**Redoksreaktsioonid**

**Paljud reaktsioonid on redoksreaktsioonid: st reaktsiooni käigus toimub oksüdeerumine ja redutseerumine. Need on reaktsioonid, mille käigus muutub elementide oksüdatsiooniaste.**

**Näide 1.**

 0 03+ 2-

**4Fe + 3 O2 = 2 Fe2 O3 raud(III)oksiid**

Raud muutub 0 st 3+ ks, sest ta loovutab 3 elektroni

Hapnik muutub 0 st 2- ks, sest ta võtab juurde 2 elektroni

See, mis annab (loovutab) elektrone, on REDUTSEERIJA (raud), tema oksüdatsiooniaste kasvab.

See, mis juurde võtab elektrone, on OKSÜDEERIJA ( hapnik), tema oksüdatsiooniaste kahaneb.

Milline element oksüdeerub? **Raud oksüdeerub**

Milline element redutseerub? **Hapnik redutseerub**

**Näide 2**

 0 0 + 2-

**2Li + S = Li2S**

**Määra redutseerija ja oksüdeerija**

**Redutseerija oksüdatsiooniaste kasvab**, sest ta loovutab elektrone ( elektron on negatiivne)

Liitium on redutseerija, annab ära 1 elektroni, muutub 0-st 1-ks

**Oksüdeerija oksüdatsiooniaste kahaneb**, sest ta võtab elektrone juurde

Väävel on oksüdeerija, võtab juurde 2 elektroni, muutub 0st -2ks.

**Oksüdatsiooniaste** on suurus, mis näitab, mitu elektroni aatom on loovutanud või juurde võtnud.

NB! Metallidel positiivne oksüdatsiooniaste **(A metallidel =rühma nr)**

Hapnikul on 2- ( O)

Vesinikul 1+ (H)

Lihtainetel on oksüdatsiooniaste = 0

B metallidel on muutuv oksüdatsiooniaste, st neil on mitu väärtust, näiteks raual on +3 ja +2

Neist kõrgeim väärtus on samuti = rühma nr. Näiteks kroom asub VIB rühmas, tema kõrgeim oksüdatsiooniaste = 6+, aga on ka sellest madalamaid väärtusi.