

Aufgaben zu Protolysen, pH-Wert-Berechnungen und Pufferlösungen

C2BL



laborberufe.de

Was muss ein(e) Biolaborant(in) über Säuren, Basen, pH-Werte und Puffer wissen?

- Mithilfe der Autoprotolyse erklären können, weshalb neutrales Wasser $pH = 7$ besitzt (bei $22\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- Protolysen formulieren und die beiden beteiligten Säure-Base-Paare herausarbeiten können
- Die Unterscheidung zwischen starken und schwachen Säuren und Basen und ein- und mehrwertigen Säuren und Basen kennen.
- pH-Wert-Berechnungen für starke Säuren und Basen
- Biolaborant(inn)en können anhand der pK_s - und pK_b -Werte erkennen, ob die Salze einer Säure oder Base eher sauer, neutral oder alkalisch reagieren. So erkennen Sie, dass beispielsweise Natriumchlorid im Wasser neutral, Natriumacetat im Wasser aber alkalisch reagiert.
- Biolaborant(inn)en kennen deshalb die Grundlagen der Pufferchemie und können die Puffergleichung (HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung) anwenden. Sie kennen mehrere alltagstaugliche Methoden, um aus Reinstoffen Puffer herzustellen. Ihr Wissen erstreckt sich auch auf Eigenschaften wichtiger gängiger biochemische Puffersubstanzen wie HEPES, TRIS, MOPS etc (Good-Puffer).
- Biolaborant(inn)en wissen grundlegende Sachverhalte zur Praxis der pH-Wert-Messung:
 - Messstäbe werden in konz. KCl-Lösung aufbewahrt
 - Kalibrierung des pH-Gerätes erfolgt mithilfe von 2 Pufferlösungen.
- Weitere wichtige Begriffe und Stichworte, mit den Biolaborant(innen) etwas anfangen können, nicht zuletzt wegen Prüfungen und Klassenarbeiten!: *Säureanhydrid, Autoprotolyse, Ampholyte, amphotere Teilchen, konjugierte Säure-Base-Paare, Mehrprotonige (= mehrwertige, = „mehrbasige“) Säuren,*
- Biolaborant(innen) kennen die chemischen Formeln gängiger anorganischen Säuren und Basen und deren Salzen und können sie selbst anhand des PSE, auch ohne Tabellenbuch, herleiten:
 - Phosphorsäure - (Dj)(Hydrogen)Phosphate
 - Schwefelsäure - (Hydrogen)Sulfate
 - Salpetersäure - Nitrate
 - Carbonsäure - (Hydrogen)Carbonate
 - Salzsäure/Chlorwasserstoff: Chloride
 - Ammoniak: Ammonium-Salze

1. Allgemeine Fragen zu Protolysen, dazugehörige Fachbegriffen und Grundlagen (ohne pH-Rechnungen)

- 1.1** Geben Sie ohne Tabellenbuch 3 Beispiele für Teilchen an, die sowohl korrespondierende Säuren als auch korrespondierende Basen sein können. (*ähnlich einer Prüfungsaufgabe CBL Abschlussprüfung Teil 1, Sommer 2017*)
- 1.2** Geben Sie ohne Tabellenbuch 3 Beispiele (Formel + Name) für mehrwertige Säuren an. (*ähnl. Aufg. CBL Abschlussprüf. Teil 1, Sommer 2017*)
- 1.3** Beschreiben Sie Aufbewahrung und Kalibrierung eines pH-Messgerätes(*ähnl. CBL Abschlussprüf Teil 1, Sommer 2018*)
- 1.4** Geben Sie für zwei selbst gewählte Beispiele die Reaktionsgleichungen für das Lösen von Nichtmetalloxiden in Wasser an. Erklären Sie in diesem Zusammenhang den Begriff *Säureanhydrid*. (*ähnlich Inhalten aus Prüfungsaufgabe Sommer 2016*)
- 1.5** Begründen Sie, auch unter Zuhilfenahme einer Reaktionsgleichung, weshalb neutrales Wasser $pH = 7$ besitzt.
- 1.6** Formulieren Sie jeweils die Reaktionsgleichung für den Lösevorgang in Wasser und ordnen Sie den Ausgangsstoffen die Begriffe Brönsted-Säure und Brönsted-Base zu (*ähnlich Inhalten aus Prüfungsaufgabe Sommer 2022*). Ein Tabellenbuch steht hierbei nicht zur Verfügung!

a) Chlorwasserstoff wird gelöst. In Strukturformeln! (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2022</i>)	b) Ammoniak wird gelöst. In Strukturformeln! (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2022</i>)	c) Schwefelsäure wird gelöst. Vollständige Protolyse . In Summenformeln. (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2018</i>)
d) Essigsäure wird gelöst. In Strukturformeln! (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2022</i>)	e) Salpetersäure wird gelöst. In Strukturformeln! (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2022, sic, ⚡</i>).	d) Phosphorsäure wird gelöst. Vollständige Protolyse. In Summenformeln. (<i>ähnlich Prüfungsaufgabe 2018</i>)

1.7 Formulieren Sie jeweils die Reaktionsgleichung. [Sehen Sie diese Aufgabe auch als Hinweis, dass Sie die Formeln anorganischer Salze selbst herleiten können müssen! Wer beispielsweise denkt, die Formel von Magnesiumhydroxid sei MgOH oder die von Natriumoxid sei NaO, sollte sich noch mal die Unterlagen zur Herleitung der Verhältnisformeln von Salzen anschauen.]

a) Auf Natriumchlorid wird konzentrierte Salzsäure getropft. Ein ätzendes Gas steigt auf.	b) Calciumoxid wird in Wasser gelöst.	c) Schwefeldioxid wird in Wasser gelöst, die Lösung reagiert sauer.
d) Aus Calciumhydroxid und Phosphorsäure wird Calciumdihydrogenphosphat hergestellt.	e) Ammoniumchlorid wird mit Natriumhydroxid verrieben.	f) Herstellung von Magnesiumdihydrogenphosphat aus Magnesiumhydroxid und Phosphorsäure
g) Herstellung von Magnesiumhydrogenphosphat aus Magnesiumhydroxid und Phosphorsäure	h) Herstellung von Magnesiumphosphat aus Magnesiumhydroxid und Phosphorsäure	

2. pH-Wert-Berechnungen (ohne Puffer)

2.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen

a) 1 M HCl

b) 0,1 M Salpetersäure

c) 0,003 M H₂SO₄ (2. Protolysestufe wird vernachlässigt)

d) 0,5 M Salpetersäure

2.2 Welche Konzentration c(HCl) hat eine Salzsäure, deren pH-Wert mit pH = 5,62 gemessen wurde?

2.3 Welche Konzentration und pH-Wert hat eine Chlorsäurelg. (HClO₃, pK_s = -2,7), mit c(OH⁻) = 1,3·10⁻¹⁰ millimol/L? (ähnlich Prüfungsaufgaben CBL Abschlussprüfung Teil 1, z.B. 2022)

2.4 Welche Masse an NaOH ist in 2000 mL Natronlauge mit dem pH-Wert 10,5 enthalten?

2.5 Berechnen Sie den pH-Wert einer Kalilauge mit der Massenkonzentration β(KOH) = 0,540 g/L.

2.6 Eine gesättigte Calciumhydroxidlösung (Annahme: Salz dissoziiert beim Lösen vollständig in Ionen) besitzt pH = 12,6. Berechnen Sie die Massenkonzentration einer solchen gesättigten Lösung in g/L.

2.7 Eine Natronlauge besitzt den Massenanteil w_%(NaOH) = 1,49 %. Berechnen Sie dem pH-Wert der Lösung, wenn die Dichte der Lösung 1,015 g/cm³ beträgt.

2.8 Mit wie viel Wasser müssen 10 mL einer Chlorsäurelösung (pK_s = -2,7) mit pH = 2,4 rechnerisch verdünnt werden, um pH = 5,0 zu erreichen? Annahme: Volumeneffekte können vernachlässigt werden.

2.9 Vorbemerkung: Nach pH-Werten schwacher Säuren und Basen wurde in der Prüfung bisher nicht gefragt. Das Thema ist jedoch wichtig für das Verständnis von Puffern. Berechnen Sie mit den unten angegebenen Formeln die pH-Werte folgender wässriger Lösungen

a) Essigsäure, c(CH₃COOH) = 0,015 mol/L UND zum Vergleich Salzsäure mit c(HCl_{aq}) = 0,015 mol/L

b) Ammoniaklg., c(NH₃) = 0,50 mol/L UND zum Vergleich Natronlauge mit c(NaOH) = 0,5 mol/L

pH-Wert schwacher Säuren (pK_s > 4)

$$c(H_3O^+) \approx \sqrt{K_s \cdot c_0(\text{Säure})} \quad \text{oder} \\ pH \approx \frac{pK_s - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$$

pH-Wert schwacher Basen (pK_B > 4)

$$c(OH^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})} \quad \text{oder} \\ pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}$$

3. Saure oder alkalische Reaktion von Salzen

3.1 a) Welchen qualitativen Zusammenhang gibt es zwischen der Säurestärke einer Säure (z.B. Chlorwasserstoff) und der Basestärke der dazugehörigen Base (z.B. Chlorid-Ion)? Formulieren Sie die passenden Reaktionsgleichungen.

b) Welchen quantitativen Zusammenhang gibt es zwischen dem Säureexponenten einer Säure, pK_s(HA), und dem Basenexponenten der dazugehörigen Base, pK_B(A⁻)?

3.2a) Füllen Sie die Tabelle mit den fehlenden Teilchen und allen Werten!

$pK_s(\text{HA})$	HCl	-7	HAc	NH_4^+			HPO_4^{2-}
$pK_b(\text{A}^-)$	Cl^-				H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	

b) Folgende Salze werden in H_2O gelöst. Bei welcher Salzlösung erwarten Sie neutralen, alkalischen oder sauren pH-Wert? Begründen Sie mit der Tabelle oben! [(ähnlich Prüfungsaufgaben CBL Abschlussprüfung Teil 1, z.B. 2024)]

- I) Natriumchlorid II) Natriumacetat III) Ammoniumchlorid IV) Kaliumphosphat
 V) Calciumdihydrogenphosphat VI) Ammoniumacetat

4. pH-Werte und Herstellung von Pufferlösungen

4.1 Der PBS-Puffer („phosphate buffer saline“, zu deutsch etwa Phosphat-gepufferte Salzlösung) ist ein wichtiger Puffer in der Molekularbiologie und Biochemie, weil er im neutralen Bereich puffert und isotonisch zu den Gewebsflüssigkeiten des menschlichen Organismus ist. Er enthält: $\beta(\text{NaCl}) = 8,0 \text{ g/L}$, $\beta(\text{KCl}) = 0,2 \text{ g/L}$, $\beta(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 1,44 \text{ g/L}$ und $\beta(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 0,24 \text{ g/L}$. Berechnen Sie den rechnerischen pH-Wert der Lösung mit der Puffergleichung, wenn man den Einfluss von KCl und NaCl vernachlässigt.

4.2 In einem 1000 mL-Messkolben werden $n = 0,1 \text{ mol}$ Essigsäure und $n = 0,1 \text{ mol}$ Natriumacetat CH_3COONa gegeben und mit H_2O bis zur Marke aufgefüllt.

- a) Welchen pH-Wert hat die entstehende Pufferlösung? b) Erklären Sie die Pufferwirkung mit Reaktionsgl.

4.3 In jeweils 250 mL Ammoniak-Lösung der Konzentration $c(\text{NH}_3) = 1,00 \text{ mol/L}$ werden:

- a) 10,0 g Ammoniumchlorid NH_4Cl ODER b) 30,0 g Ammoniumchlorid NH_4Cl gelöst.

Welchen pH-Wert hat die jeweils entstehenden Pufferlösung rechnerisch, wenn man Volumeneffekte durch Salzzugabe vernachlässigt?

4.4 Es sollen ca. 500 mL eines 0,2-molaren Essigsäure-Natriumacetat-Puffer mit $\text{pH} = 4,5$ mithilfe eines pH-Meters hergestellt werden.

- a) Geben Sie an, wie der Puffer aus reinem Natriumacetat und reiner Essigsäure als Ausgangsstoffe in der Laborpraxis hergestellt wird (wichtigste Herstellungsschritte und falls nötig, die Rechnungen zu den einzusetzenden Stoffportionen).
 b) Geben Sie eine weitere Herstellungsmethode aus reiner Essigsäure und einer weiteren Chemikalie Ihrer Wahl an (wichtigste Herstellungsschritte und falls nötig, die Rechnungen zu den einzusetzenden Stoffportionen).
 c) In welchem pH-Bereich kann ein Essigsäure-Acetat-Puffer eingesetzt werden?

4.5 Nennen Sie mehrere Möglichkeiten um 500 mL eines 250-millimolaren Citronensäure-Natriumcitrat-Puffers mit $\text{pH} = 4,0$ herzustellen. Zur Verfügung stehen alle erforderlichen Chemikalien.

4.6 Citronensäure ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) ist eine organische Säure, die K_s -Werte sind im Tabellenbuch zu finden.

- a) Puffer der Citronensäure wirken in einem relativ weiten pH-Bereich (im Vgl. zu Essigsäurepuffer). Begründen Sie kurz und geben die ungefähre Ober- und Untergrenze des pH-Bereichs an.
 b) Aus Citronensäure-Monohydrat und Natronlauge sollen 2 Liter eines 250-millimolaren Puffers hergestellt werden, der bei $\text{pH} = 6,0$ puffert. Welche Masse Citronensäure-Monohydrat ist erforderlich? Wie wird der Puffer hergestellt?

5. Weitere Aufgaben zu Säuren und Basen, pH-Werten (viele in Anlehnung an Prüfungsaufgaben)

5.1 - 5.3 gestrichen

5.4 Aus einer Salzsäure-Stammlösung mit $\text{pH} = 1$ sollen jeweils 1000 mL folgender Verdünnungen hergestellt werden.

- I) $\text{pH} = 2$ II) $\text{pH} = 3$ III) $\text{pH} = 4$

- a) Welche Volumina der Stammlösungen müssen jeweils pipettiert werden.
 b) Wie würden Sie das erforderliche Gesamtvolumen an Stammlösung (auf eine gängige übliche Größe aufrunden!) aus verdünnter Salzsäure mit $w(\text{HCl}) = 5\%$ herstellen?

5.5 gestrichen

5.6 Aus einer Salzsäure-Stammlösung sollen jeweils 50 mL folgender Verdünnungen hergestellt werden: 25 mmol/L, 50 mmol/L, 75 mmol/L und 100 mmol/L. Das kleinste zu pipettierende Volumen soll 5 mL betragen.

- Welche Konzentration muss die Stammlösung haben?
- Wie würden Sie die erforderliche Stammlösung aus einer Salzsäure mit $w(\text{HCl}) = 30,0\%$ herstellen?

5.7 Puffer auf Basis von Citronensäure (H_3Cit) können einen außerordentlich großen pH-Wert-Bereich abdecken, so dass man häufig von einem Universalpuffer spricht. Begründen Sie dieses Verhalten mithilfe der pK_s -Werte.

5.8 In der Biochemie, insbesondere in Nucleinsäure-Elektrophoresen, wird häufig ein „Lithium-Borat-Puffer“ (Borsäure/Lithiumborat-Puffer) benutzt. Er kann aus Borsäure, $\text{B}(\text{OH})_3$ und Lithiumhydroxid hergestellt werden.

- Beurteilen Sie den pH-Bereich in dem ein solches System puffern kann. Hinweis: Gehen Sie dabei nur von der ersten Protolysestufe aus. 2.+3. Protolysestufe brauchen also nicht beachtet werden.
- Wie stellt man 1 Liter eines 100mM-Lithium-Borat-Puffers aus den beiden angegebenen Ausgangsstoffen (theoretisch) her?
*Anmerkung: siehe Musterlösungen

5.9 Nennen Sie OHNE Tabellenbuch jeweils zwei Beispiele *einwertiger Säuren* und *mehrwertiger Säuren* (incl. Formeln!) (ähnlich Prüfungsaufgabe Sommer 2017, 2020)

5.10 Der pH-Wert einer Lösung beträgt $\text{pH} = 2,5$. Berechnen Sie die Hydroxid- und die Oxoniumionenkonzentration. (ähnlich Prüfungsaufgabe 2020, 2017, 2015, Winter2024)

5.11 Kreuzen Sie alle falschen Antworten an. (ähnlich Prüfungsaufgabe Sommer 2017, 2022 und andere Jahre)

<input type="checkbox"/> Ⓐ Der pH-Wert hängt von der Temperatur ab.	<input type="checkbox"/> Ⓑ Die pH-Elektrode wird in H_2O aufbewahrt, damit sie nicht austrocknet.
<input type="checkbox"/> Ⓒ Die pH-Elektrode wird in 3-M KCl-Lösung aufbewahrt.	<input type="checkbox"/> Ⓓ Die Kalibrierung des pH-Meters erfolgt mit Pufferlösungen.
<input type="checkbox"/> Ⓔ Zum Kalibrieren wird eine 3,000-M KCl-Lösung benutzt.	<input type="checkbox"/> Ⓕ Das Verdünnen mit Wasser einer Säure oder einer Lauge hat keine Auswirkungen auf den pH-Wert.

5.12 Geben Sie die Summenformel des *Säureanhydrids* an von... (ähnlich Prüfungsaufgabe Sommer 2016)

- a) Schwefelsäure b) Kohlensäure c) Ameisensäure

5.13 gestrichen

5.14 Es soll Natriumchlorid gebildet werden. Hierzu soll einmal Natriumoxid, einmal Natronlauge und einmal elementares Natrium eingesetzt werden. Formulieren Sie alle drei Reaktionsgleichungen mit jeweils geeigneten Reaktionspartnern. (ähnlich Prüfungsaufgabe Sommer 2015)

5.15 Geben Sie jeweils die konjugierte (korrespondierende) Säure oder Base als Formel an. Bei typischen Ampholyten geben Sie beide Teilchen an! (ähnlich Prüfungsaufgabe Sommer 2017)

- a) H_3O^+ b) H_2O c) OH^- d) O^{2-} e) H_2SO_4 f) Hydrogensulfat-Ion
g) Dihydrogenphosphat-Ion h) Ammoniak

5.16 Salpetersäure reagiert mit Ammoniak. (ähnlich Prüfungsaufgaben 2022)

a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Die Ausgangsstoffe sollen mit Strukturformeln (incl. freien Elektronenpaaren) dargestellt werden. (ähnlich Prüfungsaufgaben 2022)

b) Definieren Sie die Begriffe Brönsted-Säure und Brönsted-Base und ordnen Sie beide Begriffe dem jeweiligen Ausgangsstoff zu. (ähnlich Prüfungsaufgaben 2022, 2024)

5.17 Eine Lösung besitzt $\text{pH} = 10,2$. Berechnen Sie $c(\text{OH}^-)$ der Lösung. [ähnlich Aufg. 2022, 2019, 2018]

- (A) $1,58 \cdot 10^{10} \text{ mol/L}$ (B) $6,31 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$
 (C) $7,92 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ (D) $6,31 \cdot 10^3 \text{ mol/L}$
 (E) $1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ (F) $3,80 \text{ mol/L}$

5.18 Definieren Sie den Begriff einer dreiwertigen Säure [ähnlich Aufg. 2020, Sommer2024]

- (A) Säuremoleküle, die drei Protonen abspalten können.
 (B) Säuremoleküle mit drei OH-Gruppen.
 (C) Säuremoleküle mit drei funktionellen Gruppen.
 (D) Säuremoleküle, die sowohl lipophil, hydrophil und zusätzlich amphiphil sind.
 (E) Säuren mit $\text{pH} = 3$
 (F) Säuren mit drei Doppelbindungen.

5.19 Eine wässrige Lösung mit $\text{pH} = 3$ soll auf $\text{pH} = 8,5$ überführt werden. Kreuzen Sie alle Reagenzien an, mit denen das prinzipiell möglich ist. [ähnlich Aufg. 2020]

- (A) NaOH (B) H_2O
 (C) NaCl (D) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 (E) NH_4Cl (F) NH_3

5.20 Eine Lösung besitzt $\text{pH} = 6$. Berechnen Sie die H_3O^+ -Konzentration der Lösung. [ähnlich Aufg. 2019, 2016, Winter2024]

- (A) 6 mol/L (B) 10^6 mol/L
 (C) 10^{-6} mol/L (D) 10^{-8} mol/L
 (E) 10^8 mol/L (F) 10^{-1} mol/L

5.21 Welche Aussage umschreibt den pH-Wert richtig. [ähnlich Aufg. 2020]

- (A) Die Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 (B) Der natürliche Logarithmus der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 (C) Der negative natürliche Logarithmus der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 (D) Der dekadische Logarithmus der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 (E) Der negative dekadische Logarithmus der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 (F) Die negative Zehnerpotenz der H_3O^+ -Konzentration, $10^{-c(\text{H}_3\text{O}^+)}$

5.22 Eine Pufferlösung besitzt $\text{pH} = 9,5$. Durch die Lösung wird Luft geperlt. Kreuzen Sie die richtige Aussage an. [ähnlich Aufg., Winter2024]

- (A) Der pH-Wert wird durch die Aufnahme von Sauerstoff saurer.
 (B) Der pH-Wert wird durch die Aufnahme von CO_2 alkalischer.
 (C) Der pH-Wert wird durch die Aufnahme von CO_2 saurer.
 (D) Der pH-Wert ändert sich nicht.

5.23 Kreuzen Sie ALLE falsch wiedergegebenen Formeln an (OHNE Tabellenbuch, mit PSE) [ähnlich Inhalten aus Aufg. 2020, 2023]

- (A) CaOH (G) $\text{Ca}(\text{PO}_4)_3$
 (B) NaOH (H) NaSO_4
 (C) $\text{Al}(\text{OH})_3$ (I) $\text{Al}(\text{PO}_4)$
 (D) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (J) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
 (E) $\text{K}(\text{OH})_2$ (L) K_2CO_3
 (F) $\text{Li}(\text{OH})_3$ (M) LiCl

5.24

Lösungen ohne Gewähr

Bitte mailen Sie mir, wenn Sie über Fehler stolpern. Ich korrigiere diese dann umgehend und stelle die korrigierte Lösung online. Auch Ihre Mitschüler werden Ihnen dankbar sein.

1.1

Alle Teilchen, die sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben können (also amphotere Eigenschaften besitzen).

neutral: H_2O .

Teilchen, die sowohl saure als auch alkalische Reste tragen, z.B. Aminosäuren: $\text{H}_2\text{N-R-COOH}$

geladen: HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , HCO_3^- , HSO_4^-

1.2

Tipp: Denken Sie an mehrfach geladene Anionen. Deren zugrunde liegende Säuren sind auch mehrprotonig.



2-wertige Säuren: Schwefelsäure H_2SO_4 , Kohlensäure H_2CO_3 , Schweflige Säure H_2SO_3 , H_2O (wenn auch nur eine schwer schwache Säure)

3-wertige Säuren: H_3PO_4 , Citronensäure

4-wertige Säure: Kieselsäure H_4SiO_4

1.3

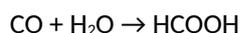
- Die **Aufbewahrung des Messstabs erfolgt auf keinen Fall an freier Luft (Austrocknung) oder in Wasser (Auslaugung, Ionenverarmung) der empfindlichen Glasschicht, sondern in relativ konzentrierter KCl-Lösung (z.B. 3 molar).**
- Zur Kalibrierung wird die Elektrode in eine Pufferlösung mit bekanntem pH-Wert (z.B. pH = 4) gehalten. Ist dieser Punkt eingestellt (d.h. Anzeigewert an Sollwert angepasst, erfolgt i.d.R. mittlerweile automatisch), so wird sie in eine weitere Pufferlösung mit anderem pH-Wert (z.B. pH = 9) eingetaucht und auch hier der Wert angepasst. Nun ist das Gerät kalibriert und zwar streng genommen nur im Bereich pH = 4 – 9 (Kalibrierbereich) ! Man spricht deshalb auch von einer **2-Punktkalibrierung**.
- Eine **1-Punktkalibrierung** (z.B. nur mit einer Pufferlösung mit pH = 4), würde nur Probemessungen rund um diesen einen Kalibrierpunkt erlauben.

1.4

Merke: Nichtmetalloxide lösen sich im Wasser unter Säurebildung! Sie werden deshalb auch als *Säureanhydride* bezeichnet. **SAUER**Stoff: Mach ein Element X ist „sauer“, wenn X ein Nichtmetall ist. Durch Addition von H_2O entstehen also Säuren:



CO_2 ist das Anhydrid der Kohlensäure



CO ist das Anhydrid der Ameisensäure



SO_3 ist das Anhydrid der Schwefelsäure

Entzieht man diesen Säuren das chemisch gebundene H_2O , so entstehen wieder die Nichtmetalloxide. Deshalb spricht man auch von *Säureanhydriden*. (=“Säure ohne Wasser“).

1.5

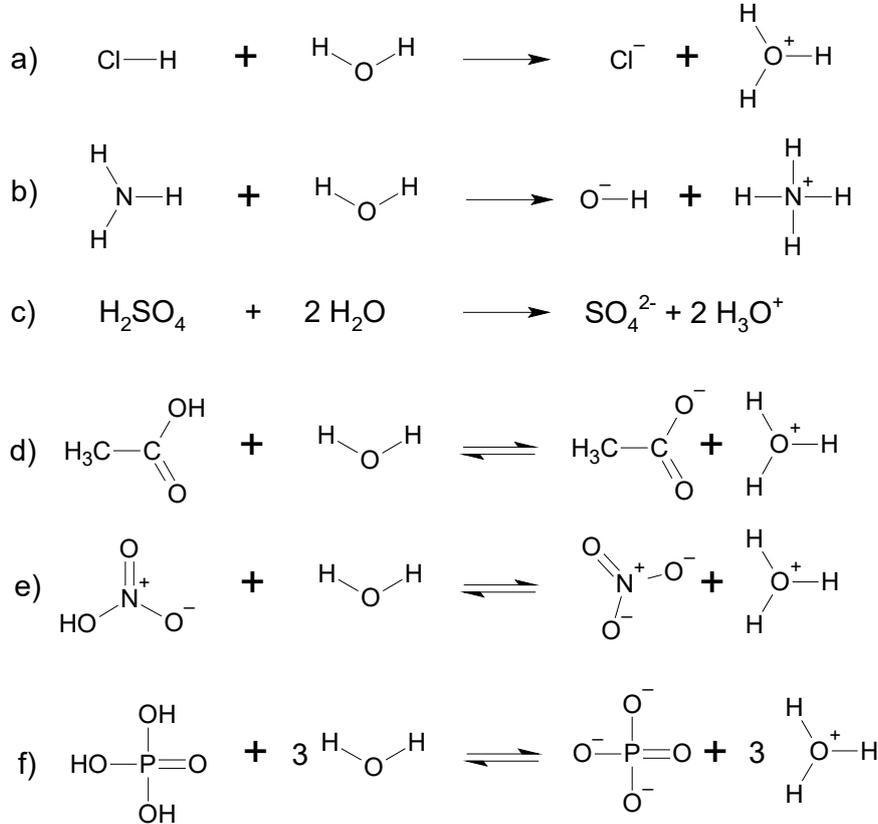
- Das steht auf dem AB zur Autoprotolyse des Wassers.
- Man hat in Analysen festgestellt, dass in reinem H_2O bei ca. 20 °C die H_3O^+ -Konzentration $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L beträgt. Also beträgt der $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg (10^{-7}) = 7$.

- Die Anwesenheit von H_3O^+ ist keine Verunreinigung. Selbst wenn man die H_3O^+ -Ionen entfernen könnte, würden sofort welche nachgebildet werden. Sie stammen aus der nicht zu verhindernden Autoprotolyse des Wassers (siehe AB aus dem Unterricht!)

1.6

Auf der Eduktseite ist links immer die Säure dargestellt. Nach dem „+“-Zeichen folgt auf der Eduktseite die Base.

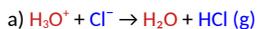
ACHTUNG. FREIE ELEKTRONENPAARE FEHLEN. EINZEICHNEN!



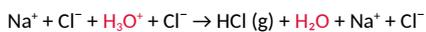
1.7

Prinzip: $\text{HA} + \text{B} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{HB}^+$ Bei der Reaktion sind also zwei S-B-Paare beteiligt. **Paar 1: HA/A-** **Paar 2: HB⁺/B**

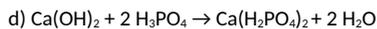
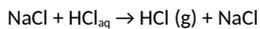
Die S-B-Paare sind farblich hervorgehoben. 1 Paar ist rot, das andere Paar ist blau.



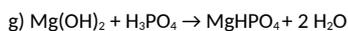
mit Gegenionen in Ionenschreibweise:



mit Gegenionen in Neutralschreibweise

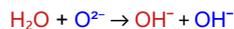


Tipp: Am besten man ermittelt erst mal die Verhältnisformel des Salzes. Daran erkennt man dann auch schon die Koeffizientenverhältnisse.

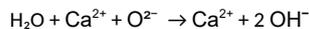


Tipp: Am besten man ermittelt erst mal die Verhältnisformel des Salzes. Daran erkennt man dann auch schon die Koeffizientenverhältnisse.

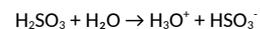
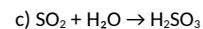
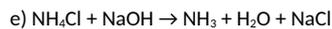
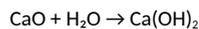
b)



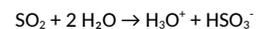
mit Gegenionen in Ionenschreibweise:



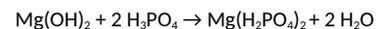
mit Gegenionen in Neutralschreibweise:



Zusammenfassung:



f) analog zu d) nur mit „Mg“:



Tipp: Am besten man ermittelt erst mal die Verhältnisformel des Salzes. Daran erkennt man dann auch schon die Koeffizientenverhältnisse.



Tipp: Am besten man ermittelt erst mal die Verhältnisformel des Salzes. Daran erkennt man dann auch schon die Koeffizientenverhältnisse.

2.1

a) vollständige Protolyse $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/L}$ $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 1 \approx 0$ a) vollständige Protolyse $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,003 \text{ mol/L}$ $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,003 \approx 2,5$

Da die 2. Protolysestufe nun eine untergeordnete Rolle spielt, kann sie näherungsweise vernachlässigt werden. Der tatsächliche pH-Wert kann um ca. 0,1 pH-Wert-Einheiten vom berechneten Ergebnis abweichen.

b) vollständige Protolyse $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L}$ $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,1 \approx 1$ d) a) vollständige Protolyse $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,5 \text{ mol/L}$ $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,5 \approx 0,30$

2.2

$\text{pH} = 5,62 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5,62} \text{ mol/L} = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \Rightarrow c(\text{HCl}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

2.3

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{1,3 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,077 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{HClO}_3) \approx c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 0,077 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$\text{pH} = -\lg 0,077 \approx 1,11$

2.4

$\text{pH} = 10,5 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 10,5 = 3,5$

$c(\text{OH}^-) = 10^{-3,5} \text{ mol/L} \approx 0,000316 \text{ mol/L}$

Da in 1 NaOH-Formeleinheit genau 1 OH^- enthalten ist: $c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-) \approx 0,000316 \text{ mol/L}$

In 2 L Lsg enthaltene Stoffmenge NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,00031623 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 0,000632 \text{ mol}$$

Umrechnung in Masse: $m(\text{NaOH}) = 0,000632 \text{ mol} \cdot 39,9971 \text{ g/mol} \approx 0,025 \text{ g}$

2.5

Hier der Lösungsweg:

Zuerst $c(\text{KOH})$ berechnen. Daraus auf $c(\text{OH}^-)$ schließen. Dann kann pOH und pH -Wert berechnet werden.

2.6

$\text{pH} = 12,6 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 12,6 = 1,4$

$c(\text{OH}^-) = 10^{-1,4} \text{ mol/L} \approx 0,039811 \text{ mol/L}$

Da in 1 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Formeleinheit genau 2 OH^- enthalten ist: $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c(\text{OH}^-) : 2 \approx 0,019905 \text{ mol/L}$

$\beta(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,019905 \text{ mol/L} \cdot 74,093 \text{ g/mol} \approx 1,475 \text{ g/L}$

2.7

$$c(\text{NaOH}) = \frac{\beta(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{w(\text{NaOH}) \cdot \rho(\text{Lsg})}{M(\text{NaOH})} = \frac{0,0149 \cdot 1,015 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{39,9971 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,000378 \frac{\text{mol}}{\text{cm}^3} \approx 0,378 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) \approx 0,378 \text{ mol/L. } p\text{OH} \approx -\lg 0,378 \approx 0,422 \Rightarrow \text{pH} \approx 13,58$$

2.8

Weil Chlorsäure eine starke Säure ist, gilt: $c(\text{HClO}_3) \approx 10^{-\text{pH}}$

$$\text{Konzentrat: } c_1(\text{HClO}_3) \approx 10^{-2,4} \approx 0,003981 \text{ mol/L}$$

$$\text{Verdünnung: } c_2(\text{HClO}_3) \approx 10^{-5,0} \approx 0,00001 \text{ mol/L}$$

$$\text{Mischungsgleichung: } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} \approx \frac{0,003981 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10 \text{ mL}}{0,00001 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 3981 \text{ mL}$$

Das Gesamtvolumen der Verdünnung beträgt also ca. 3,98 L. Da 10 mL zu Beginn an Volumen schon vorliegen, müssen also noch ca. 3,97 L Wasser zugegeben werden.

2.9

$$\text{a) } K_s(\text{HAc}) = 1,753 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \Rightarrow$$

$$pK_s(\text{HAc}) = -\lg K_s(\text{HAc}) = -\lg 1,753 \cdot 10^{-5} \approx 4,756$$

$\Rightarrow pK_s > 4 \Rightarrow$ Es kann die Formel für schwache Säuren angewendet werden

$$pH \approx \frac{4,756 - \lg 0,015}{2} \approx 3,29. \quad [\text{zum Vgl. } c(\text{HCl}) = 0,015 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 1,82]$$

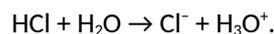
$$\text{b) } K_B(\text{NH}_3) = 1,71 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow pK_B(\text{NH}_3) = 4,767$$

$\Rightarrow pK_B > 4 \Rightarrow$ Es kann die Formel für schwache Basen angewendet werden

$$pOH \approx \frac{4,767 - \lg 0,5}{2} \approx 2,53 \Rightarrow \text{pH} \approx 14 - 2,53 \approx 11,47 \quad [\text{zum Vgl. } c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 13,70]$$

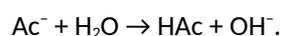
3.1 a + b)

Ist eine Säure sehr stark ($pK_s \ll 0$, K_s sehr groß), dann hat sie eine hohe Tendenz ein Proton abzugeben.



Es ist unmittelbar einleuchten, dass die entstehenden Chlorid-Ionen selbst so gut wie keine Tendenz haben, beim Eintrag in Wasser (z.B. in Form von Natriumchlorid) wiederum ein Proton aufzunehmen. Sie sind also nur sehr schwache Base. Die Reaktion $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-$ findet so gut wie nicht statt! \Rightarrow Löst man Chlorid-Ionen in Wasser auf, ändert sich deshalb der pH-Wert nicht. Allgemein kann man sagen: **Je stärker eine Säure (HA), desto schwächer ist die dazugehörige Base (A⁻).** Man sagt auch „**Salze starker Säuren lösen sich im Wasser neutral auf.**“ Umgekehrt gilt auch, dass Salze schwacher Säuren ziemlich starke Basen sein können.

Beispiel: Essigsäure (HAc) hat als schwache Säure nur eine geringe Tendenz H⁺ an H₂O abzugeben. Trägt man HAc in Wasser ein, dann findet die Reaktion $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ nur in geringem Ausmaß statt. Löst man hingegen Acetat-Ionen in Wasser (z.B. in Form des Salzes NaAc), so neigen sie stark zur Protonenaufnahme:



Löst man Acetate in Wasser auf, so entsteht also eine alkalische Lösung! Allgemein kann man sagen: **Je schwächer die Säure (HA), desto stärker ist die dazugehörige Base (A⁻).** Man sagt auch „**Salze schwacher Säuren reagieren im Wasser alkalisch.**“

Im Umkehrschlusse gelten auch: **So reagieren die Salze schwacher Basen (z.B. NH₃) im Wasser sauer (NH₄⁺-Salze, z.B. NH₄Cl)**

b) Allgemein gilt für das korrespondierende Säure-Base-Paar HA/A⁻:

$$pK_s(\text{HA}) + pK_B(\text{A}^-) = 14$$

Beispiel 1: Salzsäure, HCl: $pK_s(\text{HCl}) = -7 \Rightarrow$ Chlorid-Ionen, Cl^- : $pK_B = 21$ (also sehr schwache Base!)

Beispiel 2: Essigsäure, HAc: $pK_s(\text{HAc}) = 4,75 \Rightarrow$ Acetat-Ionen, Ac^- : $pK_B = 9,25$ (schon etwas saurer, wenn auch immer noch schwache Säure)

Beispiel 3: Ethanol, $pK_s(\text{EtOH}) = 18$ (steht nicht im Tabellenbuch) \Rightarrow Ethanolat-Ionen, EtO^- : $pK_B = -4$ (sehr starke Base).
Löst man z.B. Natriumethanolat (NaOEt) in Wasser entstehen stark alkalische Lösungen.

3.2b pH-Werte der Salzlösungen

$pK_s(\text{HA})$	HCl $pK_s = -7$	HAc	NH_4^+			HPO_4^{2-}
$pK_B(\text{A}^-)$	Cl^- $pK_B = 21$			H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	

Die Begründung finden Sie größtenteils bei der Antwort zu Aufgabe 3.1

I) neutral II) alkalisch III) sauer

IV) alkalisch. Phosphate (PO_4^{3-} -Salze) sind die Salze der Dihydrogenphosphate. korrespondierendes Säure-Base-Paar: $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$. Da $pK_s(\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}) = 11,74$ gilt: $pK_B(\text{PO}_4^{3-}) = 2,25$. \Rightarrow relativ starke Basen.

V) leicht alkalisch bis neutral. Es handelt sich um Salze der Säure H_3PO_4 ($pK_s = 2,12$) \Rightarrow $pK_B(\text{HPO}_4^-) = 11,9$ (also sehr schwache Base). ABER H_2PO_4^- kann auch als Säure wirken (II. Protolysestufe): $pK_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,02$. Es überwiegen also die die sauren Eigenschaften \Rightarrow Lösung besitzt sauren pH.

VI) nahezu neutral (Ammonium-Ion mit $pK_s = 9,25$ und Acetat-Ion mit $pK_B = 9,25$ gleichen sich gerade aus!)

4.1

$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = c(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \frac{\beta(\text{Na}_2\text{HPO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{HPO}_4)} = \frac{1,44 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{141,959 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,010144 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Base})$$

$$c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = c(\text{KH}_2\text{PO}_4) = \frac{\beta(\text{KH}_2\text{PO}_4)}{M(\text{KH}_2\text{PO}_4)} = \frac{0,24 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{136,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0017636 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Säure})$$

$pK_s(\text{korr. Säure}) = 7,21$ (aus Tabellenbuch, 2. Protolysestufe der Phosphorsäure)

$$pH = pK_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 7,21 + \lg \frac{0,010144}{0,0017636} \approx 7,97$$

4.2a)

Die Stoffmengenkonzentration an Säure und korrespondierender Base sind nach dem Lösen gleich groß. So kürzt sich der lg-Term heraus. Der pH-Wert des Puffers entspricht dem pK_s -Wert des Puffers (reicht als Antwort aus).

Ausführung der Rechnung (eigentlich unnötig):

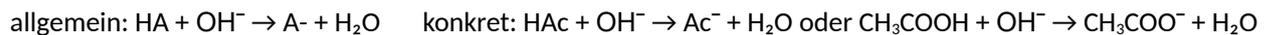
$$pH = pK_s(HAc) + \lg \frac{c(Ac^-)}{c(HAc)}$$

$$pK_s(HAc) = -\lg K_s(HAc) = -\lg(1,753 \cdot 10^{-3} \frac{mol^2}{L^2}) = 4,756$$

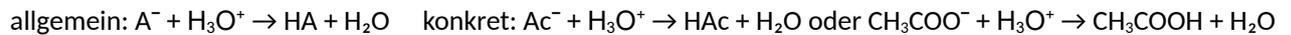
$$pH = 4,756 + \lg \frac{0,1 mol/L}{0,1 mol/L} = 4,756 + \lg 1 = 4,756 + 0 = 4,756$$

4.2b)

- Die saure Pufferkomponente, also die schwache Säure (HA) fängt die zugegebenen OH⁻-Ionen ab:



- Die basische Pufferkomponente (A⁻) fängt die zugegebenen H₃O⁺-Ionen ab:



4.3

$$pH = pK_s(NH_4^+) + \lg \frac{c(NH_3)}{c(NH_4^+)}$$

$$pK_s(NH_4^+) = 14 - pK_b(NH_3) = 14 - 4,75 = 9,25$$

$$c(NH_4Cl) = \frac{m(NH_4Cl)}{M(NH_4Cl) \cdot V(NH_4Cl)}$$

$$a) c(NH_4Cl) = \frac{10 g}{53,491 \frac{g}{mol} \cdot 0,25L} = 0,7478 \frac{mol}{L}$$

$$b) c(NH_4Cl) = \frac{30 g}{53,491 \frac{g}{mol} \cdot 0,25L} = 2,2434 \frac{mol}{L}$$

$$a) pH = 9,25 + \lg \frac{1 mol/L}{0,7478 mol/L} \approx 9,38$$

$$b) pH = 9,25 + \lg \frac{1 mol/L}{2,2434 mol/L} \approx 8,90$$

4.4

a) Zuerst stellt man eine 0,2-molare Essigsäurelösung und eine 0,2-molare Natriumacetat-Lösung her. Dann mischt man die beiden Lösungen so miteinander, dass der pH-Wert 4,5 und das benötigte Gesamtvolumen hergestellt wurde. Ist der pH-Wert z.B. noch zu sauer gibt man einfach weitere 0,2-molare Natriumacetatlösung hinzu, ist der pH-Wert zu alkalisch mischt man unter pH-Wert-Kontrolle weitere 0,2-M-Essigsäure dazu. Die Gesamtkonzentration an Acetat (in Form von Ac⁻ und HAc) wird stets 0,2-mol/L sein. Da 500 mL Gesamtvolumen hergestellt werden sollen, können z.B. 300 mL von jeder der beiden Ausgangslösungen (Essigsäurelösung, Natriumacetatlösung) hergestellt werden. Die hierfür benötigten Massen müssen Sie ausrechnen!

Hinweis: Eine Berechnung der benötigten Volumina über die Puffergleichung ist zwar mathematisch möglich, wird aber in der Praxis höchstens als Überschlagsrechnung durchgeführt, da die so berechneten Volumina von den tatsächlich benötigten Volumina abweichen können.

5.5

gestrichen

5.6

a) Wenn man 5 mL der Stammlösung pipettiert und auf 50 mL auffüllt, muss eine 25 mM-Lösung entstehen.

Die Stammlösung muss also 250 mM besitzen.

25 mM-Lösung: 5 mL Stammlsg. ad 50 mL verdünnen

50 mM-Lösung: 10 mL Stammlsg. ad 50 mL verdünnen

75 mM-Lösung: 15 mL Stammlsg. ad 50 mL verdünnen

100 mM-Lösung: 20 mL Stammlsg. ad 50 mL verdünnen

b) Es werden rechnerisch 50 mL Stammlösung benötigt. Mit Reserve können z.B. 100 mL hergestellt werden. In 100 mL Stammlösung sind 0,025 mol gelöstes enthalten, da die Stammlösung 250 mM besitzt. Das sind 0,9115 g reine HCl. Sie sind enthalten in 3,0833 g 30%iger Salzsäure. Diese Masse wird in einen 100mL-Messkolben eingewogen und bis zur Marke aufgefüllt.

5.7 Citronensäure

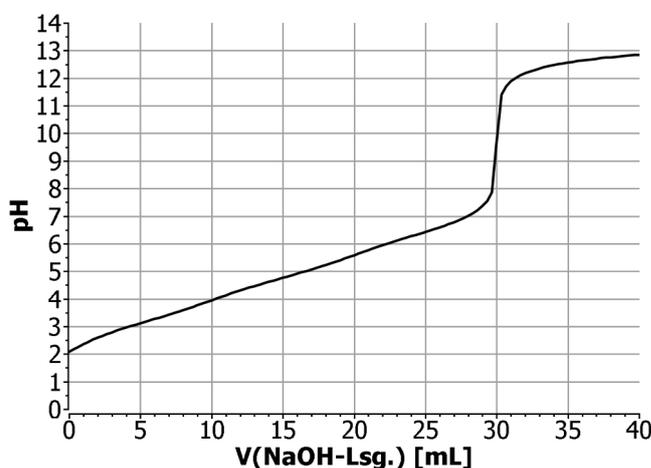
Citronensäure ist eine 3-protoniige Säure. siehe Tabellenbuch!

$pK_{S1} = 3,13$ $pK_{S2} = 4,76$ $pK_{S3} = 6,4$

Da sich die Pufferwirkung \pm ca. 1 pH-Einheit um den pK_S -Wert entfaltet, kann man schließen:

pK_S -Wert	Pufferwirkung gegeben von... bis....
3,13	2,1 4,1
4,76	3,8 5,8
6,4	5,4 7,4

Die Pufferbereiche greifen ineinander und decken den gesamten relevanten sauren bis neutralen Bereich ab. Das sieht man auch an der Titrationskurve, die nicht drei separate Sprünge zeigt. Noch bevor die 1. Deprotonierung von $CitH_3$ zu $CitH_2^-$ abgeschlossen ist, werden schon die ersten Anteile von $CitH_2^-$ zu $CitH^-$ weiter deprotoniert. Noch bevor die 2. Deprotonierung von $CitH_2^-$ zu $CitH^-$ abgeschlossen ist, werden schon die ersten Anteile von $CitH^-$ zu Cit^{3-} weiter deprotoniert:



Titration von 100 mL 0,1-M-CitH₃ mit 1-M-NaOH

5.8 Lithium-Borat-Puffer

pK_S Borsäure: 9,25. Streng genommen, ist Borsäure eine dreiprotonige Säure ($pK_{S1} = 9,25$, $pK_{S2} = 12,4$, $pK_{S3} = 13,3$: alle Werte aus *wikipedia.org*). Die Abspaltung eines zweiten und eines dritten Protons tritt aber in der Praxis nicht auf. stark

alkalische Bedingungen. Dort werden Pufferlösungen nicht benötigt, weil die pH-Werte in diesem Bereich von sich aus stabil sind. Dies gilt auch für extrem saure pH-Werte. Es gibt keine Puffer für pH = 1 oder pH = 13. Wir können also die zweite und dritte Protolysestufe getrost vergessen.

a) Ein Borsäure/Borat-Puffer wirkt also von ca. pH = 8,3 – 10,3.

b) 100 mmol Borsäure in ein größeres Becherglas bringen (z.B. 6,183 g reine feste Borsäure oder 100 mL 1-M-Borsäurelösung oder 61,83 g 10%ige Borsäurelösung o.ä.) und etwas Wasser dazugeben, so dass das Volumen z.B. 800 mL beträgt (damit nachher nicht so extrem verdünnt werden muss). Jetzt gibt man unter Rühren mit einem pH-Meter so lange LiOH(-Lsg.) dazu, bis der gewünschte pH-Wert des Puffers (z.B. pH = 9,5) erreicht ist. Am Ende füllt man mit H₂O bis 1000 mL auf.

Anmerkung [nicht relevant für die Klassenarbeit]: In der Praxis geht man häufig so vor, dass man LiOH vorlegt und Borsäure dazugibt, also gerade umgekehrt. Hintergrund ist, dass die reine Borsäure in Wasser schlecht wasserlöslich ist. Sie löst sich hingegen leicht in der basischen Umgebung des LiOH. Man weiß zwar nicht ganz genau, wie viel H₃BO₃ man dazu geben muss bis man den Wunsch-pH gerade erreicht. Das hängt auch von den anderen Bestandteilen der Lösung ab. Man kann das nur grob vorberechnen. In der Praxis ist es aber auch nicht wichtig, dass der Puffer exakt 100 mM besitzt. Wenn man die notwendig gewesene Masse Borsäure gemessen und notiert hat, dann kann man berechnen welche Konzentration der Puffer hat und entsprechend mit Wasser verdünnen.

5.9

einwertig: Salzsäure, Salpetersäure, Chlorsäure, Essigsäure

mehrwertig: Schwefelsäure, Phosphorsäure, Citronensäure

5.10

z.B. $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} \approx 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. $\text{pOH} = 14 - 2,5 = 11,5 \Rightarrow c(\text{OH}^-) \approx 10^{-11,5} \approx 3,162 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

(alternativ: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ M}^2 \Rightarrow c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ M}^2 / c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 10^{-14} \text{ M}^2 / 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M} \approx 3,162 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$)

5.11

FALSCH sind: b) und d)

5.12

Säureanhydride sind wasserfreie Formen, die in Wasser eingebracht Säuren ergeben. Typischerweise sind es Nichtmetall-Oxide. Löst man Nichtmetalloxide in Wasser entstehen Säuren. Man kommt zum Säureanhydrid, indem man von der Säure formal 1 H₂O abzieht. (z.B. H₂SO₄ - H₂O = SO₃ ⇒ SO₃ ist das Säureanhydrid von Schwefelsäure)

Säure	Säureanhydrid	Säureanhydride werden hergestellt, indem man aus der Säure wasser entzieht (z.B. mit hygroskopischen Substanzen). Nur Sauerstoffsäuren besitzen Säureanhydride. So gibt es bei HCl z.B. kein Sauerstoffsäure
H ₂ SO ₄	SO ₃	
H ₂ SO ₃	SO ₂	
H ₂ CO ₃	CO ₂	
HCOOH (Ameisensäure)	CO	
HNO ₃	(nach Verdoppelung: H ₂ N ₂ O ₆ , kann man auch hier H ₂ O abziehen ⇒ N ₂ O ₅)	

5.13

gestrichen

5.14

- So wie alle Nichtmetalloxide in Wasser gelöst Säuren ergeben (siehe Antwort zu Aufgabe 6.12), ergeben Metalloxide in Wasser gelöst, Laugen. Metalloxide sind Basen, da das Oxidion (O²⁻) ist eine Base. Sie können direkt mit Säuren zum Salz umgesetzt werden (oder über vorheriges Lösen in Wasser, in dem sie NaOH ergeben)

1) Vorheriges Lösen in Wasser



2) Die entstehende NaOH kann man mit HCl zu NaCl



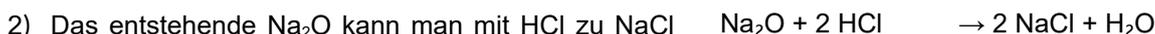
umsetzen.



ODER direkte Umsetzung des Na_2O mit HCl .

- Die zweite Zeile oben gibt auch die geforderte Reaktionsgleichung, ausgehen von NaCl an.
- Man kann Na direkt mit Cl_2 zu NaCl umsetzen ($2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$) ODER durch Zugabe zu Salzsäure-Lösung: Na ist ein extrem unedles Metall und ergibt bei der erstbesten Gelegenheit, beispielsweise wenn man es in Wasser löst, Na_2O . Dann geht es weiter wie in der Tabelle oben.

Vorgänge beim Lösen in Salzsäure:



umsetzen.



Na mit HCl .

5.15

Ampholyten sind Teilchen, die sowohl Protonen aufnehmen als auch Protonen abgeben können, und bei denen beide Eigenschaften in vergleichbarem Ausmaß ausgeprägt sind.

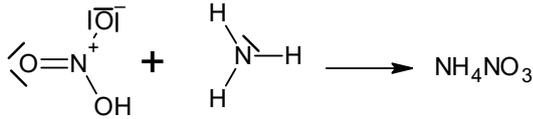
Gegenbeispiel: H_2SO_4 kann nicht nur Protonen abspalten. Es kann unter Extrembedingungen auch dazu gezwungen werden, Protonen aufzunehmen. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{SO}_4^+$. Es wird aber deshalb nicht als Ampholyt angesehen, weil die Tendenz zur Protonenabgabe viel stärker ausgeprägt ist.

korrespondierende Säure	korrespondierende Base	Bemerkungen
a) H_3O^+	H_2O	
b) Teil 1: H_3O^+	H_2O	H_2O ist ein Ampholyt. Dieses amphotere Teilchen kann also als Säure oder auch als Base reagieren.
Teil 2: H_2O	OH^-	
c) H_2O	OH^-	OH^- hat eine deutlich höhere Tendenz zur Protonenaufnahme ($\text{pK}_B(\text{OH}^-) \approx 0$), als zur Protonenabgabe ($\text{pK}_S(\text{OH}^-) = 29$). Man kann also nicht wirklich von amphoteren Eigenschaften sprechen.
d) OH^-	O^{2-}	
e) H_2SO_4	HSO_4^-	
f) Teil 1: HSO_4^-	SO_4^{2-}	HSO_4^- besitzt $\text{pK}_S \approx 2,0$ und $\text{pK}_B = 17$. Es überwiegen also bei weitem die sauren Eigenschaften! Auf dem Papier kann es natürlich auch als Base reagieren. Ob man es als Ampholyt ansieht, ist auch Geschmackssache.
Teil 2: H_2SO_4	HSO_4^-	
g) Teil 1: H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	$\text{pK}_S(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \approx 7,2$ $\text{pK}_B(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \approx 11,8$ Man erkennt an diesen Zahlenwerten, dass H_2PO_4^- zwar eine höhere Neigung zur Protonenabgabe als zur Protonenaufnahme hat. Trotzdem sind beide Eigenschaften in ähnlicher Größenordnung vorhanden, und man kann von einem typischen Ampholyten sprechen. Löst man Natriumdihydrogenphosphat in Wasser, so reagiert die Lösung leicht sauer.
Teil 2: H_3PO_4	H_2PO_4^-	

h) NH_4^+

NH_3

5.16



Brönsted-Säure Brönsted-Base

BRÖNSTED-Säure: Protonen-Donator, gibt also H^+ ab.

BRÖNSTED-Base: Protonen-Akzeptor, nimmt also H^+ auf.

5.17

$\Rightarrow \text{pOH} = 14 - 10,2 = 3,8$

$\Rightarrow c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

\Rightarrow Es ist **E** anzukreuzen

5.18

Merke: Dreiwertige Säuren (man sagt manchmal auch: „dreibasige Säuren“ oder „dreiprotonige Säure“) können bis zu 3 H^+ abspalten.

\Rightarrow Es ist **A** anzukreuzen.

Anmerkung1: H_3PO_4 (ortho-Phosphorsäure) ist eine dreiwertige Säure

Anmerkung2: Das heißt aber nicht, dass dreiprotonige Säuren unbedingt eine große Tendenz dazu besitzen müssen. Insbesondere jedes weitere Proton wird immer schwieriger abgespalten, die pK_s -Werte dieser Protolysestufen nimmt immer weiter zu,

5.19 Das müssen Reagenzien sein, die einen alkalischen pH-Wert erzeugen können:

\Rightarrow **A**, **D** und **F** sind anzukreuzen.

Anmerkung: Alle Metallhydroxide ergeben, sofern sie zumindest ein wenig wasserlöslich sind, alkalische pH-Werte.

5.20

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow$ Es ist **C** anzukreuzen.

5.21 Es muss **D** angekreuzt werden.

Anmerkung: Warum ist der pH-Wert als **negativer** Logarithmus definiert? \Rightarrow Meist liegt die H_3O^+ -Konzentrationen wässriger Lösungen im Bereich 0,0 - 0,99 mol/L. Wenn man „nur“ den Logarithmus bilden würde, käme etwas Negatives heraus. Mit anderen Worten: Wenn $x < 1$ ist, dann gilt: $\lg x < 0$

Um das zu vermeiden, hat man ihn negativ definiert.

$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Natürlich muss man deshalb damit leben, dass pH-Wert rechnerisch bei Konzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 1 \text{ mol/L}$ dann rechnerisch negativ wird. Auch deshalb, werden pH-Werte nur bei dünnen Lösungen angegeben. Man sagt auch häufig folgende Redewendung: „Der pH-Wert ist nur zwischen 0 und 14 definiert.“

5.22 Es ist **C** anzukreuzen.

Dass eine wässrige Lösung durch Durchperlen von CO_2 sauer wird, sollte man auch als Laie herleiten können, wenn man an Sprudel denkt.

Die Lösung die entsteht, wenn man CO_2 in Wasser löst, heißt **Kohlensäure**. Wenn die Lösung bereits von sich aus alkalisch ist, dann wird sie durch das Durchperlen von CO_2 **abgestumpft**, d.h. der pH-Wert wird saurer in Richtung Neutralpunkt.

Eines der größten Probleme der Menschheit ist die Übersäuerung der Meere durch den steigenden CO_2 -Gehalt in der Atmosphäre. Das CO_2 wird nämlich zunehmen auch durch das Meerwasser absorbiert und säuert dieses an. Korallen sterben ab. Man denke auch an das *Great Barrier Reef* vor Australien.

5.23 Die Ladungen der Metallionen ergibt sich aus der HG-Nummer des PSE. z.B. Ca^{2+} . Die Ladung der Anionen ergibt sich daraus, wie viel Protonen ausgehend von der neutralen Säure abgespalten worden ist: z.B. SO_4^{2-} oder Cl^- oder HPO_4^{2-}

A CaOH

K $\text{Ca}(\text{PO}_4)_3$

B

L NaSO_4

C

I

D

J

H $\text{K}(\text{OH})_2$

L

F $\text{Li}(\text{OH})_3$

M