

<b>SEC IV.</b>	<b>Chemické reakcie, chemické rovnice</b>
<b>SEC IV. 2</b>	<b>Protolytické reakcie</b>

**Cieľové požiadavky:**

**Obsahový štandard:** Arrheniova teória kyselín a zásad. Brønstedova kyselina, Brønstedova zásada. Protolytická reakcia. Konjugovaný pár. Amfotérne látky. Silná a slabá kyselina, silná a slabá zásada. Autoprotolýza vody. pH, stupnica pH, kyslý, neutrálny a zásaditý roztok. Indikátor pH. Neutralizácia, soľ. Titrácia. Hydrolýza.

**Výkonový štandard**

- Vysvetliť rozdiel medzi Arrheniovou a Brønstedovou teóriou kyselín a zásad.
- Vymenovať príklady silných kyselín (napr. HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) a slabých kyselín (napr. H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) aj vo väzbe na hodnoty ich disociačných konštánt.
- Vymenovať príklady silných zásad (napr. NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>) a slabých zásad (napr. amoniak), aj vo väzbe na hodnoty ich disociačných konštánt.
- Opísať charakteristiky silných kyselín a zásad (úplná disociácia, veľké hodnoty K<sub>A</sub>, K<sub>B</sub>, veľmi dobrá schopnosť uvoľňovať, resp. prijímať, protón).
- Napísať k daným časticiam ich konjugovanú kyselinu, resp. zásadu.
- Napísať chemickú rovnicu autoprotolýzy vody a vyznačiť oxóniový kation a hydroxidový anión.
- Klasifikovať roztoky na kyslé, neutrálné a zásadité podľa hodnoty pH.
- Určiť pomocou indikátora pH roztoku.
- Vyhľadať údaje o hodnote pH roztokov potravín, potravín, telových tekutín a porovnať ich.
- Vypočítať pH pre silnú kyselinu a zásadu pri zadaní ich koncentrácie.
- Vysvetliť vplyv silných kyselín a zásad na ľudský organizmus.
- Napísať chemickú rovnicu neutralizácie.
- Vymenovať príklady praktického využitia neutralizácie a protolytických reakcií.
- Zrealizovať acidobázickú titráciu na základe zadania.
- Vymenovať aspoň tri rôzne spôsoby prípravy solí.
- Vysvetliť podstatu hydrolýzy solí a jej vplyv na pH roztokov týchto solí.
- Vymenovať príklady konkrétnych solí, ktoré hydrolyzujú za vzniku kyslého, neutrálného a zásaditého roztoku.
- Vysvetliť a dodržiavať zásady bezpečnosti práce s kyselinami a zásadami.

Typy teórií kyselín a zásad	Kyseliny	Zásady
<b>Arrheniová</b> Vhodná iba pre vodné roztoky, iba pre neutrálné molekuly	Látky, vo vodnom prostredí odštepujúce H <sup>+</sup> <b>HA → A<sup>-</sup> + H<sup>+</sup></b>	Látky vo vodnom roztoku odštepujúce OH <sup>-</sup> <b>BOH → B<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup></b>
<b>Brønsted- Lowryho</b> Aj na nevodné prostredie Kys. a zás. môžu byť aj neutrálné atómy aj ióny	Látky schopné odovzdať H <sup>+</sup> (donor H <sup>+</sup> )	Látky schopné prijať H <sup>+</sup> (akceptor H <sup>+</sup> ) Obsahujú voľné elektr. páry
<b>Lewisová</b> Aplikovateľné na koordinačné zlúčeniny HCl a H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> podľa nej nie sú kyselinami	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Látky, ktoré sú akceptorom voľného elektrónového páru</li> <li>• <b>Centrálne atómy</b> v komplexných zlúčeninách</li> <li>• Elektrofílné častice</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Látky, ktoré sú donormom voľného elektrónového páru</li> <li>• <b>Ligandy</b> v koordinačných zlúčeninách</li> <li>• Nukleofilné častice</li> </ul>

**Amfotérne látky( amfolyty)**

- látky schopné prijímať a odovzdávať H<sup>+</sup>
- Jedna látka môže mať vlastnosti zásady aj kyseliny ( v závislosti od druhej látky)

**Protolytické reakcie ( acidobázické) reakcie ( Brønsted-Lowry)**

- Reakcie, pri ktorých dochádza k prijímaniu a odovzdávaniu protónov vodíka (  $H^+$  ) medzi kyselinami a zásadami ( bázami)

**Všeobecný zápis protolytických reakcií:****Konjugovaný pár-** dvojica líšiac sa o jeden  $H^+$ 

- Pri protolytických reakciách kyseliny odštepujú protón vodíka a stávajú sa konjugovanými zásadami, zásady protón vodíka viažu a stávajú sa konjugovanými kyselinami.

**Rozdelenie kyselín**

A. Podľa sýtnosti		
a.jednosýtne	b.dvojsýtne	c.trojsýtne
B. Podľa spôsobu naviazania $H^+$		
a.bezkyslíkaté	b.kyslíkaté(oxokyseliny)	

- **Sýtnosť kyseliny** - počet kyslých( odštiepiteľných) vodíkov v jednej molekule

**Rozdelenie zásad**

A. Podľa sýtnosti		
a.jednosýtne	b.dvojsýtne	c.trojsýtne

- **Sýtnosť zásady** - počet protónov vodíka, ktoré môže zásada prijať

**Rovnováha protolytických reakcií ( protolytická rovnováha)**

- Dynamická rovnováha medzi reaktantami a produktami
- Koncentrácie látok ( kyseliny, zásady a ich konjugované páry) sú stále
- Závisí iba od teploty
- Rýchlosť priamej a spätnej reakcie rovnaká

**Disociácia( ionizácia) kyseliny**

- protolytická reakcia prebiehajúca pri rozpúšťaní kyselín vo vode
- veľmi rýchla vratná, rovnováha sa ustáli hneď, charakterizuje ju  $K_c$
- u viacsýtnych kyselín disociácia vo viacerých stupňoch

**Rovnovážná konštanta reakcie  $K_c$** **Disociačná( ionizačná) konštanta kyseliny  $K_A$** 

Disociačná konštanta kyseliny $K_A$ $HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$	Disociačná konštanta zásady $K_B$ $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$

**$pK_A$** - záporný dekadický logaritmus

**Disociačná konštanta kyselín ( $K_A$ ) a zásad ( $K_B$ )**

- udáva mieru sily kyselín a zásad
- **Čím je hodnota disociačnej konštanty vyššia, tým je:**
  1. kyselina silnejšia a viac disociovaná vo vodnom roztoku ( ľahšie odovzdáva  $H^+$  vodíka)
  2. zásada( rýchlejšie prijíma protón vodíka)
- **čím nižšia hodnota  $pK_A/pK_B$  tým kyselina/zásada silnejšia**
- závisí od teploty a uvádza sa v tabuľkách ( pri 25°C)
- u viacsýtnych kyselín  $K_A$  klesá  $K_{A1} > K_{A2} > K_{A3}$  ( klesá sila kyseliny)

## Ionizácia viacsýtnej kyseliny

### Sila kyseliny( kyslosť)

- schopnosť kyseliny odovzdávať protón vodíka, čím je kyselina silnejšia, tým je viac disociovaná vo vode
- **čím vyššie oxidačné číslo kyselinotvorného prvku, tým väčší počet atómov kyslíka a tým silnejšia kyselina**  
( čím väčšia prevaha kyslíkov nad vodíkmi, tým kyselina silnejšia)
- u viacsýtnej kyseliny jej sila pri disociácii postupne klesá

slabé kyseliny	stredne silné kyseliny	silné kyseliny
$K_A(HA) < 10^{-4}$	$10^{-4} < K_A(HA) < 10^{-2}$	$K_A(HA) > 10^{-2}$
$pK_A > 4$	$4 > pK_A > 2$	$pK_A < 2$
<ul style="list-style-type: none"> <li>• uvoľňuje <math>H^+</math> ťažko</li> <li>• disociácia čiastočná</li> <li>• prevládajú neionizované molekuly kyseliny</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Koncentrácie neionizovanej kyseliny a ionizáciou vzniknutých iónov sú porovnateľné</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• uvoľňuje <math>H^+</math> ľahko</li> <li>• takmer úplná disociácia</li> <li>• koncentrácia nedisociovaných molekúl rovná nule</li> </ul>

### Sila zásady ( zásaditosť)

- schopnosť zásady prijímať protón vodíka

Slabé zásady	Stredne silné zásady	Silné zásady

### Vzťahy medzi kyselinami a ich konjugovanými zásadami

- Čím je kyselina silnejšia, tým je jej konjugovaná zásady slabšia a opačne

Konjugované zásady silných kyselín	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Slabá schopnosť viazať <math>H^+</math></li> <li>• S vodou nereagujú</li> <li>• <math>Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, SO_4^{2-}</math></li> </ul>
Konjugované zásady slabých kyselín	<ul style="list-style-type: none"> <li>• viažu z vody <math>H^+</math></li> <li>• s vodou reagujú</li> <li>• vznik málo disociovaných látok</li> <li>• <math>CH_3COO^-, S^{2-}, CO_3^{2-}, OH^-, NH_3</math></li> </ul>

### Autoprotolýza vody

- **vlastná disociácia (ionizácia) molekúl vody, ktoré si medzi sebou vymieňajú  $H^+$  (vystupujú ako Brönstedtová kyselina a zásada)**
- Molekula vody amfotérna
- Reakcia vratná, veľmi rýchla
- Ustáli sa dynamická rovnováha protolytickej reakcie (posunutá na stranu reaktantov- viac nedisociovaných molekúl, koncentrácia vody v stave rovnováhy je rovnaká ako na začiatku deja)

### Rovnovážna konštanta $K_c$

### Iónový súčin vody $K_v$

- **súčin rovnovážnych koncentrácií  $H_3O^+$  a  $OH^-$**
- Závisí od teploty a je to experimentálne zistená hodnota (pri teplote  $25^\circ C$ )

### pH stupnica

- **Stupnica, ktorá udáva mieru kyslosti vodného roztoku**
- Každéj hodnote  $[H_3O^+]$  prislúcha určitá hodnota pH
- Matematická logaritmická funkcia pre jednoduchšie výpočty (aby sa nepoužívali záporné exponenty)

pH stupnica															
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H_3O^+]$	1	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	$10^{-8}$	$10^{-9}$	$10^{-10}$	$10^{-11}$	$10^{-12}$	$10^{-13}$	$10^{-14}$
$[OH^-]$	$10^{-14}$	$10^{-13}$	$10^{-12}$	$10^{-11}$	$10^{-10}$	$10^{-9}$	$10^{-8}$	$10^{-7}$	$10^{-6}$	$10^{-5}$	$10^{-4}$	$10^{-3}$	$10^{-2}$	$10^{-1}$	1
	Kyslý roztok							nr	Zásaditý roztok						

Rozdelenie roztokov podľa hodnoty pH		
kyslý	neutrálny	zásaditý
$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] < [OH^-]$
$[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	$[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
$[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	$[OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
pH < 7	pH = 7	pH > 7

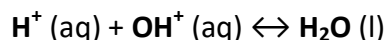
### Vzťahy pre výpočty pH


**Neutralizácia** ( podľa Arrhenia)

- **protolytická reakcia vodného roztoku kyseliny a zásady za vzniku vody**

**Charakteristika neutralizácie**

- vznik vody a soli
- prebieha rýchlo ( nízka aktivačná energia) a samovoľne
- exotermická
- rovnováha výrazne posunutá na pravú stranu ( voda v roztoku málo disociovaná na ióny)

**Využitie neutralizácie**

- **Kvantitatívna analytická metóda ( titrácia)**- stanovenie  $\text{OH}^-$  a  $\text{H}^+$  v roztokoch rôznych látok ( *nápoje, odpadové látky, potraviny...*)
- **Čistenie odpadových vôd**- odstránenie nežiadúcich zásada a kyselín z roztokov
- **Prvá pomoc**
- **Výroba solí**

**Sol'**

- **látka zložená z katiónu kovového prvku/amónneho katiónu ( odvodeného od zásady) a aniónu kyseliny**

**Spôsoby prípravy solí**

1. Neutralizácia
2. Reakcia kovu s kyselinou
3. Reakciou kovu s nekovom
4. Reakcia kyselinotvorného oxidu s hydroxidom
5. Reakciou hydroxidotvorného oxidu s kyselinou

**Hydrolýza solí**

- **protolytická reakcia iónov rozpustenej soli s vodou, pri ktorej vznikajú  $\text{H}_3\text{O}^+$  alebo  $\text{OH}^-$**

1.	2.	3.	4.
Disociácia soli na ióny	Reakcia iónov s vodou	Vznik $\text{H}_3\text{O}^+$ alebo $\text{OH}^-$	pH roztoku závisí od katiónov/ aniónov soli

- Hydrolýze nepodliehajú anióny silných kyselín a katióny silných zásad ( *vo vodnom roztoku ostávajú takmer úplne disociované!*)

**A. soľ silnej kyseliny/ slabej zásady - výsledný roztok kyslý**

Napr.  $\text{NH}_4\text{Cl}$  soľ silnej kyseliny/ slabej zásady

- Soľ silnej kyseliny,  $\text{Cl}^-$  - anión, slabá konjugovaná zásada, s vodou nereaguje
- Soľ slabej zásady-  $\text{NH}_4^+$ - nestabilný kation, silná konjugovaná kyselina s vodou reaguje ako kyselina  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

**B. soľ slabej kyseliny/ silnej zásady - výsledný roztok zásaditý**

Napr.  $\text{CH}_3\text{COONa}$ - soľ slabej kyseliny/ silnej zásady

- soľ slabej kyseliny,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ - nestabilný zásaditý anión, silná konjugovaná zásada, s vodou reaguje ako zásada  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
- soľ silnej zásady-  $\text{Na}^+$ - kation, slabá konjugovaná kyselina s vodou nereaguje

**C. soľ slabej kyseliny/ slabej zásady - výsledný roztok neutrálny**

Napr.  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  soľ slabej kyseliny/ slabej zásady

- soľ slabej kyseliny,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , nestabilný zásaditý anión, silná konjugovaná zásada, s vodou reaguje ako zásada  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
- soľ slabej zásady-  $\text{NH}_4^+$ - nestabilný kyslý kation, silná konjugovaná kyselina s vodou reaguje ako kyselina  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

**D. soľ silnej kyseliny/ silnej zásady - výsledný roztok neutrálny**

Napr.  $\text{NaCl}$  soľ silnej kyseliny/ silnej zásady

- soľ silnej kyseliny,  $\text{Cl}^-$  - anión, slabá konjugovaná zásada, s vodou nereaguje
- soľ silnej zásady,  $\text{Na}^+$ - kation, slabá konjugovaná kyselina, s vodou nereaguje
- Tieto soli nehydrolyzujú, vo vode sa vyskytujú v hydratovanom stave

**Zhrnutie hydrolyzy solí**

Kyslý roztok	Neutrálny roztok	Zásaditý roztok
Soľ slabej zásady/ silnej kyseliny	Soľ silnej zásady/ silnej kyseliny Soľ slabej zásady/slabej kyseliny	Soľ slabej kyseliny/silnej zásady

**Acidobázické indikátory**

- **Látky, ktoré menia farbu v závislosti od koncentrácie  $H_3O^+$  iónov v roztoku**
- Slabé organické kyseliny alebo zásady

**funkčná oblasť indikátora**( farebný prechod)

- **hodnota pH, kedy dochádza k zmene farby indikátora**
- Na stanovenie kyslosti a zásaditosti roztokov

zmena pH → zmena štruktúry → zmena sfarbenia

**Prehľad indikátorov**

Typ indikátora	Farba kyslej formy	Farba zásaditej formy	Funkčná oblasť (pH) pri 20°C
Metylová žltá	červená	žltá	2,9-4,0
Bromfenolová modrá	žltá	modrá	3-4,6
Metyloranž	červená	žltá	3,1-4,4
Kongočerveň	modrofialové	červené	3-5,5
Brómrezolová zelená	žltá	modrá	3,8-5,4
Metylčerveň	červená	žltá	4,4-6,2
Lakmus	červené	modré	5-8
Brómtymolová modrá	žltá	modrá	6-7,6
Neutrálina červená	červené	žltohnedá	6,8-8
Fenoftaleín	bezfarebná	červená	8,2-10
Tymoftaleín	bezfarebná	modrá	9,3-10,5

**Tlmivé roztoky ( pufre)**

- **Roztoky schopné v roztoku udržiavať konštantnú hodnotu pH**

Napr.

1. roztok slabej kyseliny a jej soli so silnou zásadou (*acetátový pufer- octová s octanom sodným*)
2. roztok slabej zásady a jej soli so silnou kyselinou

**Príklad:**

- Zmes  $H_2CO_3$  a  $HCO_3^-$  v krvnej plazme ( udržiavanie pH krvi 7,35-7,45)- ak sa poruší.... acidóza, alkalóza- hrozí smrť
- Fosfátový pufer ( pH 7,4) pre udržiavanie pH biologických vzoriek vo výskume, aby nedošlo k denaturácii enzýmov
- Kalibrácia pH metrov
- Chemická analýza
- Správne použitie farbív pri farbení látok
- Fermentačné procesy