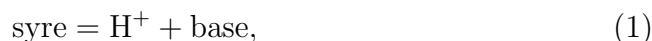


Syre-base-balansen

1 Syre-base-balansen

J. N. Brønsted og T. M. Lowry [2] har definert syrer som protondonorer og baser som protonakseptorer: en donor avgir hydrogen, mens en akseptor tar opp hydrogen. Dette forholdet kan enkelt illustreres ved Brønsted-Lowry-teorien:



der basen er den konjugerte basen til syren. Det produseres betydelig mer syre enn base; i løpet av ett døgn dannes $1/2$ –1 mol baser, mens mengden hydrogen som produseres i samme tidsrom er 15–20 mol. Hos en frisk person klarer kroppen å holde hydrogenkonsentrasjonen innenfor et intervall på $[\text{H}^+] = 35\text{--}45 \text{ nmol/l}^1$.

Det er i all hovedsak metabolismen som genererer syrer og baser i menneskekroppen. Derfor varierer syre-base-produksjonen blant annet basert på endringer i kostholdet.

2 Syre-base-par

Dersom pH-verdien i en gitt væske er definert, kan konsentrasjonen av spesifikke syrer/baser bestemmes dersom konsentrasjonen av den konjugerte basen/syren er kjent. Ettersom syrer og baser slik kan inndeles i kombinasjoner, kalles de syre-base-par, eller buffere. I menneskekroppen brukes ofte karbonsyre (H_2CO_3) og bikarbonat som buffere, ettersom partialtrykket av karbondioksid i en frisk organisme reguleres både av ventilasjonen og av bikarbonatkonsentrasjonen funnet i plasma [1].

¹Tilsvarende pH-verdier på $\text{pH} = 7,45$ og $\text{pH} = 7,35$.

3 Bufferligningen

Bufferligningen er en generell ligning som gjelder for ethvert syre-base-par:

$$\text{pH} = \text{pK}' + \log_{10} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \quad (2)$$

der $[\text{HA}]$ er syrekonsentrasjonen, $[\text{A}^-]$ er konsentrasjonen av syrens konjugerte base og K' er syrens dissosiasjonskonstant, som angir syrens kapasitet til å splittes opp i mindre molekyler [1]. K' er påvirket av andre forhold i blodplasma, og holder derfor ikke en faktisk konstant verdi. Verdien for pK' beregnes med Briggs logaritme [3]:

$$\text{pK}' = -\log_{10} \text{K}'. \quad (3)$$

Bufferligningen brukes for å si noe om likevekten mellom de ulike syrene og basene som til enhver tid befinner seg i blodplasma, basert på hydrogenaktiviteten. pH -verdien må være kjent før lign. (2) kan benyttes.

3.1 Henderson-Hasselbalchs ligning

Henderson-Hasselbalchs ligning er en forenkling av bufferligningen der karbonsyre og bikarbonat (HCO_3^-) brukes som bufferpar. I denne ligningen uttrykkes karbonsyre som funksjon av partialtrykket av karbondioksid (P_{CO_2}):

$$\text{pH} = 6,10 + \log_{10} \left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,225 \times P_{\text{CO}_2}} \right). \quad (4)$$

Utleddningen av lign. (4) fra lign. (2) finnes i [1], s. 21–22. Henderson-Hasselbalchs ligning er mer anvendelig ettersom det er enklere å bestemme P_{CO_2} og $[\text{HCO}_3^-]$ enn andre syre-base-par. Forholdet vil likevel være det samme for hvert bufferpar, ettersom alle syrer har et likevektsforhold mot pH .

Bibliografi

- [1] KOFSTAD, J. *Blodgasser, elektrolytter og hemoglobin – Metode og klinikk*. Tano Aschehoug, 1995.
- [2] MASTERTON, W. L. OG HURLEY, C. N. *Chemistry: principles and reactions*. Cengage Learning, 2015.
- [3] PO, H. N. OG SENOZAN, N. The Henderson-Hasselbalch equation: its history and limitations. *Journal of Chemical Education* 78, 11 (2001), 1499.