

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:

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?

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?

1. c) [3] 20 mL einer Salzsäure der Dichte 1.18 g cm^{-3} (bei $20 \text{ }^{\circ}\text{C}$) 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.

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.

2. a) [3] 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.

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).

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 cm^3 Schwefeldioxid bei dieser Reaktion aus 2.50 g des Natriumhydrogensulfits unter Normbedingungen gewonnen werden können. Wie könnte giftiges SO_2 -Gas einfach und sachgerecht entsorgt werden (Reaktionsgleichung)?

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

3. b) [4] 1.29 Liter einer reinen gasförmigen Verbindung hat bei einer Temperatur von 18 °C und einem Druck von 765 Torr eine Masse von 2.71 g. Berechnen Sie die gerundete molare Masse der Verbindung ($R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$).

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.

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

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 $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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.