

L81 Berechnung des pH-Wertes wässriger Lösungen schwacher Säuren

Arbeitsblatt

1.	Formulieren Sie das Gleichgewicht für die Protolysereaktion einer Säure HB in Wasser. (L46)↔.....
2.	Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz (L43) ($K=.....$) für die obige Gleichung.	$K =$
3.	Multiplizieren Sie die Gleichung von 2. links und rechts mit " $c(\text{H}_2\text{O})$ " und kürzen Sie. (Die Konzentration von Wasser in sich selbst ist bei verdünnten wässrigen Lösungen mehr oder weniger konstant und kann deshalb in die Konstante K integriert werden.) Es gilt dann: $K_s = K \cdot c(\text{H}_2\text{O})$. Schreiben Sie zu K_s das Wort "Säurekonstante".	
4.	Die negativen 10er-Logarithmen von K_s werden als $\text{p}K_s$ bezeichnet. $\text{p}K_s$ -Werte können durch "Entlogarithmierung" und Vorzeichenwechsel in K_s umgerechnet werden ($K_s = 10^{-\text{p}K_s}$). Schauen Sie in der Tabelle der $\text{p}K_s$ -Werte nach und formulieren Sie die Gleichung $K_s(\text{CH}_3\text{COOH}) =$ mit den konkreten Teilchenformeln (siehe L47). Kann man aus dieser Gleichung ersehen, ob $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ eine starke oder schwache Säure ist?	
5.	Wir wollen nun den pH-Wert einer Lösung dieser Säure mit $c=1$ mol/L berechnen. Bezeichnen Sie dazu in der obigen Gleichung $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ als x (da unbekannt) und $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ auch als x (da es immer entsteht, wenn auch H_3O^+ entsteht.) Im Nenner soll Anfangskonz. $c(\text{CH}_3\text{COOH}) - x$ stehen, da ein unbekannter Teil der Essigsäure im Gleichgewicht zu CH_3COO^- (x) umgesetzt wurde.	
6.	Machen Sie nun zwei Rechnungen: 1. Formen Sie die Gleichung in eine quadratische Gleichung um, der Form $ax^2 + bx + c = 0$. Bestimmen Sie x , und daraus den neg. 10er-Log, den pH. 2. Lassen Sie das x im Nenner weg und lösen Sie nach x^2 auf. Ziehen Sie die Wurzel und bestimmen Sie den pH mit $-\log x$. Vergleichen Sie die erhaltenen Werte.	
7.	Es gibt eine Regel, wonach x im Nenner dann weggelassen werden kann, wenn der $\text{p}K_s \geq 4.5$ ist. Ist das nach den obigen Erfahrungen plausibel? Wenn ja, warum?	
8.	Berechnen Sie ebenfalls den pH mit der Faustregel gemäss L47. Vergleichen Sie den erhaltenen Wert mit denen, die sie im letzten Abschnitt erhalten haben.	

Folgendes müssen Sie sich merken (notieren Sie sich das Entsprechende in die unteren Felder):

- Die Gleichung aus 3. ...

- Was ist ein $\text{p}K_s$? (4.)

- Die Regel aus 7.

L82 Berechnung des pH-Wertes wässriger Lösungen schwacher Basen

Arbeitsblatt

1.	Formulieren Sie das Gleichgewicht für die Protolysereaktion einer Base B^- in Wasser. (L49) \leftrightarrow
2.	Formulieren das Massenwirkungsgesetz (L43) für die obige Gleichung.	$K =$
3.	Erweitern Sie die Gleichung von 2. auf beiden Seiten mit " $c(H_2O)$ " und kürzen Sie. (Die Konzentration von Wasser in sich selbst ist bei verdünnten wässrigen Lösungen mehr oder weniger konstant und kann deshalb in die Konstante K integriert werden.) Es gilt dann: $K_B = K \cdot c(H_2O)$. Schreiben Sie zu K_B das Wort "Basenkonstante".	
4.	Die negativen 10er-Logarithmen von K_B werden als pK_B bezeichnet. Nun findet man in der Tabelle mit den pK -Werten keine Angaben zu den pK_B -Werten. Dies ist auch nicht nötig: Multiplizieren Sie K_S einer Säure mit K_B ihrer korrespondierenden Base, also verallgemeinert $K_S(HB)$ mit $K_B(B^-)$.	$K_S(HB) \cdot K_B(B^-) =$ (Hier kommen die Formeln aus Arbeitsblatt L81, Punkt 3. und Arbeitsblatt L82, Punkt 3, miteinander multipliziert).
5.	Kürzen Sie nun die Formel aus Punkt 4. Kommt Ihnen das Resultat irgendwie bekannt vor? Wenn ja warum? Wenn nein, Suchen sie sich den entsprechenden Ausdruck ab L45 heraus.	$K_S \cdot K_B =$
6.	Wie gross ist $K_S(HB) \cdot K_B(B^-)$?	$K_S \cdot K_B =$
7.	Nehmen Sie den neg. 10er-Log aus dem Ausdruck aus 6.	
8.	Wie lässt sich nun der pK_B bestimmen? (Gleichung 7 umformen).	
9.	Welchen pK_B hat demzufolge das Phosphat-Ion PO_4^{3-} , unter Berücksichtigung der Tatsache, dass mit pK_S hier der Wert der korrespondierenden Säure von PO_4^{3-} gefragt ist ($\rightarrow HPO_4^{2-}$)?	
10.	Was erhält man eigentlich, wenn man die Gleichung aus 3. nach x auflöst? (x ist wie in L81 die beiden Faktoren im Zähler). Was muss man noch tun um daraus den pH zu bestimmen?	

Folgendes müssen Sie sich merken (notieren Sie sich das Entsprechende in die unteren Felder):

- Die Gleichung aus 8: ...

- Welche beiden Rechenoperationen sind bei der pH-Bestimmung einer basischen Lösung im Vergleich mit einer Bestimmung in saurer Lösung zusätzlich nötig?

L83 Puffer, am Beispiel des Puffers $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$, $c=1 \text{ mol/L}$

Arbeitsblatt

1.	Formulieren Sie für das Gleichgewicht $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ die Gleichung $K_s = \dots\dots\dots$	$K_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) =$
2.	Lösen Sie die Gleichung unter 1. nach $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ auf.	$c(\text{H}_3\text{O}^+) =$
3.	Formen Sie die Gleichung um, indem Sie links und rechts negative 10er-Logarithmen anwenden. Dabei wird $-\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{pH}$, $-\lg K_s = \text{p}K_s$. Den Rest schreiben sie als Logarithmus der Form $\log(a/b)$.	
4.	Pufferlösungen enthalten idealerweise gleiche Mengen einer schwachen Säure und ihrer schwachen korrespondierenden Base. Was folgt in diesem Fall aus der Gleichung, wenn $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = c(\text{HPO}_4^{2-})$?	
5.	Gibt man zu dieser Lösung z.B. $\text{HCl}(\text{g})$, eine starke Säure, fängt die schwache Base die starke Säure ab und wandelt sich in ihre korrespondierende Säure um. Bsp: $\text{B}^- + \text{HCl} \rightarrow \text{HB} + \text{Cl}^-$, hier konkret: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{Cl}^-$. Die Konzentration der schwachen Base nimmt ab, die der korrespondierende Säure zu. Bei welchem Verhältnis der beiden sinkt der pH um eine Einheit?	
6.	In unserer Lösung hat es von der schwachen Base und der schwachen Säure je 1 mol/L. Der pH sinkt um eine Einheit beim Verhältnis 10:1. Das sind zusammen 11 Teile, welche zusammen total 2 mol (je 1 mol H_2PO_4^- und HPO_4^{2-}) ausmachen. Ein Teil ist demnach 0.18 mol, das Verhältnis 1.82 mol zu 0.18 mol ($\approx 10:1$). Wie viele mol HCl mussten zum Erreichen dieses Verhältnis` demnach zugegeben werden, wenn das Verhältnis vorher 1 mol zu 1 mol war, unter der Annahme, dass ein Molekül HCl eine Ion HPO_4^{2-} neutralisiert?	
7.	Um den pH um eine weitere Einheit zu senken, muss das Verhältnis HB/B^- 100:1 betragen. Das sind zusammen 101 Teile, ein Teil von 2 mol ist jetzt 0.0198 und das Molverhältnis 1.98/0.0198. Wie viele mol HCl mussten demnach zugegeben werden um den pH um diese weitere Einheit zu senken?	

Folgendes müssen Sie sich merken (notieren Sie sich das Entsprechende unter den folgenden Angaben).

- Die Gleichung aus 3. Es ist die Gleichung von Henderson und Hasselbalch, mit der sich pH-Werte von Pufferlösungen, abhängig vom Verhältnis Säure-korrespondierende Base berechnen lassen: ...

- Dient zum Berechnen von Puffer pH-Werten und nicht von pH-Werten von reinen Säuren, da die Konzentration der korrespondierenden Base unbekannt wäre.

- Das Fazit aus Punkten 6 und 7:

L84 Umschlagsgebiete von pH-Indikatoren

Arbeitsblatt

Lesen Sie die Theorie zu L84 individuell durch. Die Aufgaben dazu sind angeleitet.

Aufgabe 1:

Formulieren Sie die Henderson-H.-Gleichung für den Indikator Lackmus mit $pK_s = 7$ und $pH = 8$:	
Welches Verhältnis zwischen $c(HIn)$ und $c(In^-)$ musste sich einstellen?	
Welchen Prozentsatz an Gesamtindikator hat $c(In^-)$?	

Aufgabe 2:

Formulieren Sie die H.-Hasselbachsche Gleichung für den Indikator Methylorange mit $pK_s = 3.6$ und $pH = 3$:	
Welches Verhältnis zwischen $c(HIn)$ und $c(In^-)$ musste sich einstellen?	
Welchen Prozentsatz an Gesamtindikator hat $c(In^-)$?	

Aufgabe 3:

Ab einem Verhältnis 10:1 nimmt man nur noch die Farbe des häufigeren Teilchens wahr. Bei welchem pH wäre das hier der Fall? $pK_s = 3.6$	
Man muss nun ausgehend von Essigsäure durch teilweise Neutralisation zu Acetat ein Verhältnis herstellen, welches pH 4.6 ergibt. Formulieren Sie die H.-H.-Gleichung für Essigsäure für $pH = 4.6$.	
Wie gross ist das Verhältnis $c(CH_3COOH)/c(CH_3COO^-)$?	
Die Gesamtzahl der Teile ist 2.45, das sind in diesem Fall 0.1 mol. 1 Teil ist 0.04 mol. Wie viele Teile muss man also von den ursprünglich 2.45 Teilen Essigsäure mit NaOH neutralisieren, damit das richtige Verhältnis erreicht wird und wie viele mol sind das? Wie viele g?	

Aufgabe 4:

Der Indikator zeigt die Mischfarbe beim Teilchenverhältnis HIn/In^- von 1:1. Dort ist der $pH = pK_s$ von HIn , also:	
Man muss mit Zugabe der Säure NaH_2PO_4 diesen pH erreichen. Also heisst die Aufgabe eigentlich: Wie viele mol der Säure enthält die Lösung beim obigen pH. Dazu wird die Gleichung aus L81 benötigt:	
X ist gleich $c(H_3O^+)$, also:	
Löse nach $c(H_2PO_4^-)$ auf:	

Aufgabe 5:

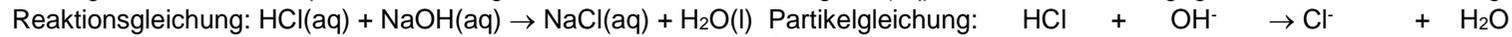
Der pK_s von HIn (Lackmus) ist 7. Bei einem Verhältnis von HIn/In^- von 1:10 erkennt man nur noch die Farbe von In^- . Dort ist der pH:	
$H_2PO_4^-$ reagiert sauer, deshalb muss man einen Teil davon in HPO_4^{2-} überführen. Macht man das mit NaOH lauten Partikelgleichung und Reaktionsgleichung folgendermassen:	
Berechne mit der H.-H.-Gleichung, bei welchem Verhältnis $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ der gesuchte pH-Wert erreicht wird und wie viel mol HPO_4^{2-} das sind, wenn die Gesamtkonz. $H_2PO_4^-$ und $HPO_4^{2-} = 0.1 \text{ mol/L}$ ist.	
Wie viel NaOH wurde folglich benötigt?	

Aufgabe 6:

Welcher pH herrscht im Puffer bei $c(NH_4^+)/c(NH_3) = 1$	
pK_s Phenolphthalein = ca. 9. Formuliere die H.-H.-Gleichung für Phenolphthalein mit allen bekannten Werten:	
$\log(c(HIn)/c(In^-))$ ist also -0.21. In welchem Teilchenverhältnis liegen $(HIn)/c(In^-)$ vor?	
Welcher Prozentsatz kommt dabei auf HIn von der Gesamtteilchenzahl?	

L 85 Arbeitsblatt Säure/Basen-Titrationsen (Konzentrationsbestimmung durch Volumenmessung) I

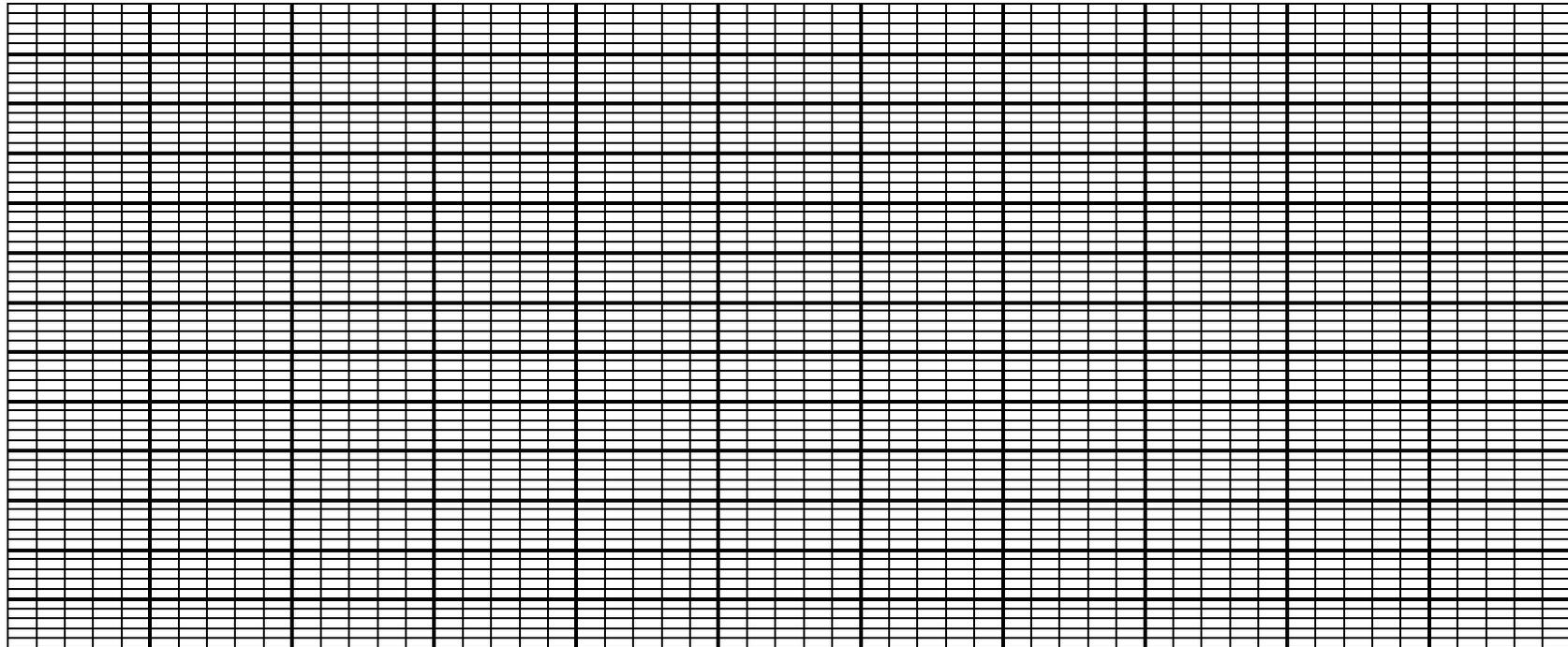
Im Folgenden sollen die pH Veränderungen in einer Salzsäurelösung HCl(aq) als Funktion der zugegebenen Base Natronlauge NaOH(aq) grafisch dargestellt werden.



Der pH soll mit der Faustregel abgeschätzt werden, wonach die Salzsäure in Wasser vollständig dissoziiert.

Konzentration der vorgelegten Salzsäure: 0.2 mol/L ----Volumen der vorgelegten Salzsäure:1 L -----Konzentration der zugetropften Natronlauge: 0.2 mol/L

pH



Liter NaOH(aq)	0	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	0.95	0.99	1.0	1.01	1.05	1.1
c(H ₃ O ⁺) mol/l	0.2	0.16 (0.18/1.1)														
c(OH ⁻) mol/L	nicht relevant															0.009 (0.02/ 2.1)
pH	0.69	0.79 (-lg 0.16)												11.0	11.69	11.98 14-pOH

Arbeitsblatt zu Säure/Basen-Titrationsen II

Warum ist die Erfassung des Äquivalenzpunktes (gleiche Stoffmengen an Säure und Base) sehr genau?	
Es soll mit dieser Erkenntnis folgende Aufgabe gelöst werden: Wie gross ist die $c(\text{HCl})$ einer Salzsäure, wenn für die Neutralisation von 10 mL HCl, aq 13.35 mL Natronlauge $c(\text{NaOH, aq}) = 0.1 \text{ mol/L}$ benötigt werden. (Äquivalenzpunkt mit Umschlag eines Indikators bestimmt).	
1. Proportionenrechnung (Dreisatz) Wie viele mol NaOH liegen in 13.35 mL der Lösung vor, wenn in einem Liter 0.1 mol vorhanden sind.	
2. Wie lautet die Neutralisationsreaktion mit HCl und in welchem Teilchenverhältnis reagieren Säure und Base?	
3. Wie viele mol Salzsäure liegen folglich in den ursprünglich 10 mL HCl, aq vor?	
4. Welcher Konzentration entspricht dies in mol/L?	

(Aufgaben 5/6)

Kalk hat die Stoffformel $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Kalk ist nicht wasserlöslich. Aus welchen Stoffteilchen besteht Kalk, welches davon ist protolytisch aktiv (als Säure oder Base wirksam) und welchen pK-Wert hat es?	
Das HCO_3^- - Ion kommt in der Tabelle der pK-Werte gleich zweimal vor. Einmal als korrespondierende Säure, einmal als korresp. Base. In welcher Funktion wirkt es stärker?	
Formulieren Sie die Partikelgleichung für die Reaktion von Salzsäure HCl mit dem Carbonat-Ion. Dazu muss man wissen, dass die Salzsäure nicht nur das Carbonat-Ion, sondern gemäss der letzten Frage auch das entstehende Hydrogencarbonat-Ion mit einem H^+ versorgen muss. Formulieren Sie zusätzlich die Reaktionsgleichung (Stoffgleichung).	
Die Kohlensäure zerfällt gemäss dem Gleichgewicht $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Das entstehende Kohlendioxid entweicht. Welche Stoffe verbleiben demnach nach der vollständigen Neutralisationsreaktion von Salzsäure mit Kalk in Wasser und welcher pH Wert stellt sich demnach ein?	
5 g kalkhaltige Erde werden mit 25 mL Salzsäure der Konzentration 1 mol/L übergossen. Wie viele mol HCl sind das? Die vorher besprochene Neutralisation setzt ein. Wie viele Carbonat-Ionen kann ein Molekül HCl neutralisieren?	
Nach der Reaktion von Salzsäure mit dem in der Erde vorhandenen Kalk wird die noch vorhandene Menge Salzsäure mit einer Titration mit Natronlauge der Konz. 1 mol/L bestimmt. Bis zum Umschlag der Indikatorfarbe von farblos nach rosa werden mL Natronlauge benötigt. Wie viele mol NaOH sind das?	
Diese Menge entspricht der noch vorhandenen Menge HCl. Die Differenz zur ursprünglich eingesetzten Menge hat mit Kalk reagiert. Wie gross ist diese Differenz in mol und wie viele mol $\text{CaCO}_3(\text{s})$ sind demnach in 5 g der Erde vorhanden gewesen?	
Welche Masse pro mol besitzt CaCO_3 und wie hoch ist demnach der Massenanteil des Kalkes in der Erde in Prozenten?	

L86 Arbeitsblatt Titrationskurven schwacher Säuren und Basen

Im Folgenden sollen die pH Veränderungen in einer Essigsäurelösung $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ als Funktion der zugegebenen Base Natronlauge $\text{NaOH}(\text{aq})$ grafisch dargestellt werden.

- Reaktionsgleichung: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

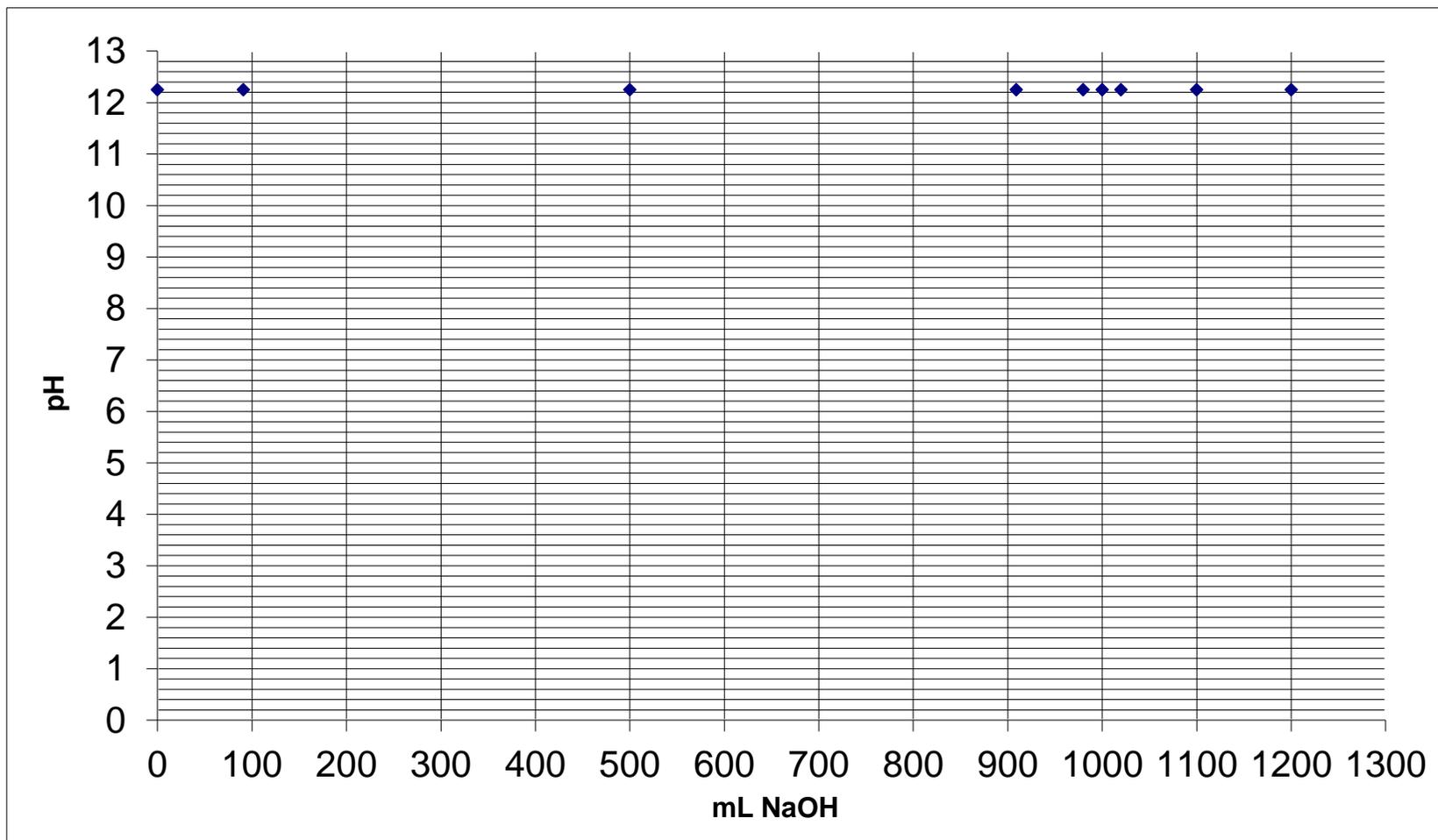
- Partikelgleichung: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

- Konzentration der vorgelegten Säure: 0.2 mol/L

- Volumen der vorgelegten Essigsäure: 1 L

- Konzentration der zugetropften Natronlauge: 0.2 mol/L

- Zu berechnende Punkte: **0 mL** (gemäss L81), **90.9 mL**, **500 mL**, **909.1 mL** (alle drei gemäss L83, **1000 mL** (gemäss L82), **1100 mL**, **1200 mL** (gemäss Grundlagenchemie L48)



pK_s-Werte wichtiger Säuren

Formel	Name	pK _s	korrespondierende Base
HCl	Chlorwasserstoff	-6	Cl ⁻ (Chlorid-Ion)
CO ₂ (aq)	Kohlensäure H ₂ CO ₃	6,46	HCO ₃ ⁻ (Hydrogencarbonat-Ion)
HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion	10,4	CO ₃ ²⁻ (Carbonat-Ion)
CH ₃ COOH	Essigsäure	4,76	CH ₃ COO ⁻ (Acetat-Ion)
HCN	Cyanwasserstoff	9,4	CN ⁻ (Cyanid-Ion)
NH ₄ ⁺	Ammonium-Ion	9,21	NH ₃ (Ammoniak)
HNO ₃	Salpetersäure	-1,32	NO ₃ ⁻ (Nitrat-Ion)
H ₃ O ⁺	Hydroxonium-Ion	-1,74	H ₂ O (Wasser)
H ₂ O	Wasser	15,74	OH ⁻ (Hydroxid-Ion)
OH ⁻	Hydroxid-Ion	24	O ²⁻ (Oxid-Ion)
H ₃ PO ₄	Phosphorsäure	1,96	H ₂ PO ₄ ⁻ (Dihydrogenphosphat-Ion)
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-	7,21	HPO ₄ ²⁻ (Hydrogenphosphat-Ion)
HPO ₄ ²⁻	Ion Hydrogenphosphat-	12,32	PO ₄ ³⁻ (Phosphat-Ion)
H ₂ SO ₄	Ion Schwefelsäure	-3	HSO ₄ ⁻ (Hydrosulfat-Ion)
HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion	1,92	SO ₄ ²⁻ (Sulfat-Ion)
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	7.06	HS ⁻ (Hydrosulfid-Ion)
HS ⁻	Hydrosulfid-Ion	12.89	S ²⁻ (Sulfid-Ion)

Fragen zu L 81

1. Welchen pH hat eine Essigsäure-Lösung mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-1} \text{ mol/L}$? Vergleichen Sie mit der Grobabschätzung.
2. Welchen pH hat eine Natriumdihydrogenphosphat-Lösung mit $c(\text{NaH}_2\text{PO}_4, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$? Vergleichen Sie den Wert mit dem, den die Grobabschätzung liefert.
3. Welche Voraussetzung muß gelten, damit in der quadratischen Bestimmungsgleichung x im Nenner vernachlässigt werden darf (wenn die Autoprotolyse des Wassers nicht zu berücksichtigen ist, weil $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{aq}) > 0,01 \text{ mol/L}$)?
4. Unter welcher Voraussetzung gilt $c(\text{H}_3\text{O}^+, \text{aq}) = c(\text{B}^-, \text{aq})$ mit guter Näherung?
5. Welchen pH hat eine Lösung mit $c(\text{KH}_2\text{PO}_4, \text{aq}) = 0,3 \text{ mol/L}$?
6. Welchen pH hat eine wäßrige Lösung von Phosphorsäure mit $c(\text{H}_3\text{PO}_4, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$? Vergleichen Sie den errechneten Wert mit der Grobabschätzung.

Fragen zu L 82

1. Welchen pH hat eine Lösung mit $c(\text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{aq}) = 10^{-1} \text{ mol/L}$?
2. Welchen pH hat eine wäßrige Lösung, die pro Liter 6,5 g Kaliumcyanid KCN enthält?
3. Man wägt 60 g Natriumdihydrogenphosphat ab, löst und ergänzt mit Wasser auf das Endvolumen von einem Liter. Welchen pH hat die Lösung?
4. Welchen pH hat eine Natriumphosphat-Lösung, die pro Liter 16,4 g dieses Stoffs gelöst enthält?
5. Wie groß ist $c(\text{HPO}_4^{2-}, \text{aq})$ einer Lösung von Natriumphosphat, deren pH 10 ist?
6. Zeigen Sie rechnerisch, daß Chlorid-Ionen in wäßriger Lösung den pH nicht beeinflussen, z.B. anhand einer Lösung mit $c(\text{NaCl}, \text{aq}) = 1 \text{ mol/L}$.

Fragen zu L 83

1. Wie kann man eine Lösung von pH 7,21 herstellen, wenn man die Salze Natriumdihydrogenphosphat und Natriumphosphat zur Verfügung hat?
2. Wie viel $\text{HCl}(\text{g})$ muß in 1 L Lösung mit $c(\text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{aq}) = 1 \text{ mol/L}$ eingeleitet werden, damit der pH = 7,21 wird?
3. Welche ΔpH -Werte ergeben sich, wenn 4 g $\text{NaOH}(\text{s})$ in 1 L reinem Wasser oder in 1 L Phosphatpuffer mit $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{aq}) = c(\text{HPO}_4^{2-}, \text{aq}) = 1 \text{ mol/L}$ gelöst werden?
4. 5,3 g $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ werden in 0,5 L einer Lösung mit $c(\text{NH}_3, \text{aq}) = 0,2 \text{ mol/L}$ gelöst (Volumenänderung vernachlässigbar). Welchen pH hat die entstehende Lösung?
5. Man mischt 1 L Lösung mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{aq}) = 1 \text{ mol/L}$ mit 0,4 L Natronlauge mit $c(\text{NaOH}, \text{aq}) = 1 \text{ mol/L}$. Welchen pH hat die entstehende Lösung?
6. Wie viele g $\text{NaOH}(\text{s})$ muß man zu 1 L Phosphorsäure-Lösung mit $c(\text{H}_3\text{PO}_4, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$ geben, damit der pH = 7 wird?

Fragen zu L 85

1. Unter einer Titrationskurve versteht man die

graphische Darstellung des pH-Verlaufs während einer Titration. Skizzieren Sie die Titrationskurve für denjenigen Fall von [L 85], an dem der pH-Sprung im Bereich des Äquivalenzproduktes erklärt wurde, wobei noch die pH-Werte nach Zugabe von 900 bzw. 990 mL Natronlauge zu berechnen sind. - Auf der Ordinate (senkrecht) ist die pH-Skala, auf der Abszisse das Volumen zugesetzter Natronlauge einzutragen.

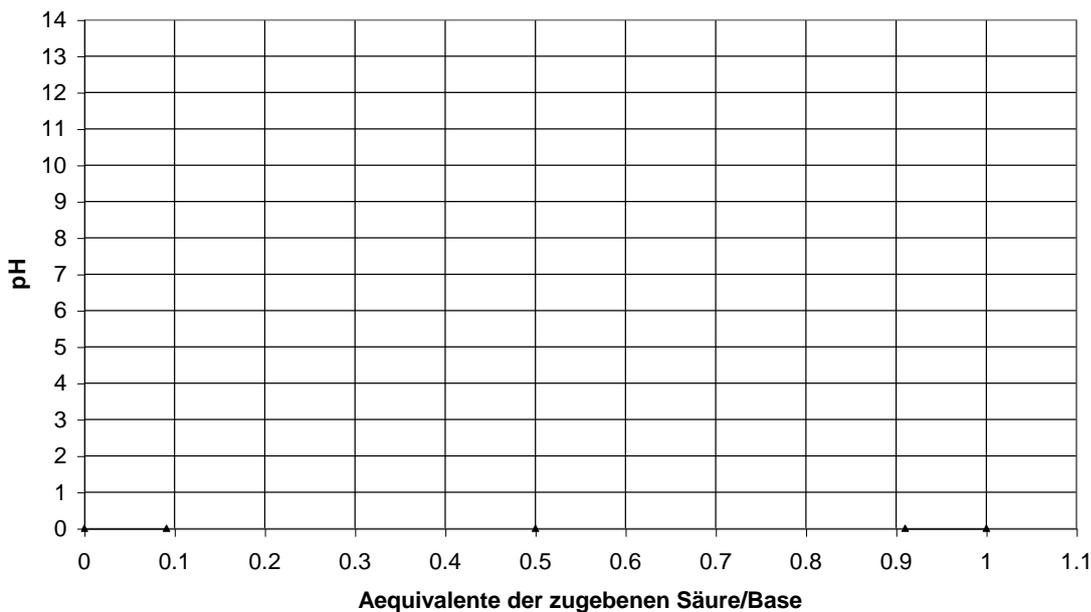
2. Beurteilen Sie die Größe der Fehler, die bei der Bestimmung des Äquivalenzpunktes der Titration [A 85-1] mit den Indikatoren von auftreten? (Ohne L84 nicht lösbar)
3. Welcher pH resultiert im Fall [A 85-1], wenn der Überschuß an $\text{NaOH}(\text{aq})$ 20 mL beträgt (Volumenvermehrung von 1 % gegen über Äquivalenz vernachlässigbar)?
4. Um 10 mL einer Schwefelsäure-Lösung zu neutralisieren, waren 15,60 mL einer Natronlauge mit $c(\text{NaOH}, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$ nötig. Wie groß war $c(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{aq})$?
5. Wie reagiert Kalk mit $\text{HCl}(\text{aq})$ und welchen pH hat das Reaktionsprodukt, das weder Kalk noch überschüssige Salzsäure enthält?
6. Um den Kalkgehalt einer Erde zu bestimmen, wurden 5 g Erde mit 200 mL Salzsäure mit $c(\text{HCl}, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$ übergossen. Nach der Reaktion wurde die verbleibende Salzsäure durch Titration ermittelt; es waren 50 mL Natronlauge mit $c(\text{NaOH}, \text{aq}) = 0,1 \text{ mol/L}$ zur Neutralisation nötig. Welchen Massenanteil Kalk enthielt die Erde?

Fragen zu L 86

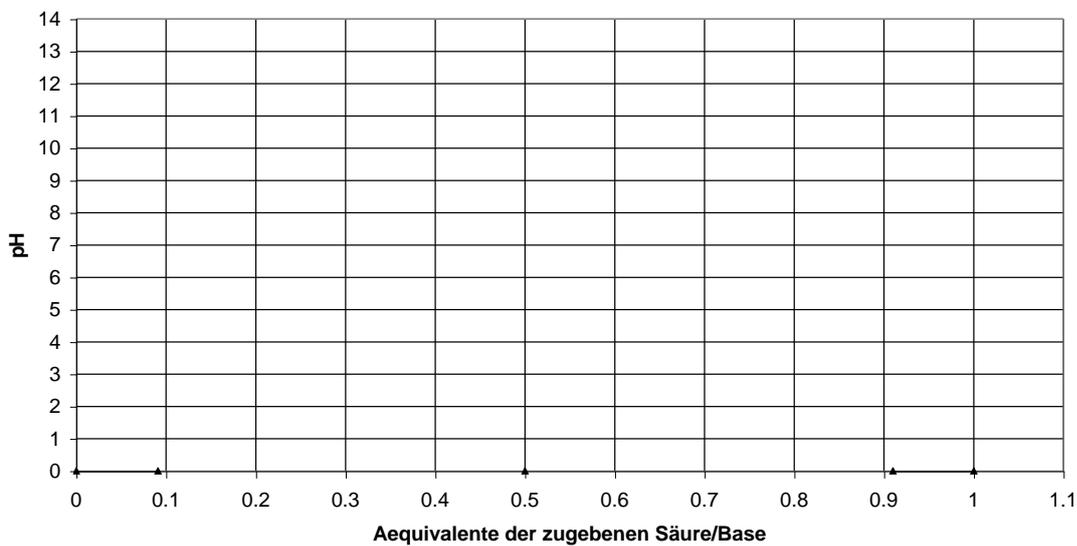
1. Welches gemeinsame Merkmal haben die Titrationskurven von [A 85-1] und [L 86] und welcher charakteristische Unterschied läßt sich feststellen?
2. Skizzieren Sie (ohne Berechnungen) die Titrationskurve für den Fall, daß Phosphorsäure mit Natronlauge titriert wird.
3. Wäre Methylorange als Indikator geeignet, um den Äquivalenzpunkt der Titration von Essigsäure-Lösung mit Natronlauge zu erfassen (siehe [A 85-2])? (Ohne L84 nicht lösbar)
4. Stellen Sie anhand der Titrationskurve von [L 86] fest, in welcher Weise die folgenden Bruchteile der Gesamtmenge $\text{NaOH}(\text{aq})$, die für die Erreichung des Äquivalenzpunktes notwendig sind, den pH verändern (ΔpH angeben):
a) 1/11 b) die nächsten 9/11 c) die restliche Menge (1/11) Worauf beruht der „Sonderfall b)“?
5. Mit experimentell ermittelten Titrationskurven lassen sich pK_s -Werte schwacher Säuren bestimmen. Erklären Sie diese Tatsache für Essigsäure (Kurve [L 86]).
6. Konstruieren Sie die Titrationskurve für die Titration von $\text{NH}_3(\text{aq})$ mit $\text{HCl}(\text{aq})$ (Konzentrationen jeweils 0,2 mol/L) analog den Angaben von [L 86].

Titrationen

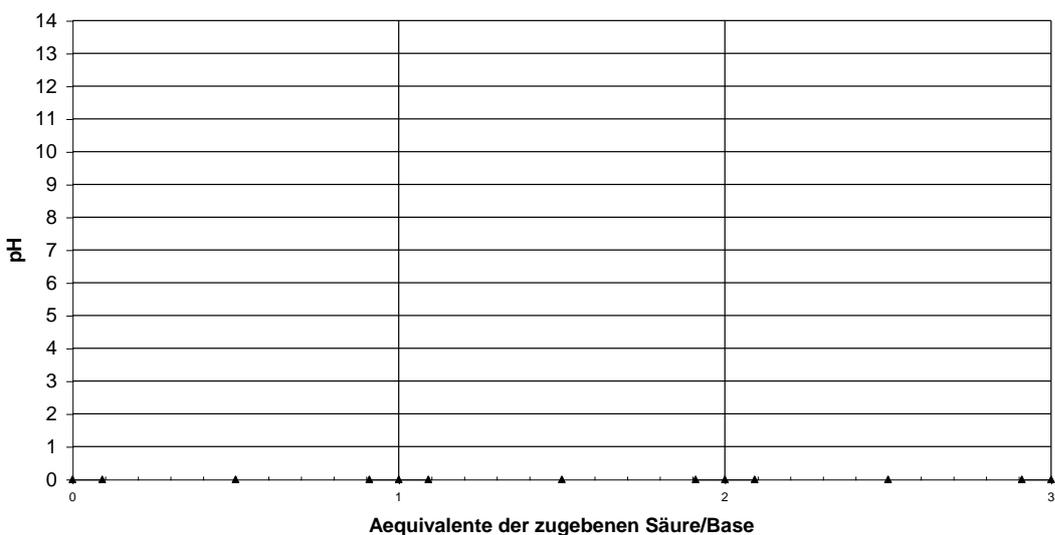
Vorgelegt: Konz: Vol: Zugesetzt : Konz:



Vorgelegt: Konz: Vol: Zugesetzt : Konz:



Vorgelegt: Konz: Vol: Zugesetzt : Konz:



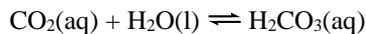
Die Kohlensäure und ihre Salze

In Wasser bildet gelöstes Kohlendioxid $\text{CO}_2(\text{aq})$ in kleiner Menge Kohlensäure $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, indem an einer der Doppelbindungen Wasser addiert (aufgenommen) wird:

Kohlensäure existiert nur in wässriger Lösung (in kleinen Konzentrationen, weil es sich um unbeständige Moleküle handelt: Wegen der innermolekularen Wasserstoffbrücke (mit ---- eingezeichnet) kann das obere Proton H^+ aufs untenstehende O-Atom „hüpfen“, wodurch Wasser abgespalten (gestrichelte Linie) und $\text{CO}_2(\text{aq})$ rückgebildet wird (das Elektronenpaar der vorherigen Bindung O-H bildet wieder eine Doppelbindung, wie der gebogene Pfeil zeigt).



In wässriger Lösung stellen sich stets Gleichgewichte der folgenden Form ein:



Obwohl die Kohlensäure $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ etwas stärker als die Essigsäure ist, liegen die pH-Werte wässriger CO_2 -Lösungen zwischen 5 und 7, weil CO_2 mäßig löslich ist (Einlagerung in die Wasserhohlräume) und von 500 gelösten $\text{CO}_2(\text{aq})$ nur eines in Form der Kohlensäure $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ vorliegt. Somit ist $c(\text{H}_2\text{CO}_3, \text{aq})$ immer gering.

Allerdings ist die Kohlensäure $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ eine allgegenwärtige Säure, weil die Luft $\text{CO}_2(\text{g})$ enthält

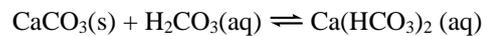
und $\text{CO}_2(\text{aq})$ in allen Lebewesen auftritt (die Pflanzen brauchen $\text{CO}_2(\text{aq})$ zum Wachstum und Tiere setzen CO_2 frei).

Durch Deprotonierung entsteht aus Kohlensäure das Hydrogencarbonat-Ion HCO_3^- ; weitere Deprotonierung ergibt das Carbonat-Ion CO_3^{2-} , das den gleichen Bau und die gleiche Elektronenstruktur hat wie das Nitrat-Ion.

Gibt man zu Salzen der Kohlensäure (enthalten HCO_3^- oder CO_3^{2-}) wässrige Säurelösungen, so bildet sich das farb- und geruchlose Kohlendioxidgas $\text{CO}_2(\text{g})$. Dies beruht darauf, daß die erwähnten Ionen protoniert werden und die sich bildende Kohlensäure in $\text{CO}_2(\text{aq})$ und $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ zerfällt; infolge der beschränkten Löslichkeit von CO_2 entweicht dieses als Gas.

Das wichtigste Carbonat der Erdkruste ist der Kalk CaCO_3 (Calciumcarbonat), ein wichtiger Gesteinsbildner, der in gut kristallisierter Form als Marmor auftritt.

Kalk ist schlecht wasserlöslich, da er aus je doppelt geladenen Ionen von Hauptgruppenelementen besteht. Trotzdem löst sich Kalk im Wasser, weil dieses immer Kohlensäure enthält, gemäß:



Da beim Erhitzen von Gebrauchswasser $\text{CO}_2(\text{g})$ entweicht, wird das obige Gleichgewicht im Sinn eines Ablaufs nach links gestört, weswegen sich der unlösliche Kalk ausscheidet (Kesselstein). Auch Tropfsteine entstehen auf diese Weise.

Experimente:

Brausetablette (NaHCO_3 und H-Ascorbin)

Beobachtung:

Partikelgleichung:

Reaktionsgleichung:

Soda (Na_2CO_3 und H-Zitronensäure)

Beobachtung:

Partikelgleichung:

Reaktionsgleichung:

Kalk-Entferner (CaCO_3 und CH_3COOH)

Beobachtung:

Partikelgleichung:

Reaktionsgleichung:

Gebannter Kalk ($\text{CaCO}_3 \rightarrow$

Beobachtung:

Partikelgleichung:

Reaktionsgleichung:

Gelöschter Kalk ($\text{XX} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$)

Beobachtung:

Partikelgleichung:

Reaktionsgleichung: