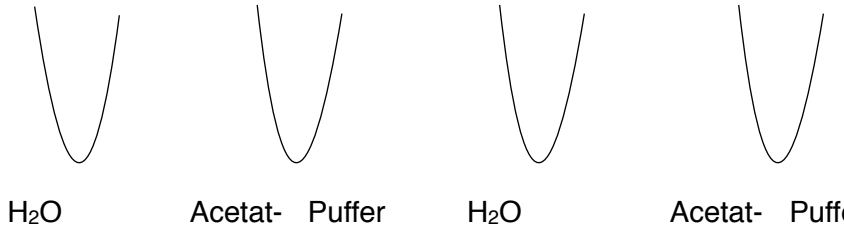
2.8 „Chemische Stoßdämpfer“ Puffersysteme

V: pH- Messung eines Gemisches aus HAc^-/AC^- nach Säure- bzw Basen Zugabe; n(NaAc) = n(HAc) —> Acetat-Puffer.



Die ersten beiden wird HCl. In den zweiten NaOH gegeben.

B: pH-Änderung bei den Pufferlösungen geringer als in reinem Wasser.

E: Säurezugabe $Ac^- + H_3O^+$ —> $HAc + H_2O$

Pufferung von H_3O^+ durch Bildung von HAc

Basenzugabe

$HAc + OH^-$ —> $AC^- + H_2O$

Pufferung von OH^- durch HAc^- Lösung

Puffergleichung - Gleichgewicht $HAc + H_2O$ —< $Ac^- + H_3O^+$

Ein Puffer ist eine Mischung aus einer schwachen Säure/Base und ihrer Korrespondierenden Base/Säure.

Pufferlösung können bei Säuren oder Basenzugabe pH-Änderungen in einem bestimmten Bereich ausgleichen

-Puffer enthalten ein korrespondierendes Säuren-Base Paare schwacher Säuren/Basen in gleicher Konzentration

<— Säure Zugabe H_3O^+

$HX + H_2O$ —><— $X^- + H_3O^+$

—> OH^- Basezugabe

Den pH-Wert einer Pufferlösung

$HAc + H_2O$ —><— $Ac^- + H_3O^+$

$K_S = c(Ac^-) * c(H_30^+) / c(HAc)$

$c(H_3O+) = Ks\ c(HAc)/c(Ac^-)$ Puffer $c(HAc)/c(Ac^-)$

pH=pKs

Acetatpuffer pH= pKs = 4,75

Mittwoch, 21. Januar 2015

Der PH-Wert einer Pufferlösung entspricht ungefähr dem pKs-Wert der schwachen Säure des Puffersystem.

Allgemeine Puffer-Gleichung HENDERSON-HASSELBACHGLEICHUNG

$pH=pKs-c(HA)/c(A^-)$ oder $pH=pKs+c(A^-)/c(HA)$

Argimin-Puffer (Blutproteine,Aminosäure)

$CNH_3^+COO^- + H_3O^+ \longrightarrow CNH_3^+COOH + H_2O$
$CNH_3^+COO^- + OH^- \longrightarrow CNH_2COO^- + H_2O$

Puffer im Boden

organische und anorganische Verbindungen, die „H^+“ aufnehmen können und damit einen saueren Eintrag abschwächen.
-Kohle-Carbonat-Puffer (pH 6,2- 8,4 neutral)
-H_2CO_3-Silikat-Puffer (pH 5,0- 6,2 „schwach sauer“)
-Kationen-Austauscher (pH 4,2- 5,0)
-Aluminium-Pufferbereich(pH 3- 4,2)

„Kalkreiche Böden sind reich an CO_3^{2-} und HCO_3^- - Ionen

$HCO_3^- + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O$

Beispielrechnungen Donnerstag, 22. Januar 2015

1 ml $c_0(HCl)$=1 mol/l und zu folgenden Lösungen gegeben:
a) zu 0,1 l dest H_2O ph=7
b) zu 0,1 l Essigsäure-Acetat-Pufferlösung mit $c_0(HAc)=c_0(Ac^-)$= 0,1 moll/l (=> ph=pks=4,75)

Wie ändert sich der pH-Wert

c= n/V Zur Vereinfachung, V(HCl) vernachlässigbar pH= -log $c_0(HCl)$
n(HCl)= 1 mol/l = 0,001 l = 0,001 mol
c(HCl)= 0,001 mol / 0,1 l = 0,01 mol/l
=> pH = -log 0,01 = 2
△7-2= 5

b) pH= 4,75 + log $c(Ac^-)$/ c(HAc)

Stoffmenge vor der Reaktion $n(Ac^-)$ = 0,1 mol/l + 0,01 mol
n(HAc) = 0,1 mol/l + 0,01 mol
Annahme: Alle H_3O^+ der Salzsäure reagieren mit den Ac^-Ionen zu HAc

Stoffmenge der Konzentration nach der Reaktion
$n(Ac^-)$= 0,01mol - 0,001 mol = 0,009 mol
n(HAc)= 0,01 mol + 0,001 mol = 0,011 mol

$n(Ac^-)$ = 0,009 mol = 0,09 mol/l
n(HAc) = 0,011 mol = 0,11 mol/l

△pH= 4,75 + 0,09 mol/l /0,11 mol/l = 4,66 = 0,09 Mittwoch, 28. Januar 2015

In einer Pufferlösung beträgt das Konzentrationverhältnis von Hydrogencarbonat-ionen zu Kohlensäure 20:1. Es soll der pH-Wert dieser Lösung berechnet werden. Der pKs wert der Kohlensäure beträgt 6,4

$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

pH= pKs+ log $c(HCO_3^-)/c(H_2CO_3)$ = 6,4+ log 20/1=7,70

zu einen 1 mol / l Accetatpuffer werden 0,05 NaOH zugesetzt berechnen sie die pH Wert der Pufferlösung

pH= pKs + log $c(Ac^-)$/ c(HAc)
pH= 4,75+ log 1 (mol/l)- 0,05 (mol/l) / 1 (mol/l) + 0,05 (Mol/l)
pH=4,79

2.9 Säure-Base-Titration

Prinzip: Die Neutralitation einer Säure (Base) durch eine Base (oder Säure) ergibt Salz und Wasser

$HCl_{(g)} = H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$
$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$n(H_3O^+) = n(HCl)$ $n(OH^-) = n(NaOH)$

$\longrightarrow H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O$ pH=7

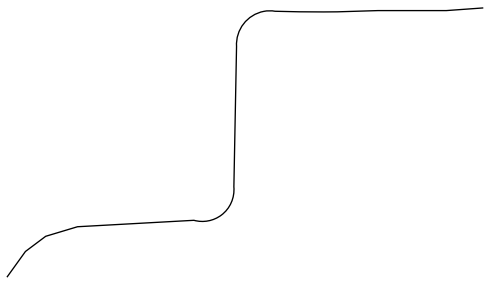
Die Säure Base Titration ist ein Maßanalytisches Verfahren zur Bestimmung der Konzentration von Säuren bzw Basen in einen Lösung.

Alkalimetrie: Konzentration Bestimmung einer Säure mittels Base
Acidimetrie Konzentration Bestimmung einer Base mittels Säure.

Die Bestimmung erfolgt durch Titration mit einer Maßlösung

z.B 0,1 mol/l NaOH
0,1 mol/l HCl

Untergliederung der Kurve



1) Startpunkt-pH-Wert im stark saueren Bereich, da nur HCl vorliegt. Ingsamer Anstieg des pH-Wertes, da zugegebene OH^- -Ionen mit H_3O^+ -Ionen zu Wasser reagieren $\longrightarrow c(H_3O^+)\downarrow$
2) -stark er pH-Wert Anstieg, bei gleichbleibenden Volumen
   -pH=7 Äquivalenzpunkt: $n(H_3O^+) = n(H_2O)$
   -Neutralisationspunkt und Äquivalenzpunkt auf den Blatt.
3) Anstieg des pH-Wertes wird geringer. Titrationskurve nähert sich den pH-Wert der Maßlösung

$NaAc \longrightarrow NA^+ + AC^-$
$Ac^- + H_2O \longrightarrow HAc + OH^-$

2.9.2 Tritation einer schwachen Säure mit einer starken Base. Donnerstag, 29. Januar 2015

Titrationskurve von HAc mit NAOH

100 ml Essigsäure c(HAc)=0,1 mol/l erden mit Natronlauge c(NaOH)=1mol/l titriert

$HAc + H_2O \rightleftharpoons AC^- + H_3O^+ \downarrow$
$OH^- \longrightarrow H_2O$

Berechnng der Titrationskurve

pH = 0,5*(pKs- log c(Säure)
pH = 0,5*(4,75-log 10^{-1}) = 0,5*5,75= 2,87

dann Veränderung von Ha zu Ac^- beachten

$K_s = c(H_3O^+ * c(Ac^-) / c (HAc)$

$c(H_3O^+) = k_s * c(HAc) / c(Ac^-)$ Hendon Hasselbach Gleichung pH= pKs - log c(HAc)/ $c(Ac^-)$

10 % Neutralitsation

c(HAc)-10% / $c(Ac^-)$+10%

= (0,1-0,01) / (0+0,01) = 0,09 / 0,01

pH= 4,75 - log 0,09/0,01

pH= 3,8

50 % Neutralitsation

c(HAc)-50% / $c(Ac^-)$+50%

pH = (0,1-0,05) / (0+0,05) = 0,05 / 0,05

pH= 4,75 - log 1

pH= 4,75

Am Halbäquivaenzpunkt pH=pKs

90 % Neutralitsation

c(HAc)-90% / $c(Ac^-)$+90%

pH = (0,1-0,05) / (0+0,05) = log (0,01 / 0,09)

pH= 4,75 + 0,95

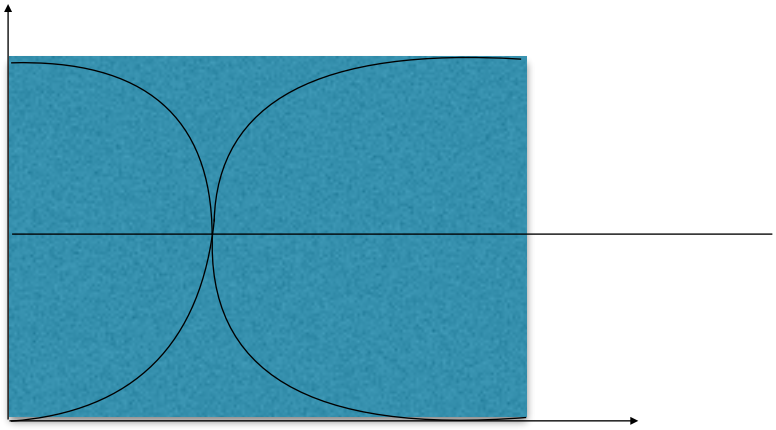
pH= 5,7

Am Aäquivalenzpunkt

$Ac^- + H_2O$
Lösung gegiert basisch, da Ac^- umstarke Base

Starke Säure + Starke Base

Mittwoch, 4. Februar 2015



Nach oben pH
nach rechts V(Tritant) in ml

Der Strich in der Mitte = pH 7 = Wasser $n(H_3O)=n(OH^-)$
Der Schnittpunkt ist der Aquivalenzpunkt

AP:$n(H_3O)=n(OH^-)$
$Ac^- + H_2O \rightleftharpoons HAc + OH^-$

0% Neutralisation	10% Neutralisation	50% Neutralitsation
$c(HAc)=c_0(HAc)$	$HAc+H_2O \rightleftharpoons -> Ac^- + H_3O^+ \downarrow$	
„keine“ H_3O^+-Ionen	$\downarrow$ $OH^- —> 2\ H_2O$	Am Äquivalenzpunkt
$HAc+H_2O \rightleftharpoons Ac^- + H_3O^+$	pKs-log(0,1-0,01)/0,01	pKs-log(0,1-0,05)/0,05
pH_{Anfang}=0,5*(pKs-log c_0(HAc))	pH_{Anfang}=0,5*(pKs-log c_0(HAc))	pH=pKs-log 1

Am Halbäquivalenzpunkt entspricht der pH-Wert den des pKs-Wertes!

folglich-„starker“ korrespondierende liegt for!

pOH=0,5(pKb-log $c(Ac^-)$

c_0(HAc)=0,1 mol/l
100% Neutralisation
c(HAc)=0 mol/l
$c(Ac^-)$=0,1 mol/l
pOH=0,5(9,25-log 0,1)
=0,5(9,25+1
pH=8,87 $\triangleq$ Äuqivalenzpunkt

2.9.3 Tritation einer nicht schwachen Base mit starker Säure

Abb 3 auf den Blatt

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$ am ÄP

$\downarrow$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

Fazit:
Bei einer Titration einer :
-schwachen Säure mit einer starken Base ist der ÄP in den Alkalischen Bereich verschoben
-schwachen Base mit einer starken Säure ist der ÄP in den Sauren Bereich verschoben.

2.9.4 Halbtitration

$\triangleq$ analytisches vorgehensweise, um die pKs Wert einer schwachen Säure experimentell zu bestimmen.
Titration: schwache Säure mit starker Base bis zum ÄP $\triangleq$ Neutralisation
-Halbtritation Zugabe von 0,5 V(Base) $\triangleq$ 50% Neutralisation —> Halbäquivalenzpunkt
$pH = pKs - \log \{c(HA)/c(A^-)\}$ es gilt $c(HA) = c(A^-)$
$pH = pKs$

2.9.5 Wahl des richtigen Indikator

Die es sich bei Säure-Base-Indikatoren um schwache org Säure bzw Basen handelt, gilt ebenfalls die Hendelson-Hasselbach Gleichung.

Gleichung: $HIndikator + H_2O \rightleftharpoons Indikator^- H_3O^+$

$pH = pKs - \log\{ c(HIndikator)/ c(Indikator^-) \}$

Die Konzentration der Base muss etwa das zehnfache der Indikator Säure betragen und umgekehrt, damit ein Farbumschlag für das Auge wahrnehmbar wird.

Ein Indikator hat einen Umschlagbereich von ca: pH=pKs(HIndikator) +/- 1