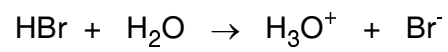
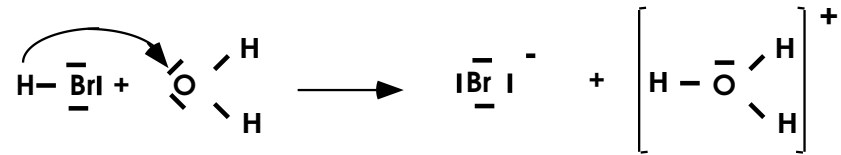
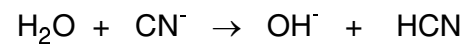


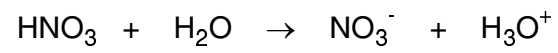
Aufgabe 1.1: HBr gibt ein Proton (= ein H⁺-Ion) an das Wasser ab.



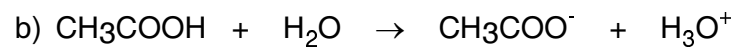
Aufgabe 1.2: Wasser gibt ein Proton an das Cyanid ab.



Aufgabe 1.3: Die Salpetersäure gibt ein Proton (= ein H^+ -Ion) an das Wasser ab.



Aufgabe 1.4: a) Essigsäure (CH_3COOH) besteht aus Molekülen und leitet deshalb nicht. Beim Hinzufügen von Wasser gibt Essigsäure ein Proton an das Wasser ab: es entstehen Ionen.



Aufgabe 1.5: a) Salpetersäure.

b) Ammoniak:	NH_3
Schwefelsäure:	H_2SO_4

Aufgabe 1.6: Hexan (C_6H_{14}) kann nicht als Base wirken. Dieses Molekül hat keine nichtbindenden Elektronenpaare.

Aufgabe 2.1: 1 Liter Wasser enthält per Definition 1000 g.

Die Molare Masse von Wasser beträgt 18 g/mol.

$$1000 \text{ g/L} / 18 \text{ g/mol} = \mathbf{55.6 \text{ mol/L}}$$

Aufgabe 2.2: $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2$

Da für jedes H_3O^+ -Teilchen auch ein OH^- -Teilchen entstehen muss folgt:

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

und somit:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Aufgabe 2.3: $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2$

aufgelöst nach $c(\text{H}_3\text{O}^+)$:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2 / c(\text{OH}^-) = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Aufgabe 2.4:	pH = 0	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-0} = 1 \text{ mol/L}$
	pH = 1	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1} = 0.1 \text{ mol/L}$
	pH = 2	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol/L}$
	pH = 3	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} = 0.001 \text{ mol/L}$
	pH = 4	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4} \text{ mol/L}$
	pH = 5	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5} \text{ mol/L}$
	pH = 6	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-6} \text{ mol/L}$
	pH = 7	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/L}$
	pH = 8	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-8} \text{ mol/L}$
	pH = 9	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-9} \text{ mol/L}$
	pH = 10	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-10} \text{ mol/L}$
	pH = 11	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-11} \text{ mol/L}$
	pH = 12	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-12} \text{ mol/L}$
	pH = 13	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-13} \text{ mol/L}$
	pH = 14	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14} \text{ mol/L}$

Aufgabe 2.5: NaOH ist ein Salz. In Wasser zerlegt es sich demzufolge in seine beiden Ionen Na^+ und OH^- .

Es gilt: $c(\text{NaOH}) = c(\text{Na}^+) = c(\text{OH}^-)$
(da pro NaOH je ein Na^+ und ein OH^- frei wird)

Mit dem Ionenprodukt

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

aufgelöst nach $c(\text{H}_3\text{O}^+)$:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2 / c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg 0.01 = -\lg 10^{-2} = 12$$

Aufgabe 2.6: • **Schutzbrille tragen!**

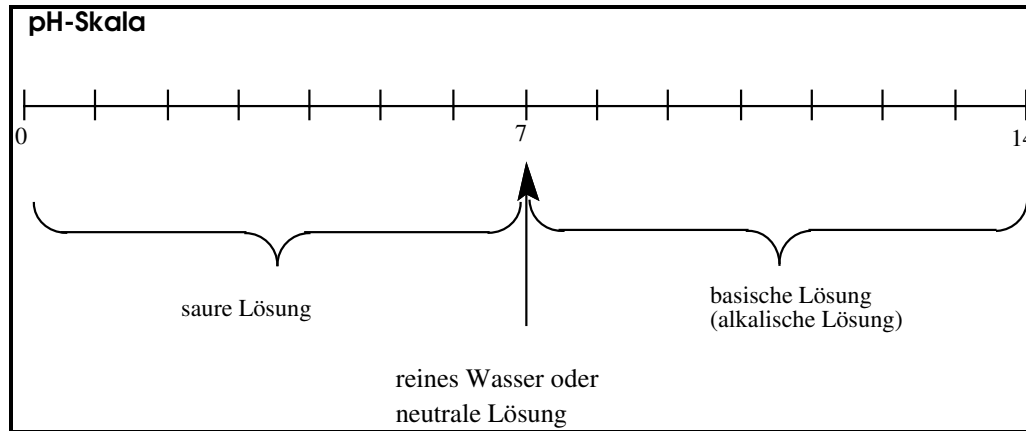
→ dies ist das Wichtigste überhaupt!!!

- Handschuhe tragen, wenn eine Flüssigkeit ätzend ist.
- Labormantel (auch zum Schutz der Kleider)

Im Falle eines Missgeschicks:

- Spritzer auf die Haut sofort mit viel Wasser abwaschen.
- Spritzer in die Augen **sofort** mit der Augendusche ausgiebig spülen.
Den Lehrer sofort informieren, dieser wird über die Notwendigkeit eines Besuchs in der Augenklinik entscheiden!

Aufgabe 2.7:



Aufgabe 2.8: Die Lösung ist stark sauer. Die Konzentration der H_3O^+ -Ionen beträgt $10^{-1} \text{ mol/L} = 0,1 \text{ mol/L}$.

$$\text{pH} = -\lg 0.1 = 1$$

Aufgabe 2.9: $\text{pH} = 12.7$

Aufgabe 2.10: $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$\text{Somit: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.7} = 2.00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Achtung:

- Einheit *mol/L* nicht vergessen!
- Das Resultat $10^{-2.7}$ darf nicht stehen gelassen werden
→ siehe Kapitel 1, Seite 4

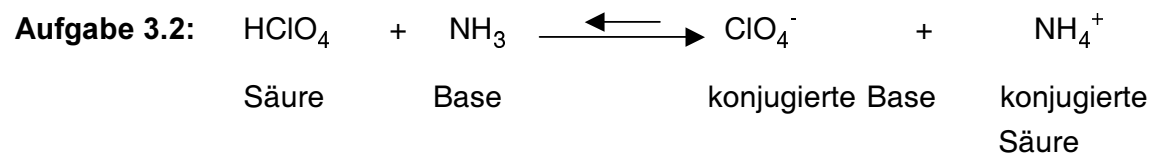
Aufgabe 2.11:

$c(\text{HCl}_{\text{aq}})$ (mol/L)	berechneter pH-Wert	$c(\text{NaOH}_{\text{aq}})$ (mol/L)	berechneter pH-Wert
0,1	1	0,1	13
0,01	2	0,01	12
0,001	3	0,001	11

Aufgabe 3.1: Die konjugierte Base von HClO_4 ist ClO_4^- , von H_3O^+ ist es H_2O .

Die konjugierte Säure von OH^- ist H_2O .

Die Säure/Base-Paare sind: $\text{HClO}_4/\text{ClO}_4^-$, $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

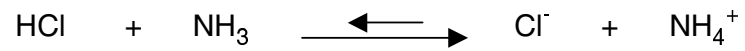


Die Säure/Base-Paare sind $\text{HClO}_4/\text{ClO}_4^-$, $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

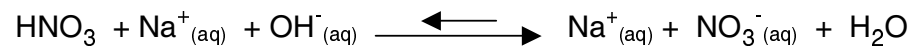
Aufgabe 3.3: Die schwächste hier aufgeführte Base ist ClO_4^- , die stärkste NH_2^- .

Aufgabe 3.4: Zuerst suchen Sie HCl und NH₃ in der Säure/Base Reihe. Die Säure HCl ist weiter oben als die Base NH₃. Es findet eine „vollständige“ Reaktion statt.

Bei der Reaktion entstehen Cl⁻ und NH₄⁺. Die Reaktionsgleichung lautet:



Aufgabe 3.5: Das Hydroxid-Ion (OH^-) wirkt gegenüber der Salpetersäure (HNO_3) als Base. Es findet folgende Reaktion statt:

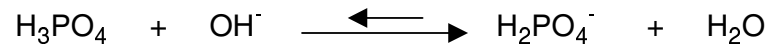


Dies ist eine Lösung von Natriumnitrat

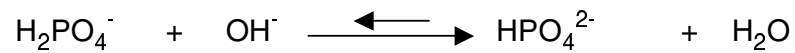
Na^+ ist Zuschauer.

Aufgabe 3.6: Na^+ nimmt an der Säure-Base-Reaktion nicht teil. Es ist „Zuschauer“ und kann in der Gleichung vernachlässigt werden.

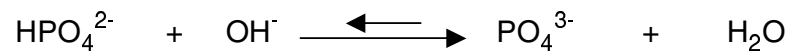
Phosphorsäure gibt gegenüber Hydroxid-Ionen (OH^-) alle drei möglichen Protonen ab. In einem ersten Schritt:



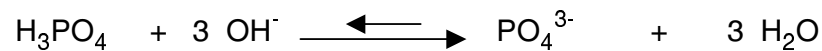
Im zweiten Schritt wirkt das H_2PO_4^- als Säure:



Im dritten Schritt wirkt auch das HPO_4^{2-} gegenüber OH^- als Säure:



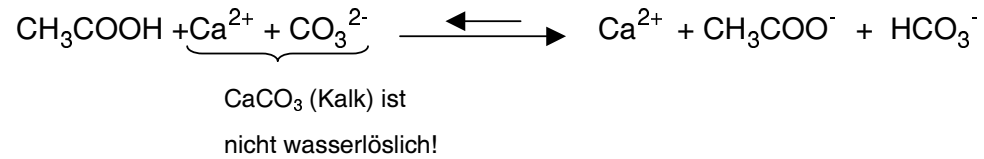
Insgesamt findet folgende Reaktion statt:



Alle Reaktionsschritte verlaufen „vollständig“.

Aufgabe 3.7:

In einem ersten Schritt gibt die Essigsäure ein Proton (H^+ -Ion) ab:



(Das Ca^{2+} -Ion ist weder Säure noch Base. Es ist bei dieser Reaktion ein "Zuschauer".)

HCO_3^- als Base kann mit einem **weiteren** CH_3COOH -Molekül reagieren:

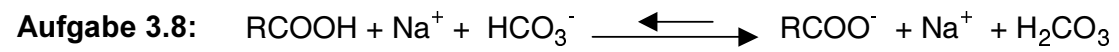


Insgesamt findet also folgende Reaktion statt:



H_2CO_3 ist nicht stabil und zerfällt, deshalb bilden sich Gasblasen:





Die Kohlensäure (H_2CO_3) zerfällt zu H_2O und CO_2 . Das CO_2 ist gasförmig und entweicht. Wir nehmen dies als Brausen wahr.

Aufgabe 3.9: a) Kohlensäure (H_2CO_3), Essigsäure (CH_3COOH), Ameisensäure (HCOOH), Salpetersäure (HNO_3), ...

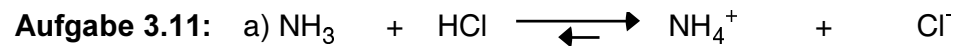
(jede Säure, die in der Säure/Base-Reihe weiter oben steht als CO_3^{2-})

b) Beispiel Kohlensäure:



Kohlensäure vermag Kalk aufzulösen! Auf diese Weise kommt bei uns der Kalk ins Wasser. Das CO_2 in der Luft bildet mit dem Regenwasser Kohlensäure. Im Wasser gelöster Kalk besteht aus Ca^{2+} und HCO_3^- -Ionen.

Aufgabe 3.10: Dieser Text wird mit dem Kapiteltest zusammen eingezogen und benotet. Wichtig ist dabei vor allem, dass der Text selbständig formuliert und nicht abgeschrieben oder kopiert wurde.



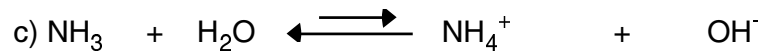
Base Säure konjugierte Säure konjugierte Base

Die zugegebene Säure ist wesentlich stärker als die konjugierte. Das Gleichgewicht liegt stark rechts.



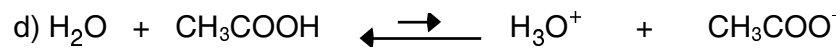
Säure Base konjugierte Base konjugierte Säure

Die konjugierte Säure ist deutlich stärker als die zugegebene. Das Gleichgewicht liegt stark links.



Base Säure konjugierte Säure konjugierte Base

Die konjugierte Säure ist stärker als die zugegebene. Das Gleichgewicht liegt links.

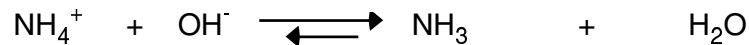


Base Säure konjugierte Säure konjugierte Base

Die konjugierte Säure ist stärker als die zugegebene. Das Gleichgewicht liegt links.

Aufgabe 3.12: a) Ammoniumnitrat enthält NH_4^+ - und NO_3^- -Ionen, Kaliumhydroxid K^+ - und OH^- -Ionen. Die Lösung enthält vor allem H_2O -Moleküle.

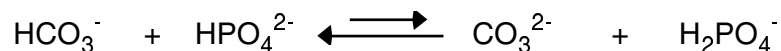
Als Säuren können wirken: NH_4^+ und H_2O , wovon NH_4^+ die stärkere ist. Als Basen können wirken: NO_3^- , H_2O und OH^- , wovon OH^- die stärkste ist. Es findet folgende (Haupt)reaktion statt:



Säure Base konjugierte Base konjugierte Säure

Die zugegebene Base ist stärker als die konjugierte. Das Gleichgewicht liegt rechts.

b) Folgende Teilchen sind vorhanden: K^+ , HPO_4^{2-} , Mg^{2+} , HCO_3^- und H_2O . Als Säuren können wirken: HCO_3^- , HPO_4^{2-} und H_2O , wovon HCO_3^- die stärkste ist. Als Basen können wirken: HCO_3^- , HPO_4^{2-} und H_2O , wovon HPO_4^{2-} die stärkste ist. Folgende (Haupt)reaktion läuft ab:



Säure Base konjugierte Base konjugierte Säure

Die konjugierte Säure ist etwas stärker als die zugegebene. Das Gleichgewicht liegt leicht links.

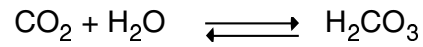
Aufgabe 3.13: Man müsste eine stärkere Base als Ammoniak zugeben, z.B. OH^- in Form einer Natriumhydroxid-Lösung (NaOH aq):



Säure Base konjugierte Base konjugierte Säure

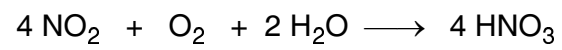
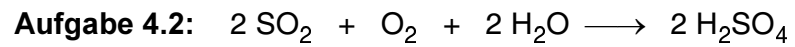
Die zuzugebende Base wird so gewählt, dass sie stärker als die konjugierte Base ist. Somit liegt das Gleichgewicht wie gewünscht rechts. $K \gg 1$.

Aufgabe 4.1: a) Das in der Atmosphäre natürlich vorkommende Kohlendioxid macht die Niederschläge leicht sauer.



b) Siehe Grafik auf Seite 36.

c) Luftschadstoffe werden mit dem Wind transportiert wandeln sich erst später mit Feuchtigkeit zu sauren Niederschlägen um. Deshalb sind auch Orte weit weg vom Verkehr davon betroffen.



Aufgabe 4.3: NO_x: ca. 20%
SO₂: ca. 70%

Aufgabe 4.4: Es ist nicht sinnvoll, Bodenproben im Stammbereich zu nehmen. Durch den Stammabfluss ist dieser Bereich sehr sauer. Er ist nicht typisch für den Waldboden.

Aufgabe 4.5: Ein Katalysator vermag den Stickoxid-Ausstoss auf weniger als einen Siebtel zu reduzieren. (Faktor 7.2)

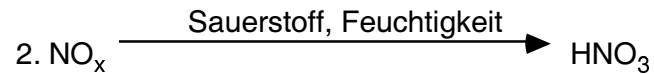
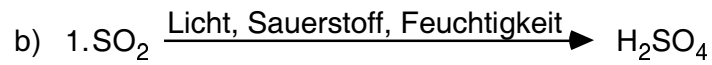
Aufgabe 4.6: Grenzwert für SO_2 : $100 \mu\text{g}/\text{m}^3$ (24-h-Mittelwert; darf höchstens einmal pro Jahr überschritten werden.) Der Jahresdurchschnitt sollte $30 \mu\text{g}/\text{m}^3$ nicht übersteigen.

Grenzwert für NO_2 : $80 \mu\text{g}/\text{m}^3$ (24-h-Mittelwert; darf höchstens einmal pro Jahr überschritten werden.) Der Jahresdurchschnitt sollte $30 \mu\text{g}/\text{m}^3$ nicht übersteigen.

Die Tageswerte ändern.

Aufgabe 4.7: Individuelle Antworten: Im Prinzip Vermindern von Abgasen beim Verkehr und Reduktion des Brennstoffverbrauchs.

Aufgabe 4.8: a) Schwefeldioxid SO_2 , Stickoxide NO_x



(siehe auch Aufgabe 4.2)

c) Von den Abgasen aus dem Verkehr, aus der Verbrennung von Brennstoffen (Öl, Kohle, Holz)

Die Luftschadstoffe SO_2 und NO_x wandeln sich bei Anwesenheit von Feuchtigkeit und Licht in der Atmosphäre in saure Niederschläge um. Der Wind transportiert dabei sowohl die Schadstoffgase selber als auch die Wolken, so dass der Regen in weiten Gebieten sauer ist.

Aufgabe 4.9: Luftschadstoffe werden hauptsächlich von Kaminen und Auspuffen ausgestossen. Dies nennt man Emission. Nach dem Ausstoss vermischen sich die Luftschadstoffe mit der Luft. Sie werden verdünnt und je nach Windverhältnissen mehr oder weniger weit befördert. Auf dem Weg können sie auch chemisch umgewandelt werden. Dies nennt man Transmission. Danach lagern sich die Luftschadstoffe aus der Atmosphäre wieder ab. Die Luftschadstoffe wirken dabei auf Menschen, Tiere, Pflanzen, den Boden und auch auf Gebäude ein. Diese Ablagerung nennt man Immission.

Aufgabe 4.10: Da beim Nebel weniger Feuchtigkeit zur Verfügung steht als beim Regen, sind Nebeltröpfchen wesentlich saurer als Regentropfen. Die Konzentration der Schadstoffe ist grösser. Der saure Nebel schädigt die Blätter, Nadeln und Rinde.

Aufgabe 4.11: Die sauren Niederschläge schädigen Nadeln, Blätter und Rinde sowie die Wurzeln. Sie schädigen damit den Baum direkt. Sie waschen die Nährstoffe aus und setzen giftige Metallionen frei. Sie stören damit die „Ernährung“ des Baumes.

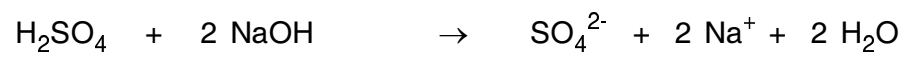
- Aufgabe 4.12:** 1) Erlass und Verschärfung von Abgas-Vorschriften für den Verkehr und zur Reduktion des Schwefelgehaltes in Treib- und Brennstoffen.
- 2) Ergreifen von Massnahmen zur Verkehrseinschränkung und zur Verminderung des Brennstoffverbrauchs.
- 3) Erlass von Vorschriften zur Abgasreinigung bei Haus- und Industriefeuerungen.

- Aufgabe 5.1:**
- a) $c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol/L} = 40,0 \text{ g/l}$
 - b) $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 1,0 \text{ mol/L} = 36,5 \text{ g/l}$
 - c) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0 \text{ mol/L} = 98,1 \text{ g/l}$

Aufgabe 5.2: Stoffmenge NaOH = $V \cdot c = 0,1 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$

Diese Lösung kann also 0,01 mol Protonen (= H^+ -Ionen) von einer Säure aufnehmen.

Aufgabe 5.3: Reaktionsgleichung:



Also: $z_S = 2$, $z_B = 1$, $V_S = 10,0 \text{ ml}$

$V_B = 8 \text{ ml}$, $c_B = 1,0 \text{ mol/L}$

c_S : gesucht

Eingesetzt in Gleichung (5.1) erhalten wir $c_S = 0,4 \text{ mol/L}$

Aufgabe 5.4: Eine bekannte Menge Säure wird mit Base versetzt, bis der pH-Wert einen Sprung macht. Der pH-Sprung wird entweder durch einen Indikator oder über eine Messung mit einem pH-Meter angezeigt. Da das Volumen der Base gemessen wird, kann aus dem Volumen und der Konzentration der basischen Lösung die unbekannte Konzentration der Säure berechnet werden.

Aufgabe 5.5: Ich fülle eine Bürette mit Salzsäure, z.B. $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 1,0 \text{ mol/L}$. Von der basischen Lösung messe ich 10,0 ml ab. Ich füge einige Tropfen eines Indikators zu. Dies kann z.B. Bromthymolblau oder Phenolphthalein sein. Dann lese ich den Flüssigkeitsstand der Bürette ab und notiere diesen. Ich lasse unter Umrühren Salzsäure in die basische Lösung fließen, bis der Indikator seine Farbe wechselt. Dann lese ich den Flüssigkeitsstand der Bürette erneut ab. Aus dem Säureverbrauch kann ich die Konzentration der OH^- -Ionen in der basischen Lösung berechnen.

Aufgabe 5.6: Reaktionsgleichung:



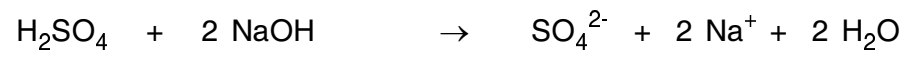
Also: $z_S = 1$, $z_B = 1$, $V_B = 10,0 \text{ ml}$

$c_S = 1,0 \text{ mol/L}$, $V_S = 12,5 \text{ ml}$

c_B : gesucht

Eingesetzt in Gleichung (5.1) erhalten wir $c_B = 1,25 \text{ mol/L}$.

Aufgabe 5.7: Reaktionsgleichung:



Also: $z_S = 2$, $z_B = 1$, $V_S = 10,0 \text{ ml}$

$c_S = 1,0 \text{ mol/L}$, $c_B = 1,0 \text{ mol/L}$,

V_B : gesucht

Eingesetzt in Gleichung (5.1) erhalten wir $V_B = 20,0 \text{ ml}$.

Aufgabe 6.1:

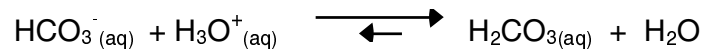


- Aufgabe 6.2:**
- a.) Das Puffergebiet liegt dort, wo die Kurve relativ flach verläuft, d.h. wo der pH-Wert bei Base- oder Säurezugabe kaum ändert.
 - b.) Da 25 ml Essigsäure 0.1 mol/L im Puffer enthalten sind, folgt, dass man unter 25ml Natronlauge der Konzentration 0.1 mol/L bleiben muss. Die Graphik zeigt denn auch, dass eine Zugabe von 20 ml noch gut abgepuffert wird.
 - c.) analog b.

Aufgabe 6.3: Kalk = CaCO_3 → ist nicht wasserlöslich!

gelöster Kalk = $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{HCO}_3^{-}_{(\text{aq})}$

Salzsäure = $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$



die gebildete Kohlensäure kann sich dann zersetzen und ausgasen:



Aufgabe 6.4: pK_S von Chlorwasserstoff: -6, pK_S der Essigsäure: 4,76,

$$K_S \text{ der Salzsäure} = 10^6$$

$$K_S \text{ der Essigsäure} = 10^{-4,76} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

Aufgabe 6.5: $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ ("Carbonatpuffer"), $\text{pK}_\text{S} = 10,4$

Möglich, aber weniger geeignet wäre auch der Ammoniakpuffer:

$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$, $\text{pK}_\text{S} = 9,21$

Dieser ist aber weniger geeignet, da Ammoniak bei 20°C gasförmig ist und aus der Lösung entweichen kann.

Aufgabe 6.6: Werden pH- und pK_S-Wert in die Puffergleichung eingesetzt, folgt:

$$5,0 = 4,7 + \lg \left[\frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \right] \quad \text{und} \quad \lg \left[\frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \right] = 0,3$$

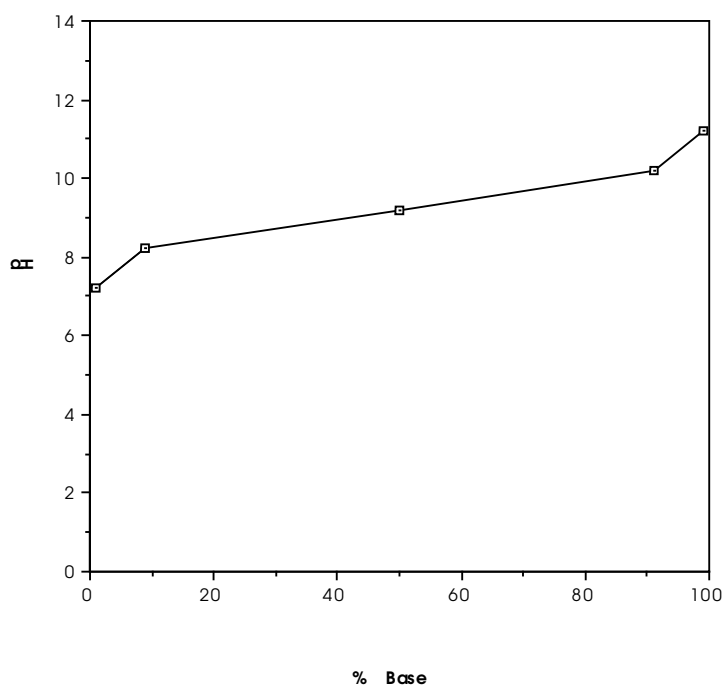
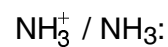
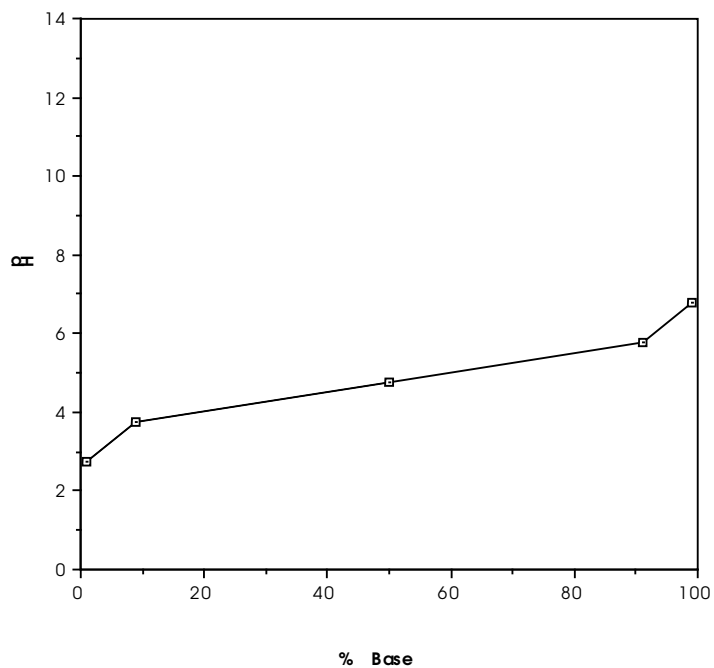
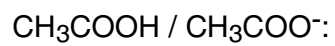
Damit resultiert für das Konzentrationsverhältnis von Acetat:Essigsäure $10^{0,3} = 2$, d.h. es werden 2 Teile Acetat und 1 Teil Essigsäure benötigt.

Mit $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) + c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2,1 \text{ mol/L}$ folgt:

1 Teil = $2,1 \text{ mol/L} : 3 = 0,7 \text{ mol/L}$ und damit für die

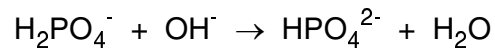
Zusammensetzung: 1,4 mol/L Acetat (z.B. CH₃COONa) und 0,7 mol Essigsäure.

Aufgabe 6.7:



Aufgabe 6.8: Der pK_S -Wert von $H_2PO_4^-$ beträgt 7,21. Für den pH-Wert vor der Laugenzugabe resultiert aus der Puffergleichung: $pH = 6,91$. (Konzentration der Pufferbase = 0,15 mol/L, Konzentration der Puffersäure = 0,3 mol/L.)

Die OH^- -Ionen der Kalilauge reagieren mit der Puffersäure:



Zugegeben werden 20 ml Kalilauge mit $c(KOH) = 1 \text{ mol/L}$, also $0,02 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,02 \text{ mol}$. Eingesetzt in die Puffergleichung folgt:

$$pH = 7,21 + \lg \left[\frac{(0,15 + 0,02)}{(0,3 - 0,02)} \right] = 6,99 \text{ und } \Delta pH = 0,08$$

- Aufgabe 6.9:** Es ist immer dann sinnvoll eine Lösung zu puffern, wenn man den pH möglichst konstant halten muss, insbesondere wenn durch einen Vorgang Säuren oder Basen freigesetzt oder hinzugefügt werden.
Diese Mengen dürfen dabei die Pufferkapazität nicht überschreiten.

Aufgabe 6.10: Das Puffergebiet ist in einer Titrationsgraphik der Teil, in dem der pH-Wert trotz Säuren- oder Basenzugabe nur langsam ändert. In der üblichen logarithmischen Darstellungsweise entspricht dies einer Geraden.

Aufgabe 6.11: Mit dem pK_S für HCO_3^- von 10,4 resultiert: $\text{pH} = 10,28$.

Aufgabe 6.12: Eingesetzt in die Puffergleichung resultiert:

$$9,0 = 9,21 + \lg \left[\frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)} \right] \quad \text{und} \quad \lg \left[\frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)} \right] = -0,21$$

Das Konzentrationsverhältnis von Ammoniak zu Ammonium beträgt somit $10^{-0,21} = 0,62$ ($\text{NH}_3:\text{NH}_4^+ = 0,62:1,0$). Mit der Gesamtkonzentration von 0,81 mol/L folgt für Ammoniak:

$$c(\text{NH}_3) = 0,62 \left[\frac{0,81 \text{ mol/l}}{1,62} \right] = 0,31 \text{ mol/l}$$

Für Ammonium (z.B. in NH_4Cl) folgt:

$$c(\text{NH}_4^+) = 1,0 \left[\frac{0,81 \text{ mol/l}}{1,62} \right] = 0,5 \text{ mol/l}$$