



# pH

**Autor: Mgr. Stanislava Bubíková**

**Datum (období) tvorby: 12. 4. 2013**

**Ročník: osmý**

**Vzdělávací oblast: Člověk a příroda / Chemie / Anorganické sloučeniny**

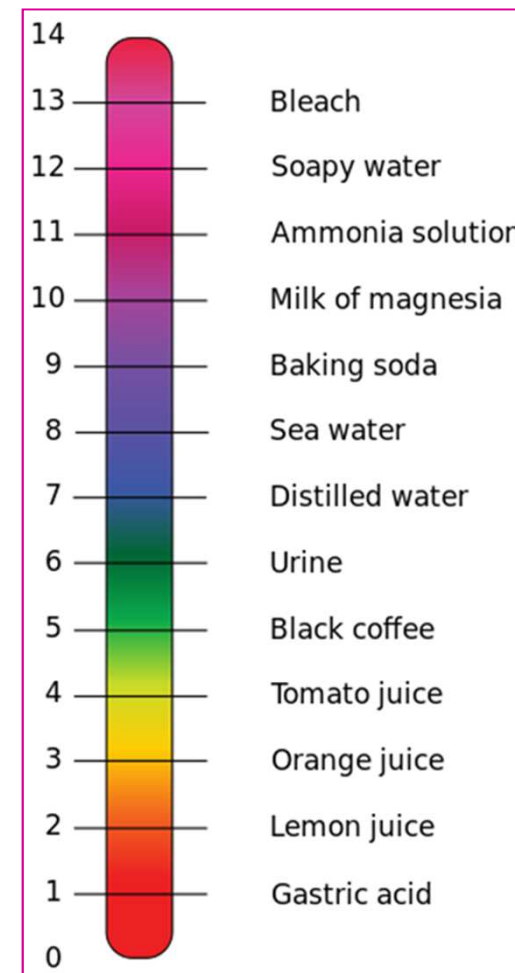


## Anotace:

Žáci se seznámí se základní vlastností sloučenin – kyselostí. V rámci tohoto modulu žáci rozdělí látky na kyselé, neutrální a zásadité. Popíší stupnici pH, přiřadí známé látky k hodnotám pH. Posoudí dopad havárií silných kyselin a zásad na zdraví lidí a ŽP.

# pH

- **vodíkový exponent**
- číslo, které vyjadřuje, zda vodný roztok reaguje kyselě či naopak alkalicky (zásaditě)
  - logaritmická stupnice s rozsahem hodnot **od 0 do 14**
    - pro většinu vodných roztoků
    - roztoky silných kyselin a zásad či jiné než vodné roztoky mohou nabývat jiných hodnot)
  - **neutrální** destilovaná voda má **pH = 7**
    - při standardních podmínkách
  - **kyseliny** mají **pH < 7**
    - čím menší číslo, tím „silnější“ kyselina
  - **zásady** mají **pH > 7**
    - čím větší číslo, tím „silnější“ zásada



Obr. č. 1: Stupnice pH [2] dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_Scale.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_Scale.svg)

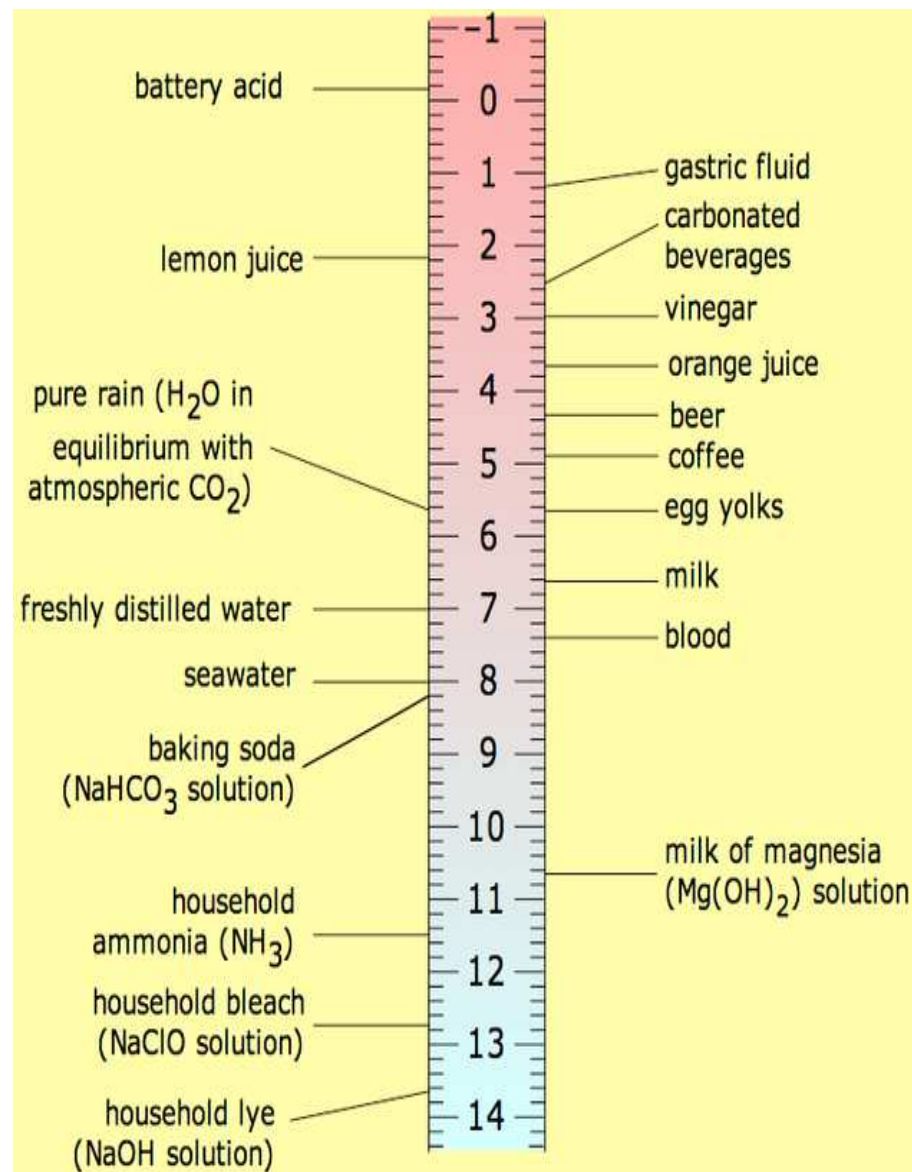
# Definice pH

- záporně vzatý dekadický logaritmus koncentrace oxoniových kationtů

$$pH = -\log(c_{H_3O^+})$$

- pH nabývá hodnot od 0 do 14

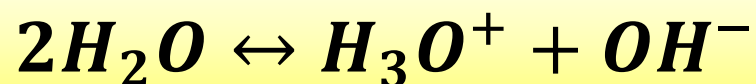
Obr. č. 2: Látky na stupnici pH [3] dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_scale.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_scale.png)



# Autoprotolýza vody



- **autoprotolýza:**
  - je chemická reakce
  - probíhá mezi dvěma molekulami rozpouštědla, z nichž jedna reaguje jako **kyselina** a druhá jako **zásada**
- autoprotolýza vody:
  - vzniká **oxoniový kationt  $H_3O^+$**  a **hydroxidový aniont  $OH^-$**



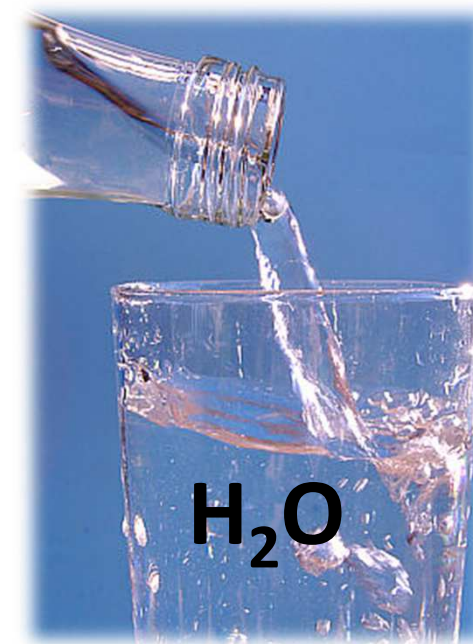
$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = \log 1 - \log[H^+] = -\log[10^{-1} \text{ a } 10^{-14}] = -\log[10^{-1}] = 1$$
$$\frac{10^{-7} \text{ hydrogeniones}}{10^{-7} \text{ hidróxilos}} \rightarrow pH_{neutro} = -\log[10^{-7}] = 7$$
$$= -\log[10^{-14}] = 14$$

Obr. č. 3: Převod logaritmu na hodnoty pH [4] dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Math\\_pH-2.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Math_pH-2.png)

# Iontový součin vody



- *ve vodě je kromě molekul  $H_2O$  také malé množství oxoniových kationtů  $H_3O^+$  a hydroxylových aniontů  $OH^-$*
- **iontový součin vody** - součin koncentrací iontů
  - nabývá hodnoty  $10^{-14}$
- v čisté vodě je látková koncentrace obou iontů stejná:  $10^{-7}$  ( $pH = 7$ )
- **kyselost** = přebytek  $H_3O^+$
- **zásaditost** = přebytek  $OH^-$

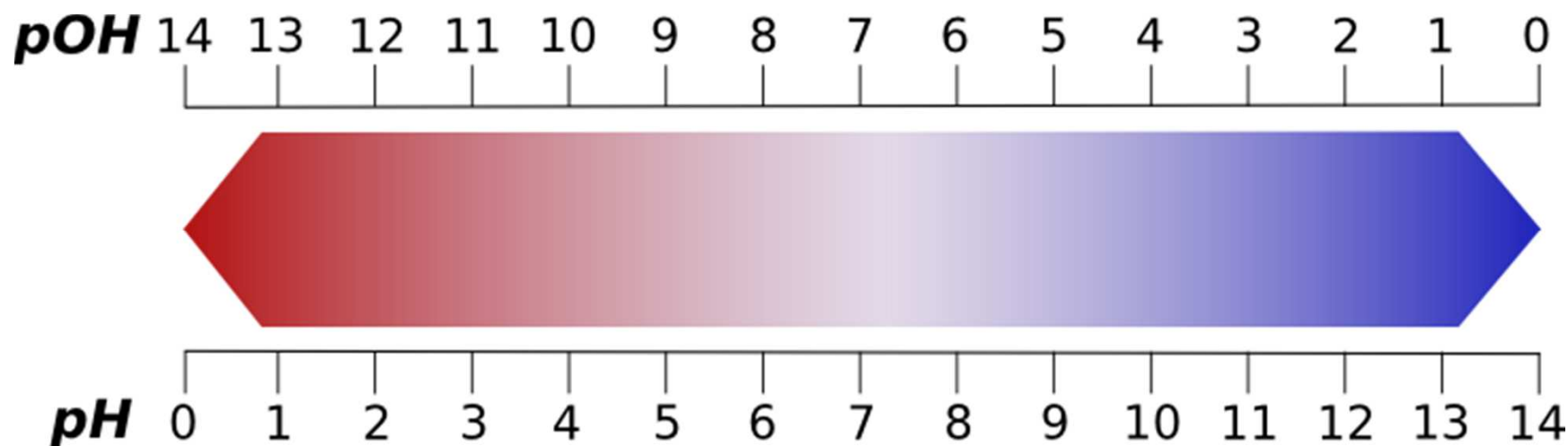


Obr. č. 4: Minerální voda [5] dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stilles\\_Mineralwasser.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stilles_Mineralwasser.jpg)

# Stupnice pH



- logaritmická stupnice od 0 do 14
  - platná pro vodné roztoky
    - hodnoty silných kyselin nebo zásad mohou stupnici přesahovat
    - u jiných rozpouštědel (alkoholy, nepolární rozpouštědla) nabývají jiné hodnoty



Obr. č. 5: Stupnice pH a pOH [6] dostupné z: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PHscalenolang.png>

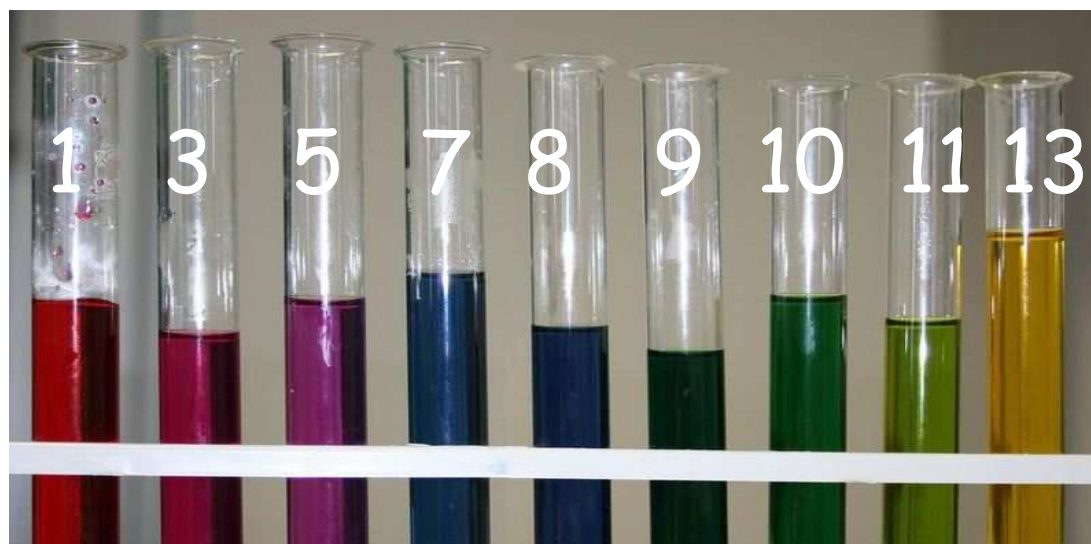
# Acidobazické indikátory

- organické látky, které mění barvu v závislosti na pH prostředí
  - mění uspořádání dvojných vazeb v molekule
- příklady:
  - **lakmus** přechází z kyselé červené formy na zásaditou modrou
  - **fenolftalein** přechází z kyselé bezbarvé formy na zásaditou fialovou v oblasti pH 8,0 – 9,8
  - **metyloranž** přechází z kyselé oranžové formy na zásaditou žlutou v oblasti pH 3,1 – 4,5
  - **metylčerveň** přechází z kyselé červené formy na zásaditou žlutou v oblasti pH 4,4 – 6,3
- *přírodním indikátorem je **barvivo v červeném zelí**, které při okyselení roztoku změní barvu z modré na červenou*



Obr. č. 6: Kombinace více indikátorů [7]  
dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_indicator\\_paper.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_indicator_paper.jpg)

Obr. č. 7: Zbarvení červeného zelí při různých hodnotách pH (upraveno) [8]  
dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Indicateur\\_chou\\_rouge.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Indicateur_chou_rouge.jpg)





# Využití indikátorů

- acidobazické titrace
  - určení obsahu kyseliny nebo hydroxidu v analyzovaném vzorku
    - definovaný objem měřeného vzorku s přidavkem indikátoru je neutralizován roztokem kyseliny nebo hydroxidu
    - dosažení bodu ekvivalence, (koncentrace kyseliny a hydroxidu je v rovnováze) je určena změnou barvy příslušného indikátoru
    - z množství a koncentrace potřebného roztoku lze jednoduše vypočítat obsah látky v analyzovaném roztoku
- hrubé měření kyselosti
  - lakmusový papírek
- přesnější měření kyselosti
  - univerzální indikátorový papírek
    - zbarvení se mění od červené až po tmavě modrou



Obr. č. 8: Univerzální indikátorový papírek [9] dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_indicator\\_paper\\_roll.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_indicator_paper_roll.jpg) 9

# pH metr

- velmi přesné měření pH vodných roztoků
  - používá se potenciometrie s využitím skleněné elektrody
    - přesné měření elektrického potenciálu mezi měrnou (skleněnou) a referentní elektrodou
    - změna pH o jeden řád vyvolá změnu potenciálu skleněné elektrody o 59 mV
  - přístroje umožňují měření pH s rozlišením na 0,01 až 0,001 jednotky pH
  - použití:
    - úpravny vody, čističky odpadních vod
    - monitoring kyselosti zásobních roztoků v průmyslu
    - sledování kyselosti povrchů (navlhčený papír, zemina)
    - měření pH masa a jiných potravin
    - lékařství - monitoring pH krve pacientů



Obr. č. 9: pH metr [10] dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hanna\\_HI\\_8314\\_membrane\\_pH\\_meter.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hanna_HI_8314_membrane_pH_meter.jpg)



Obr. č. 10: Ruční pH metr [11] dostupné z:  
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:2009-03-30\\_Red\\_pH\\_meter\\_reads\\_4.96\\_KS1.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:2009-03-30_Red_pH_meter_reads_4.96_KS1.jpg)



# Zdroje

1. BENEŠ, Pavel, Václav PUMPR a Jiří BANÝR. *Základy chemie pro 2. stupeň základní školy, nižší ročníky víceletých gymnázií a střední školy*. 3. vyd. Praha: Fortuna, 2000, 143 s. ISBN 80-716-8720-0 .
2. PH\_Scale.svg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_Scale.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_Scale.svg)
3. PH\_scale.png. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_scale.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_scale.png)
4. Math\_pH-2.png. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Math\\_pH-2.png](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Math_pH-2.png)
5. Stilles\_Mineralwasser.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stilles\\_Mineralwasser.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stilles_Mineralwasser.jpg)
6. PHscalenolang.png. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PHscalenolang.png>
7. PH\_indicator\_paper.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_indicator\\_paper.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_indicator_paper.jpg)
8. Indicateur\_chou\_rouge.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Indicateur\\_chou\\_rouge.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Indicateur_chou_rouge.jpg)
9. PH\_indicator\_paper\_roll.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH\\_indicator\\_paper\\_roll.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_indicator_paper_roll.jpg)
10. Hanna\_HI\_8314\_membrane\_pH\_meter.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hanna\\_HI\\_8314\\_membrane\\_pH\\_meter.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hanna_HI_8314_membrane_pH_meter.jpg)
11. 2009-03-30\_Red\_pH\_meter\_reads\_4.96\_KS1.jpg. *Wikimedia Commons* [online]. 2004 [cit. 2013-04-12]. Dostupné z: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:2009-03-30\\_Red\\_pH\\_meter\\_reads\\_4.96\\_KS1.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:2009-03-30_Red_pH_meter_reads_4.96_KS1.jpg)