

Kemi aflevering 4

Opgave 3.16

Ved forbrænding af fossile brændsler dannes der CO_2 .

CO_2 er en drivhusgas, og der kan derfor være god grund til at rense fx skolerensrøg, før den udledes til atmosfæren. Dette kan ske ved en reaktion med calciumhydroxid, fx:



I et modellforsøg hældes der 600 mL 0.0200 M $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i et bægerglas.

a. Beregn pH for opløsningen

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ har en pK_b på 1.37 (Kunne ikke finde dette i databogen??).

Så jeg bruger formelen

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_b - [\text{OH}^-]}$$

og

$$pH = 14.00 + \log[\text{OH}^-]$$

Som er til at beregne pH af en base hvis pK_b er mellem 0 og 4.

$$\text{solve}(0.042658 = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0.0200 - [\text{OH}^-]}, [\text{OH}^-]) \rightarrow [\text{OH}^-] = 0.014838 \text{ M}$$

$$pH = 14.00 + \log(0.014828 \text{ mol}) = 12.17138$$

Så pH for opløsningen er 12.2

Jeg antager at $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reagerer fuldstændig med vand, dvs. at koncentrationen af OH^- er 0.0200 M

Så jeg omregner det til pH

$$pH = 14.00 + \log[\text{OH}^-] = 14.00 + \log(0.0200 \text{ M}) = 12.301$$

Gennem opløsningen bobles der CO_2 med en hastighed af 0.050 mol/min. Under gennemboblingen måles pH for opløsningen.

1.2 min efter start er pH faldet til 12.2.

b. Beregn stofmængden af OH^- i opløsningen til tiden 1.2 min efter start.

Jeg bruger formelen

$$pH = 14.00 + \log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{pH-14.00} = 10^{12.2-14.00} = 0.0158489 \text{ M}$$

Så koncentrationen er 0.0158 M

CO₂ er boblet igennem et porøst filter for at få reaktion (1) til at forløbe så effektivt som muligt

- c. Hvor mange % af den tilledte mængde CO₂ har reageret?

CO₂'en bobler igennem med 0.050 mol/min og har boblet igennem i 1.2 minutter, dvs. at der i alt har boblet

$$1.2 \text{ min} \cdot 0.050 \text{ mol/min} = 0.060 \text{ mol}$$

igennem det porøse filter. Koncentrationen af Ca(OH)₂ er faldet fra 0.0200 M til 0.0158 M på de 1.2 minutter. Det er en ændring på

$$0.0200 \text{ M} - 0.0158 \text{ M} = 0.0042 \text{ M}$$

Der er 600 mL så stofmængden er $0.0042 \text{ M} \cdot 0.6 \text{ L} = 0.00252 \text{ mol}$. Da CO₂ og Ca(OH)₂ reagerer med et forhold på 1 til 1, betyder det at der også er 0.00252 mol CO₂ der er reageret i løbet af de 1.2 minutter. Det svarer til

$$\frac{0.00252 \text{ mol}}{0.060 \text{ mol}} \cdot 100\% = 4.2\%$$

af den totale mængde CO₂ der er boblet igennem.

Når alt Ca(OH)₂ har reageret, kan vi regne med at have en mættet opløsning af CaCO₃.

CO₃²⁻ kan regnes som en monohydrat base.

- d. Bestem opløseligheden for CaCO₃ (aragonit) ved opstag, og beregn pH for den mættede opløsning af calciumcarbonat.

Ved 25°C kan der opløses 0.0015 g pr 100 mL vand. Da vi har 600 mL vand betyder det at der er

$$0.0015 \text{ g/100 mL} \cdot 6 = 0.009 \text{ g}$$

aragonit i opløsningen.

Aragonit's molare masse er 100.09 g/mol. dvs. at i opløsningen er der

$$\frac{0.009 \text{ g}}{100.09 \text{ g/mol}} = 0.00008991 \text{ mol}$$

aragonit i opløsningen.

Igen har vi 600 mL af opløsningen. Så jeg dividerer antal mol med volume for at finde den formelle koncentration af aragonit

$$\frac{0.00008991 \text{ mol}}{0.6 \text{ L}} = 0.0001499 \text{ M}$$

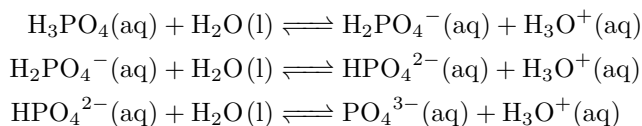
Jeg antager at det reagerer fuldstændigt med vandet, dvs at koncentrationen af OH⁻ også er 0.0001499 M så jeg kan udregne pH med formlen

$$pH = 14.00 + \log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow pH = 14.00 + \log(0.0001499 \text{ M}) = 10.18$$

Så pH for opløsningen er cirka 10.18

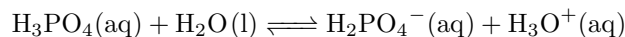
Opgave 3.23 A

Phosphorsyre, H_3PO_4 , er en trihydron syre, der kan indgå i følgende tre hydronolyseligevægte:



- a. Beregn pH for en 0.15 M H_3PO_4 -opløsning. Det kan antages, at phosphorsyre opfører sig som en monohydron syre.

Phosphorsyre opfører sig som en monohydron syre, dvs. at der kun sker hydronolyseligevægten

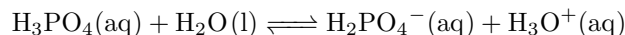


Jeg antager at H_3PO_4 reagerer fuldstændig med vand, så koncentrationen af H_3O^+ er 0.15 M.

Jeg bruger formelen

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow \text{pH} = -\log(0.15 \text{ M}) =$$

Phosphorsyre opfører sig som en monohydron syre, dvs. at der kun sker hydronolyseligevægten



Phosphorsyre har en $\text{p}K_s$ på 2.12. Som er mellem 0 og 4 så jeg bruger formlerne

$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_s - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

og

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Jeg indsætter mine værdier

$$0.0075858 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.15 \text{ M} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.030152 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.030152) = 1.520713$$

Så pH for opløsningen er cirka 1.52

Man ønsker nu at fremstille en pufferopløsning, hvor pH er 7.0

- b. Hvilke to af stofferne H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} og PO_4^{3-} er mest velegnede til at indgå i pudderblandingen? Begrund dit svar

Pufferligningen er

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log\left(\frac{[B]}{[S]}\right)$$

Så hvis vi vil have pH til at være så tæt på 7 som muligt skal $\text{p}K_s$ også være så tæt på 7 som muligt, fordi så vil brøken komme tæt på 1 og $\log(1) = 0$ så derfor vil pH så være 7.

H_2PO_4^- har en $\text{p}K_s$ på 7.21. Så den ville være god at bruge. Dens korresponderende base er PO_4^{3-} så derfor er det de to stoffer man ville bruge for at lave pufferopløsningen.

- c. Beregn stofmængdeforholdet mellem de to stoffer i pufferblandingen med $\text{pH} = 7.00$.

Hvis pH skal være 7.00 ved vi at $\log\left(\frac{[B]}{[S]}\right)$ skal være -0.21 da den lagt sammen med $\text{p}K_s = 7.21$ skal være 7. Så vi ved at

$$\log(x) = -0.21$$

hvor x er stofmængdeforholdet. Så forholdet er

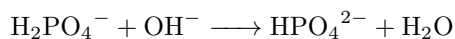
$$x = 10^{-0.21} = 0.6165$$

Så forholdet mellem base og syre er cirka 0.62

Til 50 mL af den ovennævnte pufferblanding, hvor $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0.100 \text{ M}$, tilsættes $2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$.

- d. Beregn pH for blandingen efter tilsætning af de 2.0 mmol NaOH

Der bliver tilsat 2.0 mmol OH^- og 2.0 mmol Na^+ , OH^- reagerer med syren H_2PO_4^- i reaktionen



Denne reaktion er så godt som fuldstændig da OH^- er en meget stærk base.

Så der bliver dannet 2 mmol HPO_4^{2-} efter tilsætning af NaOH.

Der var i forvejen

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0.100 \text{ M} \cdot 0.62 = 0.062 \text{ M}$$

Så ganget med volumnet

$$n(\text{HPO}_4^{2-}) = 0.062 \text{ M} \cdot 0.050 \text{ L} = 0.0031 \text{ mol}$$

Så lægger vi de 2.0 mmol til

$$n(\text{HPO}_4^{2-}) = 0.0031 \text{ mol} + 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0.0051 \text{ mol}$$

Så ganger jeg koncentrationen af H_2PO_4^- med volumnet

$$n(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 0.100 \text{ M} \cdot 0.050 \text{ L} = 0.0050 \text{ mol}$$

Nu kan jeg finde det nye forhold mellem basen og syren

$$\frac{[B]}{[S]} = \frac{0.0051 \text{ mol}}{0.0050 \text{ mol}} = 1.02$$

Nu indsætter jeg det i pufferligningen for at finde den nye værdi af pH

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log\left(\frac{[B]}{[S]}\right) = 7.21 + \log(1.02) = 7.22$$

Så pH efter tilsætning af 2.0 mmol NaOH er cirka 7.22.

- e. Beregn pH for en 0.2 M opløsning af Na_3PO_4 .

Det kan antages, at phosphat opfører sig som en monohydrone base

Jeg antager at phosphaten reagerer fuldstændigt med vandet, dvs at koncentrationen af OH^- er 0.2 M.

Jeg bruger formlen

$$\text{pH} = 14.00 + \log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow \text{pH} = 14.00 + \log(0.2 \text{ M}) = 13.3$$

Så pH for opløsningen er cirka 13.3

Opgave 3.26 A

Til at indstille (bestemme koncentrationen af) en opløsning af natriumhydroxid anvendes kaliumhydrogenphthalat, som er et salt af phthalsyre (1,2-benzendisyre). Der titreres til rødt omslag med phenolphthalein som indikator. Der afvejes 0.4084 g kaliumhydrogenphthalat, der opløses i vand til et volumen på 25.00 mL.

- a. Bestem stofmængdekonzentrationen af kaliumhydrogenphthalat.

Kaliumhydrogenphthalat vejer 204.22 g/mol. Så jeg dividerer massen med den molare masse for at finde stofmængden

$$\frac{0.4084 \text{ g}}{204.22 \text{ g/mol}} = 0.0019998 \text{ mol}$$

Så tager jeg stofmængden og dividerer med volumnet for at finde stofmængdekonzentrationen

$$\frac{0.0019998 \text{ mol}}{0.025 \text{ mL}} = 0.07999 \text{ M}$$

Så stofmængdekonzentrationen af kaliumhydrogenphthalat er 0.07999 M.

- b. Beregn pH for opløsningen.

pK_s for kaliumhydrogenphthalat er 5.4. Det er over 4 så jeg bruger formelen

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \log(c_s)) \Leftrightarrow pH = \frac{1}{2}(5.4 - \log(0.07999)) = 3.2484$$

Så pH for opløsningen er cirka 3.25

Til titreringen anvendes 19.51 mL natriumhydroxidopløsning

- c. Bestem stofmængdekonzentrationen af natriumhydroxid

Natriumhydroxid reagerer med kaliumhydrogenphthalat i et forhold af 1 til 1, dvs. at der skal 0.0019998 mol natriumhydroxid til før det har reageret med alt kaliumhydrogenphthalaten. Så jeg tager den stofmængde og dividerer med volumnet for at finde stofmængdekonzentrationen

$$\frac{0.0019998 \text{ mol}}{0.01951 \text{ L}} = 0.10250$$

Så stofmængdekonzentrationen af natriumhydroxid er cirka 0.1025

- d. Beregn pH for opløsningen når halvdelen af natriumhydroxidopløsningen er tilsat. A

Når halvdelen af natriumhydroxidopløsningen er tilsat så er stofmængdekonzentrationen af kaliumhydrogenphthalat halveret. Så jeg tager bare samme udregning som opgave b bare med halv koncentration

$$pH = \frac{1}{2}(5.4 - \log(0.07999/2)) = 3.398$$

Så pH efter tilsættelse er cirka 3.40

- e. Beregn pH for opløsningen i ækvivalenspunktet. A

Kaliumhydrogenphthalat's basepar er kaliumphthalat, Da kaliumhydrogenphthalat er en meget svag syre (pK_s på over 4) antager jeg at kaliumphthalat er en meget stærk base der reagerer fuldstændig med vand. Så jeg har en stofmængde af kaliumphthalat på 0.0019998 og et volumen på $0.025 \text{ L} + 0.01951 \text{ L} = 0.04451 \text{ L}$. Så jeg udregner stofmængdekonzentrationen af kaliumphthalat

$$\frac{0.0019998 \text{ mol}}{0.04451 \text{ L}} = 0.0449292 \text{ M}$$

Kaliumphthalat reagerer fuldstændigt med vand, dvs. koncentrationen af OH^- er 0.0449292 M, så bruger jeg formelen

$$pH = 14.00 + \log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow pH = 14.00 + \log(0.0449292 \text{ M}) = 12.65$$

Så pH i ækvivalenspunktet er 12.65