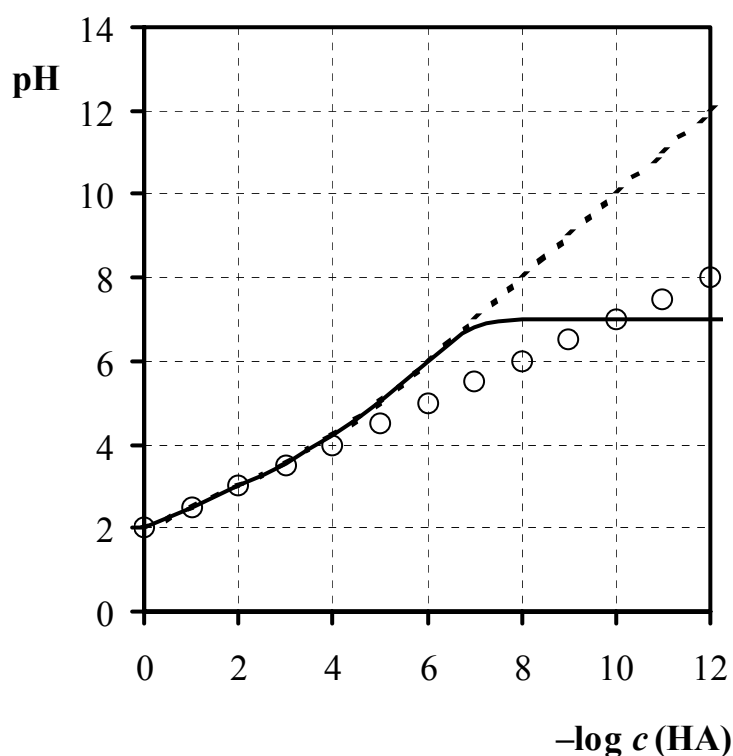




Obr. 4.3 Závislost vypočítané hodnoty pH slabé kyseliny ($pK = 4,0$) na záporném logaritmu celkové látkové koncentrace $c(\text{HA})$ exaktním vztahem (plná čára), se zanedbáním autoprotolýzy vody (tečkovaná čára) a se zanedbáním autoprotolýzy vody a disociace slabé kyseliny (kolečka)

vícesytné kyseliny

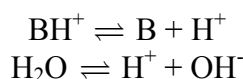
Případ slabých vícesytných kyselin H_2CO_3 a H_3PO_4 by se řešil obdobně, pouze by se pracovalo s větším počtem neznámých daným větším počtem probíhajících rovnováh.

Kyselina sírová je případ dvojsytné kyseliny, která disociuje do prvního stupně jako silná, do druhého stupně s disociační konstantou $K(\text{HSO}_4^-) = 10^{-2}$. Při nízkých koncentracích ji proto nelze považovat za dvojsytnou silnou kyselinu.

pH slabé jednosytné zásady

Při výpočtu pH slabé jednosytné zásady uvažujeme, že v roztoku je přítomna vedle iontů H^+ a OH^- elektroneutrální forma zásady B a protonizovaná forma zásady BH^+ .

1. krok: Probíhají následující reakce



2. krok: V roztoku se kromě molekul H_2O a B vyskytují ionty

H^+ , OH^- a BH^+ ; hledáme tedy čtyři neznámé koncentrace $[H^+]$, $[OH^-]$, $[BH^+]$, $[B]$.

3. krok: Látková bilance slabé kyseliny $c(B) = [BH^+] + [B]$

4. krok: Rovnováhy

$$K_v = [H^+].[OH^-]$$

$$K(BH^+) = \frac{[B].[H^+]}{[BH^+]}$$

5. krok: Podmínka elektroneutality

$$[H^+] + [BH^+] = [OH^-]$$

6. krok: Dosazením získáme opět kubickou závislost $[H^+]$ na $c(B)$

- přesné řešení

$$[H^+]^3 + \{K(BH^+) + c(B)\} \cdot [H^+]^2 - K_v \cdot [H^+] - K_v \cdot K(BH^+) = 0$$

- řešení se
zanedbáním
autoprotolýzy
vody

Zanedbáme-li autoprotolýzu vody, bude v 5. kroku $[H^+] \approx 0$. Tato aproximace platí pro koncentrace větší než $10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$. Po dosazení $[BH^+] = [OH^-]$ dostáváme:

$$K(BH^+) = \frac{[H^+] \cdot \{c(B) - [OH^-]\}}{[OH^-]} =$$

$$= \frac{[H^+] \cdot \left\{c(B) - \frac{K_v}{[H^+]}\right\}}{\frac{K_v}{[H^+]}} = \frac{[H^+]^2 \cdot \left\{c(B) - \frac{K_v}{[H^+]}\right\}}{K_v}$$

a řešíme kvadratickou rovnici ve tvaru

$$c(B) \cdot [H^+]^2 - K_v \cdot [H^+] - K(BH^+) \cdot K_v = 0$$

pro jejíž nezáporný kořen platí

$$[H^+] = \frac{K_v + \sqrt{K_v^2 + 4K(BH^+) \cdot K_v \cdot c(B)}}{2c(B)}$$

- řešení se
zanedbáním
autoprotolýzy
vody i
protonizace
zásady

Pokud zanedbáme protonizaci slabé zásady, tedy předpokládáme látkovou bilanci ve tvaru $c(B) = [B]$, dostaneme po dosazení

$$K(BH^+) = \frac{[H^+] \cdot c(B)}{[OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot c(B)}{\frac{K_v}{[H^+]}} = \frac{[H^+]^2 \cdot c(B)}{K_v}$$

a výsledný jednoduchý vztah

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K(BH^+) \cdot K_v}{c(B)}}$$

Tento vztah ovšem platí jen při pH dostatečně větším než $pK(BH^+)$, kdy protonizaci zásady lze zanedbat.

pH tlumivého roztoku

Tlumivý roztok (tlumič či pufr) je roztok schopný do určité míry eliminovat vliv přísad kyselin či zásad a zředování roztoku na hodnotu pH roztoku. Je tvořen slabým protolytem, u něhož jsou obě formy (konjugovaný pár) přítomny ve srovnatelných koncentracích. Hodnota pH tlumivého roztoku plyne z definice disociační konstanty po nahrazení rovnovážných koncentrací obou forem konjugovaného páru jejich celkovými koncentracemi

$$K(HA) = \frac{[H^+] \cdot c(A^-)}{c(HA)}$$

Odtud

$$[H^+] = K(HA) \frac{c(HA)}{c(A^-)}$$

Zlogaritmováním dostáváme vztah*

$$pH = pK(HA) - \log \frac{c(HA)}{c(A^-)}$$

Příkladem tlumivého roztoku je roztok směsi kyseliny octové a octanu sodného nebo roztok směsi amoniaku a chloridu amonného**.

Příklad 4.3

Roztok kyseliny mravenčí byl připraven takto: v odměrné baňce o objemu 250 ml bylo smíseno 20 ml roztoku $HCOOH$ o koncentraci $c_1 = 5,20 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$ a 60 ml roztoku $HCOOH$ o $c_2 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$. Odměrná baňka byla doplněna po rysku a promíchána. Jaké je pH tohoto roztoku? $K(HCOOH) = 1,77 \cdot 10^{-4}$

Řešení:

Koncentrace $HCOOH$ v odměrné baňce byla

$$c = \frac{c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2}{V} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2} \cdot 0,020 + 1,00 \cdot 10^{-1} \cdot 0,035}{0,25} = 1,80 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$$

* V literatuře je tento vztah označován jako Hendersonova-Hasselbalchova rovnice.

** Tato směs vznikne samozřejmě také částečnou neutralizací roztoku kyseliny octové pomocí $NaOH$, respektive částečnou neutralizací roztoku amoniaku pomocí HCl .

Vypočítanou koncentraci dosadíme do nejjednoduššího vztahu pro výpočet pH slabé kyseliny

$$\text{pH} = 0,5(\text{p}K - \log c) = 0,5(-\log 1,77 \cdot 10^{-4} - \log 1,80 \cdot 10^{-2}) = \mathbf{2,75}$$

Příklad 4.4

Vypočtete pH roztoku

a) směsi 0,25 molu CH_3COOH a 0,15 molu NaOH v 1000 ml vody,

b) téže směsi s přidavkem 0,01 molu HCl ,

c) 0,01 mol HCl v 1000 ml vody.

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Řešení:

a) Neutralizací vzniklo 0,15 molu CH_3COONa v roztoku zcela disociovaného na CH_3COO^- a Na^+ . Zbylo tedy 0,10 molu CH_3COOH , jejíž disociaci naopak zanedbáme. Dosadíme do vztahu pro disociační konstantu

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 0,15}{0,10} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

a odtud **pH = 4,93**.

b) Přidavkem 0,01 molu HCl se převede ekvivalentní látkové množství CH_3COO^- na CH_3COOH , tedy po dosazení

$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+](0,15 - 0,01)}{(0,10 + 0,01)}$$

a odtud **pH = 4,86**.

c) $\text{pH} = -\log c(\text{HCl}) = -\log 0,01 = \mathbf{2,00}$.

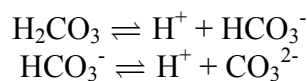
Srovnáním řešení jednotlivých částí zadání je patrné, že přidavek stejného množství silné kyseliny do roztoku tlumivého roztoku způsobí mnohem menší změnu pH, než kdyby byla kyselina přidána do vody.

Podobně se přidavkem malého množství vody do roztoku pufru nemění jeho pH, protože se nemění poměr koncentrací konjugované kyseliny a zásady. Naproti tomu zředování roztoku kyseliny či zásady vodou vede vždy k významné změně pH.

pH amfolytu

Amfolyt je látka, která se v roztoku chová zároveň jako kyselina i jako zásada. Výpočet pH amfolytu ukážeme na příkladu vodného roztoku NaHCO_3 .

Kyselina uhličitá je případ slabé dvojsytné kyseliny (H_2A), která disociuje ve dvou stupních



V tabulkách jsou disociační konstanty $\text{p}K(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,35$ a

$$pK(\text{HCO}_3^-) = 10,33.$$

Hydrogenuhlíčanový anion tedy může disociovat podle druhé rovnice nebo se může protonizovat (viz opačný průběh prvního disociačního stupně). Obě tyto reakce probíhají v roztoku současně a ustaví se rovnováha. Bez odvozování si uvedeme aproximativní vztah pro výpočet pH amfolytu

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K(\text{H}_2\text{A}) \cdot K(\text{HA}^-)}$$

Hodnota pH v této aproximaci nezávisí na celkové koncentraci amfolytu a je aritmetickým průměrem obou hodnot pK . Pro roztok hydrogenuhlíčitanu vychází $\text{pH} = 8,34$.

Shrnutí aproximativních vztahů pro výpočet pH

Typ protolytu	Vztahy		Podmínka platnosti	Jinak
silná jednosytná kyselina HCl	$[H^+] = c(HCl)$	$pH = -\log c(HCl)$	$c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$	řešení kvadratické rovnice
silná jednosytná zásada NaOH	$[H^+] = \frac{K_v}{c(NaOH)}$	$pH = pK_v + \log c(NaOH)$	$c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$	řešení kvadratické rovnice
slabá jednosytná kyselina	$[H^+] = \sqrt{K(HA) \cdot c(HA)}$	$pH = \frac{1}{2} \{pK(HA) - \log c(HA)\}$	$c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$ $c_{rel}^* \gg K(HA)$	řešení kvadratické rovnice (pokud platí $c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$), jinak řešení kubické rovnice
slabá jednosytná zásada	$[H^+] = \sqrt{\frac{K(BH^+) \cdot K_v}{c(B)}}$	$pH = \frac{1}{2} \{pK(BH^+) + pK_v + \log c(B)\}$	$c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$ $c_{rel} \gg K_v/K(BH^+)$	řešení kvadratické rovnice (pokud platí $c > 10^{-6} \text{ mol l}^{-1}$), jinak řešení kubické rovnice
tlumivý roztok	$[H^+] = \frac{c(HA)}{c(A^-)} \cdot \frac{c(B)}{c(BH^+)}$ $[H^+] = \frac{c(HA)}{c(A^-)} \cdot K$	$pH = pK(HA) - \log \frac{c(HA)}{c(A^-)}$	$pH \approx pK$	
amfolyt	$[H^+] = \sqrt{K(H_2A) \cdot K(HA^-)}$	$pH = \frac{1}{2} \{pK(HA^-) + pK(H_2A)\}$	přibližný vztah pro velké koncentrace amfolytu HA^- odvozeného od kys. H_2A	

Pro porovnání hodnot koncentrace s bezrozměrnou hodnotou disociační konstanty je třeba uvažovat relativní látkovou koncentraci.

Příklad 4.5

Vypočítejte pH roztoku, který vznikne smísením 1,0 ml roztoku HCl o pH = 2,0 a 3,0 ml roztoku HCl o pH = 3,0.

Řešení: 2,60

Příklad 4.6

Vypočítejte hodnotu pH roztoku vzniklého smísením

a) 10,0 ml roztoku NaOH a 5,0 ml roztoku HCl

b) 25,0 ml roztoku NaOH a 5,0 ml roztoku HCl

Koncentrace roztoků: $c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$; $c(\text{HCl}) = 0,03 \text{ mol l}^{-1}$.

Řešení: a) 2,48; b) 11,52

Příklad 4.7

Jsou dány disociační konstanty kyseliny octové ($K = 1,75 \cdot 10^{-5}$) a kyseliny chloroctové ($K = 1,36 \cdot 10^{-3}$).

a) Srovnajte pH obou roztoků, jestliže látková koncentrace obou kyselin je $c = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$.

b) Srovnajte stupně disociace obou kyselin při této koncentraci.

c) Jaké musí být koncentrace obou kyselin, aby oba roztoky měly pH = 3,0?

Zanedbejte autoprotolýzu vody (v řešení označeno jako „aprox1“) i disociaci slabé kyseliny v její látkové bilanci (v řešení označeno jako „aprox2“) a ověřte oprávněnost této druhé aproximace.

Řešení:

a)

pH	octová	chloroctová
aprox1	3,39	2,51
aprox2	3,38	2,43

b)

$[A^-]/c(\text{HA})$	octová	chloroctová
aprox1	$4,10 \cdot 10^{-2}$	$30,7 \cdot 10^{-2}$
aprox2	$4,18 \cdot 10^{-2}$	$36,9 \cdot 10^{-2}$

c)

$c(\text{HA})$	octová	chloroctová
aprox1	$5,81 \cdot 10^{-2}$	$17,4 \cdot 10^{-4}$
aprox2	$5,71 \cdot 10^{-2}$	$7,35 \cdot 10^{-4}$
disociaci HA zanedbat	lze	nelze

Příklad 4.8

Roztok silné kyseliny (HCl) a roztok slabé kyseliny (CH_3COOH) o $c = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$ (ad a) byl naředěn vodou (ad b) a poté bylo postupně přidáno malé množství NaOH (ad c) a malé množství HCl (ad d). Vypočítejte $[\text{H}^+]$ a pH

a) původních roztoků kyselin; vypočítejte také stupeň disociace obou kyselin.

b) po desetinásobném naředění roztoku dané kyseliny vodou; vypočítejte také stupeň disociace obou kyselin.

c) roztoku vzniklého smísením 100,0 ml roztoku kyseliny zředěného v bodě b s 6,0 ml roztoku NaOH o $c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$.

d) roztoku po dalším přidavku 4,0 ml roztoku HCl o koncentraci $c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$

$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Při výpočtu zanedbejte autoprotolýzu vody i disociaci slabé kyseliny v její látkové bilanci.

Řešení:

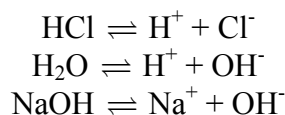
		HCl	CH ₃ COOH
a)	[H ⁺]	1,0.10 ⁻²	4,19.10 ⁻⁴
	pH	2,00	3,38
	[A ⁻]/c(HA)	1	4,19 . 10 ⁻²
b)	[H ⁺]	1,0.10 ⁻³	1,32.10 ⁻⁴
	pH	3,00	3,88
	[A ⁻]/c(HA)	1	1,32 . 10 ⁻¹
c)	[H ⁺]	3,77.10 ⁻⁴	1,17.10 ⁻⁵
	pH	3,42	4,93
d)	[H ⁺]	7,27.10 ⁻⁴	7,02.10 ⁻⁵
	pH	3,14	4,15

titrace silné kyseliny
silnou zásadou

Průběh titračních křivek neutralizačních titrací

Postup, obdobný jako byl použit při už výpočtu pH, si ukážeme na příkladu titrace silné jednosytné kyseliny HCl (titrovaná látka) pomocí silné jednosytné zásady NaOH (titrační činidlo).

1. krok: Probíhají následující reakce



2. krok: V roztoku se kromě molekul H₂O vyskytují ionty H⁺, Na⁺, OH⁻, Cl⁻.

3. krok: Látková bilance silné kyseliny $c(\text{HCl}) = [\text{Cl}^-]$
látková bilance silné zásady $c(\text{NaOH}) = [\text{Na}^+]$

4. krok: Rovnováha $K_v = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$

5. krok: Podmínka elektroneutality

$$[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$$

6. krok: Soustavu čtyř rovnic o čtyřech neznámých řešíme pro [H⁺]. Dosadíme do rovnice z 5. kroku za neznámé z rovnic ze 3. a 4. kroku

$$[\text{H}^+] + c(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) + \frac{K_v}{[\text{H}^+]}$$

a řešíme kvadratickou rovnici

$$[\text{H}^+]^2 + \{c(\text{NaOH}) - c(\text{HCl})\} \cdot [\text{H}^+] - K_v = 0$$

Pro koncentrace titrované látky a titračního činidla platí

$$c(\text{HCl}) = \frac{c_0(\text{HCl}) \cdot V_0}{V_0 + V}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c_0(\text{NaOH}) \cdot V}{V_0 + V}$$

kde $c_0(\text{HCl})$ a V_0 jsou výchozí látková koncentrace a objem titrované látky; $c_0(\text{NaOH})$ je látková koncentrace titračního činidla a V je objem přidaného titračního činidla.

V bodě ekvivalence, ve kterém platí $c(\text{NaOH}) = c(\text{HCl})$, přechází řešená kvadratická rovnice na tvar

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_v}$$

titrace silné zásady silnou kyselinou

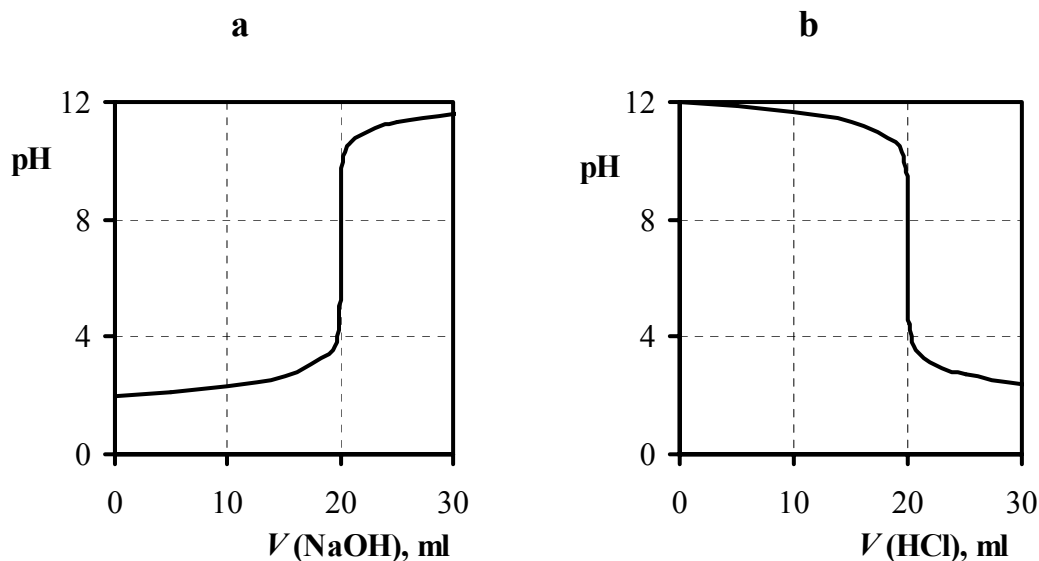
Pro titraci silné jednosytné zásady silnou jednosytnou kyselinou se řeší opět kvadratická rovnice jako v předchozím případě titrace silné kyseliny silnou zásadou. Pro koncentrace titrované látky (NaOH) a titračního činidla (HCl) platí

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c_0(\text{NaOH}) \cdot V_0}{V_0 + V}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{c_0(\text{HCl}) \cdot V}{V_0 + V}$$

kde $c_0(\text{NaOH})$ a V_0 jsou výchozí látková koncentrace a objem titrované látky; $c_0(\text{HCl})$ je látková koncentrace titračního činidla; V je objem přidaného titračního činidla.

Průběh neutralizačních titračních křivek je na obr. 4.4.

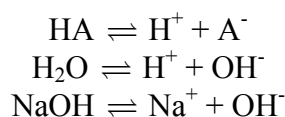


Obr. 4.4 Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci: a) silné kyseliny ($V_0 = 100$ ml, $c_0 = 0,01$ mol l⁻¹) silnou zásadou ($c_0 = 0,05$ mol l⁻¹); b) silné zásady ($V_0 = 100$ ml, $c_0 = 0,01$ mol l⁻¹) silnou kyselinou ($c_0 = 0,05$ mol l⁻¹)

titrace slabé kyseliny silnou zásadou

Při titraci slabé jednosytné kyseliny (HA) silnou zásadou (např. NaOH) je postup následující:

1. krok: Probíhají následující reakce



2. krok: V roztoku se kromě molekul H₂O vyskytují ionty H⁺, Na⁺, OH⁻, A⁻ a také nedisociované molekuly kyseliny HA.

3. krok: látková bilance slabé kyseliny a silné zásady

$$\begin{aligned} c(\text{HA}) &= [\text{HA}] + [\text{A}^-] \\ c(\text{NaOH}) &= [\text{Na}^+] \end{aligned}$$

4. krok: Rovnováhy

$$\begin{aligned} K_v &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] \\ K(\text{HA}) &= \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \end{aligned}$$

5. krok: Podmínka elektroneutality

$$[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

6. krok: Pro vyjádření [H⁺] dosazujeme opět do rovnice

z 5. kroku za neznámé z předchozích rovnic. Rovnovážná koncentrace $[A^-]$ se přitom dostane kombinací látkové bilance se vztahem pro disociační konstantu

$$[H^+] + c(Na^+) = \frac{c(HA)}{1 + \frac{[H^+]}{K(HA)}} + \frac{K_v}{[H^+]}$$

Je třeba řešit kubickou rovnici pro různé objemy V přidávaného titračního činidla. Pro koncentrace $c(NaOH)$ a $c(HA)$ v průběhu titrace platí stejné výrazy jako v případě titrace silné kyseliny.

Na obr. 4.5 je srovnání průběhu titrační křivky pro titraci silné kyseliny a dvou různě silných slabých kyselin. Zatímco hodnota pH v bodě ekvivalence u titrace silné kyseliny silnou zásadou je 7, při titraci slabých kyselin je v bodě ekvivalence roztok zásaditý – vzniká sůl slabé kyseliny a silné zásady, tedy slabá zásada. Ze vztahu uvedeného u slabých zásad lze vypočítat, že pro zadané údaje vychází koncentrace slabé zásady

$$c = 0,01 \cdot 0,100 / 0,12 = 0,00833 \text{ mol l}^{-1}$$

a odpovídající pH ≈ 8 pro $pK = 4$ a pH ≈ 9 pro $pK = 6$.

Čím slabší je totiž titrovaná kyselina, tím silnější zásadou je jí odpovídající konjugovaná zásada, tedy vznikající sůl.

volba indikátoru

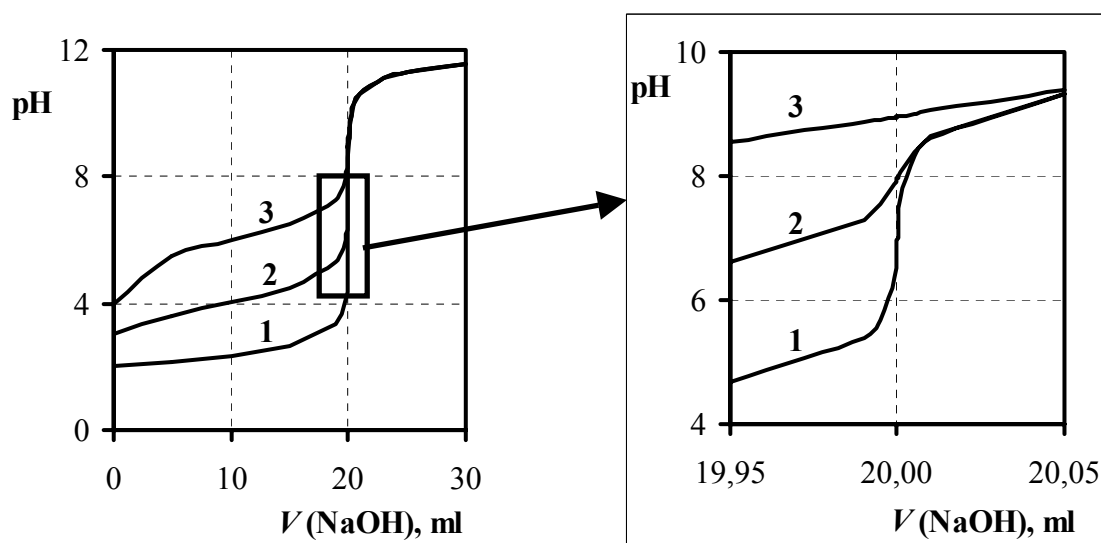
Volba indikátoru u neutralizační titrace je dána hodnotou pH v bodě ekvivalence.

Jak je vidět z obr. 4.5, je průběh titrace slabé kyseliny kolem bodu ekvivalence méně strmý než u silné kyseliny. To odpovídá i praktické zkušenosti při titraci. Zatímco u titrace silného protolytu dochází k barevné změně indikátoru jednou kapkou titračního činidla*, je u titrací slabých protolytů průběh pozvolnější. Použití vizuální indikace je tedy méně spolehlivé, často nepoužitelné. Použít lze potenciometrické měření pomocí skleněné elektrody a spotřebu činidla odpovídající bodu ekvivalence nalézt jako inflexní bod na průběhu experimentálně zjištěné titrační křivky.

funkční oblast indikátoru

Funkční oblast indikátoru je tabelovaný interval pH, ve kterém lze pozorovat barevnou změnu. Protože acidobazické indikátory jsou slabé protolyty, je funkční oblast indikátoru odvozena od jeho disociační konstanty.

* Titračním činidlem je vždy silný protolyt.



Obr. 4.5 Průběhy titračních křivek při titraci silné kyseliny (1) a slabých kyselin o $pK = 4,0$ (2) a $pK = 6,0$ (3) ($c_0 = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$, $V_0 = 100 \text{ ml}$) silnou zásadou ($c_0(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ mol l}^{-1}$). V rámečku vpravo je detail křivek v okolí bodu ekvivalence

Příklad 4.9

Pro hodnoty objemů a koncentrací z obr. 4.5 vypočítejte pH při $V = 19,97 \text{ ml}$ a $V = 20,03 \text{ ml}$ (tj. jednu kapku před a jednu kapku za bodem ekvivalence) při titraci silné kyseliny silnou zásadou.

Řešení:

Před bodem ekvivalence vypočítáme pH pro celkovou koncentraci nezneutralizované silné kyseliny:

$$c(\text{HA}) = (0,01 \cdot 0,1 - 0,05 \cdot 0,01997) / (0,1 + 0,01997) = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$$

čemuž odpovídá $\text{pH} = 4,9$.

Za bodem ekvivalence počítáme pro celkovou koncentraci nadbytečné silné zásady

$$c(\text{NaOH}) = 0,05 \cdot (0,02003 - 0,02) / (0,1 + 0,02003) = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$$

čemuž odpovídá $\text{pH} = 9,1$. Autoprotolýza vody byla v obou případech zanedbána.

Je vidět, že přidáním dvou kapek titračního činidla se při titraci silné kyseliny silnou zásadou mění pH o 4 jednotky. Pro takovou titraci lze použít jakýkoliv indikátor jehož funkční oblast leží v intervalu pH od 4,9 do 9,1, např. fenolftalein, k jehož barevné změně dochází v intervalu pH 8 až 9,8.

Příklad 4.10

Plynný NH_3 uvolněný z amonné soli byl jímán do předlohy s 50,0 ml H_2SO_4 o koncentraci $0,01 \text{ mol l}^{-1}$. Nadbytečná H_2SO_4 byla vytitrována 13,5 ml NaOH o koncentraci

0,015 mol l⁻¹. Vypočtete pH v bodě ekvivalence a pomocí analytických tabulek vyberte vhodný acidobazický indikátor.

Řešení: pH = 5,57; např. methylčerven (funkční oblast 4,4 – 6,3)

Příklad 4.11

Pro titraci kyseliny trihydrogenfosforečné do 1. a 2. stupně pomocí odměrného roztoku NaOH vyberte vhodný indikátor.

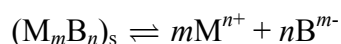
Řešení: pH₁ = 4,69 (např. bromkresolová zeleň nebo methylčerven);
pH₂ = 9,77 (např. fenolftalein nebo thymolftalein)

5. Srážecí rovnováhy

Rozpustnost ve vodě

Heterogenní rovnováhu, která se ustaví za konstantní teploty a tlaku v nasyceném roztoku málo rozpustné sloučeniny mezi přebytkovou tuhou fází a ionty v roztoku

součin
rozpustnosti
 K_s



charakterizuje součin rozpustnosti K_s

$$K_s = a^m(M^{n+}) \cdot a^n(B^{m-})$$

Rozpuštěná sloučenina se v roztoku vyskytuje ve formě iontů. Roztoky málo rozpustných látek jsou vždy velmi zředěné, a proto lze aktivity iontů nahradit příslušnými hodnotami rovnovážných koncentrací.

Hodnoty součinu rozpustnosti jsou za daných podmínek konstanty. Pro málo rozpustné látky jsou tabelovány, nejčastěji ve formě záporných dekadických logaritmů pK_s .

rozpustnost

Rozpustností rozumíme látkovou koncentraci rozpuštěné sloučeniny v nasyceném roztoku. Mezi touto koncentrací c a rovnovážnými koncentracemi iontů platí vztahy odpovídající stechiometrii dané sloučeniny. Pro obecnou sloučeninu $M_m B_n$ a její ionty M^{n+} a B^{m-} platí

$$\begin{aligned} [M^{n+}] &= m \cdot c(M_m B_n) \\ [B^{m-}] &= n \cdot c(M_m B_n) \end{aligned}$$

a odtud

$$K_s = \{m \cdot c(M_m B_n)\}^m \cdot \{n \cdot c(M_m B_n)\}^n$$