Klausur zum Vorkurs des Chemischen Grundpraktikums WS 2010/11 vom 21.09.2010

A1		A2		A3		A4		A5				Σ	**Note**
13		13		7		9		8					

NAME: .....

VORNAME: .....

STICHPUNKTE ZU DEN LÖSUNGEN

Schreiben Sie bitte gut leserlich: Name und Vorname in Druckbuchstaben.
Unleserliche Teile werden nicht gewertet!
Die Bewertung der einzelnen Aufgaben ist jeweils in Klammern nach der Aufgabennummerierung angegeben; insgesamt sind 50 Punkte erreichbar. Die Klausur gilt als bestanden, wenn 50% der erreichbaren Punkte erzielt werden.

Wichtig:

1. Schreiben Sie bitte auf jedes Blatt oben Ihren Namen.
2. Schreiben Sie nach Möglichkeit die Lösungen nur auf das Blatt der entsprechenden Aufgabe einschließlich der Rückseite.
3. **Mit Bleistift geschriebene Antworten werden nicht gewertet!**
4. Als Hilfsmittel ist nur ein nicht programmierbarer Taschenrechner zugelassen.
5. Falls Sie Zusatzblätter benötigen, fordern Sie diese bitte an und verwenden Sie nur gekennzeichnete Zusatzblätter!

Viel Erfolg beim Lösen der Aufgaben!

Die Klausur umfasst **5** Aufgaben auf insgesamt **9** Blättern (PSE und zwei Schmierblätter im Anhang).

1. a) [2] Bei 20 °C weist die Dichte einer Schwefelsäure mit einem Massenanteil von w = 0.8306 den Wert 1.760 kg L^{-1} auf. Wieviel mL dieser Lösung müssen abgemessen werden, wenn in einer Reaktion 25.5 g der Verbindung H_2SO_4 benötigt werden?

z.B.: 10 g Gemisch enthalten 8.306 g reine H_2SO_4 und 1.694 g H_2O
25.5 g / 8.306 g = 3.07 („Faktor"); 1.694 g x 3.07 = 5.2 g (H_2O)

25.5 g (H_2SO_4) + 5.2 g (H_2O) = 30.7 g (entspricht der 83.06%igen Säure)

$\rho = m/V$ $V = m/\rho$ V = 30.7 g / 1.76 g mL V = 17.44 mL.

1. b) [3] 20 cm^3 einer Salzsäure der Dichte 1.18 g cm^{-3} (bei 20 °C) enthalten genau 8.36 g der reinen Verbindung der Formel HCl. Berechnen Sie die Masse an HCl pro mL der Säure und geben Sie die Konzentration der Säure als Massenanteil an. Berechnen Sie außerdem die Stoffmengenkonzentration dieser Säure.

20 mL der Lösung wiegen: m = 23.6 g (aus: $m = V\,\rho$)

Massenanteil: w = 8.36 / 23.6 w = 0.3542

z.B.: Dreisatz: x (g) / 1 (mL) = 8.36 (g) / 20 (mL)

x = 0.418 g/mL enthaltenes HCl

Molarität: M(HCl) = 36.46 g/mol#

1 molar bedeutet. 36.46 mg/mL, hier aber 418 mg/mL, also („Dreisatz"):

c = 11.46 mol/L.

1. c) [5] Die Umsetzung von Natriumhydrogensulfit mit Schwefelsäure verläuft unter Freisetzung von Schwefeldioxid. Formulieren Sie eine entsprechende Reaktionsgleichung für die Reaktion. Sie haben im Praktikum eine Regel kennen gelernt, die hierbei ihre Anwendung findet. Formulieren Sie diese. Berechnen Sie, wieviel cm^3 Schwefeldioxid bei dieser Reaktion aus 2.50 g des Hydrogensulfits unter Normbedingungen gewonnen werden können.

$2\ NaHSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ SO_2 + 2\ H_2O$

Regel: „Die schwerer flüchtige Säure treibt die leicht flüchtige Säure aus ihren Salzen aus."

$M\ (NaHSO_3) = 104.06$ g/mol

gelten würde die Rechnung auch für HSO_3^-

$M\ (HSO_3^-) = 81.06$ g/mol.

z.B. Dreisatz: 104.06 g $NaHSO_3$ ergeben 22.4 L SO_2, so ergeben 2.50 g x L SO_2

x = 0.538 L = 538 mL = 538 cm^3

(auf HSO_3^- berechnet werden 691 cm^3 ebenso als richtiges Ergebnis gewertet).

1. d) [3] Definieren Sie die Normbedingungen für ideale Gase und berechnen Sie näherungsweise die Dichte von gasförmigem Schwefeldioxid für diese Bedingungen.

Normbedingungen, z.B.: 0 °C (273.15 K) und 1 atm (1.0133 bar)

$\rho = m/V$ $\rho = M/V_m$ $M(SO_2) = 64.06$ g/mol

$\rho = 64.06 / 22.4 = 2.8598$ g/L.

2. [5] a) Eine Natronlauge (w = 0.1) soll mit Wasser gemischt werden, so dass eine Lauge mit einem Massenanteil von w = 0.042 erhalten wird. In welchem Verhältnis sollten die Flüssigkeiten zu diesem Zweck gemischt werden? Die bei diesem Mischungsvorgang erhaltene Lauge weist bei 20 °C eine Dichte von 1.045 g cm^{-3} auf. Berechnen Sie den pH-Wert dieser Natronlauge.

z.B. Mischungskreuz: (0.042 – 0) / (0.1 – 0.042) = 4.2 : 5.8

also z.B. Mischen von 42 Teilen der 10%igen Lauge mit 58 Teilen Wasser.

w = 0.042 bedeutet: 42 g NaOH auf 1000g Gemisch

M(NaOH) = 40.00 g/mol n = m/M n = 1.05 mol

1.05 mol x ρ, d.h. 1.05 x 1.045 = 1.097 mol/L

pH + pOH = 14 pOH = – lg[OH^-] = –0.04

pH = 14 – pOH = 14.04.

2. [2] b) Welches Volumen einer Bariumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration c = 0.1 mol L^{-1} muss zugegeben werden, um genau 5 mL einer Salzsäure der Stoffmengenkonzentration c = 0.25 mol L^{-1} vollständig zu neutralisieren? Welche Menge an Bariumchlorid (in mg) kann theoretisch aus dieser Lösung gewonnen werden?

Lösung: Äquivalentkonzentration der $Ba(OH)_2$ -Lösung ist 0.2 mol/L

Ansatz z.B.: $c_1V_1 = c_2V_2$ (c_1V_1 entspricht $Ba(OH)_2$; c_2V_2 entspricht HCl)

$V_1 = c_2V_2 / c_1$ V_1 = 6.25 mL

1 mL der $Ba(OH)_2$-Lösung enthalten 0.1 mmol Ba^{2+},

6.25 mL enthalten somit 0.625 mmol Ba^{2+},

somit können auch nur 0.625 mmol $BaCl_2$ entstehen.

$M(BaCl_2)$ = 208.23 g/mol; 1 mmol = 208.2 mg;

0.625 mmol x 208.2 mg = 130,2 mg ($BaCl_2$).

2. [3] c) Der reine Stoff Ammoniak unterliegt im flüssigen Zustand (Siedepunkt bei –33 °C) einer Autoprotolyse und wird daher als wasserähnliches Lösungsmittel bezeichnet. Formulieren Sie das Protolyse-Gleichgewicht, das in solch einer Lösung von Bedeutung ist, durch eine Reaktionsgleichung. Ordnen Sie den auftretenden Teilchen die folgende Begriffe zu: Säure, Base und korrespondierende Säure bzw. Base. Benennen Sie die Teilchen in der Reaktionsgleichung mit ihrem Namen.

Säure 1	Base 2		Säure 2		Base 1
NH_3 +	NH_3	→	NH_4^+	+	NH_2^-
			Ammonium-Ion		Amid-Ion

Korrespondierende Paare: NH_3 / NH_2^- bzw. NH_3 / NH_4^+

2. [3] d) In einem Praktikumsversuch haben Sie einige wenige mL reines Wasser mit Phenolphthaleinlösung versetzt und anschließend einige Tropfen einer halbkonzentrierten Ammoniaklösung zugegeben. Dabei färbte sich die Lösung von farblos nach rot. Erklären Sie diesen Befund mit einer Reaktionsgleichung. Anschließend wurden einige mL einer stark konzentrierten Ammoniumchloridlösung zugesetzt, dabei entfärbte sich die Lösung wieder. Erklären Sie auch diese Beobachtung u.a. mit einer weiteren Reaktionsgleichung. (Umschlagbereich von Phenolphthalein: pH 8,3–9,8 von farblos nach rot).

$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

basische Reaktion des Indikators

(i) eine konzentrierte Ammoniumchlorid-Lösung reagiert sauer:

$NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$

Im Überschuss wird der Indikator wieder entfärbt, da der pH-Wert bei Zugabe der sauren Lösung erniedrigt wird.

(ii) eine weitere (richtige) Erklärung:

Gleichgewichtsreaktion (s. erste Gleichung.): erhöhen wir die Konzentration der Ammonium-Ionen auf der rechten Seite, so verschieben wir das GG nach links, d.h. der pH-Wert wird wieder abgesenkt.

3. [2] a) Wieviel mol Oxoniumionen enthalten 10 mL einer Salzsäure der Stoffmengenkonzentration c = 1.0 mol L^{-1} und welcher pH-Wert ergibt sich, wenn die 10 mL der Säure zu 990 mL einer verdünnten Kochsalzlösung gegeben werden?

1 molar: 1 mol H_3O^+/L d.h. 0.1 mol/100 mL
bzw. 0.01 mol in 10 mL

Verdünnung mit 990 mL zu einem Liter ergibt eine 0.01 m Lösung,
deren pH-Wert = 2 beträgt.

Anmerkung: die Kochsalzbeigabe beeinflusst den pH-Wert nicht, da es sich um ein Salz der Kombination „stark/stark“ handelt.

3. [5] b) Welcher pH-Wert stellt sich in der Lösung ein, wenn die 10 mL der unter Teilaufgabe (a) genannten Salzsäure nun mit 990 mL eines Acetat-Puffers gemischt werden? Zusammensetzung der Pufferlösung: [AcOH] = 0.1 mol L^{-1}, [AcO^-] = 0.1 mol L^{-1}, pK_B (AcO^-) = 9.25. Erläutern Sie Ihren Lösungsweg hinreichend.

Lösung über die Puffergleichung; vorher zweckmäßigerweise pK_B (AcO^-) = 9.25 in pK_S (AcOH) = 4.75 umrechnen:

Vorgänge:

$$AcO^- + H^+ \rightarrow AcOH$$

(von HCl)

somit wird die Acetationen- Konzentration um 0.01 mol herabgesetzt,
also: [AcO^-] = 0.09.

andererseits wird dabei die Konzentration der Essigsäure um denselben Betrag erhöht, also: [AcOH] = 0.11.

Rechnen mit der Puffergleichung:

$$pH = 4.75 + \lg (0.09 / 0.11) = 4.66$$

4. [4] a) Im Praktikum haben Sie Wasserstoffperoxid als stark oxidierendes Reagenz kennen gelernt. Formulieren Sie die Reaktion von Blei(II)-sulfid mit Wasserstoffperoxid in wässriger Lösung unter Beachtung des Hinweises, dass der Schwefel dabei in eine Form mit maximaler (positiver) Oxidationszahl übergeht. Geben Sie eine Gesamtgleichung für diese Reaktion an, die Sie aus Teilgleichungen herleiten.

Oxidation: $S^{2-} + 4\ H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8\ e^- + 8\ H^+$

Reduktion: $H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$ | x 4

Redox: $S^{2-} + 4\ H_2O_2 \rightarrow SO_4^{2-} + 4\ H_2O$

4. [5] b) Bei geeigneter Zündung verbrennt Ammoniumdichromat unter Freisetzung von elementarem Stickstoff. Formulieren Sie dazu eine vollständige Reaktionsgleichung, die Sie aus entsprechenden Teilgleichungen herleiten. Welcher spezielle Reaktionstyp liegt hier vor?

Oxidation: $2\ NH_4^+ \rightarrow N_2 + 6\ e^- + 8\ H^+$

Reduktion: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Redox: $2\ NH_4^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ H^+ \rightarrow N_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

So simple es manchem erscheinen mag, es war der Begriff „Redoxreaktion“ gefragt.
Die Antwort ist völlig in Ordnung, wenn sie so wie vorstehend formuliert ist, sozusagen „in wässriger Lösung“.

In der Vorlesung AC1 werden Sie kennen lernen, dass die Reaktion auch an der Festsubstanz abläuft, dabei bildet sich festes Chrom(III)-oxid (grün):

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4\ H_2O$ (“Vulkan”).

5. [2] a) Kupfer(II)-nitrat-Trihydrat wird für künstliche Patinierungszwecke verwendet. Berechnen Sie, wieviel Gramm dieser Verbindung aus 5.00 g metallischem Kupfer gewonnen werden können.

63.546 g 241.60 g

Cu → $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$

5.00 g x

x = 19.01 g.

Sie können selbstverständlich auch über Molzahlen rechnen, wenn Sie es so mögen.

5. [3] b) Beschreiben Sie anhand von Reaktionsgleichungen, wie Sie im Praktikum Sulfat-Ionen nachgewiesen haben. Gehen Sie dabei auf eventuelle Störungen ein und diskutieren Sie, was bei der Nachweisreaktion unbedingt beachtet werden sollte.

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$

weißer Niederschlag, da p*L*($BaSO_4$) = 10.06.

Es sollte unbedingt mit verdünnter Salzsäure angesäuert werden, um die Fällung anderer schwerlöslicher Salze des Bariums (z.B. Carbonat) zu verhindern.

Es ist aber zu beachten, dass die Salzsäure nicht zu konzentriert sein darf, da sich $BaSO_4$ merklich in konzentrierter HCl löst, (z.B. bei 2 m Säure: ca. 10 mg in 100 mL Lösung bei 20 °C).

5. [3] b) Geben Sie die pH-Werte für folgende Lösungen an: Iodwasserstoffsäure (c = 0.5 mol L^{-1}) bzw. Fluorwasserstoffsäure (c = 0.5 mol L^{-1}); pK_S(HF) = 3.14. Die anionbildenden Elemente in diesen Verbindungen befinden sich in derselben Gruppe des Periodensystems der Elemente. Erklären Sie kurz, warum Sie die beiden Säuren bei Ihren Berechnungen unterschiedlich behandeln sollten. (Hierbei wäre noch zu beachten, dass im Fall der Fluorwasserstoffsäure die Rechnung einen größeren Fehler aufweist als üblicherweise.)

HI wird als starke Säure behandelt, da $pK_S(HI) \ll 0$

$pH = -\lg[H_3O^+] = 0.30$

HF sollte näherungsweise als schwache Säure behandelt werden:

$pH = ½ (pK_S - \lg 0.5) = 1.72$

Warum ist HI eine wesentlich stärkere Säure als HF?

a) Der *Ionenradius* eines Iodid-Ions ist wesentlich größer als der des Fluorids, deshalb wird das Proton in wässriger Lösung wesentlich leichter abgestoßen (Coulomb-Kräfte).

b) Da die *Elektronegativität* des Fluors wesentlich größer ist als die des Iods, wird der Wasserstoff fester an das Fluor gebunden, (polarere Bindungen sind stärker als weniger polare).

Eine Erklärung ist ausreichend.

Der Hinweis in der Aufgabenstellung (in Klammern angefügt) war nicht bedeutend für die Lösung der Aufgabe.