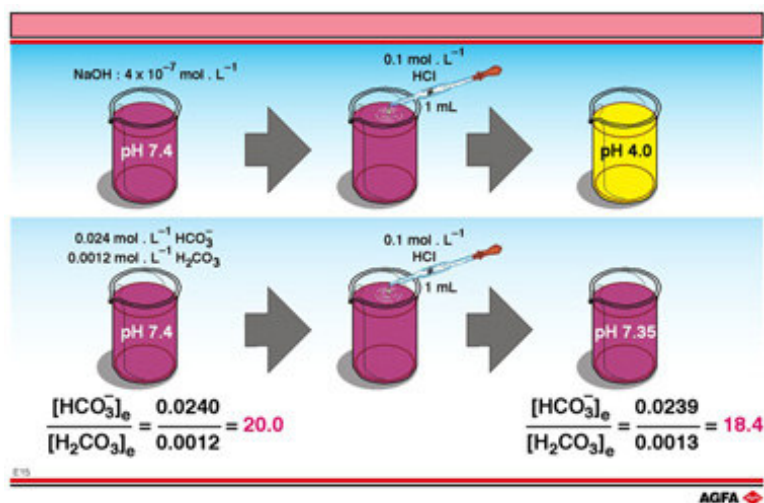


Buffers: de basis



Doel: Illustreren hoe, in een oplossing van een zwak zuur met het zout van dit zwakke zuur, de concentratie van waterstof- ionen en de pH nauwelijks veranderen door een relatief grote hoeveelheid van een sterke base eraan toe te voegen (= buffer)

In de natuur komt in water doorgaans niet één zuur of één base voor, maar een mengsel van zuren, basen en zouten.

Gelukkig kan men in vele gevallen het systeem vereenvoudigen tot één evenwichtsreactie, waarmee men dan de concentraties van H₃O⁺ of OH⁻-ionen kan berekenen.

Normalerwijze gebeurt dit volgens de dissociatiereactie van het sterkste zuur of van de base die aanwezig zijn.

Dit geldt onder meer voor de belangrijke systemen die we "buffermengsels" noemen. De bufferoplossingen bevatten een zwak zuur met een zout van dat zwakke zuur of een zwakke base met een zout van die zwakke base.

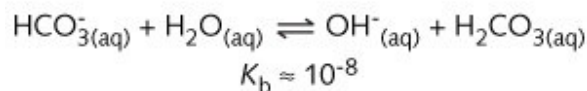
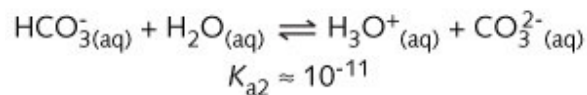
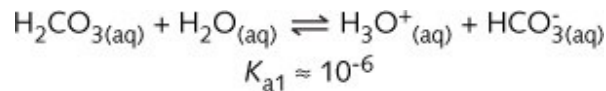
Zij danken hun naam aan hun vermogen om hun pH vrij constant te houden zelfs al wordt een belangrijke hoeveelheid van een sterk zuur of van een sterke base aan deze mengsels toegevoegd.

Het bloed in ons lichaam is zo'n buffersysteem. We kunnen daar maar gelukkig mee zijn. Vele biochemische reacties worden gekatalyseerd door enzymen die slechts binnen een nauw pH-gebied werkzaam zijn. Voor ons bloed moet de pH steeds tussen de waarden 7,35 en 7,45 liggen.

Indien dit niet zo is treedt er ernstige schade op aan enzymen en celmembranen. Ons bloed moet dus voortdurend licht basisch blijven. De schade die optreedt wanneer de pH lager dan 6,8 of hoger dan 7,8 wordt is zodanig dat de gevolgen dodelijk zijn!

Vereenvoudigd kunnen we aannemen dat de pH van het bloed hoofdzakelijk geregeld wordt door H_2CO_3 (een zwak zuur) en HCO_3^- (afkomstig van het Na^+ - of K^+ - zout).

Om de werking van deze waterstofcarbonaat-buffer en van bufferoplossingen in 't algemeen te begrijpen, beschouwen we de drie volgende evenwichtsreacties :



De eerste twee reacties slaan op de eerste en op de tweede dissociatie van waterstofcarbonaat. De overeenkomstige zuurconstanten K_{a1} en K_{a2} , geldig. We schrijven :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \cdot [\text{HCO}_3^-]_e}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_e} = 10^{-6,1}$$

Bij $\text{pH} = 7,4$, de normale waarde voor gezond bloed, is $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-7,4}$ en moet derhalve de verhouding van de zout/zuur-concentraties 20 zijn. Concreet bedragen deze concentraties 0,0240 mol/L en 0,0012 mol/L :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = 10^{-7,4} = 10^{-6,1} \cdot \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]_e}{[\text{HCO}_3^-]_e}$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]_e}{[\text{HCO}_3^-]_e} = 0,05 \quad \text{concreet:} \quad \frac{0,0012}{0,0240} = 0,05$$

Bloed manifesteert zijn bufferend vermogen vooral tegenover zuren die in de bloedbaan terechtkomen.

Het binnendringen van zuur kan bijvoorbeeld plaatsvinden bij het intraveneus toedienen van geneesmiddelen. Op de illustratie wordt het bufferend vermogen van dergelijk systeem (analoog aan het bloed) geïllustreerd. In een beker bevindt zich 100 mL carbonaatbuffer met een pH van 7,4. Daaronder is een beker getekend met 100 mL natriumhydroxide-oplossing ook met pH 7,4.

Aan beide oplossingen (die oorspronkelijk kleurloos zijn) werd de indicatorkleurstof broomkresolpurper toegevoegd.

Hierdoor worden de oplossingen licht purper gekleurd.

De rechtse twee bekers bevatten dezelfde oplossingen als hierboven waaraan telkens 1 mL HCl (0,01 mol/L) werd toegevoegd.

Hierdoor werd de eerste oplossing geel gekleurd, terwijl de kleur van de bufferoplossing onveranderd bleef.

Verklaring (ruwe berekening)

Vóór de toevoeging waren er in 100 mL (bij pH 7,4) 4×10^{-9} mol waterstof-ionen aanwezig.

Daar voegden we 10^{-5} mol waterstof-ionen aan toe.

Een deel hiervan werd gebruikt om het natriumhydroxide te neutraliseren, maar deze hoeveelheid is echt te verwaarlozen.

Daardoor kunnen we stellen dat de verkregen pH bepaald zal worden door de aanwezigheid van de 10^{-5} mol H_3O^+ -ionen. De concentratie van H_3O^+ wordt dan 10^{-4} mol per liter. De pH wordt 4. Bij deze pH-waarde is broomkresolpurper lichtgeel gekleurd.

In de 100 mL bufferoplossing daarentegen is er 0,0024 mol HCO_3^- aanwezig. Hiervan zal er ongeveer 0,00001 mol weer omgezet worden in het geprotoneerde zuur, want het HCl splitst volledig en *irreversibel* in ionen.

	$\frac{n(\text{HCO}_3^-)}{\text{mol}}$	$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol}}$		$\frac{n(\text{H}_2\text{CO}_3)}{\text{mol}}$
VOOR	0,00240	0,00001	\rightleftharpoons	0,00012
NA	0,00239	0		0,00013