

7. DISOLUZIO INDARGETZAILEAK

1. pH kontzeptua

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

pH: ingurune baten azidosi eta alkalosia neurtzen duen magnitudeari deritzo

Azidoa → H^+ ugariagoa

Basiko → OH^- ugariagoa

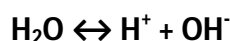
Erreakzio metaboliko askotan H^+ ioiak askatzen direnez garrantzia handikoa izango da pH kte mantentzea. H^+ askatzeak azidotasuna ekartzen du eta metabolismoak hau neutralizatu beharko du.

Adibidez 0,1 unitate baino gehiago aldatuz gero (pH=7,4 plasman) patologia baten aurrean aurkituko gara eta 0,5ean heriotza. pHa konstante edo tarte batzuetan mantentzeko **indargetzaileak** egongo dira.

1.1. Uraren disoziazioa eta biderkaketa ionikoa



Ura elektrolito ahula da, hau da, disoziatzeko joera gutxi izango du, beraz modu partzial batean egingo du. Uraren kasuan oreka konstantea $K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$ da, honek esanahi du erreakzioa oso ezkerrera desplazaturik dagoela.



Ekuazio horretan oinarrituz, $[\text{H}_2\text{O}] = 55,5$ litzateke, beraz $[\text{H}^+]$ eta $[\text{OH}^-]$ a baino askoz altuagoa.

1.2. pH eskala

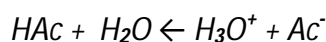
Bi datu hauekin K_w ondorioztatzen da $= 1,8 \cdot 10^{-16} \times 55,5 \text{ M} = 10^{-14}$. Beraz egoera horretan neutroa izango da disoluzio bat. Hala ere pH fisiologikoa deiturikoa pH = 7,4 izango da, hau da, pH fisiologikoa ez da guztiz neutroa

Hidronio kontzentrazioan oinarriturik alderantzizko eskala logaritmikoa eraiki zen erabilgarritasun arrazoiak medio.

2 Henderson Hasselbach-en ekuazioa

2.1. Azido eta baseak

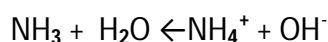
Azido ahulak: guztiz disoziatzen ez diren azidoak. $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ Ezkerrerantz joko duten erreakzio hauek, ioi kontzentrazioa txikia izango baita. $pK_a \leq 7$ da.



Azido sendoak: guztiz disoziatzen dira azidoak.

K_a eta pK_a ren arteko erlazioa $[H^+]$ eta pH ek dutenaren berdina izango da, beraz: $pK_a = -\log K_a$

Base ahulak: Eskubirantz desbideratuak daude, hau da, disoziatze maila baxua izango dute, $pK_b \geq 7$,



2.2. Henderson Hasselbach-en ekuazioa

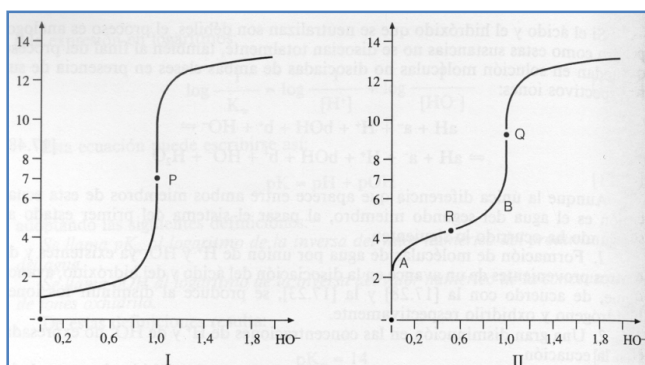
$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[base\ konjokatu]}{[azido]} \right)$$

pH a bi faktoreren menpe dago:

- Disoluzioaren disoziazio maila (pK_a)
- Espezie ezberdinen kontzentrazioen proportzioaren menpean: $\frac{[base\ konjokatu]}{[azido]}$

2.3. Neutralizazio kurbak

Azido kontzentrazio bati kantitate berean base kontzentrazio bat gehitzean, lortzen den pHari ekibalentzia puntua deritzo neutralizazio kurba batean.



Azido eta base sendo bat edukiz gero $pH=7$ izango da ekibalentzia puntua.

Neutralizazio kurbei esker jakin dezakegu disoluzio batean espezie ezagun bat zein den, beste espezie bat botatzerakoan lortzen dugun pHan oinarrituz.

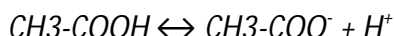
3. Disoluzio indargetzaileak

3.1. Disoluzio indargetzailea

Def: Azido edo base bat gehitzerakoan pH aldaketa txikiak jasaten duen disoluzioari deritzo.

Adibidez: Azido/base ahula + bere gatza ($\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$)

3.2. Mekanismoa



Erreakzio honi NaOH bezalako base sendo bat gehituz gero, disoziatu egingo da (Na^+ eta OH^- emanez), hidroxilo taldeak protoiei lotuz eta ura emanez eta era berean aske dagoen azetatoari sodioa lotuz, sodio azetatoa emateko, base ahul bat alegia.

Henderson Hasselbach indargetzaileentzat formula hau erabiltzen da:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \left(\frac{[\text{gatza}]}{[\text{azido}]} \right)$$

Ondorioz

- Sistemaren pH-a $[\text{gatz}]/[\text{azido}]$ ren menpean
- Sistemaren ezaugarri indargetzaileak Ac^- tik datortkio (adibidez, $\text{C}_3\text{-COO}^-$ etik)
- pHaren aldaketak indargabetu egiten du, baina ez guztiz galarazi
- Ahalmen indargetzailea: pHa unitate batean aldatzeko behar den base edo azido kantitatea izango da, hau kontzentrazioa eta disoziazioaren mailakoa izango delarik.

3.3 Indargetzailearen ezaugarriak

1. Sistemaren pHa $[\text{gatz}]/[\text{azido}]$ proportzioaren arabera aldatuko da
2. pH-a tanpoi sistemaren izaera azido ahulak zehazten du
3. Ahalmen indargetzaile maximoa $\text{pH} = \text{pKa}$ denean lortuko da, horretarako $[\text{AC}^-] = [\text{HAc}]$ izan beharko du. Gainera kontzentrazio biak oso altuak badira poliki aldatuko da pHa.

