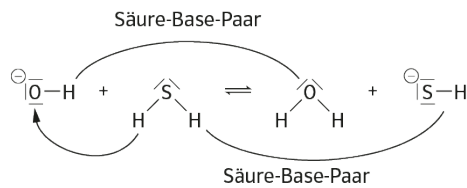
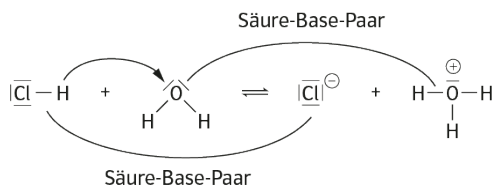


Die Säure-Base-Theorie nach Brønsted

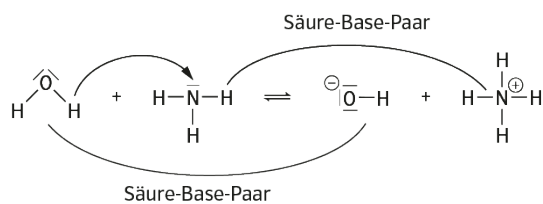
1 Protolyse zwischen OH^- und H_2S :



Protolyse zwischen HCl und H_2O :



Protolyse zwischen H_2O und NH_3 :



2		Säure	Base
	Protolyse zwischen OH^- und H_2S	H_2S	OH^-
	Protolyse zwischen HCl und H_2O	HCl	H_2O
	Protolyse zwischen H_2O und NH_3	H_2O	NH_3

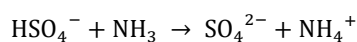
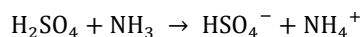
- Man erkennt, dass Wasser in einer Reaktion als Säure und in einer anderen Reaktion als Base reagiert. In einen Fall nimmt das Molekül also ein Proton auf und im anderen Fall gibt es ein Proton ab. Teilchen, die in der Lage sind, sowohl als Säure als auch als Base zu reagieren, nennt man Ampholyte.
- Teilchen, die als Brønsted-Basen reagieren können, müssen über mindestens ein freies Elektronenpaar verfügen, damit sie ein Proton binden können. Dieses Elektronenpaar bindet dann das Proton.

Paarbildung bei Säuren und Basen

- 1 Protonendonator: Säureteilchen, hat mindestens ein Proton, das abgespalten werden kann;
Protonenakzeptor: Basenteilchen, hat mindestens ein freies Elektronenpaar, um Proton aufzunehmen;
Beispiele je nach Wahl

2	Korrespondierende Säure	Stoff mit Molekülformel	Korrespondierende Base
	Oxonium-Ion H_3O^+	Wasser-Molekül H_2O	Hydroxid-Ion OH^-
	–	Chlorwasserstoff-Molekül HCl	Chlorid-Ion Cl^-
	Kohlensäure-Molekül H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion HCO_3^-	Carbonat-Ion CO_3^{2-}
	–	Phosphorsäure-Molekül H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion H_2PO_4^-
	Ammonium-Ion NH_4^+	Ammoniak-Molekül NH_3	–
	–	Essigsäure-Molekül CH_3COOH	Acetat-Ion CH_3COO^-
	–	Kohlensäure-Molekül H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion HCO_3^-
	Salpetersäure-Molekül HNO_3	Nitrat-Ion NO_3^-	–
	–	Schwefelsäure-Molekül H_2SO_4	Hydrosulfat-Ion HSO_4^-

- 3 Schwefelsäure ist eine mehrprotonige Säure.



Ganz schön ätzend

- 1 Protonendonator: Säureteilchen, hat mindestens ein Proton, das abgespalten werden kann;
Protonenakzeptor: Basenteilchen, hat mindestens ein freies Elektronenpaar, um ein Proton aufzunehmen;
Beispiele je nach Wahl
- 2 Säuren je nach Wahl: haben alle mindestens ein Proton, das als Proton abgegeben werden kann.
- 3 Methan kann kein Proton abspalten, ΔEN zu gering; Ethanol kann bei Vorliegen einer sehr starken Base ein Protonendonator sein.
- 4 individuelle Lösung. Beispiele: Milchsäure bei der Sauerkrautherstellung und bei der Herstellung von Joghurt.
Die umgangssprachlich diskutierte „Übersäuerung des Körpers“ ist klar zu trennen von der Azidose, einer Störung des Säure-Base-Haushalts, die zu einem Absinken des Blut-pH-Wertes führt. Folgen können Veränderungen bei der Atmung, beim Blutdruck und der Kraft des Herzschlags sein.
Der Auffassung von der „Übersäuerung des Körpers“ (insbesondere in der Alternativmedizin diskutiert) liegt ein Aspekt der Ernährungsphysiologie zugrunde. Dabei geht es um die Aufnahme von Säuren mit der Nahrung oder mit Getränken. Sie steht nicht in Zusammenhang mit einer Azidose.

Indikatoren – Ein besonderer Farbcode

1

pH-Werte

Natronlauge	13,5–14,0	basisch/alkalisch
Beton	12,6	
Bleichmittel	12,5	
Haushalts-Ammoniak	11,5	
Seife	9,0–10,0	
Pankreassaft (Darmsaft)	8,3	
Meerwasser	7,5–8,4	
Blut	7,4	neutral
Reines Wasser	7,0	
Mineralwasser (ohne Kohlensäure)	7,0	
Menschlicher Speichel	6,5–7,4	
Wasser (je nach Härte)	6,0–8,5	
Milch	6,5	
Mineralwasser (mit Kohlensäure)	6,0	
Regen (natürlicher Niederschlag)	5,6	
Tee (Schwarztee)	5,5	
Hautoberfläche des Menschen	5,5	
Kaffee	5,0	
Saurer Regen	5,0	
Bier	4,5–5,0	
Saure Milch	4,5	
Wein	4,0	
Orangensaft	3,5	
Apfelsaft	3,5	
Fruchtsaft der Schattenmorelle	2,7	
Essig	2,5	
Cola	2,0–3,0	
Zitronensaft	2,4	
Magensäure (nüchterner Magen)	1,0–1,5	sauer
Batteriesäure	<1	

- 2 Universalindikator → ganzes Farbspektrum, jede pH-Stufe andere Farbe / Phenolphthalein → nur farblos und rosa Farbumschlag, man kann nur eine alkalische Lösung allgemein bestimmen / Alzaringelb R → ähnlich zu Phenolphthalein, allerdings beginnt der Farbumschlag erst bei einem pH-Wert von ca. 9 im Alkalischen. Daraus folgt: Von diesen drei Indikatoren ist nur der Universalindikator zur pH-Messung geeignet. Für Titrationsen ist in vielen Fällen auch Phenolphthalein gut geeignet, um den Umschlagspunkt zu ermitteln. Ausnahmen bilden Lösungen, die am Äquivalenzpunkt nicht einen pH-Wert von etwa 7 haben.

- 3 experimentelle Hausaufgabe

Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert

1 Saure Lösungen weisen pH-Werte auf, die kleiner als 7 sind ($\text{pH} < 7$), der pH-Wert neutraler Lösungen ist 7 ($\text{pH} = 7$). Alkalische Lösungen weisen pH-Werte auf, die größer als 7 sind ($\text{pH} > 7$).

2 a) $10\,000\,000 = 10^7$; $0,0001 = 10^{-4}$

b) $10^5 \cdot 10^3 = 10^{5+3} = 10^8$, $10^6 : 10^8 = 10^{6-8} = 10^{-2}$, $4 \cdot 10^6 : (2 \cdot 10^3) = 2 \cdot 10^3$

c) $\lg 10^{-5} = -5$, $-\lg 10^{-5} = 5$, $\lg 0,001 = -3$, $\lg 3 = 0,477$

d) $\lg 10^2 = 2$, $\lg 0,5 = -0,301$, $\lg [4 \cdot 10^{-3}] = -2,398$

	pH	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l}$	$c(\text{OH}^-) = 10^{-14-\text{pH}} \text{ mol/l}$	Lösung
a)	1	10^{-1} mol/l	10^{-13} mol/l	sauer
b)	5	10^{-5} mol/l	10^{-9} mol/l	sauer
c)	9	10^{-9} mol/l	10^{-5} mol/l	alkalisch
d)	11	10^{-11} mol/l	10^{-3} mol/l	alkalisch
e)	12,5	$10^{-12,5} \text{ mol/l}$	$10^{-1,5} \text{ mol/l}$	alkalisch

	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$	Lösung
a)	1 mol/l	0	sauer
b)	10^{-3} mol/l	3	sauer
c)	10^{-7} mol/l	7	neutral
d)	0,04 mol/l	1,4	sauer
e)	$5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$	9,3	alkalisch

	$\text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\}$	$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$	Lösung
a)	2	12	alkalisch
b)	3	11	alkalisch
c)	3,5	10,5	alkalisch
d)	1,5	12,5	alkalisch
e)	11	3	sauer

6 a) $\text{pH} = 1 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1} \text{ mol/l}$
 $V = 10 \text{ ml} = 10^{-2} \text{ l}$
 $\Rightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 10^{-2} \text{ l} = 10^{-3} \text{ mol}$

Nach Verdünnen auf 1 l ist die Konzentration:

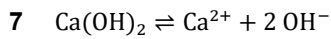
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10^{-3} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 3$$

b) $c(\text{OH}^-) = 10^{-2} \text{ mol/l}$
 $V = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ l}$
 $\Rightarrow n(\text{OH}^-) = c(\text{OH}^-) \cdot V = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 10^{-3} \text{ l} = 10^{-5} \text{ mol}$

Nach Verdünnen auf 1 l ist die Konzentration:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10^{-5} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pOH} = 5 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 5 = 9$$

c) Durch Verdünnen einer sauren Lösung mit dest. Wasser steigt der pH-Wert. Durch Verdünnen einer alkalischen Lösung mit dest. Wasser sinkt der pH-Wert. In beiden Fällen wird durch Verdünnen höchstens eine neutrale Lösung erreicht, also eine Lösung mit dem pH-Wert $\text{pH} = 7$.



$$\frac{n(\text{Ca}^{2+})}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{2}$$

$$n(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{OH}^-), \quad n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{Ca}^{2+})$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{OH}^-), \quad c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}^{2+})$$

Die Löslichkeit des Calciumhydroxids entspricht der Stoffmenge n bzw. der Konzentration c der Calcium-Ionen.

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,74 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ l}} = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}^{2+}) = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = 1,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

Mögliche Hilfe:

Zahl	Zehnerpotenz	man merkt sich	lg
100 000 000	10^8	eine Eins mit 8 Nullen	8
10	10^1	eine Eins mit 1 Null	1
1	10^0	eine Eins (mit 0 Nullen)	0
0,1	10^{-1}	eine Eins an der 1. Nachkommastelle	-1
0,000 000 01	10^{-8}	eine Eins an der 8. Nachkommastelle	-8

B2 Darstellung von Zehnerpotenzen und ihrer dekadischen Logarithmen

Saure und basische Salze

- 1 Säuren sind Protonendonatoren, geben also mindestens ein Proton an einen Reaktionspartner ab. Basen sind Protonenakzeptoren, nehmen also mindestens ein Proton von einem Reaktionspartner auf.

2

Salz	„Salz-Typ“	Reaktionsgleichung	Reaktion der Lösung
Ammoniumnitrat $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$	B	$\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ NH_4^+ : $pK_S = 9,25$ NO_3^- : $pK_B > 14$	sauer
Kaliumiodid $\text{K}^+ + \text{I}^-$	A	$\text{K}^+ + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow /$ I^- : $pK_B > 14$	neutral
Natriumhydrogensulfat $\text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$	D	$\text{Na}^+ + \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ HSO_4^- : $pK_S = 1,92$ $pK_B > 14$	sauer
Natriumphosphat $3 \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	C	$3 \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ PO_4^{3-} : $pK_B = 1,64$	alkalisch

- 3 Individuelle Lösung. Mögliche Beispiele sind:

Typ A: NaCl, KClO₄

Typ B: NH₄Cl, NH₄I

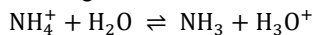
Typ C: K₂S, Li₂CO₃

Typ D: NaHS, K₂HPO₄

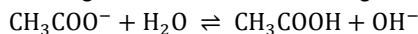
Protolysen in Salzlösungen

- 1 Die hydratisierte Li^+ -Ionen und K^+ -Ionen haben aufgrund ihrer geringen Ladungsdichte eine so geringe Säurestärke, dass man das Ausmaß der Säure-Base-Reaktion mit Wasser als vernachlässigbar klein ansehen kann. Die Chlorid- und Iodid-Ionen sind die korrespondierenden Basen der sehr starken Säuren Chlorwasserstoff bzw. Iodwasserstoff. Die Anionen sind damit sehr schwache Basen, die keine Protonen von Wasser-Molekülen aufnehmen. Das Autoprotolysegleichgewicht des Wassers wird weder durch die Kationen noch die Anionen beeinflusst. Der pH-Wert der Lösungen beträgt damit $\text{pH} = 7$.

- 2 Das Ammonium-Ion ist eine schwache Säure. Ammonium-Ionen reagieren mit Wasser-Molekülen in einer Gleichgewichtsreaktion zu Ammoniak-Molekülen und Oxonium-Ionen:



Das Acetat-Ion ist eine schwache Base. Acetat-Ionen reagieren mit Wasser-Molekülen in einer Gleichgewichtsreaktion zu Essigsäure-Molekülen und Hydroxid-Ionen:



Die Säurestärke des Ammonium-Ions entspricht der Basenstärke des Acetat-Ions:

$$K_S(\text{NH}_4^+) = K_B(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 10^{-9,25}$$

$$\text{p}K_S(\text{NH}_4^+) = \text{p}K_B(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 9,25$$

Durch die Reaktion der Ammonium-Ionen mit Wasser-Molekülen werden genauso viele Oxonium-Ionen gebildet wie Hydroxid-Ionen durch die Reaktion der Acetat-Ionen mit Wasser-Molekülen.

Der pH-Wert der Lösung beträgt damit $\text{pH} = 7$.

- 3 Wenn die Kationen sehr schwache Säuren sind, ist das Ausmaß der Säure-Base-Reaktion mit Wasser als vernachlässigbar klein anzusehen. Ob die Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist, hängt damit von der Säurestärke bzw. Basenstärke des amphoteren Anions ab. Ist die Säurestärke des amphoteren Anions größer als die Basenstärke, bildet sich beim Lösen des Salzes eine saure Lösung. Die Säurestärke des amphoteren Anions wird durch den K_S -Wert bzw. $\text{p}K_S$ -Wert erfasst. Die Basenstärke des amphoteren Anions wird durch den K_B -Wert bzw. $\text{p}K_B$ -Wert erfasst.

Ist der K_S -Wert größer als der K_B -Wert des amphoteren Anions, bildet sich beim Lösen des Salzes eine saure Lösung. Ist der $\text{p}K_S$ -Wert kleiner als der $\text{p}K_B$ -Wert, bildet sich beim Lösen des Salzes eine saure Lösung.

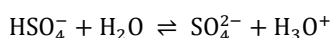
Ist die Säurestärke des amphoteren Anions kleiner als die Basenstärke, bildet sich beim Lösen des Salzes eine alkalische Lösung. Die Säurestärke des amphoteren Anions wird durch den K_S -Wert bzw. $\text{p}K_S$ -Wert erfasst. Die Basenstärke des amphoteren Anions wird durch den K_B -Wert bzw. $\text{p}K_B$ -Wert erfasst.

Ist der K_S -Wert kleiner als der K_B -Wert des amphoteren Anions, bildet sich beim Lösen des Salzes eine alkalische Lösung. Ist der $\text{p}K_S$ -Wert größer als der $\text{p}K_B$ -Wert des amphoteren Anions, bildet sich beim Lösen des Salzes eine alkalische Lösung.

Entspricht die Säurestärke des amphoteren Anions seiner Basenstärke, bildet sich beim Lösen des Salzes eine neutrale Lösung. Die Säurestärke des amphoteren Anions wird durch den K_S -Wert bzw. $\text{p}K_S$ -Wert erfasst. Die Basenstärke des amphoteren Anions wird durch den K_B -Wert bzw. $\text{p}K_B$ -Wert erfasst.

Entspricht der K_S -Wert dem K_B -Wert des amphoteren Anions, bildet sich beim Lösen des Salzes eine neutrale Lösung. Entspricht der $\text{p}K_S$ -Wert dem $\text{p}K_B$ -Wert, bildet sich beim Lösen des Salzes eine neutrale Lösung.

- 4 Lösen des Salzes: $\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$



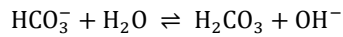
Die Säurestärke des Hydrogensulfat-Anions ist größer als seine Basenstärke.

$$K_S(\text{HSO}_4^-) = 10^{-1,92}$$

$$\text{p}K_S(\text{HSO}_4^-) = 1,92$$

Zum Hydrogensulfat-Ion wird keine Basenstärke angegeben. Das Hydrogensulfat-Ion ist die korrespondierende Base der sehr starken Schwefelsäure (H_2SO_4). Damit ist das Hydrogensulfat-Ion eine so schwache Base, dass man das Ausmaß der Säure-Base-Reaktion mit Wasser als vernachlässigbar klein ansehen kann. Beim Lösen des Natriumhydrogensulfats bildet sich eine saure Lösung.

Lösen des Salzes: $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$



Die Basenstärke des Hydrogencarbonat-Ions ist größer als die Säurestärke des Hydrogencarbonat-Ions.

$$K_B(\text{HCO}_3^-) = 10^{-7,48}; K_S(\text{HCO}_3^-) = 10^{-10,40}; K_B(\text{HCO}_3^-) > K_S(\text{HCO}_3^-)$$

$$\text{p}K_B(\text{HCO}_3^-) = 7,48; \text{p}K_S(\text{HCO}_3^-) = 10,40; \text{p}K_B(\text{HCO}_3^-) < \text{p}K_S(\text{HCO}_3^-)$$

Beim Lösen von Natriumhydrogencarbonat bildet sich eine alkalische Lösung.

- 5** Lösen des Salzes: $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$

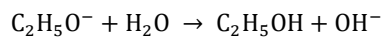
$$K_S(\text{HPO}_4^{2-}) = 10^{-12,36}; K_B(\text{HPO}_4^{2-}) = 10^{-6,80}; K_B(\text{HPO}_4^{2-}) > K_S(\text{HPO}_4^{2-})$$

$$\text{p}K_S(\text{HPO}_4^{2-}) = 12,36; \text{p}K_B(\text{HPO}_4^{2-}) = 6,80; \text{p}K_B(\text{HPO}_4^{2-}) < \text{p}K_S(\text{HPO}_4^{2-})$$

Beim Lösen des Dinatriumhydrogenphosphats entsteht eine alkalische Lösung.

- 6** Lösen des Natriumethanols: $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$

Das Ethanolat-Ion ist eine sehr starke Base. Ethanolat-Ionen reagieren also vollständig mit Wassermolekülen zu Ethanol-Molekülen und Hydroxid-Ionen:



Damit ist die Hydroxid-Ionen-Konzentration der Lösung $c(\text{OH}^-) = 10^{-3} \text{ mol/l}$.

$$\text{pH} = \text{p}K_W - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

Hinweis: Die Volumenänderung beim Lösen von 0,001 mol/l Natriumethanolat in 1 l dest. Wasser ist zu vernachlässigen. Außerdem können die Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen aus dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers vernachlässigt werden.

Säure-Base-Titration – Ermittlung unbekannter Konzentrationen

- 1 Die Ablesehilfe besteht aus einem Farbstreifen, der sich an der Innenseite der Bürette befindet. Im Bereich des oberen Randes der Flüssigkeitssäule bildet der Streifen (durch Lichtbrechung) eine Spitze. Am Ende dieser Spitze wird der Wert abgelesen.
- 2 Ein bestimmtes Volumen der Säure wird in einem Erlenmeyerkolben vorgelegt. Nun fügt man einen geeigneten Indikator hinzu und lässt aus der Bürette langsam Natronlauge zur Salzsäure tropfen, bis der Indikator seine Farbe dauerhaft ändert. Es ist darauf zu achten, dass die Lösung ständig leicht gerührt wird. Nach dem Farbumschlag des Indikators wird an der Bürette der Verbrauch an Natronlauge abgelesen.

- 3 Reaktionsgleichung: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Daraus folgt: $\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,015 \text{ l}}{0,020 \text{ l}} = 0,075 \text{ mol/l}$$

- 4 Die untere Kurve ist die Titrationskurve der Salzsäure mit Natronlauge, entsprechend handelt es sich bei der oberen Kurve um die der Essigsäure mit Natronlauge. Da es sich bei Essigsäure um eine schwache Säure handelt, protolysiert sie nur im geringeren Ausmaß als die starke Säure Chlorwasserstoff. Deshalb beginnt die Essigsäure-Kurve vor der Titration bei einem höheren pH-Wert ($\text{pH} = 2,9$) als die Salzsäure ($\text{pH} = 1$). In der Essigsäure-Lösung befinden sich weniger H_3O^+ -Ionen als in der Salzsäure.

Titration

- 1 Maßlösung: Saure oder alkalische Lösung bekannter Konzentration, die bei einer Titration eingesetzt wird.
Indikator: Stoff, der meist durch eine Farbänderung einen bestimmten pH-Wert oder einen pH-Bereich anzeigt.
Äquivalenzpunkt: Am Äquivalenzpunkt entspricht die Stoffmenge der Oxonium-Ionen der Stoffmenge der Hydroxid-Ionen.
- 2 Die Probelösung der Natronlauge hat eine Konzentration von $c = 0,125 \text{ mol/l}$.
 $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$. Eine Natronlauge der Konzentration von $c = 0,125 \text{ mol/l}$ enthält in einem Liter 5 g Natriumhydroxid. In 20 ml sind 0,1 g Natriumhydroxid enthalten.
- 3 Abbildung 2: Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 8,9$
Abbildung 3: Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 7,0$
Abbildung 4: Äquivalenzpunkt 1 bei $\text{pH} = 4,2$, Äquivalenzpunkt 2 bei $\text{pH} = 9,8$,
Äquivalenzpunkt 3 bei $\text{pH} = 12,4$
Der dritte Äquivalenzpunkt der Phosphorsäure zeigt keine sprunghafte pH-Wert-Änderung, da er oberhalb von $\text{pH} = 12$ liegt.
- 4 Säure A: Essigsäure
Die Kurve zeigt nur einen Äquivalenzpunkt, die Säure kann also nur ein Proton abgeben. Der Äquivalenzpunkt liegt im alkalischen Bereich, da dann eine alkalische Natriumacetat-Lösung vorliegt. Der pH-Wert-Sprung ist relativ klein, es handelt sich also um eine relativ schwache Säure.
Säure B: Salzsäure
Die Kurve zeigt nur einen Äquivalenzpunkt, die Säure kann also nur ein Proton abgeben. Der Äquivalenzpunkt liegt bei $\text{pH} = 7,0$. Der pH-Wert-Sprung ist relativ groß, es handelt sich also um eine relativ starke Säure.
Säure C: Phosphorsäure
Es liegen drei Äquivalenzpunkte vor, da es sich bei Phosphorsäure um eine mehrprotonige Säure handelt. Bei der Titration werden schrittweise H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} - und PO_4^{3-} -Ionen gebildet.

Auswertung von Titrationskurven

- 1 Wäre die Essigsäure eine sehr starke Säure, wäre der pH-Wert einer Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ $\text{pH} = 1$. Essigsäure ist eine schwache Säure und protolysiert unvollständig. Nur etwa 1 % einer Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ bilden Oxonium-Ionen. Für den pH-Wert gilt:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot [\text{p}K_S - \lg\{c_0(\text{HA})\}] = \frac{1}{2} \cdot [4,75 + 1] = 2,9$$

- 2 In dem Moment, wenn die Hälfte der Essigsäure-Moleküle mit OH^- -Ionen reagiert hat, gilt die Beziehung: $c(\text{Ac}^-) = c(\text{HAc})$. Die Säurekonstante errechnet sich aus folgender Beziehung:

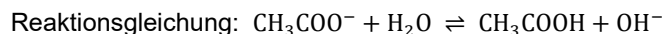
$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

In diesem Ausdruck ist der Quotient $\frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$ folglich gleich 1.

Unter dieser Bedingung gilt: $K_S = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. $\text{p}K_S = \text{pH}$.

- 3 Begründung: Bei der Reaktion der Essigsäure mit Natronlauge entstehen Wasser und Natriumacetat. Das Natriumacetat liegt gelöst vor. Eine Natriumacetat-Lösung ist alkalisch.

Berechnung:



$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{OH}^-)$$

$$K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_B - \lg c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-))$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(\text{p}K_B - \lg c_0(\text{CH}_3\text{COO}^-))$$

$$\text{p}K_B = 14 - \text{p}K_S = 14 - 4,75 = 9,25$$

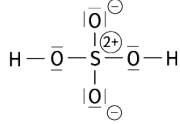
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(9,25 - \lg 0,1) = 8,88$$

Mehrprotonige Säuren

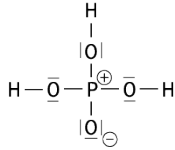
- 1 Salzsäure (HCl) → 1-protonige Säure



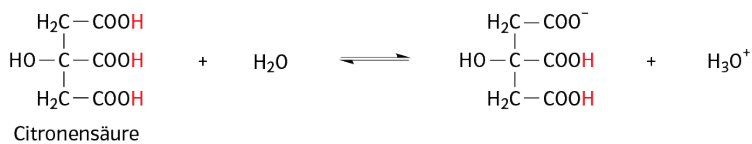
Schwefelsäure (H₂SO₄) → 2-protonige Säure



Phosphorsäure (H₃PO₄) → 3-protonige Säure



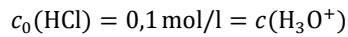
- 2 Citronensäure ist eine dreiprotonige Säure. Sie besitzt drei Carboxygruppen, die jeweils ein Proton abgeben können.



- 3 Vergleich: Titrationskurve Salzsäure: 1 Äquivalenzpunkt. Mehrprotonigen Säuren: mehrere Äquivalenzpunkte, da mehrere Protonen nacheinander abgegeben werden können.

Starke und schwache Säuren und Basen

- 1 Die Darstellung zu Titration 4 zeigt die Titrationskurve der Salzsäure mit Natronlauge. Markante Punkte sind der pH-Wert der Ausgangslösung.



$$0,1 = 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-1} = 1$$

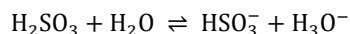
Der Äquivalenzpunkt fällt mit dem Neutralpunkt $\text{pH} = 7$ bei einer Zugabe von 10 ml Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ zusammen.

Bei der Titration der Salzsäure mit Natronlauge reagieren die H_3O^+ -Ionen als starke Säure mit den OH^- -Ionen als starke Base. Am Äquivalenzpunkt liegen neben den Wasser-Molekülen, H_3O^+ -Ionen, OH^- -Ionen, Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen vor. Die hydratisierten Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen reagieren nicht mit den Wasser-Molekülen. So liegt eine neutrale Lösung vor.

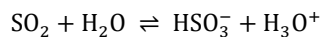
Der pH-Sprung kurz vor und kurz hinter dem Äquivalenzpunkt ist steil.

Die Darstellung zu Titration 2 zeigt die Titrationskurve der Schwefligen Säure mit Natronlauge. Es liegen zwei pH-Sprünge mit Wendepunkten bei Zugaben von 5 ml und 10 ml Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ vor.

Schweflige Säure ist eine zweiprotonige Säure:



Eigentlich liegen in der Schwefligen Säure nur sehr wenige H_2SO_3 -Moleküle vor, ein Teil des gelösten Schwefeldioxid reagiert mit dem Wasser:



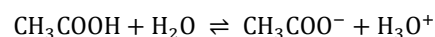
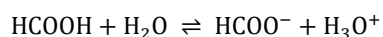
Es reagieren also im ersten Schritt im Wesentlichen die H_3O^+ -Ionen mit den OH^- -Ionen der Natronlauge.

Für die Reaktion zur zweiten Neutralisationsstufe gilt: $\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

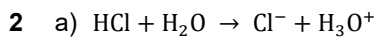
Am ersten Äquivalenzpunkt, nach der Zugabe von 5 ml Natronlauge, liegt im Wesentlichen das folgende Gleichgewicht vor: $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$.

Am zweiten Äquivalenzpunkt, nach der Zugabe von 10 ml Natronlauge, liegt im Wesentlichen das folgende Gleichgewicht vor: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$.

Vergleicht man die Darstellung zu Titration 1 und 3 miteinander, so fällt auf, dass bei Titration 1 der pH-Wert der Ausgangslösung niedriger ist als der pH-Wert der Ausgangslösung der Titration 3. Dieses spricht dafür, dass die Darstellung zu Titration 1 die Titrationskurve der Ameisensäure mit Natronlauge wiedergibt. Ameisensäure ist eine etwas stärkere Säure als Essigsäure, damit ist bei gleichen Stoffmengenkonzentrationen der pH-Wert der Ameisensäure-Lösung ein wenig kleiner. Auch der pH-Sprung im Bereich des Äquivalenzpunktes ist in der Titration 1 ein wenig größer als bei der Titration 3. Auch dieses spricht für die Titration der Ameisensäure mit Natronlauge. Der pH-Wert des Äquivalenzpunktes in Titration 3 liegt ein wenig höher im alkalischen Bereich als bei Titration 1, dieses ist ein weiterer Hinweis darauf, dass die Darstellung zu Titration 3 die Titrationskurve der Essigsäure mit Natronlauge zeigt.



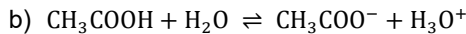
Das Acetat-Ion (Ethanoat-Ion), die korrespondierende Base der Essigsäure, ist eine etwas stärkere Base als das Formiat-Ion (Methanoat-Ion), die Base der Ameisensäure.



$$c_0(\text{HCl}) = c_0(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l}$$

$$0,01 = 10^{-2}$$

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



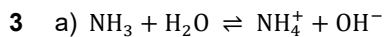
$$K_S = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Essigsäure reagiert nur in geringem Ausmaß mit Wasser, deshalb ist die Gleichgewichtskonzentration $c(\text{CH}_3\text{COOH})$ näherungsweise gleich der Ausgangskonzentration $c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$. Die Oxonium-Ionen-Konzentration aus dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers ist sehr klein und kann vernachlässigt werden, es gilt: $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$.

$$K_S \approx \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{CH}_3\text{COOH})} = \sqrt{10^{-4,75} \text{ mol/l} \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}} = 10^{-3,4} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-3,4} = 3,4$$



$$K_B = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)}$$

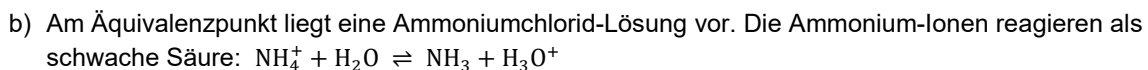
Die Gleichgewichtskonzentration $c(\text{NH}_3)$ ist näherungsweise gleich der Ausgangskonzentration $c_0(\text{NH}_3)$. Vernachlässigt man außerdem die Hydroxid-Ionen aus dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers, so gilt $c(\text{OH}^-) \approx c(\text{NH}_4^+)$.

Mit diesen Näherungen und mit Kenntnis des K_B - bzw. $\text{p}K_B$ -Werts der Base lässt sich der pOH -Wert der Basenlösung berechnen:

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{NH}_3)} = \sqrt{10^{-4,75} \text{ mol/l} \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}} = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\lg 10^{-2,9} = 2,9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,9 = 11,1$$



$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{NH}_4^+)}$$

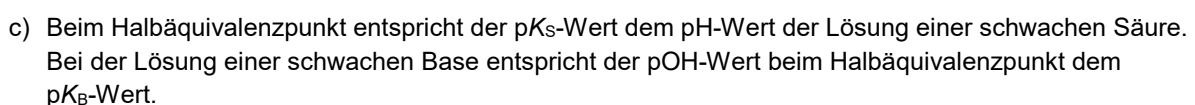
Für ein korrespondierendes Säure-Base-Paar gilt: $K_S \cdot K_B = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$

$$K_B = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{K_S} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{10^{-4,75} \text{ mol/l}} = 10^{-9,25} \text{ mol/l}$$

Vernachlässigt man die Volumenzunahme der Lösung durch das Volumen der zugegebenen Maßlösung, so entspricht die Gleichgewichtskonzentration der Ammonium-Ionen der Ausgangskonzentration der Ammoniak-Lösung.

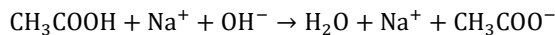
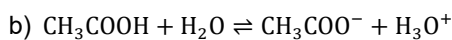
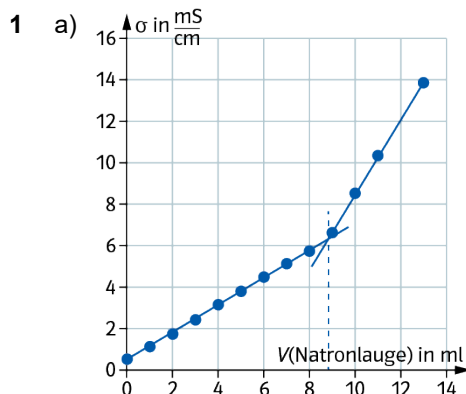
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-9,25} \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ mol/l}} = 10^{-5,12} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-5,12} = 5,12$$



$$\text{p}K_B(\text{NH}_3) = 4,75 \Rightarrow \text{pOH} = 4,75 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,75 = 9,25$$

Leitfähigkeitstiteration, ein analytisches Verfahren



Da die Essigsäure nur in geringem Ausmaß protolysiert ist, nimmt die Ionenkonzentration durch Natrium- und Acetat-Ionen während der Titration und damit auch die elektrische Leitfähigkeit der Lösung zu. Die stärkere Zunahme der Leitfähigkeit nach Überschreiten des Äquivalenzpunktes ist im Wesentlichen durch die überschüssigen Hydroxid-Ionen bedingt.

c) $\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$

Der Äquivalenzpunkt liegt bei einer Zugabe von 8,6 ml Natronlauge.

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{verd. Essig})} = \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 0,0086 \text{ l}}{0,1 \text{ l}} = 0,86 \text{ mol/l}$$

Der Essig hat vor der Verdünnung die Konzentration $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,86 \text{ mol/l}$.

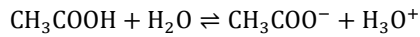
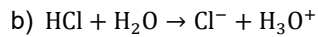
$$m(\text{Essigsäure}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,86 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g/mol} = 51,6 \text{ g}$$

$$w(\text{Essigsäure}) = \frac{m(\text{Essigsäure})}{m(\text{Essig})} = \frac{51,6 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 0,0516 = 5,16 \%$$

- 2 a) Vor Zugabe der Natronlauge liegen in der Lösung vor: H_2O -Moleküle, CH_3COOH -Moleküle, H_3O^+ -Ionen, Cl^- -Ionen, nur sehr wenige CH_3COO^- -Ionen und OH^- -Ionen.

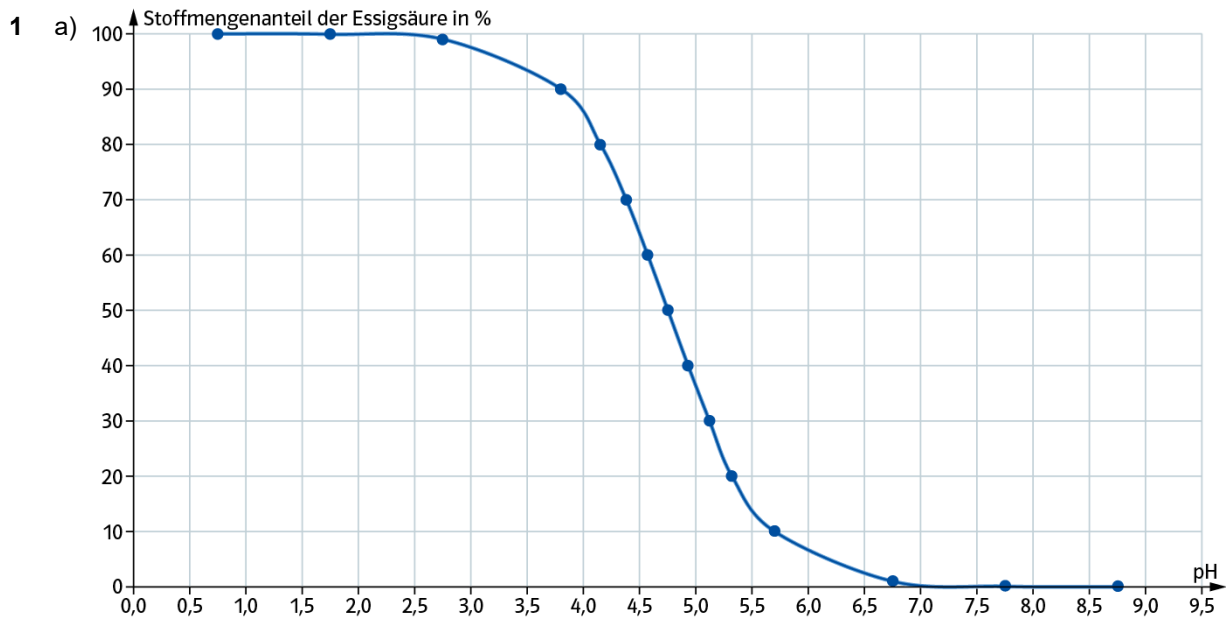
Nach Zugabe von 5 ml Maßlösung ist der erste Äquivalenzpunkt erreicht, d. h., die Salzsäure ist neutralisiert worden, in der Lösung liegen die folgenden Teilchen vor: H_2O -Moleküle, CH_3COOH -Moleküle, Na^+ -Ionen, Cl^- -Ionen, nur sehr wenige CH_3COO^- -Ionen, H_3O^+ - und OH^- -Ionen.

Nach Zugabe von 10 ml Maßlösung ist der zweite Äquivalenzpunkt erreicht, die Essigsäure hat vollständig mit der Natronlauge reagiert, in der Lösung liegen die folgenden Teilchen vor: H_2O -Moleküle, Na^+ -Ionen, Cl^- -Ionen, CH_3COO^- -Ionen, nur sehr wenige CH_3COOH -Moleküle, H_3O^+ - und OH^- -Ionen.



Im Gemisch aus der Essigsäure und der Salzsäure liegt die Essigsäure praktisch nicht protolysiert vor. So wird bis zum 1. Äquivalenzpunkt, der bei einer Zugabe von 5 ml Natronlauge vorliegt, nur die Salzsäure titriert. Bis zu diesem Äquivalenzpunkt nimmt die elektrische Leitfähigkeit stark ab, weil die H_3O^+ -Ionen, die eine besonders große elektrische Ionenäquivalentleitfähigkeit aufweisen, durch Na^+ -Ionen, die eine wesentlich kleinere Ionenäquivalentleitfähigkeit aufweisen, ersetzt werden. Nach Überschreiten des 1. Äquivalenzpunktes wird die Essigsäure neutralisiert. Da die Essigsäure nur in geringem Ausmaß protolysiert ist, nimmt die Ionenkonzentration durch die gebildeten Acetat-Ionen und hinzukommenden Natrium-Ionen während der Titration und damit auch die Leitfähigkeit der Lösung zu. Nach Zugabe von 10 ml Maßlösung ist der 2. Äquivalenzpunkt erreicht. Die stärkere Zunahme der Leitfähigkeit nach Überschreiten des 2. Äquivalenzpunktes ist im Wesentlichen durch die überschüssigen Hydroxid-Ionen, die eine große Ionenäquivalentleitfähigkeit aufweisen, bedingt.

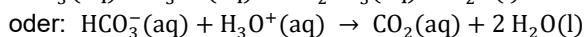
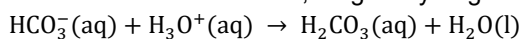
Puffersysteme



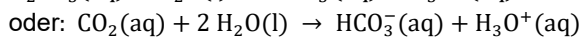
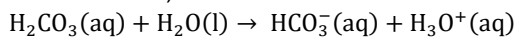
b) Aus der Henderson-Hasselbalch-Gleichung („Puffergleichung“) geht u. a. hervor, dass der pH-Wert einer Pufferlösung gleich dem pK_s -Wert der schwachen Säure ist, wenn die Gleichgewichtskonzentrationen der Säure und der korrespondierenden Base gleich sind ($c(\text{HA}) = c(\text{A}^-)$). Der pH-Wert einer Pufferlösung entspricht ungefähr dem pK_s -Wert der schwachen Säure des Puffersystems ($\text{pH} \approx pK_s$). Es gilt damit auch, dass der pK_s -Wert dem pH-Wert entspricht, wenn die Gleichgewichtskonzentrationen der Säure und der korrespondierenden Base gleich sind ($c(\text{HA}) = c(\text{A}^-)$). Der pH des Essigsäure-Acetat-Puffersystems beträgt 4,75, wenn die Stoffmengenanteile der Essigsäure und des Acetats jeweils 50 % betragen und damit gleich sind. Der pK_s -Wert der Essigsäure ist damit 4,75.

c) Der optimale Pufferbereich des Essigsäure-Acetat-Puffersystems liegt zwischen 3,75 und 5,75 (Grafik: zwischen 3,8 und 5,7).

2 Wenn das Blut übersäuert, sorgen Hydrogencarbonat-Ionen für das Abfangen der Oxonium-Ionen.



Verarmt das Blut an Oxonium-Ionen, fungieren Kohlensäure-Moleküle (bzw. gelöste CO_2 -Moleküle und H_2O -Moleküle) als Protonenlieferanten.



3 a) $\text{pH} = \text{p}K_S \cdot \lg \frac{\{c(\text{HCO}_3^-)\}}{\{c(\text{CO}_2 \text{ gelöst})\}}$

$$7,4 = 6,1 \cdot \lg \frac{\{c(\text{HCO}_3^-)\}}{\{c(\text{CO}_2 \text{ gelöst})\}}$$

$$7,4 - 6,1 \cdot \lg \frac{\{c(\text{HCO}_3^-)\}}{\{c(\text{CO}_2 \text{ gelöst})\}} = 1,3$$

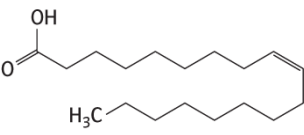
$$\frac{\{c(\text{HCO}_3^-)\}}{\{c(\text{CO}_2 \text{ gelöst})\}} 10^{1,3} \approx 20$$

- b) Wenn das Blut übersäuert, sorgen Hydrogencarbonat-Ionen für das Abfangen der Oxonium-Ionen. Dadurch bildet sich vermehrt Kohlensäure, die in gelöstes Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt. Erhöht sich die Konzentration des gelösten Kohlenstoffdioxids, wird auch die Konzentration und damit der Druck des Kohlenstoffdioxids im Luftraum der Lunge größer. Durch eine erhöhte Atemfrequenz wird dann Kohlenstoffdioxid ausgeatmet.

Säuren und Basen im Alltag

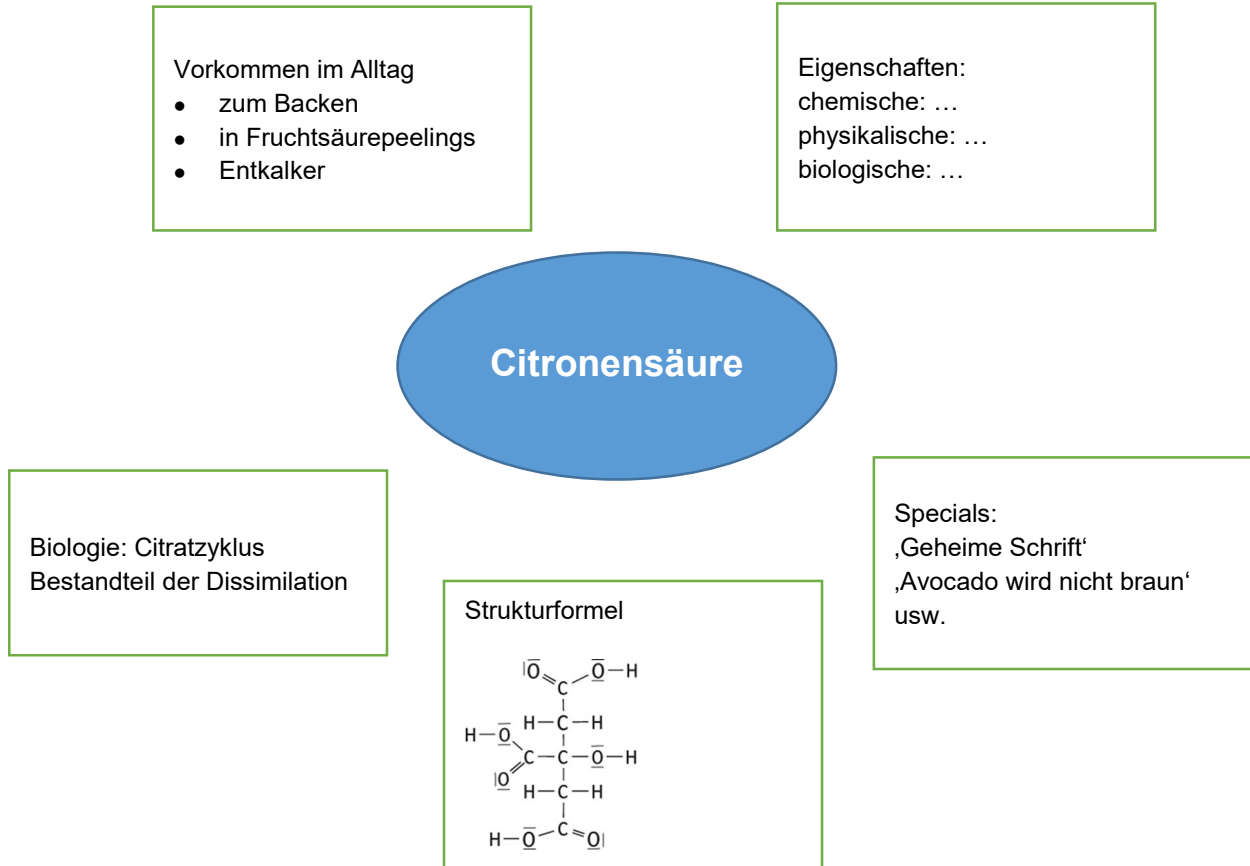
- 1 Linolensäure: Octadeca-9,12,15-triensäure
 Leucin: 2-Amino-4-methylpentansäure
 Milchsäure: 2-Hydroxypropansäure

2 Vergleich

	Aminosäure Leucin	Fettsäure (Ölsäure)	Milchsäure
	$ \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array} $		$ \begin{array}{c} \text{O}^- \quad \text{O}^- - \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{C} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}^- - \text{H} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $
Vorkommen	HLM, Proteinbiosynthese, Muskelaufbaupräparate, ...	HLM, Speiseölsorten, Schweineschmalz, ...	HLM, Schweiß, Blut, Milchprodukte, Bier, ...
chemischer Aufbau	-COOH, -NH ₂ , keine Mehrfachbindung, C5-Körper	-COOH, 1 Doppelbindung am C9-Atom (also einfach ungesättigt), C18-Körper	-COOH, -OH, keine Mehrfachbindung, C3-Körper
Säureverhalten	-COOH-Gruppe kann Proton abgeben, -NH ₂ -Gruppe kann ein Proton aufnehmen, schwächere Säure als Milchsäure, kann auch als Zwitterion vorliegen	schwache Säure, meist mit zwei weiteren Fettsäuren an Glycerin gebunden	zweiprotonige Säure, stärkste Säure der hier betrachteten Stoffe
zwischenmolekulare Kräfte	lipophiler Rest, Wasserstoffbrücken wären bei Carboxy- und Aminogruppe möglich, allerdings liegt Leucin als Zwitterion vor (intramolekulare Säure-Base-Reaktion), Verhältnis zwischen unpolarem und polarem Teil fast gleich	großer lipophiler Bereich und ganz kleiner hydrophiler Rest	zwei polare Gruppen, bildet Wasserstoffbrücken, polares Molekül
Eigenschaften	in Wasser löslich, nicht so gut wie Milchsäure, kann in lipophilen Lösungsmitteln gelöst werden	nicht wasserlöslich, sehr gut in lipophilen Lösungsmitteln löslich	sehr gut wasserlöslich, unlöslich in lipophilen Lösungsmitteln

- 3 Kreative Hausaufgabe (kann auch von der Lehrkraft eingeteilt werden) für Gallery Walk: die Schülerinnen und Schüler bringen ihr Werbeplakat für 1–2 Säuren und 1–2 Basen mit und diese Plakate werden überall im Chemiesaal aufgehängt. Alle Schülerinnen und Schüler dürfen wie in einem Museum alles betrachten. (*Hinweise:* Dabei kann eine zusätzliche Aufgabe z. B. in Form eines ‚Laufdiktates‘ oder ein Ranking gemacht werden.)

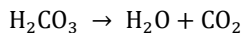
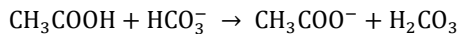
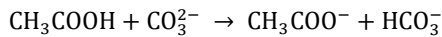
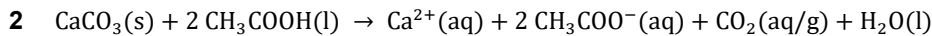
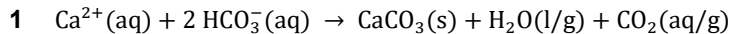
Lösungsbeispiel:



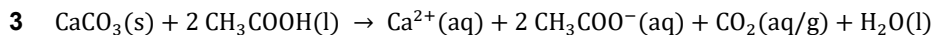
Saurer Regen

- 1 Schwefelverbindungen → Verbrennung → Bildung von Schwefeloxiden → Auswaschung durch Niederschläge → Reaktion mit Regenwasser → Bildung einer Säure
- 2 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- 3 Nichtmetall + Sauerstoff → Nichtmetalloxid
Nichtmetalloxid + Wasser → Sauerstoffsäure
- 4 Kohlenstoffdioxid reagiert mit dem Wasser der Niederschläge zu Kohlensäure
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- 5 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Wasserhärte



Die Essigsäure reagiert als schwache Säure mit dem Carbonat-Ion, das eine starke Base ist, zum Acetat-Ion, der korrespondierenden Base zur Essigsäure, und zum Hydrogencarbonat-Ion, der korrespondierenden Säure zum Carbonat-Ion. Die schwache Säure Essigsäure reagiert mit dem Hydrogencarbonat-Ion als Base zum Acetat-Ion und zur Kohlensäure, der korrespondierenden Säure zum Hydrogencarbonat-Ion. Die Kohlensäure zerfällt in Kohlenstoffdioxid und Wasser.



$$\frac{n(\text{CaCO}_3)}{n(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1}{2}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{5 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 \cdot n(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot 0,05 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol}$$

Um 5 g Kalk zu entfernen, ist 0,1 mol Essigsäure erforderlich.

$$m(\text{Essigsäure}) = 0,1 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6 \text{ g}$$

100 g Essigessenz enthalten 25 g Essigsäure.

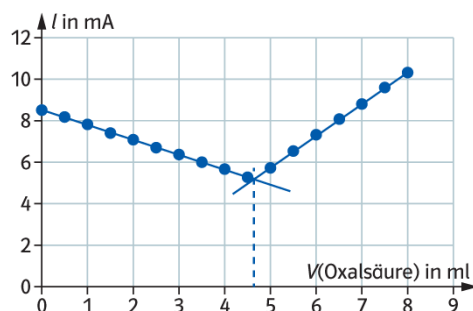
$$m(\text{Essigessenz, die 6 g Essigsäure enthält}) = \frac{100 \text{ g} \cdot 6 \text{ g}}{25 \text{ g}} = 24 \text{ g}$$

$$\rho(\text{Essigessenz}) = 1,031 \text{ g/ml}$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{24 \text{ g}}{1,031 \text{ g/ml}} = 23,3 \text{ ml}$$

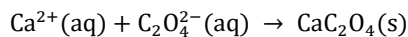
Man benötigt 23,3 ml Essigessenz, um 5 g Kalk zu entfernen.

4 a) Titration einer Wasserprobe mit Oxalsäure



Die elektrische Leitfähigkeit nimmt zuerst ab und steigt im weiteren Verlauf wieder an.

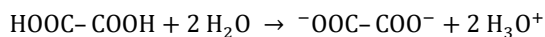
Die Abnahme der Leitfähigkeit beruht auf der Fällung der Calcium-Ionen durch die Oxalat-Ionen, wodurch der Lösung die Calcium-Ionen als Ladungsträger entzogen werden und deren Konzentration sinkt.



(Die Protonen der Oxalsäure reagieren gleichzeitig mit den Hydrogencarbonat-Ionen der Wasserprobe zu Kohlensäure, die in Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt.)

Am Äquivalenzpunkt, dem Schnittpunkt der beiden Geraden, haben alle Calcium-Ionen reagiert.

Die weitere Zugabe der Oxalsäure führt zur Bildung von Oxonium-Ionen und Oxalat-Ionen. Die sehr beweglichen Oxonium-Ionen führen zu einem steileren Anstieg der Leitfähigkeit der Lösung.



b) $V(\text{Wasserprobe}) = 200 \text{ ml}$, $c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$

Der Äquivalenzpunkt, der Schnittpunkt der beiden Kurvenäste, liegt bei einer Zugabe von 4,65 ml Oxalsäure der Konzentration $c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1 \text{ mol/l}$.

$$\frac{n(\text{Ca}^{2+})}{n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)} = \frac{1}{1}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) \cdot V(\text{Wasserprobe}) = c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{Wasserprobe})} = \frac{0,1 \text{ mol/l} \cdot 4,65 \text{ ml}}{200 \text{ ml}} = 2,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,33 \text{ mmol}$$

Die Gesamthärte beträgt 2,33 mmol.

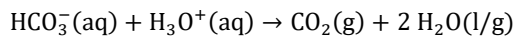
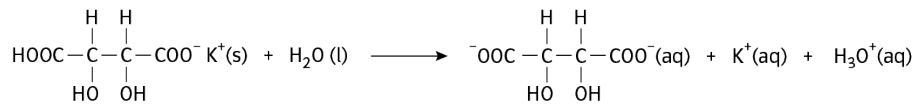
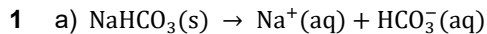
$$c(\text{Ca}^{2+}) = 0,1783 \text{ mmol} = 1^\circ\text{dH}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = 2,33 \text{ mmol} = ?^\circ\text{dH}$$

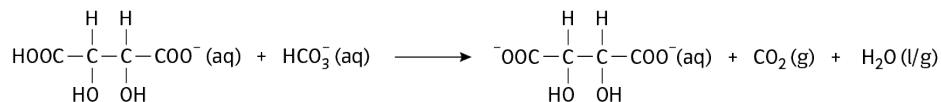
$$\frac{2,33 \text{ mmol} \cdot 1^\circ\text{dH}}{0,1783 \text{ mmol}} = 13,1^\circ\text{dH}$$

Der Härtebereich der Wasserprobe ist mittel.

Backtriebmittel für Teige



Alternative:

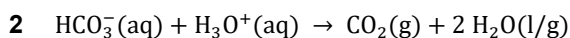


Oxonium-Ionen reagieren als Säure mit Hydrogencarbonat-Ionen als Base zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Alternative:

Hydrotartrat-Ionen reagieren als Säure direkt mit Hydrogencarbonat-Ionen als Base zu Tartrat-Ionen und Kohlenstoffdioxid und Wasser.

- b) Bei der Reaktion des Hydrogencarbonats mit der Säure des Backpulvers treibt das gebildete Kohlenstoffdioxid den Teig auf. Steht der Teig zu lange an der Luft, entweicht das Kohlenstoffdioxid und der Teig fällt in sich zusammen.



$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{HCO}_3^-)} = \frac{1}{1}$$

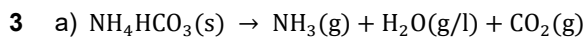
$$n = m/M \quad \Rightarrow \quad m = n \cdot M$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{HCO}_3^-)$$

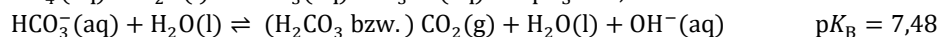
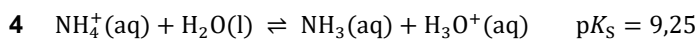
$$n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{NaHCO}_3) = 5 \text{ g} / 84 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) = 0,06 \text{ mol}$$

$$m(\text{Kohlenstoffdioxid}) = 0,06 \text{ mol} \cdot 44 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) = 2,64 \text{ g}$$

$$V(\text{Kohlenstoffdioxid}) = m(\text{Kohlenstoffdioxid}) / \rho(\text{Kohlenstoffdioxid}) \\ = 2,64 \text{ g} / 1,83 (\text{g} \cdot \text{l}^{-1}) = 1,44 \text{ l}$$



- b) Beim Backen eines Marmorkuchens mit Ammoniumhydrogencarbonat könnte der Kuchen noch Reste von Ammoniak enthalten, sodass er leicht nach Ammoniak riecht oder auch ein wenig seifig schmeckt.



Die Gleichgewichte der beiden Reaktionen liegen jeweils auf der linken Seite (Eduktseite), allerdings ist der $\text{p}K_{\text{B}}(\text{HCO}_3^-) < \text{p}K_{\text{S}}(\text{NH}_4^+)$ bzw. der $K_{\text{B}}(\text{HCO}_3^-) > K_{\text{S}}(\text{NH}_4^+)$, sodass das Gleichgewicht der Reaktion der Hydrogencarbonat-Ionen mit den Wasser-Molekülen ein wenig mehr auf der rechten Seite (Produktseite) liegt als bei der Reaktion der Ammonium-Ionen mit den Wasser-Molekülen. Ammoniumhydrogencarbonat bildet mit Wasser deshalb eine alkalische Lösung.