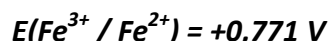
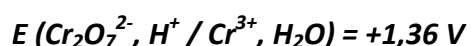


Kompendium - Samorzutność reakcji redoks

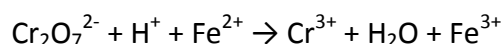
Czasem można spotkać się z zadaniem tego typu:

Zapisz wszystkie reakcje redoks, które zajdą samorzutnie dysponując wskazanymi substancjami i wartościami odpowiednich standardowych potencjałów redoks.

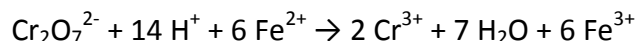


Przed wszystkim należy pamiętać, co oznaczają powyższe zapisy wartości potencjałów redoks. W nawiasie zawsze najpierw jest podana forma utleniona (czyli utleniacz), a później odpowiednia forma zredukowana (reduktor). W powyższych przykładach utleniaczami są anion dichromianowy (+ kation wodoru) i kation żelaza(III), natomiast reduktorami kation chromu(III) (+ woda) i kation żelaza(II). W sumie daje to cztery jony (ogólniej: substancje).

Naszym zadaniem jest tak dobrać utleniacz i reduktor, aby były zdolne ze sobą zareagować. Reguła jest tu prosta: **utleniacz należy wybrać z układu o wyższym potencjale, zaś reduktor z układu o potencjale niższym**. Zatem utleniaczem będzie anion dichromianowy, a reduktorem kation żelaza(II). Układając równanie reakcji należy jeszcze pamiętać o uwzględnieniu wody i kationów wodorowych towarzyszących jonom chromu.



Aby uzgodnić powyższe równanie należy wykonać bilans elektronowy. Dwa atomu chromu przechodzą z +VI na +III stopień utlenienia, czyli pobierają łącznie 6 elektronów. Ponieważ jeden atom żelaza oddaje tylko jeden elektron, to znaczy, że musi ich być w sumie sześć. Następnie należy uzgodnić ilość atomów tlenu, wodoru i na koniec sprawdzić czy ładunek elektryczny po obu stronach równania jest taki sam (+24). Końcowy wynik:



Na koniec jeszcze dwie uwagi:

1. Gdy podane są dwa układy redoks (tak jak w powyższym przykładzie), to możliwa jest tylko jedna samorzutna reakcja redoks. Mając do dyspozycji trzy układy redoks, możliwe będą już trzy samorzutne reakcje. Przy czterech układach – 6 reakcji samorzutnych itd.

2. Przedstawiona powyżej analiza jest poprawna wyłącznie w przypadku układów redoks o wyraźnie różnych standardowych potencjałach redoks. Gdy różnice są niewielkie, należy posłużyć się równaniem Nernsta uwzględniającym wpływ stężeń reagentów na

odpowiednie potencjały redoks. W szczególności, do błędnych wniosków na temat samorzutności reakcji można dojść w sytuacji, gdy produkt reakcji jest nierozpuszczalny. Aby w pełni zrozumieć to zjawisko potrzebna jest znajomość takich zagadnień jak równowaga reakcji chemicznych oraz reguła przekory.

