

2. Klausur zum Chemischen Grundpraktikum im WS 2013/14 vom 26. März 2014

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	P8	P9	P10		Σ	Note
12	10	12	10	8	8	10	11	9	10		100	

NAME/VORNAME:

Matrikelnummer: LÖSUNGSSTICHPUNKTE

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.

Wichtig: 1. **Überprüfen Sie zu Beginn das ausgegebene Klausurexemplar auf ordnungsgemäße Vollzähligkeit der Blätter!**

2. Schreiben Sie bitte 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 **10** Aufgaben auf insgesamt **14** Blättern (1 Schmierblatt und PSE im Anhang).

1. [12] Ordnen Sie folgende Säuren zunehmend nach ihrer Säurestärke. Benutzen Sie dazu die Summenformeln und begründen Sie Ihre Entscheidung kurz.

a) [3] Die vier bekannten Halogenwasserstoffsäuren:



Polarität der Bindung H–X nimmt in dieser Reihenfolge ab, daher wird die Bindungsdissoziationsenergie geringer, d.h., H^+ wird leichter abgegeben.

b) [3] Hypochlorige Säure, Perchlorsäure, Chlorige Säure, Chlorsäure:



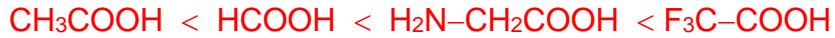
Perchlorsäure liefert bei Protonenabgabe das stabilste (Symmetrie) Anion, Symmetrie nimmt zum Hypochlorit immer weiter ab.

c) [3] Phosphorsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure, Kieselsäure (bezogen auf die erste Protolyse-Stufe jeweils):



Erklärung: s.o.

d) [3] Essigsäure, Trifluoressigsäure, Ameisensäure, Aminoethansäure ($pK_{\text{S}1}$).



Zunehmender –I-Effekt

2. [2] a) Beim Erhitzen von festem Ammoniumsulfat entsteht Ammoniakgas. Geben Sie dazu die Reaktionsgleichung an und klassifizieren Sie den Reaktionstyp.



Säure-Base-Reaktion (kein Redox!)

2. [3] b) Welche weitere Möglichkeit haben Sie, im Labor Ammoniakgas darzustellen? Geben Sie dazu eine Reaktionsgleichung an und benennen Sie den Reaktionstyp. (Hinweis: die Bedingungen für die bekannte großtechnische Synthese können Sie im Labor nur schwer realisieren, ist somit hier nicht gefragt!)

z.B.:



Säure-Base-Reaktion (kein Redox!)

2. [5] c) Beim Versetzen von festem Kochsalz mit konzentrierter Schwefelsäure wird ein ätzendes, giftiges Gas freigesetzt. Geben Sie für die Reaktion eine Gleichung an, wenn dabei zunächst das Salz der ersten Protolysestufe der eingesetzten Säure gebildet wird. Berechnen Sie, welches Gasvolumen (in cm³) des Gases bei T = 273.15 K gebildet werden, wenn nach der vorgegebenen Reaktion 10 g Kochsalz quantitativ umgesetzt werden. Geben Sie außerdem an, welcher Stoffportion (in mg) dieses Gasvolumen entspricht.



$$M(NaCl) = 58.44 \text{ g mol}^{-1}$$

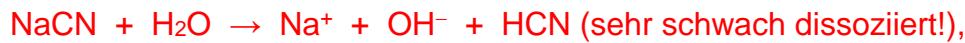
$$n = m / M \quad n = 0.1711 \text{ mol (10 g NaCl)}$$

$$V_m = 22.4 \text{ L mol}^{-1} (\text{bei } 0^\circ\text{C})$$

z.B. Dreisatzrechnung: 0.1711 mol entsprechen 3.833 L, 3833 cm³

entspricht m = 6.160 g = 6160 mg.

3. [1] a) Der pK_s -Wert von Blausäure beträgt 9.40. Welche pH-Wertreaktion (sauer, basisch oder neutral) zeigt eine wässrige Natriumcyanidlösung? Geben Sie eine Gleichung für die Protolysereaktion an.



daher basische Reaktion.

3. [7] b) Eine Blausäurelösung (10 mmol in 50 mL Wasser) wird mit einer NaOH-Maßlösung ($c = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$) titriert. Für das Skizzieren einer Titrationskurve berechnen Sie zunächst: i) den pH-Wert am Startpunkt; ii) die pH-Werte nach Zugabe von 20, 40, 50, 60 und 80 mL an Maßlösung; iii) den pH-Wert am Äquivalenzpunkt.

Zunächst Stoffmengenkonzentration der Säure ausrechnen:

$$c = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol / } 0.05 \text{ L, also } c = 0.2 \text{ mol L}^{-1}$$

Nach $c_1 V_1 = c_2 V_2$ ergibt sich, dass am Äquivalenzpunkt 100 mL NaOH-Maßlösung verbraucht sein werden.

Aus dem pK_s -Wert ist ersichtlich, dass eine sehr schwache Säure vorliegt.

pH am Start: $\text{pH} = \frac{1}{2} (9.40 - \lg 0.2) = 5.05$

Jeweils in Puffergleichung einsetzen:

nach 20 mL Laugezugabe gilt: $n(\text{HCN}) / n(\text{CN}^-) = 4/1$

$$\text{pH} = pK_s + \lg (0.25) = 8.80$$

nach 40 mL Laugezugabe gilt: $n(\text{HCN}) / n(\text{CN}^-) = 3/2$

$$\text{pH} = pK_s + \lg (2/3) = 9.22$$

nach 50 mL Laugezugabe gilt: $n(\text{HCN}) / n(\text{CN}^-) = 1/1$

$$\text{pH} = pK_s + \lg (1) = 9.40 \text{ (Pufferpunkt erreicht)}$$

nach 60 mL Laugezugabe gilt: $n(\text{HCN}) / n(\text{CN}^-) = 2/3$

$$\text{pH} = pK_s + \lg (3/2) = 9.58$$

nach 80 mL Laugezugabe gilt: $n(\text{HCN}) / n(\text{CN}^-) = 4/1$

$$\text{pH} = pK_s + \lg (4) = 10.00$$

Am Äquivalenzpunkt: 10 mmol NaCN liegen in 150 mL Lösung vor:

$$c = 0.066 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \lg (0.066)] = 2.89$$

$$\text{pH} = 14 - 2.89 = 11.11.$$

3. [4] c) Skizzieren Sie nun mit Hilfe ihrer berechneten Werte aus Aufgabe 3 b) die entsprechende Titrationskurve. Geben Sie zudem den Titrationsgrad in der Skizze an.

4. [4] a) Wie reagiert Stickstoffdioxid mit wässriger Natronlauge? Formulieren Sie die entsprechende Reaktionsgleichung und klassifizieren den Reaktionstyp im speziellen Fall.

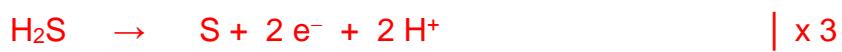


aus:



Redoxreaktion, hier speziell Disproportionierung.

4. [6] b) Formulieren Sie eine vollständige Redoxgleichung der Reaktion des Nitrat-Ions mit Schwefelwasserstoff in saurer Lösung. Hinweis: Es entsteht hierbei zunächst ein farbloses Gas, das sich an der Luft rasch braun färbt. Außerdem scheidet sich ein gelber Feststoff ab. Leiten Sie die Gesamtgleichung folgerichtig aus Teilgleichungen her.



5. [4] a) Geben Sie eine Reaktionsgleichung für die Bestimmung von Ca^{2+} -Ionen mit einer Maßlösung von „Titriplex-III“ ($c = 0.01 \text{ mol L}^{-1}$) an. Welcher Stoffportion an Calcium (in mg) entspricht ein Verbrauch von 5 mL Maßlösung? Warum darf die Titratorlösung für längere Zeit nicht in Glasflaschen aufbewahrt werden?



$$M(\text{Ca}) = 40.08$$

$n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{H}_2\text{edta}^{2-})$: bei 0.01 molarer Maßlösung:

1 mL Maßlösung entspricht 0.4008 mg Ca, also

5 mL entsprechen somit 2.004 mg.

Aus Glasflaschen können Metallionen durch die Maßlösung herausgelöst werden, somit wird der Titer verfälscht.

5. [4] b) Die Elementaranalyse einer chemischen Verbindung ergab die folgende Zusammensetzung: Na, 32.79; Al, 13.02; F, 54.19%. Berechnen Sie die empirische Formel der Verbindung.

Lösung z.B. in Tabellenform, 100 g Substanz der Rechnung zugrunde legen:

E	$m[\text{g}]$	M	$n = m/M$	$n/0.48$	ger. Atomzahlverhältnis
Na	32.79	22.99	1.43	2.98	3
Al	13.02	26.98	0.48	1	1
F	54.19	19.00	2.85	5.94	6

Es ergibt sich somit die empirische Formel Na_3AlF_6 (reale Formel für Kryolith).

6. [2] a) In welchem Verhältnis ist eine Salzsäurelösung mit reinem Wasser zu mischen, um den pH-Wert der ursprünglichen Lösung von 0 auf 4.5 zu erhöhen?

pH = 0 bedeutet $c = 10^0 \text{ mol L}^{-1}$; pH = 4.5 bedeutet $c = 10^{-4.5} \text{ mol L}^{-1}$.

Lösung z.B. über Mischungskreuz ergibt ein Mischungsverhältnis von 1 : 31623

6. [6] b) Geben Sie je eine Lewis-Strukturformel für die folgenden Ionen an:
Hydrogencarbonat, Nitrit, Azid.



Valenzstrichformeln unter Beachtung der Oktettregel zeichnen.

7. [10] Beschreiben Sie mit einer Reaktionsgleichung wie die folgenden Verbindungen mit Wasser reagieren (Elektronegativität nach Pauling: H, 2.20; O, 3.44; Na, 0.93; N, 3.05; K, 0.87; S, 2.50).

a) [2] Natriumhydrid



b) [2] Natriumamid



c) [2] Kaliumperoxid



d) [2] Stickstoffmonoxid

Es läuft keine Reaktion ab!

e) [2] Schwefeldioxid

