

Tekst pisany na niebiesko to skrót treści zadania lub komentarz. Zmieniłem kolejność zadań, aby te na bufor octanowy i bufor fosforanowy były razem.

Teoria: Do obliczania pH roztworu buforowego słabego kwasu i jego soli z silną zasadą używamy wzoru Hendersona-Hasselbalcha (w skrócie: H-H) w wersji ze stężeniami lub pH i pK.

Pozwól, że użyję oznaczenia $[H^+]$ zamiast $[H_3O^+]$.

$$[H^+] = K \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} \quad \text{lub} \quad pH = pK + \lg \frac{C_s}{C_k} \quad (1)$$

gdzie: $C_s = [A^-]$ - stężenie soli, $C_k = [HA]$ - stężenie kwasu, $pK = -\lg K$

Bufor octanowy:

Kwas octowy w niewielkim stopniu dysocjuje w/g reakcji:



natomiast octan sodowy dysocjuje całkowicie. Zakładamy (w granicach rozsądnych stężeń), że wszystkie jony CH_3COO^- pochodzą **od soli**.

Treść:

Do 100 cm³ roztworu zawierającego po połowie kwas octowy ($pK = 4,75$) o stężeniu 0,1 mol/dm³ oraz NaOH o stężeniu 0,05 mol/dm³ dodano 10 cm³ H_2SO_4 o stężeniu 1%. Oblicz końcowe pH.

Na początku kwasu octowego było więcej niż NaOH (bo stężenie kwasu było większe, a objętość taka sama jak zasady). Całe NaOH przereagowało więc z kwasem tworząc octan sodu, który dysocjuje od razu w całości na jony.

Stężenie “soli” (czyli jonów $[CH_3COO^-]$) było więc równe stężeniu NaOH, czyli 0,05 mol/dm³, a stężenie kwasu octowego zmalało o połowę, też akurat do wartości 0,05 mol/dm³.

Ze wzoru H-H wynika więc że początkowo $pH = pK = 4,75$.

Dalej potrzebne będą jeszcze ilości moli soli i kwasu. W objętości 100 cm³ = 0,1 dm³ stężenie 0,05 mol/litr oznacza ilość moli równą $0,1 \cdot 0,05 = 0,005$ mola.

Obliczmy teraz ilość moli kwasu siarkowego. Przy tak niskim stężeniu jego gęstość jest praktycznie równa gęstości wody, czyli 10 cm³ roztworu waży 10 gramów. Czysty kwas stanowi 1% tego, czyli dodano **0,1 g** H_2SO_4 .

Masa molowa $H_2SO_4 = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ g/mol. Dodano więc: $0,1/98 \approx$ **0,001** mola kwasu siarkowego.

Jako silny kwas siarkowy “wypiera” kwas octowy z octanu. Czyli ilość octanu maleje z 0,005 mola do $0,005 - 0,001 = 0,004$ mola, natomiast ilość kwasu octowego rośnie do $0,005 + 0,001 = 0,006$ mola.

Wstawiamy te wartości do równania H-H. Ponieważ objętość roztworu jest taka sama dla jonów octanowych i kwasu, to można zamienić stężenia na ilości moli.

$$pH = pK + \ln \frac{C_s}{C_k} = 4,75 + \ln \frac{0,005 - 0,001}{0,005 + 0,001} \approx \textcolor{red}{4.57}$$

Jak widać pH zmalało bardzo nieznacznie, bufor zadziałał ! Dla porównania: pH roztworu kwasu siarkowego zawierającego 0,001 mola kwasu na 0,01 litra (czyli 0,1 molowego) wynosi 2. Ogromna różnica !

W razie pytań, albo gdy się pomyliłem lub wpisałem błędne dane pisz proszę na priv.

Pozdrowienia - Antek