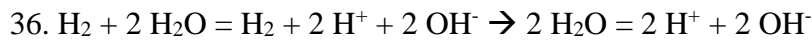


Øving 5. Løsningsforslag.

1. For ioner er oksidasjonstallet lik ioneladningen. +II, +IV og +I
2. Oksidasjon er å øke oksidasjonstallet: +IV, +VI og +III. (Obs. Ingen av disse finnes, så vidt jeg vet, i stabile forbindelser.)
3. Reduksjon er å redusere oksidasjonstallet: +I, +III og 0.
4. Alle grunnstoffer har oksidasjonstall 0 når de er rene grunnstoffer.
5. Rene metaller er grunnstoffer og har alltid oksidasjonstall 0.
6. Na: +I, Ca: +II, Al: +III, F: -I; Be: +II, H: +I.
7. De øvrige i 1. og 2. gruppe.
8. Svar: I+.
9. -I, sammen med metaller. I vann vil H^+ og H^- reagere til H_2 .
10. Oksygen har -II i alle forbindelser unntatt I^- i H_2O_2 , og 0 i O_2 (som alle grunnstoffer). Unntak utover dette er uvanlige (unntatt spor av andre peroksid i mat).
11. -II.
12. -I, i hydrogenperoksid, H_2O_2 . H-O-O-H. Hver binding har to elektroner. I tillegg er det to ledige elektronpar på hvert O-atom. Dermed har begge O-atomene oktett.
13. -I
14. F og O er de eneste grunnstoffene som er mer elektronegative enn Cl.
15. +VII
16. -II, +VI, +IV, +VI, +VI, -II, +IV.
17. +II, +IV, +I, -III, -II, 0, +V, +III.
18. V+ (fosforsyre: H_3PO_4)
19. +II, +III, +II, +I, +II, +III, +III, +VI, +II, +IV, +VII, +III
20. +III, +II, +II, +III, $8/3+$, $4/3+$.
Merk at mange halvreaksjoner og totalreaksjoner kan balanseres på flere måter, f. eks. $2 H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 (g)$ eller $H^+ + e^- \rightarrow \frac{1}{2} H_2 (g)$
21. $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
22. $Cs^+ + e^- \rightarrow Cs$
23. $Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$
24. +I, +I, +II.
25. $2 H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 (g)$
26. $2 H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2 OH^-$
27. $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2 H_2O$
28. H: +I i H^+ , OH^- og H_2O , 0 i H_2 . O: -II i H_2O og OH^- , 0 i O_2 .
29. $Na + Cs^+ \rightarrow Na^+ + Cs$. Halvreaksjonene må kombineres slik at en halvreaksjon lager og en halvreaksjon forbruker e^- .
30. $2 Na + Ca^{2+} \rightarrow Ca + 2 Na^+$ Det skal aldri være elektroner i totalreaksjonen. Man må derfor gange opp den ene eller begge halvreaksjonene slik at den ene bruker like mange elektroner som den andre lager.
31. $2 Cs + Ca^{2+} \rightarrow Ca + 2 Cs^+$
32. $2 H_2 + O_2 + 4H^+ \rightarrow 2 H_2O + 4H^+$ eller omvendt. $4H^+$ kan her forkortes på begge sider slik at det blir: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$. Man kan bare forkorte hvis man kan stryke identiske størrelser på begge sider
33. $2 H_2 + O_2 + 4H^+ + 4 OH^- \rightarrow 6 H_2O$ – eller omvendt.
Merk: $4 H^+ + 4 OH^-$ er ikke identisk med $4 H_2O$. Man kan derfor ikke slå sammen $4 H^+ + 4 OH^-$ til $4 H_2O$ og så forkorte. Dvs. man kan gjøre det for å illustrere hvilken reaksjon det blir. Men alle beregninger man gjør blir feil når man gjør slike forkortelser.

34. Likheten er at det er samme reaksjon: H_2 og O_2 reagerer til vann. Forskjellen er at i den siste inngår $4\text{H}^+ + 4\text{OH}^-$ på venstre side. Denne forskjellen vil senere framstå som viktig!
35. Nei, de vil ikke være de samme. Uttrykkene blir forskjellige, den ene inneholder $[\text{H}^+]$ og $[\text{OH}^-]$, den andre gjør det ikke. Når konsentrasjonsuttrykkene er forskjellige, kan heller ikke verdien bli den samme.

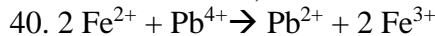


Totalreaksjonen er ikke en red-oks-reaksjon. Selv om halvreaksjonene er en oksidasjons og en reduksjon, så man ser ingen endring i oksidasjonstall i totalreaksjonen.

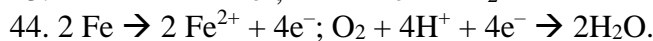
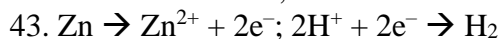
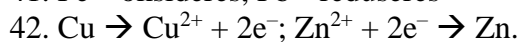
37. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2}\text{H}_2$. Dette er reaksjonen med natrium i vann. Det dannes hydrogengass (som antennes), løsningen blir basisk og Na til slutt blir så varm at den eksploderer..

38. Al går fra 0 til +III, Fe fra +III til 0.

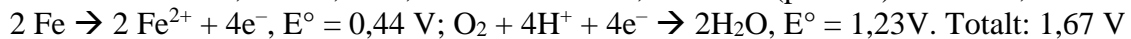
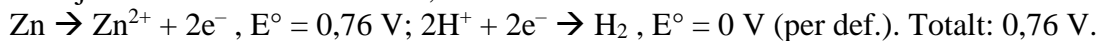
39. Al blir oksidert, Fe blir redusert.



41. Fe^{2+} oksideres, Pb^{4+} reduseres



45. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$, $E^\circ = -0,34\text{V}$; $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$, $E^\circ = -0,76\text{V}$. Totalt $-1,10\text{V}$. Snur vi reaksjonen andre veien er $E^\circ = 1,10\text{V}$.



46. $\log K = -11,5 + (-25,8) = -37,3$. $K = 10^{-37,3}$

$\log K = 25,8 + 0 = 25,8$. $K = 10^{25,8}$

$\log K = 2 \times 14,9 + 83,2 = 123$. $K = 10^{123}$

47. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ (g). $\log K = 0$. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$. $\log K = -28,0$.

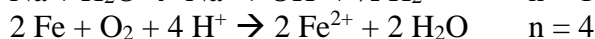
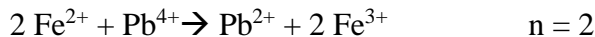
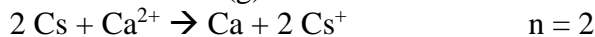
Snur vi første halvreaksjon blir $\log K = 0 - 28,0 = -28,0$ $K = 10^{-28,0}$

Totalreaksjonen er $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$, $K = (\text{K}_w)^2 = 10^{-28}$

48. n er det tallet som står foran e^- i halvreaksjonen. I totalreaksjonen må vi se på n for halvreaksjonene.

Hva hvis n er forskjellig for de to halvreaksjonene? Det er de aldri. Skal vi legge sammen halvreaksjoner må de alltid først ganges opp slik at n er den samme.

Noen eksempler:



n er *aldri* null i en elektrokjemisk reaksjon. Selv i de tilfeller hvor kombinasjonen av to halvreaksjoner gir en totalreaksjon hvor det ikke skjer noen elektrokjemisk reaksjon (oppgave 36) så er n ulik 0.