

Protolysegleichgewichte

1. Säuren und Basen	2	5.2. Umschlagsbereiche einiger Indikatoren	18
1.1. Definition nach BRÖNSTED (1923)	2	Folie: Indikatoren 1	19
1.2. Einige Beispiele	2	AB: Indikatoren und Pufferlösungen	20
1.3. Wichtige Säuren und Basen und ihre Salze	3	Folie: Indikatoren 2	21
1.4. Wichtiger Sulfate	3		
AB: Säuren und Basen und ihre Salze	4	6. Puffersysteme	22
AB: Überprüfung	5	6.1. Versuche	22
		6.2. Auswertung	22
2. Das Wasser-Gleichgewicht	6	6.3. Bedeutung	22
2.1. Autoprotolyse des Wassers	6	AB: Indikatoren und Puffer	23
2.2. Der pH-Wert	7		
		7. Säure-Base-Titration	24
3. Versuche zu Säuren und Basen	8	7.1. Theoretische Grundlagen	24
		7.2. Titrationskurven	24
4. Protolyse und MWG	8	7.3. Titration von Salzsäure	24
4.1. Der K_S - und der K_B -Wert	8	7.4. Titration von Essig	24
4.2. Der pK_S - und der pK_B -Wert	8	7.5. Titration von Phosphorsäure	24
AB: Säuren und Basen	9	7.6. Bestimmung des pK_S -Wertes Halbtitration	24
4.3. Säure-Base-Paare	10	7.7. Übungsaufgaben	24
4.4. Tabelle wichtiger pK_S -Werte	10	Folie: Titrationskurven	25
AB: Tabelle der pK_S -Werte / Aufgaben	11	AB: Säure-Base-Titration	26
AB: Tabelle der pK_S -Werte (alt) / Aufgaben	12	AB: Säure-Base-Titration	27
AB: Übungsaufgaben	13	AB: Übungsaufgaben	28
4.5. Berechnung von pH-Werten	14		
Folie: Berechnung des pH-Wertes	15	8. Löslichkeitsgleichgewichte	29
4.6. Übungsaufgaben	16	8.1. K_L - bzw. pK_L -Wert	29
Folie: Übungsaufgaben	17	8.2. Aktivitäten	29
		AB: Übungen	30
5. Säure-Base-Indikatoren	18		
5.1. Beispiel: Methylorange	18		

Anmerkung: es gibt kaum Quellenangaben, diese Materialien sind ausschließlich zur Nachbereitung meines Unterrichts vorgesehen, nicht für eine weitere Veröffentlichung.

Bei den Seiten mit dem Unterrichtsgang stehen links die Regieanweisungen (Symbole hoffentlich selbsterklärend) und rechts der Tafelanschrieb.

E. Protolysegleichgewichte



Brønsted, Johannes Nicolaus (1879–1947)
Prof. für Physikalische Chemie, Kopenhagen

Wdh.



Wdh.

Die Ionen im Ammoniumchlorid werden durch Ionenbindungen zusammengehalten. Innerhalb des Ammonium-Kations liegen polare Atombindungen vor.

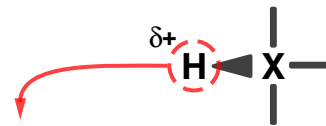


1. Säuren und Basen

1.1. Definition nach BRÖNSTED (1923)

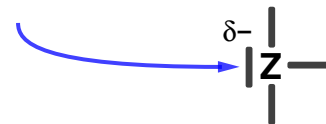
Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben können (Protonendonator, „Protonenspender“).

Diese Teilchen enthalten polar gebundene (positivierte) H-Atome.



Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptor, „Protonenräuber“).

Diese Teilchen enthalten mindestens ein freies Elektronenpaar.

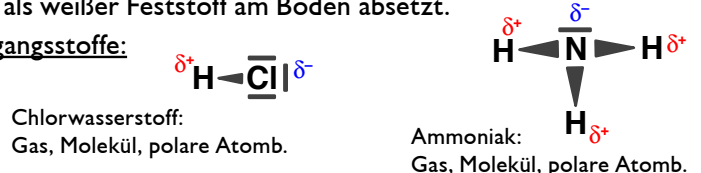


1.2. Einige Beispiele

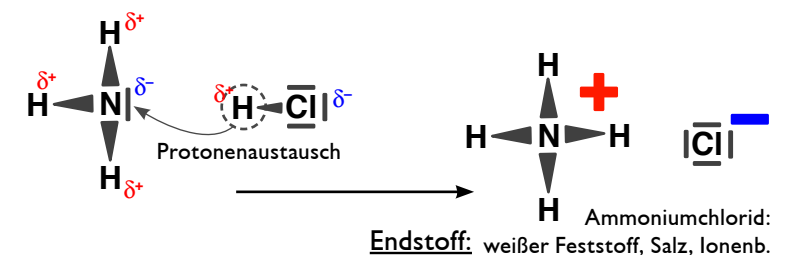
Chlorwasserstoff und Ammoniak werden miteinander zur Reaktion gebracht.

Beobachtung: Es bildet sich ein weißer Rauch, der sich nach einiger Zeit als weißer Feststoff am Boden absetzt.

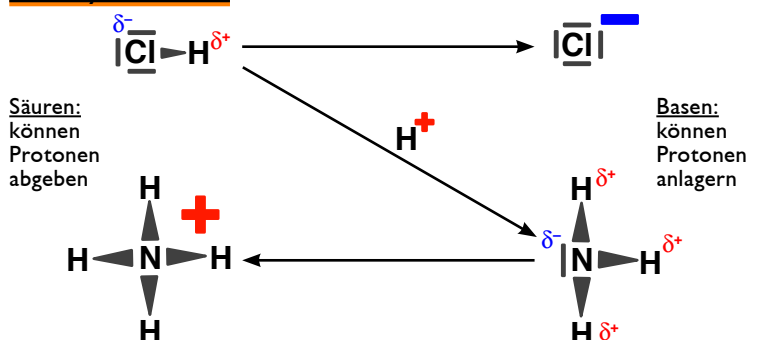
Ausgangsstoffe:



Reaktionsschema:



Protolyseschema:



Themen/Lernziele:

- Protolyseschema
- wichtige Säuren und Basen / Sulfate



bilde zu den Säuren und den Basen die entsprechenden Salze



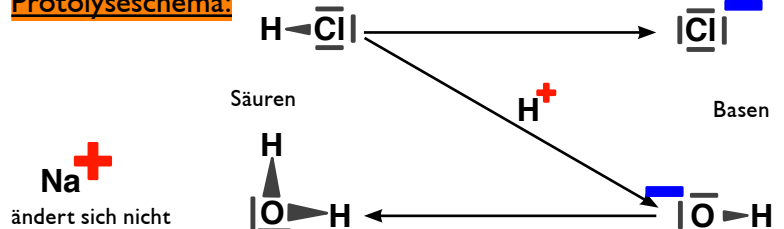
Versuch:

Natriumhydroxid und Chlorwasserstoff werden miteinander zur Reaktion gebracht.

Beobachtung:

Es entsteht ein weißer fester Stoff und Wasser

Protolyseschema:



HCl und Cl^- ist ein korrespondierendes Säure-Base-Paar. HCl ist die Säure, denn sie gibt ein Proton ab, Cl^- ist eine Base, denn sie kann ein Proton aufnehmen. Auch H_2O und OH^- ist ein korrespondierendes Säure-Base-Paar.

1.3. Wichtige Säuren und Basen und ihre Salze

Name:	Formel:	Salze:
Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure)	HCl	Chloride
Salpetersäure	HNO_3	Nitrate
Schwefelsäure	H_2SO_4	Sulfate, Hydrogensulfate
Kohlensäure	H_2CO_3	Carbonate, Hydrogencarbonate
Phosphorsäure	H_3PO_4	Phosphate, Hydrogenphosph.
Schwefelwasserstoff	H_2S	Sulfide
Essigsäure (HAc) (Ethansäure)	CH_3COOH	Acetate
Ameisensäure	HCOOH	Formiate
Oxalsäure	$(\text{COOH})_2$	Oxalate
Natronlauge (Natriumhydroxid)	NaOH	Hydroxide
Calciumoxid	CaO	Oxide
Ammoniak	NH_3	Ammonium-
Natriumamid	NaNH_2	Amide

1.4. Wichtiger Sulfate

Name:	Formel:	Salze:
Kupfersulfat	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	Bekämpfung v. Pilzkrankheiten (Obst- und Weinbau); Kunstseideherstellung
Calciumsulfat (Gips)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$	Stuckarbeiten, Tafelkreide Gipsabdrücke, Estrichgips
Bariumsulfat	BaSO_4	Röntgenkontrastmittel, Füllmaterial für Kunstdruckpapiere
Natriumsulfat (Glaubersalz)	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	} Bestand- teil von } abführend
Magnesiumsulfat (Bittersalz)	$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	
Kaliumhydrogen- sulfat	KHSO_4	WC-Reiniger

Säuren und Basen und ihre Salze

1.3. Wichtige Säuren und Basen und ihre Salze:

Name:	Formel:	Salze:
Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure)	HCl	Chloride (Cl ⁻)
Salpetersäure	HNO ₃	Nitrate (NO ₃ ⁻)
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Sulfate, Hydrogensulfate (SO ₄ ²⁻ , HSO ₄ ⁻)
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Carbonate, Hydrogencarbonate (CO ₃ ²⁻ , HCO ₃ ⁻)
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Phosphate, Hydrogenphosphate (PO ₄ ³⁻ , ..., H ₂ PO ₄ ⁻)
Schwefelwasserstoff	H ₂ S	Sulfide (S ²⁻)
Ethansäure (Essigsäure, HAc)	CH ₃ COOH	Acetate (CH ₃ COO ⁻)
Methansäure (Ameisensäure)	HCOOH	Formiate (HCOO ⁻)
Oxalsäure	(COOH) ₂	Oxalate ((COO) ₂ ²⁻)
Natronlauge (Natriumhydroxid)	NaOH	Hydroxide (OH ⁻)
Calciumoxid	CaO	Oxide (O ²⁻)
Ammoniak	NH ₃	Ammonium- (NH ₄ ⁺)
Natriumamid	NaNH ₂	Amide (NH ₂ ⁻)

1.4. Zusammensetzung und Verwendung der wichtigsten Sulfate:

Name:	Formel:	Verwendung:
Kupfersulfat	CuSO ₄ ·5 H ₂ O	Bekämpfung v. Pilzkrankheiten (Obst- und Weinbau); Kunstseideherstellung
Calciumsulfat (Gips)	CaSO ₄ ·2 H ₂ O	Stuckarbeiten, Tafelkreide Gipsabdrücke, Estrichgips
Bariumsulfat	BaSO ₄	Röntgenkontrastmittel, Füllmaterial für Kunstdruckpapiere
Natriumsulfat (Glaubersalz)	Na ₂ SO ₄ ·10 H ₂ O	} Bestandteil von Heilquellen } abführend
Magnesiumsulfat (Bittersalz)	MgSO ₄ ·7 H ₂ O	
Kaliumhydrogensulfat	KHSO ₄	WC-Reiniger

Überprüfung

Nomenklatur (Ergänze Namen bzw. Summenformeln):

Schwefelsäure	Ethansäure	Salpetersäure
X	Ammoniak	Phosphorsäure
Natronlauge	Calciumnitrat	Ammoniumsulfat
Natriumdihydrogenphosphat	Ameisensäure	Natriumcarbonat
Kohlensäure		
Na_2HPO_4	Al_2S_3	NaHSO_4
K_2SO_4	K_3PO_4	KNO_3

Markiere alle Stoffe, von denen du annimmst, dass sie sauer reagieren, mit einem Kreuz rechts. Alle Stoffe, von denen du annimmst, dass sie alkalisch reagieren, mit einem Kreuz links (Vgl. Beispielmarkierungen Schwefelsäure - Natronlauge)

Reaktionen (Bitte mit Summenformeln):

Chlorwasserstoff mit Ammoniak

Natronlauge mit Schwefelsäure

Schwefelwasserstoff mit Calciumoxid

Berechne:

Wieviel Gramm Natriumhydroxid musst du abwiegen, um 50 mL Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) herzustellen?

Wieviel Gramm reine Essigsäure enthält 1 L einer Essigsäurelösung ($c = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)?

49 g reine Schwefelsäure werden mit Wasser verdünnt u. auf genau 1 L aufgefüllt. Welche Konzentration hat die Lösung?

Themen/Lernziele:

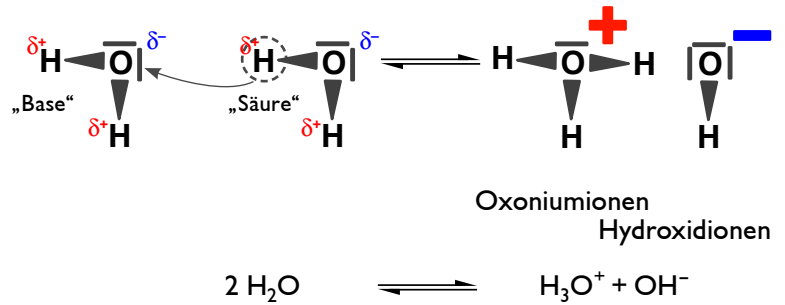
- Autoprotolyse des Wassers
- der K_W -Wert



leitet Wasser den el. Strom
Ionen ?

2. Das Wasser-Gleichgewicht

2.1. Autoprotolyse des Wassers



MWG:

$$K_{\text{eq}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} = 3,24 \cdot 10^{-18}$$

Bestimmung der Konzentration des Wassers:

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})} \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,56 \text{ mol}$$

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{55,56 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 55,56 \text{ mol/L}$$

Die Konzentration des Wassers wird als konstant angenommen:

Umformung des MWG:

$$K_{\text{eq}} \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Bei 22 °C gilt:

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

(Ionenprodukt des Wassers)

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

(in neutralem Wasser)

Je 1 mol H_3O^+ und OH^- in 10^7 L Wasser
= 10^4 m³ (Sporthalle voll H_2O)



Oxonium-Ion = Hydronium-Ion
(potentii Hydrogenii)

2.2. Der pH-Wert

Das Ionenprodukt (K_W) gilt nicht nur für neutrales Wasser, sondern auch für verdünnte wässrige Lösungen.

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ sind also voneinander abhängig; es genügt, eine der beiden Konzentrationen anzugeben (meist wird $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ angegeben).

in saurer Lösung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$
 $\implies c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol/L}$
 $\implies c(\text{OH}^-) < 10^{-7} \text{ mol/L}$

in alkalischer Lösung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$
 $\implies c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol/L}$
 $\implies c(\text{OH}^-) > 10^{-7} \text{ mol/L}$

Die Oxonium-Ionen-Konzentration ($c(\text{H}_3\text{O}^+)$) kann in wässriger Lösung Werte zwischen 10^1 und 10^{-15} mol/L annehmen.

Zur Vereinfachung wurde der pH-Wert eingeführt:

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

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ -Ionenkonzentration.

neutral: $\text{pH} = 7$

sauer: $\text{pH} < 7$

alkalisch: $\text{pH} > 7$

ebenso gilt für die Hydroxid-Ionen:

$$\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Themen/Lernziele:

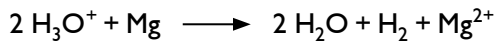
- Säuren- und Basenstärke
- Der K_S -, der K_B -, der pK_S - und der pK_B -Wert

oder:



0,1 m Salzsäure + Magnesium

0,1 m Essigsäure + Magnesium



von was hängt die Reaktionsgeschwindigkeit ab?
(von der H_3O^+ -Ionenkonzentration)



$$c(\text{H}_2\text{O}) = 55,56 \text{ mol/L}$$

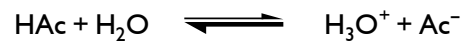
3. Versuche zu Säuren und Basen



4. Protolyse und MWG

4.1. Der K_S - und der K_B -Wert

Starke Säuren protolysieren in Wasser vollständig, mittelstarke und schwache nur in geringem Umfang.



MWG:

$$K_{\text{eq}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Die Konzentration des Wassers wird als konstant angesehen und in die Konstante K mit einbezogen:

$$K_S = K_{\text{eq}} \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

K_S ist die sogenannte **Säurekonstante**

Gleiches gilt analog für Basen:



MWG:

$$K_{\text{eq}} = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Die Konzentration des Wassers wird als konstant angesehen und in die Konstante K mit einbezogen:

$$K_B = K_{\text{eq}} \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)}$$

K_B ist die sogenannte **Basenkonstante**

4.2. Der pK_S - und der pK_B -Wert

Ähnlich wie bei der Konzentrationsangabe für die H_3O^+ -Ionen drückt man die Säure- bzw. die Basenstärke auch mit dem negativen dekadischen Logarithmus aus

der pK_S -Wert: $pK_S = -\lg K_S$

der pK_B -Wert: $pK_B = -\lg K_B$

Säuren und Basen

3.1. Messung von pH-Werten:

Mit Universalindikatorpapier werden die pH-Werte der folgenden Flüssigkeiten bestimmt::

0,1-M Salzsäure, 0,01-M Salzsäure, 0,1-M Essigsäure, destilliertes Wasser, 0,1-M Ammoniaklösung, 0,1-M Natronlauge, Speiseessig, Seifenlösung.

Beobachtung:

3.2. Verschiedene Indikatoren:

Durch Verdünnung von 1-M Salzsäure mit destilliertem Wasser stellt man:

0,1-, 0,01-, 0,001-, 0,0001-M Salzsäure her.

Diese Proben werden mit Universalindikator und weiteren Indikatoren versetzt.

Beobachtung:

3.3. Haben gleichkonzentrierte Säurelösungen den gleichen pH-Wert?

In Reagenzglasern prüft man nacheinander 0,1-M Salzsäure, 0,1-M Essigsäure und 0,1-M Ammoniumchloridlösung mit einigen Tropfen Universalindikator.

Beobachtung:

3.4. Sind alle Salzlösungen neutral?

Man löst in Bechergläsern Kochsalz, Kaliumbromid, Ammoniumchlorid, Aluminiumsulfat, Natriumcarbonat und Natriumsulfid (ätzend) in Wasser auf und bestimmt die pH-Werte dieser Lösungen mit Universalindikator.

Beobachtung:

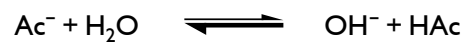
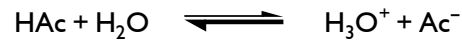
Themen/Lernziele:

- Säure-Base-Paare
- pK_S -Werte einiger Säuren



HAc und NaAc + Wasser
NH₃ und NH₄Cl + Wasser

4.3. Säure-Base-Paare



$$K_{S(\text{HAc})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$K_{B(\text{Ac}^-)} = \frac{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{Ac}^-)}$$

$$K_S \cdot K_B = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \cancel{c(\text{Ac}^-)} \cdot \cancel{c(\text{HAc})} \cdot c(\text{OH}^-)}{\cancel{c(\text{HAc})} \cdot \cancel{c(\text{Ac}^-)}}$$

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

für jedes Säure-Base-Paar gilt:

$$K_S \cdot K_B = K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$pK_S + pK_B = pK_W = 14$$

Wichtige Säure-Base-Paare (geordnet nach Stärke der Säuren und der korrespondierenden Basen in wässriger Lösung).

Je nach Literatur finden sich auch Werte, die von den oben tabellierten abweichen!



Ministerium für Kultus,
Jugend und Sport



bisher:
Lit.: Lehrbuch der Chemie
SII – Chemisches Gleichgewicht (Diesterweg 5083)

4.4. Tabelle wichtiger pK_S -Werte

Säurekonstanten bei 25° C

Säure	K_S in mol·L ⁻¹	pK_S
HI	10 ⁸	- 8
HBr	10 ⁶	- 6
HCl	10 ⁶	- 6
H ₂ SO ₄	1000	- 3
H ₃ O ⁺	54,95	- 1,74
HNO ₃	19,95	- 1,30
HSO ₄ ⁻	1,02 · 10 ⁻²	1,99
H ₂ SO ₃	1,38 · 10 ⁻²	1,86
H ₃ PO ₄	7,08 · 10 ⁻³	2,15
HNO ₂	7,08 · 10 ⁻⁴	3,15
HF	6,76 · 10 ⁻⁴	3,17
HCOOH	1,82 · 10 ⁻⁴	3,74
C ₆ H ₅ COOH	6,31 · 10 ⁻⁵	4,20
CH ₃ COOH	1,74 · 10 ⁻⁵	4,76
H ₂ CO ₃ (CO ₂ + H ₂ O)	4,47 · 10 ⁻⁷	6,35
H ₂ S	9,55 · 10 ⁻⁸	7,02
HSO ₃ ⁻	6,46 · 10 ⁻⁸	7,19
H ₂ PO ₄ ⁻	6,31 · 10 ⁻⁸	7,20
HCN	6,17 · 10 ⁻¹⁰	9,21
NH ₄ ⁺	5,75 · 10 ⁻¹⁰	9,24
C ₆ H ₅ OH	1,05 · 10 ⁻¹⁰	9,98
HCO ₃ ⁻	4,68 · 10 ⁻¹¹	10,33
HPO ₄ ²⁻	4,17 · 10 ⁻¹³	12,38
HS ⁻	1,26 · 10 ⁻¹⁴	13,90
H ₂ O	1,80 · 10 ⁻¹⁶	15,74
NH ₃	1,00 · 10 ⁻²³	23,00
OH ⁻	1,00 · 10 ⁻²⁴	24,00

Tabelle der pK_S -Werte / Aufgaben4.4. Tabelle der pK_S -Werte.
Aufgaben.

Säurekonstanten bei 25° C

Säure	K_S in mol · L ⁻¹	pK_S
HI	10 ⁸	- 8
HBr	10 ⁶	- 6
HCl	10 ⁶	- 6
H ₂ SO ₄	1000	- 3
H ₃ O ⁺	54,95	- 1,74
HNO ₃	19,95	- 1,30
HSO ₄ ⁻	1,02 · 10 ⁻²	1,99
H ₂ SO ₃	1,38 · 10 ⁻²	1,86
H ₃ PO ₄	7,08 · 10 ⁻³	2,15
HNO ₂	7,08 · 10 ⁻⁴	3,15
HF	6,76 · 10 ⁻⁴	3,17
HCOOH	1,82 · 10 ⁻⁴	3,74
C ₆ H ₅ COOH	6,31 · 10 ⁻⁵	4,20
CH ₃ COOH	1,74 · 10 ⁻⁵	4,76
H ₂ CO ₃ (CO ₂ + H ₂ O)	4,47 · 10 ⁻⁷	6,35
H ₂ S	9,55 · 10 ⁻⁸	7,02
HSO ₃ ⁻	6,46 · 10 ⁻⁸	7,19
H ₂ PO ₄ ⁻	6,31 · 10 ⁻⁸	7,20
HCN	6,17 · 10 ⁻¹⁰	9,21
NH ₄ ⁺	5,75 · 10 ⁻¹⁰	9,24
C ₆ H ₅ OH	1,05 · 10 ⁻¹⁰	9,98
HCO ₃ ⁻	4,68 · 10 ⁻¹¹	10,33
HPO ₄ ²⁻	4,17 · 10 ⁻¹³	12,38
HS ⁻	1,26 · 10 ⁻¹⁴	13,90
H ₂ O	1,80 · 10 ⁻¹⁶	15,74
NH ₃	1,00 · 10 ⁻²³	23,00
OH ⁻	1,00 · 10 ⁻²⁴	24,00

Wichtige Säure-Base-Paare (geordnet nach Stärke der Säuren in wässriger Lösung),
je nach Literatur finden sich auch Werte, die leicht von den tabellierten abweichen!

Berechnung von pH-Werten:

- für eine 0,1 molare Salzsäure $pK_S(\text{HCl}) = -6$
- für eine 0,1 molare Schweflige Säure $pK_S(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1,22$
- für eine 0,1 molare Essigsäure $pK_S(\text{HAc}) = 4,75$

allg. Reaktionsschema: Säure + H₂O \rightleftharpoons H₃O⁺ + Säurerest-Anion⁻

allgemeines MWG: $K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Säurerest-Anion}^-)}{c(\text{Säure})}$

Tabelle der pK_S -Werte (alt) / Aufgaben4.4. Tabelle der pK_S -Werte (alt) / Aufgaben

pK_S	Säuren	Basen	pK_B
≈ -8	HI	I^\ominus	≈ 22
≈ -6	HBr	Br^\ominus	≈ 20
≈ -6 sehr stark	HCl	Cl^\ominus	≈ 20 sehr schwach
≈ -3	H_2SO_4	HSO_4^\ominus	≈ 17
-1,74	H_3O^\oplus	H_2O	15,74
-1,32	HNO_3	NO_3^\ominus	15,32
1,22	H_2SO_3	HSO_3^\ominus	12,78
1,42	$H_2C_2O_4$	$HC_2O_4^\ominus$	12,58
1,70	HSO_4^\ominus	$SO_4^{2\ominus}$	12,30
2,09	H_3PO_4	$H_2PO_4^\ominus$	11,91
2,81	$ClH_2C - COOH$	$ClH_2C - COO^\ominus$	11,19
3,28	HF	F^\ominus	10,72
3,77	HCOOH	$HCOO^\ominus$	10,23
4,75	H_3CCOOH	H_3CCOO^\ominus	9,25
6,36	H_2CO_3	HCO_3^\ominus	7,64
7,0	HSO_3^\ominus	$SO_3^{2\ominus}$	7,0
7,06	H_2S	HS^\ominus	6,94
7,22	$H_2PO_4^\ominus$	$HPO_4^{2\ominus}$	6,78
9,25	NH_4^\oplus	NH_3	4,75
10,4	HCO_3^\ominus	$CO_3^{2\ominus}$	3,6
10,64	$H_3CNH_3^\oplus$	H_3CNH_2	3,36
11,74	$HPO_4^{2\ominus}$	$PO_4^{3\ominus}$	2,26
13,1	HS^\ominus	$S^{2\ominus}$	0,9
15,74	H_2O	OH^\ominus	- 1,74
≈ 23	NH_3	NH_2^\ominus	≈ -9
≈ 24	OH^\ominus	$O^{2\ominus}$	≈ -10

Wichtige Säure-Base-Paare (geordnet nach Stärke der Säuren und der korrespondierenden Basen in wässriger Lösung), je nach Literatur finden sich auch Werte, die leicht von den oben tabellierten abweichen!

Berechnung von pH-Werten:

- für eine 0,1 molare Salzsäure $pK_S(HCl) = -6$
- für eine 0,1 molare Schweflige Säure $pK_S(H_2SO_3) = 1,22$
- für eine 0,1 molare Essigsäure $pK_S(HAc) = 4,75$

allg. Reaktionsschema: Säure + $H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + \text{Säurerest-Anion}^-$

allgemeines MWG:

$$K_S = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(\text{Säurerest-Anion}^-)}{c(\text{Säure})}$$

Übungsaufgaben

1. Ergänze die fehlenden Daten:

Name	pK _S -Wert	K _S -Wert	Formel Säure	Formel Base	K _B -Wert	pK _B -Wert
Schwefelsäure						
			HCl _(aq)			
				OH ⁻		
			HI	I ⁻		
	9,24					
		9,55·10 ⁻⁸				
						9,24
				HPO ₄ ²⁻		
			HCOOH			
Benzoessäure						

2. Berechne den pH-Wert:

2.1. 0,02 mol/l Essigsäure	2.2. 0,1 mol/L H ₂ S	2.3. 1,5 mol/L NH ₃	2.4. 0,2 mol/L HCl _(aq)
2.5. 0,02 mol/L HCl _(aq)	2.6. 0,002 mol/L HCl _(aq)	2.7. 0,0002 mol/L HCl _(aq)	2.8. 0,002 mol/L NaOH _(aq)
2.9. Mischung von: 100 mL Salzsäure (0,1 mol·L ⁻¹) / 10 mL Natronlauge (1 mol·L ⁻¹)			
2.10. Mischung von: 10 mL Salpetersäure (0,1 mol·L ⁻¹) / 40 mL Natronlauge (0,05 mol·L ⁻¹)			
2.11. Mischung von: 50 mL Natronlauge (0,1 mol·L ⁻¹) / 3 mL NH ₄ Cl-Lösung (1 mol·L ⁻¹)			
2.12. Mischung von: 50 mL Natronlauge (0,1 mol·L ⁻¹) / 8 mL NH ₄ Cl-Lösung (1 mol·L ⁻¹)			

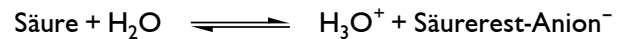
3. Vermischte Aufgaben:

3.1. Berechne die Gleichgewichtskonstante für die Reaktion von H ₂ S mit NH ₃ .
3.2. Vergleiche die Vorgänge beim Lösen von Kochsalz mit denen beim Lösen von Natriumsulfid.
3.3. Reagiert konz. Schwefelsäure mit Natriumchlorid?
3.4. Berechne den pH-Wert eines Essigsäure/Acetatpuffers, der doppelt soviel Acetat enthält wie Essigsäure.

Themen/Lernziele:

- Berechnung von pH-Werten
- Vereinfachungen

4.5. Berechnung von pH-Werten



MWG/ K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Säurerest-Anion}^-)}{c(\text{Säure})}$$

Der Teil der Säure der hydrolysiert sei x . Die Ausgangskonzentration c_0 vermindert sich also um einen zu bestimmenden Betrag x , dann beträgt die Konzentration der H_3O^+ -Ionen x , die der Säurerest $^-$ -Anionen auch x . Allgemein gilt:

$$K_S = \frac{x \text{ mol/L} \cdot x \text{ mol/L}}{c_0 - x \text{ mol/L}}$$

umformen:

$$x^2 + K_S \cdot x - K_S \cdot c_0 = 0$$

Mitternachtsformel:

$$x_{1,(2)} = \frac{-K_S \pm \sqrt{K_S^2 + 4 \cdot K_S \cdot c_0}}{2}$$

Vereinfachungen:

Starke Säuren ($\text{p}K_S < -1$) sind praktisch vollständig dissoziiert: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{Säure})$; d.h. der pH-Wert ergibt sich direkt aus der Ausgangskonzentration der Säure:

Beispiel: Für Salzsäure der Konzentration $c_0(\text{Säure}) = 0,1 \text{ mol/L}$ gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow$ das ergibt einen **pH-Wert** von 1.

Schwache Säuren ($\text{p}K_S > 4$) sind nur zu einem sehr geringen Anteil dissoziiert, die Konzentration der Säure im Gleichgewichtszustand entspricht (ziemlich genau) der Ausgangskonzentration: $c(\text{Säure}) = c_0(\text{Säure})$

d.h.:

$$K_S = \frac{x \text{ mol/L} \cdot x \text{ mol/L}}{c_0 \text{ mol/L}} \quad \text{bzw.:} \quad K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{Säure})}$$

und:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})}$$

oder:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{Säure}))$$

Beispiel: Für Essigsäure der Konzentration $c_0(\text{Säure}) = 0,1 \text{ mol/L}$ gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{(10^{-4,75} \cdot 0,1) \text{ mol/L}} \Rightarrow$ **pH-Wert** von 2,875.

Vergleich der verschiedenen Verfahren zur pH-Berechnung:

Stoff	$\text{p}K_S$ -Wert	starke Säure	genau	schwache Säure
0,1 m HCl	-6	1	1	-2,5
0,1 m H_2SO_3	1,22	1	1,27	1,11
0,1 m HAc	4,75	1	2,878	2,875

Berechnung des pH-Wertes

Eingesetzte Ausgangskonzentration der Säure $c_0 = 0,1 \text{ mol/L}$.

Der Anteil der Säure, der protolysiert ist, sei $x \text{ mol/L}$, d.h. laut Reaktionsschema ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{Säurerest-Anion}^-)$ gleich groß und beide also $x \text{ mol/L}$.

Die tatsächlich vorhandene Konzentration an undissoziierter Säure ist also nur noch: $c(\text{Säure}) = c_0 - x \text{ mol/L}$.

Setzt man diese allgemeinen Werte in das MWG ein erhält man folgenden Ausdruck:

$$K_S = \frac{x \text{ mol/L} \cdot x \text{ mol/L}}{c_0 - x \text{ mol/L}}$$

umgeformt (und ohne Einheiten) erhält man:

$$x^2 + K_S \cdot x - K_S \cdot c_0 = 0$$

und weiter (Mitternachtsformel):

$$x_{1,(2)} = \frac{-K_S \pm \sqrt{K_S^2 + 4 \cdot K_S \cdot c_0}}{2}$$

Zahlen einsetzen (zum Beispiel für HAc):

$$x_{1,(2)} = \frac{-10^{-4,75} \pm \sqrt{(10^{-4,75})^2 + 4 \cdot 10^{-4,75} \cdot 0,1}}{2}$$

und ausrechnen:

$$x = 0,0013247$$

dies ist die H_3O^+ -Konzentration (in mol/L), dann ergibt sich ein pH-Wert von:

$$\text{pH} = 2,878$$

Stoff	$\text{p}K_S$ -Wert	starke Säure	genau	schwache Säure
0,1 m HCl	-6	1	1	-2,5
0,1 m H_2SO_3	1,22	1	1,27	1,11
0,1 m HAc	4,75	1	2,878	2,875

4.6. Übungsaufgaben

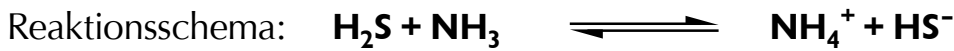
1. Reagiert Schwefelwasserstoff (H_2S) mit Ammoniak (NH_3)?
2. Welchen pH-Wert hat eine 0,001-M Kalilauge?
3. Warum reagiert konz. Schwefelsäure mit Natriumnitrat?
4. Warum kann die Säure H_2O praktisch nicht mit der Base Cl^- reagieren?
5. Vergleiche die Vorgänge beim Lösen von Kochsalz mit denen beim Lösen von Natriumsulfid!

Übungsaufgaben

1. Reagiert Schwefelwasserstoff (H_2S) mit Ammoniak (NH_3)?

Ja. H_2S steht in der pK_S -Tabelle über dem NH_4^+ , d.h. die stärkere Säure kann an die korrespondierende Base der schwächeren Säure Protonen abgeben.

Die Gleichgewichtskonstante der Reaktion lässt sich aus den K_S -Werten auch errechnen:



MWG:
$$K_{\text{eq}} = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{HS}^-)}{c(\text{H}_2\text{S}) \cdot c(\text{NH}_3)}$$

Säurekonstanten:
$$K_{\text{S}(\text{H}_2\text{S})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{HS}^-)}{c(\text{H}_2\text{S})} = 10^{-7,06}$$

$$K_{\text{S}(\text{NH}_4^+)} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)} = 10^{-9,25}$$

es gilt:
$$K_{\text{eq}} = \frac{K_{\text{S}(\text{H}_2\text{S})}}{K_{\text{S}(\text{NH}_4^+)}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{HS}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{H}_2\text{S}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{NH}_3)} = \frac{10^{-7,06}}{10^{-9,25}} = 10^{2,19} = 155$$

das Gleichgewicht liegt also auf der Seite der Endprodukte!

2. Welchen pH-Wert hat eine 0,001-M Kalilauge?

Bei einer 0,001-M Kalilauge liegen 10^{-3} mol/L OH^- -Ionen in der Lösung vor, der pOH-Wert ist also gleich 3. Der pH-Wert beträgt 11.

3. Warum reagiert konz. Schwefelsäure (H_2SO_4) mit Natriumnitrat (NaNO_3)?

Schwefelsäure ist eine stärkere Säure als Salpetersäure, also kann sie mit deren korrespondierender Base reagieren. (Berechnung analog zu Aufgabe 1. \Rightarrow Ergebnis: $K_{\text{eq}} = 48$)

4. Warum kann die Säure H_2O praktisch nicht mit der Base Cl^- reagieren?

H_2O ($\text{pK}_\text{S} = 15,74$) ist eine viel schwächere Säure als HCl ($\text{pK}_\text{S} = -6$), das Gleichgew. liegt als ganz auf Seiten von H_2O und Cl^- .

(Für die Reaktion: $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCl}$ beträgt $K_{\text{eq}} = 10^{-21,74}$).

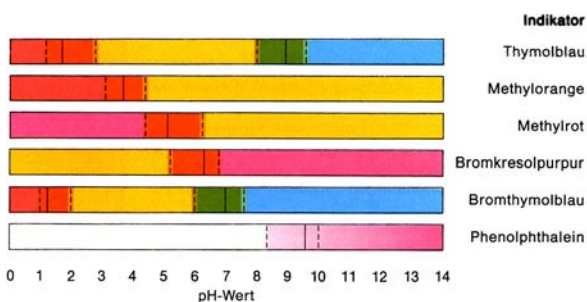
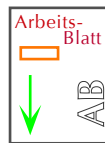
5. Vergleiche die Vorgänge beim Lösen von Kochsalz mit denen beim Lösen von Natriumsulfid!

Kochsalz: Lösung und Hydratation der Na^+ und der Cl^- -Ionen. In der Lösung liegen also $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ und $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ vor.

Natriumsulfid: Lösung und Reaktion einiger S^{2-} -Ionen mit H_2O . In der Lösung liegen $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{S}^{2-}_{(\text{aq})}$, $\text{HS}^-_{(\text{aq})}$ und $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ vor. Die Lösung reagiert schwach basisch.

Themen/Lernziele:

- Säure-Base-Indikatoren
- Umschlagsbereiche



5. Säure-Base-Indikatoren

Indikatoren sind organische Farbstoffmoleküle, die schwache Säuren (oder Basen) sind.



MWG:

$$K_{S(\text{HInd})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})}$$

Am Umschlagspunkt (Farbwechsel) liegen gleichviel HInd und Ind⁻ vor:

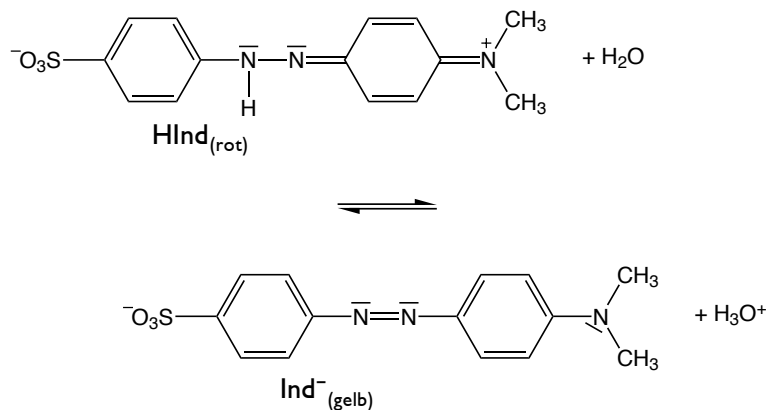
$$K_{S(\text{HInd})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \cancel{c(\text{Ind}^-)}}{\cancel{c(\text{HInd})}}$$

Die Konzentration der Oxoniumionen ist also gleich dem K_S-Wert des Indikators:

$$K_{S(\text{HInd})} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\implies \text{pH}(\text{Umschlagspunkt}) = \text{p}K_S(\text{Indikator})$$

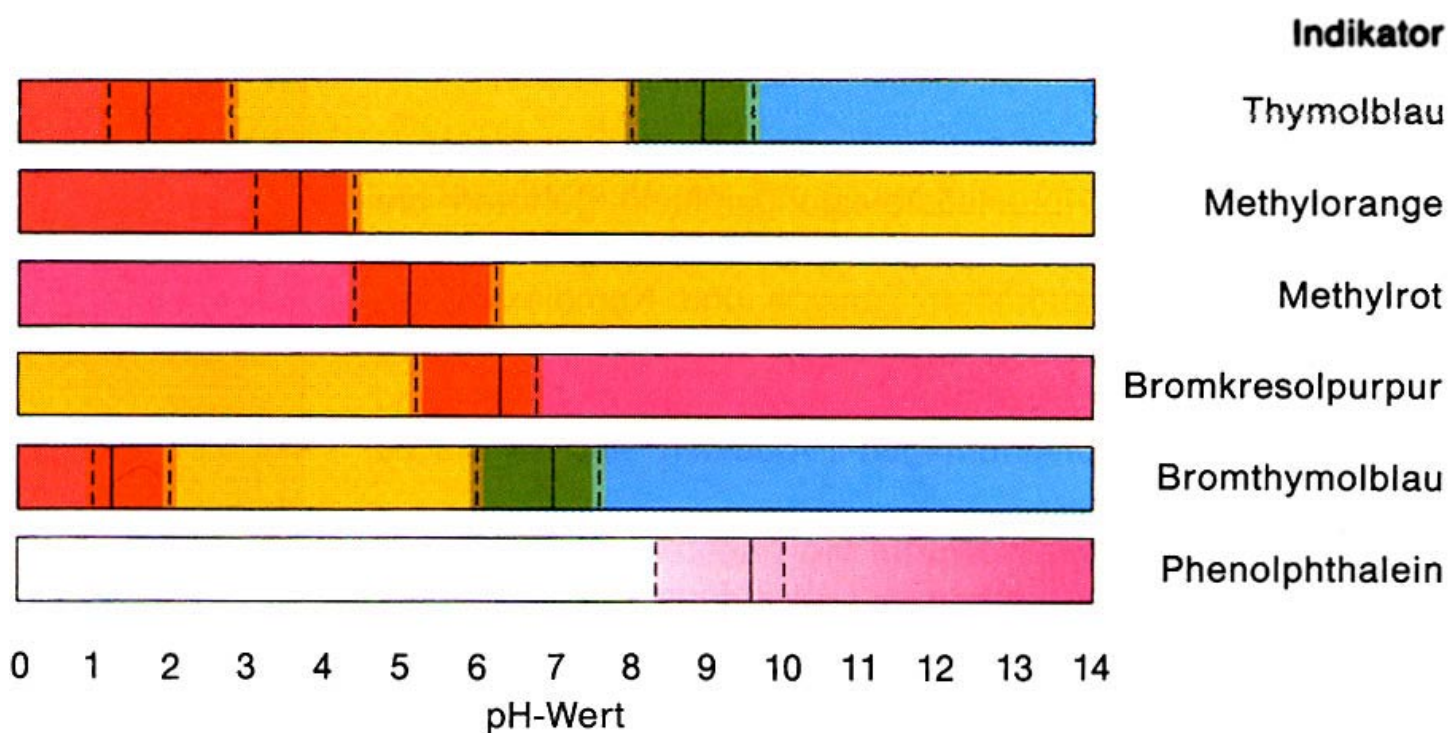
5.1. Beispiel: Methylorange



5.2. Umschlagsbereiche einiger Indikatoren

Indikator	Umschlagsbereich	Farbe	
		HInd	Ind ⁻
Methylorange	3,1-4,4	rot	gelb
Lackmus	5,0-8,0	rot	blau
Bromthymolblau	6,0-7,6	gelb	blau
Phenolphthalein	8,2-9,8	farblos	pink

Farbindikatoren	Umschlagsbereich	Farbe	
		H-Ind	Ind ^e
Methylorange	3,1–4,4	rot	gelb
Methylrot	4,4–6,2	violettrot	gelborange
Lackmus	5,0–8,0	rot	blau
Bromthymolblau	6,0–7,6	gelb	blau
Phenolrot	6,4–8,2	gelb	rot
Thymolblau	8,0–9,6	gelb	blau
Phenolphthalein	8,2–9,8	farblos	rotviolett



Lit.: Chemie heute SII (Schroedel 10630)

Universalindikator (pH 1 bis pH 13)



Indikatoren und Pufferlösungen

Zu 5. Indikatoren:

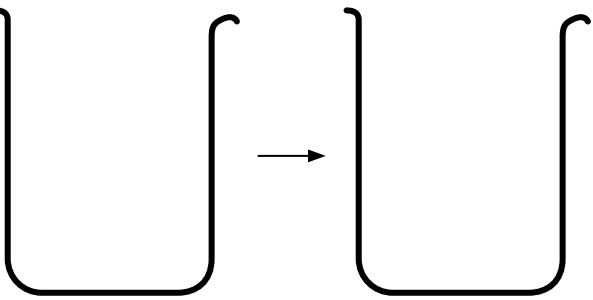
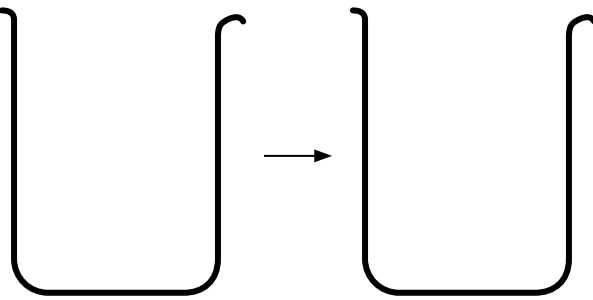
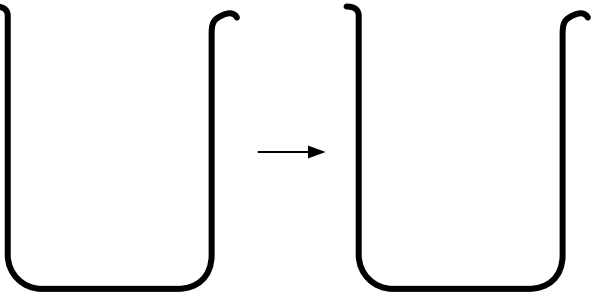
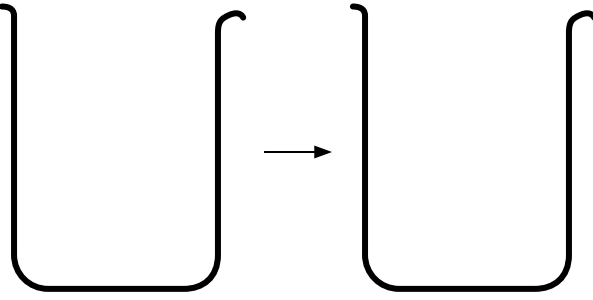
Aufgabe: Salzsäure (0,1 m), Essig (bitte mit etwas Wasser verdünnen, sonst zu starke Eigenfarbe), saurer Sprudel (kohlenensäurehaltiges Mineralwasser), (Leitungs-)Wasser, Kalkwasser ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Lösung) und Natronlauge (0,1 m) werden mit möglichst vielen Indikatoren untersucht. Bitte Ergebnisse tabellarisch (farbig) darstellen!

Zu 6. Puffersysteme:

Geräte und Chemikalien: 4 Bechergläser (100 mL), Wasser, Essigsäure, Natriumacetat, Salzsäure, Natronlauge, Universalindikator.

Vorbereitung: Stelle 100 mL einer Lösung her, die 0,1 mol Essigsäure und 0,1 mol Natriumacetat enthält. Teile die Portion in 2 x 50 mL. Fülle zwei weitere Bechergläser mit jew. 50 mL Wasser. Gib zu den zwei Lösungen und zu den zwei Portionen Wasser jew. einige Tropfen Universalindikator. Stelle jew. den pH-Wert fest.

Aufgaben: Wie reagieren die Flüssigkeiten auf die Zugabe von Salzsäure bzw. Natronlauge (bitte nur tropfenweise zugeben)?

Zugabe von Salzsäure		Zugabe von Natronlauge	
Puffer			
	pH: pH:	pH: pH:	
Wasser			
	pH: pH:	pH: pH:	

Indikatoren 2

	Salzsäure	Essig	saurer Sprudel	Wasser	Kalkwasser	Natronlauge
Universalindikator	[Red]	[Orange]	[Light Orange]	[Green]	[Dark Green]	[Dark Blue]
Bromthymolblau	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]	[Blue]	[Blue]	[Blue]
Phenolphthalein	[Colorless]	[Colorless]	[Colorless]	[Colorless]	[Pink]	[Pink]
Lackmus	[Red]	[Red]	[Red]	[Purple]	[Purple]	[Purple]
Methylrot	[Pink]	[Pink]	[Pink]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]
Methylorange	[Pink]	[Pink]	[Red]	[Yellow]	[Yellow]	[Yellow]
Neutralrot	[Dark Red]	[Dark Red]	[Dark Red]	[Dark Red]	[Orange]	[Orange]
Kongorot	[Blue]	[Blue]	[Purple]	[Orange]	[Red]	[Orange]



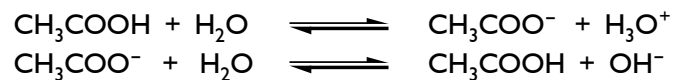
6. Puffersysteme

6.1. Versuche

- Wasser + HCl
Wasser + NaOH
- HAc/NaAc + HCl
HAc/NaAc + NaOH

bei a) starke Änderung des pH-Wertes

bei b) relativ geringe pH-Änderung



6.2. Auswertung

Lösungen von einer schwachen Säuren und ihrer korrespondierenden Base oder von einer schwachen Base und ihrer korrespondierenden Säure heißen Pufferlösungen.

Sie sind in der Lage, den pH-Wert selbst bei Zugabe kleiner Mengen an Säure oder Lauge in etwa konstant zu halten.

Bei Zufuhr von H_3O^+ -Ionen reagiert die Basenkomponente und fängt die H_3O^+ weg.

Bei Zufuhr von OH^- -Ionen reagiert die Säurekomponente und fängt die OH^- weg.

$$K_{S(\text{HAc})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_{S(\text{HAc})} \cdot \frac{c(\text{HAc})}{c(\text{Ac}^-)}$$

Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_{S(\text{HAc})} + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung

Die maximale Pufferwirkung erhält man wenn $c(\text{HAc}) = c(\text{Ac}^-)$

$$\longrightarrow \text{pH} = \text{p}K_s$$

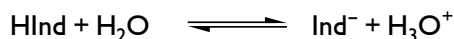
6.3. Bedeutung

Puffersysteme spielen in vielen Bereichen der Chemie und der Biologie eine wichtige Rolle: chemische Analytik (Trennung von Kationengemischen, Elektrophorese, HIV-Tests) – Regulierung von pH-Werten im Boden und im Blut (die im menschlichen Blut enthaltenen Puffer – Phosphat- u. Carbonatpuffer – halten den pH-Wert zwischen 7,3 und 7,5 konstant).

Indikatoren und Puffer

5. Säure-Base-Indikatoren

Indikatoren sind organische Farbstoffmoleküle, die schwache Säuren (oder Basen) sind.



MWG:

$$K_{S(\text{HInd})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})}$$

Am Umschlagspunkt (Farbwechsel) liegen gleichviel HInd und Ind⁻ vor:

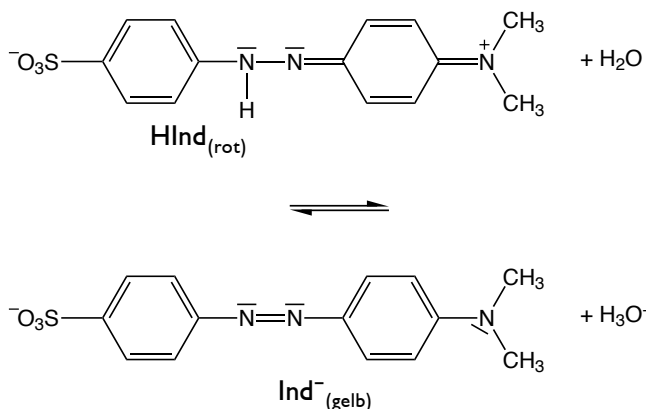
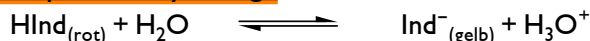
$$K_{S(\text{HInd})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})}$$

Die Konzentration der Oxoniumionen ist also gleich dem K_S-Wert des Indikators:

$$K_{S(\text{HInd})} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\implies \text{pH}(\text{Umschlagspunkt}) = \text{p}K_S(\text{Indikator})$$

5.1. Beispiel: Methylorange



5.2. Umschlagsbereiche einiger Indikatoren

Indikator	Umschlagsbereich	Farbe	
		HInd	Ind ⁻
Methylorange	3,1–4,4	rot	gelb
Lackmus	5,0–8,0	rot	blau
Bromthymolblau	6,0–7,6	gelb	blau
Phenolphthalein	8,2–9,8	farblos	pink

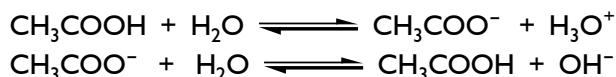
6. Puffersysteme

6.1. Versuche

- a) Wasser + HCl b) HAc/NaAc + HCl
- Wasser + NaOH HAc/NaAc + NaOH

bei a) starke Änderung des pH-Wertes

bei b) relativ geringe pH-Änderung



6.2. Auswertung

Lösungen von einer schwachen Säuren und ihrer korrespondierenden Base oder von einer schwachen Base und ihrer korrespondierenden Säure heißen Pufferlösungen. Sie sind in der Lage, den pH-Wert selbst bei Zugabe kleiner Mengen an Säure oder Lauge in etwa konstant zu halten.

Bei Zufuhr von H₃O⁺-Ionen reagiert die Basenkomponente und fängt die H₃O⁺ weg.

Bei Zufuhr von OH⁻-Ionen reagiert die Säurekomponente und fängt die OH⁻ weg.

$$K_{S(\text{HAc})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_{S(\text{HAc})} \cdot \frac{c(\text{HAc})}{c(\text{Ac}^-)}$$

Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_{S(\text{HAc})} + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung

Die maximale Pufferwirkung erhält man wenn $c(\text{HAc}) = c(\text{Ac}^-) \implies \text{pH} = \text{p}K_S$

6.3. Bedeutung

Puffersysteme spielen in vielen Bereichen der Chemie und der Biologie eine wichtige Rolle: chemische Analytik (Trennung von Kationengemischen, Elektrophorese, HIV-Tests) – Regulierung von pH-Werten im Boden und im Blut (die im menschlichen Blut enthaltenen Puffer – Phosphat- u. Carbonatpuffer – halten den pH-Wert zwischen 7,3 und 7,5 konstant).

Themen/Lernziele:

- Säure-Base-Titration
- Praktische Übungen

titre / franz.: Gehalt



Wie sieht ein Verlauf wohl aus?

Folie



Für Spezialisten:

Titration einer zweiprotonigen Säure und Identifikation über die pK_S -Werte.

Zum Beispiel: Weinsäure:

$pK_{S1} = 2,9$ und $pK_{S2} = 4,2$.



7. Säure-Base-Titration

7.1. Theoretische Grundlagen

Die Titration ist ein Verfahren zur Bestimmung der Konzentration von Lösungen.

Zu einer Säure unbekannter Konzentration gibt man soviel Lauge, bis alle H_3O^+ -Ionen verbraucht sind (am Indikatorumschlag zu erkennen).

Die Stoffmenge (Molzahl) der vorgelegten Säure muss gleich der Stoffmenge der zugegebenen Lauge sein:

$$n(\text{Säure}) = n(\text{Base}) \iff c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})$$

$$c(\text{Säure}) = \frac{c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})}{V(\text{Säure})}$$

7.2. Titrationskurven

Trägt man den pH-Wert der Lösung gegen die zugegebene Menge der Base auf, ergeben sich Titrationskurven

7.3. Titration von Salzsäure

Aufgabe: Bestimme die Konzentration einer Salzsäurelösung

7.4. Titration von Essig

Aufgabe: Bestimme die Konzentration von Essig

7.5. Titration von Phosphorsäure

Aufgabe: Zeichne die Titrationskurve von Phosphorsäure

7.6. Bestimmung des pK_S -Wertes Halbtitration

Aufgabe: Nach der Gleichung von HENDERSON-HASSELBALCH gilt:

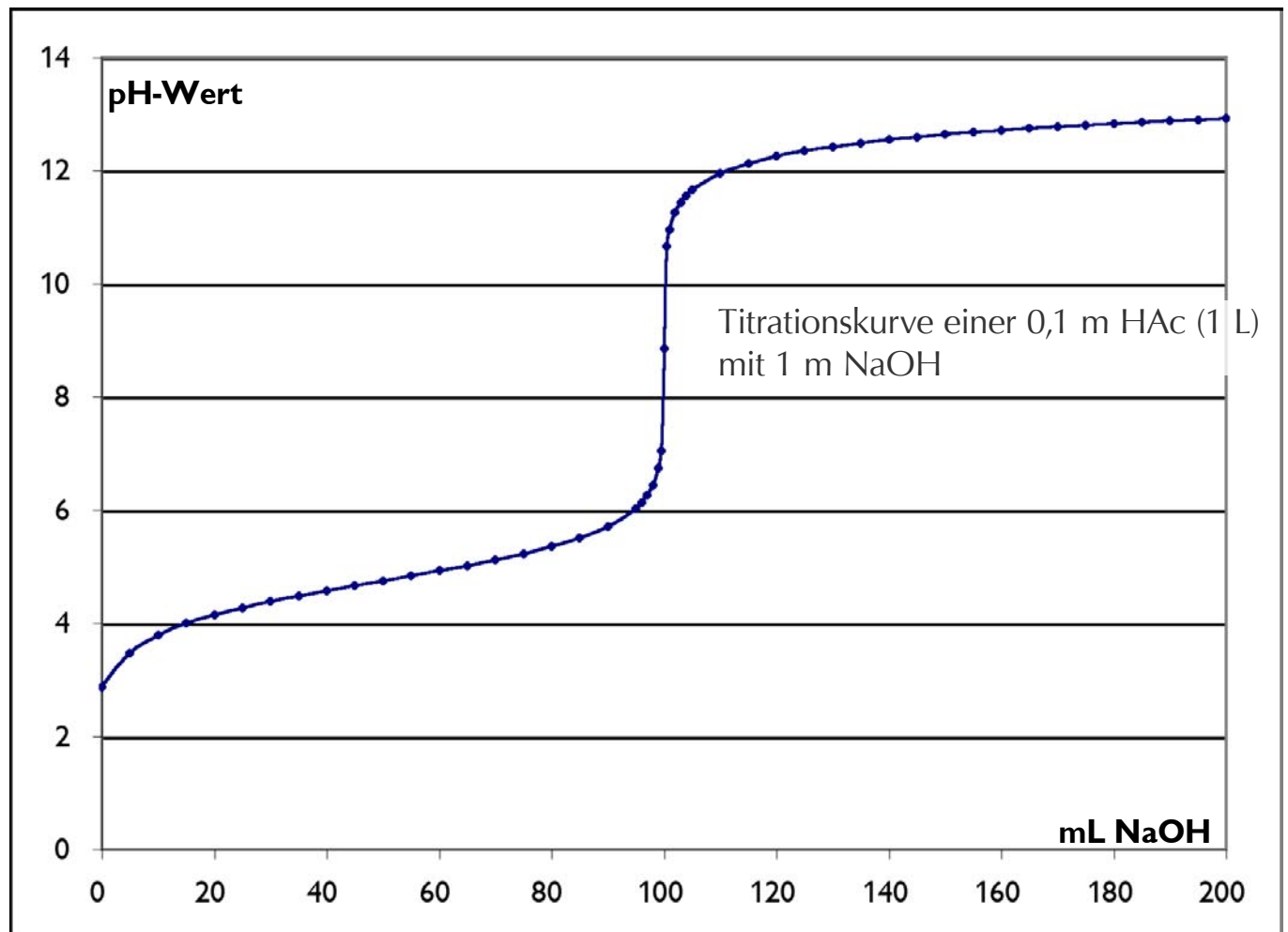
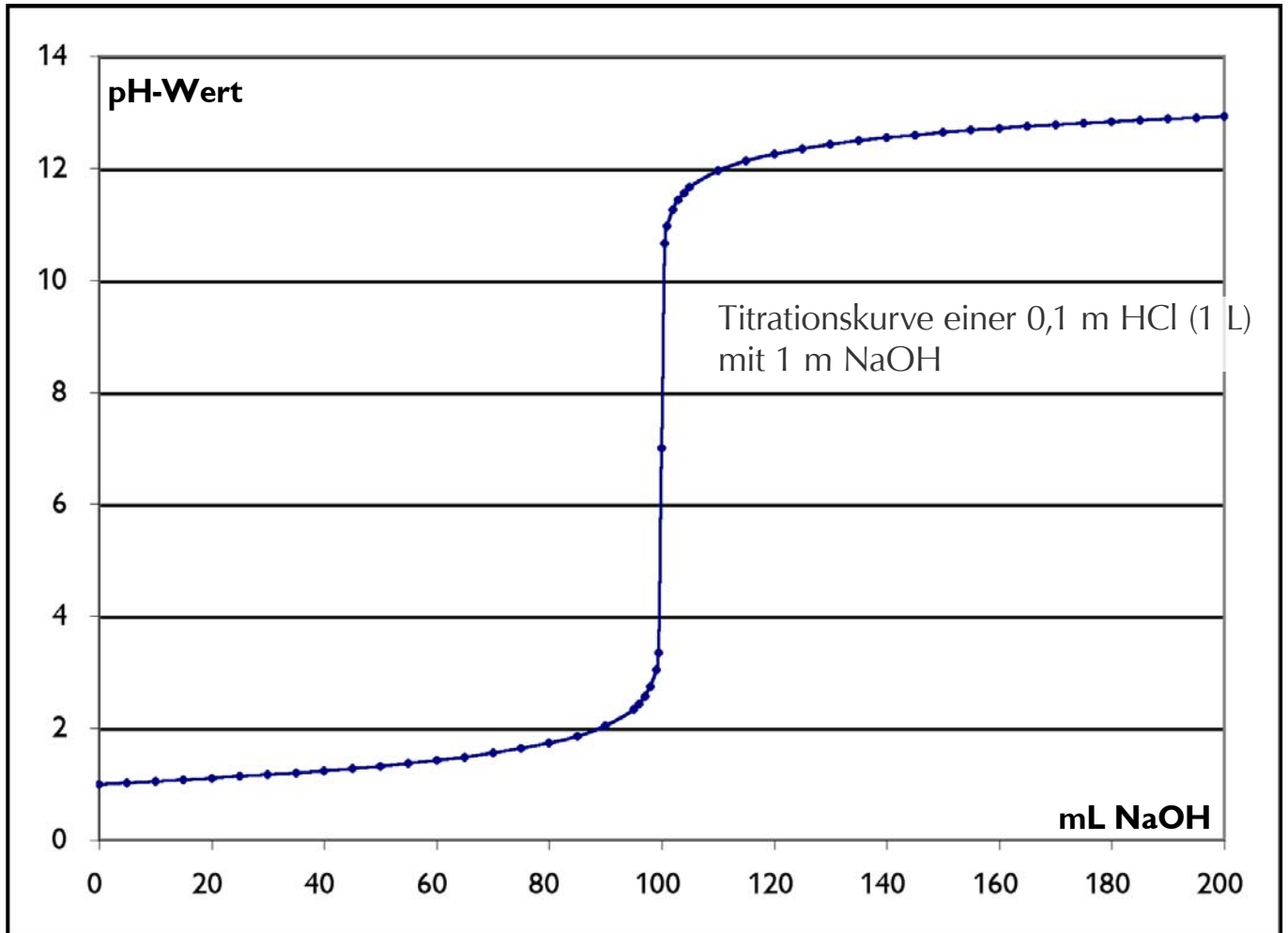
$$pH = pK_S$$

$$\text{bei } c(\text{Säure}) = c(\text{Säurerestanion}).$$

7.7. Übungsaufgaben

siehe Blatt

Titrationskurven



Säure-Base-Titration

7.3. Titration von Salzsäure (mit Indikator und pH-Meter):

Aufgabe: Bestimme die Konzentration einer Salzsäurelösung

7.4. Titration von Essig (mit Indikator und pH-Meter):

Aufgabe: Bestimme die Konzentration von Essig

7.5. Titration von Phosphorsäure (mit pH-Meter):

Aufgabe: Zeichne die Titrationskurve von Phosphorsäure

7.6. Bestimmung des pK_S -Wertes einer unbekannt Säure durch Halbtitration (mit pH-Meter):

Aufgabe: Nach der Gleichung von HENDERSON-HASSELBALCH ist $pH = pK_S$ bei $c(\text{Säure}) = c(\text{Säurerestanion})$.

Bitte überlege vor den Titrationsen, welcher Indikator sich jeweils eignet!

Säure-Base-Titration

7. Säure-Base-Titration

7.1. Theoretische Grundlagen

Die Titration ist ein Verfahren zur Bestimmung der Konzentration von Lösungen.

Zu einer Säure unbekannter Konzentration gibt man aus einer Bürette soviel Lauge, bis „alle“ H_3O^+ -Ionen verbraucht sind (am Indikatorumschlag zu erkennen).

Die Stoffmenge (Molzahl) der vorgelegten Säure muss gleich der Stoffmenge der zugegebenen Lauge sein:

$$n(\text{Säure}) = n(\text{Base}) \iff c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})$$

Umformung ergibt:

$$c(\text{Säure}) = \frac{c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})}{V(\text{Säure})}$$

7.2. Titrationskurven

Trägt man den pH-Wert der Lösung gegen die zugegebene Menge der Base auf ergeben sich Titrationskurven

Praktikumsversuche

7.3. Titration von Salzsäure (mit Indikator und pH-Meter):

Aufgabe: Bestimme die Konzentration einer Salzsäurelösung (es sollen zwei verschiedene Lösungen untersucht werden)

7.4. Titration von Essig (mit Indikator und pH-Meter):

Aufgabe: Bestimme die Konzentration von Essig (Achtung: von einer Konzentration gemessen in mol/L, wie sie nach einer Titration bestimmt wird, muss noch auf einen Prozentgehalt umgerechnet werden).

10 mL des zu untersuchenden Essigs werden mit einer Pipette entnommen und in einen Erlenmeyerkolben gegeben und mit demineralisiertem Wasser verdünnt, sodass die Eigenfarbe des Essigs nicht mehr so stark sichtbar ist. Nach Zugabe von 5–6 Tropfen Indikator wird mit einer Natronlauge-Maßlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) bis zum Farbumschlag titriert.

7.5. Titration von Phosphorsäure (mit pH-Meter):

Aufgabe: Zeichne die Titrationskurve von Phosphorsäure

7.6. Bestimmung des pK_s -Wertes einer unbekannt Säure durch Halbtitration (mit pH-Meter):

Aufgabe: Nach der Gleichung von HENDERSON-HASSELBALCH ist $\text{pH} = \text{pK}_s$ bei $c(\text{Säure}) = c(\text{Säurerestion})$.

Bitte überlege **vor** den Titrationen, welcher Indikator sich jeweils eignet!

Bitte ein Protokoll erstellen (Reaktionsgleichungen, Beobachtungen, Ergebnisse, Messkurven).

Übungsaufgaben

7.7. Übungsaufgaben

1. Eine schwache Säure HX ist in 0,1 m-Lösung zu 0,1 % dissoziiert. Wie groß ist der K_S -Wert und der pK_S -Wert? Bei welcher Konzentration ist die Säure zu 1 % dissoziiert?
2. Wie hoch ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und der pH-Wert, wie hoch ist $c(\text{OH}^-)$
 - a) in einer 0,015 m-Lösung von HCl?
 - b) in einer 0,015 m-Lösung von $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
3. Wie hoch ist der pH-Wert einer 0,25 m NH_3 -Lösung?
4. Eine 0,37 m-Lösung einer schwachen Säure HX besitzt einen pH-Wert von 3,7. Wie groß ist die Säurekonstante der Säure?
5. Ein Indikator, HInd, besitzt einen K_S -Wert von $9,0 \cdot 10^{-9}$. Die saure Farbe des Indikators ist gelb und die alkalische Farbe rot. Die gelbe Farbe ist sichtbar, wenn das Verhältnis der gelben zur roten Form 30:1 beträgt und die rote Farbe herrscht vor, wenn das Verhältnis der roten zur gelben Form 2:1 beträgt. Wie groß ist der pH-Bereich des Farbumschlags des Indikators?
6. Eine Lösung von 0,06 Mol einer schwachen Säure HX, die auf 250 ml verdünnt wird, hat einen pH-Wert von 2,89. Wie groß ist der pH-Wert der Lösung nach dem Auflösen von 0,03 Mol von festem NaX darin? Die Volumenänderung durch den Zusatz von NaX sei vernachlässigbar.
7. Eine Lösung aus 0,028 Mol einer schwachen Säure HX und 0,007 Mol von NaX, die auf 200 mL verdünnt wird, hat einen pH-Wert von 3,66. Wie groß ist der K_S -Wert von HX?
8. Eine 0,2 m-Lösung von salpetriger Säure HNO_2 (pK_S -Wert 3,35), die eine unbekannte Menge an Natriumnitrit NaNO_2 enthält, besitzt einen pH-Wert von 3,8. Wie hoch ist die Konzentration von Natriumnitrit in der Lösung?
9. Welche Konzentrationen sollten angewandt werden, um einen Essigsäure/Acetat-Puffer mit einem pH-Wert von 5,0 herzustellen?

Zusatz:

10. Wie hoch sind die Konzentrationen von H_3O^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} , und H_2SO_4 in einer 0,2 m-Lösung von Schwefelsäure?

Themen/Lernziele:

- Löslichkeitsgleichgewichte, K_L - und pK_L -Wert
- feste Stoffe in heterogenen Systemen



In eine gesättigte Bleiiodid-Lösung werden einige Tropfen einer konzentrierten Kaliumiodid-Lösung getropft.

In eine gesättigte Kaliumchlorat-Lösung werden einige Tropfen einer konzentrierten Kaliumchlorid bzw. Natriumchlorat-Lösung getropft

Tabelle mit pK_L -Werten im Buch Seite 90

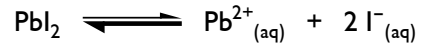
Wdh.

$K, K_{eq}, K_c, K_p, K_S, K_B, K_W, K_L$

8. Löslichkeitsgleichgewichte

8.1. K_L - bzw. pK_L -Wert

Blei(II)iodid wird in Wasser gelöst



MWG:

$$K_{eq} = \frac{c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^{-})}{c(\text{PbI}_2)}$$

Bei heterogenen Systemen bleiben feste Stoffe unberücksichtigt!!

Löslichkeitsprodukt:

$$K_L = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^{-})$$

$(K_{L(\text{PbI}_2)} = 10^{-8,1} \text{ mol}^3/\text{L}^3)$

Daraus ergibt sich der pK_L -Wert:

$$pK_L = -\lg K_L$$

$(pK_{L(\text{PbI}_2)} = 8,1)$

(nur kurz erwähnen, ohne Tafelanschrieb)

8.2. Aktivitäten

Viel experimentell bestimmten Werte scheinen den berechneten Werten zu widersprechen => Korrekturfaktor:

Aktivitätskoeffizient γ (Wert zw. 0 ... 1).

Das Produkt von c und γ heißt Aktivität a .

Übungen

Ergänze Namen, Summen- bzw. Strukturformeln:		
Name:	Summenformel:	Strukturformel:
	NH ₃	
Borsäure		
		Na ⁺ Cl ⁻
Aluminiumsulfat		
	Na ₂ CO ₃	
	H ₂ SO ₄	
Natriumacetat		
	H ₂ CO ₃	
Phosphorsäure		