

## Kapitel 3

- 3.1** Om man drar en linje mellan **B** och **Al** snett ner mot **At** så finns metallerna till vänster om denna linje och ickemetallerna till höger. Från och med period 4 är ämnena som finns kring linjen halvmetaller. Väte skall betraktas som om det tillhörde grupp 14.

Från ovanstående linje får man att bor (B) är ickemetall, kadmium (Cd) är metall, Zink (Zn) är metall, tellur (Te) är halvmetall och väte (H) är icke metall.

- 3.2** Ämnen som står i samma grupp i periodiska systemet har liknande egenskaper.  
Na och K grupp 1, Mg och Ca grupp 2, C och Si grupp 14 samt F och Cl grupp 17.
- 3.3** Det bildas vätgas, vilket är en färglös, luktlös och brännbar gas. En blandning av vätgas och syrgas kallas för knallgas, och ger vid antändning en karakteristisk knall. Även alkaliska jordartsmetallerna ger denna gas vid reaktion med vatten.
- 3.4** I en och samma grupp ökar antalet protoner, antalet neutroner, atommassan, antal elektroner (eftersom de är lika med antal protoner) och därmed antal elektroskal då man går nedåt i gruppen. Däremot förändras inte antalet elektroner i yttersta skalet.

Se även <http://www.liber.se/mnt/kemi/Index/>

- 3.5**
- Hg är vid normal temperatur flytande medan de övriga är fasta.
  - Fe är ett relativt reaktionsvilligt ämne. De övriga ämnen är mycket reaktionströga.
  - Kalium är metall, de övriga är ädelgaser.
- 3.7** Då man går från vänster till höger inom en period innebär detta att en elektron tillförs i yttersta skalet samtidigt som kärnans laddning ökar med en enhet. Då elektronerna tillförs i samma skal borde inte atomradien förändras, men eftersom kärnans laddning ökar dras samtidigt elektronerna kraftigare mot kärnan varvid atomradien minskar.

**3.8** Om man använder sig av Coulombs lag ( $F=k \cdot q_1 \cdot q_2 / r^2$  där  $q_1$  och  $q_2$  är två laddningar,  $r$  är avståndet mellan dem och  $F$  kraften) finner man:

- a) Eftersom Na-atomen är större än Li-atomen, så är avståndet från kärnan till valenselektronen större i Na-atom. Av Coulombs lag följer att bindningskraften blir svagare på denna elektron. Detta innebär att det är lättare att avlägsna valenselektronen från atomen dvs lättare att jonisera.
- b) Na och Mg tillhör samma period och har därmed valenselektronerna i samma skal. Mg-atomen är dock något mindre än Na-atomen ( se uppgift 3.10) och kärnans laddning är en enhet större varför Coulombs lag ger att bindningskraften på valenselektronerna är större i Mg än i Na.. Mg har alltså högre joniseringsenergi än Na.
- c) Med användande av samma resonemang som i uppgift b) finner man att valenselektronerna i F binds kraftigare än valenselektronerna i N.
- d) Jämför resonemanget i a). Valenselektronerna i O binds starkare än de i S.

Se även <http://www.liber.se/mnt/kemi/Index/>

**3.10** Skälet till att magnesium och natrium vill bilda joner är att de genom att avge sina valenselektroner erhåller ett fyllt yttre skal (ädelgasskal). Då natrium bildar en jon avges en elektron. Den positiva laddningen från kärnan vill dra tillbaka denna, men vinsten att bilda ett ädelgasskal är större den att hålla kvar elektronen. För magnesiums del är det två elektroner som skall avges. Partikelns positiva laddning är nu dubbel så stor, vilket försvårar bildandet av joner. Detta är skälet till att magnesium inte är lika reaktionsvilligt som natrium.

**3.13** Strävan hos grundämnena är att få yttersta skalet fyllt dvs åtta elektroner (oktettregeln). De ämne som står närmast före en ädelgas har **sju** valenselektroner och saknar därmed en elektron för att få ett fyllt yttre skal. De har därför en stor strävan efter att fylla detta dvs reagera med ett annat ämne och därmed få en elektron extra.

Ämnena som står närmast efter en ädelgas har **en** elektron i yttersta skalet och skulle, om de gjorde sig av med denna, få ett fyllt skal som yttersta. Detta kan de få genom att reagera med ett annat ämne som tar hand om denna elektron..