

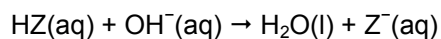
Bufferoplossingen

In de (analytische) chemie en in biologische processen is het vaak van groot belang de pH van een vloeistof (oplossing) constant te houden. Toevoeging van geringe hoeveelheden zuur of base aan water veroorzaakt een aanzienlijke verandering van de pH van het water. Om dit te voorkomen maakt men gebruik van *bufferoplossingen*.

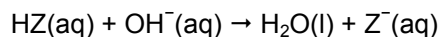
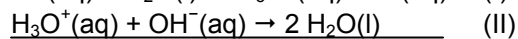
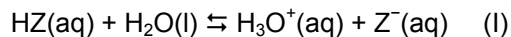
Bevat een oplossing een grote hoeveelheid HZ (zwak zuur), dan blijkt toevoeging van tamelijk grote hoeveelheden OH⁻ ionen of een andere zwakke base de pH niet sterk te veranderen. Eveneens kan aan een oplossing die een grote hoeveelheid Z⁻ (geconjugeerde base) bevat, een redelijke hoeveelheid H₃O⁺ ionen of een ander zuur worden toegevoegd zonder grote verandering van de pH.

Een oplossing die *zowel* HZ als Z⁻ in *hoge concentraties* bevat, kan toevoeging van redelijke hoeveelheden zuur en/of base “verdragen” zonder dat de pH van de oplossing *merkbaar* verandert. Een dergelijke oplossing wordt een bufferoplossing genoemd. Tevens blijkt dat bij aanzienlijke verdunning van een bufferoplossing met water de pH niet noemenswaard verandert.

Bij toevoeging van een geringe hoeveelheid OH⁻ treedt de volgende reactie op:



Deze reactie kan opgebouwd gedacht worden uit:



Door toevoeging van een geringe hoeveelheid OH⁻ zal het evenwicht (I) als gevolg van reactie (II) praktisch niet naar rechts verschuiven. Omdat er, in vergelijking met de toegevoegde hoeveelheid OH⁻, zeer veel HZ en Z⁻ aanwezig is, kunnen [HZ] en [Z⁻] als constant worden beschouwd. Als gevolg hiervan is [H₃O⁺] ook constant.

Een zelfde redenering geldt voor het toevoegen van een geringe hoeveelheid zuur aan een bufferoplossing. Geef de bedoelde redenering.