

### ***Słabe elektrolity – wstęp teoretyczny***

W przeciwieństwie do mocnych elektrolitów, słabe elektrolity są związkami chemicznymi, które pod wpływem rozpuszczalnika nie ulegają całkowicie dysocjacji elektrolitycznej, lecz tylko w pewnym stopniu.

Jakie to ma konsekwencje zarówno ze względu na fizykochemię roztworów słabych elektrolitów, jak również po prostu na sposób obliczeń wykonywanych dla słabych elektrolitów?

- 1) Dysocjacja słabych elektrolitów jest procesem równowagowym i wyraża się następującym równaniem (gdzie AB – słaby elektrolit)



*W przypadku elektrolitów mocnych proces dysocjacji jest procesem nieodwracalnym i stosujemy zapis z strzałką pojedynczą „→”.*

- 2) Dysocjacja słabych elektrolitów nie jest całkowita, dlatego w ich roztworach obecne są zarówno jony pochodzące z dysocjacji słabego elektrolitu, tzn.  $A^+ + B^-$ , jak i część niezdisocjowanego związku AB

*W roztworach mocnych elektrolitów obecne są wyłącznie jony pochodzące z dysocjacji elektrolitu i nie ma niezdisocjowanych cząsteczek elektrolitu.*

- 3) Stężenia jonów pochodzących z dysocjacji słabego elektrolitu, jak również stężenie niezdisocjowanego związku zapisujemy z użyciem nawiasów kwadratowych, gdyż mamy do czynienia ze stężeniami równowagowymi, tj.: stosujemy zapis  $[AB]$ ,  $[A^+]$ ,  $[B^-]$ , a nie  $c_{AB}$ ,  $c_{A^+}$ ,  $c_{B^-}$ . Taki sposób zapisu jest bardzo użyteczny przy rozróżnianiu mocnych i słabych elektrolitów.
- 4) Stężeń jonów pochodzących z dysocjacji słabego elektrolitu nie możemy określić wprost na podstawie stężenia początkowego związku, tzn.:



$$[A^+] \neq c_{AB}^{\circ}$$

$$[B^-] \neq c_{AB}^{\circ}$$

Dysocjacja słabego elektrolitu jest niecałkowita i zawsze jest spełniony warunek:

$$[A^+] < c_{AB}^{\circ}$$

$$[B^-] < c_{AB}^{\circ}$$

$$[AB] < c_{AB}^{\circ}$$

*Stężenia jonów pochodzących z dysocjacji mocnego elektrolitu można określać wprost na podstawie stężenia początkowego związku.*

- 5) W przypadku opisu dysocjacji słabego elektrolitu wprowadzamy pojęcia stopnia dysocjacji  $\alpha$  i stałej dysocjacji  $K$  (dla uproszczenia poniżej przedstawione zostaną rozważania dla elektrolitów typu 1:1)

Roztwór słabego kwasu HA	Roztwór słabej zasady MOH
$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ $[H^+] = [A^-]$ $[HA] = c_{HA}^o - [H^+] = c_{HA}^o - [A^-]$ Stopień dysocjacji: $\alpha = \frac{[H^+]}{c_{HA}^o} = \frac{[A^-]}{c_{HA}^o}$ Stała dysocjacji: $K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$ <b>Stała dysocjacji kwasowej (wzór pełny):</b> $K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$ <b>Stała dysocjacji kwasowej (wzór uproszczony):</b> $K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o}$	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$ $[M^+] = [OH^-]$ $[MOH] = c_{MOH}^o - [M^+] = c_{MOH}^o - [OH^-]$ Stopień dysocjacji: $\alpha = \frac{[M^+]}{c_{MOH}^o} = \frac{[OH^-]}{c_{MOH}^o}$ Stała dysocjacji: $K_b = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]} = \frac{[OH^-]^2}{c_{MOH}^o - [OH^-]}$ <b>Stała dysocjacji zasadowej (wzór pełny):</b> $K_b = \frac{[OH^-]^2}{c_{MOH}^o - [OH^-]}$ <b>Stała dysocjacji zasadowej (wzór uproszczony):</b> $K_b = \frac{[OH^-]^2}{c_{MOH}^o}$

- 6) W przypadku słabych elektrolitów korzystać można także z tzw. prawa rozcieńczeń Ostwalda, czyli zależności pomiędzy stałą dysocjacji, stopniem dysocjacji i stężeniem molowym elektrolitu

Roztwór słabego kwasu HA	Roztwór słabej zasady MOH
$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ $K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$ $\alpha = \frac{[H^+]}{c_{HA}^o} \Rightarrow [H^+] = \alpha \cdot c_{HA}^o$ $K_a = \frac{(\alpha \cdot c_{HA}^o)^2}{c_{HA}^o - \alpha \cdot c_{HA}^o} = \frac{\alpha^2 \cdot c_{HA}^o{}^2}{c_{HA}^o \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot c_{HA}^o}{1 - \alpha}$ <b>Wzór pełny na prawo rozcieńczeń Ostwalda dla słabego kwasu:</b> $K_a = \frac{\alpha^2 \cdot c_{HA}^o}{1 - \alpha}$ <b>Wzór uproszczony na prawo rozcieńczeń Ostwalda dla słabego kwasu:</b> $K_a = \alpha^2 \cdot c_{HA}^o$	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$ $K_b = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]} = \frac{[OH^-]^2}{c_{MOH}^o - [OH^-]}$ $\alpha = \frac{[OH^-]}{c_{MOH}^o} \Rightarrow [OH^-] = \alpha \cdot c_{MOH}^o$ $K_b = \frac{(\alpha \cdot c_{MOH}^o)^2}{c_{MOH}^o - \alpha \cdot c_{MOH}^o} = \frac{\alpha^2 \cdot c_{MOH}^o{}^2}{c_{MOH}^o \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot c_{MOH}^o}{1 - \alpha}$ <b>Wzór pełny na prawo rozcieńczeń Ostwalda dla słabej zasady:</b> $K_b = \frac{\alpha^2 \cdot c_{MOH}^o}{1 - \alpha}$ <b>Wzór uproszczony na prawo rozcieńczeń Ostwalda dla słabej zasady:</b> $K_b = \alpha^2 \cdot c_{MOH}^o$

7) W obliczeniach możemy stosować wzory uproszczone ( $K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o}$ ,  $K_b = \frac{[OH^-]^2}{c_{MOH}^o}$ ,

$K_a = \alpha^2 \cdot c_{HA}^o$ ,  $K_b = \alpha^2 \cdot c_{MOH}^o$ ) pod warunkiem spełnienia jednego z przedstawionych poniżej kryteriów:

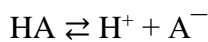
a)  $\alpha \leq 0,05$  (5%)

b)  $\frac{c_{HA}^o}{K_a} \geq 400$  lub  $\frac{c_{MOH}^o}{K_b} \geq 400$

c)  $\frac{[H^+]}{K_a} \geq 400$  lub  $\frac{[OH^-]}{K_b} \geq 400$

8) Częstym zagadnieniem przy zadaniach dotyczących dysocjacji słabych elektrolitów, jest obliczenie stężenia jonów  $[H^+]$  lub  $[OH^-]$ , albo stopnia dysocjacji na podstawie prawa rozcieńczeń Ostwalda, gdy nie można zastosować uproszczenia wzorów. Warto przypomnieć sobie sposób rozwiązywania równań kwadratowych w tym przypadku.

Na przykładzie dysocjacji słabego kwasu:



$K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$	$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot c_{HA}^o}{1 - \alpha}$
$K_a \cdot (c_{HA}^o - [H^+]) = [H^+]^2$	$K_a \cdot (1 - \alpha) = \alpha^2 \cdot c_{HA}^o$
$K_a \cdot c_{HA}^o - K_a \cdot [H^+] = [H^+]^2$	$K_a - K_a \cdot \alpha = \alpha^2 \cdot c_{HA}^o$
$[H^+]^2 + K_a \cdot [H^+] - K_a \cdot c_{HA}^o = 0$	$\alpha^2 \cdot c_{HA}^o + K_a \cdot \alpha - K_a = 0$

W tym momencie otrzymujemy równanie kwadratowe z  $[H^+]$  lub  $\alpha$  jako niewiadomą.

**Przypomnienie rozwiązywania równania kwadratowego:**

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$\Delta = \sqrt{b^2 - 4ac}$$

$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-b - \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-b + \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

W przypadku obliczeń chemicznych zawsze interesuje nas rozwiązanie dodatnie.

$$[\text{H}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4 \cdot K_a \cdot c_{\text{HA}}^0}}{2}$$

$$\alpha = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4 \cdot K_a \cdot c_{\text{HA}}^0}}{2 \cdot c_{\text{HA}}^0}$$

Analogicznie dla słabej zasady:

$$[\text{OH}^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4 \cdot K_b \cdot c_{\text{MOH}}^0}}{2}$$

$$\alpha = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4 \cdot K_b \cdot c_{\text{MOH}}^0}}{2 \cdot c_{\text{MOH}}^0}$$

### *Słabe elektrolity – przykłady rozwiązań*

Zad. 1. Ile moli i gramów NaOH znajduje się w 350 cm<sup>3</sup> roztworu tej zasady o pH = 12.

Dane:

$$V_{\text{NaOH}} = 350 \text{ cm}^3 = 0,35 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 12$$

$$M_{\text{NaOH}} = 39,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Szukane:

$$n_{\text{NaOH}} = ?$$

$$m_{\text{NaOH}} = ?$$

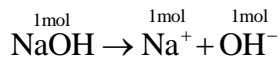
Liczbę moli i masę NaOH możemy obliczyć, wykorzystując przekształcony wzór na stężenie molowe:

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = c \cdot V$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

Stężenie NaOH można obliczyć na podstawie danych o objętości roztworu i pH.

Wodorotlenek sodu jest mocnym elektrolitem, dlatego:



$$c_{\text{Na}^+} = c_{\text{OH}^-} = c_{\text{NaOH}}$$

Informacja o pH umożliwia obliczenie stężenia jonów OH<sup>-</sup>. W tym celu należy wykorzystać iloczyn jonowy wody.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2$$

$$\text{pOH} = -\log c_{\text{OH}^-} \Leftrightarrow c_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}}$$

$$c_{\text{OH}^-} = 10^{-2} \text{ M}$$

$$c_{\text{NaOH}} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,35 \text{ dm}^3 = \mathbf{3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 39,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \mathbf{0,14 \text{ g}}$$

Zad. 2. Stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego (HF) w roztworze o pH = 1,56 wynosi 2,45%. Obliczyć stężenie roztworu tego kwasu.

Dane:

$$\alpha = 2,45\%$$

$$\text{pH} = 1,56$$

Szukane:

$$c_{\text{HF}}^{\circ} = ?$$

Kwas HF jest słabym elektrolitem, dlatego równanie dysocjacji jest następujące:



Aby obliczyć stężenie roztworu kwasu HF można wykorzystać wzór na stopień dysocjacji:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{HF}}^{\circ}} \cdot 100\% \Rightarrow c_{\text{HF}}^{\circ} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 100\%}{\alpha}$$

Stężenie jonów wodorowych pochodzących z dysocjacji HF można obliczyć na podstawie wartości pH jego roztworu.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-1,56} = 2,75 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_{\text{HF}}^{\circ} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 100\%}{\alpha} = \frac{2,75 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 100\%}{2,45\%} = 1,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Zad. 3. Obliczyć stężenie wszystkich cząstek w roztworze kwasu benzooesowego o stężeniu 0,01M.  $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$

*Kwas benzooesowy oznaczony zostanie symbolem HA*

Kwas benzooesowy jest słabym elektrolitem i w jego roztworze będą obecne zarówno jony pochodzące z dysocjacji jak i niezdisocjowane cząsteczki.



Dane:

$$K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$$

$$c_{HA}^o = 0,01M$$

Szukane:

$$[H^+] = ?$$

$$[A^-] = ?$$

$$[HA] = ?$$

Stężenia cząstek obecnych w roztworze kwasu benzooesowego można obliczyć, wykorzystując równanie na stałą dysocjacji kwasowej:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$$

Sprawdzamy warunek, czy ewentualnie można skorzystać ze wzoru uproszczonego:

$$\frac{c_{HA}^o}{K_a} = \frac{0,01}{6,3 \cdot 10^{-5}} = 159$$

$\frac{c_{HA}^o}{K_a} < 400$  - warunek korzystania ze wzoru uproszczonego nie został spełniony, dlatego

obliczenia prowadzimy, wykorzystując wzór pełny:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}^o - [H^+]}$$

Zgodnie z przedstawionymi informacjami w części wstępnej tych materiałów, otrzymujemy równanie kwadratowe, dla którego interesuje nas rozwiązanie dodatnie, tj.:

$$[H^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4 \cdot K_a \cdot c_{HA}^o}}{2}$$

$$[H^+] = \frac{-6,3 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(6,3 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 6,3 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01}}{2} = 7,31 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[A^-] = [H^+] = 7,31 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[HA] = c_{\text{HA}}^0 - [H^+] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 7,31 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 9,27 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$



Zad. 4. Stała dysocjacji kwasu chlorowego(I) wynosi  $K_a = 4,3 \cdot 10^{-8}$ . Obliczyć stopień dysocjacji tego kwasu w roztworze o stężeniu 0,005M oraz pH tego roztworu.

Dane:	Szukane:
$K_a = 4,3 \cdot 10^{-8}$	$\alpha = ?$
$c_{\text{HClO}}^0 = 0,005\text{M}$	$\text{pH} = ?$

Kwas chlorowy jest słabym elektrolitem, dlatego równanie dysocjacji jest następujące:



Zależności, z których można obliczyć stopień dysocjacji to:

$$1) \alpha = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{HClO}}^0} \cdot 100\%$$

$$2) \text{Prawo rozcieńczeń Ostwalda: } K_a = \frac{c_{\text{HClO}}^0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Zależność 1) w tym przypadku nie jest możliwa do wykorzystania, ponieważ nie znamy (jeszcze) stężenia jonów wodorowych. Korzystamy więc z zależności 2).

Sprawdzamy warunek, czy ewentualnie można skorzystać ze wzoru uproszczonego:

$$\frac{c_{\text{HClO}}^0}{K_a} = \frac{0,005}{4,3 \cdot 10^{-8}} = 116279$$

$\frac{c_{\text{HClO}}^0}{K_a} > 400$  - warunek korzystania ze wzoru uproszczonego został spełniony, dlatego

obliczenia prowadzimy wykorzystując wzór uproszczony

$$K_a = c_{\text{HClO}}^0 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c_{\text{HClO}}^0}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-8}}{0,005}} = 2,93 \cdot 10^{-3} = 0,293\%$$

Aby obliczyć pH, należy obliczyć wcześniej stężenie jonów wodorowych. W tym celu można wykorzystać zależność na stopień dysocjacji:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{HClO}}^0} \cdot 100\% \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{\alpha \cdot c_{\text{HClO}}^0}{100\%}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0,293\% \cdot 0,005}{100\%} = 1,47 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,47 \cdot 10^{-5}) = 4,83$$

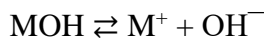
Zad. 5. Obliczyć stężenie molowe roztworu jednowodorotlenowej zasady ( $K_b = 1 \cdot 10^{-4}$ ), jeżeli stężenie jonów  $\text{OH}^-$  w tym roztworze wynosi 0,02M.

*Jednowodorotlenowa zasada oznaczona zostanie symbolem MOH*

Dane:  
 $K_b = 1 \cdot 10^{-4}$   
 $[\text{OH}^-] = 0,02\text{M}$

Szukane:  
 $c_{\text{MOH}}^\circ = ?$

Informacja o stałej dysocjacji zasadowej wskazuje, że jednowodorotlenowa zasada jest słabym elektrolitem, dlatego równanie dysocjacji jest następujące:



Biorąc pod uwagę dane, stężenie molowe roztworu jednowodorotlenowej zasady można obliczyć, wykorzystując równanie na stałą dysocjacji zasadowej, gdyż mamy informacje o wartości stałej i stężeniu jonów  $\text{OH}^-$ :

$$K_b = \frac{[\text{M}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{MOH}}^\circ - [\text{OH}^-]}$$

Sprawdzamy warunek, czy ewentualnie można skorzystać ze wzoru uproszczonego:

$$\frac{[\text{OH}^-]}{K_b} = \frac{0,02}{1 \cdot 10^{-4}} = 200$$

$\frac{[\text{OH}^-]}{K_b} < 400$  - warunek korzystania ze wzoru uproszczonego nie został spełniony, dlatego

obliczenia prowadzimy wykorzystując wzór pełny:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{MOH}}^\circ - [\text{OH}^-]}$$

$$K_b \cdot (c_{\text{MOH}}^\circ - [\text{OH}^-]) = [\text{OH}^-]^2$$

$$K_b \cdot c_{\text{MOH}}^\circ - K_b \cdot [\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]^2$$

$$K_b \cdot c_{\text{MOH}}^\circ = [\text{OH}^-]^2 + K_b \cdot [\text{OH}^-]$$

$$c_{\text{MOH}}^\circ = \frac{[\text{OH}^-]^2 + K_b \cdot [\text{OH}^-]}{K_b}$$

$$c_{\text{MOH}}^\circ = \frac{0,02^2 + 1 \cdot 10^{-4} \cdot 0,02}{1 \cdot 10^{-4}} = 4,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Zad. 6 . Obliczyć stopień dysocjacji amoniaku w roztworze o pH = 11,5.  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Dane:

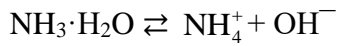
$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 11,5$$

Szukane:

$$\alpha = ?$$

Amoniak jest słabym elektrolitem, dlatego równanie dysocjacji jest następujące:



Zależność, z której można obliczyć stopień dysocjacji to:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0} \cdot 100\%$$

Stężenie jonów  $\text{OH}^-$  możemy obliczyć, wykorzystując informację o pH oraz iloczyn jonowy wody.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 11,5 = 2,5$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Aby obliczyć stopień dysocjacji brakuje jeszcze wartości stężenia molowa roztworu amoniaku  $c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0$ .

Biorąc pod uwagę dane, stężenie molowe roztworu amoniaku można obliczyć, wykorzystując równanie na stałą dysocjacji zasadowej, gdyż mamy już informacje o wartości stałej, a stężenie jonów  $\text{OH}^-$  obliczono:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 - [\text{OH}^-]}$$

Sprawdzamy warunek, czy ewentualnie można skorzystać ze wzoru uproszczonego:

$$\frac{[\text{OH}^-]}{K_b} = \frac{3,16 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 176$$

$\frac{[\text{OH}^-]}{K_b} < 400$  - warunek korzystania ze wzoru uproszczonego nie został spełniony, dlatego

obliczenia prowadzimy wykorzystując wzór pełny:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 - [\text{OH}^-]}$$

$$K_b \cdot (c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 - [\text{OH}^-]) = [\text{OH}^-]^2$$

$$K_b \cdot c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 - K_b \cdot [\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]^2$$

$$K_b \cdot c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 = [\text{OH}^-]^2 + K_b \cdot [\text{OH}^-]$$

$$c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 = \frac{[\text{OH}^-]^2 + K_b \cdot [\text{OH}^-]}{K_b}$$

$$c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0 = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 3,16 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 3,71 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Mając wszystkie dane obliczamy stopień dysocjacji amoniaku:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}^0} \cdot 100\% = \frac{3,16 \cdot 10^{-3}}{3,71} \cdot 100\% = 0,085\%$$