	2 IIA																		13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA		
1	1,0 1 H																									4,0 2 He	1
2	6,9 3 Li	9,0 4 Be																			10,8 5 B	12,0 6 C	14,0 7 N	16,0 8 O	19,0 9 F	20,2 10 Ne	2
	<i>Nebengruppen</i>																										
3	23,0 11 Na	24,3 12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	27,0 13 Al	28,1 14 Si	31,0 15 P	32,1 16 S	35,5 17 Cl	39,9 18 Ar	3								
4	39,1 19 K	40,1 20 Ca	45,0 21 Sc	47,9 22 Ti	50,9 23 V	52,0 24 Cr	54,9 25 Mn	55,8 26 Fe	58,9 27 Co	58,7 28 Ni	63,5 29 Cu	65,4 30 Zn	69,7 31 Ga	72,6 32 Ge	74,9 33 As	79,0 34 Se	79,9 35 Br	83,8 36 Kr	4								
5	85,5 37 Rb	87,6 38 Sr	88,9 39 Y	91,2 40 Zr	92,9 41 Nb	95,9 42 Mo	99 43 Tc	101,1 44 Ru	102,9 45 Rh	106,4 46 Pd	107,9 47 Ag	112,4 48 Cd	114,8 49 In	118,7 50 Sn	121,8 51 Sb	127,6 52 Te	126,9 53 I	131,3 54 Xe	5								
6	132,9 55 Cs	137,3 56 Ba	57 bis 71 <i>La-Lu</i>	178,5 72 Hf	180,9 73 Ta	183,8 74 W	186,2 75 Re	190,2 76 Os	192,2 77 Ir	195,1 78 Pt	197,0 79 Au	200,6 80 Hg	204,4 81 Tl	207,2 82 Pb	209,0 83 Bi	209 84 Po	210 85 At	222 86 Rn	6								
7	223 87 Fr	226 88 Ra	89 bis 103 <i>Ac-Lr</i>	261 104 Rf	262 105 Db	263 106 Sg	262 107 Bh	265 108 Hs	268 109 Mt	269 110 Uun	272 111 Uuu	277 112 Uub		289 114 Uuq		289 116 Uuh		293 118 Uuo	7								

<i>Lanthanoide</i>	138,9 57 La	140,1 58 Ce	140,9 59 Pr	144,2 60 Nd	147 61 Pm	150,4 62 Sm	152,0 63 Eu	157,3 64 Gd	158,9 65 Tb	162,5 66 Dy	164,9 67 Ho	167,3 68 Er	168,9 69 Tm	173,0 70 Yb	175,0 71 Lu
<i>Actinoide</i>	227 89 Ac	232 90 Th	231 91 Pa	238 92 U	237 93 Np	244 94 Pu	243 95 Am	247 96 Cm	247 97 Bk	251 98 Cf	252 99 Es	257 100 Fm	258 101 Md	259 102 No	260 103 Lr

