

Vorlesung zum Grundpraktikum im WS 2020/21

Säure-Base-Gleichgewichte

19. Oktober 2020





Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz (MWG)

Chemische Reaktionen sind in *geschlossenen* Systemen meist umkehrbar (reversibel).

Systeme unter thermodynamischer Sicht:

abgeschlossen (isoliert): weder Energie- (Wärme, Arbeit) noch Masseaustausch mit der Umgebung;

geschlossen: Energieaustausch mit der Umgebung ist möglich aber kein (!) Masseaustausch;

offen: Energie- und Masseaustausch mit der Umgebung sind möglich.



Wir betrachten die allgemeine Reaktion der Stoffe A und B miteinander unter Bildung der Produkte C und D. Als Vereinfachung soll angenommen werden, dass Hin- und Rückreaktion *in einem Schritt* verlaufen sollen. Somit werden vereinfachte Geschwindigkeitsgesetze formulierbar. Die Geschwindigkeit der Hinreaktion kann wie folgt formuliert werden: $v_H = k_H \cdot c(A) \cdot c(B)$.

Für die Rückreaktion gilt: $v_R = k_R \cdot c(C) \cdot c(D)$.

(k = Geschwindigkeitskonstante einer Reaktion)



Hat das chemische Gleichgewicht (GG) sich eingestellt, so gilt $v_H = v_R$. Hierbei handelt es sich um ein *dynamisches* GG, d.h., es stellt sich ständig neu ein, kein Stillstand! (Den Eindruck des Stillstandes hat man nur nach außen hin.) Pro Zeiteinheit wird nun stets soviel Produkt gebildet wie auch wieder zerfällt. Betrachtet man die Gesamtreaktion, gilt: $v(\text{gesamt}) = 0$.

Aus diesen Überlegungen leitet sich das MWG ab:

$$v(\text{gesamt}) = v_H - v_R = k_H \cdot c(A) \cdot c(B) - k_R \cdot c(C) \cdot c(D)$$

$$k_H \cdot c(A) \cdot c(B) = k_R \cdot c(C) \cdot c(D)$$

$$k_H / k_R = c(C) \cdot c(D) / c(A) \cdot c(B) \quad k_H / k_R = K_c$$



(K_c = GG-Konstante bezogen auf die Konzentrationen).

Weiterhin kann bei Gasreaktionen die GG-Konstante bezogen auf den Partialdruck verwendet werden (K_p). Wir besprechen am Beispiel der Ammoniaksynthese die Formulierung K_p und beachten, dass die Stöchiometriefaktoren der Reaktionspartner als Exponenten in die Formulierung des mathematischen Ausdrucks für das MWG eingehen.



Ein Konzentrations-Zeit-Diagramm ist z.B. im Kapitel zum GG im „Mortimer“ einzusehen. Wir besprechen kurz das Phänomen der Katalyse (positiv, negativ/Inhibitoren): ein Katalysator hat keinen Einfluss auf die Lage des GG, er kann lediglich die Einstellzeit für das GG beeinflussen, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt (positive K.) oder erhöht (negative K.).

Die GG-Lage kann durch drei Faktoren verschoben werden:

- a) Veränderung der Konzentrationen: z.B. Produkte aus dem GG entfernen \Rightarrow Neueinstellung GG, Neubildung von Produkt, bzw. Zufuhr von Ausgangsstoffen.
- b) Druckänderung bei Gasreaktionen: bei Volumenverminderung hoher Druck günstig.
- c) Änderung der Temperatur: Erhöhung von T begünstigt die endotherme Reaktion, Erniedrigung von T begünstigt die exotherme Reaktion.



Homogene Gleichgewichte: Säure-Base-Gleichgewichte

Säure-Base-Theorie nach Brønsted

- Säuren sind Protonen-Donatoren (HA):

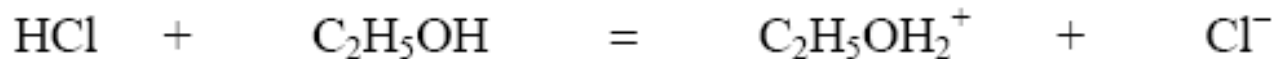
Stoffe oder Teilchen, die H-Atome aufweisen, und somit in Wasser Protonen abgeben können, wobei ein korrespondierendes Anion (A^-) gebildet wird.

Beispiel: Chlorwasserstoff (Hydrogenchlorid) wird in Wasser gelöst, dabei bilden sich H_3O^+ -Ionen (Oxoniumionen oder auch Hydroniumionen genannt).

Beachten Sie dabei folgendes: das H_3O^+ -ion ist als einzelnes Ion nur kurzzeitig existent (Lebensdauer ca. 10^{-13} s). Es erfolgt ein rascher Übergang dieses Protons auf andere Wassermoleküle und höhere Aggregate, wie z.B. $H_9O_4^+$ (vier Wassermoleküle bilden einen „Cluster“, von dem das Proton gebunden wird), sind nun langlebigere Spezies in der Lösung.



Die Abgabe von Protonen ist nicht streng auf das Lösungsmittel Wasser begrenzt zu sehen, auch in Ethanol kann HCl Protonen abgeben:



In unseren nachfolgenden Betrachtungen soll aber nur Wasser als Lösungsmittel eine Rolle spielen.

- Basen sind Protonen-Akzeptoren (B):

Stoffe oder Teilchen, die H^+ -Ionen aufnehmen können, wobei das korrespondierende Aggregat HB^+ entsteht.

Reagiert HA mit B zu HB^+ und A^- , so sprechen wir von einem korrespondierenden (konjugierten) Säure-Base-Paar (reversible Protonenübertragung).



Grundregel:

Je leichter eine Säure (Base) ein Proton abgibt (aufnimmt), um so stärker ist sie, und um so schwächer ist ihre korrespondierende Base (Säure).

*Ampholyte:*

Stoffe, die sich gegenüber einer starken Base wie eine Säure verhalten, *oder* sie übernehmen von einer starken Säure ein Proton.

Protolyse-GG des Wassers: pH-Wert:

Wasser reagiert mit sich selbst unter Bildung von Oxonium- und Hydroxid-ionen

Das MWG angewendet auf dieses Protolyse-GG ergibt das Ionenprodukt des Wassers: eine Konstante, nämlich $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ (bei 25 °C).

Das GG ist stark temperaturabhängig, z.B. gilt bei 100 °C:

$$K_w = 59.29 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}.$$

Definition des pH-Wertes: $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$

wichtige Beziehung: $\text{pH} + \text{pOH} = 14 = \text{p}K_w$



- *Berechnung des pH-Wertes für starke und schwache Säuren bzw. Basen*

starke Säure (vollständig dissoziiert/protolysiert):

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] / \text{mol.L}^{-1}$$

starke Base (vollständig dissoziiert/protolysiert):

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] / \text{mol.L}^{-1}$$

schwache Säure (unvollständige Protolyse):

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \lg [\text{HA}]) \quad [\text{HA}] = c_0 \text{ (Ausgangskonzentration)}$$

schwache Base (unvollständige Protolyse):

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg [\text{B}]) \quad [\text{B}] = c_0 \text{ (Ausgangskonzentration)}$$



- *Ableitung der Säure- bzw. Basekonstante*

Säurekonstante (K_S):

Anwendung des MWG auf die Reaktion $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

ergibt für verdünnte Lösungen ($[\text{H}_2\text{O}] = \text{konstant}$)

$$K_S = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-] / [\text{HA}].$$

Basekonstante (K_B):

Anwendung des MWG auf die Reaktion $\text{B} + \text{H}_2\text{O} = \text{HB}^+ + \text{OH}^-$

ergibt für verdünnte Lösungen ($[\text{H}_2\text{O}] = \text{konstant}$)

$$K_B = [\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{B}].$$

Es gelten die Beziehungen:

$$pK_S = -\lg K_S \quad \text{und} \quad pK_B = -\lg K_B.$$

Für ein konkretes Säure- und Base-Paar gilt: $pK_S + pK_B = 14$ (s. Tabelle).



Auswahl wichtiger Säure- und Base-Konstanten:

Säure	Base	K_S	pK_S	pK_B
<i>starke Säure / äußerst schwache Base:</i>				
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10 ⁹	- 9	~ 23
HCl	Cl ⁻	10 ⁶	- 6	~ 20
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10 ³	- 3	~ 17
H ₃ O ⁺	H ₂ O	10 ^{1,75}	- 1,75	15,75
HNO ₃	NO ₃ ⁻	10 ^{1,3}	- 1,3	15,3
HClO ₃	ClO ₃ ⁻	10 ⁰	0	14



mittelstarke Säure / sehr schwache Base:

HSO_4^-	SO_4^{2-}	$10^{-1,92}$	1,92	12,08
H_3PO_4	H_2PO_4^-	$10^{-1,96}$	1,96	12,04
HF	F^-	$10^{-3,14}$	3,14	10,86
HCOOH	HCOO^-	$10^{-3,70}$	3,70	10,30

schwache Säure / mittelstarke bis schwache Base:

CH_3COOH	CH_3COO^-	$10^{-4,75}$	4,75	9,25
„ H_2CO_3 “	HCO_3^-	$10^{-6,50}$	6,50	7,50
H_2S	HS^-	$10^{-7,00}$	7,00	7,00
H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	$10^{-7,10}$	7,10	6,90
NH_4^+	NH_3	$10^{-9,20}$	9,20	4,80
HCN	CN^-	$10^{-9,40}$	9,40	4,60
HCO_3^-	CO_3^{2-}	$10^{-10,40}$	10,40	3,60



äußerst schwache Säure / starke bis sehr starke Base:

HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	$10^{-12,30}$	12,30	1,70
H_2O	OH^-	$10^{-15,75}$	15,75	-1,75
OH^-	O^{2-}	$10^{-24,00}$	24,00	-10,00



- *Mehrwertige (mehrbasige) Säuren am Beispiel der H_3PO_4*

Hier liegt eine sogenannte dreibasige Säure vor (drei Hydroxogruppen in der ausführlichen Molekülstrukturformel). Für die stufenweise Abspaltung von Protonen lassen sich drei Protolysereaktionen formulieren. In der ersten Stufe wird Dihydrogenphosphat ($H_2PO_4^-$, ein sog. primäres Phosphat, 1°) gebildet. Dieses kann in einer weiteren Stufe erneut ein Proton abgeben und ergibt das Hydrogenphosphat (HPO_4^{2-} , ein sog. sekundäres Phosphat, 2°). Schließlich wird in einer dritten Stufe das letzte Proton unter Bildung des (Ortho)phosphats, PO_4^{3-} , abgegeben.



Generelle Regel für mehrbasige Säuren: Die Abspaltung des ersten Protons erfolgt meist leicht und vollständig. Die weiteren Protonen werden viel schwerer und nur unvollständig abgespalten. Für die H_3PO_4 werden drei pK_S -Werte gefunden (s. Tabelle) und es gilt $\text{pK}_{\text{S}1} < \text{pK}_{\text{S}2} < \text{pK}_{\text{S}3}$ (im Prinzip für alle mehrbasigen Säuren, vgl. auch noch Tabelle für H_2SO_4).

Puffersysteme (nur mit schwachen Säuren!)



- pH-Wert-Abhängigkeit von Säure-Base-GG

Pufferwirkung, Puffergleichung nach *Hasselbalch/Henderson*

Prinzip: Bei annähernd gleichen Konzentrationen eines Gemisches einer schwachen Säure und seines korrespondierenden Salzes bleibt im verwendeten Puffersystem der pH-Wert bei Zugabe von Säure (bzw. Base) nahezu konstant (Pufferbereich).

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg [\text{Salz}]/[\text{Säure}] = \text{pK}_s - \lg [\text{Säure}]/[\text{Salz}]$$



Auswahl des Pufferbereiches:

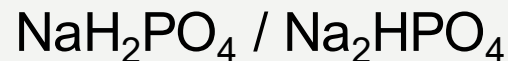
- Über den pK_s - Wert der (schwachen!) Säure
(Pufferbereich i.d.R. 2 pH-Einheiten)

Acetatpuffer:



pH-Bereich 4.50 bis 5.00 ($pK_s = 4.75$)

Phosphatpuffer:



pH-Bereich ≈ 7.00 ($pK_s = 7.21$, Na_2HPO_4)

Ammoniakpuffer.



pH-Bereich 9.00 bis 9.50 ($pK_s = 9.25$)

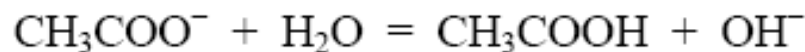
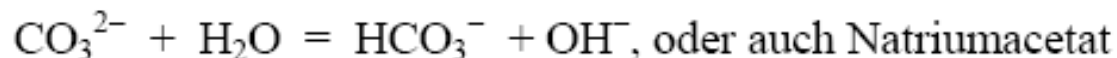


- Protolyse von Salzen in wässriger Lösung

Werden Salze in Wasser gelöst, so können Protolysereaktionen stattfinden. Abhängig sind diese vom Umstand, aus welchen Bestandteilen sich das Salz zusammensetzt.

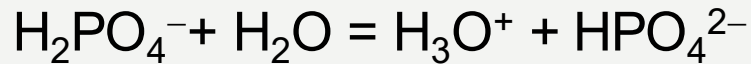
A) Beispiel: NaCl (Salz einer starken Säure und einer starken Base), in diesem Fall wird eine neutrale Reaktion beobachtet (vgl. auch Titrationskurve, Äquivalenzpunkt am Neutralpunkt).

B) Salze, deren Anionen infolge von Protolyse mit Wasser OH⁻-Ionen bilden (ANION-BASEN), Bsp.: Na₂CO₃ reagiert in Wasser stark basisch (Salz einer schwachen Säure und einer starken Base, vgl. auch Titrationskurve, Äquivalenzpunkt im basischen Bereich).

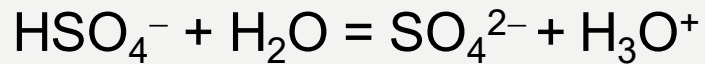




C) Salze, deren Anionen infolge von Protolyse mit Wasser Oxonium-Ionen bilden (ANION-SÄUREN), Bsp. Dihydrogenphosphat:

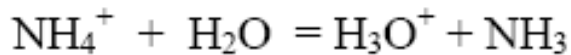


oder Hydrogensulfat:

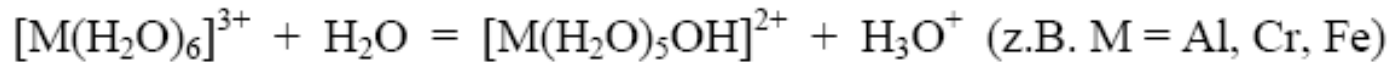




D) Salze, deren Kationen infolge von Protolyse mit Wasser H_3O^+ -Ionen bilden (KATION-SÄUREN), Bsp.: Ammoniumchlorid



Zu den Kation-Säuren gehören auch zahlreiche Hexaaquakomplexe der Übergangsmetallionen (oder auch Hauptgruppenelementkationen wie z.B. Al^{3+})



Ursache: Das hochgeladene Zentralatom “stößt die Protonen ab”.)



Überlegung: 1 L einer 1m HCl soll mit 1 m NaOH titriert werden:

pH-Veränderung erford. NaOH [mL] NaOH-Verbrauch [%]

(von/bis)

0 bis 1	900	90
1 bis 2	90	99
2 bis 3	9	99.9
3 bis 4	0.9	99.99
4 bis 5	0.09	99.999
5 bis 6	0.009	99.9999
6 bis 7	0.0009	100

Wie sieht eine derartige Titrationskurve aus?

Anmerkung: Näherungsbetrachtung, da Verdünnung beachtet werden muss!

Titrationsskurve: starke Säure vs. starke Base

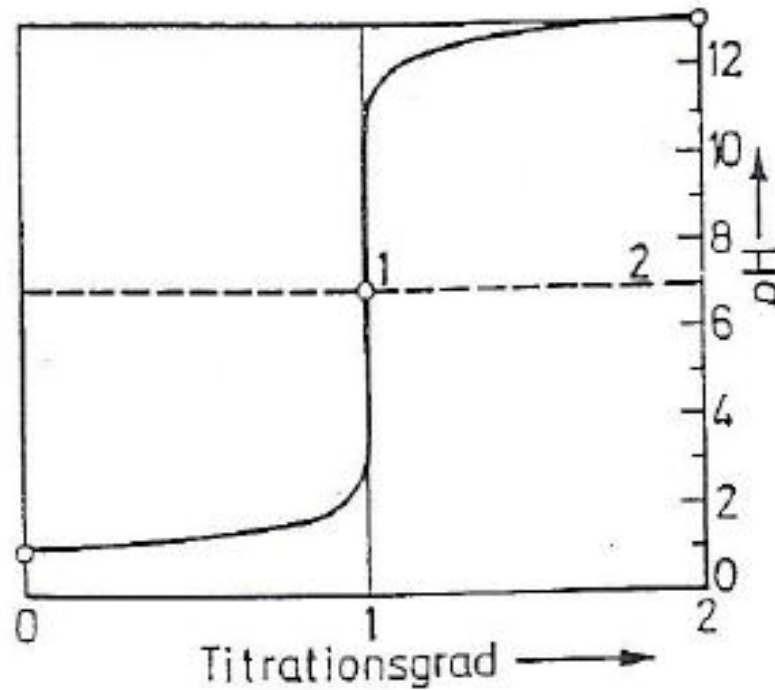
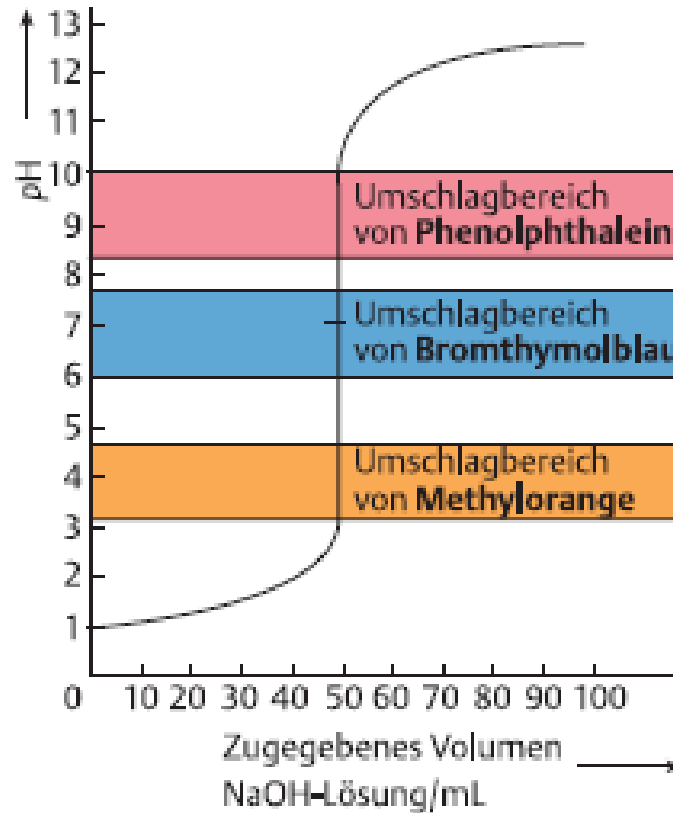


Abb. 121. pH-Diagramm zur
Titration von sehr starken
Säuren mit sehr starken
Basen. 0,1 N HCl/0,1 N NaOH

Titrationsskurve: Frage des Indikators



18.1 Titrationsskurve für die Titration von 50,0 mL HCl (0,100 mol/L) mit NaOH (0,100 mol/L).

Titration curve: schwache Säure vs. starke Base

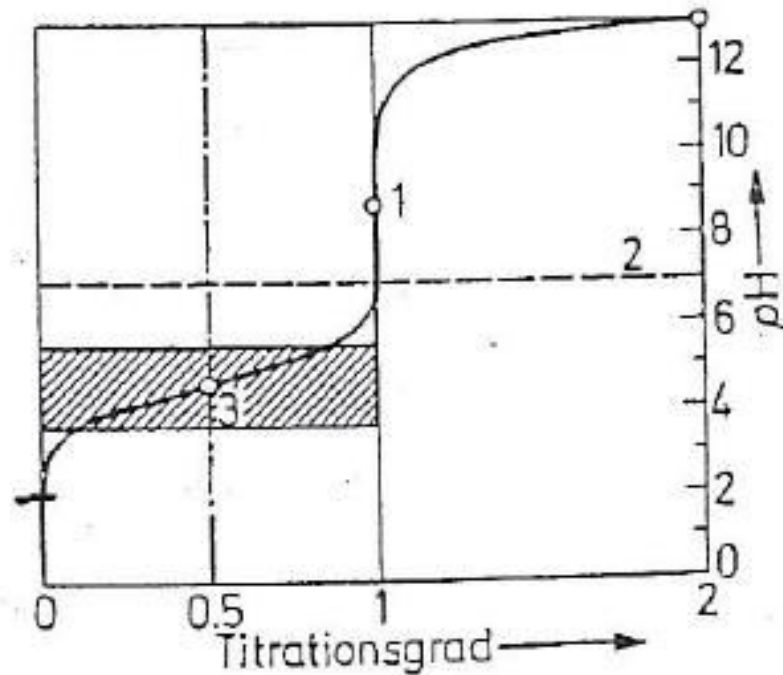
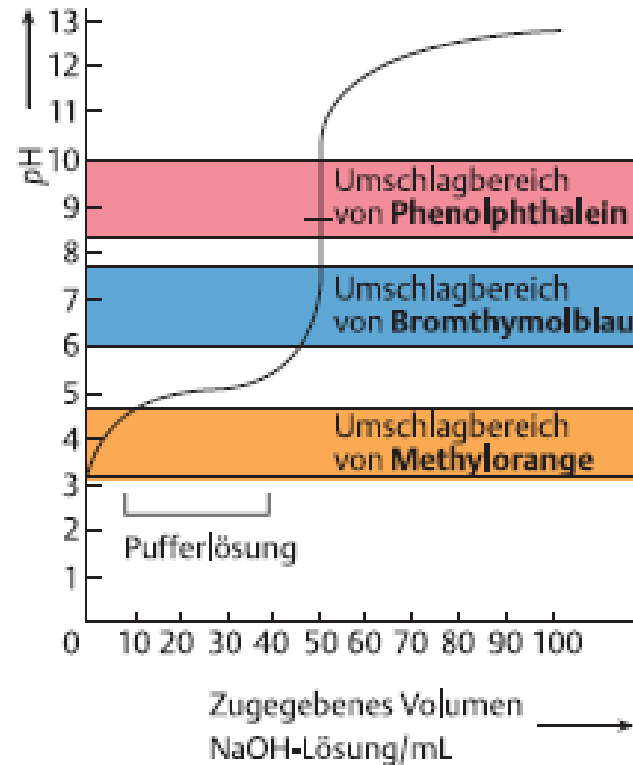


Abb. 123. pH-Diagramm zur Titration einer 0,1 M Lösung von CH_3COOH mit einer sehr starken Base

Titrationsskurve: Frage des Indikators (ungenauere Kurve!)



👁 18.2 Titrationsskurve für die Titration von 50,0 mL Essigsäure (0,100 mol/L) mit Natronlauge (0,100 mol/L).

Titration curve: schwache Base vs. starke Säure

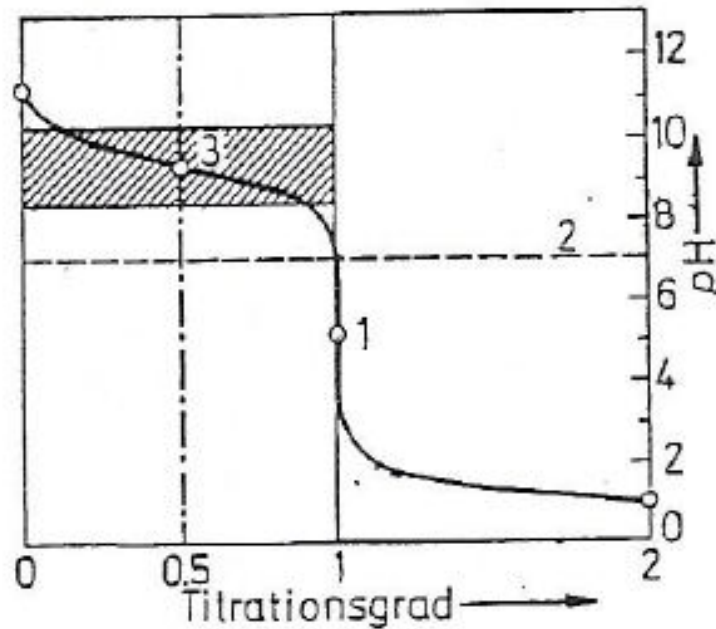
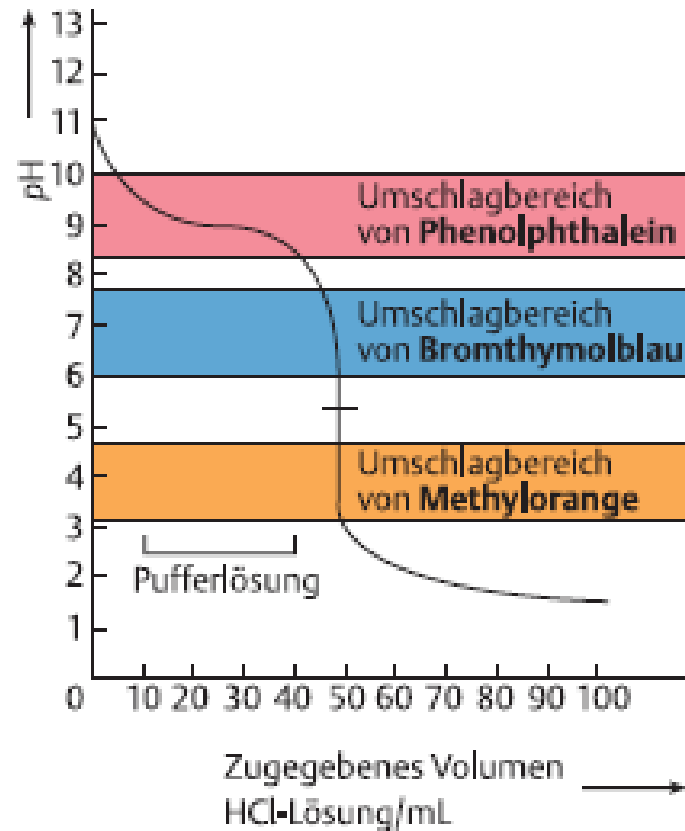


Abb. 122. pH-Diagramm zur Titration einer 0,1 M Lösung von NH₃ mit einer sehr starken Säure

Titrationsskurve: Frage des Indikators (ungenauere Kurve!)



18.3 Titrationsskurve für die Titration von 50,0 mL Ammoniak-Lösung (0,100 mol/L) mit Salzsäure (0,100 mol/L).



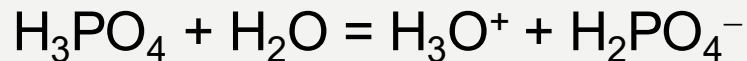
Phosphorsäure ist eine dreiprotonige (bzw. dreibasige) Säure:
 H_3PO_4 oder besser $(\text{O})\text{P}(\text{OH})_3$

Lewisformel bitte ohne P-O-Doppelbindung schreiben, daher
ergeben sich Formalladungen!

(Alkalimetrie: eine unbekannte Säurelösung wird mittels einer Base-
Maßlösung bestimmt.)

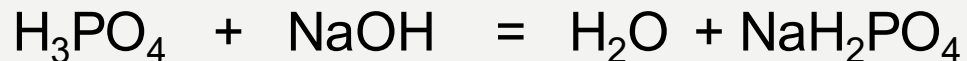


1. Protolysestufe ($pK_s = 1.96$, schwache Säure?)



-dihydrogenphosphat, primäres Phosphat (1°)

97.998 g 40.00 g



Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 4.50$

Indikatoren:

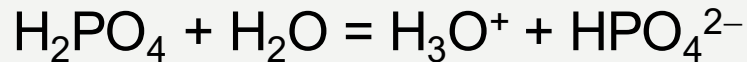
Methylorange (rot \rightarrow gelb) / Bromkresolgrün (gelb \rightarrow blaugrün)

Berechnung: 1 mL 0.1 m NaOH \Rightarrow 9.80 mg H_3PO_4

(Äquivalent: $z = 1$)

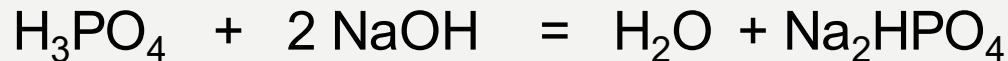


2. Protolysestufe ($pK_s = 7.10$, schwache Säure)



-hydrogenphosphat, sekundäres Phosphat (2°)

97.998 g



Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 9.30$

Indikatoren:

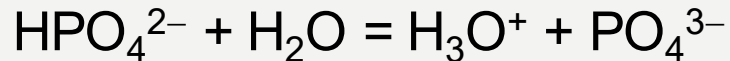
Phenolphthalein (farblos \rightarrow rosa) / Thymolphthalein (farblos \rightarrow blau)

Berechnung: 1 mL 0.1 m NaOH \Rightarrow 4.90 mg H_3PO_4

(Äquivalent: $z = 2$)

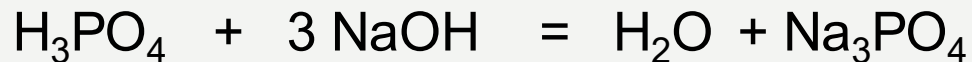


3. Protolysestufe ($pK_s = 12.30$, sehr schwache Säure)



-orthophosphat, tertiäres Phosphat (3°)

97.998 g



Äquivalenzpunkt : schlecht definiert, Säurestärke zu gering!

Indikatoren: keine

Berechnung: 1 mL 0.1 m NaOH \Rightarrow 3.27 mg H_3PO_4

(Äquivalent: $z = 3$)



REGEL: Mehrbasige Säuren sind prinzipiell getrennt titrierbar, wenn die einzelnen pK_s -Werte mindestens jeweils 4 Stufen auseinander liegen („passt“ hier: $1.96 < 7.10 < 12.30$)

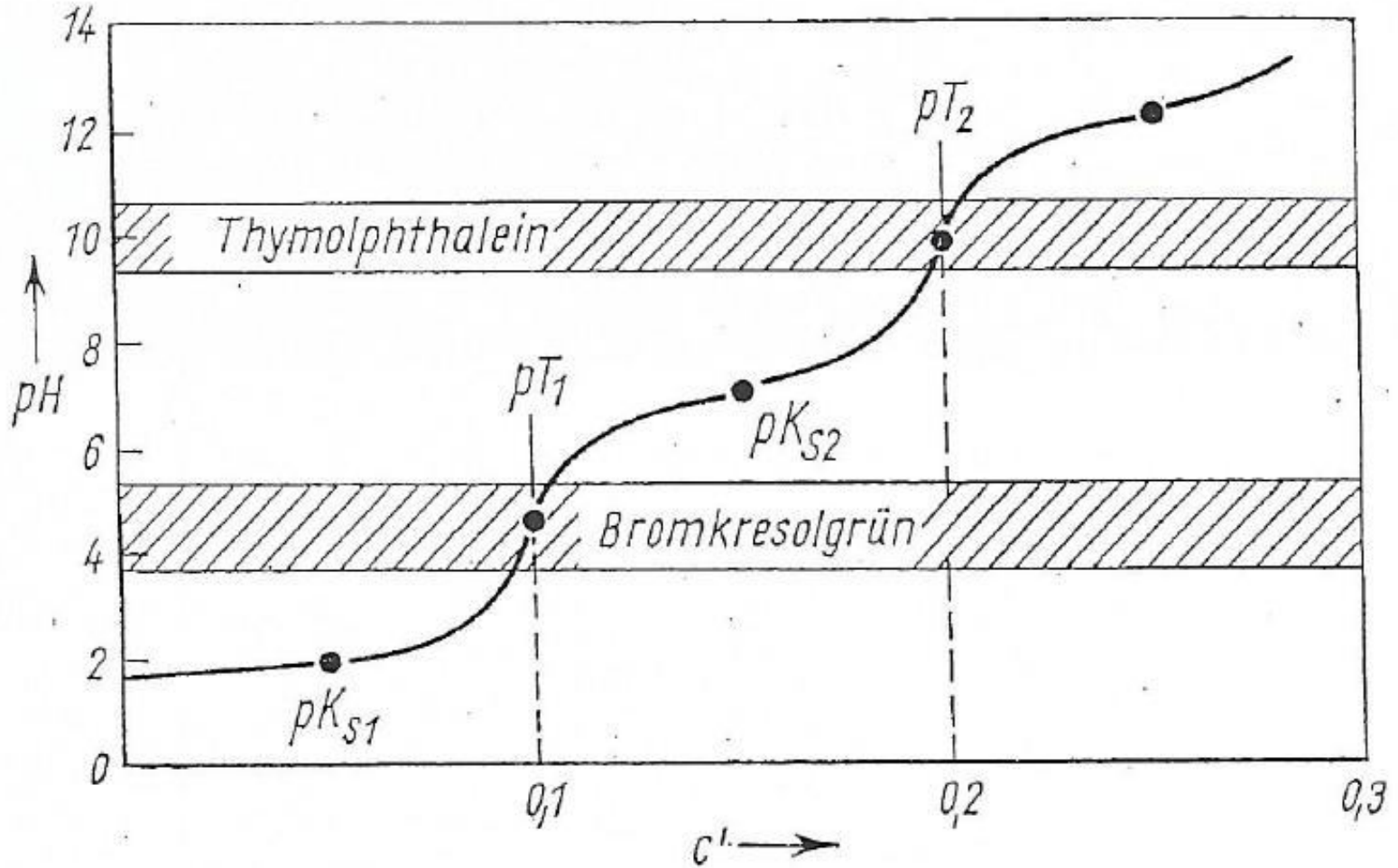
Im Fall der Phosphorsäure ist die **3. Stufe nicht titrierbar** (Problem des undefinierten Äquivalenzpunktes und des Indikators).

Sind die Lösungen CO_2 -haltig, so fallen die Werte auf der 2. Stufe zu hoch aus!

Aber auch die **2. Stufe ist problematisch:**

- unverdünnte Proben titrieren
- Beim Titrieren erwärmen, um CO_2 auszutreiben!
- Ionenstärke in der Lösung erhöhen

Phosphorsäure: Titrationskurve (hier 0.1 m)





Startpunkt der Titration:

$$C_0 = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg C_0) = \frac{1}{2} [1.96 - \lg(0.1)] = 1.48 \text{ (vgl. Kurve!)}$$

Am ersten Pufferpunkt gilt:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg\left(\frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}\right)$$

$$\text{pH} = 1.96 + \lg\left(\frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}\right) = 1.96$$

Für Berechnungen: im 1. Pufferbereich ($\text{pH} = \text{p}K_s \pm 1.00$) kann stets mit der Puffergleichung gerechnet werden (prinzipiell auch in den anderen zwei Pufferbereichen).

Musterprotokoll: Salzsäure

Analyse: Salzsäure-Bestimmung (Versuch 3,7)

Datum: 12.11.2020

Abweichung (mg): bis 1, Note 1; bis 2, Note 2; bis 3, Note 3; bis 4, Note 4

Bestimmungsmethode/Reaktionsgleichung:

Säure/Base-Titration (Alkalimetrie)



Berechnung des maßanalytischen Faktors:

$$\text{NaOH} (\kappa = 0,1 \text{ mol/L}) \triangleq \kappa (\text{NaOH}) \cdot M (\text{HCl}) =$$

$$0,1 \text{ mol/L} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 3,646 \text{ g HCl/L (NaOH)}$$

Verbrauch an Maßlösung: $\Rightarrow 1 \text{ mL } 0,1 \text{ M NaOH} \triangleq 3,646 \text{ mg HCl}$

$$V_1 = 6,28 \text{ mL}$$

$$\text{Mittelwert: } 6,30 \text{ mL}$$

$$V_2 = 6,30 \text{ mL}$$

$$V_3 = 6,32 \text{ mL}$$

Konzentration der Maßlösung („Faktor“): $0,1 \text{ mol/L}$

Berechnung der Analysensubstanz im Maßkolben:

$$\left[\begin{array}{l} \text{Mittelwert Verbrauch} \\ \text{an NaOH} \end{array} \right] \cdot 3,646 \frac{\text{mg}}{\text{mL}} \cdot \left[\begin{array}{l} \text{Teilungsfaktor} \\ \text{der Probe} \end{array} \right]$$

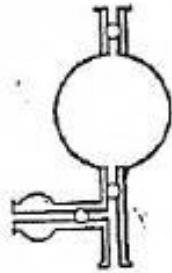
$$6,30 \text{ mL} \cdot 3,646 \frac{\text{mg}}{\text{mL}} \cdot \frac{25 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} = 229,7 \text{ mg}$$

Im Maßkolben befanden sich

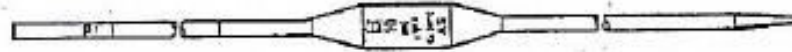
229,7

mg Salzsäure.

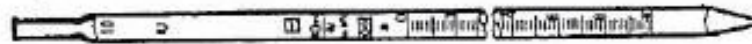




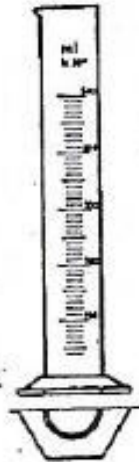
Peleusball



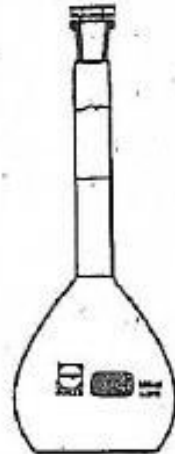
Vollpipette



Meßpipette



Meßzylinder



Meßkolben



Bürette



Grundregeln für die Maßanalyse

(für jeden Saal steht ein „Jander/Blasius“ zur Verfügung (15. Auflage: S. 351 – 353).

- **Keine beschädigten Glasgeräte verwenden!**
- **Geräte der Maßanalyse nie im Trockenschrank trocknen, Aceton zum Trocknen verwenden! Geräte müssen sauber, trocken und fettfrei (!) sein!**
- **Pipettierhilfe (Peleus-Ball) verwenden, niemals mit dem Mund ansaugen (Verätzungsgefahr!). Mit der Pipette immer tief in die Lösung eintauchen, um das Ansaugen von Luft zu vermeiden!**
- **Meßkolben bis zur Eichmarke unter horizontaler Beobachtung bis zur Eichmarke auffüllen (tiefste Meniskusstelle!**



- **Pipetten und Büretten sind auf Auslauf geeicht:**
(Kennzeichnung Ex, früher A). Pipetten deshalb nicht (!) ausblasen. Zur definierten Entleerung der Vollpipette die Spitze der ausgelaufenen Pipette nach 15 s Wartezeit unter Drehen an der Gefäßwand abstreichen!
- **Meßkolben nach Auffüllung bis zur Eichmarke zur Durchmischung gründlich (!) umschütteln; Beachten: alle Geräte sind temperaturgeeicht!**
- **Büretten sollten vor Befüllung trocken sein! (evtl. Bürette längere Zeit mit der zu benutzenden Maßlösung spülen).**
- **Tropfen aus Bürette an Erlenmeyerkolbenwand mit Wasser aus der Spritzflasche in die Lösung spülen!**

Ruhig und gewissenhaft arbeiten, keine Hektik verbreiten!!

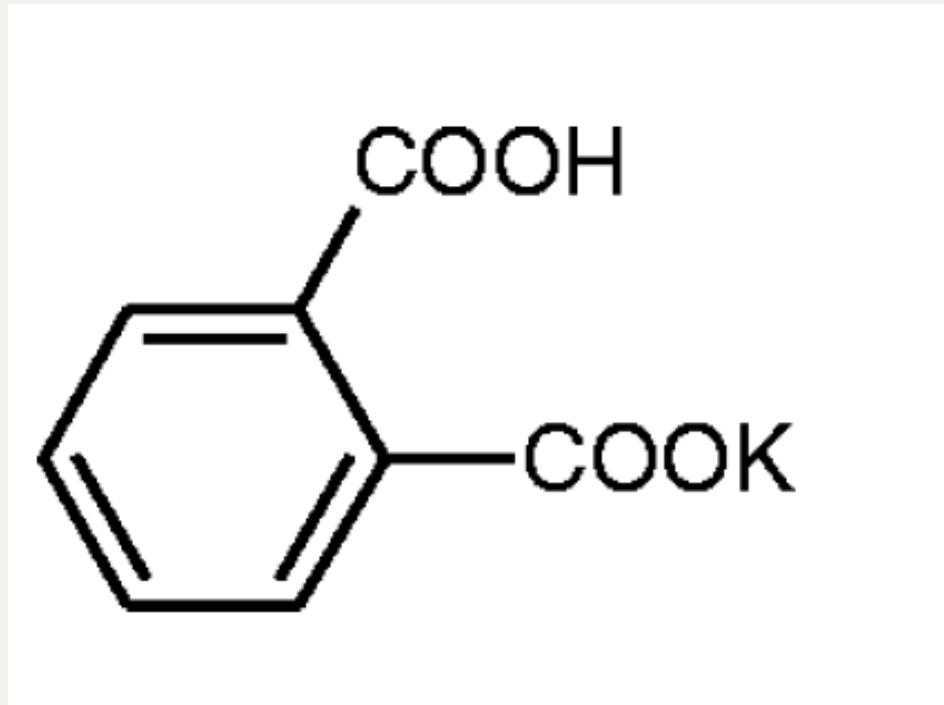


Anforderungen an Urtiter-Substanzen:

- definiert zusammengesetzt und hohe Reinheit (p.a.)
- unbegrenzt haltbar, nicht hygroskopisch
- keine Reaktion mit der Luft (O_2 , H_2O , CO_2)
- einheitliche (schnelle) Reaktion mit der Titerlösung
- möglichst hohes Äquivalentgewicht (geringer Wägefehler!)

Vgl. auch: Jander-Blasius (Praktikumsbuch) **2005**, S. 384.

Urtiter: Kaliumhydrogenphthalat (KHP)





M (KHPH) = 204.22 g/mol $C_8H_5KO_4$

Ansetzen der Ur-titer-Substanz nach der Vorschrift V.3.6 auf S. 36 des aktuellen Praktikumsskriptes zum Liebig-Lab-Vorkurs.

Beachten Sie, dass Sie diese Lösung in einem 250-mL-Maßkolben ansetzen! Entgegen der Vorschrift dort sollte die Ur-titer-Lösung 0.1 molar angesetzt werden! Sie müssten sonst bei einer 0.05 m-angesetzten Lösung ihre Bürette während der Bestimmung noch einmal füllen. Das wird ungenau und sollte unbedingt vermieden werden.

Viel Erfolg beim Titrieren!



Ich habe **fertig**.