

1. Aufgaben zur Stoffchemie und zur Säure-Base-Theorie

1.1 Folgende Salze werden in Wasser gelöst. Begründen Sie, ob dabei jeweils eine saure, eine eher neutrale oder eine eher alkalische Lösung entsteht. (*Abschlussprüfungen Teil 1, Jahr 2006, 2008*): Natriumcarbonat, Ammoniumchlorid, Calciumchlorid, Kaliumsulfat, Kaliumacetat, Ammoniumsulfat, Kaliumchlorid, Natriumnitrat,

1.2 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen folgender Reaktionen und geben Sie an, welche davon Säure-Base-Reaktionen sind.

- Natronlauge reagiert mit Salzsäure.
- Wasserstoffperoxid reagiert mit Iodwasserstoffsäure zu Iod und Wasser.
- Bariumhydroxidlösung (Barytwasser) reagiert mit Schwefelsäure.
- Kohlensäure reagiert mit Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung)
- Iodwasserstoffsäure reagiert mit Magnesiumhydroxid.
- Auflösen von Magnesiumcarbonat in Salzsäure.

1.3 Geben Sie an, welches der folgenden Teilchen als Brønsted-Säure oder als Brønsted-Base reagieren kann. Geben Sie die passende Reaktionsgleichung der Protonenaufnahme bzw. Protonenabgabe an. (*Abschlussprüfungen Teil 1, Jahr 2008*): Oxid-Ion, Carbonat-Ion, Ammonium-Ion, Perchlorat-Ion, Chlorid-Ion.

1.4 Geben Sie zu alle 4 der folgenden Aussagen erst die passende Reaktionsgleichung an. Schreiben Sie dann alle 5 beteiligten korrespondierende Säure-Base-Paare heraus und ordnen Sie die darin enthaltenen Säuren aufgrund der 4 Aussagen nach steigender Säurestärke (*Abschlussprüfungen Teil 1, Jahr 2009*).

- Schwefelwasserstoff kann Cyanid-Ionen quantitativ protonieren.
- Oxonium-Ionen können Dihydrogenphosphat-Ionen quantitativ protonieren.
- Essigsäure kann Hydrogensulfid-Ionen quantitativ protonieren.
- Phosphorsäure kann Acetationen vollständig protonieren.

2. pH-Werte und Puffer

2.1 Eine Natronlauge hat die Dichte $\rho = 1,0207 \text{ g/mL}$ und einen Massenanteil von $w(\text{NaOH}) = 2\%$. Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung. (*Ähnlich einer CL-Prüfungsaufgabe zur Abschlussprüfung Teil 2, Winter 2009/2010*).

2.2 Eine Salzsäurelösung hat den $\text{pH} \approx 1$ und eine Essigsäurelösung einen $\text{pH} \approx 2,9$. Berechnen Sie jeweils die Säurekonzentration, $c(X)$. (*Ähnlich einer CL-Prüfungsaufgabe zur Abschlussprüfung Teil 2, Sommer 2009*).

2.3 Zu 3,00 L einer Ammoniaklösung, $c(\text{NH}_3) = 0,015 \text{ mol/L}$ wird Ammoniumchlorid mit $w(\text{NH}_4\text{Cl}) = 88,3 \%$ zugegeben, um einen Puffer von $\text{pH} = 8,00$ zu erhalten. (*Ähnlich einer Prüfungsaufgabe zur Abschlussprüfung Teil 2 für Chemielaboranten, Sommer 2010*).

- Berechnen Sie die einzusetzende Masse an Ammoniumchlorid.
- Warum ist die Pufferwirkung der Pufferlösung nur gering?
- Warum darf der Puffer nicht erwärmt werden?

2.4 Eine Ammoniaklösung mit $c(\text{NH}_3) = 0,05 \text{ mol/L}$ besitzt einen Dissoziationsgrad von $\alpha = 2,75\%$. Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung (*Abschlussprüfung Teil I, Jahr 2009*)

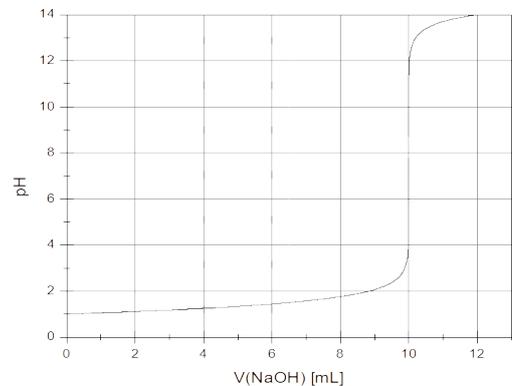
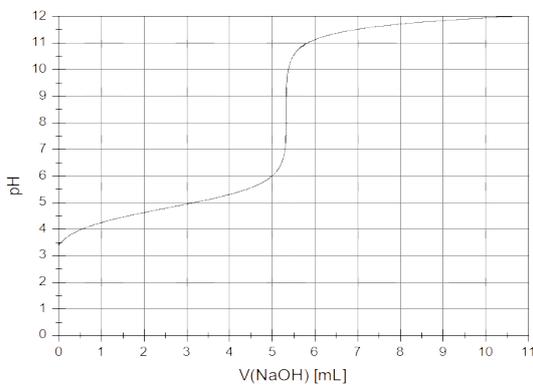
2.5 Eine Natronlauge-Maßlösung hat keinen konstanten Titer t . Der Wert verändert sich über die Zeit. (*Ähnlich einer Prüfungsaufgabe zur Abschlussprüfung Teil 2 für CL, Winter 2017_2018, AW9*).

- a) Begründen Sie diesen Sachverhalt mithilfe einer Reaktionsgleichung.
- b) Wie kann der Titer einer Natronlauge bestimmt werden?

3. Säure-Base-Titrationen

3.1 Zur Bestimmung des Essigsäuregehalts wurden 2,0842 g einer festen Probe abgewogen und in 50 mL H₂O gelöst. Es wurde anschließend mit 0,1-M-Natronlauge ($t = 0,9975$) titriert. In der Probelösung wurden 0,5223 mmol Essigsäure gefunden. (Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, gestreckte Abschlussprüfung Teil 2, Winter 2005/06).

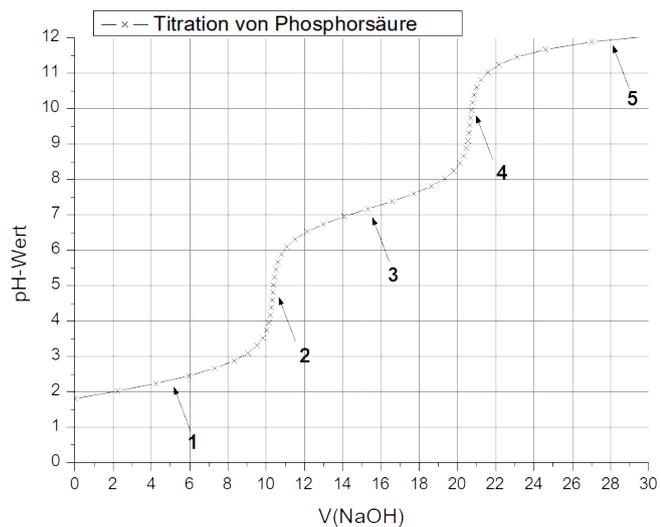
- a) Geben sie die Reaktionsgleichung an.
- b) Berechnen Sie den Verbrauch an Maßlösung und den Massenanteil der Essigsäure.
- c) Welcher der beiden Titrationskurven kann dieser Bestimmung zugeordnet werden? Geben Sie dafür drei Begründungen an.



- d) Berechnen Sie zur Kontrolle den pH-Wert der essigsäuren Probelösung zu Beginn der Titration.

3.2 100 mL einer Phosphorsäurelösung werden gegen 1-M-NaOH-Maßlösung ($t = 0,9207$) potentiometrisch titriert. Die grafische Auftragung ergibt folgendes Diagramm.

- a) Geben Sie den Punkten 1 -5 Bezeichnungen.
- b) Erklären Sie kurz den Verlauf der Titrationskurve
- c) Berechnen Sie den Gehalt an Phosphorsäure.



3.3 Zeichnen Sie den pH-Verlauf bei folgenden alkalimetrischen Bestimmungen mit NaOH als Maßlösung. Gehen Sie von einer Säurekonzentration und Basenkonzentration von ca. 0,1 mol/L aus.

- a) Salzsäure
- b) Essigsäure
- c) Schwefelsäure

Markieren Sie kurz charakteristische Punkte im Kurvenverlauf und erklären Sie stichwortartig wie der unterschiedliche Verlauf zustande kommt. Schlagen Sie auch jeweils einen geeigneten Indikator vor. *(Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, gestreckte Abschlussprüfung Teil 2, Sommer 2007)*

3.4 Zur Bestimmung des Massenanteils an Oxalsäure in einem Feststoff wurden 1000 mg eingewogen und auf 100 mL Gesamtvolumen mit H₂O gelöst. 20,00 mL der Probe verbrauchten bei der Titration mit NaOH ($c \approx 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,0045$) und Phenolphthalein als Indikator bis zum Äquivalenzpunkt 38,1 mL. Berechnen Sie den Massenanteil $w(\text{Oxalsäure})$ im Feststoff. (*ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, gestreckte Abschlussprüfung Teil 2, Sommer 2007*).

3.5 Eine Lösung enthält neben Natriumdihydrogenphosphat auch Dinatriumhydrogenphosphat.

- Wie werden solche Lösungen genannt? Nennen Sie drei weitere Beispiele für solche Lösungen.
- Gibt man zu der Lösung etwas Säure oder Lauge, so ändert sich der pH-Wert kaum. Begründen Sie mit geeigneten Reaktionsgleichungen.
- Die Konzentration beider Salze beträgt jeweils 0,1 mol/L. Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung.
- In 1 Liter der Flüssigkeit werden 2,00 g Natriumhydroxidplätzchen gelöst. Berechnen Sie den resultierenden pH-Wert der Lösung. (*ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, Abschlussprüfung Teil II, Winter 2004/05*)

3.6 Chlorsäure (HClO₃) und Hypochlorige Säure (HClO) liegen jeweils in der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ vor. 25 mL der Säuren werden mit H₂O auf das doppelte Volumen verdünnt. Anschließend werden Sie jeweils mit 0,1-M KOH-Lösung titriert. Hinweis: $pK_s(\text{HClO}_3) = -2,7$; $pK_s(\text{HClO}) = 7,5$ (*ähnlich Prüfungsaufg. Abschlussprüfung, Sommer 2012*)

- Zeichnen Sie die beiden zu erwartenden Titrationskurven möglichst genau in geeigneter Skalierung in ein gemeinsames Diagramm. Achten Sie dabei auch auf folgende Teilaspekte:
 - jeweils korrekter Anfangs-pH-Wert unmittelbar vor Beginn der Titration, d.h. nach dem Verdünnungsschritt mit Wasser (entsprechende Rechnungen angeben)
 - jeweils korrekter pH-Wert der Äquivalenzpunktes (Rechnungen angeben, Punkte markieren).
- Erklären Sie den flachen Kurvenverlauf rund um den Halbäquivalenzpunkt bei der Titration der Hypochlorigen Säure mit Reaktionsgleichungen.

3.7 10 mL einer konzentrierten Ammoniaklösung werden auf 2000 mL mit Wasser verdünnt. 20 mL dieser Verdünnung verbrauchen bei der anschließenden Titration 8,6 mL 0,1-M-Salzsäure. (*Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, Abschlussprüfung Teil II, Sommer 2013*)

- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der konzentrierten Ammoniaklösung.
- Skizzieren Sie ein vollständig beschriftetes Titrationskurven-Diagramm und beschriften Sie charakteristische Punkte und schlagen Sie begründet einen Indikator vor.
- Begründen Sie, warum der Äquivalenzpunkt im Sauren liegt. Berechnen Sie den genauen pH-Wert, wenn man davon ausgeht, dass die Ammoniumchlorid-Konzentration 15 mmol/L beträgt.
- Erklären Sie die Pufferwirkung einer Lösung, die ähnliche Stoffmengen an Ammoniak (NH₃) und an Ammoniumionen (NH₄⁺) enthält.

3.8 Zur Gehaltsbestimmung wurden 1,3571 g einer Magnesiumcarbonatprobe (MgCO₃) in 50 mL Salzsäure ($c_{\text{sol}} = 1 \text{ mol/L}$, $t = 1,019$) aufgelöst, die unlöslichen Bestandteile abfiltriert und anschließend das Volumen der Lösung auf 100 mL gebracht. 25 mL der Lösung verbrauchen bei der Titration 14,3 mL Natronlauge ($c_{\text{sol}} = 0,5 \text{ mol/L}$, $t = 0,984$).

- Geben Sie die beiden stattfindenden Reaktionen statt.
- Berechnen Sie den Massenanteil von MgCO₃ in der Probe.

3.9 Bestimmung von NaOH und Na₂CO₃ im Abflussreiniger

Der Gehalt an Natriumhydroxid und Natriumcarbonat in einem Abflussreiniger sollen bestimmt werden. (*Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, Abschlussprüfung Teil II, Winter 2013*)

10,13 Gramm des Reinigers werden auf 100 mL Gesamtvolumen gelöst. 20 mL der Lösung verbrauchen bei der Titration 24,1 mL Salzsäure-Maßlösung ($\hat{c} = 1 \text{ mol/L}$, $t = 1,050$).

Ein weiteres 20mL-Aliquot der Lösung wird mit einem Überschuss BaCl₂-Lösung versetzt, damit die Carbonat-Ionen ausfallen. Zur Fällung der nun enthaltenen Ba²⁺-Ionen wird noch ein Überschuss Natriumsulfat zugesetzt. Der Überstand verbraucht nun bis zum Äquivalenzpunkt 14,7 mL Oxalsäure-Maßlösung ($c = 0,500 \text{ mol/L}$). Berechnen Sie die Massenanteile beider Analyte.

3.10 Bestimmung von Stickstoff nach Kjeldahl

9,275 g einer Bodenprobe wurden aufgeschlossen und mit Natronlauge versetzt. Sämtlicher in der Bodenprobe enthaltene Stickstoff wird unter diesen Bedingungen dabei als NH_3 -Gas ausgetrieben. Das NH_3 wird quantitativ mit Wasserdampf in eine Schwefelsäure-Lösung ($V = 25 \text{ mL}$, $c = 0,050 \text{ mol/L}$) geleitet. Anschließend verbraucht die Schwefelsäureprobe bei der Titration 8,55 mL Natronlauge ($\hat{c} = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 0,998$). Berechnen Sie den Massenanteil $w(\text{N})$ in der Bodenprobe in Prozent und in ppm. (ähnlich einer CL-Prüfungsaufgabe, Abschlussprüfung Teil II, Sommer 2012)

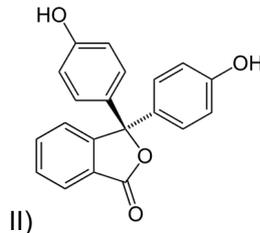
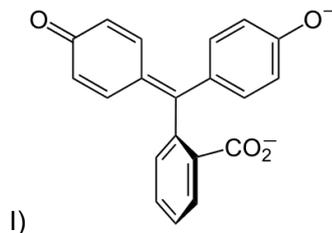
3.11 Titrationskurven im Vergleich

Eine Salpetersäurelösung und eine Essigsäurelösung besitzen die gleiche Stoffmengenkonzentration. Beide werden mit Natronlauge derselben Stoffmengenkonzentration titriert. Zeichnen Sie beide Titrationskurven in ein gemeinsames Diagramm (Mindestgröße: 0,5 DIN A4-Seite) und kennzeichnen Sie die Neutral- und Äquivalenzpunkte. (Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, Abschlussprüfung Teil II, Sommer 2018).

3.12 Bekämpfung von Varroamilben mit Oxalsäure

Bienen werden bei Befall mit Varroamilben mit Oxalsäurelösung, $w(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 3,5\%$ eingesprüht. Das entsprechende Bekämpfungsmittel wird als Feststoff vermarktet, durch den Verbraucher muss das ausgelieferte Pulver mit Wasser auf 1000 Gramm Gesamtmasse gelöst werden. (ähnlich einer CL-Prüfungsaufgabe, Abschlussprüfung Teil II, Winter 2018).

- Welche Masse muss das Pulver besitzen, wenn es sich um Oxalsäure-Dihydrat handelt?
- Eine wässrige Lösung enthält 0,1 mol gelöste Oxalsäure (Ethandisäure). Sie wird mit 1-M-NaOH-Lösung titriert. Zeichnen Sie die erwartete Titrationskurve, wenn die Oxalsäure die pK_S -Werte 1,5 und 4,4 besitzt.
 - Markieren Sie im Diagramm die Halbäquivalenzpunkte mit Angabe des zugegebenen NaOH-Volumens und des pH-Werts.
 - Markieren Sie die Äquivalenzpunkte mit Angabe des zugegebenen NaOH-Volumens.
- Die Titration kann auch mit Phenolphthalein erfolgen. Ordnen Sie den unten angegebenen Strukturformeln (I und II) den Umgebungs-pH-Wert „in saurer Umgebung“ und „in alkalischer Umgebung“ und die visuellen Eigenschaften *pink* und *farblos* zu.



- [Erklären Sie kurz auf Ebene der Strukturformeln, wie der Farbwechsel zustande kommt.] *nur wenn in OC schon behandelt.*
- 2500 Milligramm des Feststoffs werden in 100 mL Wasser gelöst. Zu 25,00 mL der so entstehenden Lösung werden 50 mL H_2O gegeben. Bei der Titration mit Phenolphthalein als Indikator werden anschließend 16,2 mL NaOH-Lösung (0,5 M) verbraucht. Berechnen Sie den Massenanteil an Oxalsäure-Dihydrat $w(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ im Ausgangsstoff.
- Ein anderes Produkt enthält einen Oxalsäure-Massenanteil von $w(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 80,0\%$. Welche Produktmasse muss eingewogen werden, um durch Wasserzugabe anschließend auf 500 Gramm Lösung mit $w(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 3,5\%$ zu gelangen?

Lösungen – ohne Gewähr

- Die meisten Antworten sind ausführlicher als bei einer Prüfung erwartet, um den Lerneffekt zu maximieren.
- Wenn Sie von diesen Musterlösungen profitieren, dann geben Sie etwas zurück, indem Sie mich auf Rechenfehler, Verständnisschwierigkeiten o.ä. aufmerksam machen. Letztendlich profitieren auch andere Schüler davon, wenn die Musterlösungen weitgehend fehlerfrei und verständlich sind.

1.1

- Salze starker Säuren (Beispiele hier: Salzsäure, Schwefelsäure - tendenziell auch die 2. Protolysestufe!, Salpetersäure), reagieren im Wasser eher neutral: CaCl_2 , K_2SO_4 , KCl , NaNO_3
- Salze schwacher Säuren (Beispiele hier: Kohlensäure, Essigsäure) reagieren im Wasser alkalisch: Na_2CO_3 , KAc ,
- Salze schwacher Basen reagieren im Wasser sauer: NH_4Cl

1.2

- a) Das wissen Sie selbst!
- b) keine Protolyse (S-B-Rkt)
- c) Bildung von Bariumsulfat. S-B-Rkt.
- d) „Kalkwasser“ ist der Trivialname für Calciumhydroxidlösung. Es handelt sich also um eine S-B-Reaktion zur Bildung von Calciumcarbonat.
- e) Iodwasserstoffsäure besitzt eine Formel, die analog des Chlorwasserstoffs ist, also HI . Es handelt sich um eine sehr starke Säure, die hier selbstverständlich unter Bildung von Magnesiumiodid reagiert.
- f) In Gedanken kann man sich diese Reaktion zweistufig vorstellen. Zuerst bildet sich Kohlensäure, die allerdings zu CO_2 und H_2O zerfällt.

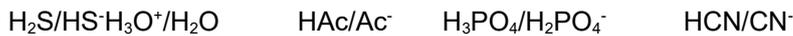
1.3

Vorsicht: Hier in Alltagssprache formuliert, damit Sie sich die Situation besser merken können. **In Prüfungen/Klassenarbeiten dürfen Sie das so, wegen der fehlenden Fachsprache nicht aufschreiben!**

Säurerestionen können selbstverständlich protoniert werden. Manchmal muss man sie aber regelrecht mit drastischen Mitteln zwingen, Protonen aufzunehmen, nämlich dann, wenn sie eigentlich gar keins haben wollen. Bei der ersten Gelegenheit schauen diese Teilchen dann, dass sie das Proton, zu dessen Aufnahme die genötigt wurden, wieder loswerden. Man nennt diese Teilchen, die man zur Protonenaufnahme zwingen muss, **Säurerestionen starker Säuren**. So kann man Chlorid-Ionen nur mit konzentrierter Schwefelsäure dazu bringen, ein Proton aufzunehmen. Das HCl ist eine starke Säure und hat also eine starke Tendenz, das Proton wieder abzugeben (z.B. wenn man HCl in Wasser löst).

Genau gegenteilig verhält es sich mit **Säurerestionen schwacher Säuren**. Diese Säuren wollten ihr Proton eigentlich gar nicht abgeben. Man hat sie mit Reaktionspartnern, die ihnen das Proton förmlich entrissen haben, dazu gezwungen. Solche Reaktionspartner waren starke Basen. Bei der ersten Gelegenheit schauen diese Restionen, dass sie woanders ein Proton wieder herbekommen, also selbst einem anderen Reaktionspartner entreißen. So entreißen Oxidionen (O^{2-}), wenn man sie in Wasser löst, dem H_2O ein Proton. $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{OH}^-$. Löst man Metalloxide in Wasser, entstehen stark alkalische Lösungen (sofern sich das Salz darin löst).

1.4



- a) Schwefelwasserstoff kann Cyanid-Ionen quantitativ protonieren. $\Rightarrow \text{H}_2\text{S} > \text{HCN}$
- b) Oxonium-Ionen können Dihydrogenphosphat-Ionen quantitativ protonieren. $\Rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ > \text{H}_3\text{PO}_4$
- c) Essigsäure kann Hydrogensulfid-Ionen quantitativ protonieren. $\Rightarrow \text{HAc} > \text{H}_2\text{S}$
- d) Phosphorsäure kann Acetationen vollständig protonieren. $\Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{HAc}$

Durch Vergleich erkennt man für die Säurestärke:

(stärkste Säure \Rightarrow kleinster pK_s) $\text{H}_3\text{O}^+ > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{HAc} > \text{H}_2\text{S} > \text{HCN}$ (schwächste Säure \Rightarrow größter pK_s)

2.1

Zuerst wird in die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ umgerechnet.

$$\beta(\text{NaOH}) = w(\text{NaOH}) \cdot \rho(\text{Lsg}) = 0,02 \cdot 1020,7 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 20,414 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{\beta(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{20,414 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{39,9971 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,5104 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Da nun auch $c(\text{OH}^-)$ bekannt ist, kann der pH-Wert berechnet werden:

$$\Rightarrow c(\text{OH}^-) = 0,5104 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) = -\lg 0,5104 \approx 0,29$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,29 \approx 13,71$$

2.2

Salzsäure ist eine starke Säure, so dass näherungsweise gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c(\text{HCl}) = 10^{-\text{pH}}$

$$\Rightarrow c(\text{HCl}) \approx 10^{-1} \approx 0,1 \text{ mol/L}$$

Essigsäure ist eine schwache Säure, für die gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx \sqrt{K_s \cdot c_0(\text{Säure})}$

$$\Rightarrow c^2(\text{H}_3\text{O}^+) \approx K_s \cdot c_0(\text{Säure}) \Rightarrow c_0(\text{Säure}) = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{K_s}$$

Aus $\text{pH} = 2,9$ folgt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \approx 0,0012589 \text{ mol/L}$

$K_s(\text{HAc}) \approx 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ (rotes Tabellenbuch)

$$c_0(\text{HAc}) = \frac{\left(0,0012589 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{1,76 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,09 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

[alternativ wäre auch eine Berechnung über $\text{pH} \approx \frac{pK_s - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$ möglich gewesen]

2.3 Ammoniaklösung, Ammoniumchlorid-Lösung: Puffer

a)

- allgemein und universell gültige Puffergleichung: $pH = pK_S(HA) + \lg \frac{c(A^-)}{c(HA)}$.

Diese Gleichung funktioniert für alle S/B-Paare. Man achte aber darauf, dass man auch wirklich den pK_S -Wert des sauren, d.h. H^+ -reicheren, Teilchens des S-B-Paares nutzt, und nicht etwa den pK_B -Wert von NH_3 . Bei unserer Aufgabe hier ist NH_4^+ das saure Teilchen, da es ein H^+ mehr besitzt. Der pK_S -Wert von NH_4^+ kann mithilfe von $pK_B(NH_3)$ berechnet werden (vgl. *eine Zeile tiefer*).

- $pH = pK_S(NH_4^+) + \lg \frac{c(NH_3)}{c(NH_4^+)}$; Tabellenbuch: $pK_B(NH_3) \approx 4,77 \Rightarrow pK_B(NH_4^+) \approx 9,23$ (da $pK_S(HA) + pK_B(A^-) =$

14)

Anmerkung: In vielen Tabellenbüchern ist auch eine Alternative angegeben: $pOH = pK_B(A^-) + \lg \frac{c(HA)}{c(A^-)}$. Das funktioniert auch, man achte darauf, dass bei uns $A^- = NH_3$ und $HA = NH_4^+$. Die Formel ist aber unnötig, weil die obere Formulierung für sich alleine alles abdeckt).

•

$$8 \approx 9,23 + \lg \frac{0,015 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{c(NH_4^+)} \Rightarrow -1,23 \approx \lg \frac{0,015 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{c(NH_4^+)} \Rightarrow 10^{-1,23} = \frac{0,015 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{c(NH_4^+)} \Rightarrow c(NH_4^+) \approx \frac{0,015 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{10^{-1,23}} \approx 0,255 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- Die benötigte Ammoniumkonzentration in der Pufferlösung ist ca. 0,2547 mol/L.
- Bei 3 Liter Pufferlösung (vgl. Aufgabe) sind das 0,7642 mol Ammonium-Ionen.
- Man braucht also auch 0,7642 mol Ammoniumchlorid, denn in 1 NH_4Cl -Teilchen ist auch 1 NH_4^+ enthalten.
- Das sind 40,878 g reines Ammoniumchlorid.
- Da die Reinheit aber nur 88,3% beträgt, braucht man ca. **46,3 Gramm**.

b) Die Pufferwirkung eines S/B-Paares erstreckt sich immer ca. ± 1 pH-Einheit rund um den pK_S der schwachen Säure HA (hier: NH_4^+). Bei uns ist also eine Pufferwirkung nur gegeben im Bereich $pH \approx 8,2 - 10,2$.

c) Die Lage des S-B-Gleichgewichts $HA \rightleftharpoons A^- + H^+_{aq}$ ist temperaturabhängig. Das zeigt sich darin, dass auch der pK_S -Wert in Ihrem Tabellenbuch temperaturabhängig ist. Wenn sie die Temperatur verändern, weicht der pH-Wert des Puffers ab.

Weiterhin ist NH_3 flüchtig und kann auch der Lösung ausgasen, was den pH-Wert verändert.

2.4

fehlt noch

2.5

a) NaOH-Lösung absorbiert CO_2 aus der Luft: $2 NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

b) Mit Ur-titersäuren: z.B. Oxalsäuredihydrat oder auch Kaliumhydrogenphthalat (*Spickzettel: vgl. Tabellebuch!*)

3.1.

a) $CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O$

b) Aus der Reaktionsgleichung geht hervor: Pro Essigsäure-Molekül wird eine Formeleinheit NaOH verbraucht. Wenn 5,223 mmol Essigsäure vorhanden sind, werden $n(\text{NaOH}) = 5,223 \text{ mmol NaOH}$ verbraucht. Es muss also berechnet werden, in welchem Volumen $V_{\text{ÄP}(\text{NaOH})}$, die Stoffmenge $n(\text{NaOH})$ enthalten sind.

- Berechnung der wahren Konzentration der Maßlösung

$$\begin{aligned} c(\text{NaOH}) &= t \cdot \tilde{c}(\text{NaOH}) \\ &= 0,9975 \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ &= 0,09975 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

- Berechnung des Volumens $V_{\text{ÄP}(\text{NaOH})}$

$$\begin{aligned} V(\text{Lsg}) &= \frac{n(\text{NaOH})}{c(\text{NaOH})} \\ &= \frac{0,5223 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,09975 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,00524 \text{ L} \approx 5,24 \text{ mL} \end{aligned}$$

c)

- Der pH-Wert zu Beginn stimmt mit dem errechneten Wert überein.
- Am Äquivalenzpunkt liegt eine Natriumacetatlösung vor. Sie reagiert alkalisch, der Äquivalenzpunkt findet sich also im alkalischen Bereich. Dies gilt allgemein bei der Titration von schwachen Säuren mit starken Basen.
- Bei der Titration treten neben dem Wendepunkt am pH-Sprung (= Äquivalenzpunkt) noch weitere Wendepunkte auf. So liegt ein Wendepunkt bei $\text{pH} = 4,75$, dem pK_s -Wert der Essigsäure.
- Titriert man eine schwache Säure als Analyt, so ist der pH-Sprung kleiner als bei einer starken Säure als Analyt.

d)

In 50 mL liegen 0,5223 mmol Essigsäure vor.

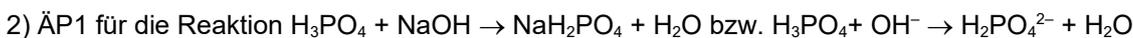
$$\Rightarrow c_0(\text{HAc}) = \frac{n(\text{HAc})}{V(\text{Lsg.})} = \frac{0,0005223 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} \approx 0,0104 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\begin{aligned} c(\text{H}_3\text{O}^+) &= \sqrt{K_s \cdot c_0(\text{Säure})} \\ &= \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0104 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 4,288 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\lg 4,288 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \approx \underline{\underline{3,37}}$$

3.2

a) 1) $\text{pK}_{s1}(\text{H}_3\text{PO}_4)$ (Begründung siehe b))



3) $\text{pK}_{s2}(\text{H}_2\text{PO}_4^-)$ (Begründung siehe b))



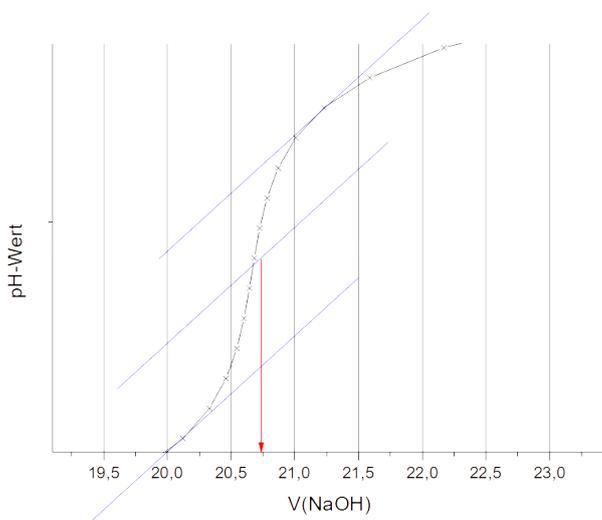
5) $\text{pK}_{s3}(\text{HPO}_4^{2-})$ (Begründung siehe b))

b) Alle Säureanionen und die undissoziierte Säure stehen über miteinander gekoppelte chemische Gleichgewichte in Verbindung. An den Punkten 1, 3 und 5 erkennt man Regionen, an denen der pH-Wert trotz fortgesetzter NaOH-Zugabe stabil bleiben. Hier liegen jeweils Säuren und ihre korrespondierenden Basen (HA/A^-) in ähnlicher Konzentration nebeneinander vor. Die größte Pufferwirkung ist dabei gegeben, wenn die Konzentration an Säure und korrespondierender Base gerade gleich groß sind. Die entsprechenden Quotienten $c(H_2PO_4^-)/c(H_3PO_4)$ bzw. $c(HPO_4^{2-})/c(H_2PO_4^-)$ bzw. $c(PO_4^{3-})/c(HPO_4^{2-})$ besitzen dann den Wert 1. Aus der Puffergleichung (HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung)

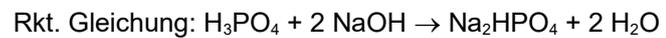
$$pH = pK_s + \lg \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

folgt, dass der pH-Wert dort gerade dem pK_s -Wert entspricht.

Der dritte Äquivalenzpunkt liegt knapp außerhalb des dargestellten Bereichs. Er liegt in so stark alkalischem Bereich, dass der pH-Sprung als solcher nicht mehr ausgeprägt ist.



$$V(\text{ÄP2}) \approx 20,75 \text{ mL}$$



$$n(NaOH) = c(Lsg) \cdot t \cdot V(Lsg) =$$

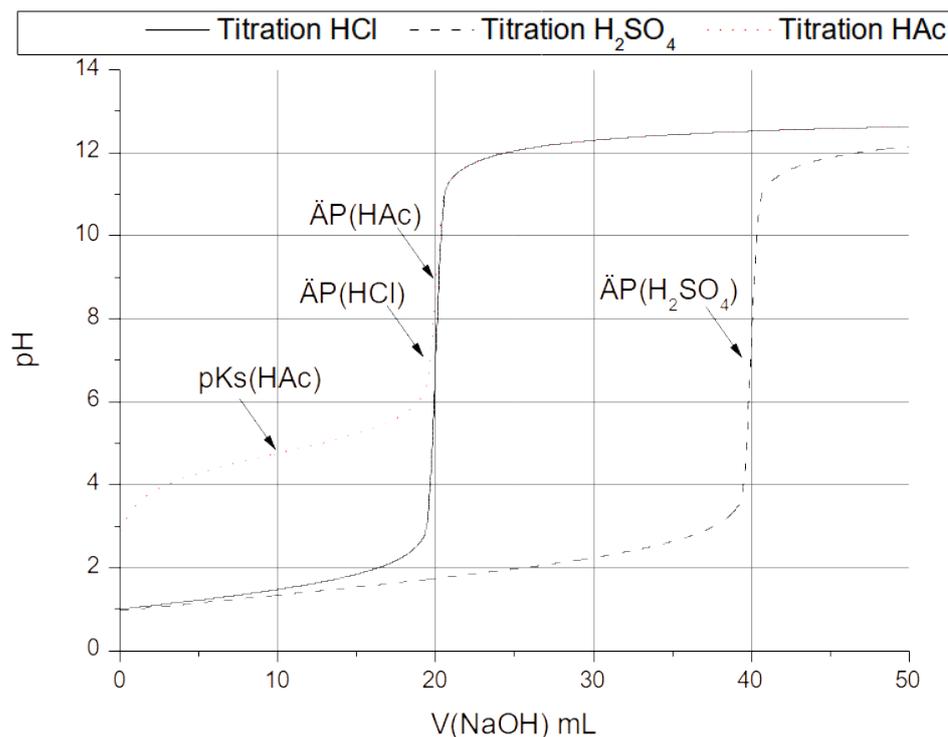
$$1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0,9207 \cdot 0,02075 L = 0,0191045 \text{ mol}$$

Wegen Koeffizientenverhältnis:

$$n(H_3PO_4) = 0,5 \cdot n(NaOH) = 9,55225 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c(H_3PO_4) = \frac{n(H_3PO_4)}{V(Lsg)} = \frac{9,55225 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 L} \approx 0,0955 \frac{\text{mol}}{L}$$

3.3.



Erklärung des Volumenverbrauchs bis zum Äquivalenzpunkt: Da H_2SO_4 eine zweiprotonige Säure ist, wird bei der Titration bis zum Äquivalenzpunkt das doppelte Volumen an Maßlösung benötigt wie bei HCl und HAc (gleiche Säurekonzentration, gleiches Vorlagenvolumen und gleiche Maßlösung vorausgesetzt):.

Erklärung des Anfangs-pH: Sowohl HCl als auch H_2SO_4 sind starke Säuren, man kann also schon zu Beginn von einer vollständigen Protolyse ausgehen ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$). Da die Konzentration der Säuren $c = 0,1$ mol/L beträgt, ist der pH-Wert zu Beginn $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1$. Genau genommen beträgt der pH-Wert im Fall der Schwefelsäure $\text{pH} = 0,96$, die Abweichung von $\text{pH} = 1$ kommt dadurch zustande, dass auch ein geringer Anteil des HSO_4^- zu SO_4^{2-} weiter protolysieren kann. Genaue Rechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz zeigen (*siehe blaues Buch!*), dass die Protolyse von HSO_4^- nur zu wenigen Prozent zur Gesamtkonzentration an H_3O^+ der Säurelösung beiträgt. Schon am Anfangs-pH-Wert erkennt man, dass Essigsäure eine schwache Säure ist.

Erklärung des Kurvenverlaufs: Zwar ist H_2SO_4 eine zweiprotonige Säure, allerdings sind auf der entsprechenden Titrationskurve nicht zwei Äquivalenzpunkte zu erkennen. Der Grund liegt darin, dass auch HSO_4^- eine mittelstarke Säure ist. Mit zunehmender Neutralisation des H_3O^+ , das aus der Protolyse von H_2SO_4 stammt, wird H_3O^+ durch die Folgeprotolyse von HSO_4^- nachgeliefert (Neueinstellung des Gleichgewichts, Prinzip von LE CHATELIER). So können die Reaktionen $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{OH}^- \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ und $\text{HSO}_{4(\text{aq})}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ nicht getrennt voneinander erfasst werden, sondern nur zusammen.

Gibt man NaOH zur Essigsäurelösung so wird HAc zunehmen in Ac^- überführt. Bei ca. 10 mL NaOH -Zugabe ändert sich der pH-Wert nur wenig und beträgt ca. $\text{pH} = 4,8$. Die Titrationskurve verläuft hier flach und besitzt einen Wendepunkt. Um diesem Bereich hat die Lösung puffernde Eigenschaften. An diesem Bereich wurden ca. 50% der HAc in Ac^- überführt. Der genaue pH-Wert ergibt sich durch die Puffergleichung (HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung):

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$
. Für $c(\text{HAc}) = c(\text{Ac}^-)$ vereinfacht sich die Gleichung zu: $\text{pH} = \text{p}K_s$. Der $\text{p}K_s$ von Essigsäure kann

also an dem Wendepunkt abgelesen werden. Er beträgt $\text{p}K_s(\text{HAc}) = 4,75$. Am Äquivalenzpunkt wurde HAc vollständig in Ac^- überführt, so dass an dieser Stelle eine Natriumacetatlösung vorliegt. Eine solche Lösung eines Salzes einer schwachen Säure reagiert alkalisch. Der pH-Wert am Äquivalenzpunkt beträgt damit nicht $\text{pH} = 7$, wie bei der Titration starker Säuren, sondern liegt im Alkalischen (ca. $\text{pH} = 8,8$).

3.4 Titration Oxalsäure

Hinweis: In der Aufgabenstellung ist die Summenformeln oder die molare Masse von Oxalsäure nicht angegeben. Das muss man aber mit dem Tabellenbuch recherchieren können. Weiterhin kann man mit diesem recherchieren, dass es eine zweiprotonige Säure ist. Da es bei vielen Titrations eine wichtige Säure ist, und beispielsweise Natronlauge-Maßlösungen damit eingestellt werden, sollte man als Chemielaborant*in eigentlich auswendig wissen, dass es sich um Ethandisäure handelt. Das ist die einfachste denkbare Dicarbonsäure. Die $\text{p}K_s$ -Werte kann man auch mit dem Tabellenbuch ermitteln ($\text{p}K_{s1} \approx 1,23$ und $\text{p}K_{s2} \approx 4,19$)

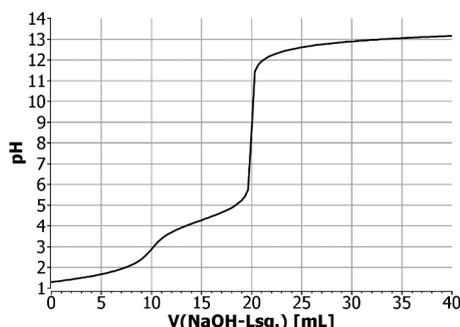


Abb: Titrationskurve: 100 mL 0,1-M-Oxalsäure mit 1-M-NaOH-Lsg. Man erkennt, dass ÄP1 für eine bestimmung nicht geeignet ist, da hier der pH—Sprung zu gering. Man erkennt weiterhin, dass ÄP2 ≈ 9, also dort wo Phenolphthalein umschlägt.

Ergänzende Infos: Dass beim Umschlagpunkt mit Phenolphthalein beide Protolysestufen erfasst werden, kann man bei Bedarf sich selbst herleiten. Das liegt daran, dass $\text{p}K_s(\text{Phenolphthalein}) = 9,7$ ist. Rund um diesen pH-Wert schlägt also der Indikator um. Da der $\text{p}K_{s2}(\text{OS}) = 4,26$ ist, liegt $\text{p}K_s(\text{Oxalat}) = 9,74$. Am ÄP2 liegt nur Na-Oxalat vor. Eine z.B. 1-M-Na-Oxalat-Lösung besitzt damit:

$$pOH \approx \frac{9,74 - \lg 1}{2} \approx 4,87 \Rightarrow pH \approx 14 - 4,87 \approx 9,1$$

Man erkennt, dass also mit Phenolphthalein definitiv beide Stufen erfasst werden, weil der pH-Wert am ÄP2 (ca. 9) sogar noch unter dem Umschlagpunkt von Phenolphthalein (9,7) liegt.

- Bestimmung von $n(\text{NaOH})$

$$n(\text{NaOH}) = \tilde{c}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Lsg}) \cdot t = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,0045 \cdot 0,0381 \text{ L} = 0,00382745 \text{ mol}$$

- Bestimmung von $n(\text{Oxalsäure})$



- Aus dem Koeffizientenvergleich folgt: $n(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 0,5 \cdot n(\text{NaOH}) \Rightarrow n(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 0,00191357 \text{ mol}$

- Berücksichtigung der Aliquotierung

- $n_{\text{gesamt}}(\text{OS}) = \frac{100 \text{ mL}}{20 \text{ mL}} \cdot 0,00191357 \text{ mol} = 0,00956785 \text{ mol}$

- Umrechnung in eine Masse und Berechnung des Massenanteils

- $m(\text{OS}) = n(\text{OS}) \cdot M(\text{OS}) = 0,00956785 \text{ mol} \cdot 90,035 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,8614 \text{ g}$

- $w(\text{OS}) = \frac{m(\text{OS})}{m_{\text{gesamt}}} = \frac{0,861441 \text{ g}}{1,000 \text{ g}} \approx 0,861 \text{ (86,1\%)}$

3.5

a) Es handelt sich um eine Pufferlösung. Solche Lösungen zeichnen sich dadurch aus, dass Sie sowohl eine schwache Säure als auch eine dazu korrespondierende Base enthalten in ähnlichen /gleichen Konzentrationen enthalten. Das Konzentrationsverhältnis sollte im Bereich 10:1 bis 1:10 liegen, damit noch eine Pufferwirkung gegeben ist. Sind die Konzentrationen beider Teilchen gerade gleich groß, so ist die Pufferwirkung am größten. Der pH-Wert an diesem Punkt entspricht dem pK_s -Wert der schwachen Säure HA.

Weitere Beispiele: (I): Lösung die sowohl HAc als auch Ac^- enthält (HAc/ Ac^-)-Puffer, (II): Lösung die sowohl Phosphorsäure als auch Dihydrogenphosphat-Ionen enthält: ($\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$)-Puffer; (III): Lösung die sowohl Ammoniumionen als auch Ammoniak enthält ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$)-Puffer

Der Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat-Puffer ist einer der wichtigsten **Blutpuffer**, die in ihrer Gesamtheit für die pH-Wert-Stabilisierung des Blutes ($\text{pH} \approx 7,4$) verantwortlich sind. H_2PO_4^- und HPO_4^{2-} finden sind deshalb wichtige Blutbestandteile.

b) H_3O^+ -Zugabe wird durch Reaktion mit HPO_4^{2-} abgefangen: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{PO}_4^-$

OH^- -Zugabe wird durch Reaktion mit H_2PO_4^- abgefangen: $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{HPO}_4^{2-}$

c) Die Berechnung des pH-Wertes eines Puffers erfolgt mit der allgemeinen **Puffergleichung (HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung)**:

$$pH = pK_s(\text{HA}) + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

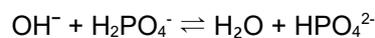
HA, steht immer für die korrespondierende Säure des Säure-Base-Paars, also der protonenreicheren Variante. Das ist bei uns das H_2PO_4^- . 0,1 mol/L $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_4)$ enthalten $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 0,1 \text{ mol/L}$. $\text{p}K_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,204$ (siehe Tabellenbuch).

A^- steht immer für die korrespondierende Base des Säure-Base-Paars, also der protonenärmeren Variante. Das ist bei uns das HPO_4^{2-} . 0,1 mol/L Na_2HPO_4 enthalten $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,1 \text{ mol/L}$.

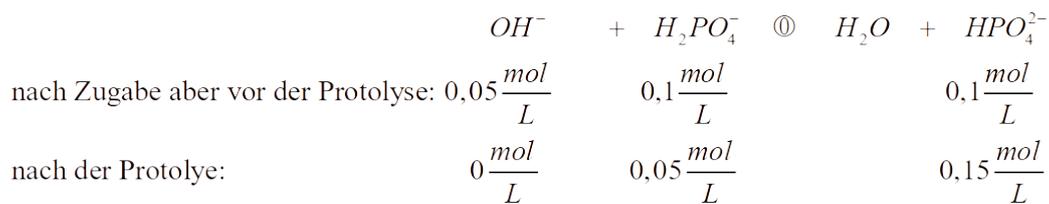
$$\text{Einsetzen in die Gleichung} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} \Rightarrow \text{pH} = 7,204 + \lg \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 7,20$$

Wie bei a) beschrieben, entspricht der pH-Wert einer äquimolaren Lösung dem $\text{p}K_s$ -Wert der schwachen Säure (hier: H_2PO_4^-).

d) Wenn die starke Base NaOH dazugegeben wird, so reagiert sie mit vorhandenen sauren Teilchen ($\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$):



. Diese Reaktion findet **praktisch quantitativ** statt und sorgt dafür, dass die H_2PO_4^- -Konzentration sinkt und die HPO_4^{2-} -Konzentration steigt. Nach der Protolyse finden sich also folgende Konzentrationen in der Lösung:



Mit der HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung folgt daraus:

$$\text{pH} = \text{p}K_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} \Rightarrow \text{pH} = 7,204 + \lg \frac{0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 7,68$$

Nach NaOH-Zugabe wird der pH-Wert also etwas alkalischer, wobei wegen der Pufferwirkung nur eine geringe pH-Änderung resultiert.

3.6

a) Anfangs-pH-Werte Chlorsäure ist eine starke Säure: $\text{pH} \approx -\lg 0,05 \approx 1,30$

$$\text{Hypochlorige Säure ist eine schwache Säure} \quad \text{pH} \approx \frac{\text{p}K_s - \lg c_0(\text{Säure})}{2} \approx \frac{7,5 - \lg 0,05}{2} \approx 4,40$$

Beide Titrationskurven haben ihren Äquivalenzpunkt bei 25 mL KOH-Zugabe. Grund: Die Maßlösung ist mit $c = 0,1 \text{ mol/L}$ doppelt so konzentriert wie die beiden Säurelösungen ($c = 0,05 \text{ mol/L}$). Deshalb liegt der ÄP gerade beim halben Volumen der vorgelegten Säurevolumina. Bei der Chlorigen Säure gibt es beim Halbäquivalenzpunkt, also bei 12,5 mL einen Wendepunkt. Der pH-Wert entspricht hier dem $\text{p}K_s$ -Wert, also $\text{pH} = 7,5$.

pH-Wert an den ÄP: Chlorsäure: $\text{pH} \approx 7$ (da KClO_3 ein Salz einer starken Säure ist \Rightarrow neutral).

$$\text{Chlorige Säure: } \text{pOH} \approx \frac{\text{p}K_B - \lg c_0(\text{Base})}{2} \approx \frac{6,5 - \lg 0,0333}{2} \approx 4,0 \Rightarrow \text{pH} \approx 10,0 \quad (\text{Hinweis: Es wurde die}$$

Verdünnung durch die Titration von 50 mL auf 75 mL berücksichtigt).

b) Hier liegt ein Gemisch ähnlicher Konzentrationen an ClO^- und HClO vor, das gegenüber H_3O^+ - und OH^- -Zugabe puffernd wirkt. $\text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$ und $\text{HClO} + \text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$

3.7

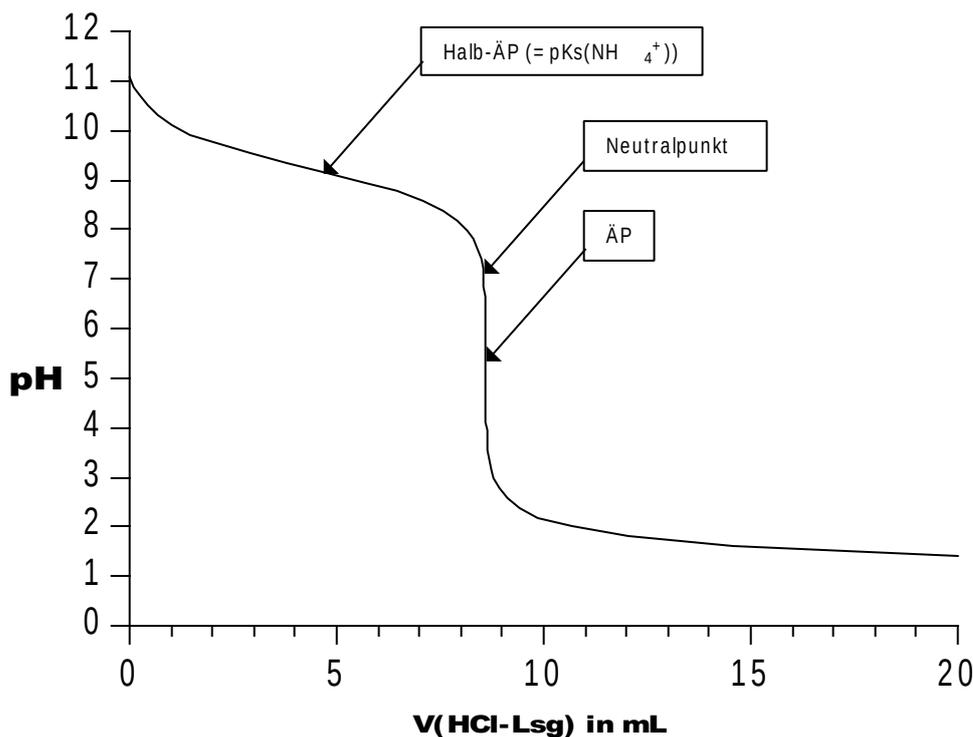
a) $\text{NH}_3_{\text{aq}} + \text{HCl}_{\text{aq}} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{\text{aq}} \Rightarrow$ Ammoniak und HCl_{aq} reagieren im Stoffmengenverhältnis 1:1.

$$n(\text{HCl}_{\text{aq}}) = c \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0086 \text{L} \approx 0,00086 \text{ mol} \Rightarrow n(\text{NH}_3) = 0,00086 \text{ mol}$$

Berücksichtigung der Aliquotierung: In 2000 mL Ammoniaklösung sind 100 mal mehr NH_3 -Moleküle enthalten als in 20 mL der Ammoniaklösung. $\Rightarrow n(\text{NH}_3) = 0,086 \text{ mol}$

$$\text{Berechnung der Konzentration: } c(\text{NH}_3) = \frac{n(\text{NH}_3)}{V(\text{Lsg})} = \frac{0,086 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 8,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b)



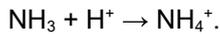
c) Am ÄP liegt ausschließlich gelöstes Ammoniumchlorid vor. Als Salz einer schwachen Base, reagiert eine Ammoniumchlorid in Wasser gelöst, sauer.

Berechnung des pH-Wertes einer 15-millimolaren NH_4Cl -Lsg:

$$\text{p}K_S(\text{NH}_4^+) = 14 - \text{p}K_B(\text{NH}_3) \Rightarrow \text{p}K_S \approx 14 - 4,75 \approx 9,25 \Rightarrow \text{NH}_4^+ \text{ ist eine schwache Säure}$$

$$\text{für schwache Säuren gilt: } \text{pH} \approx \frac{\text{p}K_S - \lg c(\text{NH}_4^+)}{2} = \frac{9,25 - \lg 0,015}{2} \approx 5,5$$

d) Die Lösung kann wegen den NH_3 -Molekülen mit zugesetzten Protonen (H^+ bzw. H_3O^+) reagieren:



Die Lösung kann auch mit zugesetzten OH^- -Ionen reagieren: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Eine solche Lösung kann also sowohl OH^- als auch H_3O^+ abfangen, ohne dass sich der pH-Wert wesentlich ändert.

3.8 Magnesiumcarbonat

A) Anfangs-Stoffmenge HCl (zugesetzte HCl-Stoffmenge): $n_0(\text{HCl}) = cVt = 0,05095 \text{ mol HCl}_{(\text{aq})}$

B) Restmenge HCl (nach Reaktion mit MgCO_3): Wurde durch die Titration bestimmt: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl}_{\text{aq}} + \text{H}_2\text{O}$

- $n(\text{NaOH}) = cVt = 0,0070356 \text{ mol}$
- Wegen der 1:1-Reaktion entspricht das auch der Rest-Stoffmenge an HCl, die nach der Reaktion mit MgCO_3 noch vorhanden waren. $n_{\text{Rest}}(\text{HCl}) = 0,0070356 \text{ mol}$
- Berücksichtigung der Aliquotierung: $n_{\text{Rest}}(\text{HCl})_{\text{gesamt}} = 4 \cdot 0,0070356 \text{ mol} = 0,0281424 \text{ mol HCl}_{(\text{aq})}$

C) HCl-Verbrauch während der Reaktion mit MgCO_3 und Schluss auf die MgCO_3 -Stoffmenge

- Verbrauch an HCl für die Reaktion mit MgCO_3 : $n(\text{HCl}) = n_0(\text{HCl}) - n_{\text{Rest}}(\text{HCl}) = 0,0228076 \text{ mol}$
- $$\begin{array}{ccccccc} \text{MgCO}_3 + & 2 \text{ HCl} & \rightarrow & \text{MgCl}_2_{(\text{aq})} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ & 0,0228076 \text{ mol HCl}_{(\text{aq})} & & & & & \end{array}$$
- $\Rightarrow 0,0114038 \text{ mol MgCO}_3$ (wegen 2:1-Verhältnis)
- Das sind $0,96157 \text{ g MgCO}_3$ -
- Das sind ca. $w(\text{MgCO}_3) = 70,9\%$

3.9 Abflussreiniger

- Bei der Titration mit der Salzsäure werden sowohl Na_2CO_3 als auch NaOH erfasst.
- Bei der Titration mit Oxalsäure wird nur das NaOH erfasst, weil Na_2CO_3 entfernt wurde. Die Nutzung von Oxalsäure als Maßlösung bei der Bestimmung von Laugen ist untypisch!

A) Berechnung der NaOH-Stoffmenge im 20mL-Aliquot

$\text{OxH}_2 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \dots$ Oxalsäure ist eine zweiprotonige Säure-Base-Paare

$$n(\text{OxH}_2) = c \cdot V = 0,00735 \text{ mol} \Rightarrow n(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,00735 \text{ mol} = 0,0147 \text{ mol} \quad . \text{ Das sind } 0,588 \text{ g NaOH}.$$

B) Berechnung der Gesamtstoffmenge Salzsäure zur Titration beider Analyte im 20 mL-Aliquot

$$n(\text{HCl}) = c \cdot V \cdot t = 0,025305 \text{ mol}$$

C) Berechnung der HCl-Stoffmenge die auf Na_2CO_3 entfällt

Es handelt sich um die Gesamtstoffmenge minus der Stoffmenge die für das NaOH ($0,0147 \text{ mol}$) benötigt wird. Da $0,0147 \text{ mol NaOH}$ zur Neutralisation auch $0,0147 \text{ mol HCl}$ benötigen, entfällt $0,025305 \text{ mol} - 0,0147 \text{ mol} = 0,010605 \text{ mol}$ auf Na_2CO_3 .

D) Berechnung der Na_2CO_3 -Stoffmenge im 20mL-Aliquot

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \dots$ Es ist nur halb so viel Na_2CO_3 vorhanden, wie HCl verbraucht wird. :

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot 0,010605 \text{ mol} \approx 0,0053025 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \quad \text{Das sind } 0,562 \text{ g Na}_2\text{CO}_3.$$

E) Berücksichtigung der Aliquotierung ($f_a = 5$) und Berechnung der Massenanteile

$$m_{\text{ges}}(\text{NaOH}) = 5 \cdot 0,588 \text{ g} \approx 2,940 \text{ g NaOH} \Rightarrow w(\text{NaOH}) = \frac{2,940 \text{ g}}{10,13 \text{ g}} \approx 0,290 \quad (29,0\%)$$

$$m_{\text{ges}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 0,562 \text{ g} \approx 2,810 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{2,810 \text{ g}}{10,13 \text{ g}} \approx 0,277 \quad (27,7\%)$$

3.10 Kjeldahl

A) Anfangsstoffmenge Schwefelsäure

$$n_0(\text{H}_2\text{SO}_4) = c \cdot V = 0,00125 \text{ mol}$$

B) Reststoffmenge Schwefelsäure (über Titration bestimmt)

$$2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots \quad n(\text{NaOH}) \cdot c \cdot V \cdot t \approx 0,00085329 \text{ mol} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 0,000426645 \text{ mol}$$

C) Die Stoffmengendifferenz resultiert aus NH_3 -Einleitung. Daraus lässt sich die NH_3 -Stoffmenge berechnen.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 0,00125 \text{ mol} - 0,000426645 \text{ mol} = 0,000823355 \text{ mol}$$

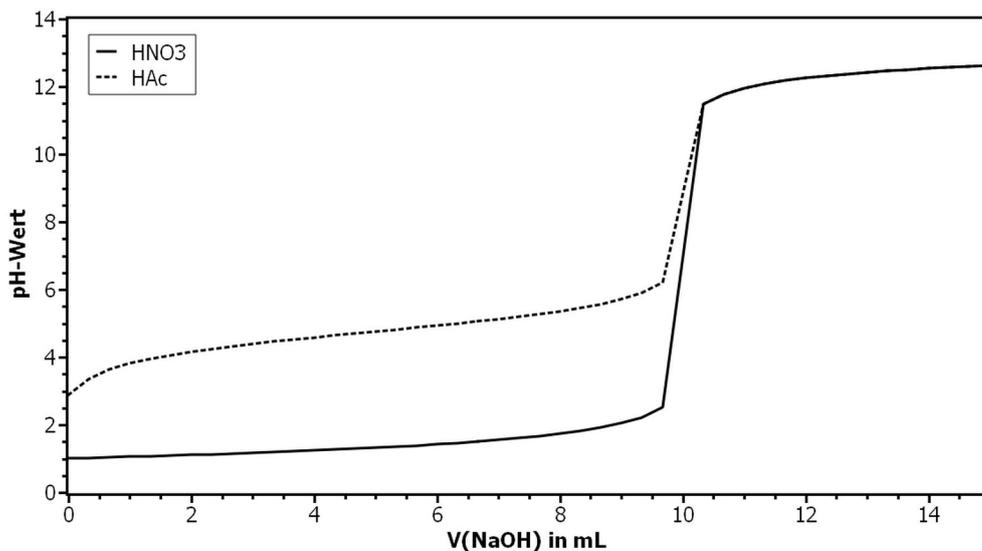
$$2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots \quad n(\text{NH}_3) \approx 2 \cdot 0,000823355 \text{ mol} \approx 0,00164671 \text{ mol}$$

D) Rückschluss auf $n(\text{N})$ im Boden und Berechnung von $w(\text{N})$

$n(\text{N})$ entspricht $n(\text{NH}_3) = 0,00164671 \text{ mol N}$. Das sind ca. $0,023 \text{ g N}$.

$$w(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{Boden})} = \frac{0,023 \text{ g}}{9,275 \text{ g}} \approx 0,00248 \quad 0,248\% \quad \text{Das sind ca. } 2480 \text{ ppm (parts per million).}$$

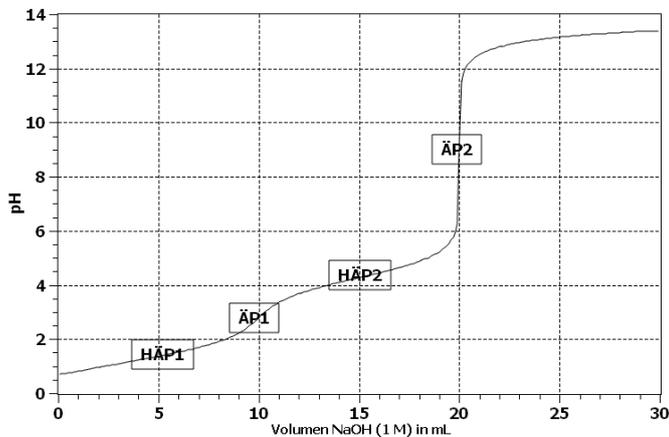
3.11 Titrationskurve von Salpetersäure und Essigsäure im Vergleich



3.12 Bekämpfung der Varroamilbe

a) 1000 g Lösung müssen 35 g Oxalsäure enthalten. Das sind ca. 0,38871 mol Oxalsäure. Das Pulver muss also auch 0,38871 mol Oxalsäure-Dihydrat enthalten (da 1 Oxalsäure-Dihydrat-Molekül beim Lösen auch 1 Oxalsäuremolekül ergibt). Das sind ca. **49,02 Gramm**.

b)



HÄP1: 5 mL, $\text{pH} = \text{pK}_{\text{S1}} = 1,5$; **HÄP2:** 15 mL, $\text{pH} = \text{pK}_{\text{S2}} = 4,4$; Die Halbäquivalenzpunkte liegen immer beim halben Volumen der entsprechenden ÄP. Hier liegen 50% der jeweiligen Spezies deprotoniert und 50% protoniert vor (bei uns HÄP1: 50% OxH_2 und 50% OxH^- und bei HÄP2: 50% OxH^- und 50% Ox^{2-})

ÄP1 bei 10 mL; **ÄP2** bei 20 mL (im Alkalischen, da Oxalsäure eine schwache Säure ist. **Merke:** Die Salze schwacher Säuren reagieren im Wasser alkalisch. hier: Natriumoxalat)

Befall mit Varroamilben mit Oxalsäurelösung, $w(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 3,5\%$ eingesprüht. Das entsprechende Bekämpfungsmittel wird als Feststoff vermarktet, durch den Verbraucher muss das ausgelieferte Pulver mit Wasser auf 1000 Gramm Gesamtmasse gelöst werden. (Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe für CL, Abschlussprüfung Teil II, Winter 2018).

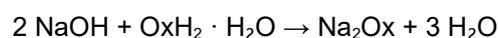
c)

I) schwach alkalische Umgebung – pink in der OH^- -reichen Umgebung liegt die deprotonierte, negativ geladene Variante vor.

II) schwach saure Umgebung – farblos in der H^+ -reichen Umgebung liegt die protonierte, neutrale Variante

d) bei der gefärbten Verbindung ist ein ausgedehntes (zusammenhängendes) π -Elektronensystem vorhanden, dies führt stets zur Farbigkeit. Die farblose Form besitzt nur kurze π -Elektronensysteme (3 voneinander separierte aromatische Ringe), sie absorbiert nur im UV-Bereich.

e) 16,2 mL NaOH-Lsg. enthalten 0,0081 mol NaOH. Sie reagieren mit 0,00405 mol Oxalsäure, denn wegen des Umschlagbereichs des Phenolphthaleins ist folgendes Koeffizientenverhältnis gültig:



Wegen der Aliquotierung sind in 100 mL der Lösung 4 mal mehr, also 0,0162 mol $\text{OxH}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ enthalten. Sie wiegen 2042,8 Milligramm. Das sind ca. $w = 81,7\%$ der Ausgangsmasse.

f) Mischungsgleichung oder Mischungskreuz: $m_1 w_1 = m_M w_M \Rightarrow m_1 \cdot 80\% = 500\text{ g} \cdot 3,5\% \Rightarrow m_1 \approx 21,875\text{ g}$

Diese Masse wird auf 500 g Gesamtmasse mit Wasser gelöst.