

Klausur zum Vorkurs des Chemischen Grundpraktikums WS 2011/12 vom 23.09.2011

| A1 | | A2 | | A3 | | A4 | | A5 | | | Σ | Note |
|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|--|-----------|------|
| 8 | | 8 | | 10 | | 10 | | 14 | | | 50 | |
| | | | | | | | | | | | | |

NAME/VORNAME:

Matrikelnummer: **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 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 **7** Blättern (PSE und zwei Schmierblätter im Anhang).

1. a) [5] Berechnen Sie den pK_B -Wert von reinem Wasser bei 25 °C. Benutzen Sie dazu auch das PSE im Anhang der Klausur.



$$K_s(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]; K_s(\text{H}_2\text{O}) = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] \text{ (gilt hier aber auch f\"ur } K_B\text{).}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]: \text{a) } M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + 2 \times A_r(\text{O}) = 18.007$$

$$\rho = 1; 1\text{L} = 1000 \text{ g}$$

$$\text{Konzentration bezogen auf H}_2\text{O: } 1000\text{g} / 18.007 \text{ g mol}^{-1} = 55.53 \text{ mol/L}$$

$$\text{In H}_2\text{O gilt: } [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_B = 10^{-14} / 5.53 \times 10 = 1.8 \cdot 10^{-16}; pK_B = -\lg K_B; pK_B = 15.75;$$

1. b) [3] Ein Oktoberfestbier weist einen Volumenanteil an reinem Ethanol von 0.06 auf. Berechnen Sie die Masse an reinem Ethanol (in Gramm) in einem Liter der Fl\"ussigkeit. Gegeben: $\rho(\text{Ethanol}; 20 \text{ }^\circ\text{C}) = 0.79 \text{ g cm}^{-3}$. Gehen Sie davon aus, dass die Dichte des Bieres 1.00 g cm^{-3} betr\"agt.

$$\text{Vol [\%]} = V(\text{Ethanol}) / V(\text{Gemisch}) \times 100;$$

$$\text{oder: } 60 \text{ mL} / 1000\text{mL} = 0.06 \text{ (Volumenanteil)}$$

$$m(\text{Ethanol}) = V \rho = 60 \text{ mL} \times 0.79 \text{ g / mL} = 47.4 \text{ g.}$$

2. a) [5] Die Umsetzung von Natriumchlorid mit Schwefelsäure verläuft unter Freisetzung eines giftigen und ätzenden Gases. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für diese Reaktion. Sie haben im Praktikum eine Regel kennengelernt, die hierbei ihre Anwendung findet. Formulieren Sie diese Regel kurz in Worten. Berechnen Sie außerdem, wie viel Gramm des Gases bei dieser Reaktion aus 5.00 g des Steinsalzes gewonnen werden können. Welcher Reaktionstyp liegt hier vor?

Zwei Reaktionsgleichungen sind hier möglich:



Stöchiometrische Berechnung führt in beiden Fällen zum selben Ergebnis!

Dreisatzrechnung, z.B.:

| | |
|----------|---------|
| 5g | x |
| NaCl | → HCl |
| 58.443 g | 36.41 g |

$$x = 3.12 \text{ g}$$

(Berechnung auch über Molzahlen möglich, o.ä.)

Säure/Base-Reaktion (oder Reaktion mit Protonenübergang; Protolyse)

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

2. b) [3] Ein Kraftfahrzeug weist einen durchschnittlichen Wert für den Kohlendioxidausstoß von 146 g pro Kilometer auf. Welchem Gasvolumen entspricht diese Masse an Kohlendioxid unter den für Gase definierten Normbedingungen?

$$M(\text{CO}_2) = 44.01 \text{ g/mol}$$

$$\text{z.B. } n = m/M; \quad n = 146 \text{ g/mol} / 44.01 \text{ g/mol} = 3.317 \text{ mol}$$

$$V_m = 22.4 \text{ L/mol}$$

$$3.317 \times 22.4 \text{ L} = 74.312 \text{ L.}$$

3. [4] a) Die natürlich vorkommenden Isotope des Elements Chlor, die über

Massenspektrometrie nachgewiesen wurden, sind die Nuklide mit den Massenzahlen ^{35}Cl und ^{37}Cl . Die relative Atommasse des ersten Isotops beträgt 34.969, die des zweiten 36.966. Die mittlere relative Atommasse dieses Elements können Sie dem PSE entnehmen. Berechnen Sie aus diesen Angaben die prozentuale Isotopenverteilung des Chlors entsprechend der natürlichen Häufigkeit dieser beiden Isotope.

Mathematischer Ansatz: Häufigkeit für $^{35}\text{Cl} = x$ und Häufigkeit für $^{37}\text{Cl} = (1 - x)$ (bzw. mit $100 - x$, bei Berechnung in Prozent)

$$A_r(\text{Cl}) = x \cdot 34.969 + (1 - x) \cdot 36.966 = 35.453$$

$$35.453 = x \cdot 34.969 + (1 - x) \cdot 36.966 \quad | : 34.969$$

$$1.014 = x + (1 - x) \cdot 1.057 \quad \text{Auflösen nach } x$$

$$1.014 = x + 1.057 - 1.057 - 1.057 \cdot x$$

ergibt (in Prozent) für $^{35}\text{Cl} = 75.44$ und für $^{37}\text{Cl} = 24.56\%$.

3. [4] b) An Urtitersubstanzen werden hohe Anforderungen gestellt. Nennen Sie vier Kriterien, die eine Urtitersubstanz unbedingt erfüllen sollte.

- absolut rein und definiert zusammengesetzt
- unbegrenzt haltbar (nicht hygroskopisch an der Luft, keine Reaktion mit CO_2 u.a.)
- sollten mit der Maßlösung möglichst schnell und einheitlich reagieren
- sollten möglichst hohe Äquivalentmasse besitzen, um den Wägefehler klein zu halten
- sollten lange Zeit titerbeständig sein.

3. [2] c) Berechnen Sie den Massenanteil des Elements Kohlenstoff in der reinen Substanz Kaliumhydrogenphthalat ($\text{C}_8\text{H}_5\text{KO}_4$).

$$M(\text{C}_8\text{H}_5\text{KO}_4) = 204.222 \text{ g/mol}$$

$$w(\text{C}) = 8 \times 12.011 / M$$

$$= 96.088 / 204.222 = 0.4705 \quad \text{bzw. } 47.05\%.$$

4. [5] Formulieren Sie die Reaktionsgleichung der Reaktion von elementarem Schwefel mit konzentrierter Salpetersäure. Beachten Sie, dass hierbei kein Gas gebildet wird. Geben Sie dazu eine vollständige Reaktionsgleichung an, die Sie aus entsprechenden Teilgleichungen herleiten.



(Soll so *theoretisch* gelten, obwohl in der Praxis hier NO_2 als Gas entsteht. Außerdem reagiert Nitrit in saurer Lösung zu NO bzw. NO_2 an Luft.)

4. [5] b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung von Mangan(II)- mit Mangan(VII)-Ionen in basischer Lösung. Geben Sie eine vollständige Reaktionsgleichung an, die Sie aus Teilgleichungen herleiten. Welcher spezielle Reaktionstyp liegt hier vor?



Komproportionierung (Synproportionierung) .

5. [4] a) Berechnen Sie die pH-Werte für eine Titration von 25 mL einer Salzsäure ($c = 0.1 \text{ mol/L}$) mit einer Ammoniaklösung ($c = 0.1 \text{ mol/L}$): i) am Startpunkt, und ii) nach Zugabe von 12.5 mL der Titratorlösung. Gegeben: $pK_s(\text{NH}_4^+) = 9.25$.

(i)

$$c(\text{HCl}) = [\text{H}_3\text{O}]^+ = 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.$$

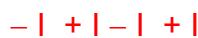
(ii)

Man sollte sich kurz den Kurvenverlauf dieser Titration verdeutlichen: flacher Kurvenverlauf im sauren Bereich mit steilem Anstieg in der Nähe des Äquivalenzpunktes; erst dann kommt die Pufferwirkung in Betracht. Der gegebene pK_s -Wert wird also für Berechnungen bis zum Äquivalenzpunkt nicht benötigt.

Aus den Konzentrationen ist ersichtlich, dass 25 mL NH_3 -Lösung zugegeben werden müssen, um den Äquivalenzpunkt zu erreichen ($c_1 V_1 = c_2 V_2$), d.h. nach Zugabe von 12.5 mL NH_4OH ist die Stoffmenge von H_3O^+ von 0.1 mg pro mL (entspricht 0.1 m – also 2.5 mg pro 25 mL – auf 1.25 mg (in nun 37.5 mL) gesunken, daraus ergibt sich nun: $c = 0.033 \text{ m}$ mit $\text{pH} = 1.48$.

5. [4] b) Geben Sie mindestens eine Lewis-Formel für Stickstoffwasserstoffsäure (HN_3) an und ordnen Sie allen Atomen die formale Oxidationszahl zu (Gegeben: Elektronegativitäten H, 2.2; N, 3.0). Berechnen Sie den pH-Wert einer 0.5-molaren Lösung dieser Säure in Wasser ($pK_s = 4.92$).

z.B.:



$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_s - \lg c_0)$$

$$= \frac{1}{2} [4.92 - \lg (0.5)] = 2.61.$$

5. [6] c) Aus einer konzentrierten Ammoniaklösung ($w = 0.25$) soll durch Verdünnen mit reinem Wasser eine Lösung von Ammoniak mit einem Massenanteil von $w = 0.0189$ hergestellt werden. In welchem Verhältnis sind die beiden Lösungen dazu zu mischen? Berechnen Sie außerdem den pH-Wert der resultierenden Lösung. Gegeben: $\rho(\text{Ammoniaklösung}; 20^\circ\text{C}) = 0.99 \text{ g cm}^{-3}$; $pK_s(\text{NH}_4^+) = 9.25$.

z.B. über Anwendung des Mischungskreuzes ergibt sich ein Mischungsverhältnis von: 189 Teilen 25 %ige Lösung + 2311 Teilen reines H₂O (Teile abwiegen(!), dann mischen).

Der zweite Aufgabenteil ist unabhängig vom zu berechnenden Mischungsverhältnis lösbar:

Zunächst umrechnen:

$$pK_B = 14 - pK_s(\text{NH}_4^+) = 4.75.$$

$$\begin{aligned} \rho(\text{NH}_3) &= 0.0189 \times 0.99 \text{ g / mol} \\ &= 18.711 \text{ g / L.} \end{aligned}$$

$$n(\text{NH}_3) = m(\text{NH}_3) / M(\text{NH}_3) = 18.711 \text{ g mol}^{-1} = 17.031 \text{ g / L} = 1.099 \text{ mol.}$$

$$c(\text{NH}_3) = 1.099 \text{ mol / L} \quad (\text{auch Dreisatz möglich, da auf 1L bezogen})$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (pK_B - \lg c_0) = \frac{1}{2} [4.75 - \lg (1.099)] = 2.36$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}; \text{pH} = 14 - 2.36 = 11.64.$$