

Glærur úr 16.2 og 16.3

Sjálfsjónun vatns og pH skalinn

16.2 - sjálfsjónun vatns

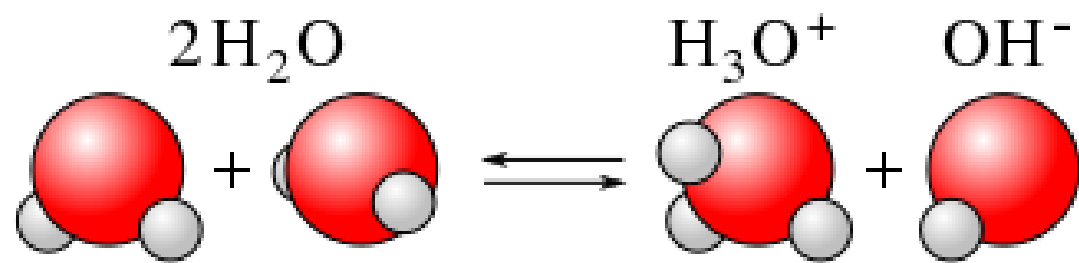
- ▶ Einn af frábærum eiginleikum vatns er að það sé tvíhegða.
 - ▶ Það þýðir að það getur hegðað sér bæði sem basi og sem sýra.
 - ▶ Sem basi tekur það við vetnisjóninni H^+
 - ▶ Sem sýra gefur það frá sér vetnisjón H^+
- ▶ Vatnsameind getur því líka gefið vetnisjón til annarrar vatnssameindar :



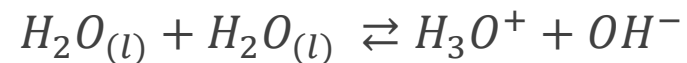
- ▶ Sem er oft stytt í :



- ▶ En eins og við ræddum í 16.2 þá er H^+ og H_3O^+ nánast sami hluturinn.



Meira um sjálfsjónun



- ▶ Þessi efnahvörf gerast mjög hratt og því er hver og ein vatnssameind ekki lengi á jónuðu formi.
- ▶ Ekki nema tvær vatnssameindir af hverjum 10^9 (milljarður) er á jónaformi á hverju augnabliki.
 - ▶ Munum að eitt mól er $6,022 \cdot 10^{23}$ sameindir
 - ▶ Munum líka að mólmassi vatns er 18,0 g/mól sem þýðir að eitt mól af vatni er 18 g
 - ▶ Það er því samt alveg slatti af vatnssameindum sem eru að jónast!
 - ▶ En af því að hvarfið gerist svo hratt þá er hreint vatn einstaklega slappur leiðari rafmagns.

Jafnvægislíking vatns

- ▶ Prófum að skrifa upp jafnvægislíkinguna fyrir sjálfsjónun :

$$K_c = [H_3O^+] * [OH^-]$$

- ▶ En við rifjum upp að við skrifum ekki sameindir á vökvaformi inn í jafnvægislíkingar.
- ▶ Jafnvægisfastinn K fyrir þetta hvarf er vel þekktur og er $1,0 * 10^{-14}$ við $25^\circ C$
 - ▶ Sem meikar sense! K er mun minni en 1 og því er hvarfið mun meira vinstra megin (hvarfefnamegin) og staðfestir það sem við sögðum áðan að aðeins smár hluti vatns sé jónaður!
- ▶ Fastinn er meira að segja svo mikilvægur að hann fær sitt eigið tákn skrifað sem K_w

Samantekt

$$K_w = 1,0 * 10^{-14} = [H_3O^+] * [OH^-] = [H^+] * [OH^-]$$

Mólstyrkir H^+ og OH^-

- ▶ Munum að $[x]$ merkir mólstyrkur x sem er reiknaður sem $C = n/V$
- ▶ Rifjum síðan upp skilgreiningu Arrheniusar:
 - ▶ Sýrur auka styrk H^+ jóna í vatnlausnum
 - ▶ Basar auka styrk OH^- jóna í vatnslausnum

Ef við mælum $[H^+] = [OH^-]$ í lausn þá er lausnin hlutlaus.

En ef $[H^+] > [OH^-]$ þá er lausnin súr

Og ef $[H^+] < [OH^-]$ þá er lausnin basísk

- ▶ En fyrir vatnslausnir þá þarf samt $K_w = [H^+] * [OH^-]$ alltaf að gilda !
 - ▶ Skoðum sýnidæmi sem skýrir þetta fyrir okkur.

Sýnidæmi 16.4

- ▶ Reiknum styrki $[H^+]$ og $[OH^-]$ í afjónuðu vatni við $25^\circ C$
- ▶ Lausn :
- ▶ Við vitum að hreint vatn er hvorki súrt né basískt. Vatn er almennt séð hlutlaust. Keypt vatn í flöskum og kranavatn er það ekki, en afjónað vatn er bara H_2O sameindir og er því hlutlaust.
- ▶ Þá getum við sagt :
- ▶ $[H^+] = [OH^-]$ fyrir hlutlausar lausnir svo að : $K_w = [H^+] * [OH^-]$ verður að
- ▶ $1,0 * 10^{-14} = x * x = x^2$ sem leiðir okkur að $x = \sqrt{1,0 * 10^{-14}} = 1 * 10^{-7} M$

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 * 10^{-7} M$$

Súrar og basískar vatnslausnir

- ▶ Svo að súrar lausnir hafa mólstyrk H^+ jóna hærri en $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ og þá mólstyrk OH^- jóna lægri en $1 \times 10^{-7} \text{ M}$
- ▶ Basískar lausnir eru einmitt öfugar, styrkur OH^- jóna verður að vera hærri en $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ og styrkur H^+ jóna lægri.
- ▶ Sem uppfyllir skilgreiningu Arrhenisuar fullkomlega.
- ▶ Munum samt að þetta gildir bara fyrir vatnslausnir, alveg eins og skilgreining Arrhenisuar
 - ▶ Það eru til sýrur og basar sem eru ekki í vatnslausn.
 - ▶ Mjög sterkar sýrur og sterkir basar eru lægra hlutfall vatns á móti sýrunni og því verður þetta alltaf erfiðara að meta fyrir þær.

Sýnidæmi 16.5

- ▶ Reiknaðu $[H^+]$ í eftirfarandi lausnum og segðu til um hvort að lausnin sé súr, basísk eða hlutlaus.
 - ▶ Gerum ráð fyrir að lausnirnar séu við 25°C og K_w sé $1,0 \times 10^{-14}$
- A) Lausn þar sem $[OH^-]$ mælist sem $0,01\text{ M}$
- B) Lausn þar sem $[OH^-]$ mælist sem $1,8 \times 10^{-9}\text{ M}$

Sýnidæmi 16.5 - lausn

- ▶ Við vitum að :

$$K_w = [H^+] * [OH^-] = 1,0 * 10^{-14}$$

- ▶ Setjum gildin inn :

- ▶ A)

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 * 10^{-14}}{0,01} = 1,0 * 10^{-12} M$$

- ▶ $[H^+] < [OH^-]$ svo að lausnin er basísk

- ▶ B)

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 * 10^{-14}}{1,8 * 10^{-9}} = 5,6 * 10^{-6} M$$

- ▶ $[H^+] > [OH^-]$ svo að lausnin er súr

16.3 - pH skalinn

- ▶ Mólstyrkur H^+ jóna í vatnslausn, $[H^+]$ er oftast mjög lág tala eins og við höfum komist að.
- ▶ Þess vegna var fundinn upp pH skalinn til að einfalda tölurnar.
- ▶ pH skalinn er logarískur skali af vetnisjónum :

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

- ▶ Ef við viljið fá upprifjun af logra reglunum þá eru þær allar í Appendix A í bókinni.
- ▶ Munum svo að ekki láta það trufla okkur ef við sjáum : $pH = -\log[H_3O^+]$

pH afjónaðs vatns

- ▶ Við komumst að því í 16.3 að í hreinu afjónuðu vatni er :

$$[H^+] = 1,0 * 10^{-7} M$$

- ▶ Þá er pH :

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1,0 * 10^{-7}) = 7,00$$

- ▶ Skrifum 7,00 upp á þrjá markverða stafi því að það gildir fyrir logra að fjöldi aukastafa á að vera jafn fjölda markverða stafa.
 - ▶ Þess vegna eru oft pH gildi mjög nákvæm.

Skoðum aukinn mólstyrk H^+

- Af því að pH jafnan inniheldur - formerkið þá gildir að:

Þegar $[H^+]$ eykst þá lækkar pH

- Skoðum pH gildi vatnslausnar með $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3}$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,00$$

Sýrur sem hafa hátt $[H^+]$ gildi munu hafa $pH < 7$

TABLE 16.1 ■ Relationships among $[H^+]$, $[OH^-]$, and pH at 25 °C

Solution Type	$[H^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	pH Value
Acidic	$>1.0 \times 10^{-7}$	$<1.0 \times 10^{-7}$	<7.00
Neutral	$=1.0 \times 10^{-7}$	$=1.0 \times 10^{-7}$	$=7.00$
Basic	$<1.0 \times 10^{-7}$	$>1.0 \times 10^{-7}$	>7.00

Hvað með basana?

- ▶ Samkvæmt Arrhenius þá auka basar styrk OH^- jóna eða $[\text{OH}^-]$
- ▶ Reiknum það alveg eins en við breytum bara $[\text{OH}^-]$ í $[\text{H}^+]$:
- ▶ Munum að :

$$K_w = [\text{H}^+] * [\text{OH}^-] \text{ svo að : } [\text{H}^+] = \frac{1,0 * 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

- ▶ Af því að K_w er fasti þá getum við alltaf skipt auðveldlega á milli $[\text{H}^+]$ og $[\text{OH}^-]$
- ▶ Svo ef $[\text{OH}^-] = 2,0 * 10^{-3}$ þá er :

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 * 10^{-14}}{2,0 * 10^{-3}} = 5,0 * 10^{-12} \text{ og þá er } \text{pH} = -\log(5,0 * 10^{-12}) = 11,3$$

Basar hafa því $\text{pH} > 7$

pH er mjög viðkvæmt gildi

- ▶ Við munum núna eyða næstu mánuðum að skoða pH
 - ▶ Alveg þar til 17.4 sirka
- ▶ Af því að pH er logarískur skali þá er stökk frá 7 til 6 pH ansi mikið af H^+ jónum (nánar tiltekið tífalt fleiri)
 - ▶ Alveg eins og með jarðskjálfta sem eru líka mældir á logarískum skala.
- ▶ pH gildi lífferla er oft mjög stöðugt og vel stýrt
- ▶ Venjulegt gildi blóðs er á bilinu 7,35 til 7,45 pH og ef við förum út fyrir það verðum við ekkert smá veik og getur jafnvel dregið okkur til dauða.
 - ▶ Nýrun losa okkur við sýrur og við skilum þeim í þvagi
 - ▶ Mataræði hefur vanalega ekki áhrif á sýrustig blóðs.

Sýnidæmi 16.6

- ▶ Hvert er pH gildi eftirfarandi lausna og segðu til um hvort þær séu súrar eða basískar :
- ▶ A) vatnslausn sem hefur $[H^+] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ M}$
- ▶ B) vatnslausn með $[OH^-] = 1,8 \times 10^{-9} \text{ M}$

Sýnidæmi 16.6 - lausn

- ▶ A) setjum þetta beint inn í jöfnuna fyrir pH

$$pH = -\log(1,0 * 10^{-12}) = 12,00$$

- ▶ pH er hærra en 7 sem þýðir að lausnin er basísk.
- ▶ B) Byrjum á því að reikna $[H^+]$ og setjum síðan í pH jöfnuna:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 * 10^{-14}}{1,8 * 10^{-9}} = 5,6 * 10^{-6} \text{ M og þá er } pH = -\log(5,6 * 10^{-6}) = 5,25$$

- ▶ pH er lægra en 7 og því er lausnin súr

pOH skalinn

- ▶ Önnur leið til að reikna pH þegar við fáum bara gefið $[OH^-]$ gildi er að skoða pOH skalann.
- ▶ pOH skalinn er alveg eins og pH , við skiptum bara út mólstyrknum:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

- ▶ Reiknast því alveg eins og almennt gildir í efnafræði að p(eitthvað) er -logrinn af gildinu (sjáum þetta seinna í kafla 17)
- ▶ Svo pK_w væri :

$$pK_w = -\log K_w = -\log[H^+] + (-\log[OH^-])$$

Skoðum pK_w nánar

- Ef við reiknum í gegnum pK_w með því að áætla að við séum með afjónað vatn sem er hlutlaust þá er :

$$pK_w = -\log K_w = -\log[H^+] + (-\log[OH^-])$$

$$-\log(1,0 * 10^{-14}) = -\log(1,0 * 10^{-7}) + (-\log(1,0 * 10^{-7}))$$

$$14,00 = 7,00 + 7,00$$

- Sem gefur okkur regluna að :

$$pH + pOH = 14$$

Tvær leiðirnar til að reikna pH frá $[OH^-]$

- Leið 1 : Breyta $[OH^-]$ í $[H^+]$

$$K_w = [H^+] * [OH^-] \text{ svo að : } [H^+] = \frac{1,0 * 10^{-14}}{[OH^-]}$$

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

- Leið 2 : reikna bara pOH og draga það svo frá 14

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$\text{ef } pH + pOH = 14 \text{ þá er } pH = 14 - pOH$$

Reiknum $[H^+]$ frá pH eða $[OH^-]$ frá pOH

- Skoðum aftur pH jöfnuna :

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

- Þá getum við snúið jöfnunni við og núllað logrann út með því að setja jöfnuna í 10 veldi :

$$10^{-pH} = 10^{\log[H^+]} \Rightarrow 10^{-pH} = [H^+]$$

- Við munum nota báðar jöfnurnar slatta

Sýnidæmi 16.7

- Nýgerður eplasafi hefur pOH gildið 10,24. Hvert er $[H^+]$ gildið ?

- Lausn:

- Byrjum á því að skoða að við höfum ekki pH gildið heldur pOH svo við setjum upp :

$$pH + pOH = 14 \text{ og þá er } pH = 14 - pOH \Rightarrow pH = 14 - 10,24 = 3,76$$

- Þá getum við reiknað $[H^+]$:

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3,76} = 1,7 * 10^{-4} M$$



	$[H^+]$ (M)	pH	pOH	$[OH^-]$ (M)
	1 (1×10^{-0})	0.0	14.0	1×10^{-14}
Gastric juice	1×10^{-1}	1.0	13.0	1×10^{-13}
Lemon juice	1×10^{-2}	2.0	12.0	1×10^{-12}
Cola, vinegar	1×10^{-3}	3.0	11.0	1×10^{-11}
Wine	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Tomatoes	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Banana	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Black coffee	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Rain	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Saliva	1×10^{-9}	9.0	5.0	1×10^{-5}
Milk	1×10^{-10}	10.0	4.0	1×10^{-4}
Human blood, tears	1×10^{-11}	11.0	3.0	1×10^{-3}
Egg white, seawater	1×10^{-12}	12.0	2.0	1×10^{-2}
Baking soda	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
Borax	1×10^{-14}	14.0	0.0	1 (1×10^{-0})
Milk of magnesia				
Lime water				
Household ammonia				
Household bleach				
NaOH, 0.1 M				

- Petta eru pH gildi nokkurra algengra efna
- Áhugavert er að sjátt.d hversu sterk sýra magasýra er.



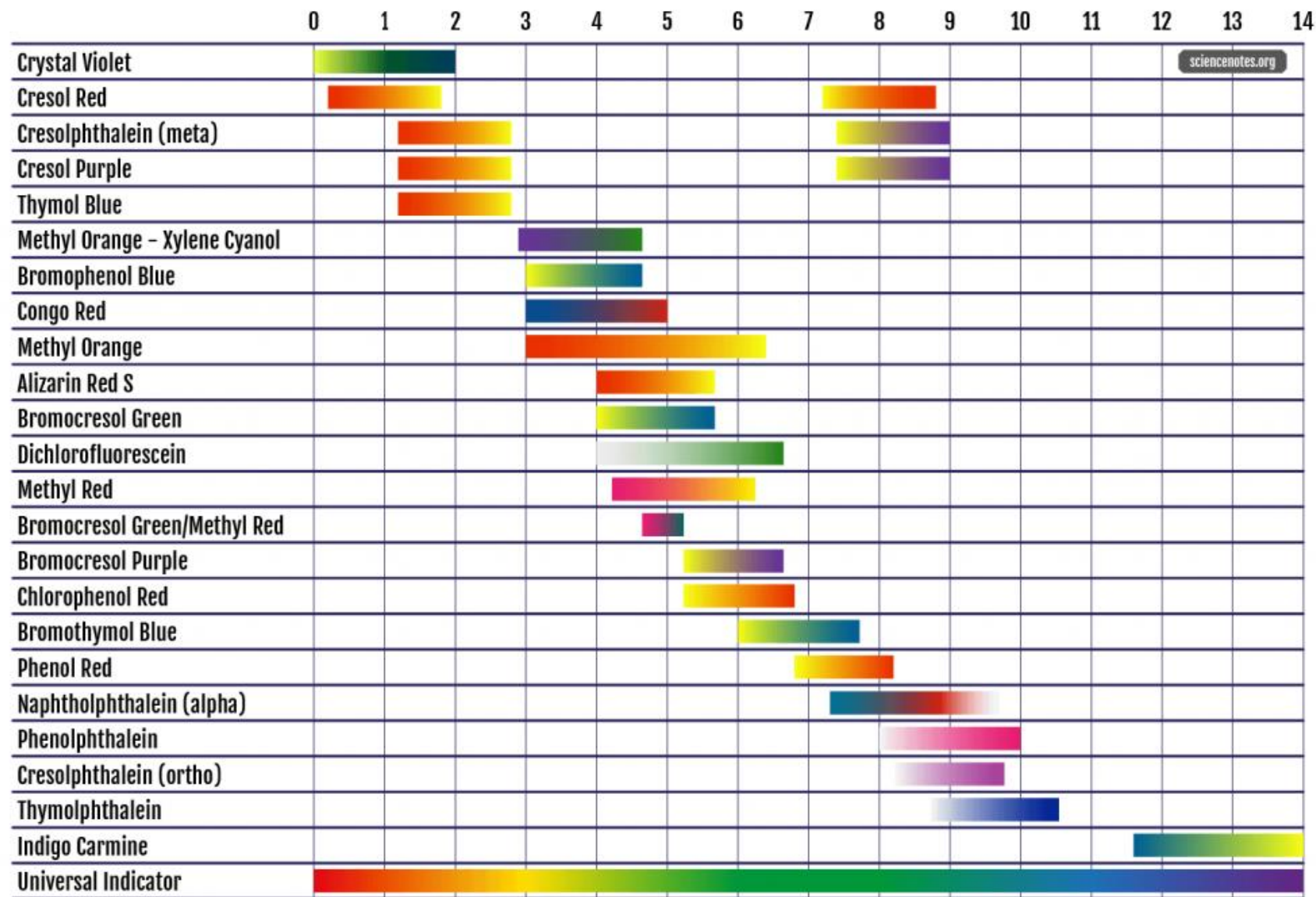
Mælingar á pH

- ▶ Það er auðvelt að mæla pH gildi og mjög algengt.
 - ▶ Við munum gera títranir t.d þar sem við skoðum hvernig pH gildið breytist.
- ▶ Oftar en ekki notum við staðlaða pH mæla
 - ▶ Þeir mæla leiðni $[H^+]$ og reikna pH útfrá því
- ▶ Einnig hægt að nota litvísa.



Litvísar sem pH „mælar“

- ▶ Litvísar eru mjög oft notaðir til að fylgjast með því hvort að vatnslausnir séu súrar eða basískar.
- ▶ Algengt er t.d. Að nota þá títrunum til að fylgjast með því þegar lausn fer frá því að vera súr í að vera basísk eða öfugt.
 - ▶ Munum og höfum séð þetta í verklegu.
- ▶ Það eru til margir mismunandi litvísar sem henta misvel
- ▶ Litmus pappír



	pH range for color change							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Methyl violet	Yellow		Violet					
Thymol blue	Red		Yellow		Yellow		Blue	
Methyl orange		Red		Yellow				
Methyl red			Red		Yellow			
Bromthymol blue				Yellow		Blue		
Phenolphthalein					Colorless		Pink	
Alizarin yellow R						Yellow		Red

▲ **Figure 16.7 Some common acid–base indicators.** The pH ranges for the color changes of some common acid–base indicators. Most indicators have a useful range of about 2 pH units.