HYDROLIZA

 *Hydrolizą nazywamy reakcję jonów soli pochodzących od słabego kwasu lub słabej zasady z wodą. W wyniku tej reakcji powstaje jon lub cząsteczka o większej zawartości wodoru lub grup wodorotlenowych niż jon ulegający hydrolizie.*

 Odczyn takiego roztworu zależy więc od tego, jaki fragment cząsteczki wody zostaje związany, a jaki uwolniony.

Proszę zwrócić uwagę, że reakcje hydrolizy są reakcjami równowagowymi (strzałki w dwie strony).

**1. Hydroliza soli mocnych zasad i słabych kwasów** (np. CH3COONa, NaCN, KNO2, Ca(CH3COO)2, Na2CO3, K3PO4, Na2S).

Sól dysocjuje (rozpada się na jony), np. : NaCN Na+ + CN-

W kolejnym etapie jon pochodzący od słabego elektrolitu, czyli dla powyższego przykładu jony cyjankowe ulegają hydrolizie:

 CN- + H2O HCN + OH-

Odczyn roztworu po hydrolizie jest zasadowy, gdyż uwolniły się jony wodorotlenowe ([OH-] > [H+]).

Podobnie jony soli wieloprotonowych słabych kwasów wchodzą w reakcję z wodą:

 CO32- + H2O HCO3- + OH- (pierwszy stopień hydrolizy)

 HCO3- + H2O H2CO3 + OH- (drugi stopień hydrolizy)

Jony OH-, powstające w pierwszym stopniu hydrolizy, zgodnie z regułą przekory, cofają skutecznie drugi stopień hydrolizy. Z takim zjawiskiem mamy do czynienia wtedy, kiedy hydroliza jest wielostopniowa (niezależnie od tego, czy dotyczy kwasu czy zasady).

**2. Hydroliza soli słabych zasad i mocnych kwasów** (np. NH4Cl, (NH4)2SO4, AlCl3, ZnCl2, FeCl3, Al2(SO4)3, CuSO4, NiSO4).

W wyniku dysocjacji powstają jony: NH4ClNH4+ + Cl-

W kolejnym etapie jon pochodzący od słabego elektrolitu, czyli dla powyższego przykładu jon NH4+ ulega hydrolizie:

 NH4+ + H2O NH4OH + H+

Odczyn roztworu po hydrolizie jest kwaśny, gdy [H+]>[OH-].

Podobnie sól AlCl3 dysocjuje na Al3+ i 3Cl-, a trójstopniowej hydrolizie ulegają jony Al3+(pochodzące od słabego elektrolitu):

 Al3+ + H2O Al(OH)2+ + H+

 Al(OH)2+ + H2O Al(OH)2+ + H+

 Al(OH)2+ + H2O Al(OH)3 + H+

Hydroliza tej soli zachodzi praktycznie tylko w pierwszym stopniu, gdyż powstające jony H+ cofają dalsze etapy hydrolizy.

**3. Hydroliza soli słabych kwasów i słabych zasad** (np. NH4CN, CH3COONH4)

 Podczas rozpuszczania takich soli w wodzie (np. NH4CN) oba jony pochodzące z dysocjacji ulegają reakcji hydrolizy:

 NH+ + H2O NH4OH + H+

 CN- + H2O HCN + OH-

W roztworze tej soli też musi być zachowana zależność [H+].[OH-] = Kw. Tak więc nadmiar jonów H+ i OH- musi przereagować ze sobą lub jonami soli. Zmniejszenie stężenia jonów H+ i OH- przesuwa w obu reakcjach stan równowagi w prawo, czyli więcej jonów NH4+ ulegnie hydrolizie niż przy tym samym stężeniu soli np. NH4Cl oraz jonów CN- w porównaniu z solą np. KCN.

Odczyn roztworów tych soli jest zależny od mocy kwasu i zasady tworzących daną sól. Jeśli stałe dysocjacji kwasu i zasady są tego samego rzędu, odczyn roztworu ich soli jest zbliżony do obojętnego.

 **Hydroliza nie zachodzi w przypadku soli pochodzących od mocnych kwasów i mocnych zasad (np. NaCl, K2SO4, NaClO4, KNO3).**

**OPIS ILOŚCIOWY HYDROLIZY**

Stopień przereagowania w reakcji hydrolizy nazywa się *stopniem hydrolizy .*

Stopień hydrolizy h jest to stosunek ilości anionów słabego kwasu, bądź kationów słabej zasady, które uległy hydrolizie (ch) do ilości tych jonów, powstałych wskutek dysocjacji soli (csoli).

h=

Stała równowagi reakcji hydrolizy jest nazywana stałą hydrolizy Kh. W stałej temperaturze ma wartość stałą, charakterystyczną dla danego jonu.

**4. Obliczanie stałych hydrolizy, stopni hydrolizy oraz pH w roztworach soli**

**Ad. 1. Sole mocnych zasad i słabych kwasów**

 CN- + H2O HCN + OH-

Stała równowagi tej reakcji wyraża się wzorem:

 (1)

[H2O]- stężenie niezdysocjowanych cząsteczek wody można uznać za wielkość stałą, zatem

 (2)

 Z równania hydrolizy wynika, że [HCN] = [OH-]. Występującą w mianowniku wielkość [CN-] można uznać za równą początkowemu stężeniu soli csoli, (uwzględniając fakt, że hydroliza zachodzi w niewielkim stopniu). Wzór (2) można więc zapisać w postaci:

 (3)

stąd:

 (4)

 Jeżeli zaś licznik i mianownik równania (2) pomnożymy przez wartość [H+] to otrzymamy bardzo ważną zależność:

 (5)

Po podstawieniu tej zależności do wzoru (4) otrzymamy ostatecznie:

 (6)

Znając wartość [OH-] można obliczyć pH roztworu:

pH = 14 - pOH (7)

Stężenie jonów OH- zależy od stopnia hydrolizy i początkowego stężenia soli:

[OH-] = h.csoli. (8)

Z równań (6) i (8) wynika, że:

h= (9)

Uwzględniając zaś zależność (8) w równaniu (2) otrzymujemy:

 (10)

Uproszczoną formę wzoru można stosować w przypadku, gdy h << 1 (zob. przykład 1).

**Ad 2. Sole mocnych kwasów i słabych zasad**

 NH4+ + H2O NH4OH + H+

W analogiczny sposób jak w Ad 1. stała hydrolizy dla tego równania wynosi:

 (11)

Z równania dysocjacji wynika, że [NH4OH] = [H+], a wielkość [NH4+] można w przybliżeniu uznać za równą csoli. Wzór (11) przyjmuje zatem postać:

 (12)

Stąd

 (13)

Mnożąc równanie (11) przez otrzymamy:

 (14)

Podstawienie zależności (14) do wzoru (13) daje wyrażenie:

 (15)

które pozwala na obliczenie pH w roztworze soli słabych zasad i mocnych kwasów (zob. przykład 2).

**Przykład 1.**

Obliczyć wartość stałej, stopnia hydrolizy oraz pH 0,1 M roztworu CH3COONa. Stała dysocjacji kwasu octowego Ka = 1,8.10-5.

Rozwiązanie.

W reakcji hydrolizy bierze udział jon octanowy:

 CH3COO- + H2O CH3COOH + OH-

Reakcja ta powoduje alkaliczny odczyn roztworu. Korzystając z wyrażenia (5) obliczamy wartość stałej hydrolizy:

Z zależności (4) obliczamy [OH-]:

 mol/dm3

Stopień hydrolizy

Znając stężenie molowe jonów wodorotlenowych obliczamy ich funkcję pOH = -log[OH-], stąd

 pOH = - log 7,46.10-6 = 6 - 0,87 = 5,13

 pH = 14 - pOH = 14 - 5,13 = 8,87

Czyli odczyn 0,1 M roztworu CH3COONa jest zasadowy.

**Przykład 2.**

Ułożyć jonowe równania hydrolizy w roztworze wodnym BiCl3. Jaki jest odczyn roztworu

Rozwiązanie:

Jest to sól mocnego kwasu i słabej zasady.

Hydrolizie ulega więc jon Bi3+:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Bi3+ + H2O Bi(OH)2+ + H+ Bi(OH)2+ + H2O Bi(OH)2+ + H+ Bi(OH)2+ + H2O Bi(OH)2+ + H+ |  | odczyn kwaśny |

Końcowym produktem jest trudno rozpuszczalny chlorek bizmutylu: Bi(OH)2+ + Cl- BiOCl + H2O. *W analogiczny sposób zachowuje się chlorek antymonu(III).*

**Przykład 3.**

Ułożyć jonowe równania hydrolizy w roztworze wodnym FeCl3. Jaki jest odczyn roztworu

Rozwiązanie:

Jest to sól mocnego kwasu i słabej zasady.

Hydrolizie ulega więc jon Fe3+:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Fe3+ + H2O Fe(OH)2+ + H+ Fe(OH)2+ + H2O Fe(OH)2+ + H+ Fe(OH)2+ + H2O Fe(OH)2+ + H+ |  | odczyn kwaśny |

**Przykład 4.**

Ułożyć jonowe równania hydrolizy w roztworze wodnym KNO2. Jaki jest odczyn roztworu

Rozwiązanie:

Jest to sól mocnej zasady i słabego kwasu.

Hydrolizie ulega więc jon $NO\_{2}^{-}$:

$NO\_{2}^{-}$ + H2O  HNO2 + OH-. Odczyn zasadowy

**Zadania do samodzielnego rozwiązania**

1. Ułożyć jonowe równania hydrolizy i określić odczyn w roztworach soli: a) CH3COONa,
b) K3PO4, c) ZnCl2, d) KNO2, e) NH4NO3, f) Ca(CH3COO)2, g) Na2S, h) (NH4)2SO4. Jeżeli hydroliza zachodzi stopniowo proszę rozpisać każdy stopień.

2. Obliczyć wartość stałej i stopnia hydrolizy jonów NO2-: a) w 0,25 mol/dm3 roztworze,
b) w 0,05 mol/dm3 roztworze. .

3. Produktem hydrolizy jest sól: Sb(OH)Cl2. Ułożyć równania reakcji hydrolizy odpowiedniego substratu.