

CHEMICKÉ REAKCE

Chemické reakce = proces, během kterého se výchozí sloučeniny mění na nové, reaktanty se přeměňují na Vazby reaktantů a nové vazby

Klasifikace reakcí:

1. Podle reakčního tepla

- **endotermické** – teplo se, molární teplo reakce Q_m $0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- **exotermické** – teplo se, molární teplo reakce Q_m $0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Uved'te příklady endotermických a exotermických reakcí.

2. Podle způsobu, jakým spolu reaktanty reagují

-: ze dvou a více reaktantů vznikne jeden produkt $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
-: jeden reaktant se rozloží na dva nebo více produktů: $\text{HgO} \rightarrow$
-: jeden prvek vytěsňuje jiný ze sloučeniny: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- **podvojná záměna**:: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$

3. Podle reakcí v organické chemii

- **adice**: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl}$
- **eliminace**: $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_2=\text{CH}_2$
- **substituce**: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
- **přesmyk/konverze**: $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{O}$

4. Podle skupenského stavu reaktantů a produktů

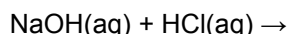
s = solid, pevná látka

g = gas, plyn

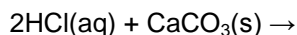
l = liquid, kapalina

aq = aquatic, vodný roztok

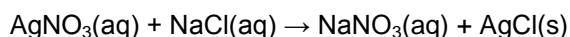
- **homogenní**: všechny výchozí látky jsou ve fázi, například v roztoku:



-: reaktanty a produkty jsou v fázích:



Srážecí reakce: reaktanty jsou ve vodném, reagují spolu a vytvoří alespoň jednu látku, která je ve vodě = **sraženinu**. Symbol sraženiny je



Odstranění identických iontů na obou stranách rovnice:

... **iontová rovnice** srážecí reakce

5. Podle typu přenášené částice

- **Redoxní reakce** – přenos: $\text{Fe}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{\text{II}}\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s}) + \text{Fe}^{\text{II}}\text{SO}_4(\text{aq})$

dílčí rovnice: $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$

- **Acidobazické reakce** – přenos protonu

$\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \dots\dots\dots(\text{l}) + \dots\dots\dots(\text{aq})$

- **Tvorba komplexů** – přenos atomů nebo atomových skupin

$\text{CuSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

Volné elektronové páry vody (respektive amoniaku) vytváří koordinační vazbu s prázdnými orbitály iontu Cu^{2+} .

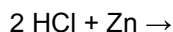
Redoxní reakce

= přenos

Zisk elektronů =, ztráta elektronů =

Částice poskytující elektrony = **čínidlo**, částice přijímající elektrony = **čínidlo**.

Každá redoxní reakce má dvě dílčí části:



2. *Dokončete rovnici, napište oxidační čísla ke všem prvkům, napište dílčí rovnice oxidace a redukce, určete oxidační a redukční činidlo*

Oxidace:

Redukce: dílčí reakce

Dílčí reakce jsou užívány k vyrovnávání redoxních reakcí, využívá se k tomu fakt, že počet elektronů při oxidaci je jako počet elektronů při redukci.

Vyrovňávání redoxních rovnic

Řešený příklad: Vyrovnejte následující rovnici:



1. krok: doplňte do rovnice ke všem prvkům oxidační čísla
2. krok: najděte atomy, které mění oxidační čísla
3. krok: napište dílčí rovnice oxidace a redukce

oxidace:

redukce:

4. krok: vyrovnejte počet elektronů u oxidace a redukce tím, že obě rovnice vynásobíte vhodným číslem
5. krok: obě rovnice sečtete
6. krok: doplňte do zadání před reaktanty i produkty čísla, která ti vyšla v předchozím kroku
7. krok: doplňte čísla i před prvky nebo sloučeniny, které se oxidace a redukce nezúčastnily
8. krok: počet prvků na levé i pravé straně musí být stejný i náboj na obou stranách rovnice musí být stejný

3. *Vyrovnejte následující rovnice:*

- | | |
|--|---------------------------------|
| a. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | a. 1,3,4 \rightarrow 2,3,2 |
| b. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | b. 10,2,8 \rightarrow 5,1,2,8 |
| c. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ | c. 3,1,6 \rightarrow 3,1,3 |
| d. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$ | d. 1,2 \rightarrow 1,2 |
| e. $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ | e. 8,1 \rightarrow 4,1,4 |
| f. $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Bi} + \text{SnCl}_4$ | f. 2,3 \rightarrow 2,3 |
| g. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$ | g. 2,1 \rightarrow 2,1,2 |
| h. $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HCl}$ | h. 1,2,3 \rightarrow 1,4 |
| i. $\text{HClO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$ | i. 5,1,1 \rightarrow 2,5 |
| j. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HBr}$ | j. 1,2,5 \rightarrow 2,4 |
| k. $\text{HI} + \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HBr}$ | k. 6,1 \rightarrow 3,3,1 |
| l. $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ | l. 2,5,10 \rightarrow 1,5,6 |
| m. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$ | m. 1,1,1 \rightarrow 1,2 |
| n. $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | n. 1,6,3 \rightarrow 3,1,3,3 |
| o. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | o. 4,1 \rightarrow 1,4 |
| p. $\text{HIO}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | p. 2,5 \rightarrow 5,1,1 |
| q. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | q. 1,2 \rightarrow 1,2,2 |
| r. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ | r. 3,10 \rightarrow 6,10,2 |
| s. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ | s. 6,2,3 \rightarrow 3,2,4 |
| t. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$ | t. 1,2,2 \rightarrow 2,1 |

ACIDOBAZICKÉ REAKCE

Kyseliny a zásady

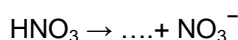
Tyto látky jsou známy mnoho let a často jejich název souvisí s jejich původem.

4. *Jmenujte nějaké kyseliny nebo zásady, které znáte.*

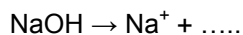
5. *Která kyselina je součástí žaludečních šťáv?*

Arrheniova teorie:

Kyseliny = látky, které jsou schopné ve vodných roztocích **odštěpit** ionty

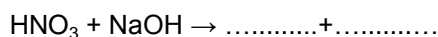


Zásady = látky, které jsou schopné ve vodných roztocích **odštěpit** ionty



Vzájemnou reakcí H^+ a OH^- iontů vzniká..... a reakcí kationtu kovu s aniontem kyseliny vzniká.....

Vzájemnou reakci kyseliny se zásadou nazýváme



6. *Jak poskytnete první pomoc při poleptání kyselinou nebo zásadou?*

7. *Znáte symbol pro nebezpečné žíraviny?*

Aby se látka mohla projevit jako kyselina nebo jako zásada, je nutné brát v úvahu i rozpouštědlo.

Proto byla Arrheniova teorie doplněna a nahrazena novou teorií.

Brönsted – Lowryho teorie (nejvíce užívaná)

Kyselina = látka, které je schopná proton H^+ = **protonu**

Zásada = látka, která proton = **protonu**

Acidobazická reakce = **protolytická reakce** = přenos H^+ (protonu)

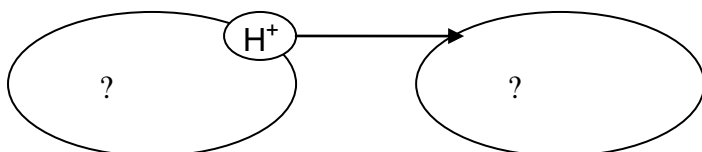
Odštěpením protonu z kyseliny vznikne konjugovaná

Přijetím protonu zásadou vznikne konjugovaná



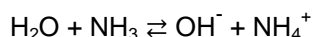
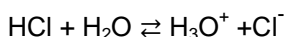
Silná kyselina je konjugována slabou zásadou a naopak.

8. Místo otazníků doplňte, zde je o kyselinu nebo zásadu

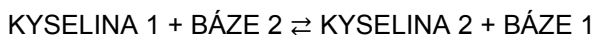


Konjugovaný pár = je tvořen dvojicí látek, které se vzájemně liší o (kyselina + zásada)

9. Najděte dvojice lišící se o H^+ a spojte je



10. Najděte v následující obecné rovnici konjugované páry a spojte je.



Kyseliny a zásady nejsou jen neutrální molekuly.

11. Napište k podtrženým příkladům kyselin a zásad dílčí rovnice přijímání resp. odevzdávání protonů.

Kyseliny: HCl, H₂SO₄, HSO₄⁻, H₃PO₄, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻, H₂O, NH₄⁺, H₃O⁺, CH₃COOH

Zásady: Cl⁻, HSO₄⁻, SO₄²⁻, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻, PO₄³⁻, H₂O, OH⁻, NH₃, CH₃COO⁻

HCl

HSO₄⁻

H₃PO₄

H₂PO₄⁻

H₂PO₄⁻

PO₄³⁻

H₂O

H₂O

H₃O⁺

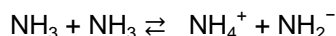
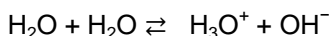
OH⁻

Některé látky se mohou chovat zároveň jako kyseliny i jako zásady = látky

12. Vyberte z výše uvedených příkladů kyselin a zásad amfoterní molekuly nebo ionty.

K předání protonu může dojít i mezi samotnými molekulami rozpouštědla. Rozpouštědlo se chová jakoi jako Tento děj nazýváme..... rozpouštědla.

13. Najděte konjugované páry v těchto rovnicích.



14. Co je konjugovanou kyselinou k: a. CH₃COO⁻ b. HSO₄⁻ c. NH₃ d. OH⁻

15. Co je konjugovanou bází k: a. HCl b. H₃O⁺ c. HSO₄⁻ d. NH₄⁺

Síla kyselin a zásad

Kyseliny resp. zásady se liší v tom, jak snadno odevzdávají resp. přijímají

Silná kyselina daruje protony velmi snadno. Vodíkový kation není schopen ve vodném prostředí však samostatné existence, je hydratován a vyskytuje se ve formě iontu (H_3O^+)

16. *Podtrhněte částic, které najdete ve vodném roztoku kyseliny chlorovodíkové: HCl , H_2O , Cl^- , H_3O^+ , H^+*

Mezi silné kyseliny patří:

- halogenvodíkové kyseliny s výjimkou HF (slabá), jejich síla roste od HCl k HI
- anorganické kyslíkaté kyseliny s obecným vzorcem H_nXO_{n+2} :, nebo H_nXO_{n+3} : $HClO_4$ (X = nekov)

Síla kyslíkatých kyselin roste s rostoucím rozdílem počtu atomů vodíku a atomů kyslíku v jejich molekule.

Slabé kyseliny hůře odštěpují vodíkový proton. Poměrně málo molekul odevzdává H^+ vodě a velká část jich ve vodném roztoku zůstává nedisociována

17. *Podtrhněte částice, které můžeme najít v roztoku kyseliny octové: H_3O^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH , H_2O , H^+ .*

Mezi slabé kyseliny patří:

- organické kyseliny:,,,
- anorganické kyslíkaté kyseliny s obecným vzorcem H_nXO_n :
- a některé bezkyslíkaté kyseliny,

Silné zásady jsou látky, které snadno přijmou protony

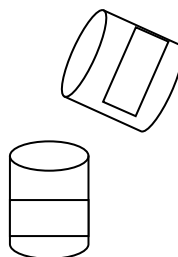
například $OH^- + H^+ \rightarrow \dots$

mezi silné zásady patří hydroxidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin :

Slabé zásady naopak hůře přijímají proton.

18. *Které částice můžete najít ve vodném roztoku amoniaku: NH_3 , NH_4^+ , OH^- a H_2O ?*

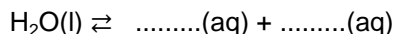
19. *Doplňte obrázek a vysvětlete, jak správně ředit kyselinu*



Při ředění kyselin se teplota **zvyšuje/snižuje**.

Ionizace /disociace vody

I čistá voda má malou el. vodivost. To je důkaz toho, že voda disociuje a tvoří ionty.



V neutrální čisté vodě při teplotě 25°C platí: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = \dots\dots \text{ mol}^2\cdot\text{dm}^{-6} = \text{intový} \dots\dots \text{ vody} = \dots\dots$$

Hodnota iontového součinu vody je konstantní pro všechny vodné roztoky za standardních podmínek.

Když se $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ zvětší přidáním $\dots\dots$ ($\dots\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \dots\dots$) koncentrace OH^- se $\dots\dots$, protože se spojí s přebytečnými H_3O^+ ionty za vzniku $\dots\dots$ ($\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \dots\dots$).

A naopak. Když se $c(\text{OH}^-)$ zvětší přidáním $\dots\dots$ ($\dots\dots \rightarrow \dots\dots + \text{OH}^-$) koncentrace H_3O^+ se $\dots\dots$, protože se spojí s přebytečnými OH^- za vzniku $\dots\dots$

Takto zůstává $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$ konstantní a to $\dots\dots \text{ mol}^2\cdot\text{dm}^{-6}$

Podle toho, zda rovnovážné koncentrace oxoniových a hydroxidových iontů mají stejnou nebo různou hodnotu, rozlišujeme roztoky $\dots\dots$, $\dots\dots$ a $\dots\dots$

20. Do druhého sloupce doplňte <, > nebo = a do třetího, zda je látka kyselá, neutrální nebo zásaditá

$c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	
	$c(\text{OH}^-) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	
$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	
	$c(\text{OH}^-) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	
$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	
	$c(\text{OH}^-) \dots\dots 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$	

pH stupnice, Sørensenův vodíkový exponent pH

pH = určuje míru kyselosti či zásaditosti roztoku

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+} \quad c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} = \dots\dots$$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} = \dots\dots$$

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} = 10^{-\dots} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \Rightarrow \text{pH} = \dots$$

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \Rightarrow \text{použijte kalkulačku} \Rightarrow \text{pH} = \dots$$

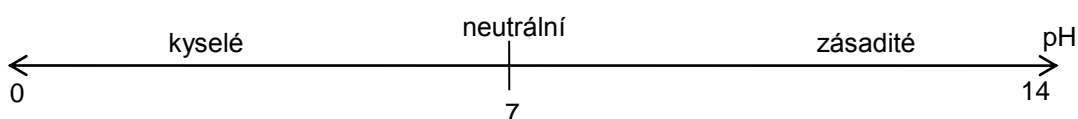
21. Doplňte následující tabulku s použitím vztahů:

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+}, c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}, c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} \text{ and } \text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-}$$

$c_{\text{H}_3\text{O}^+}$	0,1			0,05			
c_{OH^-}			10^{-6}		$1,5 \cdot 10^{-5}$		
pH		10				2,5	
pOH							2
A, N, B							

22. Jaký je vztah mezi pH a pOH?

23. Uveďte u výše uvedených roztoků, zda jsou kyselé, neutrální nebo zásadité.



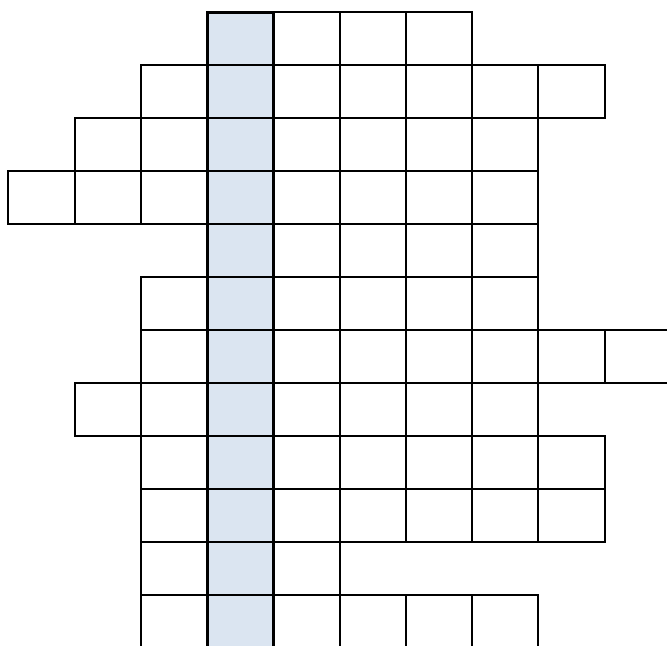
24. Na základě ionizace vody vysvětlete pojem „neutrální roztok“.

25. Rozhodněte, zda jsou látky kyselé, neutrální nebo zásadité a své rozhodnutí ověř měřením pomocí pH papírku

Látka	Odhad pH	Naměřená hodnota
Sodová voda		
Mýdlový roztok		
Ocet		
Coca-cola		
Slaná voda		
Sliny		
Citrónová šťáva		
Tableta vitamínu C		
Destilovaná voda		
Vlastní vzorek potu		

Praktické cvičení: Jako indikátor může fungovat i roztok získaný z červeného zelí, červené řepy nebo černého rybízu.

26. Vyluštěte křížovku



hydroxid sodný
děj, při kterém se oxidační číslo snižuje
částice jádra s neutrálním nábojem
metoda oddělování kapaliny a pevné látky
prvek s $Z = 86$
látka schopná odštěpit OH^-
záporně nabitá částice atomu
děj, při kterém se oxidační číslo zvyšuje
atomy se stejným Z ale různým A
objevitel neutronu
kyselina uhličitá
 CH_4

pH silných kyselin

Řešený příklad: Vypočítejte pH 0,01M roztoku kyseliny chlorovodíkové.

$$c_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad \text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \quad \text{pH} =$$

$$\quad \quad \quad \text{pH} =$$

$$\Rightarrow c_{\text{H}_3\text{O}^+} = \quad \text{pH} =$$

Řešený příklad: Vypočítejte pH 0,01M roztoku kyseliny sírové.

$$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad \text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ je silná dvojsytná kyselina} \quad \text{pH} =$$

$$\text{Odštěpuje dva } \text{H}^+ \text{ ionty.} \quad \text{pH} =$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \quad \text{pH} =$$

$$\Rightarrow c_{\text{H}_3\text{O}^+} =$$

Silné jednosytné kyseliny: $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{HNO}_3, \dots \Rightarrow \text{pH} = -\log c_{\text{HA}}$

Silné dvojsytné kyseliny: $\text{H}_2\text{SO}_4 \quad \Rightarrow \text{pH} = -\log (2 \cdot c_{\text{H}_2\text{A}})$

27. Vypočítejte pH následujících roztoků:

a. $\text{HBr}, c_{\text{HBr}} = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

- b. HNO_3 , $c_{\text{HNO}_3} = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
 c. H_2SO_4 , $c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
28. 10 cm^3 plynného jodovodíku bylo rozpouštěno ve vodě na výsledný objem 500 cm^3 .
 Vypočítejte pH tohoto roztoku. (Objem $\text{HI}(\text{g})$ je měřen za standardních podmínek.)
29. 350 cm^3 roztoku H_2SO_4 obsahuje 1g čistého H_2SO_4 . Vypočítejte pH tohoto roztoku.

pH roztoků silných hydroxidů

Řešený příklad: Vypočítejte pH 0,01M roztoku NaOH

$c_{\text{NaOH}} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	$\text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-}$	$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$
<u>NaOH</u> →	$\text{pOH} =$	$\text{pH} =$
	$\text{pOH} =$	$\text{pH} =$
⇒ $c_{\text{OH}^-} =$	$\text{pOH} =$	

Řešený příklad: Vypočítejte pH 0,01M roztoku $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

$c_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	$\text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-}$	$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$
<u>Ba(OH)₂</u> →	$\text{pOH} =$	$\text{pH} =$
	$\text{pOH} =$	$\text{pH} =$
⇒ $c_{\text{OH}^-} =$	$\text{pOH} =$	

Silné hydroxidy s 1 OH^- iontem: NaOH, KOH ⇒ $\text{pH} = 14 + \log c_{\text{MOH}}$

Silné hydroxidy s 2 OH^- ionty: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ⇒ $\text{pH} = 14 + \log (2 \cdot c_{(\text{MOH})_2})$

30. Vypočítejte pH následujících roztoků:

- 0,03 M KOH
- 0,1 M NaOH
- 0,005 M $\text{Ba}(\text{OH})_2$

31. 16 g hydroxidu sodného bylo rozpuštěno ve vodě na výsledný objem 400 cm^3 . Vypočítejte pH tohoto roztoku.

32. 0,1 g hydroxidu barnatého bylo rozpouštěno ve vodě na výsledný objem $1,5 \text{ dm}^3$. Vypočítejte pH tohoto roztoku.

33. Jaké bude pH roztoku, který vznikne rozpuštěním 7,41 gramů hydroxidu lithného na 8 dm^3 roztoku.

34. Jaké je pH 1% roztoku HClO_4 ($\rho = 1,06 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$).

35. Jaké je pH roztoku HCl o koncentraci $c = 0,15 \text{ mol/l}$?

36. Jaká je molární koncentrace roztoku hydroxidu barnatého o $\text{pH} = 11$?

37. Jaká je molární koncentrace roztoku HCl o $\text{pH} = 4,2$?

38. Jaká je molární koncentrace roztoku KOH o $\text{pH} = 10,5$?

Hydrolyza solí

= reakce mezi ionty soli a molekulami vody

1. Sůl silné kyseliny a slabé zásady

např. NH_4Cl se rozpouští ve vodě za vzniku NH_4^+ a Cl^- iontů

Cl^- nereaguje s vodou

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots \Rightarrow \text{NH}_4^+$ zvyšuje koncentraci $\dots \Rightarrow$ *zásaditý/kyselý* roztok

2. sůl slabé kyseliny a silné zásady

Např. $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$

Na^+ nereaguje s vodou

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots \Rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-$ zvyšuje koncentraci $\dots \Rightarrow$
zásaditý /kyselý roztok

3. soli silných kyselin a silných zásad

Např. $\text{NaCl} \rightarrow$

Ani Na^+ ani Cl^- nereagují s vodou $\Rightarrow \dots$ roztok

4. soli slabých kyselin a slabých zásad

Např. $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow$

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots$

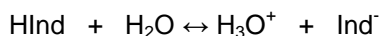
OH^- reaguje s H_3O^+ za vzniku vody $\Rightarrow \dots$ roztok

39. Označte roztoky následujících sloučenin jako kyselý, zásaditý nebo neutrální: Na_2S ,

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, KCl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3 , Na_2SO_4

Acidobazické indikátory

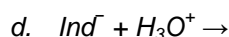
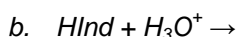
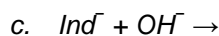
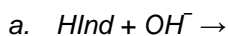
Indikátor = slabá kyselina jejíž konjugovaná zásada je odlišně zbarvena



barva A

barva B

40. Jakou barvu bude mít indikátor v následujících případech?



Nejčastější indikátory:

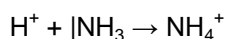
	Barva v kyselém prostředí	Barva v zásaditém prostředí
Fenolftalein		
Lakmus		
Methyloranž		
Bromthymolová modř		

Lewisova teorie kyselin a zásad

Lewisova kyselina = akceptor elektronového páru

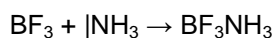
Lewisova zásada = donor elektronového páru

Lewisovy kyseliny zahrnují Bröndstedovy kyseliny a Lewisovy zásady zahrnují Bröndstedovy zásady.



H^+ je jak Bröndstedova kyselina tak Lewisova kyselina. NH_3 a OH^- jsou jak Bröndstedovy zásady tak Lewisovy zásady.

Nicméně, Lewisovy kyseliny zahrnují mnoho dalších látek nežli pouze donory protonů.

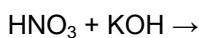
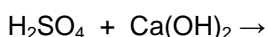


BF_3 je Lewisova kyselina kvůli tomu, že je akceptor elektronového páru.

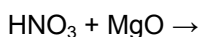
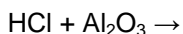
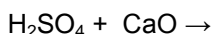
41. Nakreslete elektronový vzorec BF_3NH_3 .

Základní typy acidobazických reakcí

1. Neutralizace: kyselina + hydroxid \rightarrow sůl + voda

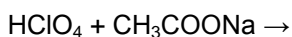


2. Kyselina + oxid kovu \rightarrow sůl + voda

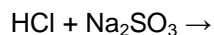
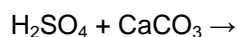


3. Silná kyselina + sůl slabé kyseliny \rightarrow sůl silné kyseliny + slabá kyselina

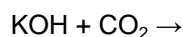
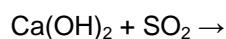
Silná kyselina vytěsňuje slabou kyselinu z její soli.



V případě, že slabá kyselina je nestálá látka, rozkládá se na svůj oxid a vodu.

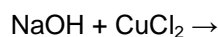


4. Hydroxid + oxid nekovu \rightarrow sůl + voda



5. Silná zásada + sůl slabé zásady \rightarrow sůl silné zásady + slabá zásada

Silná zásada vytěsňuje slabou zásadu ze své soli.



V případě, že produktem je hydroxid amonný, hydroxid se částečně rozkládá na amoniak a vodu, můžeme také napsat: $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$

42. Dokončete následující rovnice:

