

Übungsaufgaben in Vorbereitung auf die 2. Teilklausur zum Liebig-

Laboratorium (WS 2010/11), nur AC-Teil

20.01.2011

Allgemeines: Überprüfen Sie sich, ob Sie alle im Praktikumsskript formulierten Aufgaben beantworten können!

1. Säure/Base und Aminosäuren

Da die erste Teilklausur nur teilweise die Schwerpunkte „Puffer“ und „Protolysevorgänge“ enthielt, sollten Sie sich wieder in die Problematik einarbeiten, indem Sie nochmals einige grundlegende Aufgaben (nachfolgend 1 bis 6) zur Wiederholung anschauen.

Aufgabe 1. Berechnen Sie die pH-Werte folgender wässriger Lösungen:

a) Ethansäure ($c = 0.05 \text{ mol/L}$); b) Blausäure ($c = 0.6 \text{ mol/L}$); c) Ammoniak ($c = 0.3 \text{ mol/L}$); d) Fluorwasserstoffsäure ($c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$). Gegeben: $K_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-4.75}$, $K_S(\text{HCN}) = 10^{-9.40}$, $K_S(\text{NH}_4^+) = 10^{-9.20}$, $K_S(\text{HF}) = 10^{-3.14}$.

Aufgabe 2. Formulieren Sie die Vorgänge beim Auflösen der nachfolgend aufgeführten Verbindungen in Wasser. Geben Sie (wo möglich) eine entsprechende Reaktionsgleichung an: Eisen(III)-chlorid, Ammoniumchlorid, Natriumnitrat, Natriumacetat, Aluminium(III)-chlorid, Soda, Kaliumchlorid, Kupfer(II)-sulfat.

Aufgabe 3. Berechnen Sie die pH-Werte folgender Salzlösungen:

a) Ammoniumchlorid ($c = 0.3 \text{ mol/L}$); b) Kaliumcyanid ($c = 0.5 \text{ mol/L}$); c) Natriumacetat ($c = 0.08 \text{ mol/L}$); d) Natriumfluorid ($c = 0.25 \text{ mol/L}$). Verwenden Sie zur Berechnung die gegebenen Werte aus Aufgabe 1.

Aufgabe 4. Berechnen Sie den pH-Wert folgender Pufferlösungen (Anteil der Volumina jeweils gleich): a) Ammoniak/Ammoniumchlorid (0.1 m/0.01 m); b) Ammoniak/Ammoniumchlorid (0.1 m/0.1 m).

Aufgabe 5. Welche Masse an Natriumacetat muss zu 500 cm³ einer Ethansäurelösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0.5 \text{ mol/L}$ gegeben werden, damit ein pH-Wert von 5.00 erreicht wird?

Aufgabe 6. Berechnen Sie die pH-Werte für die Titrationskurve der Titration von 25 mL einer Ammoniaklösung ($c = 0.1 \text{ mol/L}$) mit einer Salzsäure ($c = 0.1 \text{ mol/L}$) am a) Startpunkt, bzw. nach Zugabe von b) 10 mL, c) 12.5 mL, d) 25 mL und e) 50 mL der Titratorlösung. Skizzieren Sie die zugehörige Titrationskurve und zeichnen Sie die berechneten Punkte ein. Wann wird der Titrationsgrad von $\tau = 2$ erreicht und welchen pH-Wert weist die Lösung an diesem Punkt (näherungsweise) auf?

Aufgabe 7. Eine zweiprotonige Säure (H_2A) besitzt folgende pK_S -Werte: $\text{pK}_{\text{S1}} = 2.35$ und $\text{pK}_{\text{S2}} = 9.78$. a) Bei welchen pH-Werten gelten die Beziehungen $[\text{H}_2\text{A}] = [\text{HA}^-]$ bzw. $[\text{HA}^-] = [\text{A}^{2-}]$? b) Welche der genannten Spezies liegt in einer wässrigen Lösung mit einem pH-Wert von 2.00 als Hauptspezies vor? c) Welches ist die Hauptspezies bei $\text{pH} = 6.00$ bzw. bei $\text{pH} = 10.00$? Schreiben Sie nun die konkreten Strukturformeln der einzelnen Spezies für die Aminosäure Glycin auf.

Aufgabe 8. Glycin unterscheidet sich strukturell von Ethansäure lediglich durch Substitution eines H-Atoms an der Methylgruppe gegen eine Aminfunktion. Erklären

Sie, warum der Wert pK_{S1} des Glycins (2.35) so deutlich kleiner ist als der pK_S -Wert der Essigsäure (4.75)?

Aufgabe 9. Für die Aminosäure Cystein, $HS-CH_2-CH(NH_2)-COOH$ sind folgende pK_S -Werte bekannt: $pK_{S1} = 1.92$, $pK_{S2} = 10.70$, $pK_{S3} = 8.37$. Berechnen Sie den pH-Wert für den Punkt, an dem eine wässrige Lösung dieser Verbindung keine Ionenbeweglichkeit im elektrischen Feld zeigt.

Aufgabe 10. Histidin, eine Aminosäure mit einer basischen Seitenkette, weist folgende pK_S -Werte auf: $pK_{S1} = 1.80$, $pK_{S2} = 9.33$, $pK_{S3} = 6.04$. Berechnen Sie den Wert pH_{IP} für diese Verbindung.

Aufgabe 11. Ammoniumacetat wird als Feststoff in Wasser gelöst. Welchen pH-Wert weist diese wässrige Lösung auf? Gegeben: $pK_S(CH_3COOH) = 4.75$; $pK_S(NH_4^+) = 9.25$. Begründen Sie die Antwort anhand einer Rechnung. Ist der pH-Wert von der Ausgangskonzentration (c_0) abhängig (vgl. Beispiele in Aufgabe 3)?

Aufgabe 12. Was erwarten Sie, wenn Glycin mit einer wässrigen Kupfer(II)-sulfatlösung zur Reaktion gebracht wird, und wie wird sich der pH-Wert dabei verändern? Skizzieren Sie eine Strukturformel für das mögliche Reaktionsprodukt.

Aufgabe 13. Skizzieren Sie eine Titrationskurve für die Umsetzung einer Ammoniaklösung mit Essigsäure (Titrand: Ammoniak, Titrator: Essigsäure; $c_0 = 0.1$ mol/L für beide Lösungen).

2. Kalkkreislauf/Komplexometrie

Aufgabe 14. Beschreiben Sie das Grundprinzip einer komplexometrischen Titration. Gehen Sie dabei auf folgende Sachverhalte ein: a) Welche Titratorlösung haben Sie konkret im Praktikum verwendet? b) Formulieren Sie entsprechende Reaktionsgleichungen für die Bestimmung von zwei-, drei- bzw. vierwertige Metall-Kationen (selbst gewählte Beispiele). c) Wie wird im Prinzip der Endpunkt erkannt und welche Bedeutung haben dabei Komplexbeständigkeitskonstanten? d) Worauf ist besonders bei komplexometrischen Titrationsen zu achten?

Aufgabe 15. Skizzieren Sie eine Molekülformel eines Komplexes gebildet aus Mn(II)-Ionen und dem Liganden edta. Erwarten Sie bezüglich des Fe(III)-Komplexes eine analoge Struktur bzw. Zusammensetzung (Begründung)?

Aufgabe 16. Erläutern Sie das Prinzip einer komplexometrischen Rücktitration (z.B. häufig bei der Bestimmung von Al^{3+} angewendet).

Aufgabe 17. Was verstehen wir unter „Wasserhärte“ und wie kommen die unterschiedlichen Grade dieses Phänomens zustande? Wie kann das Ausmaß der Wasserhärte bestimmt werden und durch welche Prozesse kann sie vermindert bzw. beseitigt werden?

Aufgabe 18. Was versteht man unter „Gesamthärte“ eines Trink- oder Brauchwassers und wie kann diese Größe bestimmt werden?

Aufgabe 19. Bei der industriellen Zementgewinnung ist die Reaktion von Kalkstein mit Sand bei ausreichend hohen Temperaturen von Bedeutung. Formulieren Sie dazu eine Reaktionsgleichung und gehen Sie in diesem Zusammenhang auf die Eigenschaften der dabei beteiligten Säureanhydride ein.

Aufgabe 20. Zur Einstellung einer Natronlauge-Maßlösung dient u.a. Kaliumhydrogenphthalat als Urtitersubstanz. Beschreiben Sie die Verfahrensweise der Herstellung einer Urtilerlösung dieser Substanz und die damit verbundene Einstellung der Laugen-Maßlösung (vgl. auch Vorpraktikum).

Aufgabe 21. Wie kann prinzipiell die Titerstellung einer Titriplex III-Lösung vorgenommen werden? Erläutern Sie die Verfahrensweise unter Verwendung von Reaktionsgleichungen. Warum sollten diese Maßlösungen nicht in Glasflaschen aufbewahrt werden? (ielleicht ist Ihnen aufgefallen, dass sie sie nur in Plastikflaschen erhalten haben?)

3. Redoxchemie

Allgemeines: *Üben Sie sich im Ermitteln von Oxidationszahlen und dem Aufstellen von Redoxgleichungen. Überprüfen Sie weiterhin Ihre Grundkenntnisse zur elektrochemischen Spannungsreihe und der pH-Wertabhängigkeit von Redoxpotentialen.*

Aufgabe 22. Wie erfolgt die Herstellung und die Titerstellung einer Kaliumpermanganat-Maßlösung (Reaktionsgleichung)? Was ist beim Umgang und bei der Aufbewahrung dieser Maßlösung zu beachten (Begründungen)?

Aufgabe 23. Was erwarten Sie, wenn eine Lösung von Perhydrol mit wenig festem Kaliumpermanganat versetzt wird? Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

Aufgabe 24. Wasserstoffperoxid verhält sich wie eine schwache Säure und bildet zwei Arten von Salzen, welche sind gemeint? Nennen Sie weiterhin einige wichtige Verwendungsmöglichkeiten für Wasserstoffperoxid in der Technik und im Haushalt.

Aufgabe 25. Welche Gehaltsbestimmungen haben Sie im Praktikum durchgeführt, die in die Kategorie „Redoxtitration“ einzuordnen sind? Geben Sie die vollständigen Reaktionsgleichungen dazu an und beschreiben Sie in jedem Fall das Prinzip der Endpunktserkennung.

Aufgabe 26. Ermitteln Sie für die folgenden Sachverhalte vollständige Reaktionsgleichungen, die Sie aus Teilgleichungen herleiten:

- a) Nitrat reagiert mit Schwefelwasserstoff in saurer Lösung zu Stickstoffmonoxid und elementarem Schwefel,
- b) Kaliumpermanganat reagiert mit Kaliumchlorid in schwefelsaurer Lösung, wobei ein sehr giftiges Gas entsteht,
- c) Kaliumdichromat reagiert mit Salzsäure unter Entwicklung eines giftigen Gases,
- d) Wasserstoffperoxid reagiert mit Kaliumpermanganat in saurer Lösung unter Gasentwicklung,
- e) Natriumoxalat reagiert mit Kaliumpermanganat in schwefelsaurer Lösung unter Gasentwicklung.

Aufgabe 27. Welcher Redoxvorgang läuft an der Normal-Wasserstoffelektrode ab und wie kann für diesen Fall gezeigt werden, dass eine pH-Wertabhängigkeit des Potentials vorliegt?

Aufgabe 28. Wie können Peroxide nachgewiesen werden? Nennen Sie zwei bekannte Nachweisreaktionen (Farben?) und geben Sie dazu die entsprechenden Reaktionsgleichungen an.

Aufgabe 29. Bei der kontrollierten Reaktion von Kalium mit Sauerstoff entsteht ein Salz, formulieren Sie dazu die Reaktionsgleichung. Was passiert, wenn das Salz in Wasser gelöst wird, und wie können die Reaktionsprodukte nachgewiesen werden? Geben Sie dazu alle Reaktionsgleichungen an.

Aufgabe 30. Nennen Sie einige Stoffe, die die Zersetzung von Wasserstoffperoxid katalysieren. Formulieren Sie dazu die relevanten Teilgleichungen und leiten Sie daraus die Gesamtgleichung für die Reaktion ab.

Aufgabe 31. Warum gehört Wasserstoffperoxid zu den Oxidationsmitteln der „grünen Chemie“? Nennen Sie ein anderes häufig für Bleichvorgänge genutztes Oxidationsmittel, das nicht in diese Kategorie gehört und dessen Einsatz in der Bevölkerung häufig kontrovers diskutiert wird. Welche Redoxprozesse sind in diesem Zusammenhang in wässriger Lösung von Bedeutung?

Aufgabe 32. Wie reagiert eine essigsäure Lösung von Kaliumiodid mit Wasserstoffperoxid (Reaktionsgleichung)? Diese Reaktion wird auch zum Prüfen auf

Peroxide (z.B. in organischen Lösungsmitteln) genutzt. Wie „eindeutig“ schätzen Sie diese Verfahrensweise ein?

Aufgabe 33. Wie wird Kaliumperoxodisulfat gewonnen? Beschreiben Sie den Prozess anhand von Reaktionsgleichungen. Welche Produkte entstehen bei der Elektrolyse einer verdünnten Schwefelsäurelösung?

Aufgabe 34. Nach welchen Verfahren kann Wasserstoffperoxid gewonnen werden? Beschreiben Sie zwei technische Verfahren (eine Methode von historischer Bedeutung und das aktuell genutzte Verfahren). Welche noch ältere Methode ist von historischer Bedeutung?

Aufgabe 35. Kaliumpermanganat kommt in der Natur nicht vor (warum)? Wie wird die doch sehr häufig benötigte Verbindung hergestellt (Reaktionsgleichungen)? Nennen Sie Möglichkeiten, wie Sie im Labor (im Reagenzglas) auf einfache Weise Permanganat erzeugen können (Reaktionsgleichungen).

Aufgabe 36. Der Restgehalt an Wasserstoffperoxid eines Abwassers einer Bleicherei wurde untersucht. Dazu wurden 50 mL Abwasser mit Kaliumpermanganat (Maßlösung, $c = 0.02 \text{ mol/L}$) titriert. Berechnen Sie die Konzentration an H_2O_2 (in mol/L), wenn dabei durchschnittlich 3.4 mL der Maßlösung verbraucht wurden.

Aufgabe 37. Was genau ist „Perborat“? Beschreiben Sie unter Benutzung von Reaktionsgleichungen, wie Sie im Praktikum den Perborat-Gehalt einer wässrigen Lösung bestimmt haben. (Wenn Sie nur schwer zu recht kommen, dann vereinfachen

Sie die Reaktionsgleichung in der Form, dass Sie sie zunächst nur mit Peroxid formulieren.)

Aufgabe 38. Auf der Grundlage welcher Reaktionsgleichung haben Sie die permanganometrische Bestimmung von Nitrit vorgenommen? Zeigen Sie auf, wie Sie den Gehalt an Nitrit in der Analysenlösung berechnen: dazu wäre die zur Verfügung stehende Titratorlösung exakt mit einer Stoffmengenkonzentration von $c = 0.02 \text{ mol/L}$ bestimmt worden (wie?). Wie ist es möglich, dass Sie bei einer zu schnell durchgeführten Titration die Bildung nitroser Gase feststellen können und welche Auswirkung wird das auf die Gehaltsbestimmung haben?

Aufgabe 39. Sie haben eine permanganometrische Eisenbestimmung durchgeführt (Methode nach Reinhardt-Zimmermann). In welcher Oxidationsstufe liegt das Eisen in der Analysenlösung vor? Lässt sich die Bestimmung schon an diesem Punkt vornehmen? Wie ist deshalb die Analysenlösung für die eigentliche Bestimmung vorzubereiten? Beschreiben Sie die Arbeitsgänge ausführlich unter Benutzung von Reaktionsgleichungen, einschließlich der eigentlichen Bestimmung.

Aufgabe 40. Für die Fe-Bestimmung (s. auch Aufgabe 39) wurde Ihnen eine chloridhaltige Probelösung ausgegeben. Zudem werden der Probe bei der Vorbehandlung weiterhin Chlorid-Ionen zugesetzt. Wie ist es überhaupt zu realisieren, dass in Gegenwart von Permanganat (stark saure Lösung!) die Bestimmung möglich wird? Vergleichen Sie dazu die Werte der Normalpotentiale: $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1.51 \text{ V}$, $E^0(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1.36 \text{ V}$, $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0.77 \text{ V}$. Nutzen Sie für Ihre Erklärung die nernstsche Gleichung.

Aufgabe 41. Warum kann eine Bestimmung von Peroxodisulfat nicht durch eine direkte Titration mit einer Permanganat-Maßlösung erfolgen? Schauen Sie zur Beantwortung einmal in die Tabelle auf S. 53 im Praktikumsskript. Nach welcher Methode haben Sie demnach die Bestimmung vorgenommen? Erläutern Sie die Schritte ausführlich (Reaktionsgleichungen verwenden). Wie erfolgt die Berechnung des Gehaltes?

Aufgabe 42. In der Technik wird Peroxodisulfat durch Elektrolyse gewonnen (vgl. auch Aufgabe 33). Sind außer der elektrochemischen Variante noch andere Reaktionen denkbar. Nutzen Sie dazu die Werte für die Normalpotentiale im „Mortimer“ (Anhang A). Schreiben Sie zwei Reaktionsgleichungen auf und diskutieren Sie die Problematik der Reaktionen in wässriger Lösung.

Die Übungsaufgaben werden noch weiter ergänzt. Beachten Sie auch, dass sich einige Aufgaben inhaltlich mit den Fragen im Praktikumsskript decken.