

Hydroliza – wstęp teoretyczny

Hydroliza – reakcja jonów pochodzących od słabego kwasu lub słabej zasady z wodą. W wyniku tej reakcji następuje rozkład cząsteczki wody z uwolnieniem jonu wodorowego lub hydroksylowego oraz powstaje jon lub cząsteczka o większej zawartości wodoru lub grup wodorotlenkowych niż jon ulegający hydrolizie. Hydroliza stanowi wyjaśnienie obserwowanych odczynów roztworów soli, gdyż wynika z równania reakcji, jaki fragment cząsteczki wody zostaje uwolniony.

Reakcjom hydrolizy **nie ulegają sole mocnych zasad i mocnych kwasów!!!** np.: NaCl, Na₂SO₄, KNO₃, CaCl₂, KClO₄

Reakcjom hydrolizy **ulegają:**

❶ **sole mocnych zasad i słabych kwasów**, np. CH₃COONa, NaCN, KNO₂, HCOOK, Na₂CO₃, Na₂S – hydroliza zasadowa

❷ **sole słabych zasad i mocnych kwasów**, np. NH₄Cl, AlCl₃, Zn(NO₃)₂, FeBr₃, CuCl₂, NiSO₄ – hydroliza kwasowa

❸ **sole słabych zasad i słabych kwasów**, np. NH₄NO₂, CH₃COONH₄, (HCOO)₃Al – hydroliza kwasowo-zasadowa

Hydroliza soli może być:

- jednostopniowa**, gdy jon ulegający hydrolizie jest jednododatni lub jednoujemny, np. CH₃COO⁻, CN⁻, NO₂⁻, NH₄⁺
- wielostopniowa**, gdy jon ulegający hydrolizie ma ładunek większy niż ±1, np. CO₄²⁻, S²⁻, Al³⁺, Cu²⁺, Ni²⁺, Zn²⁺, Fe³⁺

Schemat zapisu równań hydrolizy soli:

- 1) zapis równania dysocjacji soli
- 2) wskazanie jonu/jonów ulegających hydrolizie
- 3) zapis równania hydrolizy w postaci jonowej i wskazanie jonu decydującego o odczynie roztworu
- 4) zapis równania hydrolizy w postaci cząsteczkowej
- 5) wskazanie odczynu roztworu soli

Tabela 1. Hydroliza w zależności od rodzaju soli (sole zasad jednowodorotlenowych i kwasów jednoprottonowych)

Rodzaj soli	sole mocnych zasad i słabych kwasów	sole słabych zasad i mocnych kwasów	sole słabych zasad i słabych kwasów
Przykład	MA M – kation od mocnej zasady A – anion od słabego kwasu	BX B – kation od słabej zasady X – anion od mocnego kwasu	BA B – kation od słabej zasady A – anion od słabego kwasu
Równanie dysocjacji soli	$MA \rightarrow M^+ + A^-$	$BX \rightarrow B^+ + X^-$	$BA \rightarrow B^+ + A^-$
Jon/jony ulegające hydrolizie	A^-	B^+	B^+ i A^-
Równanie hydrolizy w postaci jonowej i jon decydujący o odczynie o roztworu	$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + \underline{OH^-}$	$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + \underline{H^+}$	$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$ $A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + \underline{OH^-}$ Sumaryczny zapis jonowy: $B^+ + A^- + H_2O \rightleftharpoons BOH + HA$
Równanie hydrolizy w postaci cząsteczkowej	$MA + H_2O \rightleftharpoons HA + NaOH$	$BX + H_2O \rightleftharpoons BOH + HX$	$BA + H_2O \rightleftharpoons BOH + HA$
Odczyn roztworu soli	zasadowy	kwaśny	Odczyn roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady określamy, porównując wartości stałych dysocjacji słabej zasady i słabego kwasu: $K_a \sim K_b \Rightarrow$ odczyn obojętny $K_a > K_b \Rightarrow$ odczyn lekko kwaśny $K_a < K_b \Rightarrow$ odczyn lekko zasadowy
Wzór na stopień dysocjacji	$\beta = \frac{[OH^-]}{c_{MA}}$ c_{MA} – stężenie molowe roztworu soli	$\beta = \frac{[H^+]}{c_{BX}}$ c_{BX} – stężenie molowe roztworu soli	$\beta = \sqrt{K_h}$
Wzory na stałą hydrolizy	$K_h = \frac{[OH^-]^2}{c_{MA}}$ lub $K_h = \frac{K_w}{K_a}$	$K_h = \frac{[H^+]^2}{c_{BX}}$ lub $K_h = \frac{K_w}{K_b}$	$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

Tabela 2. Hydroliza w zależności od rodzaju soli (sole zasad dwuwodorotlenowych i kwasów dwuprotonowych)

Rodzaj soli	sole mocnych zasad i słabych kwasów dwuprotonowych	sole słabych zasad dwuwodorotlenowych i mocnych kwasów
Przykład	M_2A M – kation od mocnej zasady A – anion od słabego kwasu dwuprotonowego	BX_2 B – kation od słabej zasady dwuwodorotlenowej X – anion od mocnego kwasu
Równanie dysocjacji soli	$M_2A \rightarrow 2M^+ + A^{2-}$	$BX_2 \rightarrow B^{2+} + 2X^-$
Jon ulegający hydrolizie	A^{2-}	B^{2+}
Stopniowe równania hydrolizy w postaci jonowej i jon decydujący o odczynie o roztworu	$A^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HA^- + \underline{OH^-}$ $HA^- + H_2O \rightleftharpoons H_2A + \underline{OH^-}$	$B^{2+} + H_2O \rightleftharpoons BOH^+ + \underline{H^+}$ $BOH^+ + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2 + \underline{H^+}$
Sumaryczne równanie hydrolizy w postaci jonowej i jon decydujący o odczynie o roztworu	$A^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2A + 2\underline{OH^-}$	$B^{2+} + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2 + 2\underline{H^+}$
Stopniowe równania hydrolizy w postaci cząsteczkowej	$M_2A + H_2O \rightleftharpoons MHA + MOH$ $MHA + H_2O \rightleftharpoons H_2A + MOH$	$BX_2 + H_2O \rightleftharpoons (BOH)X + HX$ $(BOH)X + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2 + HX$
Sumaryczne równanie hydrolizy w postaci cząsteczkowej	$M_2A + 2H_2O \rightleftharpoons H_2A + 2MOH$	$BX_2 + 2H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2 + 2HX$
Odczyn roztworu soli	zasadowy	kwaśny
Wzór na stopień dysocjacji (uwzględnia się tylko pierwszy stopień hydrolizy)	$\beta = \frac{[OH^-]}{c_{M_2A}}$ c_{M_2A} – stężenie molowe roztworu soli	$\beta = \frac{[H^+]}{c_{BX_2}}$ c_{BX_2} – stężenie molowe roztworu soli
Wzory na stałą hydrolizy	$K_h = \frac{[OH^-]^2}{c_{M_2A}} \text{ lub } K_h = \frac{K_w}{K_a}$	$K_h = \frac{[H^+]^2}{c_{BX_2}} \text{ lub } K_h = \frac{K_w}{K_b}$

Tabela 3. Hydroliza w zależności od rodzaju soli (sole zasad trójwodorotlenowych i kwasów trójprotonowych)

Rodzaj soli	sole mocnych zasad i słabych kwasów trójprotonowych	sole słabych zasad trójwodorotlenowych i mocnych kwasów
Przykład	M_3A M – kation od mocnej zasady A – anion od słabego kwasu trójprotonowego	BX_3 B – kation od słabej zasady trójwodorotlenowej X – anion od mocnego kwasu
Równanie dysocjacji soli	$M_3A \rightarrow 3M^+ + A^{3-}$	$BX_3 \rightarrow B^{3+} + 3X^-$
Jon ulegający hydrolizie	A^{3-}	B^{3+}
Stopniowe równania hydrolizy w postaci jonowej i jon decydujący o odczynie o roztworu	$A^{3-} + H_2O \rightleftharpoons HA^{2-} + \underline{OH^-}$ $HA^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2A^- + \underline{OH^-}$ $H_2A^- + H_2O \rightleftharpoons M_3A + \underline{OH^-}$	$B^{3+} + H_2O \rightleftharpoons BOH^{2+} + \underline{H^+}$ $BOH^{2+} + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2^+ + \underline{H^+}$ $B(OH)_2^+ + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_3 + \underline{H^+}$
Sumaryczne równanie hydrolizy w postaci jonowej i jon decydujący o odczynie o roztworu	$A^{2-} + 3H_2O \rightleftharpoons H_3A + 3\underline{OH^-}$	$B^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons B(OH)_3 + 3\underline{H^+}$
Stopniowe równania hydrolizy w postaci cząsteczkowej	$M_3A + H_2O \rightleftharpoons M_2HA + MOH$ $M_2HA + H_2O \rightleftharpoons MH_2A + MOH$ $MH_2A + H_2O \rightleftharpoons H_3A + MOH$	$BX_3 + H_2O \rightleftharpoons (BOH)X_2 + HX$ $(BOH)X_2 + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_2X + HX$ $B(OH)_2X + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_3 + HX$
Sumaryczne równanie hydrolizy w postaci cząsteczkowej	$M_3A + 3H_2O \rightleftharpoons H_3A + 3MOH$	$BX_3 + 3H_2O \rightleftharpoons B(OH)_3 + 3HX$
Odczyn roztworu soli	zasadowy	kwaśny
Wzór na stopień dysocjacji (uwzględnia się tylko pierwszy stopień hydrolizy)	$\beta = \frac{[OH^-]}{c_{M_3A}}$ c_{M_3A} – stężenie molowe roztworu soli	$\beta = \frac{[H^+]}{c_{BX_3}}$ c_{BX_3} – stężenie molowe roztworu soli
Wzory na stałą hydrolizy	$K_h = \frac{[OH^-]^2}{c_{MA}}$ lub $K_h = \frac{K_w}{K_a}$	$K_h = \frac{[H^+]^2}{c_{BX_3}}$ lub $K_h = \frac{K_w}{K_b}$

Hydroliza – przykłady rozwiązań

Zad. 1. Ułożyć równania hydrolizy i określić odczyn w roztworach soli: NaCN, NH₄Cl, NH₄NO₂, ZnCl₂, K₂SO₃, FeCl₃, Na₃AsO₄, KHCO₃

a) NaCN

dysocjacja: $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$

jon hydrolizujący: CN^-

zapis jonowy hydrolizy: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \underline{\text{OH}^-} \Rightarrow$ odczyn zasadowy

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{NaOH}$

b) NH₄Cl

dysocjacja: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

jon hydrolizujący: NH_4^+

zapis jonowy hydrolizy: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \underline{\text{H}^+} \Rightarrow$ odczyn kwaśny

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$

c) NH₄NO₂

dysocjacja: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^-$

jony hydrolizujące: NH_4^+ i NO_2^-

zapis jonowy hydrolizy: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$

$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$

sumaryczny zapis jonowy: $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2$

sumaryczny zapis cząsteczkowy: $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2$

$K_a = 2 \cdot 10^{-4}$

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

$K_a > K_b \Rightarrow$ odczyn lekko kwaśny

d) KHCO_3

dysocjacja: $\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$

jon hydrolizujący: HCO_3^-

zapis jonowy hydrolizy: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- \Rightarrow$ odczyn zasadowy

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH}$

e) ZnCl_2

dysocjacja: $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

jon hydrolizujący: Zn^{2+}

zapis jonowy hydrolizy: $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \underline{\text{H}^+}$

$\text{ZnOH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 + \underline{\text{H}^+}$

sumaryczny zapis jonowy: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 + 2\underline{\text{H}^+} \Rightarrow$ odczyn kwaśny

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{ZnOH})\text{Cl} + \text{HCl}$

$(\text{ZnOH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 + \text{HCl}$

sumaryczny zapis cząsteczkowy: $\text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl}$

f) K_2SO_3

dysocjacja: $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$

jon hydrolizujący: SO_3^{2-}

zapis jonowy hydrolizy: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \underline{\text{OH}^-}$

$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \underline{\text{OH}^-}$

sumaryczny zapis jonowy: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + 2\underline{\text{OH}^-} \Rightarrow$ odczyn zasadowy

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHSO}_3 + \text{KOH}$

$\text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH}$

sumaryczny zapis cząsteczkowy: $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH}$

g) FeCl_3

dysocjacja: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$

jon hydrolizujący: Fe^{3+}

zapis jonowy hydrolizy: $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \underline{\text{H}^+}$

$\text{FeOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \underline{\text{H}^+}$

$\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + \underline{\text{H}^+}$

sumaryczny zapis jonowy: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\underline{\text{H}^+} \Leftrightarrow$ odczyn kwaśny

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{FeOH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$

$(\text{FeOH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$

sumaryczny zapis cząsteczkowy: $\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$

h) Na_3AsO_4

dysocjacja: $\text{Na}_3\text{AsO}_4 \rightarrow 3\text{Na}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$

jon hydrolizujący: AsO_4^{3-}

zapis jonowy hydrolizy: $\text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAsO}_4^{2-} + \underline{\text{OH}^-}$

$\text{HAsO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{AsO}_4^- + \underline{\text{OH}^-}$

$\text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + \underline{\text{OH}^-}$

sumaryczny zapis jonowy: $\text{AsO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\underline{\text{OH}^-} \Leftrightarrow$ odczyn zasadowy

zapis cząsteczkowy hydrolizy: $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{HAsO}_4 + \text{NaOH}$

$\text{Na}_2\text{HAsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{AsO}_4 + \text{NaOH}$

$\text{NaH}_2\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NaOH}$

sumaryczny zapis cząsteczkowy: $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{NaOH}$

Zad. 2. Obliczyć stopień hydrolizy oraz stałą hydrolizy mrówczanu sodu, jeżeli wiadomo, że w wodnym roztworze tej soli o stężeniu 0,015M $\text{pH} = 8,50$. $\text{pK}_w = 14$

Dane:

$$c_{\text{HCOONa}} = 0,015\text{M}$$

$$\text{pH} = 8,50$$

Szukane:

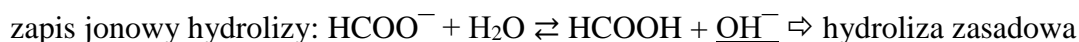
$$\beta = ?$$

$$K_h = ?$$

Zaczynamy od rozpisania równania hydrolizy mrówczanu sodu:



jon hydrolizujący: HCOO^-



Do obliczenia stopnia hydrolizy można zastosować wzór:

$$\beta = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{HCOONa}}}$$

Stężenie $[\text{OH}^-]$ można obliczyć, stosując własności iloczynu jonowego wody:

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

$$\text{pOH} = 14 - 8,50 = 5,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5,5} = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\beta = \frac{3,16 \cdot 10^{-6} \text{ M}}{0,015 \text{ M}} = 2,11 \cdot 10^{-4} = 2,11 \cdot 10^{-2} \%$$

Stałą hydrolizy mrówczanu sodu można obliczyć stosując wzór:

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{HCOONa}}}$$

$$K_h = \frac{(3,16 \cdot 10^{-6})^2}{0,015} = 6,66 \cdot 10^{-10}$$

Zad. 3. Obliczyć stopień hydrolizy oraz stałą hydrolizy azotanu(V) chromu(III), jeżeli wiadomo, że w wodnym roztworze tej soli o stężeniu 0,001M pH = 2,56.

Dane:

$$c_{\text{Cr}(\text{NO}_3)_3} = 0,001\text{M}$$

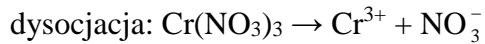
$$\text{pH} = 2,56$$

Szukane:

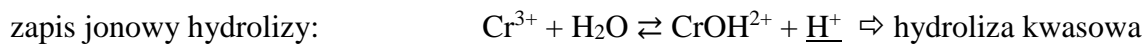
$$\beta = ?$$

$$K_h = ?$$

Zaczynamy od rozpisania równania hydrolizy azotanu(V) żelaza(III):



jon hydrolizujący: Cr^{3+}



W obliczeniach uwzględniamy tylko pierwszy stopień hydrolizy

Do obliczenia stopnia hydrolizy można zastosować wzór:

$$\beta = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{Cr}(\text{NO}_3)_3}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,56} = 2,75 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\beta = \frac{2,75 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,001 \text{ M}} = 2,75$$

Stałą hydrolizy azotanu(V) chromu(III) można obliczyć stosując wzór:

$$K_h = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_{\text{Cr}(\text{NO}_3)_3}}$$

$$K_h = \frac{(2,75 \cdot 10^{-3})^2}{0,001} = 7,56 \cdot 10^{-3}$$

Zad. 4. Obliczyć stopień hydrolizy oraz stałą hydrolizy octanu amonu, jeżeli wiadomo, że w wodnym roztworze tej soli o stężeniu 0,1M $\text{pH} = 7,2$. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Dane:

$$c_{\text{CH}_3\text{COONH}_4} = 0,1\text{M}$$

$$\text{pH} = 7,20$$

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

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

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Szukane:

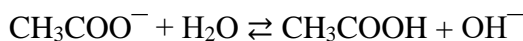
$$\beta = ?$$

$$K_h = ?$$

Zaczynamy od rozpisania równania hydrolizy octanu amonu:



jony hydrolizujące: NH_4^+ i CH_3COO^-



sumaryczny zapis jonowy: $\text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH} \Leftrightarrow$ hydroliza kwasowo-zasadowa

Stałą hydrolizy octanu amonu można obliczyć stosując wzór:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 3,09 \cdot 10^{-5}$$

Do obliczenia stopnia hydrolizy można zastosować wzór:

$$\beta = \sqrt{K_h}$$

$$\beta = \sqrt{3,09 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-3} = 5,56 \cdot 10^{-1}\%$$