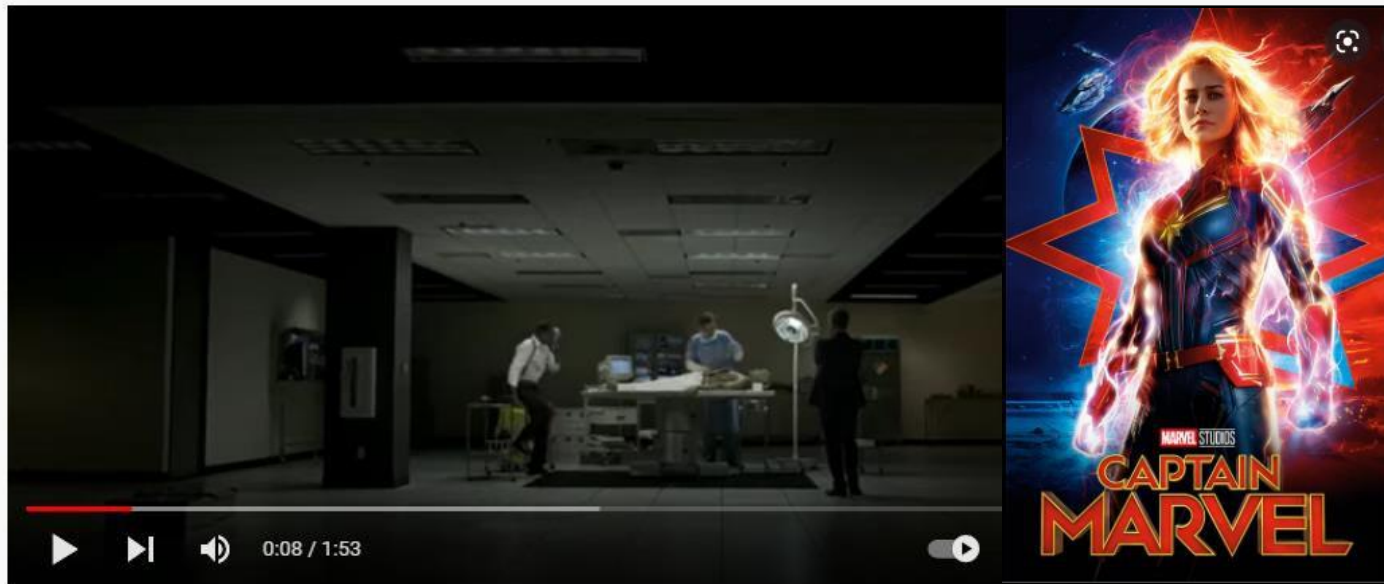


# CHEMIE PRO FAKULTU STROJNÍ

Ing. Mgr. Barbora Nikendey  
Holubová, Ph.D.

# DOMÁCÍ ZAMYŠLENÍ



Skrull Autopsy Scene (HD) | Captain Marvel

**„All life on earth is carbon based – not this guy...whatever he runs on, it is not on periodic table“**

Co si o tomto výroku myslíte?

Dodatečná literatura:

<https://www.science.org/content/article/story/oried-russian-lab-trying-push-periodic-table-past-its-limits-and-uncover-exotic-new>

<https://www.smithsonianmag.com/science-nature/when-will-we-reach-end-periodic-table-180957851/>

<https://www.thoughtco.com/how-many-elements-found-naturally-606636>

<https://www.thoughtco.com/how-are-new-elements-discovered-606638>

<https://dvojka.rozhlas.cz/podivny-svet-na-konci-chemicke-tabulky-7529476>

# DOMÁCÍ ZAMYŠLENÍ

V periodách se poloměry atomů s rostoucím protonovým číslem (zleva doprava) zmenšují.

Tabulka 1.5 Kovalentní poloměry atomů ve druhé periodě

Prvek	Li	Be	C	F
Poloměr (pm)	123	89	77	71

Očekávali bychom, že atom lithia se třemi elektrony v obalu bude menší, než atom fluoru s devíti elektrony. Přitažlivé působení jádra je u fluoru (9 protonů) větší než u lithia (jen 3 protony) a nestačí ho natolik zeslabit (odstínit) ani odpuzování ze strany vnitřních elektronů.

Ve skupinách kovalentní poloměry atomů nepřechodných prvků 1. až 6. periody s rostoucím protonovým číslem (shora dolů) zřetelně rostou.

Tabulka 1.6 Kovalentní poloměry atomů ve skupinách (pm)

C	77	N	75	F	71
Si	118	P	110	Cl	99
Ge	122	As	122	Br	114

Elektrony atomů stejné skupiny se vyskytují ve zřetelně odlišných vrstvách, valenční vrstva  $n$ -té periody je  $n$ -tou vrstvou obalu. Čím větší je počet elektronů v obalu atomu, tím větší je počet jeho vrstev, zvětšuje se objem atomu a tedy jeho poloměr. **Poloměry atomů přechodných prvků 5. a 6. periody jsou blízké.**

Tabulka 1.7 Kovové poloměry, molární hmotnost atomů 5. a 6. periody a jejich hustota

Perioda	kov	$A$	$M(\text{g/mol})$	$r(\text{pm})$	$\rho(\text{g/cm}^3)$
5.	Ag	47	108	144,5	10,5
6.	Au	79	197	144,2	19,3

V atomech prvků 6. periody nejsou elektrony ve značně difúzních vnitřních  $f$ -orbitech schopné odpuzováním (odstínit) kompenzovat silné přitažlivé působení jádra. Třebaže atomy mají počet elektronů ( $i$  protonů) o 32 vyšší než atomy prvků 5. periody, jejich poloměry ( $r$ ) jsou blízké, tomuto jevu říkáme **lanthanoidová kontrakce**. Následkem toho mají prvky 6. periody mimořádně velkou hustotu.

Kationty jsou vždy menší než příslušné atomy a anionty jsou vždy větší než příslušné atomy.

Tabulka 1.8 Příklad atomových a iontových poloměrů

Prvek a perioda	kovový nebo kovalentní poloměr	kationtový nebo aniontový poloměr
Ca (4. perioda)	$r(\text{Ca}) = 197 \text{ pm}$	$r(\text{Ca}) = 100 \text{ pm}$
F (2. perioda)	$r(\text{F}) = 71 \text{ pm}$	$r(\text{F}) = 133 \text{ pm}$

U kationtů dochází nejen ke snížení počtu elektronů v obalu při stejném náboji jádra, ale zmenšuje se míra odpuzování shodně nabitých elektronů, a jádro zbylé elektrony více přitahuje. U aniontů se nejen zvyšuje počet elektronů, ale zvyšuje se i jejich vzájemné odpuzování a stínění - rozměr částice se zvětší. Tento efekt je natolik výrazný, že překoná i původní rozdíl v poloměrech atomů prvků 2. a 4. periody.

# 1 CHEMICKÉ REAKCE - OBECNĚ

- **Rychlostní konstanta** → rychlost reakce, tj. jak rychle se látky přemění ...

Reakční kinetika

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \cdot \frac{d[D]}{dt}$$

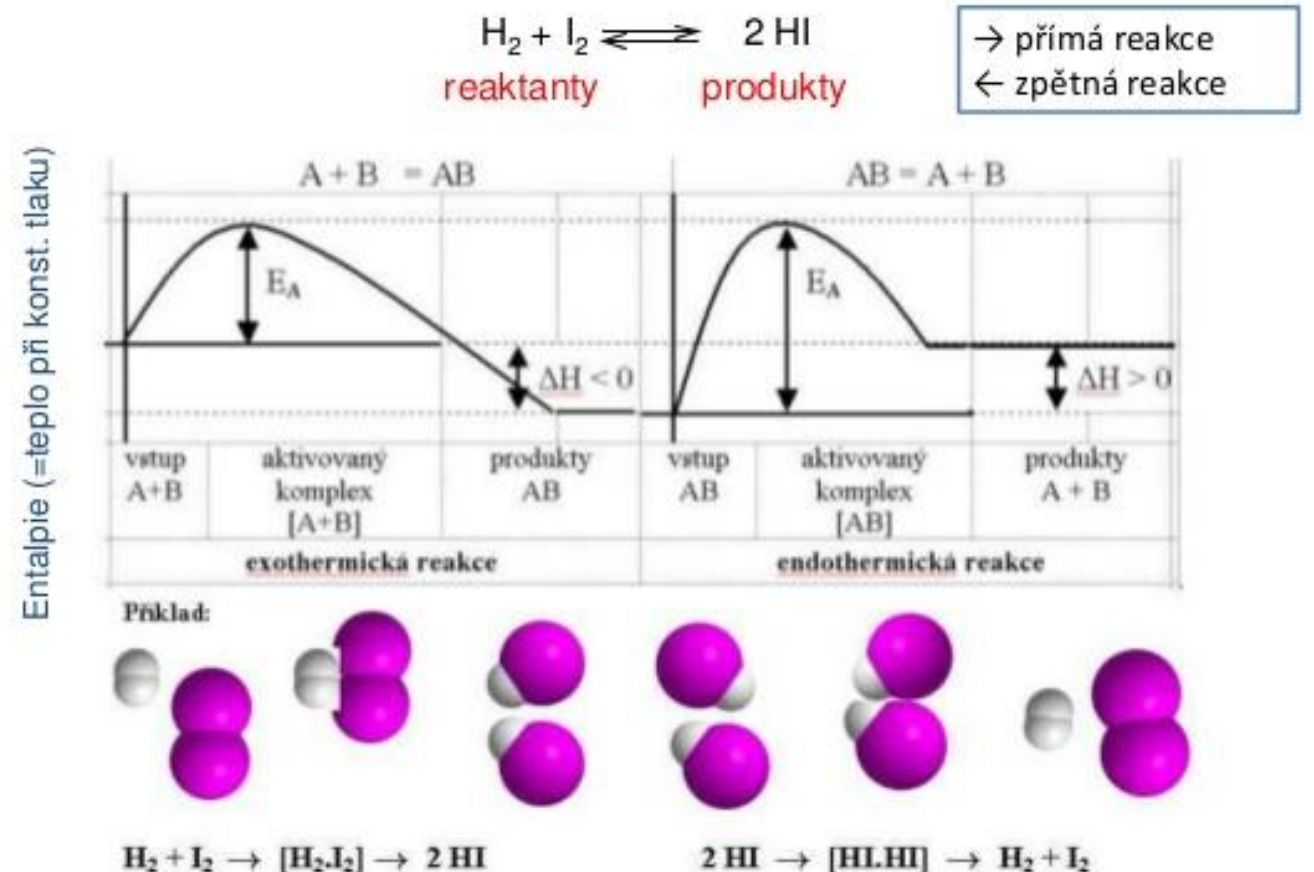
- **Rovnovážná konstanta** → průběh reakce, tj. bude více reaktantů nebo více produktů,

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- **Spalné a slučovací entalpie** → výpočet tepla uvolněného nebo spotřebovaného při reakci...

Reakční teplo = reakční enthalpie  $\Delta H_r$  (kJ/mol)

## Základní energetický diagram reakcí





# 1 CHEMICKÉ REAKCE - OBECNĚ

Jak je však možné, že probíhají reakce, ve kterých je konečný stav energeticky nevýhodnější než výchozí?

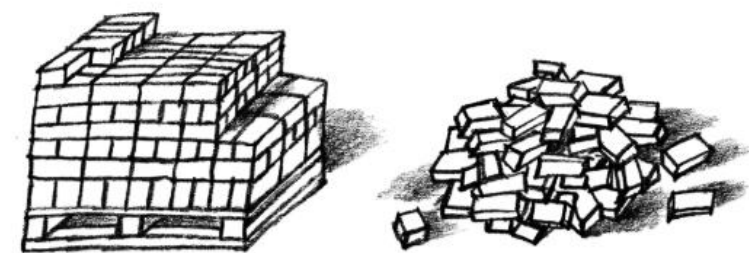
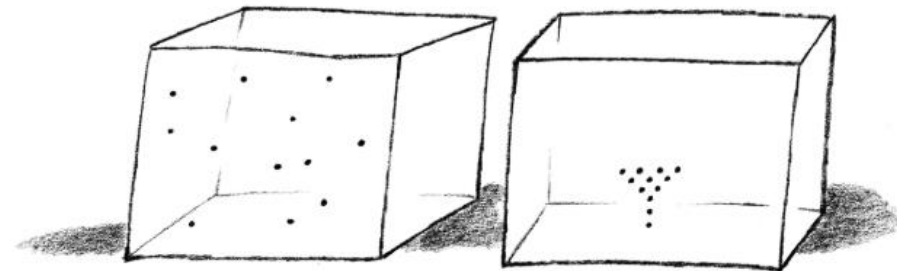
Existuje další hnací síla chemických reakcí – **ENTROPIE, S** (z řeckého entropia, směrem k)

- : Je to snaha po co **největší neuspořádanosti systému.**
- : Přesněji po **co největším počtu stavů, které odpovídají stejné energii.**
- : Plyne z druhého termodynamického zákona.

- **Specifická vlastnost systémů o velmi velkém počtu částic.**

- Uplatněním principů druhého termodynamického zákona lze odvodit, že v izolovaném systému jsou samovolné děje ty, při kterých dochází k růstu entropie.

- **Entropie je na rozdíl od entalpie veličinou s absolutním rozměrem, jelikož z definice je dáno, že entropie čisté látky je při absolutní nule (teplota 0 K) rovná nule.**



Často se setkáváme s jistou formou definice entropie jako veličiny, která informuje o jakési míře neuspořádanosti systému.

# 1 CHEMICKÉ REAKCE - OBECNĚ

Reagující systémy tedy pohání „snaha“ po dosažení co nejnižší energie ( $\Delta H_r$ , změna enthalpie) a zároveň po co nejvyšší neuspořádanosti ( $\Delta S_r$ , změna entropie).

Tyto dvě veličiny uvádí do souvislosti **Gibbsova energie** = kolik energie může ze svého energetického obsahu daný systém odevzdat.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Pro uzavřený systém: konst. T a p,

samovolné děje platí:  $\Delta G < 0$

-V našem studeném balíčku: **Protože s rostoucí teplotou obecně roste energie i neuspořádanost, stojí tyto dvě hnací síly při určité teplotě proti sobě a průběh reakce závisí na tom, která z nich převládne.**

- Např.: Uspořádání amonných kationtů a dusičnanových aniontů do pevného krystalu  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$  by bylo sice energeticky výhodnější než stav těchto iontů v roztoku ( $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  a  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ) při  $\Delta H_r > 0$ , ale reakce probíhá, protože přechod z uspořádaného krystalu do neuspořádaného roztoku je spojen s růstem entropie a tento příspěvek je rozhodující.

# 2 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ REAKCE

Oxidačně redukční reakce se vyznačují tím, že přenášenou částicí je elektron.



Redukce:      Mn IV  $\rightarrow$  Mn II      +2 e<sup>-</sup>

Oxidace:      Cl -I  $\rightarrow$  Cl 0      -1 e<sup>-</sup>

**Oxidace je proces**, při kterém látka oxidovaná (redukční činidlo) odevzdává elektrony a její oxidační číslo se zvyšuje.

**Redukce je proces**, při kterém látka redukovaná (oxidační činidlo) přijímá elektrony a její ox. č. se snižuje.

- Oxidace vždy provázena redukcí a naopak.
- Bilance odevzdaných a přijatých elektronů musí být vyrovnaná.
- Reakce, při kterých dochází k redukcí a nezbytně také k oxidaci, se nazývají **REDOX(ní) REAKCE**.



Redoxní reakcí je i hoření



Koroze je redoxní reakce s nepříjemnými dopady pro průmysl

# 2 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ REAKCE

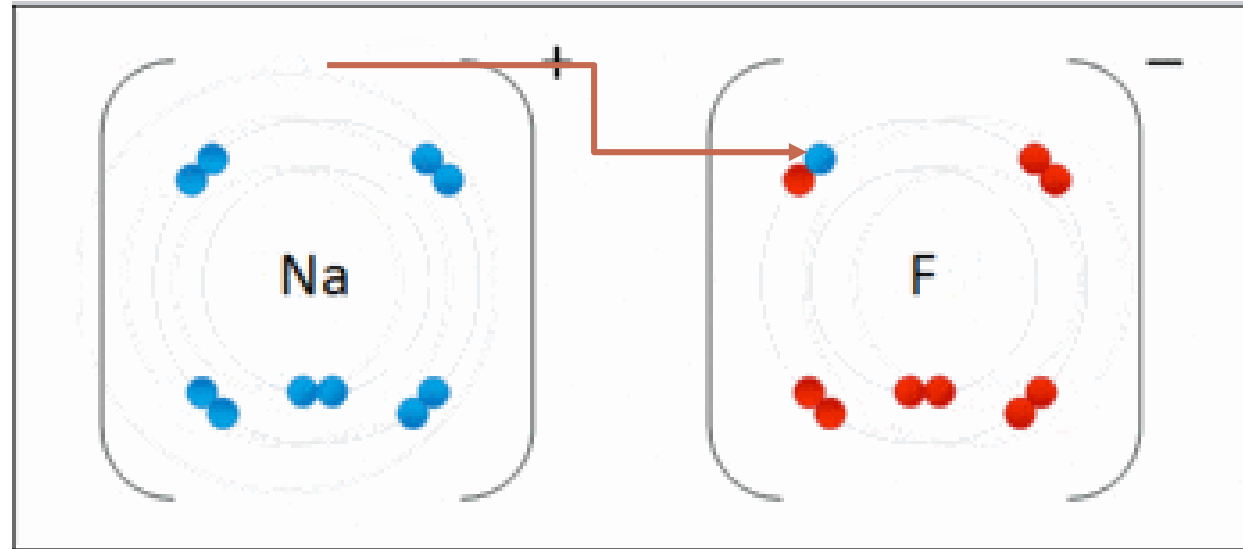


Demonstration of the reaction between a strong oxidising and a reducing agent. When a few drops of glycerol (reducing agent) are added to powdered potassium permanganate (strong oxidising agent), a vigorous reaction accompanied by self-ignition starts.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Redox>



# 2 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ REAKCE



Sodium and fluorine bonding ionically to form sodium fluoride. Sodium loses its outer electron to give it a stable electron configuration, and this electron enters the fluorine atom exothermically. The oppositely charged ions are then attracted to each other. The sodium is oxidized, and the fluorine is reduced.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Redox#/media/File:NaF.gif>

**Oxidace je proces**, při kterém oxidační činidlo (látka podléhající redukci) přijímá elektrony a látka oxidovaná je odevzdává.

**Redukce je proces**, při kterém redukční činidlo (látka podléhající oxidaci) odevzdává elektrony a látka redukována je přijímá

# 2 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ REAKCE

Oxidačně redukční reakce se vyznačují tím, že přenášenou částicí je elektron.

## OXIDAČNÍ ČINIDLA

**Oxidační činidlo** je látka, která přijímá elektrony od jiné látky, oxiduje ji a sama sebe redukuje.

Silná oxidační činidla vyvolávají vysoce termické reakce a bývají často využívána ve výbušninách a raketové technice.

Reakce silných oxidačních činidel se špatně zastavují a vytvářejí více násobně oxidované produkty.

### -V PLYNNÉ FÁZI:

Mezi nejsilnější oxidační činidla patří prvky z pravé horní části periodické tabulky: fluor, kyslík a ozon, chlor

### -V KAPALNÉ FÁZI:

Zejména anorganické soli – manganistany, dichromany, chlornany, kyselina dusičná, konc. kyselina sírová

Peroxid vodíku  $H_2O_2$  – redukuje se na vodu. Obecně peroxosloučeniny.

### -V PEVNÉ FÁZI:

Oxidy –  $PbO_2$ ,  $MnO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $V_2O_5$



# 2 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ REAKCE

Oxidačně redukční reakce se vyznačují tím, že přenášenou částicí je elektron.

## REDUKČNÍ ČINIDLA

**Redukční činidlo** je látka, která odevzdává elektrony jiné látce, redukuje ji a sama sebe oxiduje.

Mezi nejsilnější redukční činidla patří prvky z levé dolní části periodické tabulky (například: cesium, francium, lithium, sodík, draslík).

### - V PLYNNÉ FÁZI:

Za vyšších teplot: vodík a oxid uhelnatý, oxid siřičitý a sirovodík

### - V KAPALNÉ FÁZI:

Kyslíkaté kyseliny fosforu a jejich soli.

Výrazně neušlechtilé kovy mohou být vyžívány k energetickým redukcím v vodných roztocích: Zn, Al, Sn

### - V PEVNÉ FÁZI:

Pro účely výroby kovů (v metalurgii) se za vysokých teplot využívá zejména uhlík (koks) a reaktivní kovy – Al, Ca, Mg aj.

Hydridy a sloučeniny síry – sulfidy, siřičitany a thiosírany.

V závěru stojí za zmínku, že oxidace a redukce lze provést rovněž bez chemického oxidačního a redukčního činidla, a sice **elektrochemicky**, elektrolýzou. Katodickou redukcí lze uskutečnit tak náročné redukce, jako je výroba hliníku a alkalických kovů, anodickou oxidací jsou připravovány např. peroxosírany, jodistany, chloristany, fluor a chlor.

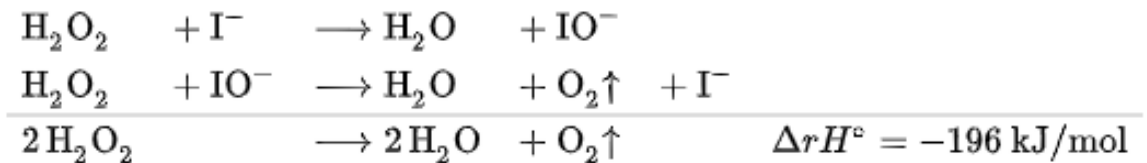
# CHEMICKÉ REAKCE – DOMÁCÍ ÚLOHA

## Elephant Toothpaste



<https://www.thoughtco.com/kid-friendly-elephant-toothpaste-demo-604164>

<https://www.youtube.com/watch?v=VWpbhhoVfao>



Jar + manganistan draselný / jodid draselný + peroxid vodíku

Pěnidlo + katalyzátor + hlavní reaktant – vývoj plynu

**Reakce je:**

**Exotermní či endotermní ?**

**Heterogenní či homogenní?**

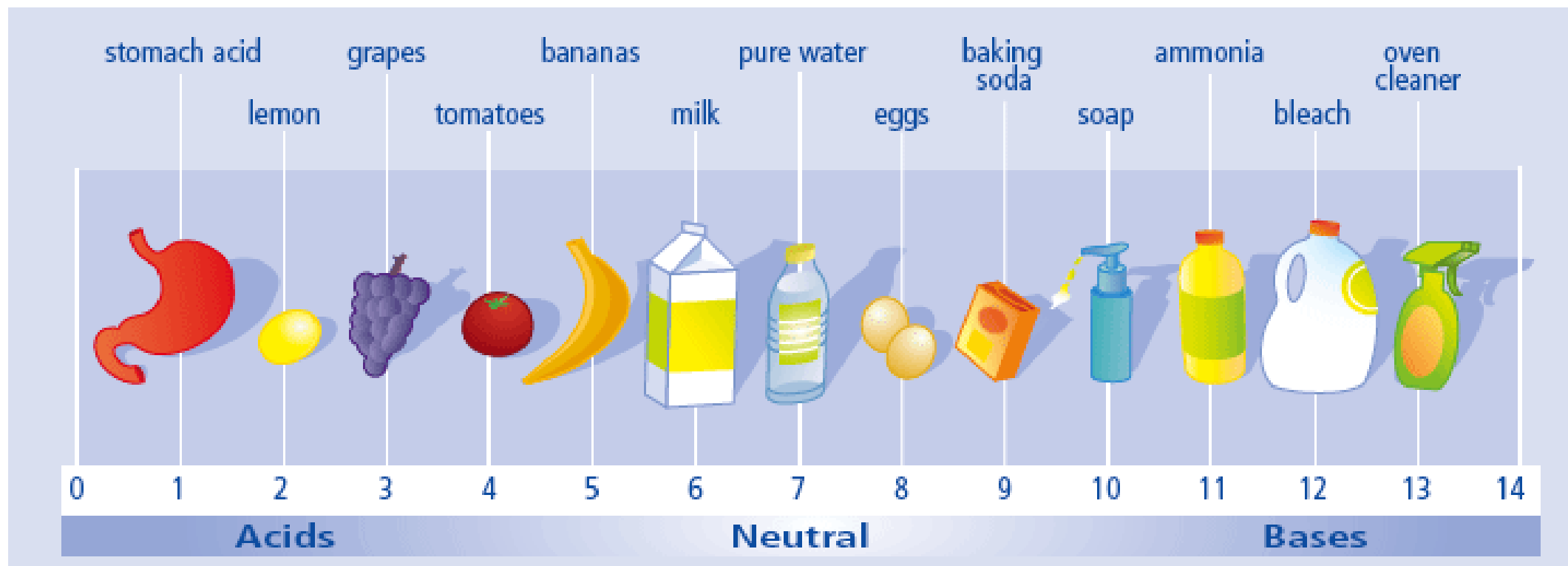
**Heterogenní či homogenní katalýza?**



# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD A.K.A ACIDOBAZICKÉ REAKCE

Acidobazické reakce (protolytické reakce) jsou reakce kyselin a zásad.

Rozdělení látek na kyselé a zásadité má svoje historické opodstatnění, zatímco nejprve byly definovány podle své chuti (tzn. že kyseliny jsou kyselé), později tuto charakteristiku nahradily nové, praktičtější teorie.

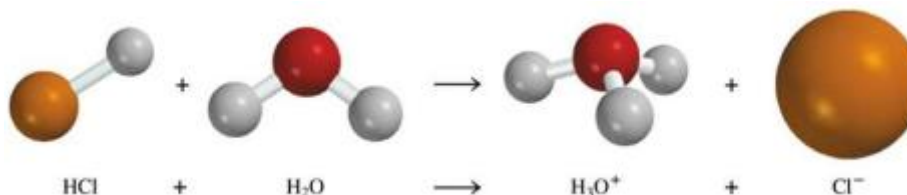


V současnosti jsou jako acidobazické reakce chápány ty, při kterých dochází k přesunu (transportu) protonů  $H^+$ , a to nejčastěji ve vodném prostředí.

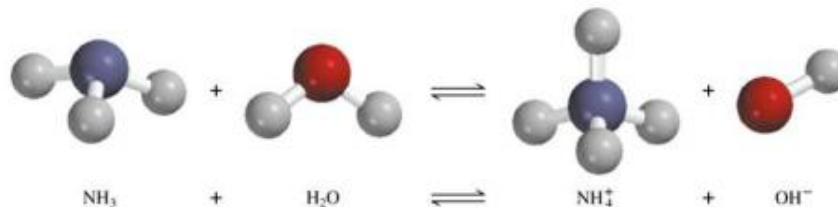
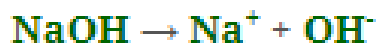
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## ARHENIOVA TEORIE

- Nejstarší novodobou teorií definující kyseliny a zásady navrhnul švédský chemik Svante Arrhenius v roce 1877
- Kyseliny a zásady jsou **ELEKTROLYTY**, tedy látky schopné v roztoku disociovat na ionty
- **KYSELINY** jsou látky, které ve vodném prostředí odštěpují protony  $H^+$  ( $H_3O^+$ ):



- **ZÁSADY** dle Arrheniovy teorie odštěpují hydroxylový anion  $OH^-$ :



Teorie, která po několik desetiletí vyhovovala potřebám chemie a byla všeobecně využívána. ALE Nepostihovala význam úlohy rozpouštědla při acido-bazickém ději a nevysvětluje zásaditý charakter u látek, které nemají hydroxylovou skupinu  $OH^-$ .

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## BRÖNSTED-LOWRYHO TEORIE

- 1923 - Dánský chemik **Johannes Nicolaus Brønsted** označil nezávisle na jeho anglickém kolegovi Thomasu Martinovi Lowrym kyseliny za látky odštěpující protony  $H^+$  (stejně jako tomu bylo u Arrheniovy teorie) a zásady za látky protony  $H^+$  přijímající.

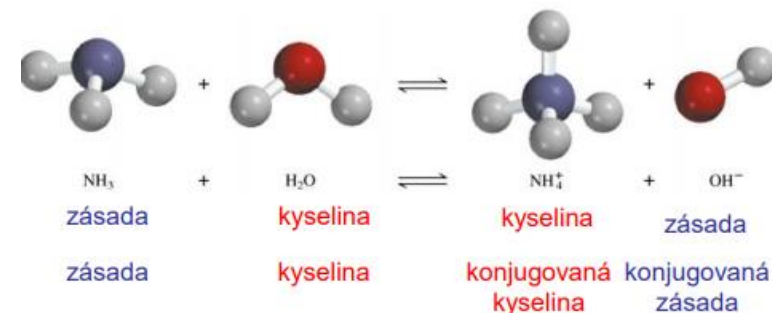
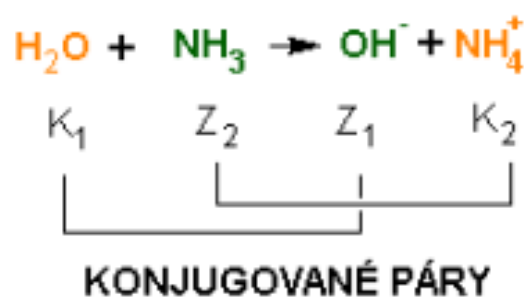
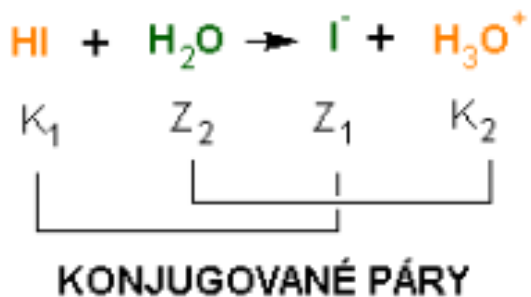
- **KYSELINOU** je každá částice, která při určitém ději odštěpuje proton (je jeho donorem) a **ZÁSADOU** je jiná částice, která jej přijímá (je jeho akceptorem).



- **KONJUGOVANÝ PÁR** : jedná se o dvojici dvou částic lišících se o jeden proton  $H^+$ .

: zásada se mění na svoji konjugovanou kyselinu a naopak, včetně změny acidobazických vlastností

: chemickou reakci pak můžeme rozložit na rovnice přeměn dvou konjugovaných párů:

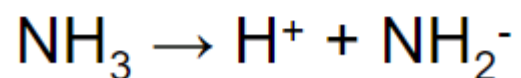
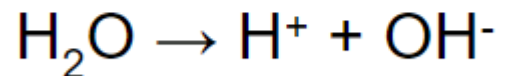
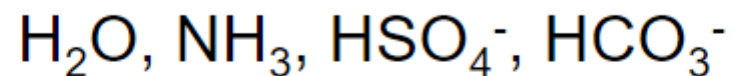


# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

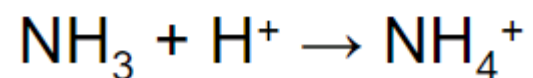
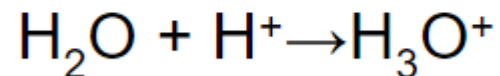
## BRÖNSTED-LOWRYHO TEORIE

reagují jako kyseliny nebo zásady podle prostředí

AMFOTERNÍ LÁTKY:



**KYSELINA**



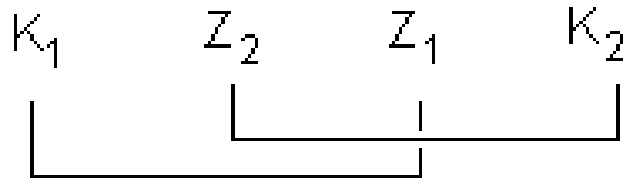
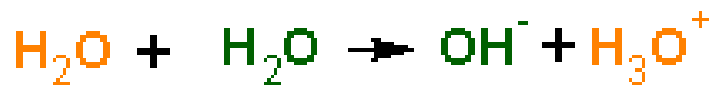
**ZÁSADA**



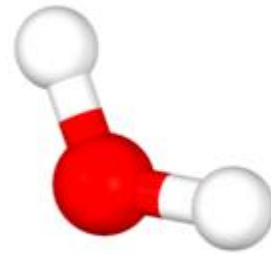
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## BRÖNSTED-LOWRYHO TEORIE

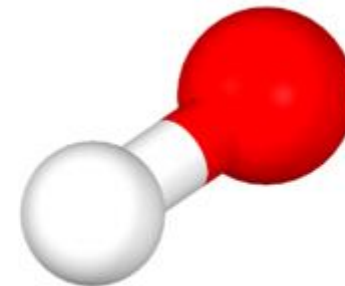
- Experimentálně bylo zjištěno, že i mezi molekulami vody dochází k její částečné disociaci. Tomuto jevu říkáme **AUTOPROTOLÝZA VODY**:



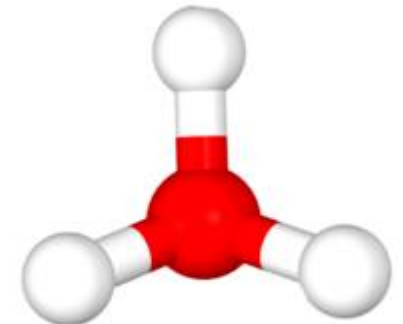
**KONJUGOVANÉ PÁRY**



1 Bonded hydrogen ions dissociate from the water molecules (2H<sub>2</sub>O)



2 Hydroxide ion (OH<sup>-</sup>) forms the conjugate base

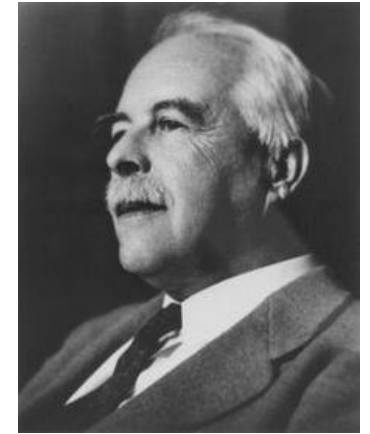


3 Oxonium ion forms a conjugate acid by accepting H<sup>+</sup> ion

- Z měření vyplynulo, že koncentrace oxoniumových kationtů H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> je shodná s koncentrací hydroxylových aniontů OH<sup>-</sup>.
- Koncentrace obou iontů je při teplotě 25 °C a tlaku 100 kPa 10<sup>-7</sup> mol·dm<sup>-3</sup>.
- Vynásobením koncentrací kationtů H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> a aniontů OH<sup>-</sup> získáme **iontový součin vody K<sub>V</sub>** (platný pro danou teplotu a tlak):

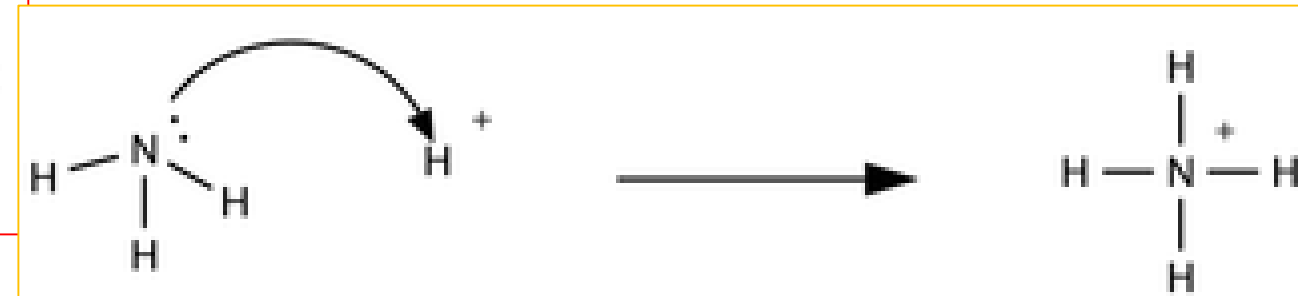
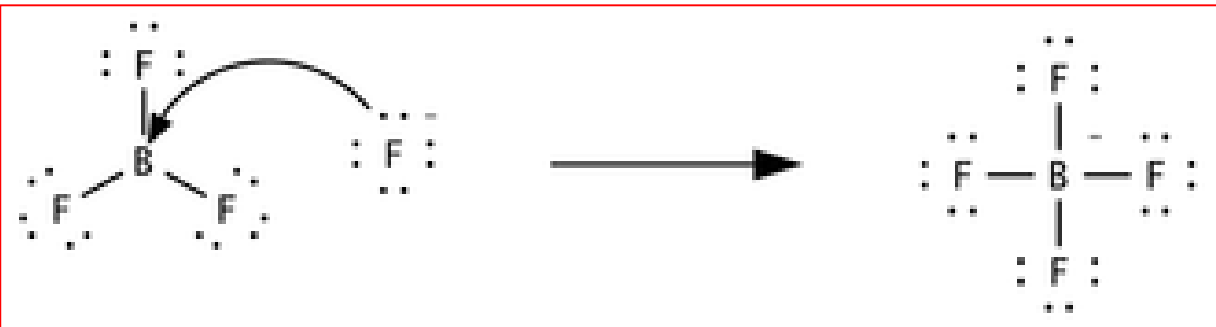
$$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = [10^{-7}] \cdot [10^{-7}] = [10^{-7}]^2 = 10^{-14}$$

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD



## LEWISOVA TEORIE

- Zcela nejobecnější teorie je v současnosti teorie amerického fyzika Gilberta Newtona Lewise, který tuto definici podal již roku 1923.
- Byla přijata a rozvíjena teprve po roce 1938.
- **ZA LEWISOVU KYSELINU** se označuje částice, která je schopná volný elektronový pár využít k tvorbě koordinačně kovalentní vazby, jíž se k zásadě připojují. Lewisovými kyselinami jsou proto všechny **elektrofilní částice**.
- **ZA LEWISOVU ZÁSADU** se označuje každá částice, která má alespoň jeden volný (nevazebný) elektronový pár schopný zprostředkovat vznik koordinačně kovalentní vazby s dalším atomem, iontem, či jiným atomárním uskupením. Ve funkci Lewisových zásad jsou schopny vystoupit prakticky všechny molekuly a ionty s nevazebnými elektronovými páry, tedy všechny **částice nukleofilní**.



# 3.5.1 ACIDOBAZICKÉ REAKCE

## TEORIE KYSELIN A ZÁSAD



### SROVNÁNÍ TEORIÍ

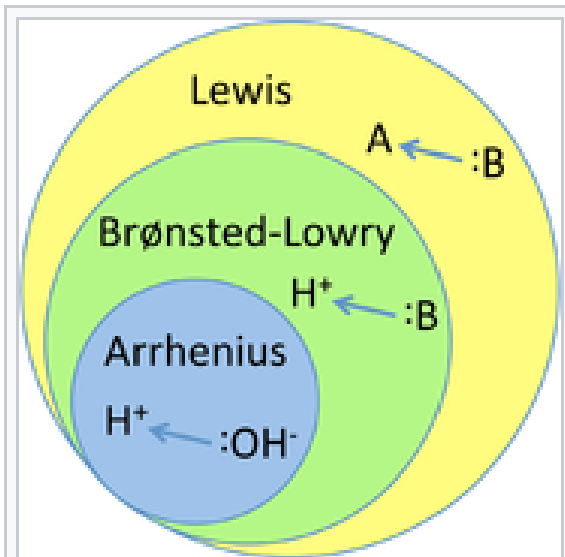
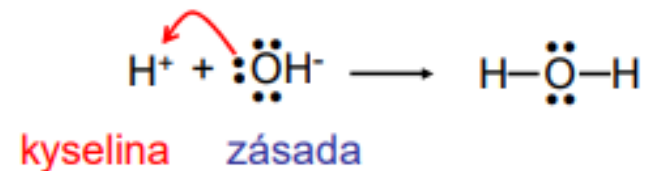
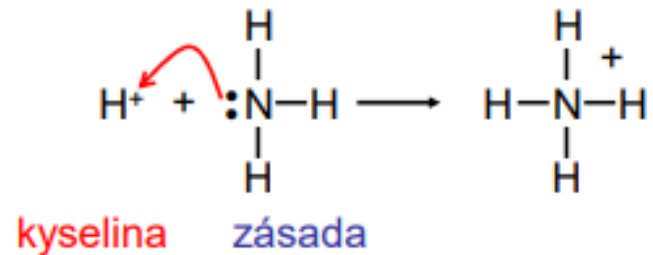


Illustration of the hierarchy of acid-base theories. Arrhenius acids and bases are a subclass of Brønsted acids and bases, which are themselves a subclass of Lewis acids and bases.

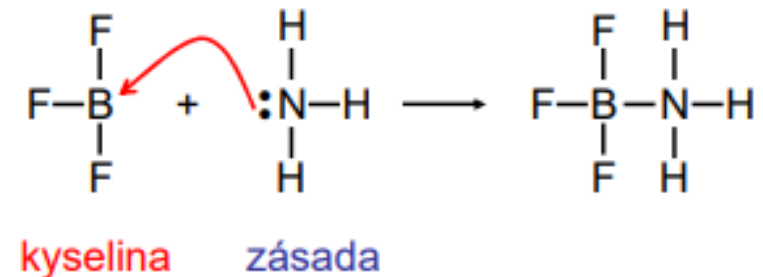
#### Kyseliny a zásady – srovnání Brønstedovy a Lewisovy teorie



Kyselina podle Brønsteda uvolňuje proton.



Kyselina podle Lewis je akceptorem elektronového páru.

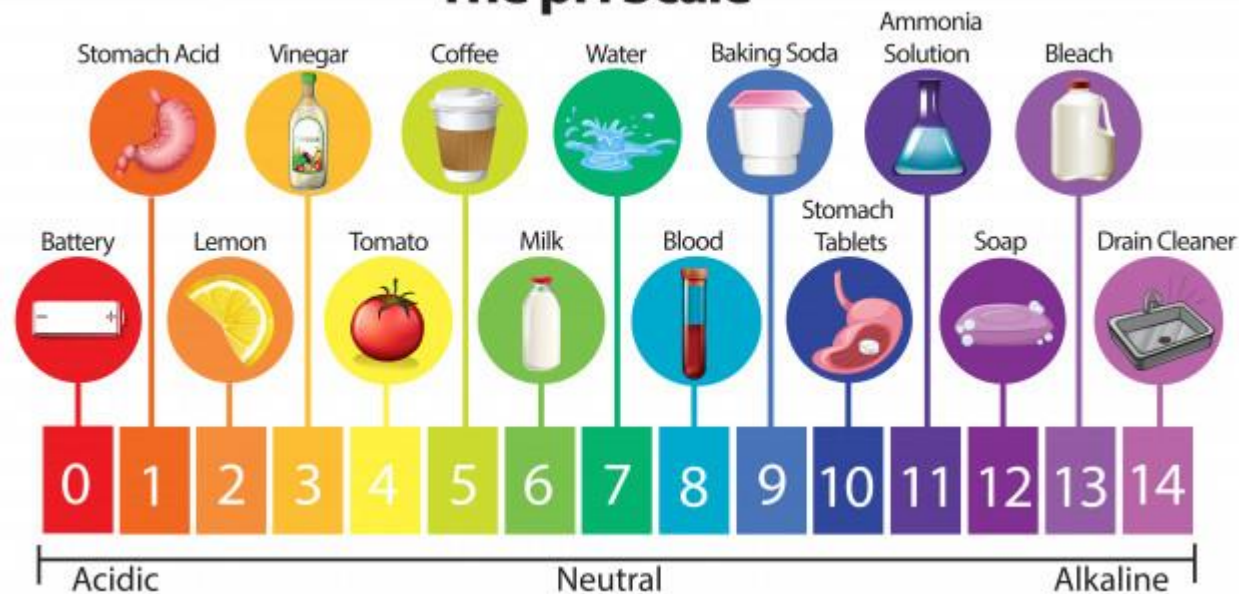


# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VYJADŘOVÁNÍ KYSELOSTI A ZÁSADITOSTI LÁTEK

- Pro vodné roztoky látek se stanovuje jejich **KYSELOST** a **ZÁSADITOST**.
- Je-li koncentrace kationtů  $H_3O^+$  vyšší než koncentrace aniontů  $OH^-$ , je roztok **kyselý**. V případě, že převládají anionty  $OH^-$  nad kationty  $H_3O^+$ , hovoříme o roztocích **zásaditých**. Pokud se nachází oba ionty v rovnováze, je roztok **neutrální**.
- Práce s malými čísly  $K_w$  je velice nepraktická, zavedli vědci tzv. **p** veličiny. Kde písmenko „p“ před veličinou udává její záporný dekadický logaritmus.

### The pH Scale



-Proto pH je veličina udávající záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových kationtů  $H^+$  ( $H_3O^+$ ):



$$pH = -\log [H_3O^+]$$

**neutrální roztok** – látkové koncentrace iontů  $H_3O^+$  a  $OH^-$  mají stejnou hodnotu  
 $c(H_3O^+) = c(OH^-)$

**kyselý**  
**zásaditý** –  
 $c(H_3O^+) > c(OH^-)$   
 $c(H_3O^+) < c(OH^-)$

Hodnotu pH počítáme u vodných roztoků kyselin, zásad a jejich solí.



# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VYJADŘOVÁNÍ KYSELOSTI A ZÁSADITOSTI LÁTEK

- indikátory (ukazatelé): látky, které v přítomnosti kyselin mění svou barvu: lakmus, fenolftalein, metylčerveň, metyloranž...
- přesnější: stupnice pH s hodnotami 0 -14
- pH metry, lakmusové papírky

- Příklad: fenolftalein je v kyselém prostředí bezbarvý a v zásaditém prostředí růžový
  - pH při kterém dochází ke změně barvy závisí na rovnovážné konstantě disociace indikátoru.
- Nejpřesnější měření pH pomocí pH metru: kombinace elektrod a voltmetru.



Látka	pH
Kyselina v bateriích	<1,0
Žaludeční šťáva	2,0
Citronová šťáva	2,4
Coca - cola	2,5
Ocet	2,9
Šťáva z pomeranče nebo jablka	3,5
Pivo	4,5
Káva	5,0
Čaj	5,5
Kyselý déšť	< 5,6
Sliny onkologických pacientů	4,5–5,7

Mléko	6,5
Čistá voda	7,0
Sliny zdravého člověka	6,5–7,4
Krev	7,34–7,45
Mořská voda	8,0
Mýdlo	9,0–10,0
Čpavek pro domácí použití	11,5
Hašené vápno	12,5
Louh sodný pro domácí použití	13,5

acid-base indicator table

indicator	pH range	color for weak acid	color for conjugate base
methyl orange	4-6	orange	yellow
bromophenol blue	6-7	yellow	blue
thymol blue	8-9	yellow	blue
phenolphthalein	9-10	colorless	pink
alizarin yellow	10-12	yellow	red

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## SÍLA KYSELIN A ZÁSAD

**DISOCIACE:** rozklad molekul na ionty

- Disociace kyseliny  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- Disociace zásady  $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- Disociace soli  $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Rovnovážná konstanta

$$K_c = \frac{[\text{Cl}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{HCl}]_r \cdot [\text{H}_2\text{O}]_r}$$

**ÚPLNÁ DISOCIACE :** dochází k ní u silných kyselin a zásad a solí.

: Každá molekula přítomná v roztoku podléhá rozkladu

**Disociační konstanta kyseliny**

$$K_A = \frac{[\text{Cl}^-]_r \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{HCl}]_r}$$

**ČÁSTEČNÁ DISOCIACE :** k disociaci dochází pouze u části molekul přítomných v roztoku

: Míru disociace určuje disociační stupeň

(poměr počtu disociovaných molekul látky k jejich celkovému počtu ve vodném roztoku)

Podobně disociační konstanta zásady  $K_B$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Hodnoty disociačních konstant jsou tabelovány a slouží k posouzení síly kyseliny či zásady (čím větší tím silnější)

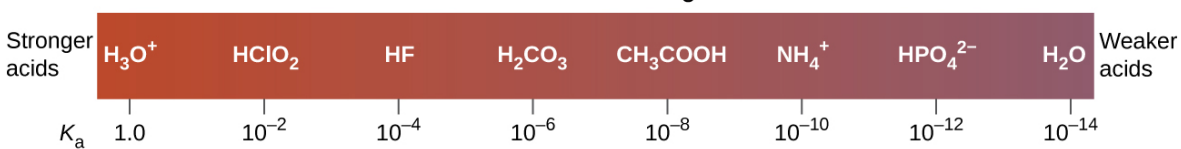
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## SÍLA KYSELIN A ZÁSAD

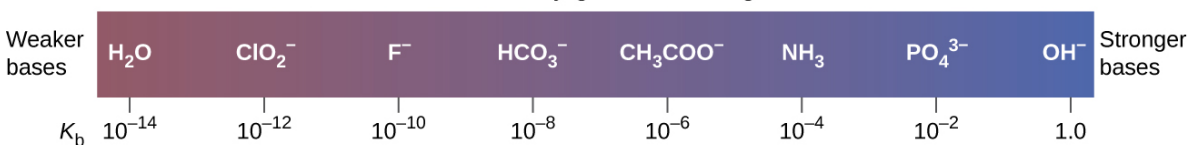
Obecně pro kyslíkaté kyseliny: nejslabší jsou kyseliny, v jejichž molekulách se shoduje počet atomů vodíku a kyslíku. Čím více je v molekule atomů kyslíku v porovnání s atomy vodíku, tím silnější je kyselina (slabá  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), silná  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$

V případě **zásad** je situace zdánlivě jednodušší. Bazicitu **hydroxidů alkalických kovů** koreluje s iontovostí vazby kation hydroxidová skupina – čím vyšší iontovost vazby, tím vyšší bazicita.

Relative acid strength



Relative conjugate base strength



**Silné kyseliny a zásady reagují za vzniku slabších konjugovaných zásad/kyselin.**

Acid		Base	
perchloric acid	$\text{HClO}_4$	Do not undergo base ionization in water	$\text{ClO}_4^-$ perchlorate ion
sulfuric acid	$\text{H}_2\text{SO}_4$		$\text{HSO}_4^-$ hydrogen sulfate ion
hydrogen iodide	$\text{HI}$		$\text{I}^-$ iodide ion
hydrogen bromide	$\text{HBr}$		$\text{Br}^-$ bromide ion
hydrogen chloride	$\text{HCl}$		$\text{Cl}^-$ chloride ion
nitric acid	$\text{HNO}_3$		$\text{NO}_3^-$ nitrate ion
hydronium ion	$\text{H}_3\text{O}^+$		$\text{H}_2\text{O}$ water
hydrogen sulfate ion	$\text{HSO}_4^-$		$\text{SO}_4^{2-}$ sulfate ion
phosphoric acid	$\text{H}_3\text{PO}_4$		$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ dihydrogen phosphate ion
hydrogen fluoride	$\text{HF}$		$\text{F}^-$ fluoride ion
nitrous acid	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$ nitrite ion	
acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ acetate ion	
carbonic acid	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$ hydrogen carbonate ion	
hydrogen sulfide	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$ hydrogen sulfide ion	
ammonium ion	$\text{NH}_4^+$	$\text{HN}_3$ ammonia	
hydrogen cyanide	$\text{HCN}$	$\text{CN}^-$ cyanide ion	
hydrogen carbonate ion	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$ carbonate ion	
water	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$ hydroxide ion	
hydrogen sulfide ion	$\text{HS}^-$	Undergo complete base ionization in water	$\text{S}^{2-}$ sulfide ion
ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$		$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ ethoxide ion
ammonia	$\text{NH}_3$		$\text{NH}_2^-$ amide ion
hydrogen	$\text{H}_2$		$\text{H}^-$ hydride ion
methane	$\text{CH}_4$		$\text{CH}_3^-$ methide ion

Increasing acid strength

Increasing base strength

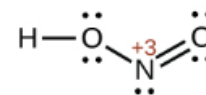
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## SÍLA KYSELIN A ZÁSAD

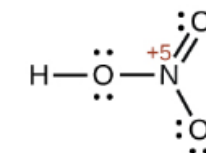
14	15	16	17
6 <b>CH<sub>4</sub></b> Neither acid nor base	7 <b>NH<sub>3</sub></b> Weak base $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$	8 <b>H<sub>2</sub>O</b> Neutral	9 <b>HF</b> Weak acid $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$
14 <b>SiH<sub>4</sub></b> Neither acid nor base	15 <b>PH<sub>3</sub></b> Very weak base $K_b = 4 \times 10^{-28}$	16 <b>H<sub>2</sub>S</b> Weak acid $K_a = 9.5 \times 10^{-8}$	17 <b>HCl</b> Strong acid

Figure 8. As you move from left to right and down the periodic table, the acid strength increases. As you move from right to left and up, the base strength increases.

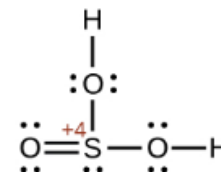
Nitrous acid



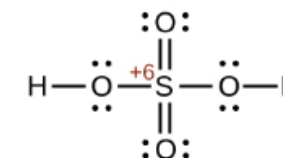
Nitric acid



Sulfurous acid



Sulfuric acid

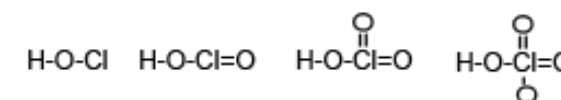


Increasing acid strength

Figure 9. As the oxidation number of the central atom E increases, the acidity also increases.



Acid Strength



Number of Oxygen Atoms on Cl



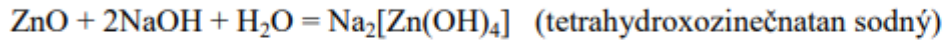
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## SÍLA KYSELIN A ZÁSAD

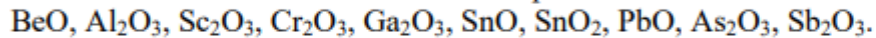
### Acidobázický charakter oxidů:

Jak již bylo naznačeno v předchozím odstavci, oxidy prvků mohou vykazovat zásaditý, kyselý nebo amfoterní charakter. To je **určeno jednak postavením prvku v tabulce, jednak oxidačním číslem prvku v příslušném oxidu.**

Amfoterním charakterem oxidu máme na mysli takovou vlastnost, že reaguje za vzniku solí jak s kyselinami, tak se zásadami, např.:



Z dalších amfoterních oxidů lze uvést např.:



V závislosti na postavení prvku v tabulce je zřejmé, že nejzásaditější charakter budou mít oxidy prvků v levé dolní části tabulky. Od nich jsou pak odvozeny nejsilnější zásady, jako NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)<sub>2</sub> apod.

Od oxidů nekovů jsou odvozeny typické silné kyslíkaté kyseliny, jako např. HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, středně silné kyseliny H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, případně slabé kyseliny H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub>, HClO apod.

U přechodných prvků s proměnnými oxidačními stavy má oxid v nejnižším oxidačním stupni nejzásaditější charakter (např. MnO je zásadité povahy), v nejvyšším oxidačním stupni pak charakter nejkyselejší (od Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> se odvozuje HMnO<sub>4</sub>, která patří k nejsilnějším kyselinám); Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> je amfoterní, CrO<sub>3</sub> je kyselinotvorný (H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> a její soli chromany). V podskupinách B je situace obdobná: As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> je amfoterní, od As<sub>2</sub>O<sub>5</sub> je odvozena jen kyselina – H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>; SnO je zásaditější než SnO<sub>2</sub> apod.

Group	1	2	13	14	15	16	17
	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	O	OF <sub>2</sub>
	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	K <sub>2</sub> O	CaO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SeO <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O
	Rb <sub>2</sub> O	SrO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> In <sub>2</sub> O	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	TeO <sub>2</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	Cs <sub>2</sub> O	BaO	Tl <sub>2</sub> O	PbO <sub>2</sub> PbO	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Po	At

Periodic table showing basic (blue), amphoteric (green) and acidic (red) oxides. The metal-nonmetal boundary is indicated by the gray staircase line.

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VÝPOČET pH SILNÝCH KYSELIN

- Silné kyseliny jsou takové, jejichž hodnota disociační konstanty  $K_A$  (viz Chemická rovnováha) je větší než  $10^{-2}$ .
- Molekuly silných kyselin jsou ve vodném prostředí zcela rozštěpeny (disociovány) na oxoniové kationty  $H_3O^+$  a anionty dané kyseliny:



- Koncentrace **JEDNOSYTNÉ KYSELINY** (má jeden odštěpitelný vodíkový atom) se tedy rovná koncentraci oxonionových kationtů  $H_3O^+$

Jaké je pH kyseliny chlorovodíkové HCl ( $K_A = 1,3 \cdot 10^6$ ), jestliže je její koncentrace  $0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ?



$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log [HCl] = -\log 0,001 = 3$$

Hodnota pH kyseliny chlorovodíkové o dané koncentraci je 3.



# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VÝPOČET pH SILNÝCH KYSELIN

- Silné kyseliny jsou takové, jejichž hodnota disociační konstanty  $K_A$  (viz Chemická rovnováha) je větší než  $10^{-2}$ .
- Molekuly silných kyselin jsou ve vodném prostředí zcela rozštěpeny (disociovány) na oxoniové kationty  $H_3O^+$  a anionty dané kyseliny:



- **Obsahuje-li kyselina více atomů vodíku**, nazýváme ji **VÍCESYTNOU** (dvojsytnou, troj-...) a tímto počtem násobíme její koncentraci.

Jaké je pH kyseliny sírové  $H_2SO_4$  ( $K_A = 10^3$ ), jestliže je její koncentrace  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ?



$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 2 \cdot [H_2SO_4] = -\log 10^{-2} = 2$$

Hodnota pH kyseliny sírové o dané koncentraci je 2.

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VÝPOČET pH SLABÝCH KYSELIN

- Jestliže je hodnota disociační konstanty kyseliny  $K_A$  **menší než  $10^{-2}$** , pak patří daná kyselina mezi **SLABÉ**.
- V případě disociační konstanty **menší než  $10^{-9}$**  hovoříme o kyselinách **VELMI SLABÝCH**.
- Ve vodných roztocích slabých kyselin existují oxonionové kationty  $H_3O^+$  a anionty daných kyseliny společně s molekulami kyseliny a vody
- Proto se koncentrace oxonionových kationtů nerovná koncentraci kyseliny. Hodnota pH se poté vypočítá ze vztahu:

Jaké je pH kyseliny octové  $CH_3COOH$  ( $K_A = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ), pokud je její koncentrace  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ?



$$pK_A = -\log K_A = -\log 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,757$$

$$pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_A - \log [HX]) = \frac{1}{2} \cdot (4,757 - \log 0,2) = 2,73$$

Hodnota pH kyseliny octové o dané koncentraci je 2,73.



Figure 6. Vinegar is a solution of acetic acid, a weak acid. (credit: modification of work by "HomeSpot HQ" Flickr)

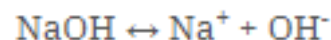
# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VÝPOČET pH SILNÝCH ZÁSAD

- Při výpočtu pH silných zásad (majících  $pK_b > 10^{-2}$ ), postupujeme obdobně, jako při výpočtu pH silných kyselin.
- Záporný dekadický logaritmus koncentrace hydroxylových aniontů  $OH^-$  je ale roven hodnotě pOH, ze které vypočítáme pH ze vztahu:

$$pH = 14 - pOH$$

Jaké je pH hydroxidu sodného NaOH ( $pK_b = 0,1$ ), jehož koncentrace je  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ?

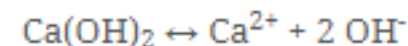


$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,1 = 1$$

$$pH = 14 - 1 = 13$$

Hodnota pH hydroxidu sodného o dané koncentraci je 13.

Jaké je pH hydroxidu vápenatého  $Ca(OH)_2$ , jehož koncentrace je  $0,0005 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ?



$$pOH = -\log 2[OH^-] = -\log 2 [0,0005] = -\log 0,001 = 3$$

$$pH = 14 - 3 = 11$$

Hodnota pH hydroxidu vápenatého o dané koncentraci je 11.

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## VÝPOČET pH SLABÝCH ZÁSAD

- Jestliže je hodnota disociační konstanty zásady  $K_B$  **menší než  $10^{-2}$** , pak patří daná zásada mezi **SLABÉ**.
- V případě disociační konstanty **menší než  $10^{-9}$**  hovoříme o zásadách **VELMI SLABÝCH**.
- Ve vodných roztocích slabých zásad existují hydroxidové anionty  $\text{OH}^-$  a kationty daných kovů (společně s molekulami zásady a vody).
- Proto se koncentrace hydroxidových aniontů nerovná koncentraci zásady.

Hodnota pH se poté vypočítá ze vztahu:

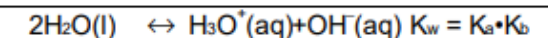
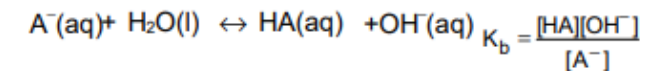
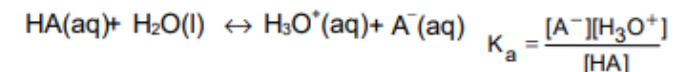
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \log [\text{MOH}])$$

příčemž:

$$\text{p}K_B = -\log K_B$$

### Vztah mezi $K_a$ a $K_b$

- $K_a$  a  $K_b$  konjugovaných párů jsou navzájem nepřímo úměrné.



- Nepřímá úměra vysvětluje proč jsou konjugované báze velmi slabých kyselin relativně silné a naopak.
- Příklad: se znalostí  $K_a$  kyselin v tabulce sestavte seznam jejich konjugovaných bází seřazený podle relativní síly.

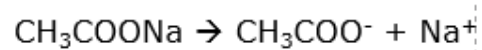
kyselina	$K_a$
HF	$3.5 \times 10^{-4}$
HCOOH	$1.8 \times 10^{-4}$
HClO	$3.5 \times 10^{-8}$
HCN	$4.9 \times 10^{-10}$

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

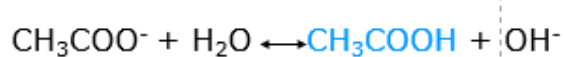
## VÝPOČET pH SOLÍ

- Při výpočtech pH solí musíme nejprve rozhodnout, zda pochází ze silné nebo slabé kyseliny či zásady. Napomoci nám k tomu může disociační konstanta dané sloučeniny.
- Při rozpouštění soli, jejíž jeden ion pochází od silného elektrolytu (kyseliny nebo zásady) a druhý od slabého, dojde k její úplné disociaci, protože ionty silného elektrolytu mohou v roztoku existovat pouze v iontové formě
- Ionty slabého elektrolytu reagují s molekulami vody, čímž vytvoří konjugovanou částici
- Příklady:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

### Soli slabých kyselin a silných zásad



$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_H = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

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

Platí, že  $K_H \cdot K_A = K_V \rightarrow K_H = K_V / K_A$

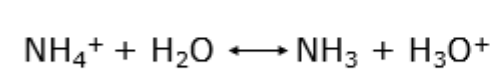
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} [\text{p}K_A + \log(c)]$$

### Soli slabých zásad a silných kyselin



$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



$$K_H = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

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

Platí, že  $K_H \cdot K_B = K_V \rightarrow K_H = K_V / K_B$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_V \cdot c(\text{soli})}{K_B}$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} [\text{p}K_B + \log(c)]$$

# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

## PUFRY

- **Pufry (tlumivé roztoky)** = konjugovaný pár kyseliny nebo zásady, který je schopný udržovat v jistém rozmezí stabilní pH po přidání silné kyseliny či zásady do systému
- Pufry jsou obvykle směsi slabých kyselin a jejich solí se silnými zásadami, nebo směsi slabých zásad a jejich solí se silnými kyselinami (např. kyselina octová  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a octan sodný  $\text{CH}_3\text{COONa}$  nebo např. amoniak  $\text{NH}_3$  a chlorid amonný  $\text{NH}_4\text{Cl}$ )
- Důležitost pufrčních systémů v organismu (krev, mezibuněčný prostor, buňky)

## Fyziologické pufry

### fosfátový pufr

- $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$        $\text{pK} = 7,2$
- pufruje – intracelulárně, moč, z 1% plasma
- anorganický fosfát, AMP, ADP, ATP

### bikarbonátový pufr

- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- pufrace krevní plasmu

### proteiny

- postranní řetězce aminokyselin – His, Lys, Arg, Glu, Asp
- nejvýznamnější hemoglobin 30% pufrční kapacity krve, ostatní bílkoviny jen 6%





# 3 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD



The pain of an ant's sting is caused by formic acid. (credit: John Tarr)

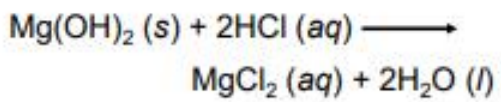
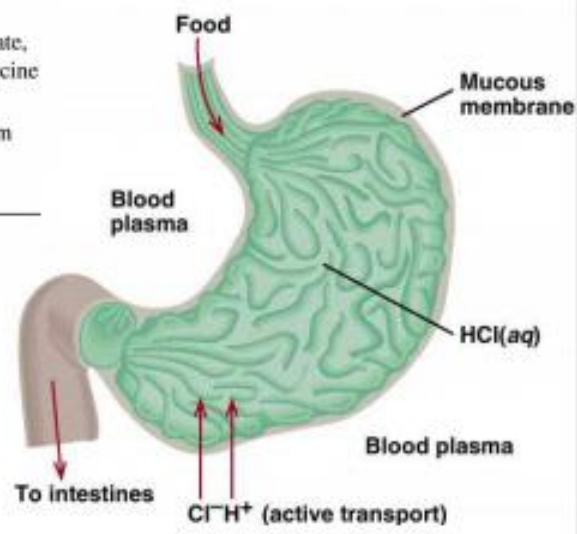
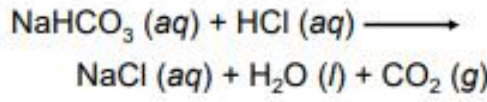


Antacid tablets typically contain calcium salts of the bicarbonate ion ( $\text{HCO}_3^-$ ), a weak base. Its conjugate acid, carbonic acid ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) is a weak acid. The acid-base equilibrium between carbonic acid and bicarbonate is important in maintaining blood pH.

## Antacidy a pH v žaludku

### Some Common Commercial Antacid Preparations

Commercial Name	Active Ingredients
Alka-2	Calcium carbonate
Alka-Seltzer	Aspirin, sodium bicarbonate, citric acid
Bufferin	Aspirin, magnesium carbonate, aluminum glycinate
Buffered aspirin	Aspirin, magnesium carbonate, aluminum hydroxide-glycine
Milk of magnesia	Magnesium hydroxide
Rolaids	Dihydroxy aluminum sodium carbonate
Tums	Calcium carbonate



# 3.1 ACIDOBAZICKÉ REAKCE

**Acidobazické reakce (protolytické)** jsou reakce, kde přenášenou částicí je proton.

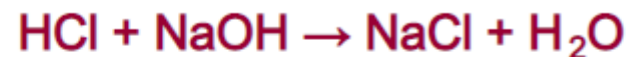
- Nejčastější prostředí těchto reakcí – vodné roztoky.

- Příklady acidobazických reakcí:

1) **NEUTRALIZACE**: chemická reakce kyseliny se zásadou.

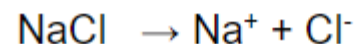
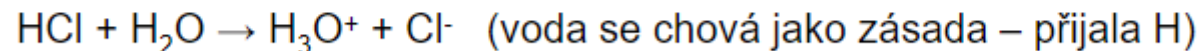
: Produkty této reakce jsou příslušná sůl kyseliny a voda.

: Klasickým příkladem je reakce kyseliny chlorovodíkové a hydroxidu sodného, při níž vzniká chlorid sodný:



Kyseliny, hydroxidy a soli jsou v roztoku disociovány -

skutečný mechanismus reakce je:



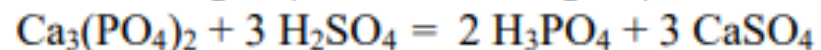
# 3.1 ACIDOBAZICKÉ REAKCE

Acidobazické reakce (protolytické) jsou reakce, kde přenášenou částicí je proton.

- Nejčastější prostředí těchto reakcí – vodné roztoky.

- Příklady acidobazických reakcí:

2) **VYTĚSŇOVÁNÍ** : slabých/slabších kyselin ze solí kyselinami silnějšími



: slabých/slabších zásad ze solí silnějšími zásadami



3) **HYDROLITICKÉ REAKCE** – rozklady látek vodou



# 4 REAKCE SRÁŽECÍ

Srážecí reakcí je chemická reakce, při které smícháme 2 roztoky a vyloučí se jedna málo rozpustná látka ve formě sraženiny.

-Jde o podvojně záměny, kdy kombinací iontů vznikne málo rozpustný produkt.



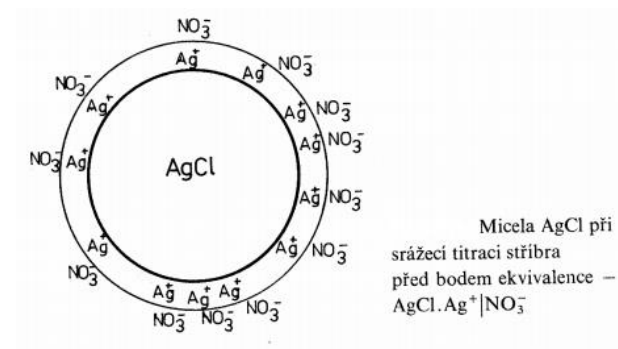
Šipkou dolů ↓ označujeme sraženinu. Sraženina se někdy označuje podtržením sloučeniny.



Tatáž rovnice se dá zapsat stručněji, abychom si usnadnili práci. K zápisu se používají tzv. **iontové rovnice**.



Nárůst sraženiny: nukleace – růst krystalů či amorfní sloučeniny - aglomerace



# 4 REAKCE SRÁŽECÍ

Srážecí reakcí je chemická reakce, při které smícháme 2 roztoky a vyloučí se jedna málo rozpustná látka ve formě sraženiny.

Některé soli se ve vodě rozpouštějí dobře, jiné jen málo.

Rozpustnost dobře rozpustných sloučenin se obvykle uvádí v gramech na 1000 g vody.

*Tabulka 2.1* Rozpustnost některých sloučenin sodíku a draslíku, g/1 H<sub>2</sub>O

NaOH	1110	NaCl	359	NaNO <sub>3</sub>	915
KOH	1210	KCl	360	KNO <sub>3</sub>	360

Je zřejmé, že některé sobě si podobné látky (NaOH/KOH) se z hlediska rozpustnosti chovají totožně, jiné (např. NaNO<sub>3</sub>/ KNO<sub>3</sub>) mají neočekávaně odlišnou rozpustnost. Navíc se rozpustnosti látek mění v širokém rozsahu.

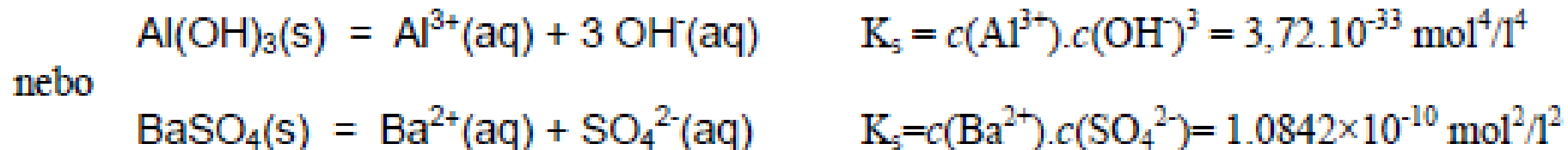
*Tabulka 2.2* Rozpustnost některých sloučenin draslíku, berylia a hliníku, g/1 H<sub>2</sub>O

KOH	1210	KNO <sub>3</sub>	360	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	120
Ba(OH) <sub>2</sub>	22	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	105	BaSO <sub>4</sub>	0,003
Al(OH) <sub>3</sub>	0,001	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	734	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	364

Opět vidíme, že nalézt nějakou souvislost mezi rozpustností a např. postavením kationtu v periodické tabulce nelze.

# 4 REAKCE SRÁŽECÍ

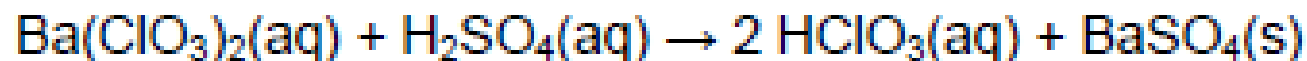
Rozpustnost málo rozpustných látek je často uváděna ve formě **součinu rozpustnosti  $K_s$** , např.:



Z těchto vztahů je zřejmé, proč se hydroxid hlinitý používá jako jemný antacid, přípravek proti překyselení žaludku. Ionty  $\text{OH}^-$  se v mírném množství, a tedy velmi ohleduplně, navážou na přebytečné ionty  $\text{H}^+$  z kyseliny  $\text{HCl}$  v žaludku. Přitom se uvolní jen velmi malé množství iontů  $\text{Al}_3^+(\text{aq})$

Dlouhodobá aplikace antacidu může způsobit poruchu vstřebávání fosfátů, skrze mechanismus reakce hliníku s fosfáty za vzniku nerozpustných solí. Důsledkem může být osteomalacie.

**Setkají-li se v roztoku kation a anion, které spolu tvoří málo rozpustnou sloučeninu, proběhne reakce směrem k její tvorbě téměř úplně. Toho se někdy využívá k přípravě málo dostupných látek.** Například kyselinu chlorečnou, která existuje pouze v roztoku, lze připravit reakcí chlorečnanu barnatého (připraveného z hydroxidu barnatého a chloru) s kyselinou sírovou, protože při této reakci vzniká také velmi málo rozpustný síran barnatý:



Tento děj je principiálně stejný jako výše uvedené vytěsnění slabé kyseliny z její soli kyselinou silnější.



# 4. REAKCE SRÁŽECÍ

## KATIONTY



## ANIONTY



## Důkazové reakce vybraných iontů

	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	SCN <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>
Fe <sup>3+</sup>				
Fe <sup>2+</sup>				
Cu <sup>2+</sup>				
Zn <sup>2+</sup>				
Na <sup>+</sup>				

# DOMÁCÍ ZAMYŠLENÍ



<https://www.youtube.com/watch?v=YUw3AnIPMG4>

Ve filmu **Big Hero 6** je zformováno uskupení superhrdinů, jejímž členem je i **superchemik, dívka jménem Honey Lemon**. Honey Lemon umí mnoho – díky své periodické kabelce vrhá proti zlosynům koule o různém chemickém složení a tím je znehybňuje, zmrazuje, vytváří kouřové clony... ale jsou to realistické chemické reakce? Jaká by byla jejich termodynamika a kinetika?



<https://phdprincess.com/blog/honey-lemon-chemistry>

# DOMÁCÍ ÚLOHA – TEORIE KYS./ZÁSAD

15. Predict which acid in each of the following pairs is the stronger and explain your reasoning for each.

(a)  $\text{H}_2\text{O}$  or  $\text{HF}$

(b)  $\text{B}(\text{OH})_3$  or  $\text{Al}(\text{OH})_3$

(c)  $\text{HSO}_3^-$  or  $\text{HSO}_4^-$

(d)  $\text{NH}_3$  or  $\text{H}_2\text{S}$

(e)  $\text{H}_2\text{O}$  or  $\text{H}_2\text{Te}$

17. Rank the compounds in each of the following groups in order of increasing acidity or basicity, as indicated, and explain the order you assign.

(a) acidity:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$

(b) basicity:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{Cl}^-$

(c) basicity:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Si}(\text{OH})_4$ ,  $\text{ClO}_3(\text{OH})$  (Hint: Formula could also be written as  $\text{HClO}_4$ ).

(d) acidity:  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$

# DOMÁCÍ PROCVIČENÍ

D. SEMIDUBSKÝ a kol. Základy chemie pro bakaláře, VŠCHT Praha, 2011

[https://vydavatelstvi.vscht.cz/katalog/publikace?uid=uid\\_isbn-978-80-7080-790-3](https://vydavatelstvi.vscht.cz/katalog/publikace?uid=uid_isbn-978-80-7080-790-3)

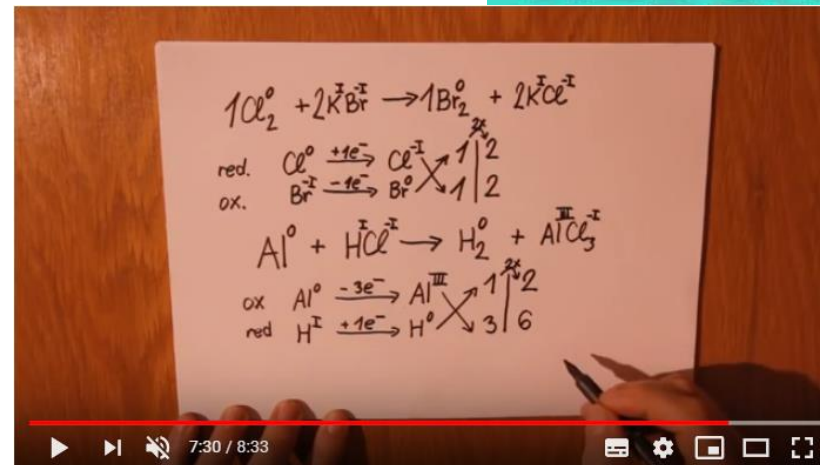
- str. 22-25

<https://www.youtube.com/watch?v=6gtcvqLmPo8>

- Vystvětlení redox reakcí

[https://www.youtube.com/watch?v=xLwr5\\_buKME](https://www.youtube.com/watch?v=xLwr5_buKME)

- Vyčíslování redox reakcí



Video thumbnail for a redox reactions lesson. The background is teal with the word "REDOX" in large white letters. A woman with long dark hair is smiling and gesturing. The chemical equation  $2\text{Al (s)} + 3\text{F}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{AlF}_3\text{(aq)}$  is shown. Below the equation, there are questions: "a) Which substance is..." and "c) Which substance is the...".