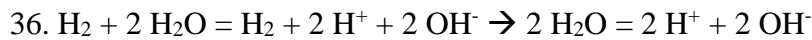


## Øving 5. Løsningsforslag.

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:  $\text{H}_2$  og  $\text{O}_2$  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.

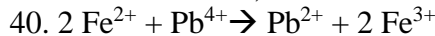


Totalreaksjonen er ikke en red-oks-reaksjon. Selv om halvreaksjonene er en oksidasjons og en reduksjon, så man ser ingen endring i oksidasjonstall i totalreaksjonen.

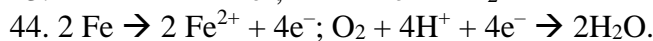
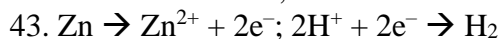
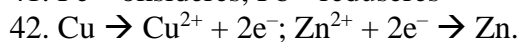
37.  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2}\text{H}_2$ . Dette er reaksjonen med natrium i vann. Det dannes hydrogengass (som antennes), løsningen blir basisk og Na til slutt blir så varm at den eksploderer..

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

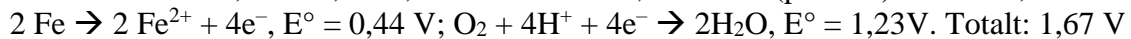
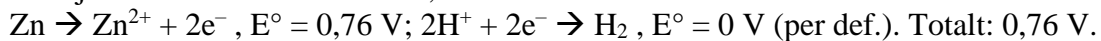
39. Al blir oksidert, Fe blir redusert.



41.  $\text{Fe}^{2+}$  oksideres,  $\text{Pb}^{4+}$  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).  $\log K = 0$ .  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ .  $\log K = -28,0$ .

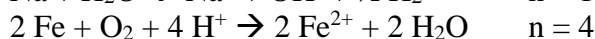
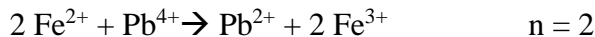
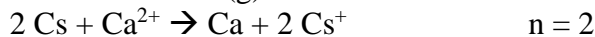
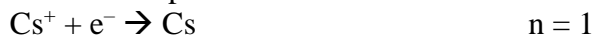
Snur vi første halvreaksjon blir  $\log K = 0 - 28,0 = -28,0$   $K = 10^{-28,0}$

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  $\text{e}^-$  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.