

Reakcje w roztworach

Wiele reakcji chemicznych przebiega w roztworach. Jeżeli są to wodne roztwory elektrolitów wtedy faktycznie reagują między sobą jony. Wśród wielu reakcji chemicznych zachodzących między jonami w roztworach wodnych szczególną rolę odgrywają reakcje *zobojętniania* i reakcje *wytracania osadów*.

Reakcje zobojętniania

W rozdziale tym omówione będą reakcje związków nieorganicznych w których pierwiastki nie zmieniają stopni utlenienia.

Do reakcji tego typu należą:

- reakcje zobojętniania
- reakcje kwasów i zasad z amfoterami
- reakcje kwasów i zasad z solami
- reakcje soli z solami
- reakcje jonów soli z wodą

Jedną z ważniejszych reakcji chemicznych jest reakcja *zobojętniania*. Przedstawia ona połączenie jonu hydroniowego z jonem wodorotlenowym



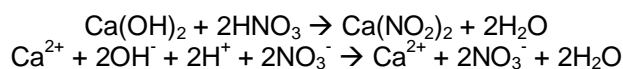
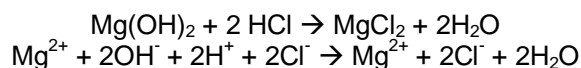
Jest to reakcja odwrotna do reakcji dysocjacji wody. Wyjaśnia to fakt, że o ile zmieszamy kwas i zasadę, to w wyniku reakcji tworzy się woda jako produkt końcowy, czemu towarzyszy efekt cieplny 13,8 kcal/mol.

Całkowitą reakcję zobojętniania można ująć następująco:



Drugi obok wody produkt tej reakcji ($\text{B}^+ + \text{A}^-$) nazywany jest solą.

Równanie reakcji zobojętniania można także zapisywać nie jonowo, lecz cząsteczkowo, należy jednak pamiętać, iż w rzeczywistości reakcje te przebiegają pomiędzy jonami lub w wyniku ich powstają jony odpowiednich soli. Na przykład:



Reakcja zobojętniania jest podstawą tzw. *objętościowej metody oznaczania stężenia kwasów lub zasad*.

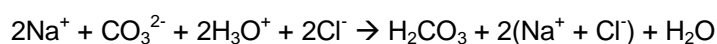
Stężenie roztworu zasad oznacza się mianowanym roztworem kwasu (*alkalimetria*) a stężenie roztworu kwasu mianowanym roztworem zasad (*acydymetria*).

Moment zobojętnienia możemy zaobserwować na podstawie zmiany barwy dodanego do roztworu *indykatora* czyli barwnika, którego barwa zależy od pH roztworu.

Wskaźnik	Zakres zmian barwy pH	Barwa wskaźnika													
		pH													
		0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Błękit tymolowy	1,2 - 2,8	Czerwony		Żółty										Niebieski	
Oranż metylowy	3,0 - 4,4	Czerwony			Żółty										
Błękit bromofenylowy	3,0 - 4,6	Żółty			Niebieski										
Czerwień metylowa	4,4 - 6,2	Czerwony				Żółty									
Lakmus	5,0 - 8,0	Czerwony						Fioletowy							
Błękit bromotymolowy	6,0 - 7,6	Żółty							Niebieski						
Błękit tymolowy	8,0 - 9,6	Czerwony		Żółty						Niebieski					
Fenoloftaleina	8,4 - 10,0	Białe										Czerwony			

Wytrącanie osadów - reakcje kwasów i zasad z solami oraz reakcje soli z solami

Reakcje kwasów i zasad z solami przebiegają wówczas, gdy w wyniku tych reakcji powstają słabe elektrolity (słabo zdysocjowane), związki łatwo lotne lub osady soli trudnorozpuszczalnych.



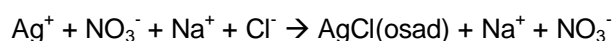
Reakcje pomiędzy solami w roztworze zachodzą wówczas gdy w wyniku ich powstają produkty źle zdysocjowane lub trudnorozpuszczalne.

Przykładem może być zmieszanie ze sobą roztworów azotanu srebra i chlorku sodowego. W mieszaninie dwóch roztworów zachodzi wtedy reakcja wymiany chemicznej:

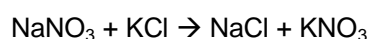


Jeden z produktów reakcji AgCl jest związkiem trudnorozpuszczalnym i wydziela się z roztworu w postaci osadu.

Praktycznie w roztworze reakcja przebiega pomiędzy jonami co możemy zapisać równaniem.



Jeżeli jednak zmieszamy rozcieńczone roztwory azotanu sodowego i chlorku potasowego, to pomimo, że dla tych składników można napisać również równanie reakcji wymiany:



nie zaobserwujemy w roztworze żadnej zmiany, bowiem składniki występujące zarówno z lewej jak i z prawej strony równania są dobrze rozpuszczalne i zdysocjowane. Dopiero po odparowaniu pewnej ilości rozpuszczalnika, kiedy powstaje nasycony roztwór w stosunku do chlorku sodowego NaCl, zacznie się on wydzielać z roztworu.

Zgodnie z prawem działania mas wydzielanie się NaCl z mieszaniny czterech soli w roztworze, powoduje przesunięcie równowagi w prawo czyli dalsze wykrystalizowanie NaCl i KNO₃, który jest trudniej rozpuszczalny od chlorku potasowego i azotanu sodowego.

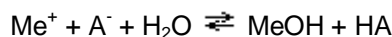
Znajomość rozpuszczalności różnych związków trudnorozpuszczalnych pozwala więc przewidzieć przebieg reakcji i sposób wydzielania produktów. Istnieją odpowiednie tablice rozpuszczalności związków, z których można w razie potrzeby skorzystać.

Hydroliza

Gdy podczas działania wody na związki chemiczne powstają jony, proces taki nazywamy dysocjacją elektrolityczną. Rozpatrując ten proces w przypadku soli, stwierdzamy jednak, że nie wszystkie sole podlegają tej regule, a tylko te, które powstały w wyniku reakcji silnych kwasów z silnymi zasadami. Mierząc odczyn takich soli w roztworze wodnym nie stwierdzamy zmiany pH – będzie ono wynosiło około 7. W przypadku soli pochodzących od silnego kwasu i słabej zasady lub słabego kwasu i silnej zasady w roztworze będziemy obserwowali wartości inne jak 7. Zmiany pH w wodnym roztworze soli są wynikiem zjawiska nazywanego *hydrolizą*. Jaki jest mechanizm hydrolizy dowiesz się w tej części podręcznika.

Zjawisko hydrolizy

Hydrolizą nazywa się ogólnie reakcję związku chemicznego z wodą, a szczególnym rodzajem reakcji hydrolizy jest odwracalny proces hydrolizy soli. Proces taki występuje w czasie rozpuszczania soli w wodzie. Produktami reakcji hydrolizy są: *kwasy i zasady*. W przypadku reakcji hydrolizy soli pochodzącej od kwasu jednowodorowego (HA) i jednowodorotlenowej zasady (MeOH), reakcję hydrolizy można zapisać schematycznie.



Reakcją odwrotną do reakcji hydrolizy jest reakcja zobojętnienia.

Nie wszystkie sole ulegają reakcji hydrolizy. Solami które nie ulegają reakcji hydrolizy są sole mocnych kwasów i mocnych zasad (NaCl, KNO₃, K₂SO₄,...) (*doświadczenie 8.2*). Hydrolizują natomiast:

- sole słabych jednoprottonowych kwasów i mocnych jednowodorotlenowych zasad (CH₃COOK, NaCN) - odczyn zasadowy.
Przebieg procesu hydrolizy dla CH₃COOK przedstawia równanie.



Z równania widzimy, że jon potasowy nie uczestniczy w równowadze kwasowo-zasadowej, dlatego powyższe równanie możemy zapisać w postaci



Ten stan równowagi nazywany jest *reakcją hydrolizy anionowej (zasadowej)*

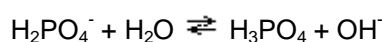
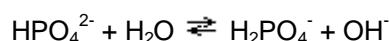
- sole mocnych jednoprottonowych kwasów i słabych jednowodorotlenowych zasad (NH₄NO₃) - odczyn kwasowy



Jon NO_3^- nie uczestniczy w równowadze kwasowo-zasadowej. Ten stan równowagi nazywany jest *reakcją hydrolizy kationowej (kwasowej)*

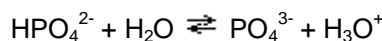
- sole słabych jednoprotonowych kwasów i słabych jednowodorotlenowych zasad. Przykładem jest HCOONH_4 - odczyn może być obojętny, kwasowy lub zasadowy, zależnie od wartości stałych dysocjacji odpowiednich kwasów i zasad
- sole słabych dwuprotonowych kwasów i mocnych jednowodorotlenowych zasad. Przykładem jest K_2S - odczyn zasadowy
- sole trójprotonowych kwasów i mocnych jednowodorotlenowych zasad. Przykładem jest Na_3PO_4 - odczyn zasadowy, Na_2HPO_4 - odczyn zasadowy, NaH_2PO_4 - odczyn kwaśny

Na_3PO_4 (zasadowy)

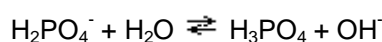
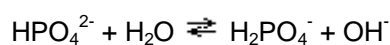


Ostatnia reakcja praktycznie nie zachodzi, ponieważ nadmiar jonów wodorotlenowych przesuwa równowagę reakcji hydrolizy w lewo.

Na_2HPO_4 (zasadowy) - jony HPO_4^{2-} dysocjują według równania



ale również hydrolizują:



Ostatnia reakcja praktycznie nie zachodzi, ponieważ nadmiar jonów wodorotlenowych przesuwa równowagę reakcji hydrolizy w lewo.

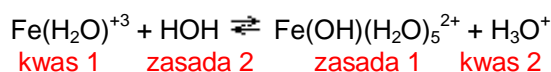
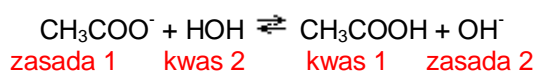
NaH_2PO_4 (kwasowy)



W roztworze znajduje się pewien nadmiar jonów H_3O^+ , stąd odczyn zasadowy

- sole mocnych jednoprotonowych lub dwuprotonowych kwasów i słabych jednowodorotlenowych lub wielowodorotlenowych zasad. Przykładem jest MgCl_2 , AlCl_3 - odczyn kwasowy

Zjawisko hydrolizy wyjaśnia doskonale wyjaśnia nam teoria Lowry'ego i Bronsteda. Zgodnie z tą teorią hydroliza sprowadza się bowiem do przejścia od kwasu do zasady. Przykładem jest hydroliza CH_3COONa , którą możemy zapisać w postaci.



W pierwszej reakcji proton od bardzo słabego kwasu H_2O przechodzi do mocniejszej zasady CH_3COO^- tworząc słabo zdysocjowany kwas octowy oraz wolne jony wodorotlenowe. Roztwór ulega zalkalizowaniu.

W drugiej reakcji woda jest zasadą i odbiera proton od jednej z cząsteczek wody przy jonie żelaza (III). Ponieważ powstaje silny kwas H_3O^+ oraz słaba zasada $\text{Fe}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5^{2+}$, roztwór ulega zakwaszeniu.