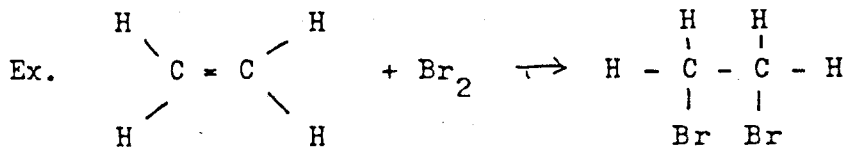
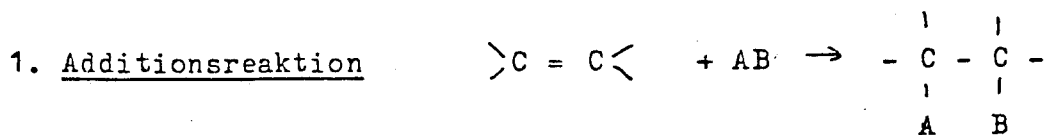


# ORGANISKA REAKTIONSTYPER

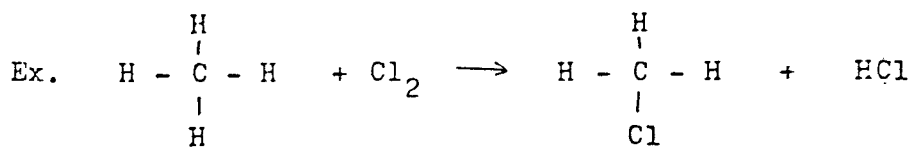
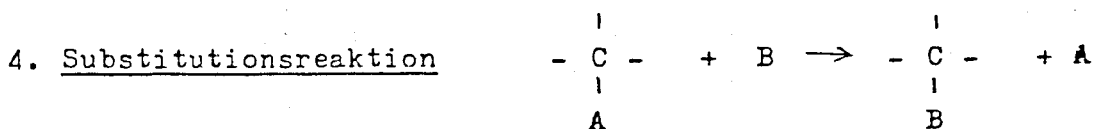
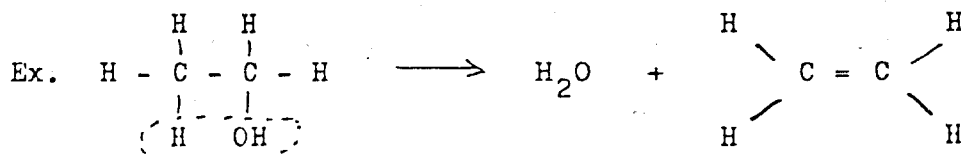
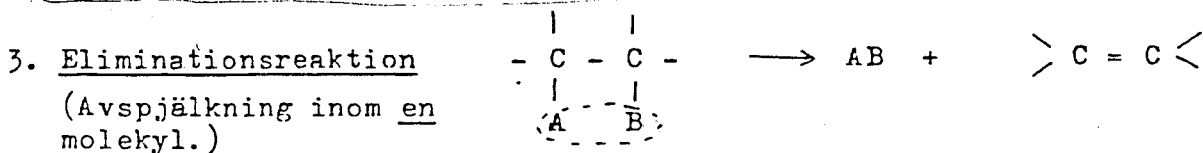


2a) Kondensationsreaktion (två molekyler slås samman under avspjälkning av t.ex. vatten)  
Kan även vara en annan mindre molekyl

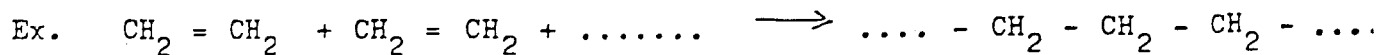
Ex. Esterbildningen

b) Hydrolys\* - sönderdelning mha vatten. Vanligtvis krävs sur eller basisk miljö.

Ex: Sönderdelning av disackarider, cellulosa,  
Ester + vatten  $\rightarrow$  alkohol + karboxylsyra



5. Polymerisation: monomerer kopplas ihop till polymerer



\* Hydrolys är inte bara en organisk reaktionstyp

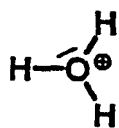
## REAKTIONSTYPER INOM ORGANISK KEMI

Avgör vilka reaktionstyper nedanstående reaktioner representerar. Ange även de olika reaktionsformlerna. (både summaformler och strukturformler!)

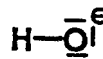
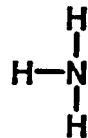
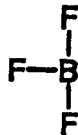
1. propan + klorgas  $\longrightarrow$  1-klorpropan
2. 1-buten + brom  $\longrightarrow$  1,2-dibrombutan
3. etanol + pentansyra  $\longrightarrow$  etylpentanoat
4. 2-pentyn + klorväte  $\longrightarrow$  3-klor 2-penten
5. etanol  $\longrightarrow$  etanal
6. 2-butanol  $\longrightarrow$  butanon
7. eten  $\longrightarrow$  polyeten
8. etanol  $\longrightarrow$  eten
9. etanol  $\longrightarrow$  dietyleter
12. metylmetanoat + vatten  $\longrightarrow$  metanol + myrsyra

## REAKTIONSMEKANISMER

**Elektrofil och nukleofil.** Två nya begrepp måste du bekanta dig med, elektrofil och nukleofil. Ett elektrofilt reagens "tycker om" elektroner och söker sig till positioner med stor elektrontäthet. Elektrofila reagens är ofta positivt laddade eller har på annat sätt elektronunderskott.  $\text{BF}_3$  är ett elektrofilt reagens, eftersom boratomen endast har sex elektroner i sitt yttersta skal. Motsatsen till elektrofila reagens kallas nukleofila reagens. Ett nukleofilt reagens har elektronöverskott t.ex. i form av en negativ laddning och söker sig till positioner med elektronunderskott. Ammoniak,  $\text{NH}_3$ , är ett nukleofilt reagens därför att kväveatomens fria elektronpar lätt attackerar ett elektrofilt reagens.

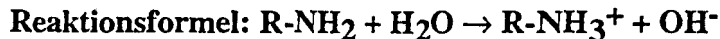


elektrofila reagens

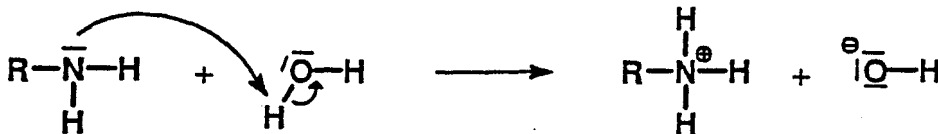


nukleofila reagens

Vid alla slag av kemiska reaktioner bryts och bildas bindningar. Eftersom atomer i kovalenta föreningar hålls samman av elektronpar innebär en reaktion alltid en förändring i elektronfördelningen. Det åskådliggör man ofta genom att med pilar visa hur elektronernas lägen förändras vid en reaktion. Observera att *pilarna i mekanismerna alltid visar elektronernas rörelser*. För aminen i reaktionen (s. 44) skriver vi:

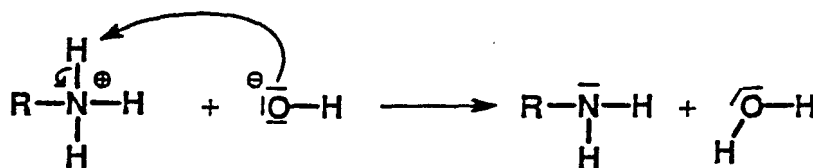


Reaktionsmekanism:



Med ord brukar man uttrycka mekanismen ovan så här: Det fria elektronparet på aminens kväveatom attackerar en väteatom i vattenmolekylen. Här ser vi att ammoniak (och därmed aminen) är ett nukleofilt reagens, som attackerar  $\text{H}^+$  i vatten. Syreatomen i vattenmolekylen drar då till sig elektronparet som bundit väteatomen. En positivt laddad ammoniumförening och en hydroxidjon bildas. Laddningar sätts inom en ring för att man lätt ska kunna skilja mellan ett elektronpar och ett minustecken.

På liknande sätt kan den reversibla reaktionen tecknas:



Här ser vi att ett av hydroxidjonens fria elektronpar attackerar en väteatom i ammoniumföreningen. Elektronparet som tidigare bundit väteatomen blir nu ett fritt elektronpar på kväveatomen i aminen. Hydroxidjonen i reaktionen är nukleofil och söker sig till positioner med elektronunderskott.

**Formell laddning.** Vi kan även studera laddningarna i reaktionen:



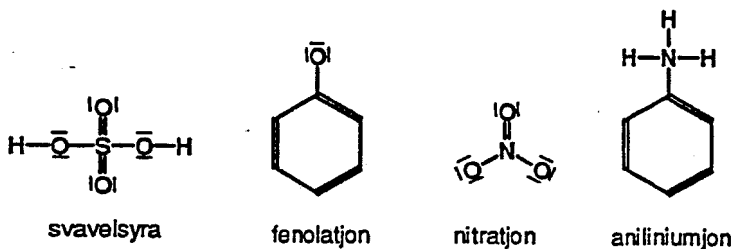
Kväveatomen i den vänstra formeln omges av fyra elektronpar, dvs. åtta elektroner. Samtliga elektronpar delas mellan kväveatomen och någon annan atom. Då man räknar valenselektroner bokförs en elektron i delade elektronpar till vardera atomen som ingår i bindningen. Kväveatomen, som står i grupp 15 i det periodiska systemet ska för att vara oladdad, dvs. neutral, ha fem valenselektroner. I ammoniumföreningen har den fyra. Det saknas en valenselektron. Kväveatomen får därför formellt en positiv laddning. I föreningen till höger ingår kväveatomen i en amin. Den har ett fritt elektronpar och delar tre elektronpar med andra atomer. Den har därför fem valenselektroner och saknar laddning.

På samma sätt kan vi studera syreatomen. Syreatomen i hydroxidjonen har tre fria elektronpar och delar ett elektronpar med väteatomen. Det är sammanlagt sju valenselektroner. I det periodiska systemet står syre i grupp 16 och ska ha sex valenselektroner för att vara oladdad. Syreatomen i hydroxidjonen har därför en negativ laddning. På motsvarande sätt kan man förklara att syreatomen i vatten är formellt oladdad.



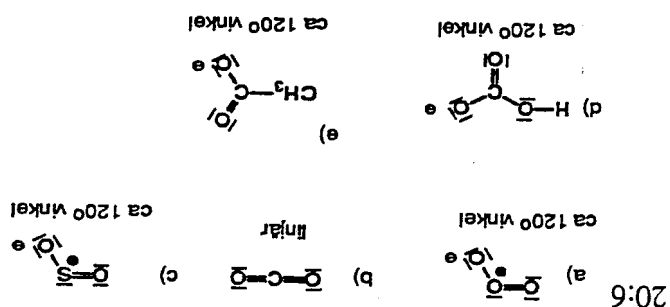
Syreatomens laddning

20:5 Ange formell laddning för varje atom i följande föreningar och joner.



20:6 Skriv strukturformler för och ange formell laddning för varje atom i följande föreningar. Förklara även vilken geometrisk form respektive molekyl har:

- ozon ( $O_3$ , föreningen är inte cyklisk),
- koldioxid, c) svaveldioxid,
- vätekarbonatjon ( $HCO_3^-$ ),
- acetatjon.



20:5 Svavelsyra: alla atomer är oladdade; fenolatjon: syreatomen är negativt laddad; nitratjon: kväveatomen är positivt laddad och de båda syreatomerna som i formeln är riktrade snett nedåt är negativt laddade; aniliniumjon: kväveatomen är positivt laddad.