

Równania reakcji chemicznych

Przebieg reakcji chemicznej przedstawia się za pomocą równania reakcji, które uwzględnia rodzaj atomów oraz skład i liczbę cząsteczek uczestniczących w reakcji chemicznej. Strzałka, oddzielająca lewą stronę równania (**substraty**) od strony prawej (**produkty**), wskazuje kierunek przemiany. Współczynniki stechiometryczne opisują liczby cząsteczek i atomów reagujących ze sobą (substratów) i powstających w reakcji chemicznej (produktów). Całkowita liczba atomów (**bilans masy**) poszczególnych pierwiastków musi być taka sama po obydwu stronach reakcji chemicznej, dlatego konieczne jest „uzgodnienie” współczynników stechiometrycznych. W przypadku równań reakcji zapisanych w postaci jonowej całkowity ładunek (**bilans ładunku**) po obydwu stronach równania reakcji chemicznej musi być zgodny.

Równanie reakcji zapisuje się zawsze w postaci jonowej, która umożliwi przedstawienie jej rzeczywistego przebiegu w roztworze, gdyż uwzględnia tylko te jony i cząsteczki, które biorą w niej udział. Taki zapis wymaga stosowania się do następujących reguł:

- wzory związków chemicznych, które w wodzie **ulegają całkowitej dysocjacji** można zapisać jedynie w **postaci jonowej**. Do substancji tych należą mocne kwasy, zasady i sole łatwo rozpuszczalne w wodzie. Tak więc, jeśli w reakcji bierze udział kwas chlorowodorowy HCl, w równaniu reakcji będzie zapisany w postaci jonów H^+ i Cl^- . Podobnie wodorotlenek sodu NaOH (w postaci jonów Na^+ i OH^-), a całkowicie dysocjującą w wodzie sól – azotan(V) potasu KNO_3 – jako K^+ i NO_3^- ;
- wzory związków chemicznych, które **nie ulegają** w wodzie całkowitej dysocjacji, zapisuje się w **postaci cząsteczkowej**. Należą do nich słabe kwasy i zasady oraz sole, które w wodzie nie dysocjują w 100%, najczęściej ze względu na małą rozpuszczalność (tzw. sole trudno rozpuszczalne). W postaci cząsteczkowej zapisuje się też substancje gazowe oraz ciecze organiczne. Przykłady związków zapisywanych w równaniu reakcji w postaci cząsteczkowej to: H_3PO_4 (kwas fosforowy(V) – słaby kwas), NH_3 (amoniak – słaba zasada, a jednocześnie substancja gazowa), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (wodorotlenek miedzi(II) – słaba zasada, gdyż trudno rozpuszcza się w wodzie), AgCl (chlorek srebra – sól również trudno rozpuszczalna w wodzie), czy $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – etanol (ciecz organiczna);
- po uwzględnieniu odpowiedniego zapisu substratów i produktów należy zbilansować te jony i cząsteczki, które występują po obydwu stronach równania. Jeśli ich liczba – jako substratów i produktów – jest **taka sama**, nie wystąpią one po obu stronach równania, co oznacza, że takie jony (czy cząsteczki) **nie biorą udziału w reakcji** (na tym właśnie polega pokazanie omówionej powyżej zalety zapisu jonowego – przedstawiania **rzeczywistego** przebiegu reakcji);

- wartości współczynników stechiometrycznych muszą być najmniejsze z możliwych, pod warunkiem zachowania po obydwu stronach reakcji bilansu masy (taka sama liczba atomów tych samych pierwiastków) oraz ładunku (sumaryczny ładunek po obydwu stronach równania musi być taki sam).

Wyżej wymienione zasady zapisu równań reakcji chemicznych zostaną wyjaśnione na przykładach.

Równanie reakcji mocnego kwasu (HCl) i mocnej zasady (NaOH)

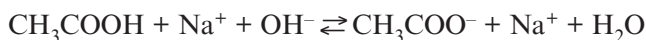


Substraty tej reakcji należy (w myśl podanych reguł) przedstawić w postaci jonowej. Otrzymany chlorek sodu NaCl, jako mocny elektrolit, dysocjujący całkowicie, również musi być przedstawiony w postaci jonowej. Liczba jonów Cl^- i Na^+ jest zatem taka sama po obydwu stronach równania reakcji, co oznacza, że te jony nie biorą w niej udziału, a jedynym produktem reakcji jest cząsteczka H_2O (wody):

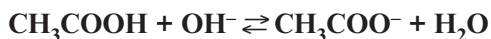


Reakcja między jonami H^+ i OH^- zawsze przebiega w sposób przedstawiony równaniem niezależnie od tego, jaki mocny kwas i jaka mocna zasada biorą udział w reakcji chemicznej. Pod warunkiem, że tworzona w tej reakcji sól jest w wodzie łatwo rozpuszczalna.

Równanie reakcji słabego kwasu (CH_3COOH) z mocną zasadą (NaOH), z utworzeniem łatwo rozpuszczalnej soli (octanu sodu CH_3COONa)



Kwas octowy jest słabym kwasem, dlatego występuje w postaci cząsteczkowej, NaOH zaś – mocna zasada i CH_3COONa – sól łatwo rozpuszczalna, dysocjują w wodzie całkowicie i występują w postaci jonów. Powoduje to pojawienie się po obydwu stronach równania reakcji takiej samej liczby jonów sodu, co oznacza, że nie biorą one w niej udziału i reakcja zachodzi według następującego równania sumarycznego:



Równanie reakcji mocnego kwasu (HNO_3) i słabej zasady (NH_3) z utworzeniem łatwo rozpuszczalnej soli (azotanu(V) amonu NH_4NO_3)



Po obydwu stronach równania reakcji występują jony azotanu(V), a więc nie biorą one w niej udziału i sumaryczne równanie reakcji jest następujące:



Przebieg tej reakcji nie zależy od rodzaju mocnego kwasu, pod warunkiem że powstająca sól amonowa jest w wodzie całkowicie zdysocjowana (łatwo rozpuszczalna), co w roztworach wodnych można przyjąć jako regułę.

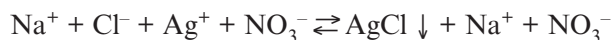
Równanie reakcji mocnego kwasu (H_2SO_4) z mocną zasadą ($\text{Ba}(\text{OH})_2$), z utworzeniem trudno rozpuszczalnej soli (BaSO_4)



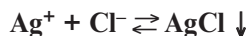
Żaden z jonów, które są substratami tej reakcji, nie występuje po obydwu stronach jej równania, wszystkie jony biorą zatem w niej udział i zapisane równanie jest również sumarycznym równaniem reakcji:



Reakcja strącania osadu soli trudno rozpuszczalnej (AgCl) po zmieszaniu roztworów soli łatwo rozpuszczalnych (np. NaCl i AgNO_3)

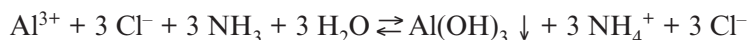


Jony Na^+ i NO_3^- występują po obydwu stronach równania reakcji, gdyż powstający oprócz chlorku srebra azotan(V) sodu jest w wodzie całkowicie zdysocjowany. Nie biorą więc one udziału w reakcji, a jej równanie sumaryczne ma postać:

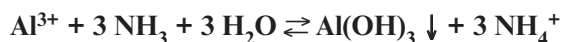


Trudno rozpuszczalny chlorek srebra powstaje w reakcji każdego łatwo rozpuszczalnego chlorku (większość chlorków jest w wodzie łatwo rozpuszczalna) z każdą dobrze rozpuszczalną solą srebra (takich jest niewiele, ale należy do nich też np. octan srebra CH_3COOAg).

Reakcja strącania trudno rozpuszczalnego wodorotlenku (należą do nich wszystkie wodorotlenki tzw. metali ciężkich), przez alkalizowanie łatwo rozpuszczalnej soli metalu ciężkiego (AlCl_3) za pomocą słabej zasady (NH_3)



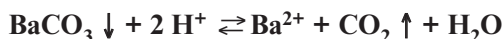
Po obydwu stronach tego równania występują w tej samej liczbie jony chlorkowe, nie biorą więc one w niej udziału, a reakcja (niezależnie od rodzaju użytej łatwo rozpuszczalnej soli glinu) przebiega według następującego równania sumarycznego:



Reakcja rozpuszczania osadu trudno rozpuszczalnej soli ($BaCO_3$) w roztworze mocnego kwasu (HCl), z utworzeniem słabego kwasu (H_2CO_3)

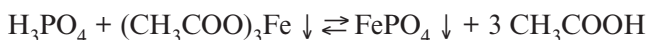


W reakcji tej nie biorą udziału jony chlorkowe (występują po obydwu stronach równania w takiej samej liczbie), natomiast powstający słaby kwas (H_2CO_3) jest nietrwały, co wynika z ograniczonej rozpuszczalności jego bezwodnika (CO_2) w wodzie. Sumaryczne równanie reakcji przyjmuje postać następującą:

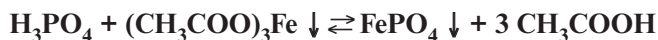


niezależnie od rodzaju użytego mocnego kwasu, warunkiem jest jedynie to, aby powstająca sól baru była dobrze rozpuszczalna w wodzie.

Rozpuszczanie trudno rozpuszczalnej soli (octanu żelaza(III)) ($(CH_3COO)_3Fe$) w słabym kwasie (kwas fosforowy(V)) (H_3PO_4), z utworzeniem trudno rozpuszczalnego fosforanu(V) żelaza(III)



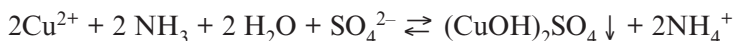
W tej reakcji po obydwu stronach równania występują cząsteczki (obydwa kwasy w nim występujące są słabe, a sole trudno rozpuszczalne), powyższe równanie jest więc jednocześnie równaniem sumarycznym:



a reakcja zachodzi dzięki „wypieraniu” słabszego kwasu octowego z jego soli przez mocniejszy kwas fosforowy(V).

Tworzenie jonu kompleksowego tetraaminamiedzi(II) ($Cu(NH_3)_4^{2+}$) po zmieszaniu roztworu łatwo rozpuszczalnej soli miedzi(II) ($CuSO_4$) oraz amoniaku (słabej zasady, będącej czynnikiem kompleksującym)

Reakcja ta przebiega w dwóch etapach. W *etapie pierwszym* powstaje trudno rozpuszczalny siarczan(VI) hydroksomiedzi(II), w wyniku działania amoniaku jako słabej zasady:



W *etapie drugim* ten trudno rozpuszczalny osad rozpuszcza się w nadmiarze amoniaku i powstaje żądany jon kompleksowy:



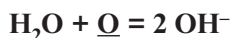
Jest to charakterystyczna reakcja jonów miedzi(II) i służy do ich wykrywania w roztworach wodnych, a powyższe równanie reakcji jest też równaniem sumarycznym.

Szczególnym typem reakcji są **reakcje utleniania–redukcji** (redoks), w których następuje przeniesienie elektronów pomiędzy substancją (jonem lub cząsteczką) pełniącą funkcję utleniacza (pobiera elektrony, ulega więc redukcji), a substancją redukującą (oddającą elektrony, a więc utlenianą). Do napisania poprawnego równania takiej reakcji jest konieczna przede wszystkim znajomość form utlenionych i zredukowanych obydwu substancji biorących udział w reakcji redoks oraz środowiska (kwasowości roztworu). Polega to na poprawnym napisaniu tzw. *reakcji półkowych* (reakcji utleniania i redukcji). Reguły zapisywania równań reakcji półkowych są analogiczne do podanych wcześniej i obowiązujących przy zapisie równań reakcji chemicznych w postaci jonowej lub cząsteczkowej. W reakcjach półkowych musi być zachowany bilans masy (atomy poszczególnych pierwiastków muszą po obydwu stronach równania reakcji występować w takiej samej liczbie). Po zbilansowaniu masy należy zbilansować ładunki, uzupełniając odpowiednią liczbą elektronów niedobór ładunku ujemnego lub nadmiar ładunku dodatniego w obydwu reakcjach półkowych. Ponieważ elektrony nie są widoczne w równaniu reakcji końcowej, konieczne jest mnożenie stronami reakcji półkowych przez odpowiednie liczby tak, aby uzyskać najmniejszą wspólną wielokrotność liczby elektronów. Następnie dodaje się substraty i produkty reakcji półkowych i ewentualnie upraszcza równanie eliminując reagenty pojawiające się po obydwu stronach reakcji. Należy jeszcze dodać, że w bilansowaniu reakcji półkowych szczególną rolę odgrywa bilansowanie atomów tlenu, które ma różny przebieg w zależności od pH środowiska reakcji.

„Zabieranie” jednego atomu tlenu przebiega według różnych schematów w zależności od środowiska reakcji. *W środowisku kwasowym*, w którym w równaniu reakcji nie mogą pojawić się jony wodorotlenkowe OH^- , do „zabrania” **jednego atomu tlenu** są potrzebne **dwa jony wodoru** z utworzeniem **jednej cząsteczki wody**:



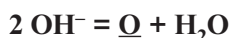
Natomiast *w środowisku zasadowym*, **gdzie błędem jest pisanie w jakimkolwiek równaniu reakcji jonów wodoru H^+** , wykorzystuje się do tego celu cząsteczkę wody i powstające jony OH^- :



Podobnie „dodawanie” tlenu *w środowisku kwasowym* przebiega według schematu:

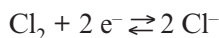


a *w środowisku zasadowym*:

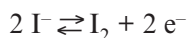


Takie postępowanie jest możliwe, ponieważ w roztworach wodnych woda (jako rozpuszczalnik) oraz jony wodoru pochodzące z jej dysocjacji (albo dysocjacji kwasu obecnego w roztworze o odczynie kwasowym) i jony wodorotlenkowe (z dysocjacji wody lub obecnej w roztworze zasady w środowisku zasadowym) są zawsze obecne i mogą służyć jako reagenty.

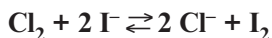
Zastosowanie opisanego sposobu zostanie przedstawione na konkretnych przykładach reakcji typu redoks. Pierwszym, stosunkowo najprostszym przykładem jest *utlenianie jonów jodkowych za pomocą wody chlorowej* (wodnego roztworu chloru). W tej reakcji cząsteczka chloru Cl_2 pełni funkcję utleniacza, pobiera więc elektrony i przechodzi w jony chlorkowe Cl^- ($\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$), według następującego równania reakcji połówkowej:



W celu zbilansowania ładunku po obydwu stronach równania, konieczne było umieszczenia dwóch elektronów po stronie utleniacza. Funkcję reduktora w tej reakcji pełnią jony jodkowe I^- , które w warunkach prowadzenia reakcji (środowisko lekko kwasowe lub obojętne) są utleniane do jodu I_2 według schematu $2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2$. Dlatego w równaniu reakcji połówkowej dla tej pary redoks było konieczne wstawienie dwóch elektronów po stronie formy utlenionej (jodu):



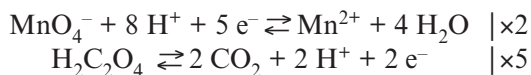
Widać więc, że elektrony w każdym równaniu reakcji połówkowej występują po stronie formy utlenionej. Najmniejsza wspólna wielokrotność liczby elektronów wymienianych w obydwu reakcjach połówkowych wynosi 2, a więc współczynniki stechiometryczne w obydwu reakcjach należy pomnożyć przez 1, co jest jednoznaczne z pozostawieniem ich w formie niezmienionej. Zsumowanie wszystkich reagentów obu stron równań reakcji (po stronie substratów i produktów) prowadzi do końcowego równania omawianej reakcji redoks (po wyeliminowaniu elektronów):



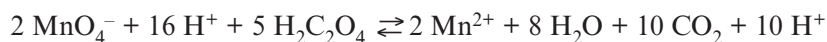
Po napisaniu końcowego równania reakcji dobrze jest jeszcze je sprawdzić, sumując liczby atomów poszczególnych pierwiastków (*bilans masy*) i ładunków (*bilans ładunku*) po obydwu stronach równania (w poprawnie napisanym równaniu muszą się one zgadzać).

Innym przykładem będzie *równanie utleniania jonów szczawianowych $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ za pomocą jonów manganianowych(VII) MnO_4^- w środowisku kwasowym*. W warunkach prowadzenia reakcji utleniacz, jakim są jony manganianowe(VII), ulega redukcji do jonów manganu(II) Mn^{2+} , jony szczawianowe (reduktor) są zaś utleniane do tlenku węgla(IV) CO_2 . Schematy obydwu reakcji są więc następujące: $\text{MnO}_4^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$ i $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{CO}_2$ (w środowisku kwasowym jony szczawianowe ulegają protonowaniu, gdyż kwas szczawowy jest słabym kwasem i musi być zapisany w postaci cząsteczkowej). Do zbilansowania masy dla utleniacza (jonów manganianowych(VII))

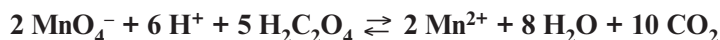
trzeba „odebrać” cztery atomy tlenu, co w środowisku kwasowym wymaga 8 jonów H^+ i prowadzi do otrzymania – jako produktu reakcji połówkowej – 4 cząsteczek wody: $MnO_4^- + 8 H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$. Bilans ładunku wskazuje, że ładunek po stronie formy utlenionej wynosi +7, a po stronie formy zredukowanej +2. Do całkowitego bilansu ładunku trzeba umieścić po stronie utleniacza jeszcze 5 ładunków ujemnych (elektronów). Druga reakcja połówkowa przebiega według schematu: $H_2C_2O_4 \rightleftharpoons 2 CO_2 + 2 H^+$. Ładunek po stronie formy zredukowanej ($H_2C_2O_4$) wynosi 0, a po stronie formy utlenionej (CO_2) wynosi +2, a więc do pełnego bilansu trzeba po tej stronie dodać jeszcze dwa elektrony, aby również uzyskać całkowity ładunek równy 0. Równania obydwu reakcji połówkowych będą więc następujące:



Najmniejsza wspólna wielokrotność dla tej liczby elektronów wynosi 10, a zatem współczynnik, przez który należy pomnożyć wszystkie reagenty występujące w reakcji redukcji, wynosi 2 (dzielimy najmniejszą wspólną wielokrotność przez liczbę elektronów), natomiast dla reakcji utleniania współczynnik ten wynosi 5. Ostatecznie więc po stronie substratów i produktów końcowego równania reakcji będą występowały następujące reagenty:



Po obydwu stronach równania reakcji występuje ten sam reagent (jony H^+), należy więc „uproszczyć” równanie reakcji dokonując jego bilansu (po stronie substratów pozostanie więc tylko 6 jonów wodoru):



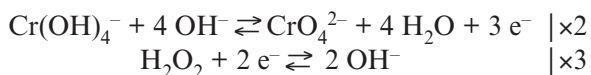
Należy dokonać jeszcze bilansu masy i ładunku, sprawdzających poprawność napisanego równania.

Bilans masy: 2 atomy Mn po obydwu stronach, $2 \times 4 + 5 \times 4 = 28$ atomów tlenu po stronie substratów i $8 \times 1 + 10 \times 2 = 28$ atomów tlenu po stronie produktów, $6 + 5 \times 2 = 16$ atomów wodoru po stronie substratów i $8 \times 2 = 16$ atomów wodoru po stronie produktów, $5 \times 2 = 10$ atomów węgla po stronie substratów i 10 atomów węgla po stronie produktów.

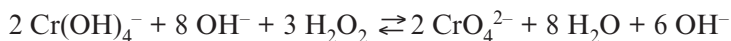
Bilans ładunku: $(-2) + (+6) = (+4)$ po stronie substratów i $2 \times (+2) = (+4)$ po stronie produktów, co oznacza, że równanie napisane jest poprawnie.

Równanie utleniania jonów chromu(III) Cr^{3+} za pomocą nadtlenku wodoru w środowisku silnie alkalicznym (zasadowym). Aby napisać schemat połówkowej reakcji utleniania $Cr(III)$, należy przede wszystkim zauważyć, że w środowisku silnie zasadowym jony chromu(III) występują w postaci kompleksu hydroksylowego (z jonami wodorotlenkowymi OH^- , anion tetrahydroksochromianowy(III)) o wzorze $Cr(OH)_4^-$ i są utleniane do występujących w takim środowisku jonów chromianowych(VI) CrO_4^{2-} . Schemat utleniania: $Cr(OH)_4^- \rightleftharpoons CrO_4^{2-}$. *Bilans masy* wskazuje, że po „zabraniu” 4 atomów tlenu z jonu $Cr(OH)_4^-$ potrzebnych do

utworzenia jonu CrO_4^{2-} , po stronie reduktora pozostaną 4 jony H^+ , które w środowisku zasadowym nie mogą występować, gdyż natychmiast przereagują z jonami wodorotlenkowymi (występującymi tu w dużym stężeniu), dając cząsteczki wody: $4 \text{H}^+ + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons 4 \text{H}_2\text{O}$. Po stronie reduktora w tym równaniu reakcji półkowej muszą zatem jeszcze wystąpić 4 jony OH^- : $\text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$. *Bilans ładunku*: strona lewa $(-1) + 4 \times (-1) = 5 \times (-1)$, strona prawa (-2) , a więc do właściwego bilansu ładunku są potrzebne jeszcze 3 elektrony po stronie formy utlenionej. Uczestniczący w reakcji utleniacz, nadtlenek wodoru H_2O_2 w środowisku alkalicznym ulega redukcji do jonów OH^- według schematu: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$. Zachowany jest przy tym bilans masy (po dwa atomy wodoru i tlenu po każdej stronie równania), a do bilansu ładunku (0 po stronie lewej i $2 \times (-1) = (-2)$) jest konieczne umieszczenie po stronie lewej jeszcze dwóch elektronów. Obie reakcje półkowe będą więc wyglądały następująco:



Najmniejsza wspólna wielokrotność liczb elektronów w obydwu równaniach reakcji półkowych wynosi 6, dlatego wszystkie współczynniki stechiometryczne przy substratach i produktach pierwszej reakcji trzeba pomnożyć przez 2, a drugiej reakcji – przez 3. Po wymnożeniu równanie końcowe przyjmie postać:



Tak, jak w poprzednim przykładzie, po obydwu stronach równania występują jony OH^- , więc po ich zbilansowaniu równanie przyjmie postać:



W celu sprawdzenia trzeba wykonać bilansy masy i ładunku. *Bilans masy*: 2 atomy chromu po obydwu stronach, $2 \times 4 + 2 \times 1 + 3 \times 2 = 16$ atomów tlenu po stronie lewej i $2 \times 4 + 8 \times 1 = 16$ po stronie prawej, $2 \times 4 + 2 \times 1 + 3 \times 2 = 16$ atomów wodoru po stronie lewej i $8 \times 2 = 16$ po prawej, a więc równanie napisane jest poprawnie. *Bilans ładunku*: $2 \times (-1) + 2 \times (-1) = (-4)$ po stronie lewej i $2 \times (-2) = (-4)$ po prawej równania reakcji. Warto tu jeszcze przedstawić zachowanie się tak nietypowego utleniacza, jakim jest nadtlenek wodoru. Reakcje półkowe dla tego reagenta wyglądają odmiennie w procesie utleniania, gdzie ulega on redukcji (jak w opisanym przykładzie), oraz w procesie redukcji, w którym nadtlenek wodoru ulega utlenieniu. Trzeba też zaznaczyć, że równania tych reakcji są odmiennie w środowisku zasadowym, gdzie nadtlenek wodoru wykazuje silniejsze właściwości utleniające niż w środowisku kwasowym. Chociaż również w środowisku kwasowym może ulegać redukcji w obecności bardzo silnych reduktorów. Równania reakcji półkowych dla H_2O_2 jako utleniacza są następujące:

– *środowisko zasadowe*: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$ (produktem redukcji są jony wodorotlenkowe),

– *środoowisko kwasowe*: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ (produktem redukcji jest woda).

Jak jednak wspomniano, nadtlenuk wodoru może też być reduktorem i takie jego właściwości są silniej zaznaczone w środowisku kwasowym. Równania odpowiednich reakcji połówkowych (w tym przypadku utleniania H_2O_2):

– *środoowisko kwasowe*: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

– *środoowisko zasadowe*: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$

Z analizy podanych równań reakcji wynika, że zarówno w środowisku kwasowym, jak i zasadowym nadtlenuk wodoru utlenia się do tlenu, ale jego właściwości redukujące w środowisku zasadowym są tak słabo zaznaczone, że rzadko korzysta się z nich w praktyce analitycznej.