

Klausur zum Vorkurs des Chemischen Grundpraktikums WS 2016/17 vom 23.09.2016

A1		A2		A3		A4		A5				Σ	Note
12		12		8		10		8					

NAME:

VORNAME: **Stichpunkte zu den Lösungen**

Pseudonym für Ergebnisveröffentlichung:

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 Aufgaben 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 **8** Blättern (PSE, Schmierblatt als Anhang).

1. a) [4] Natriumazid wird durch elementares Iod in Gegenwart eines Katalysators in Stickstoff umgewandelt, gemäß der Gleichung: $2 \text{NaN}_3 + \text{I}_2 \rightarrow 3 \text{N}_2 + 2 \text{NaI}$. Sind dabei 33 mL einer Iodlösung ($c = 0.66 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) ausreichend, um 2.4 g Natriumazid quantitativ umzusetzen?

$$n(\text{NaN}_3) : n(\text{I}_2) = 2 : 1 \quad \Rightarrow \quad n(\text{NaN}_3) = 2 \times n(\text{I}_2)$$

$$n(\text{I}_2) = c \cdot V = 0.66 \text{ mol/L} \cdot 0.033 \text{ L} = 0.022 \text{ mol (in den 33 mL)}$$

$$n(\text{NaN}_3) = 2 \times 0.022 \text{ mol} = 0.044 \text{ mol (theoretisch umsetzbare Menge)}$$

$$M(\text{NaN}_3) = 65.00 \text{ g/mol}; \quad n = m / M = 2.4 \text{ g} / 65.00 \text{ g} = 0.037 \text{ mol}$$

Antwort:

Ja, die Iodlösung ist ausreichend, um die angegebene Azidmenge umzusetzen.

(andere Lösungswege sind möglich).

1. b) [3] Wasserhaltiges KOH (Ätzkali) weist stets einen Gehalt von 15% Wasser auf. Wie viel Gramm dieses Stoffes werden benötigt, um 5 Liter einer Maßlösung der Stoffmengenkonzentration von $c = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ herzustellen?

$$100\% - 15\% (\text{H}_2\text{O}) = 85\% \text{ (reines KOH jeweils nur zur Verfügung)}$$

$$M(\text{KOH}) = 56.10 \text{ g/mol}$$

Wie viel Gramm an reinem KOH (100%) sind erforderlich, um 5 L einer 0.1 m-Lösung herzustellen(?):

$$5.610 \text{ für 1L Lösung; } 5.610 \text{ g} \times 5 \text{ L} = 28.05 \text{ g (für 5 L)}$$

jetzt z.B. Dreisatzrechnung:

$$100 \text{ g (wasserhaltig)} / 85 \text{ g (rein)} = x \text{ (g)} / 28.05;$$

$$x = 33.00 \text{ g.}$$

1. c) [3] 20 mL einer Salzsäure der Dichte 1.18 g cm^{-3} (bei 20°C) enthalten genau 8.36 g der reinen Verbindung mit der Formel HCl. Berechnen Sie die Masse an HCl, die in einem Milliliter der Säure enthalten sind. Geben Sie die Konzentration der Säure als Massenanteil an. Berechnen Sie außerdem die Stoffmengenkonzentration dieser Säure.

$$\rho = m / V; m = \rho \cdot V; \Rightarrow 20 \text{ mL der Säure wiegen } 23.6 \text{ g}$$

$$\text{Massenanteil: } w = 8.36 \text{ g} / 23.6 \text{ g} = 0.3542 \text{ (35.42\%)}$$

Ein mL der Säure enthalten 0.418 g an HCl

(z.B. aus Dreisatzrechnung: $x \text{ (g)} / 1 \text{ (mL)} = 8.36 \text{ (g)} / 20 \text{ (mL)}$).

$$M(\text{HCl}) = 36.46 \text{ g / mol}$$

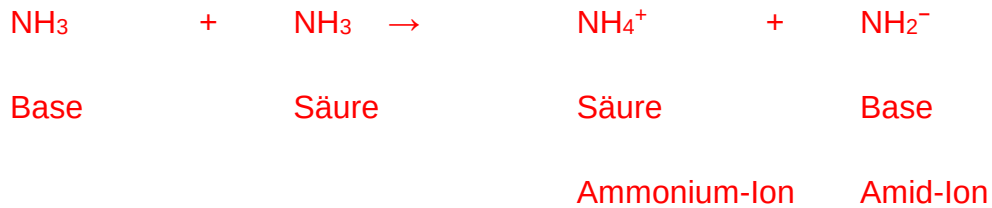
1 mL-Lösung enthält 36.46 mg / mL

$$418 \text{ mg} / 36.46 \text{ mg} = 11.46 \quad \Rightarrow \quad c = 11.46 \text{ mol / L.}$$

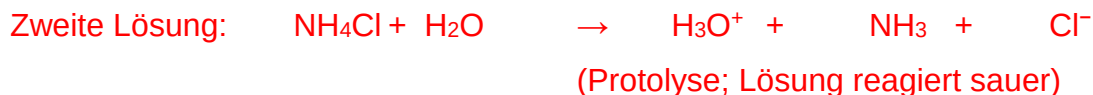
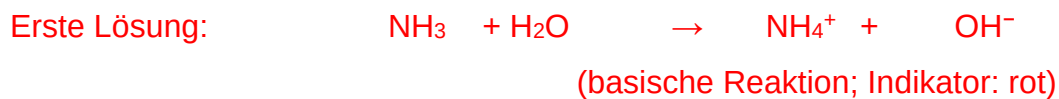
1. d) [2] Vom Element Chlor sind zwei natürlich vorkommende Nuklide bekannt: ^{35}Cl (34.969 u, 75.77%) und ^{37}Cl (36.966 u, 24.23%). Berechnen Sie mittels der gegebenen Nuklidmassen und der gegebenen Isotopenhäufigkeit die mittlere relative Atommasse des Elements Chlor.

$$A_r(\text{Cl}) = (34.969 \times 0.7577) + (36.966 \times 0.2423) = 35.45.$$

2. a) [3] Der reine Stoff Ammoniak unterliegt im flüssigen Zustand (Siedepunkt bei $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$) 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.



2. b) [3] 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).



Beim Zusammengeben der beiden Lösungen erfolgt eine „Neutralisation“, d.h., der pH-Wert wird erniedrigt, was den Indikator entfärbt.

2. c) [6] Die Reaktion von Natriumhydrogensulfit mit Schwefelsäure verläuft unter Freisetzung von Schwefeldioxid; formulieren Sie dazu eine entsprechende Reaktionsgleichung. Sie haben im Praktikum eine Regel kennengelernt, die hierbei ihre Anwendung findet. Formulieren Sie diese. Berechnen Sie, wie viele cm³ Schwefeldioxid bei dieser Reaktion aus 2.50 g des Natriumhydrogensulfits unter Normbedingungen gewonnen werden können. Wie könnte giftiges SO₂-Gas einfach und sachgerecht entsorgt werden (Reaktionsgleichung)?



„Die schwerer flüchtige Säure treibt die leichter flüchtige Säure aus ihren Salzen aus.“

Rechnung (z.B. Dreisatz)



($n = 0.024$ mol zur Verfügung)

$$x = 0.538 \text{ L} = 538 \text{ mL} = 538 \text{ cm}^3.$$

(andere Rechenwege sind möglich).

Schwefeldioxid kann entsorgt werden, indem es in eine konzentrierte NaOH-Lösung eingeleitet wird:



3. a) [4] Berechnen Sie den pH-Wert sowie den Protolysegrad einer Lösung von Cyanwasserstoff. Gegeben: $c_0 = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $K_S(\text{HCN}) = 10^{-9}$.

Zunächst den pK_S -Wert berechnen:

$$pK_S = -\lg(K_S) \quad \Rightarrow \quad pK_S = 9.00 \text{ (schwache Säure!)}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = \frac{1}{2} [9.00 - \lg(0.1)] = 5.00.$$

Protolysegrad der schwachen Säure:

$$\alpha = \sqrt{K_S / c_0};$$

$$\alpha = \sqrt{10^{-9} / 10^{-1}} = \sqrt{10^{-8}} = 10^{-4} \quad \text{d.h. } \alpha = 0.01\%.$$

3. b) [4] 1.29 Liter einer reinen gasförmigen Verbindung hat bei einer Temperatur von 18 °C und einem Druck von **1 atm** eine Masse von 2.71 g. Berechnen Sie die gerundete molare Masse der Verbindung ($R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$).

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (\text{Gleichung des idealen Gases})$$

$$\text{Umstellen:} \quad n = m / M$$

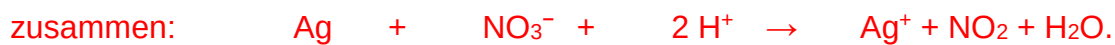
$$M = (m \cdot R \cdot T) / (p \cdot V)$$

Einsetzen der gegebenen Werte, unter der Berücksichtigung, dass 18 °C entsprechen 291.15 K), ergibt das Ergebnis:

$$M = 50.20 \text{ g} / \text{mol}.$$

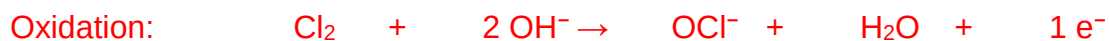
4. [4] a) Gold und Silber können durch Behandlung mit „Scheidewasser“ (konzentrierte Salpetersäure mit $w = 0.65$) getrennt werden, da sich nur das Silber unter diesen Bedingungen löst. Formulieren Sie dafür eine Reaktionsgleichung, die Sie folgerichtig aus Teilgleichungen herleiten.

MERKE: konzentrierte Salpetersäure ergibt beim Lösen von Silber NO_2 als Gas!



4. b) [6] Formulieren Sie die Reaktionsgleichung von Chlorgas mit wässriger Natronlauge. Analysieren und charakterisieren Sie den Gesamtprozess mittels vollständiger Teilgleichungen.

MERKE: Chlor disproportioniert in wässriger Lösung zunächst in Chlorid und Hypochlorit; in basischer Lösung wird das Gleichgewicht stark auf die Seite der beiden Salze verschoben.



(Im Hypochlorit hat das Chlor die Ox.-stufe +I, im Chlorid die Ox.-stufe –I, daher liegt eine Disproportionierung vor.)

5. a) [3] Berechnen Sie den pH-Wert einer Ammoniak-Lösung der Konzentration $c = 0.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Der Wert K_B für NH_3 beträgt $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[K_B \cdot c (\text{A}^-)]} = \sqrt{(2 \cdot 10^{-5} \cdot 0.5)} = 3.26 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg [3.26 \cdot 10^{-3}] = 2.50$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.50 = 11.50.$$

5. b) [5] Berechnen Sie nun den pH-Wert einer neuen Lösung, wenn zu 200 mL der Lösung aus Aufgabe (a) 300 mL einer Ammoniumchloridlösung ($c = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) hinzugegeben werden.

$$n(\text{A}^-) = n(\text{NH}_3) = c \cdot V = 0.5 \text{ mol/L} \times 0.2 \text{ L} = 0.1 \text{ mol} \quad (\text{für die 200 mL-Lösung})$$

$$n(\text{HA}) = n(\text{NH}_4^+) = c \cdot V = 0.1 \text{ mol/L} \times 0.3 \text{ L} = 0.03 \text{ mol} \quad (\text{für die 300 mL-Lösung})$$

Lösung mit der Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \left(\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}\right)$$

Der $\text{p}K_B$ -Wert beträgt hierbei 4.69, berechnet nach: $\text{p}K_B = -\lg K_B$, s. Aufgabe.

$$\text{p}K_S + \text{p}K_B = 14 \quad \Rightarrow \quad \text{p}K_S = 14 - 4.69 = 9.31$$

$$\text{pH} = 9.31 + \lg \left(\frac{(0.1 \text{ mol})}{(0.03 \text{ mol})} \right) = 9.83.$$

(auch andere Lösungswege möglich).