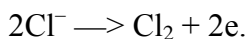


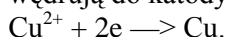
Praktyczne zastosowanie elektrolizy w życiu codziennym

Elektroliza to uporządkowana wędrówka jonów podczas przepływu prądu przez elektrolit – dodatnie kationy poruszają się w kierunku ujemnej katody, a ujemne jony w kierunku dodatniej anody. Na anodzie i katodzie zachodzą następnie odpowiednio procesy redukcji kationów i utlenienia anionów.

Na przykład podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku miedzi(II) CuCl_2 aniony chlorkowe Cl^- wędrują do anody, na której oddają elektrony, utleniając się do wolnego chloru:

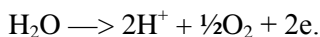


Efektom reakcji jest wydzielenie się pęcherzyków gazowego chloru, natomiast kationy miedzi(II) Cu^{2+} wędrują do katody, od której pobierają elektrony, redukując się do wolnej miedzi:

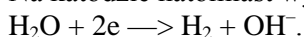


W rezultacie katoda pokrywa się warstewką metalicznej miedzi.

Jeżeli natomiast elektrolizę przeprowadzamy w roztworze soli kwasów tlenowych aktywnych metali, np. Na_2SO_4 , to jony Na^+ i SO_4^{2-} służą jako transportery ładunków, które musimy dostarczyć do ogniwa, a elektrolizie ulega woda. Na anodzie wydziela się tlen:

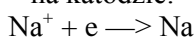


Na katodzie natomiast wydziela się wodór:

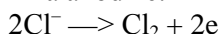


Jeżeli mamy do czynienia ze stopionymi solami (np. nie mamy wody), nawet najaktywniejsze metale osadzają się na katodzie. Zjawisko to jest stosowane np. do otrzymywania metalicznego sodu, który ze względu na swoją aktywność nie występuje w takiej postaci w naturze. Przeprowadza się wówczas elektrolizę stopionego NaCl (naszej soli kuchennej). Zachodzą wtedy reakcje:

– na katodzie:

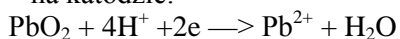


– na anodzie:

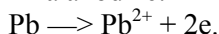


Do elektrolizy możemy zaliczyć również ładowanie akumulatorów, z czym mamy styczność praktycznie na co dzień. Skupię się na przykładzie akumulatora samochodowego. Jego elektrody są zrobione z PbO_2 (katoda) i Pb (anoda) i są zanurzone w roztworze kwasu siarkowego(VI). W trakcie rozładowywania zachodzą więc reakcje:

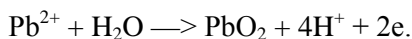
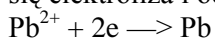
– na katodzie:



– na anodzie:



Wokół obu elektrod jony ołowiu(II) tworzą nierozpuszczalną sól PbSO_4 . Natomiast gdy zaczniemy dostarczać prąd (ładować akumulator), reakcje zaczną biec w odwrotnym kierunku, czyli rozpocznie się elektroliza i odpowiednio osadzą się z powrotem na elektrodach PbO_2 i Pb :



Elektroliza ma oczywiście wiele innych zastosowań, służy np. do oczyszczania metali (najczęściej Cu) czy galwanostechii, czyli nanoszenia na metale powłok z innych metali w celach dekoracyjnych bądź też ochronnych (np. nikiowanie, cynkowanie, chromowanie).

