



# **KEMI del 1**

**FÖR LANTMÄSTAR- OCH  
TRÄDGÅRDSINGENJÖR  
ODLING PROGRAMMEN**

**Marie Bengtsson  
Carl-Gustav Ekström**

# Kemi del 1. För lantmästar- och trädgårdsingenjör odling programmen

Marie Bengtsson, Sveriges lantbruksuniversitet, Institutionen för växtskyddsbiologi

Carl-Gustav Ekström †, Sveriges lantbruksuniversitet

<b>Utgivare:</b>	Sveriges lantbruksuniversitet, Institutionen för växtskyddsbiologi
<b>Utgivningsår:</b>	2015
<b>Utgivningsort:</b>	Alnarp
<b>ISBN (tryckt):</b>	978-91-8124-132-7
<b>ISBN (elektroniskt):</b>	978-91-8124-133-4

© 2015 Författarna

# INNEHÅLL

## ALLMÄN KEMI

ATOMERNAS BYGGNAD.....	1
Elementarpartiklar .....	1
Atomkärnan .....	1
Isotoper .....	2
Elektronhöljet .....	2
Storleksförhållande.....	2
Atommassa .....	2
Molmassa .....	3
Grundämnen och kemiska föreningar .....	3
Formler .....	3
Övningsexempel.....	5
PERIODISKA SYSTEMET .....	6
Elektronfördelning och periodiska systemet.....	6
Indelning av periodiska systemet.....	8
KEMISK BINDNING .....	9
Elektronegativitet .....	9
Jonbindning .....	10
Kovalent bindning.....	10
Metallbindning .....	11
Vätebindning .....	11
OXIDATION OCH REDUKTION .....	12
Oxidationstal .....	12
Reaktionsformler .....	13
Övningsexempel (oxidationstal).....	14
BERÄKNINGAR .....	
Beräkningar ur reaktionsformler .....	15
Övningsexempel.....	16
Lösningars sammansättning.....	17
Massprocent och volymsprocent .....	17
Koncentration .....	17
Övningsexempel.....	18
SYROR OCH BASER .....	19
Starka och svaga syror.....	20
Syra-basreaktioner .....	20
Syra-bastitrering .....	21
Övningsexempel.....	22
pH.....	23
pOH.....	24
Övningsexempel.....	25
BLANDADE ÖVNINGSEXEMPEL.....	26

# ORGANISK KEMI

INLEDNING .....	27
Kolväten, grunden för organisk kemi .....	28
Kolets bindningar .....	28
Isomeri .....	29
KOLVÄTEN .....	30
Mättade alifatiska kolväten .....	30
Nomenklatur .....	31
Omättade alifatiska kolväten .....	32
Cykliska alifatiska kolväten .....	33
Aromatiska kolväten .....	34
Kolvätenas reaktioner .....	35
ANDRA ORGANISKA ÄMNESGRUPPER .....	36
Alkoholer .....	36
Alkoholernas reaktioner .....	38
Fenoler .....	39
Halogenkolväten .....	40
Aminer .....	41
Aldehyder och ketoner .....	42
Karboxylsyror .....	43
Flerprotoniga karboxylsyror .....	44
Flerfunktionella föreningar .....	44
Omättade karboxylsyror .....	45
TILLÄMPAD KEMI	
KORROSION .....	46
Elektrokemisk korrosion .....	47
Praktiska exempel på elektrokemisk korrosion .....	48
Järnets rostning .....	49
MILJÖBIOTEKNIK .....	50
Vattenrening och reningsverk .....	50
Marksanering .....	51
HÅRT VATTEN .....	52
Kalktvål och pannsten .....	52
Hårdhetsgrader .....	52
Avhärdning av hårt vatten .....	53
Jonbytare .....	53
TENSIDER .....	54
Ytspänning, ytaktiva ämnen - tensider .....	54
Tensidernas byggnad .....	54
Tvål .....	54
Miceller, solubilisering .....	55

## TILLÄMPAD KEMI , fortsättning

ANALYSMETODER.....	58
Spektroskopi - analys med ljus.....	58
Kromatografi .....	59
Adsorptionskromatografi .....	59
Papperskromatografi.....	60
Gaskromatografi - den effektivaste tekniken .....	61

INSTUDERINGSFRÅGOR.....	62
-------------------------	----

## SVAR och LÖSNINGAR

Svar till redoxproblemen .....	64
Svar till övningsexemplen.....	65

## TABELLER OCH FORMLER

Namn och formel för några vanliga joner .....	66
Grundämnenas tecken, nummer, namn och massa .....	67
Grundämnenas periodiska system.....	68

# ALLMÄN KEMI

## ATOMERNAS BYGGNAD

All materia består av atomer, som i sin tur byggs upp av olika slags **elementarpartiklar**. En atom består av en **kärna**, som är **positivt** laddad och i vilken nästan hela atomens massa är koncentrerad. Atomkärnan omges av ett **elektronhölje**, som innehåller en eller flera **negativt** laddade elektroner.

## ELEMENTARPARTIKLAR

De vanligaste elementarpartiklarna är; **protoner**, **neutroner** och **elektroner**.

Elementarpartiklarna är ytterst **små** (en proton t ex har massan  $1,67 \cdot 10^{-24}$  gram).

**Protonen** är **positivt** laddad, **neutronen** är **oladdad**.

Alla protoner har lika stor positiv laddning, + 1. **Elektronen** har **negativ** laddning, - 1.

Namn	laddning	massa i kg	massa i u	förekommer
Proton	+ 1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0073	i atomkärnan
Neutron	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0087	i atomkärnan
Elektron	- 1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,00055	i elektronhöljet

Tre elementarpartiklar

## ATOMKÄRNAN

**Atomkärnan** är uppbyggd av **protoner** och **neutroner**.

En atomkärna kan inte bestå av enbart protoner, eftersom positivt laddade partiklar stöter bort varandra. Neutronerna håller samman atomkärnan. Neutroner ingår i alla atomkärnor utom i den enklaste, väteatomens kärna. Den består av en enda proton.

Protoner och neutroner kallas med ett gemensamt namn för **kärnpartiklar**.

Antalet **protoner** anger kärnans laddning och kallas **atomnummer**. Alla atomer med samma atomnummer tillhör samma **grundämne**.

Atomer av samma grundämne kan däremot ha olika antal neutroner. Summan av antalet **protoner och neutroner** i atomkärnan kallas atomens **masstal**.

<b>ATOMNUMMER</b>	=	antal <b>protoner</b>
<b>MASSTAL</b>	=	antal <b>protoner</b> + <b>neutroner</b>

## ISOTOPER

Atomer av samma grundämne men med **olika masstal**, dvs med olika antal neutroner, kallas **isotoper**. Det finns väteatomer som förutom en proton också innehåller en eller två neutroner. Det finns alltså väteatomer med masstalen ett, två och tre. Man säger att väte har **tre isotoper**.

## ELEKTRONHÖLJET

I en **neutral** atom innehåller elektronhöljet **lika många** elektroner som det finns protoner i kärnan. Om atomen skulle få fler elektroner, blir den en negativt laddad partikel, en **negativ jon** (anjon). Skulle atomen mista en eller fler elektroner, blir den en **positiv jon** (katjon).

Vid alla vanliga kemiska reaktioner är det de yttre delarna av atomens elektronhölje som deltar. Elektronhöljets byggnad bestämmer därför nästan helt atomens kemiska egenskaper.

## STORLEKSFÖRHÅLLANDE

Elektronerna rör sig så utomordentligt snabbt runt kärnan, att om man hade kunnat observera en enskild atom skulle elektronerna ha uppfattats som ett moln runt kärnan. Elektronmolnen är av storleksordningen 0,1 - 1 nanometer (1 - 10 Å).

Förhållandet mellan kärnans och elektronmolnets diametrar är av storleksordningen 1 : 10 000. I en modell av en atom som ett sfäriskt moln med diametern 1 m, skulle kärnan vara ett litet korn med 0,1 mm:s diameter i centrum av molnet.

Atomkärnornas densitet är extremt hög. Av storleksförhållandet ovan följer att kärnornas densitet är  $10^{12}$  gånger större än atomernas. Om atomernas densitet är 1 - 10 g/cm<sup>3</sup> blir kärnornas densitet  $10^{12}$  -  $10^{13}$  g/cm<sup>3</sup>. Det innebär att 1 cm<sup>3</sup> kärnmateria skulle väga mellan 1 000 000 och 10 000 000 ton!

## ATOMMASSA - MASSAN AV EN ATOM

Genom olika metoder har man kunnat bestämma massan hos enskilda atomer. Den lättaste av alla atomer är väteatomen som har massan  $1,67 \cdot 10^{-24}$  gram. Det är mycket opraktiskt att räkna med så små massor uttryckta i gram. Man har därför infört en särskild enhet för atommassa. Den kallas **den universella massenheten** och betecknas **1 u**.

Man har utgått från kolisotopen **C-12** (den vanligaste kolisotopen med masstalet 12) och bestämt att en atom av den har massan 12 u. Då en väteatom väger ungefär 1/12 av en kolatom, blir atommassan för väte ungefär 1 u. Med samma noggrannhet blir atommassan för helium 4 u. Enheten 1 u används för **enskilda partiklar** (atomer, joner, molekyler, formelenheter) varvid man talar om **atommassa, jonmassa, molekylmassa, formelmassa**.

Grundämnena som förekommer i naturen består oftast av en blandning av olika isotoper. Blandningen är emellertid mycket konstant, och man använder ett viktat medelvärde av grundämnets isotopmassor som mått på atommassan.

*Exempel:* Naturligt förekommande klor innehåller 75% av isotopen **Cl-35** och 24,5 % av **Cl-37**. Atommassan för klor är  $0,755 \cdot 35 \text{ u} + 0,245 \cdot 37 \text{ u} = 35,5 \text{ u}$

## MOLMASSA – MASSAN AV EN MOL

I praktiska sammanhang hanterar man inte enstaka partiklar och atomer utan vägbara mängder av ämnen. En viss kvantitet av ett grundämne innehåller ett bestämt antal atomer. Ämnet sägs innehålla en viss **substansmängd**. Enheten för substansmängd är **1 mol**. Man har definierat begreppet mol så att 1 mol av ett ämne har en massa uttryckt i gram som är lika med ämnets atommassa eller formelmassa uttryckt i u. (Antalet atomer i 1 mol =  $6,0226 \cdot 10^{23}$  st).

*Exempel:* En kloratom har massan 35,5 u. En mol kloratomer har massan 35,5 g.  
**Molmassan** för klor är således 35,5 g/mol.

## GRUNDÄMNINGEN OCH KEMISKA FÖRENINGAR

All materia är uppbyggd av atomer. Atomerna bygger upp **grundämnena** och **kemiska föreningar**. En kemisk förening innehåller atomer från minst två grundämnena. Vatten är en kemisk förening mellan grundämnena väte och syre. Man känner för närvarande till 109 grundämnena. Av dessa finns omkring 90 i naturen, de flesta i form av kemiska föreningar.

## FORMLER

Atomer är sammanbundna med varandra till större eller mindre föreningar, som dessutom kan ha överskott eller underskott av elektroner. Sådana föreningar beskrivs med **formler** av olika slag.

- 1) En atom av ett **grundämne** betecknas med en **symbol**, bestående av en eller två bokstäver. För en del grundämnena består symbolen av endast **en** stor bokstav, t. ex **S** för svavel (latin *sulfur*), **C** för kol (latin *carbo*), **N** för kväve (latin *nitrogenium*). För andra grundämnena används **två** bokstäver (en stor och en liten), t. ex **Cl** för klor, **Cu** för koppar och **Na** för natrium.
- 2) En siffra **nedtill** efter symbolen anger **antalet atomer** av denna sort. Siffran 1 skrivs inte ut. Vatten har formeln **H<sub>2</sub>O**. Denna formel betyder att **två** väteatomer är bundna till **en** syreatom.
- 3) En siffra med + (plus) eller - (minus) som **exponent efter** hela formeln anger föreningens **elektriska laddning** (antalet elektroner som saknas eller finns i överskott).

*Exempel:* Vätefosfatjonens formel är **HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>**.  
 Formeln visar att jonen innehåller **en** väteatom, **en** fosforatom och **fyra** syreatomer, samt att jonens totala **laddning** är **-2**.

- 4) För att ange en speciell **isotop** av ett grundämne skrivs isotopens masstal som **exponent till vänster** om symbolen eller efter symbolen.

*Exempel:* Kolisotopen med masstalet 14 skrivs:  
<sup>14</sup>C i formler och  
**C-14** i text, (utläses kol fjorton).



- 5) Om man endast vill ange **förhållandet** mellan antalet olika atomer i föreningen, kan man använda en **empirisk formel**. Med en sådan formel kan man beräkna den **procentuella sammansättningen** av föreningen. Formler för salter skrivs med empiriska formler.

*Exempel:* Hur många procent klor finns det i kalciumklorid, **CaCl<sub>2</sub>**?

Klorhalten är kvoten mellan massan av alla kloratomer i formeln och formelmassan för kalciumklorid. Kvoten multiplicerad med 100 ger halten i procent.

Två kloratomer har massan  $2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71,0 \text{ u}$ .

Formelmassan för **CaCl<sub>2</sub>** är  $40,1 \text{ u} + (2 \cdot 35,5) \text{ u} = 111,1 \text{ u}$

Kvoten är  $71,0 / 111,1 = 0,6391$

Procenthalten klor är  $0,6391 \cdot 100 = 63,91$       *Svar:* 63,9 %

- 6) För att ange **verkligt antal atomer** av varje slag i en kemisk förening, används en **summaformel**. Denna typ av formel är den vanligaste vid beräkning av t ex **molmassa**.

*Exempel:* Vilken är molmassan för glukos, **C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>**?

Molmassan är summan av molmassorna för alla atomerna i molekylen.

6 kolatomer, 12 väteatomer och 6 syreatomer har sammanlagt massan:

$(6 \cdot 12,0) \text{ g/mol} + (12 \cdot 1,0) \text{ g/mol} + (6 \cdot 16,0) \text{ g/mol} = 180,0 \text{ g/mol}$

*Svar:* 180 g/mol

- 7) Om man vill visa hur atomerna i en molekyl är **hopbundna** med varandra gör man detta med en **strukturformel**. I den organiska kemin är strukturformler den vanligaste typen av formler som används för att beskriva hur organiska ämnen är uppbyggda.

FORMLER FÖR GLUKOS:		FORMELN VISAR:
<i>Empirisk formel</i>	<b>CH<sub>2</sub>O</b>	att antalet syreatomer, väteatomer och kolatomer förhåller sig som 1:2:1.
<i>Summaformel</i>	<b>C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub></b>	att det finns 6 kolatomer, 12 väteatomer och 6 syreatomer i molekylen.
<i>Strukturformel</i>	<pre>       H H H H H                 H-C-C-C-C-C-C=O                       O O O O O H                       H H H H H           </pre>	hur atomerna är hopbundna.

Olika typer av formler för glukos

## ÖVNINGSEXEMPEL

- 1 Vilken är molekylmassan för bensen,  $C_6H_6$ ?
- 2 Beräkna formelmassan för följande ämnen:  
*a* klorgas,  $Cl_2$                       *b* natriumnitrat,  $NaNO_3$   
*c* fosforsyra,  $H_3PO_4$                 *d* sackaros,  $C_{12}H_{22}O_{11}$
- 3 Vilken är molekylmassan för etanol,  $C_2H_5OH$ ?
- 4 Beräkna för koldioxid,  $CO_2$       *a* molekylmassan      *b* molmassan
- 5 Beräkna **kvävehalten** i ammoniak,  $NH_3$ .
- 6 Hur många procent **klor** finns i salmiak,  $NH_4Cl$ ?
- 7 Kalciumvätefosfat,  $CaHPO_4$ , kan användas som gödselmedel. Beräkna procenthalten **kalcium** och **fosfor**.
- 8 Beräkna procenthalten **väte** i etan,  $C_2H_6$ .
- 9 Hur många procent **syre** finns i: *a* vanligt vatten,  $H_2O$     *b* tungt vatten,  $^2H_2O$
- 10 Hur många procent **kväve** innehåller penicillin,  $C_{16}H_{18}O_4N_2S$ ?
- 11 Hur många gram **svavel** finns i 0,3760 gram bariumsulfat,  $BaSO_4$ ?
- 12 Hur mycket väger 0,25 mol bariumsulfat,  $BaSO_4$ ?
- 13 Hur mycket väger 0,012 mol silverklorid,  $AgCl$ ?
- 14 Hur mycket väger 0,150 mol sulfatjon,  $SO_4^{2-}$ ?



**K-nivån** kan innehålla en eller **två** elektroner, båda med lika stor energi. På denna nivå har väteatomen sin enda elektron och heliumatomen sina båda elektroner.

Elektronerna på **L-nivån** har högre energi än elektronerna på K-nivån. På L-nivån kan det finnas upp till **åtta** elektroner. Grundämnet litium har tre elektroner. Två av dessa finns på K-nivån. Den tredje elektronen, som har högre energi, finns på L-nivån.

Grundämnet kol har sex elektroner, två på K-nivån och fyra på L-nivån.

Elektronskalen är i sin tur uppdelade i **undernivåer**. De olika skalen och undernivåerna kan endast innehålla ett visst maximalt antal elektroner, se tabell nedan.

I det innersta skalet, K-skalet, finns endast en nivå, och i denna finns plats för två elektroner. Nivån kallas **s-nivån** och elektronerna **s**-elektroner.

Utanför K-skalet kommer L-skalet, som har två undernivåer, **s-nivån** som i K-skalet, och dessutom en **p-nivå** med plats för sex elektroner.

I de följande skalen ökar antalet undernivåer och antalet elektroner som kan finnas i dem.

nr	Skal beteckning	elektroner i undernivå				totalt i skalet
		s	p	d	f	
1	K	2				2
2	L	2	6			8
3	M	2	6	10		18
4	N	2	6	10	14	32
o s v						

Elektronskal

I ett givet skal har **s**- och **p**-elektronerna nästan samma energi. Elektronerna i **d**-nivån har däremot högre energi. Deras energi är t o m större än **s**- och **p**-elektronerna i skalet utanför. Detsamma gäller också för **f**-elektronerna.

Periodiska systemets utseende återspeglar dessa elektronenergier.

Längst till vänster finns två grupper med grundämnen som har en eller två **s**-elektroner i yttersta skalet.

Till höger finns sex grupper med grundämnen med två **s**-elektroner och 1 - 6 **p**-elektroner. Mellandelen i periodiska systemet motsvarar de tio **d**-elektronerna, och grupperna, som av utrymmesskäl är utskurna från huvudsystemet och skrivs under det, motsvarar de 14 **f**-elektronerna.

Anledningen till likheten mellan grundämnen i samma grupp är att dessa har **samma elektronfördelning i det yttersta skalet**. Elektronerna i det yttersta skalet kallas för **valenselektroner**.

## KEMISK BINDNING

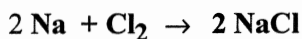
Atomerna i grundämnen och i kemiska föreningar hålls samman av olika slag av krafter. Dessa krafter sammanfattar vi med begreppet **kemisk bindning**. Med kunskaper om kemisk bindning kan man till exempel förklara varför vatten är en vätska vid rumstemperatur, medan väte och syre är gaser, och varför kol är fast och koldioxid en gas.

**Natrium** och **klor** är **grundämnen**. Natrium är en mjuk, mycket reaktiv metall som förvaras i fotogen och som smälter vid 98 °C. Klor är en gulgrön, reaktiv, giftig, illaluktande gas som övergår till vätska vid -35 °C.

Om natrium reagerar med klor bildas ett nytt ämne, **natriumklorid**, med den kemiska formeln **NaCl**. Natriumklorid är ett fast ämne med smältpunkten 801 °C. Natriumklorid, koksalt, används sedan årtusenden för konservering av mat och som smakämne.

**Varför** har natrium, klor och natriumklorid så olika egenskaper?

Formeln för reaktionen mellan natrium och klor skriver kemister:



Varför skriver man så? Svaren på dessa frågor finns i den **kemiska bindningen**.

En fri, neutral atom har i allmänhet inte lägsta möjliga energi. Detta beror på elektronfördelningen i atomens yttre elektronhölje. **Lägst energi** får atomen om det yttre elektronskalets s- och p-nivåer är fyllda, vilket innebär att **det yttre skalet innehåller 8 elektroner** vid energiminimum (utom helium, som endast har 2 s-elektroner).

**Endast ädelgaserna har från början denna mest stabila elektronkonfiguration**. I övriga grundämnen ändras den ursprungliga elektronstrukturen så att ädelgasstruktur **uppkommer**. Detta sker genom en **kombination** med andra atomer som kallas kemisk bindning.

## ELEKTRONEGATIVITET

Olika grundämnen har olika stor förmåga att **attrahera elektroner**. Denna egenskap kallas **elektronegativitet** och infördes av den amerikanske kemisten och nobelpristagaren Linus Pauling. **Metallatomer** har mycket **liten** attraktionsförmåga, de har tvärtom en tendens att släppa ifrån sig sina yttersta elektroner, så att det fyllda, näst yttersta skalet blir det yttersta. **Icke-metallerna** har **stor** attraktionsförmåga och tar upp elektroner så att det yttre skalet blir fullt. Fluoratom (F) är den atom som har störst förmåga att dra till sig elektroner. Pauling satte elektronegativiteten för fluor till 4,0. Därefter följer syre (O), kväve (N) och klor (Cl), svavel (S), kol (C). Väte (H) har lägst värde bland icke-metallerna.

Från icke-metallerna till höger sjunker elektronegativiteten diagonalt ner genom periodiska systemet till det lägsta värdet, som finns hos cesium (Cs), längst ner till vänster.

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr			Sb	Te	I
0,8	1,0			1,9	2,1	2,5

Några grundämnens elektronegativitet

## JONBINDNING

Om två atomer med stor skillnad i elektronegativitet kombineras (oftast en metallatom och en icke-metallatom), sker en **fullständig överflyttning** av elektroner från metallatomen till icke-metallen. Elektronöverföringen leder till att det bildas en **positiv metalljon** (katjon) och en **negativ icke-metalljon** (anjon). Sådana positiva och negativa joner attraherar varandra och mellan dem uppstår de elektrostatiska krafter som kallas **jonbindning**.

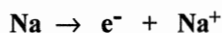
En natriumatom har **en** valenselektron (grupp 1 i periodiska systemet). Om atomen avger denna elektron bildas en **natriumjon** med **en positiv laddning**. Den skrivs  $\text{Na}^+$ . Denna jon har samma elektronstruktur som en neonatom, dvs **ädelgasstruktur**. Den avgivna elektronen kan tas upp av en kloratom med **sju** valenelektroner (grupp 17 i periodiska systemet) som då övergår till en **kloridjon** med **en negativ laddning**. Den skrivs  $\text{Cl}^-$ . Denna får samma elektronstruktur som en argonatom, dvs **ädelgasstruktur**. **Båda atomslagen** har nu åtta elektroner i sitt yttersta skal.

Med hjälp av grundämnenas plats i periodiska systemet kan man tänka ut vilken laddning olika joner får då de tar upp eller avger elektroner för att få ädelgasstruktur i sitt yttersta skal.

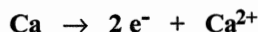
Metallatomerna i grupperna 1, 2 och 3 **avger en, två resp tre** elektroner och blir **envärda, tvåvärda eller trevärda positiva joner**. De positiva jonerna är mindre än den neutrala atomen. Ju större den positiva laddningen är desto mindre är jonen. Kärnans positiva laddning drar in det negativa elektronmolnet.

*Exempel:* Natrium har en s-elektron i det yttersta skalet.

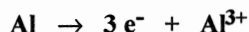
När denna avges bildas det en natriumjon:



Kalcium avger sina två yttersta s-elektroner och bildar en kalciumjon:



Aluminium avger tre elektroner:



Icke-metallatomerna i grupperna 17 och 16 **tar upp en resp två** elektroner och blir **envärda eller tvåvärda negativa joner**. En negativ jon är större än motsvarande neutrala atom och storleken ökar med jonens laddning. Kärnan kan inte hålla samman elektronmolnet så bra.

*Exempel:* Klor som har sju elektroner i det yttersta skalet, tar upp en elektron och bildar en kloridjon med åtta elektroner ytterst:  $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Syre med sex elektroner ytterst, saknar två för att få fullt skal. När dessa två elektroner tas upp bildas en oxidjon:  $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

## KOVALENT BINDNING

Om skillnaden i elektronegativitet inte är stor (två icke-metallatomer), sker ingen fullständig överflyttning av elektroner mellan atomerna. Atomerna **delar istället på elektronpar** för att få ett fyllt yttersta skal och därmed ädelgasstruktur. Denna kombination av atomer med gemensamma elektronpar kallas **kovalent bindning** eller **elektronparbindning**.

De gemensamma elektronerna hör till båda atomerna, och båda atomerna kommer härvid att få de yttre elektronskalen fyllda. Föreningar där atomerna hålls samman av kovalenta bindningar kallas **molekylföreningar**.

Om de båda atomerna hör till **samma** grundämne, befinner sig det gemensamma delade elektronparet **mitt emellan** atomerna.

*Exempel:* Två kloratomer med vardera sju elektroner ytterst kan få stabil ädelgaskonfiguration genom att en elektron från vardera atomen bildar ett elektronpar, som hör till båda atomerna.  $\text{Cl}\cdot + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{Cl} : \text{Cl}$

Om det är **olika** grundämnen, finns elektronparet närmare den mest elektronegativa atomen och bindningen kallas då ofta **polär kovalent bindning**.

*Exempel:* När en väteatom och en kloratom bildar en kovalent bindning, bildas det gemensamma elektronparet av en elektron från vardera atomen. Klor är mer elektronegativ än väte, varför elektronparet kommer att befinna sig närmare kloratomen än väteatomen.  $\text{H}\cdot + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{H} : \text{Cl}$

Det finns inte någon skarp gräns mellan jonbindning och kovalent bindning. Ju större skillnaden i elektronegativitet är, desto större är inslaget av jonbindning. De mest typiska jonföreningarna är alkalihalogenider, t ex  $\text{NaCl}$ . De mest typiska kovalenta bindningarna finns mellan atomer av samma slag, t ex  $\text{Cl}_2$ . Man har ställt upp följande tumregel: Om differensen i elektronegativitet mellan två grundämnen är **större än 1,8** har bindningen övervägande **jonkaraktär**, är den **mindre än 1,8** är bindningen övervägande kovalent.

## METALLBINDNING

En gemensam egenskap hos alla de grundämnen som kallas metaller är att **deleder elektrisk ström**. I metallerna ligger atomerna tätt packade lager på lager, sk metallkristall, och atomernas elektronmoln överlappar varandra. Detta medför att elektronerna kan gå över från en atom till atomerna intill och det bildas **ett gemensamt, rörligt elektronmoln**.

I en metallkristall kan de enskilda atomerna ändra läge utan att bindningar brister. Om man utsätter en metall för tryck kan hela skikt av atomer förskjutas i förhållande till varandra. Metaller har därför en viss grad av mjukhet och formbarhet.

## VÄTEBINDNING

Två elektronegativa atomer kan bindas samman med en positiv vätejon. En sådan bindning kallas **vätebindning**. Fluor, syre och kväve är de atomer som ger starkast vätebindningar. Vätebindningen är en **svag** bindning, endast 1/10 så stark som en vanlig kovalent bindning.

Som exempel på molekyler där vätebindningar förekommer kan nämnas: vätefluorid ( $\text{HF}$ ), ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) och vatten ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Syre- och väteatomerna i vatten hålls samman av kovalenta bindningar, men **mellan vattenmolekylerna** verkar dessutom svagare attraktionkrafter, **vätebindningar**. Dessa medför att vatten har betydligt högre smält- och kokpunkter än väntat. Med tanke på att vatten består av små molekyler borde vatten egentligen vara en gas. Vätebindningar är mycket betydelsefulla i biologiska system. Vätebindningar ger upphov till den sk. **ytspänningen** som orsakar vattendroppar sfäriska form och vattenmeniskens utseende i glaskärl

## OXIDATION OCH REDUKTION

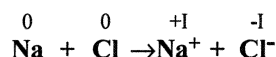
Orden **oxidation** och **reduktion** har, liksom många andra begrepp inom kemin, gamla anor. Ursprungligen var oxidation namnet på en reaktion där syre (oxygenium) reagerade med något annat ämne. Reduktion var den motsatta reaktionen: syre togs bort från ett ämne. Numera betyder **oxidation** en reaktion där **elektroner avges** och **reduktion** en reaktion där **elektroner tas upp**. Med att "avge" och att "ta upp" menas inte endast att elektroner överförs helt och hållet från en atom till en annan, utan också sådana mindre förskjutningar som förekommer i kovalenta bindningar mellan olika slags atomer.

Varken en oxidation eller en reduktion kan ske ensam. Elektronerna finns inte fria utan måste komma från någonstans och ta vägen någon annanstans. Det sker således **samtidigt** en eller flera oxidationsreaktioner och en eller flera reduktionsreaktioner, om det sker någon reaktion alls. En sådan kombinerad reaktion kallas en **redoxreaktion**.

### OXIDATIONSTAL

Ett mått på ett grundämnes tillstånd är antalet elektroner, som den neutrala atomen har avgett eller tagit upp. Detta antal kallas atomens **oxidationstal** (förkortas ofta ox-tal eller OT). Ett positivt OT betyder att elektroner har avgetts, ett negativt att elektroner tagits upp. Med hjälp av **ändring i OT** kan **oxidation** definieras som en reaktion där **OT ökar** och **reduktion** en reaktion där **OT minskar**. I formler brukar man skriva OT med romerska siffror över symbolen för grundämnet.

*Exempel:* I redoxreaktionen  $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  har natrium- och kloratomen båda OT = 0. Efter reaktionen är OT = +1 för natriumjonen och -1 för kloridjonen.



Natrium har ökat OT från 0 till +1, således en oxidation.

Klor har minskat OT från 0 till -1, således en reduktion.

För att ta reda på oxidationstal för olika grundämnen i en formel, finns några enkla regler:

- 1 **Syre**, i förening med andra grundämnen, har **OT = -2**
- 2 **Väte**, i förening med andra grundämnen, har **OT = 1**
- 3 **Summan** av alla atomernas **OT** i en förening är lika med **föreningens laddning**.

*Exempel:* Vätefosfatjonen har formeln  $\text{HPO}_4^{2-}$ . Tag reda på ingående grundämnes OT. Enligt reglerna 1 och 2 har **H** OT = 1 och **O** OT = -2. Enligt regel 3 ska då **P** ha ett OT så att summan blir -2.

$$1 + x + 4 \cdot (-2) = -2 \quad x = 5 \quad \text{OT för P är således 5}$$

I de flesta vanliga ämnen ingår normalt endast ett grundämne med okänt OT (tillsammans med syre och/eller väte). Om en formel skulle innehålla flera grundämnen med okända OT, är det oftast ett salt. Proceduren blir då att först dela upp saltet i sina joner och därefter bestämma oxidationstalen i jonerna.

*Exempel:* Ammoniumsulfat har formeln  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Det finns två grundämnen med obekanta OT (N och S). Ämnet är ett salt som kan delas upp i jonerna ammoniumjon,  $\text{NH}_4^+$ , och sulfatjon,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Jonerna innehåller endast ett obekant grundämne vardera. OT kan beräknas.



# OXIDATIONSTAL

1. **Syre** har i sina föreningar oxidationstalet **-II**
2. **Väte** har i sina föreningar oxidationstalet **+I**
3. I en förening är **summan** av alla atomernas oxidationstal lika med föreningens **laddning**
4. Ett **grundämne** har i fritt tillstånd oxidationstalet **noll**
5. **Alkalimetallernas** atomer (grupp 1) har alltid oxidationstalet **+I** i sina föreningar
6. **Alkaliska jordartsmetallernas** atomer (grupp 2) har alltid oxidationstalet **+II** i sina föreningar

## REAKTIONSFORMLER

En reaktionsformel beskriver vad som sker i en kemisk reaktion. Till vänster i formeln står **utgångsämnen** som **förbrukas** vid reaktionen, **reaktanterna**, och till höger, efter reaktionspilen, står ämnena som **bildas, produkterna**.

Om formeln endast avser att kvalitativt visa vilka ämnen som deltar i reaktionen, räcker en sådan formel. Vill man dessutom kunna göra kvantitativa beräkningar av hur mycket som bildas av ett ämne eller hur mycket som åtgår av en reaktant, måste formeln också ange hur många partiklar av varje slag som deltar. Antalet partiklar anges med ett tal, en **koefficient**, före varje partikelslag (talet 1 skrivs inte ut). För att kunna skriva rätta koefficienter är det bekvämt att utnyttja oxidationstal.

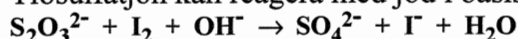
Följande steg ger värden på koefficienterna för de ämnen som oxideras och reduceras:

- 1 Skriv ut OT för alla grundämnen i formeln (både före och efter reaktionen)
- 2 Markera de grundämnen som ändrar OT under reaktionen (t ex med en pil)
- 3 Ange för de grundämnen som ändrar OT om det är en oxidation (OX) eller en reduktion (RED). Ange också hur stor ändringen är.
- 4 Välj koefficienter så att de absoluta ändringarna i OX och RED blir lika stora.

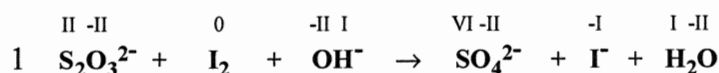
Om formeln innehåller joner kan följande fortsättning tillämpas:

- 5 Beräkna den sammanlagda jonladdningen före reaktionen och efter reaktionen.
- 6 Om laddningarna är olika: lägg till så många av en av lösningmedelsjonerna att laddningarna blir lika. (Om lösningmedlet är vatten är jonerna  $\text{H}^+$  eller  $\text{OH}^-$ )
- 7 Räkna antalet syreatomer före och efter reaktionen.
- 8 Om antalet syreatomer är olika, lägg till lösningmedelsmolekyler så att antalet blir lika. (Om lösningmedlet är vatten är det  $\text{H}_2\text{O}$ )
- 9 Kontrollera att antalet väteatomer före och efter reaktionen är lika.

*Exempel:* Tiosulfatjon kan reagera med jod i basisk lösning:



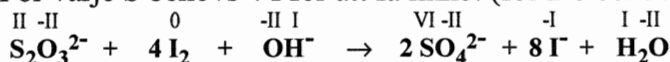
Sätt ut oxidationstal och heltalskoefficienter i formeln.



2 Svavel och jod har ändrat oxidationstal.

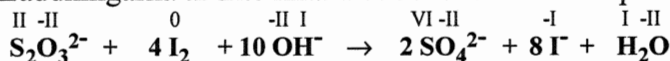
3 S har oxiderats +4 (från 2 till 6), I har reducerats -1 (från 0 till -1).

4 För varje S behövs 4 I för att få likhet (för 2 S behövs 8 I)



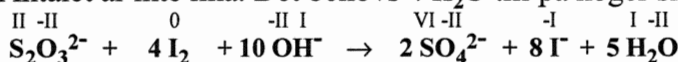
5 Laddningen till vänster är  $-2 + -1 = -3$  och till höger  $2 \cdot (-2) + 8 \cdot (-1) = -12$

6 Laddningarna är inte lika. Det behövs 9  $\text{OH}^-$  till på vänster sida (totalt 10).



7 Antal syre till vänster:  $3 + 10 = 13$ . Till höger:  $2 \cdot 4 + 1 = 9$

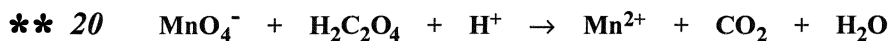
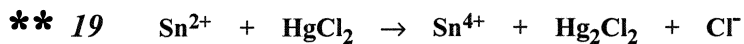
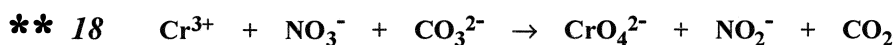
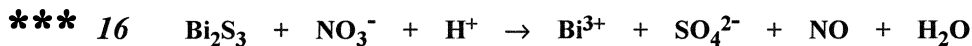
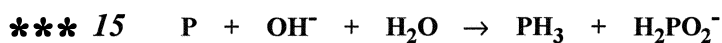
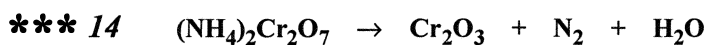
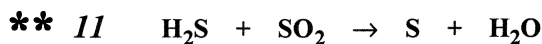
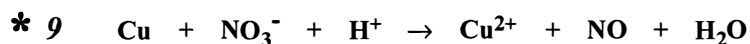
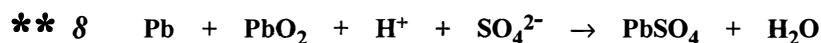
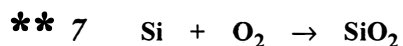
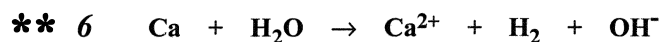
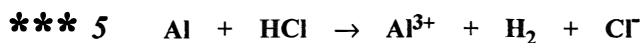
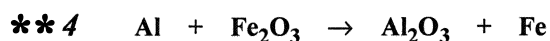
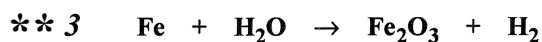
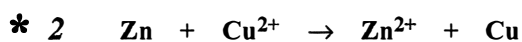
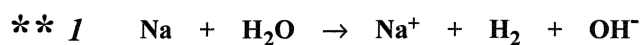
8 Antalet är inte lika. Det behövs 4  $\text{H}_2\text{O}$  till på höger sida (totalt 5).



9 Antalet väte till vänster är 10 och till höger också 10.

## ÖVNINGSEXEMPEL (OXIDATIONSTAL)

Sätt ut oxidationstal och koefficienter i följande reaktionsformler:



## BERÄKNINGAR

### BERÄKNINGAR UR REAKTIONSFORMLER

När man på ett eller annat sätt känner en reaktionsformel med riktiga koefficienter, kan man ur denna **beräkna mängden** av ett av ämnena som deltar i reaktionen om man känner mängden av ett annat. Koefficienterna för dessa ämnen visar hur många partiklar av det ena ämnet som motsvarar antalet partiklar av det andra.

*Exempel:* I formeln  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  anges att **2 partiklar vätgas** och **en partikel syrgas** motsvarar varandra. Detta betyder att **2 mol vätgas** motsvarar **1 mol syrgas** (eller antalet mol syrgas är hälften av antalet mol vätgas).

Med hjälp av grundämnestabellen på s 77 kan man ta reda på hur stor massa 1 mol av ett grundämne har. **Massan** betecknas **m** och har enheten 1 gram. **Substansmängden** (antal mol) betecknas **n** och har enheten 1 mol. Massan av en mol av ett ämne kallas molmassan. **Molmassan** betecknas med **M** och har enheten g/mol.

Mellan de tre storheterna molmassa, massa och substansmängd gäller sambandet:

	massa	=	molmassa	·	substansmängd (antal mol)
beteckning	<b>m</b>	=	<b>M</b>	·	<b>n</b>
enhet	g	=	g/mol	·	mol

Om man känner två av dessa storheter kan den tredje lätt beräknas ur sambandet.

*Exempel:* Hur mycket syrgas går åt för att förbränna 100 g vätgas?  
 Reaktionsformel:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$   
 Beräkningen sker i tre steg:

- Beräkna antalet mol känt ämne (vätgas).  
 Massan är 100 g (givet). Molmassan är 2,0 g/mol (ur periodiska systemet).  
 Antalet mol (**n**) =  $m / M = 100 \text{ g} / 2,0 \text{ g/mol} = 50,0 \text{ mol}$ .
- Beräkna motsvarande antal mol okänt ämne (syrgas).  
**Molförhållandet** vätgas : syrgas är **2 : 1** eller **1 : 0,5** (ur reaktionsformeln)  
 Antal mol syrgas =  $0,5 \cdot 50,0 \text{ mol} = 25,0 \text{ mol}$
- Beräkna massan (**m**) för syrgasen.  
 Molmassan (**M**) är  $2 \cdot 16,0 \text{ g/mol} = 32,0 \text{ g/mol}$  (ur tabell)  
 Massan **m** =  $M \cdot n = 25,0 \text{ mol} \cdot 32,0 \text{ g/mol} = 800 \text{ g}$

Ovanstående beräkning kan göras mer överskådlig om den utförs i en tabell, se nästa sida.

- Låt reaktionsformeln vara huvud i tabellen (en kolumn för varje ämne)
- Gör tre rader i tabellen:  
**m** = massan (g), **M** = molmassan (g/mol) och **n** = antal mol (mol).
- Skriv in i tabellen de uppgifter som är givna: massan för det kända ämnet, markering av det okända ämnet (x) samt molmassorna för de två aktuella ämnena.
  - Beräkna antalet mol känt ämne ur formeln: antal mol = massan/molmassan.
  - Beräkna antalet mol okänt ämne med hjälp av koefficienterna i reaktionsformeln.
  - Beräkna massan av okänt ämne ur formeln: massan = antal mol · molmassan.

*Exempel:* Hur mycket syrgas går åt för att fullständigt förbränna 1 kg oktan,  $C_8H_{18}$ ?

Gör en tabell med reaktionsformeln som huvud. Skriv in givna uppgifter (*a, b, c*).

$$2 C_8H_{18} + 25 O_2 \rightarrow 16 CO_2 + 18 H_2O$$

m = massa (g)	1000	x		
M = molmassa (g/mol)	114,1	32,0		
n = antal mol (mol)	(se 1)	(se 2)		

1 Beräkna antalet mol oktan:  $n = m / M = 1000 \text{ g} / 114,1 \text{ g/mol} = 8,764 \text{ mol}$

2 Molförhållandet oktan : syrgas = 2:25 enligt formeln, d v s  
 2 mol oktan motsvarar 25 mol syrgas eller  
 1 mol oktan motsvarar 12,5 mol syrgas eller  
 8,764 mol oktan motsvarar  $12,5 \cdot 8,764 = 109,55 \text{ mol syrgas}$ .

3 Beräkna syrgasens massa (x) ur formel:  $m = n \cdot M$   
 $m = 109,55 \text{ mol} \cdot 32,0 \text{ g/mol} = 3506 \text{ g}$   
 $x = 3506 \text{ g}$

*Svar:* Det går åt 3,51 kg syrgas för att förbränna 1 kg oktan.

## ÖVNINGSEXEMPEL

- 15 20 gram magnesium reagerar med syre:  $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$   
 Hur mycket magnesiumoxid bildas?
- 16 Svavel får reagera med syre:  $S + O_2 \rightarrow SO_2$   
 Hur mycket svavel respektive syre går åt för att framställa 600 gram svaveldioxid?
- 17 Etanol,  $C_2H_5OH$ , framställs genom jäsnings av glukos,  $C_6H_{12}O_6$ . Följande reaktion sker:  
 $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$   
 Hur mycket etanol kan teoretiskt erhållas av 1 kg glukos?
- 18 Svavel och koppar reagerar enligt reaktionsformeln:  $2 Cu + S \rightarrow Cu_2S$   
 2 gram av vardera ämnet får reagera. Hur många gram dikopparulfid bildas?
- 19 En blandning av 100 gram vätgas och 100 gram syrgas antänds, varvid följande reaktion sker:  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$   
 Hur många gram vatten bildas vid reaktionen?
- 20 5,0 gram klorgas blandas med 5,0 gram vätgas varefter följande reaktion får ske:  
 $Cl_2 + H_2 \rightarrow 2 HCl$   
 Hur mycket väteklorid bildas?
- 21 0,659 gram koppar fick reagera med svavel. Efter att överskottet svavel bortskaffats vägde den erhållna produkten 0,824 gram. Beräkna kopparsulfidens empiriska formel.
- 22 För att bestämma antalet vattenmolekyler i en formelenhet kristalliserad koboltklorid,  $CoCl_2 \cdot x H_2O$ , upphettades 1,190 gram av ämnet tills det inte minskade i vikt längre. Återstoden vägde 0,649 gram. Vilket värde på x erhöles?

## LÖSNINGARS SAMMANSÄTTNING

En **lösning** är enligt definitionen en **homogen blandning** av två eller flera ämnen. En lösning består av lösningmedel och lösta ämnen. Det lösta ämnet kan vara en gas, en annan vätska eller ett fast ämne.

**Vatten** är ett utmärkt lösningsmedel och om ingenting annat sägs om lösningmedlet, är det underförstått att det är vatten som avses. Vi talar ofta om en lösning som **utspädd** eller **koncentrerad** utan att närmare ange halten av det lösta ämnet.

Ibland är det dock nödvändigt att veta **hur mycket** av ett löst ämne en lösning innehåller. Man anger då lösningen halt antingen i **mol/dm<sup>3</sup>** (mol/l), **massprocent** eller **volymprocent**.

## MASSPROCENT OCH VOLYMPROCENT

En lösnings halt uttryckt i **mass%** anger **hur många gram löst ämne som finns i 100 g** av den färdiga lösningen. I vatten från Atlanten är salthalten ca 3,5%. Det innebär att 100 g havsvatten innehåller 3,5 g salt och 96,5 g vatten.

Ofta måste man vid beräkningar ta hänsyn till lösningens **densitet**. Koncentrerad svavelsyra innehåller 98 massprocent **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**. Densiteten är 1,84 gram/cm<sup>3</sup>, dvs 1 liter (1,00 dm<sup>3</sup>) koncentrerad svavelsyra väger 1,84 kg och innehåller 1,80 kg **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** och 40 gram vatten.

## KONCENTRATION

Många kemiska reaktioner sker i lösningar av något slag. För att kunna studera dessa är det nödvändigt att kunna ange hur stor substansmängd av det lösta ämnet som finns i lösningen. Med **koncentration** menas **mängden upplöst substans i en viss mängd lösning**.

Enheten för koncentration är 1 **mol/dm<sup>3</sup>**, eller som det oftare skrivs **mol/l**. Ibland skrivs enheten för koncentration förkortat 1 M som utläses en molar. Detta är egentligen inte ett rekommenderat sätt att skriva, eftersom risken för sammanblandning med beteckningen för molmassa är stor. Man träffar dock ofta på detta skrivsättet, särskilt på flasketiketter på laboratoriet.

**Koncentrationen** betecknas med **C**. Mellan de tre storheterna koncentration, substansmängd (antal mol) och volym gäller sambandet:

<b>Koncentration = <math>\frac{\text{substansmängd (antal mol)}}{\text{volym}}</math></b>			
beteckning	<b>C</b>	=	$\frac{n}{V}$
enhet	mol/l	=	$\frac{\text{mol}}{\text{l}}$

Med hjälp av sambandet mellan koncentration, antal mol och volym samt sambandet mellan antal mol, massa och molmassa kan olika beräkningar lätt utföras.

En metod som är överskådlig och som ofta kan användas är att börja med att teckna ett **uttryck** för den **sökta storheten** med hjälp av en lämplig formel.

Därefter skriver man de ännu **inte kända** storheterna på raderna under, och håller på **tills allt är känt**.

Till sist går man **tillbaka** i raderna och fyller i beräknade värden.

*Exempel:* Man vill framställa 2,00 liter 0,100 mol/l silvernitratlösning.  
Hur många gram fast silverniträt,  $\text{AgNO}_3$ , ska man väga upp?

- 1 gram  $\text{AgNO}_3$  = massan  $\text{AgNO}_3$  =  $m$   
massan = antal mol  $\cdot$  molmassan ;  $m = n \cdot M$  (se sid 15)
- 2 antal mol ( $n$ ) = koncentrationen  $\cdot$  volymen ;  $n = C \cdot V$   
 $n = 0,100 \text{ mol/l} \cdot 2,00 \text{ l} = 0,200 \text{ mol}$
- 3 molmassan ( $M$ ) för  $\text{AgNO}_3$  =  $107,9 \text{ g/mol} + 14,0 \text{ g/mol} + (3 \cdot 16,0) \text{ g/mol} = 169,9 \text{ g/mol}$

Beräknade storheter på rad 2 och rad 3 sätts nu in på rad 1:

$$1 \quad m \text{ AgNO}_3 = n \cdot M = 0,200 \text{ mol} \cdot 169,9 \text{ g/mol} = 33,98 \text{ g}$$

*Svar:* 34,0 g fast  $\text{AgNO}_3$  ska vägas upp.

## ÖVNINGSEXEMPEL

- 23 Hur många gram silverjon finns i 600 liter 0,100 mol/l silvernitratlösning?
- 24 En lösning är 0,1 M med avseende på aluminiumsulfat,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .  
Beräkna koncentrationerna av  $\text{Al}^{3+}$  och  $\text{SO}_4^{2-}$  i lösningen.
- 25 Hur många gram kloridjon finns i 250 ml 0,100 mol/l aluminiumkloridlösning,  $\text{AlCl}_3$ ?
- 26 Hur många mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  finns det i:
 

<i>a</i> 6,0 liter 0,5 mol/l svavelsyra
<i>b</i> 0,5 liter 6,0 mol/l svavelsyra

<i>c</i> 300 ml 3,0 mol/l svavelsyra?
---------------------------------------
- 27 I 750 ml  $\text{NaCl}$ -lösning finns 12 gram fast  $\text{NaCl}$ . Beräkna lösningens koncentration.
- 28 Koncentrerad saltsyra innehåller 38 massprocent  $\text{HCl}$ . Densiteten är  $1,19 \text{ g/cm}^3$ .  
Vilken är lösningens koncentration?
- 29 Koncentrerad svavelsyra har densiteten  $1,84 \text{ g/cm}^3$  och innehåller 98 massprocent  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Vilken är lösningens koncentration?

## SYROR OCH BASER

Syror och baser är mycket vanliga ämnen i naturen. De välkända egenskaperna hos syror, att de smakar surt, att de kan lösa upp oädla metaller etc, gäller för många syror men inte för alla (ett stearinljus består av stearinsyra, men det smakar inte särskilt surt).

Den kemiska definitionen av **en syra** är att det är **ett ämne som kan avge en vätejon** (eller en proton). En **bas** är omvändningen av en syra: **ett ämne som kan ta upp en vätejon**.

När en syra reagerar med vatten övergår väte från syran i form av vätejoner till vattenmolekyler och det bildas **oxoniumjoner,  $H_3O^+$** :



Det är oxoniumjonerna som ger vattenlösningar av syror deras sura smak och sura reaktion. En syra kan vara en neutral molekyl (t ex salpetersyra,  $HNO_3$ ), en positiv jon (t ex ammoniumjon,  $NH_4^+$ ) eller en negativ jon (t ex vätesulfatjon,  $HSO_4^-$ ). Det väsentliga är att ämnet har en väteatom bunden med en måttligt stark kovalent bindning.

När ett ämne reagerar som syra, bildas ett nytt ämne med en väteatom mindre. Detta nya ämne kallas syrans **korresponderande bas** (det kan ju ta upp den avgivna vätejonen igen), och de båda ämnena, syran och dess korresponderande bas, kallas ett **syra-baspar**.

*Exempel:*

syra				korresponderande bas
$HNO_3$ salpetersyra	$\rightarrow$	$H^+$	+	$NO_3^-$ nitratjon
$NH_4^+$ ammoniumjon	$\rightarrow$	$H^+$	+	$NH_3$ ammoniak
$HSO_4^-$ vätesulfatjon	$\rightarrow$	$H^+$	+	$SO_4^{2-}$ sulfatjon

S.k. **fullgödselmedel** innehåller alltid kväve-, fosfor- och kaliumföreningar.

Före 1960 användes huvudsakligen **handelsgödselmedel** med **nitratkväve** ( $NO_3^-$ ), som **inte** har någon försurande effekt. Under 1960-talet ökade användningen av gödselmedel med **ammoniumkväve** ( $NH_4^+$ ) som gör marken sur.



För att motverka försurningen måste i genomsnitt 150 kg kalk per hektar och år tillföras.

Det finns ämnen som har fler än en väteatom, som kan avges som vätejon. Sådana ämnen kallas **flervärda syror**, t ex fosforsyra,  $H_3PO_4$  som är en trevärd syra. Fosforsyran ger upphov till sammanlagt **fyra olika** ämnen, förutom  $H_3PO_4$  divätefosfatjon,  $H_2PO_4^-$ , vätefosfatjon,  $HPO_4^{2-}$  och fosfatjon,  $PO_4^{3-}$ . De tre första är syror, eftersom de kan avge en vätejon, och de tre sista är baser (de kan ta upp en vätejon). Detta betyder att de två mellersta ämnena,  $H_2PO_4^-$  och  $HPO_4^{2-}$ , kan vara **både** syror och baser. Sådana ämnen kallas **amfolyter**.

En mycket viktig amfolyt är **vatten**. Vattenmolekylen kan reagera som syra och som bas.

Som **syra** avges en **vätejon** och det bildas en **hydroxidjon**:  $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

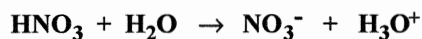
Som **bas** tas en **vätejon** upp och det bildas en **oxoniumjon**:  $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$





En hydroxidjon kan ta upp en vätejon och bilda en vattenmolekyl. **Hydroxidjonen** är alltså en **bas**. Observera att metallhydroxider, t ex  $\text{NaOH}$  och  $\text{Ba(OH)}_2$ , är inte baser utan salter. När metallhydroxider löses i vatten delas saltet upp i metalljon och hydroxidjon. Det är hydroxidjonen som är bas och som orsakar att lösningar av metallhydroxider är basiska lösningar.

*Exempel:* Salpetersyra (en stark syra) i vatten blandas med en  $\text{NaOH}$ -lösning. Salpetersyran har genomgått en syra-basreaktion när den löstes i vattnet:



Syralösningen innehåller således jonerna  $\text{NO}_3^-$  och  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

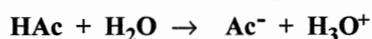
I  $\text{NaOH}$ -lösningen finns jonerna  $\text{Na}^+$  och  $\text{OH}^-$ .

När lösningarna blandas sker reaktionen mellan syran oxoniumjon,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , och basen hydroxidjon,  $\text{OH}^-$ , varvid vatten bildas:



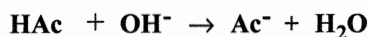
Ättiksyra (en svag syra) i vatten blandas med en  $\text{NaOH}$ -lösning.

Att ättiksyran är en svag syra innebär att endast en liten andel av ättiksyramolekylerna har reagerat med vatten:



I blandningen finns syrorna  $\text{HAc}$  och  $\text{H}_3\text{O}^+$  samt basen  $\text{OH}^-$ .

Båda syrorna reagerar med  $\text{OH}^-$ :



I vattenlösningar bildas det alltid **en vattenmolekyl för varje vätejon** som reagerar.

## SYRA-BASTITRERING

**Titring** är en metod som används för att **bestämma koncentrationen** av en syra med hjälp av en bas med känd halt (koncentration). Omvänt kan man också bestämma koncentrationen av en bas med hjälp av en syra.

Titringen börjar med att en **känd volym** av syran mäts upp och överförs till en kolv, titrerkolven. Man tillsätter sedan basen från ett graderat glasrör, en så kallad **byrett**. Om basen är  $\text{OH}^-$ , sker precis som ovan, följande reaktion:



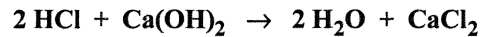
Koncentrationen av oxoniumjoner i titrerkolven avtar efter hand som hydroxidjoner droppas till från byretten. Reaktionsförloppet kan följas på olika sätt, t ex genom att man i blandningen har en liten mängd av ett färgämne, som har olika färg i sur och i basisk lösning, en sk **indikator**. Så småningom anger denna genom att skifta färg att lösningen är **neutral**.

Enligt reaktionsformeln gäller då att **antalet mol hydroxidjoner** som tillförts från byretten **är lika med antalet mol oxoniumjoner** som fanns i titrerkolven.

Man har nått den sk **ekvivalenspunkten** (ekvivalent = likvärdig). Titringen är färdig. Man läser av den tillförda volymen bas på byretten och beräknar syrans koncentration.

*Exempel:* Om det går åt 8,6 ml 0,125 mol/l saltsyra för att titrera 50,0 ml  $\text{Ca(OH)}_2$ -lösning, vilken koncentration har då denna?

Skriv först reaktionsformeln för syra-basreaktionen:



Gör därefter en tabell över kända och sökta storheter för de aktuella ämnena på motsvarande sätt som vid beräkning ur reaktionsformel.

	$2 \text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$			
V = volym (l)	0,0086	0,0500		
C = koncentration (mol/l)	0,125	x		
n = antal mol (mol)	(se 1)	(se 2)		

1 Beräkna antal mol HCl ur formeln:  $n = V \cdot C$

$$n = 0,0086 \text{ l} \cdot 0,125 \text{ mol/l} = 0,001075 \text{ mol}$$

2 Beräkna antal mol  $\text{Ca(OH)}_2$  med hjälp av koefficienterna i reaktionsformeln:

2 mol HCl motsvarar 1 mol  $\text{Ca(OH)}_2$ ,

1 mol HCl motsvarar 0,5 mol  $\text{Ca(OH)}_2$

$$0,001075 \text{ mol HCl motsvarar } 0,5 \cdot 0,001075 \text{ mol} = 0,0005375 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

3 Beräkna koncentrationen ur formeln:  $C = n / V$

$$C = 0,0005375 \text{ mol} / 0,0500 \text{ mol/l} = 0,0108 \text{ mol/l}$$

*Svar:* Kalciumhydroxidlösningens koncentration är 0,0108 mol/l.

## ÖVNINGSEXEMPEL

- 30 Vid titrering av 20,0 ml NaOH förbrukades 18,4 ml 0,25 mol/l HCl-lösning. Beräkna NaOH-lösningens koncentration.
- 31 Man vill bestämma koncentrationen på en NaOH-lösning. Därför titreras 30,0 ml av lösningen med 0,220 mol/l HCl. Ekvivalenspunkten nås när 17,4 ml av syran har tillsats. Vilken är NaOH-lösningens koncentration?
- 32 Man titrerar 20,0 ml HCl-lösning med 0,180 mol/l KOH-lösning. Av kaliumhydroxiden går det åt 28,4 ml. Bestäm HCl-lösningens koncentration.
- 33 En kaliumhydroxidlösning med konc 0,180 mol/l användes för att titrera 15,0 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -lösning. När 22,6 ml KOH förbrukats nåddes ekvivalenspunkten. Bestäm svavelsyralösningens koncentration.

## pH

**Koncentrationen** av **oxoniumjoner** är en mycket viktig storhet, som har betydelse för t ex de kemiska reaktioner som sker i levande organismer. Även mycket låga koncentrationer har stor betydelse. En låg oxoniumjonkoncentration uttryckt i mol/liter är emellertid opraktisk och svårläst.

För att ange **hur sur** eller hur **basisk** en lösning är, har man därför infört **pH-skalan**. **p** är en speciell matematisk symbol och **H** står för **väte**. pH-värdena i vattenlösningar sträcker sig från ungefär **-1** i en **mycket sur** lösning (t ex koncentrerad svavelsyra) till ungefär **15** i en **starkt basisk** lösning (t ex i koncentrerad natriumhydroxidlösning). I **aldeles rent vatten** är  $\text{pH} = 7$  dvs vattnet är neutralt. Det är emellertid sällan man träffar på sådant vatten. Många ämnen löser sig i vatten och då kan pH-värdet förändras.

pH-begreppet innebär att man skriver oxoniumjonkoncentrationen (vätejonkoncentrationen) som en **tiopotens**. pH **definieras** som exponenten med ombytt tecken:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

(klamrarna i  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  och  $[\text{H}^+]$  betyder; ”**koncentrationen av**”).

Uttrycket kan också skrivas:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Om koncentrationen är en hel 10-potens, blir pH ett heltal.

*Exempel:* Beräkna pH i en lösning där  $[\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/l}$   
 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,01) = 2,0$   
*Svar:*  $\text{pH} = 2,0$

*Exempel:* Koncentrationen  $0,000000245 \text{ mol/liter}$  är tämligen svårläst. Även om man skriver talet i 10-potensform,  $2,45 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ , blir det otympligt.

Det går att uppskatta pH mellan två heltal:

$0,000000245 > 0,0000001$ , d v s större än  $10^{-7}$ , vilket motsvarar  $\text{pH} = 7$

$0,000000245 < 0,0000010$ , d v s mindre än  $10^{-6}$ , vilket motsvarar  $\text{pH} = 6$ .

Den angivna koncentrationen motsvarar ett pH som ligger mellan dessa värden och kan uppskattas som  $\text{pH} = 6,5 \pm 0,5$

Noggrannare värde får man ur formeln ovan:  $\text{pH} = -\log(0,000000245) = 6,61$

*Svar:*  $\text{pH} = 6,61$

pH-värden är således bekväma mått på koncentrationen av oxoniumjoner (vätejoner), men de går inte att använda direkt för beräkningar. Man måste i sådana fall först omvandla pH-värdena till vanliga koncentrationer.

*Exempel:* I en lösning är  $\text{pH} = 1,60$ . Hur stor är oxoniumjonkoncentration?

$\text{pH} = 1,60$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ ; d v s  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,60} \text{ mol/l}$ ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,025 \text{ mol/l}$

*Svar:* Oxoniumjonkoncentrationen är  $0,025 \text{ mol/l}$

*Exempel:* Man blandar 1,00 liter saltsyralösning som har  $\text{pH} = 1,00$  med 1,00 liter av en annan saltsyralösning som har  $\text{pH} = 3,00$ . Vad blir blandningens  $\text{pH}$ ?

$\text{pH} = 1$  betyder att;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} = 0,100 \text{ mol/l}$

1 liter av lösningen innehåller;  $n = C \cdot V = 0,100 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 0,100 \text{ mol H}_3\text{O}^+$

$\text{pH} = 3$  betyder att;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 0,001 \text{ mol/l}$

1 liter av lösningen innehåller;  $n = C \cdot V = 0,001 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ l} = 0,001 \text{ mol H}_3\text{O}^+$

Blandningen innehåller totalt;  $n = 0,100 \text{ mol} + 0,001 \text{ mol} = 0,101 \text{ mol H}_3\text{O}^+$

Totala volymen är  $1 + 1 = 2 \text{ liter}$

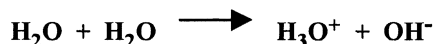
$[\text{H}_3\text{O}^+]$  i blandningen;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C = n / V = 0,101 \text{ mol} / 2 \text{ liter} = 0,0505 \text{ mol/l}$

$\text{pH}$  i blandningen =  $-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,0505) = 1,30$

*Svar:*  $\text{pH} = 1,30$

## pOH

I vattenlösningar finns förutom oxoniumjoner också hydroxidjoner. Även i absolut rent destillerat vatten finns dessa joner. Detta beror på vattenmolekylens egenskap att vara amfolyt. En vattenmolekyl kan reagera med en annan vattenmolekyl i en syra-basreaktion:



Det visar sig att produkten av jonkoncentrationerna dvs produkten av  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  och  $[\text{OH}^-]$  alltid är konstant. Vid rumstemperatur har man uppmätt värdet  $10^{-14} (\text{mol/l})^2$  för produkten. I rent vatten är således båda koncentrationerna  $10^{-7} \text{ mol/l}$  och  $\text{pH}$  i rent vatten vid rumstemperatur är 7,  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} (\text{mol/l})^2$$

Man kan definiera pOH på motsvarande sätt som pH, som exponenten med ombytt tecken:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Uttrycket kan också skrivas:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Med en sådan definition blir summan av pH och pOH 14:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Detta samband kan utnyttjas för att göra många beräkningar enklare.

*Exempel:* Beräkna pH i en 0,042 mol/l NaOH-lösning.

I lösningen är  $[\text{OH}^-]$  lika stor som koncentrationen NaOH (det finns 1  $\text{OH}^-$ -jon per löst NaOH-partikel).

$$[\text{OH}^-] = 0,042 \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,042) = 1,38$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,38 = 12,62$$

*Svar:*  $\text{pH} = 12,62$

## ÖVNINGSEXEMPEL

**34A** Beräkna pH i en **HCl**-lösning som har konc 0,01 mol/l.

**34B** Beräkna pOH och pH i en 0,20 mol/l **NaOH**-lösning.

**35A** Vilket är pH-värdet i saltsyra med koncentrationen:

- a* 0,20 mol/l
- b* 1,0 mol/l
- c* 0,05 mol/l
- d* 1,5 mol/l
- e* 4,0 mol/l

**35B** Vilken koncentration har saltsyran vars pH-värde är:

- a* 1,7
- b* 2,30
- c* 0,52
- d* - 0,20

**36A** Hur många gram oxoniumjon finns i 1 liter **HCl**-lösning om  $\text{pH} = 3$ ?

**36B** En lösning har hydroxidjonkoncentrationen  $10^{-9}$  mol/l.

- a* Vilken är lösningens oxoniumjonkoncentration?
- b* Vilket pH har lösningen?

**37A** Beräkna pH i en lösning av **KOH** med konc 0,01 mol/l.

**37B** Beräkna pH-värdet i följande lösningar:

- a* 0,276 mol/l **NaOH**
- b* 0,0375 mol/l **HCl**
- c* 0,0125 mol/l **Ba(OH)<sub>2</sub>**
- d* 0,025 mol/l **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Ange också vilka av lösningarna som är sura.

**38** 3,9 gram **KOH** löses i vatten så att 700 ml lösning erhålls. Beräkna pH i lösningen.

**39** 3,2 gram **NaOH** löses i 800 ml vatten. Beräkna pH.

**BLANDADE ÖVNINGSEXEMPEL**

- 40 Hur många procent kristallvatten innehåller mangansulfat med formeln  $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ?
- 41 Man vill framställa 2,00 liter 1,50 mol/l  $\text{NaOH}$ -lösning.  
Hur många gram  $\text{NaOH}$ -pastiller ska man väga upp, om renheten är 98 %?
- 42 Koncentrerad svavelsyra reagerar med koksalt ( $\text{NaCl}$ ) enligt formeln:  
 $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$   
Hur mycket natriumsulfat får man av 500 g  $\text{NaCl}$ ?
- 43 Vid en titrering åtgick 21,3 ml 0,200 mol/l  $\text{NaOH}$ -lösning för att neutralisera 14,2 ml  $\text{HNO}_3$ -lösning. Beräkna salpetersyrans koncentration.
- 44 200 ml  $\text{HCl}$ -lösning med konc 0,75 mol/l spädes till 1,50 liter. Beräkna pH i lösningen.
- 45 Ur en koksaltlösning utfälldes med silvernitratt 4,20 gram silverklorid:  
 $\text{NaCl}(\text{sol}) + \text{AgNO}_3(\text{sol}) \rightarrow \text{NaNO}_3(\text{sol}) + \text{AgCl}(\text{s})$   
Hur många gram  $\text{NaCl}$  fanns i lösningen?
- 46 Hur många gram kväve finns i 1,20 liter 0,268 mol/l salpetersyra?
- 47 Hur många procent kväve finns i urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ?
- 48 Kaliumnitrat,  $\text{KNO}_3$ , går att använda som NK-gödselmedel. Om man gödslar med 225 kg  $\text{KNO}_3$ /ha: a) vilken giva N/ha blir det? b) vilken giva K/ha blir det?
- 49 Man har 1,10 liter kalciumhydroxidlösning, som innehåller 0,400 gram  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .  
Beräkna lösningens pH.
- 50 För att häva manganbrist brukar man spruta mangansulfat på växande gröda.  
Ett vanligt, orent mangansulfatpreparat innehåller 86 % kristalliserat mangansulfat med sammansättningen  $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Hur mycket Mn/ha får man om man använder 300 liter/ha av en 1%-ig lösning av ett sådant orent mangansulfat?
- 51 Hur många gram nitratjon,  $\text{NO}_3^-$ , finns det i 450 ml salpetersyra, som har koncentrationen 0,200 mol/l?
- 52 Man vill framställa 1,00 liter  $\text{KOH}$ -lösning med pH = 12.  
Hur många gram kaliumhydroxid går åt till detta?
- 53 Man vill göra 600 ml sodalösning med konc 0,300 mol/l.  
Hur mycket fast soda,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , ska man väga upp?
- 54 Hur mycket väte finns i 1,50 kg oxalsyra,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ?

# ORGANISK KEMI

## INLEDNING

Ursprungligen handlade den organiska kemin endast om ämnen som kom från växter och djur. Tidigare kemister trodde att det behövdes en speciell "**livskraft**" för att framställa **organiska ämnen**. Fram till första hälften av 1800-talet var därför kemin uppdelad i två skilda grenar: en **oorganisk** och en **organisk**. År 1828 lyckades emellertid en tysk kemist, Friedrich Wöhler, att framställa urea, ett organiskt ämne, ur ett oorganiskt salt. Något senare övergavs teorin om livskraften och den principiella skillnaden mellan de två kemigrenarna försvann.

Benämningarna "oorganisk kemi" och "organisk kemi" finns dock fortfarande kvar av praktiska skäl, även om betydelsen har ändrats. Med "organisk kemi" menar man i dag "**kolföreningarnas kemi**" och den omfattar praktiskt taget alla ämnen som innehåller kol.

Alla organiska ämnen innehåller kol och väte. De flesta innehåller också syre eller kväve. Många innehåller dessutom svavel, fosfor och halogener. Ibland kan också någon metall ingå. Ungefär 90 % av de miljontals kemiska föreningar som man känner till idag innehåller kol och är därför organiska föreningar. Att så många olika ämnen kan bildas av så få grundämnen beror på att **kol** är ett tämligen **unikt grundämne**.

En kolatom har förmågan att **binda andra kolatomer** och därigenom bilda molekyler som består av långa kedjor. Dessa kan vara öppna (grenade eller ogrenade) eller slutna (innehåller ringar, sk cykliska).

Människan är till stor del uppbyggd av organiska föreningar. Våra muskler och de enzymer som katalyserar nästan alla reaktioner i vår kropp är organiska föreningar. Det biologiska arv vi erhållit av våra föräldrar har förmedlats av DNA, som också är en organisk förening (mer om detta på Kemi 2 kursen).

Grundämne	antal bindningar	anm
C	4	
H	1	
O	2	
N	3	vanligast (t ex i protein)
	5	endast i förening med syre
S	2	vanligast (t ex i vissa aminosyror)
	6	endast i förening med syre
P	5	vanligast (t ex i nukleinsyror)
	3	oftast giftiga ämnen
Cl, Br etc	1	

Bindningsförhållanden i organiska molekyler



## KOLVÄTEN – GRUNDEN FÖR ORGANISK KEMI

De enklaste organiska föreningarna består **enbart** av **kol** och **väte** och kallas **kolväten**. De är molekyler med ett sammanhängande kolskelett, där alla bindningar som inte binder samman kolatomerna med varandra används för att binda väteatomer. Antalet kolväten är mycket stort och de kan delas in i olika ämnesklasser (grupper) beroende på struktur eller egenskaper. Två egenskaper som alla kolväten har gemensamt är: de är **inte lösliga i vatten** och de är **lättare än vatten**.

### KOLETS BINDNINGAR

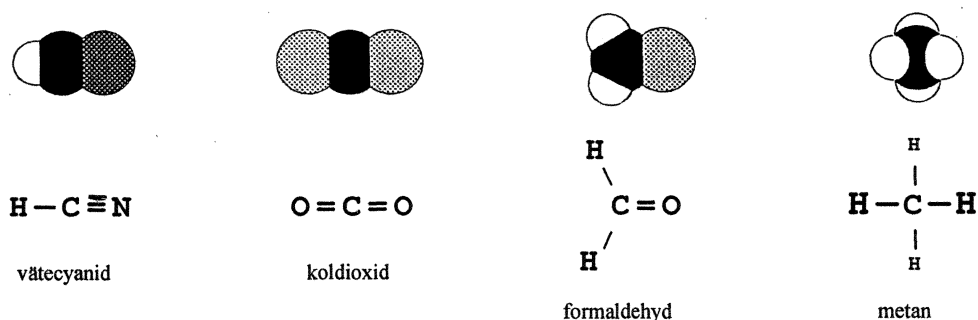
Kolväten är **molekylföreningar**. Detta innebär att atomerna är sammanbundna med kovalenta bindningar (elektronparbindningar). En kolatom har **fyra valenselektroner** dvs den har fyra elektroner i sin yttersta energinivå. För att kolatomen skall få ett fullt yttre skal, måste den erhålla ett tillskott av fyra elektroner. I kolväten delar varje kolatom fyra elektronpar med andra kolatomer eller väteatomer. De fyra elektronparbindningarna hos en kolatom kan åstadkommas genom att binda 2, 3 eller 4 andra atomer, se figuren nedan.

Låt oss betrakta det enklaste av alla kolväten, metan ( $\text{CH}_4$ ). En metanmolekyl är uppbyggd av en kolatom och **fyra** väteatomer. I metan binder kolatomen de fyra väteatomerna med fyra enkla bindningar, dvs atomerna delar bara ett elektronpar med varandra. De fyra bundna atomerna kommer att ligga i rummen som hörn i en tetraeder med kolatomen mitt i tetraedern. (I bilden av metan får man tänka sig att den övre och undre väteatomen ligger under pappersplanet, kolatomen i planet, samt den vänstra och högra väteatomen över papperets plan, se figur.)

Om kolatomen istället binder **tre** andra atomer är en av bindningarna **dubbel**, dvs atomerna **delar på två elektronpar**, och de två andra enkla som t ex i formaldehyd. I en sådan förening ligger alla fyra atomerna i ett plan. De tre atomerna som binds till kolatomen bildar hörn i en ungefärligen liksidig triangel med kolatomen mitt i triangeln, se figur.

Om kolatomen slutligen binder **två** andra atomer sker detta antingen med en enkel bindning och en **trippel** bindning, atomerna **delar på tre elektronpar**, som t ex i vätecyanid eller med två dubbla bindningar som t ex i koldioxid.

I sådana föreningar ligger de tre atomerna i rät linje, se figur.

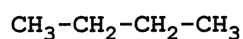


Figur. Kolatomens bindningsförhållanden

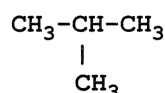
## ISOMERI

Två ämnen, som har **lika många atomer** av varje sort, men där atomerna är **bundna på olika sätt**, kallas **isomerer**. Det finns olika typer av isomeri. Den typ som kan finnas hos alla, tillräckligt stora organiska molekyler (även de enkla mättade kolvätena), kallas **kedjisomeri** eller **strukturisomeri**, vilket innebär att kolatomerna i kolkedjan är bundna till varandra på olika sätt.

*Exempel:* För kolvätet butan, med molekylformeln ( $C_4H_{10}$ ), se sid 30, kan vi skriva **två** olika strukturformler. Man säger att butan förekommer i två isomera former:



n-butan

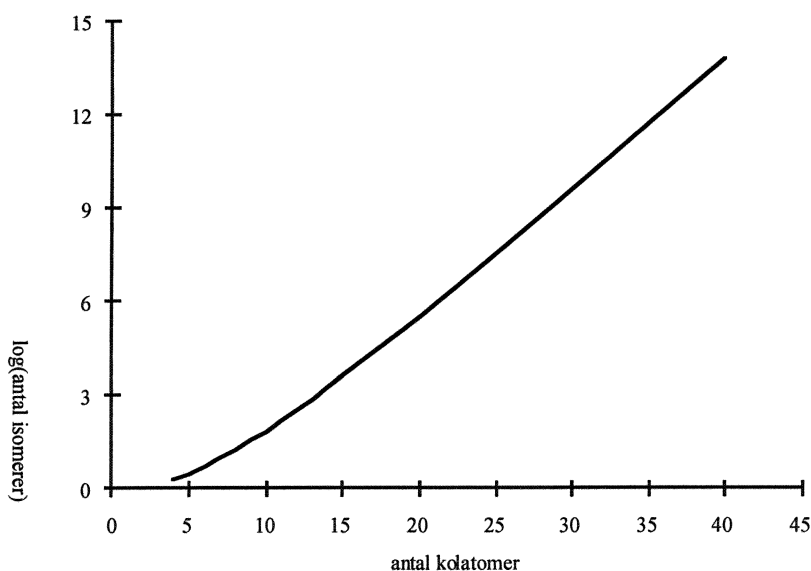


iso-butan

De två strukturerna av butan representerar **två olika föreningar** med **olika kemiska och fysikaliska egenskaper**. Den ena strukturen har en ogrenad och den andra en grenad kolkedja.

Förhållandet att vi kan skriva flera strukturer med samma molekylformel är inte unikt för butan utan **antalet isomerer ökar** mycket snabbt med ökande **antal kolatomer** i molekylen som framgår av diagrammet nedan. Några numeriska exempel ges i tabellen med mättade kolväten, se sid 30.

Existensen av denna och andra typer av isomeri (positionsisomerer, se sid 32, cis-trans- eller geometriska isomerer, se sid 32) är en av anledningarna till att det finns så många organiska ämnen.



Samband mellan antal möjliga isomerer och antal kolatomer i mättade kolväten

## INDELNING AV KOLVÄTENA

KOLVÄTEN				
ALIFATISKA				AROMATISKA
	MÄTTADE	OMÄTTADE		<i>g</i>
		DUBBELBINDNING	TRIPPELBINDNING	
ÖPPNA KEDJOR	<i>a</i>	<i>b</i>	<i>c</i>	
RINGAR	<i>d</i>	<i>e</i>	<i>f</i>	

## Mättade alifatiska kolväten

*a* **Alifatiska mättade** kolväten är de enklaste organiska föreningarna. De kallas för **alkaner** och har den allmänna molekylformeln  $C_nH_{2n+2}$ . Summaformeln visar hur många kol-atomer och väteatomer som ingår i kolvätet, men inte hur atomerna är hopbundna. Alkanernas namn slutar med ändelsen **-an**. Alkaner med fem eller fler kolatomer har fått sitt namn efter motsvarande grekiska räkneord med tillägg av ändelsen **-an** (penta = fem, hexa = 6 osv).

Denna serie av kolväten kallas efter det första kolvätet för **metanserien**. Av tabellen framgår namn, formel och kokpunkt för några representativa alkaner. De bildar en serie där differensen mellan två på varandra följande alkaner utgörs av en  $CH_2$ -grupp.

Föreningarna i metanserien är **mättade**, dvs alla kolatomer har fyra bindningar till fyra andra atomer (de är mättad med väte).

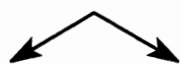
Namn	Summaformel		Kokpunkt °C	Antal isomerer
metan	$CH_4$	$CH_4$	-162	-
etan	$C_2H_6$	$CH_3CH_3$	- 89	-
propan	$C_3H_8$	$CH_3CH_2CH_3$	- 42	-
butan	$C_4H_{10}$	$CH_3(CH_2)_2 CH_3$	0	2
pentan	$C_5H_{12}$	$CH_3(CH_2)_3 CH_3$	36	3
hexan	$C_6H_{14}$	$CH_3(CH_2)_4 CH_3$	69	5
heptan	$C_7H_{16}$	$CH_3(CH_2)_5 CH_3$	98	9
oktan	$C_8H_{18}$	$CH_3(CH_2)_6 CH_3$	126	18
nonan	$C_9H_{20}$	$CH_3(CH_2)_7 CH_3$	151	35
decan	$C_{10}H_{22}$	$CH_3(CH_2)_8 CH_3$	174	75
undecan	$C_{11}H_{24}$	$CH_3(CH_2)_9 CH_3$	196	159
dodecan	$C_{12}H_{26}$	$CH_3(CH_2)_{10} CH_3$	216	355
.	.			
.	$C_nH_{2n+2}$			

Metanseriens kolväten

# KOLVÄTEN



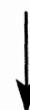
## ALIFATISKA



### Mättade

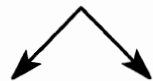


Alkaner



Butan

### Omättade

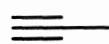


Alkener



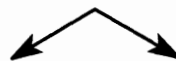
1-Buten

Alkyner

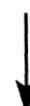


Propyn

## CYKLISKA



### Mättade

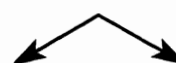


Cyklo-alkaner

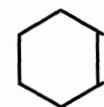


Cyklo-pentan

### Omättade



Cyklo-alkener



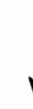
Cyklo-hexen

Cyklo-alkyner

## AROMATISKA



### Bensenderivat



Benzene

De mättade kolväten, med kolatomerna i en **ogrenad** kedja, betecknas med ett **n-** framför namnet (n = normal), t ex **n-butan**. Kokpunkterna i tabellen gäller för sådana ämnen.

Det förhållandet att man skriver formler med kolatomerna i rät linje, innebär inte att molekylerna ser sådana ut i verkligheten. För det första bildar två bindningar till en kolatom en **vinkel** =  $109,5^\circ$  med varandra och för det andra kan molekyldelarna vridas fritt kring en enkelbindning mellan två kolatomer.

## NOMENKLATUR - VARJE FÖRENING HAR ETT EGET NAMN

Organiska föreningar kan **namnges** på flera sätt. Tidigare gav man varje förening ett bruksnamn, sk **trivialnamn**. Exempel på detta är ättiksyra, glykol, aceton och kloroform. Dessa namn ger inte någon information om föreningens kemiska struktur. Med flera miljoner kända organiska föreningar blir detta mycket komplicerat och svårt att lära sig.

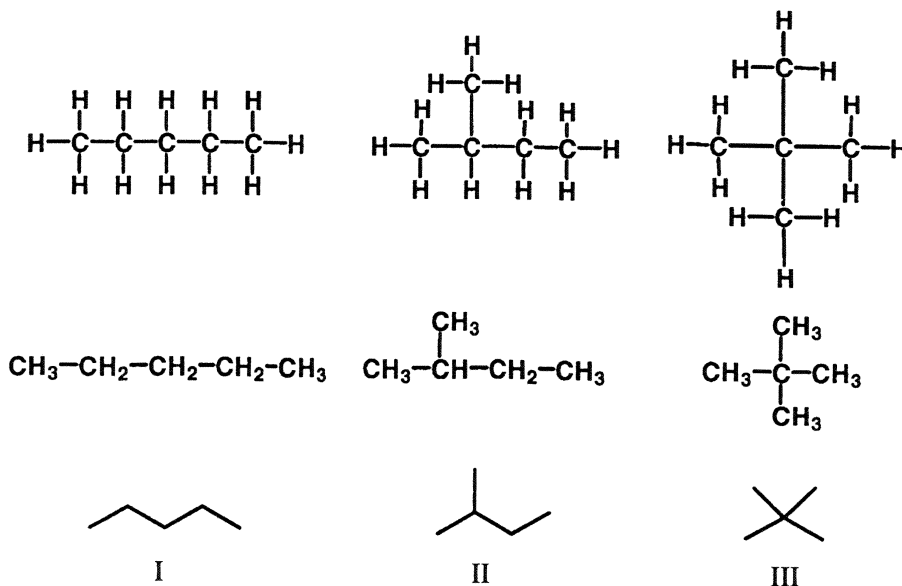
Numera utnyttjar man internationellt ett rationellt system där namnet för en förening också anger dess struktur. För att kunna använda den systematiska nomenklaturen (nomenklatur = namngivning) måste vi först införa begreppet **alkylgrupp**.

Formeln för en alkylgrupp erhålls då man från formeln från en **alkan**, se sid 30, **tar bort en väteatom**:

Alkan	Alkylgrupp	Formel för alkylgruppen
metan	metyl	$\text{CH}_3 -$
etan	etyl	$\text{CH}_3\text{CH}_2 -$
propan	propyl	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2 -$
butan	butyl	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2 -$
pentan	pentyl	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2 -$

Vi ska nu tillämpa det rationella nomenklatursystemet på de tre isomera **pentanerna** dvs. på föreningarna med molekylformeln  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ . Vi ser samtidigt olika sätt att skriva föreningarnas strukturer. När man skriver en strukturformel börjar man normalt med kolskelettet. Därefter placerar man ut väteatomerna.

**OBS!** Varje kolatom erhåller då så många väteatomer att **kolatomen får fyra bindningar**.



Tre olika sätt att skriva strukturformler. I de översta formelraderna har samtliga bindningar ritats ut. Därunder har alla bindningar till väteatomer utelämnats. I den nedre formelraden anger varje vinkel en kolatom samt det antal väteatomer som ger kolatomen fyra bindningar. Organiska kemister använder ofta de förenklade formelraderna, speciellt för mer komplicerade föreningar.

- I Det **ogrenade** kolvävet I heter **normalpentan**. Det skrivs ofta **n-pentan**.
- II För att namnge **grenade** föreningar väljer man **den längsta kedjan** som basnamn. I detta fallet har den längsta kedjan **fyra** kolatomer, basnamnet blir alltså **butan**. Denna kedja numreras från den ände som ger **första substituent** (sidogrupp) **lägst nummer**. De olika substituenterna namnges som **alkylgrupper**. Deras position anges med kolatomens nummer.  
Det grenade kolvävet II heter **2-metylbutan** (**inte** 3-metylbutan).
- III Att **flera substituent** av **samma sort** förekommer anges med förstavelsen **di**, **tri**, **tetra** osv. Det grenade kolvävet III heter **2,2-dimetylpropan**

## OMÄTTADE ALIFATISKA KOLVÄTEN

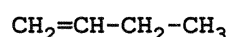
Föreningar som har **dubbel-** eller **trippelbindningar** mellan kolatomer kallas **omättade**.

- b* De omättade kolvätena med **dubbelbindning** bildar en serie liknande alkanerna. Denna serie kallas **alkener** och har den allmänna molekylformeln  $C_nH_{2n}$ . Alkenernas namn motsvarar alkanernas men med ändelsen **-en**.

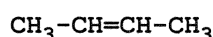
Om ämnet innehåller **flera dubbelbindningar** blir ändelsen **-dien**, **-trien** o s v för två, tre o s v dubbelbindningar.

Hos alkenerna förekommer precis som hos alkanerna **kedjeisomereri**. Dessutom finns här ytterligare två typer av isomeri: **positionsisomeri** och **cis-trans-isomeri**.

**Positionsisomeri** innebär att den funktionella gruppen (här dubbelbindningen) har **olika position** i kolskelettet. Som exempel kan nämnas n-buten som förekommer i två olika former, nämligen **1-buten** och **2-buten**. Kolkedjan numreras så att den funktionella gruppen får lägsta möjliga nummer, jmf nomenklaturavsnittet sid 30.

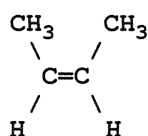


1-buten

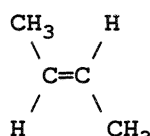


2-buten

**Cis-trans-isomeri** eller **geometrisk isomeri** innebär att samma atomer binder varandra med de har **olika riktning kring en dubbelbindning**. I motsats till enkelbindningen med fri rotation, medger dubbelbindningen ingen vridning. De fyra atomer, som är bundna till kolatomerna med en dubbelbindning mellan sig, har sålunda en fix placering i rummen. Det kan finnas två sådana placeringar, som kallas **cis-form** respektive **trans-form**. Detta ger upphov till två olika föreningar, **cis-2-buten** och **trans-2-buten**:



cis-2-buten



trans-2-buten

I **cis-formen** finns de två största grupperna (i exemplet ovan  $CH_3$ -grupperna) på **samma sida om dubbelbindningen**, medan de i **trans-formen** finns på **varsin sida om dubbelbindningen**.

- c De omättade kolvätena med **trippelbindning** bildar en serie analog med alkenerna. Serien kallas **alkyner** och ämnenas namn slutar på **-yn**, t ex etyn, propyn o s v. Alkynerna har den allmänna molekylformeln  $C_nH_{2n-2}$ . Bland alkynerna, liksom hos de övriga kolvätena, förekommer isomeri: **kedjisomeri** och **positionsomeri** (men inte cis-trans-isomeri). Alkynerna är mycket reaktiva ämnen och är därför sällsynta i naturen.

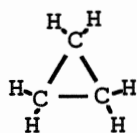
### Cykliska alifatiska kolväten

- d **Cykloalkaner** är mättade kolväten där koltomerna bildat ringstrukturer istället för kedjor. De består av tre eller fler koltomer. Ämnena i denna grupp har samma namn som motsvarande kolväten med öppen kedja, men med tillägg av **förstavelsen cyklo-**.

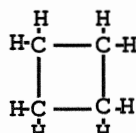
I de minsta ringarna (cyklopropan och cyklobutan) är vinkeln mellan koltomernas bindningar betydligt **mindre** än den **naturliga** tetraedervinkeln ( $109,5^\circ$ ) och dessa ämnen är därför **mindre stabila** (mer reaktiva).

Cyklopentans koltomer bildar en liksidig femhörning, och bindningarna mellan dem har nästan tetraedervinkel ( $108^\circ$ ), vilket medför att **cyklopentan** är en **stabil** förening.

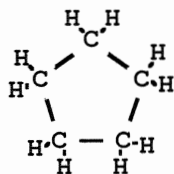
I cyklohexan och större ringar är bindningsvinkeln den normala tetraedervinkeln genom att ringarna inte är plana. Med ett ökande antal koltomer i ringen blir emellertid sannolikheten för att sådana molekyler ska bildas allt mindre, och kolväten med **stora ringar** är därför **ovanliga**. De vanligaste cykliska kolvätena i naturen är cyklopentan och cyklohexan.



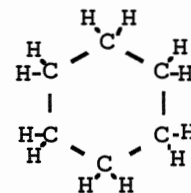
cyklopropan



cyklobutan



cyklopentan



cyklohexan

### Mättade cykliska kolväten

- e **Omättade cykliska kolväten** med en eller flera **dubbelbindningar** finns, t ex cyklopenten, cyklopentadien, cyklohexen, cyklohexadien, men de är mindre vanliga än motsvarande mättade föreningar, och de är mindre stabila. De uppvisar i stort sett samma reaktioner som alkenerna.

Namnen på kolvätena i denna grupp framgår av exemplen ovan.

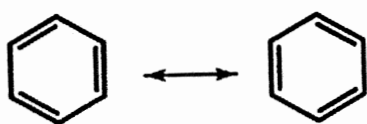
- f **Cykliska kolväten med trippelbindning** är synnerligen **ovanliga**.

## Aromatiska kolväten

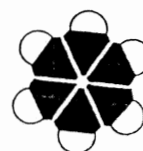
g Föreningar som **inte** är **alifatiska** kallas för **arener** (aromatiska kolväten). De kallades tidigare aromatiska för att de har (eller ansågs ha) en angenäm lukt. Tyvärr har många av dessa ämnen visat sig vara **mycket** ohälsosamma! **Bensen**, den enklaste aromaten, är **cancerframkallande** och **toluen** (metylbensen) ger vid inandning ”sniffning” **orepar- abla hjärnskador!** Med arener eller aromater avser man numera föreningar av bensenstruktur.

Av molekylformeln skulle man kunna tro att bensen har 3 dubbelbindningar. Så är emellertid **inte** fallet. Kolatomerna brevid varandra i bensen bildar inte parvisa dubbelbindningar på det sättet som strukturformeln anger. De sprider istället ut sig över hela ringen. Man kan säga att varje kol-kol bindning i arener består av en enkelbindning och en halv dubbelbindning. Detta tecknas ofta med en ring i sexringen som ersättning för de traditionella dubbelbindningarna.

Bensenmolekylen är på grund av detta mycket **stabilare** och har helt andra egenskaper än de alifatiska kolvätena. Alla kolatomer och väteatomer ligger i samma plan. Vinkeln mellan kol-kolbindningarna är 120 °.



eller

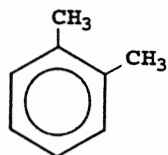


Genom resonans fördelas elektronerna jämt över alla kolatomerna i bensenringen

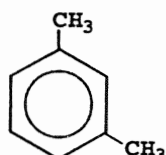
Modell av bensenmolekyl

Hos aromatiska kolväten förekommer en speciell typ av positionsisomeri. I en bensenring kan två **väteatomer** ersättas av två **andra** atomer på tre olika sätt. Kolatomerna i ringen numreras i en följd så att substituenterna **får så lågt nummer som möjligt**:

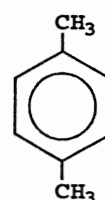
Placering	benämning	förkortning
intill varandra	1,2- position (orto)	o-
med en kolatom mellan	1,3- position (meta)	m-
mitt emot varandra i ringen	1,4- position (para)	p-



1,2-dimetylbensen  
(o-xylen)

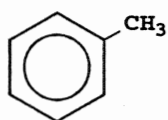


1,3-dimetylbensen  
(m-xylen)

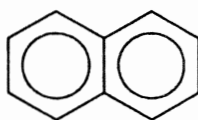


1,4-dimetylbensen  
(p-xylen)

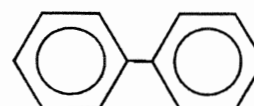
Några andra exempel på aromatiska kolväten, som finns i naturen:



toluen



naftalen



bifenyl



## KOLVÄTENAS REAKTIONER

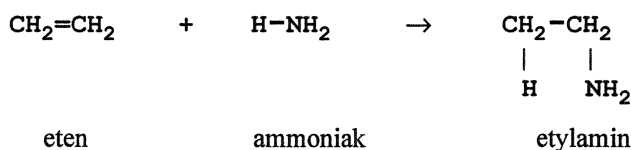
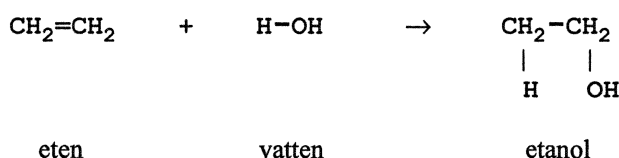
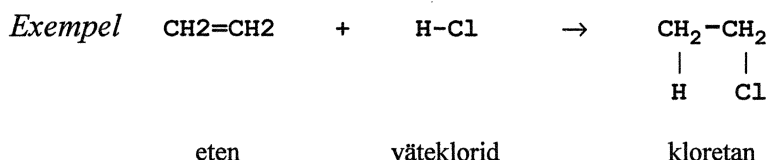
- 1 De **mättade alifatiska** kolvätena reagerar mycket **dåligt**. Bindningarna mellan kolatomer och mellan kolatom och väteatom är mycket **stabila**.

De kan givetvis, liksom alla andra organiska ämnen, **förbrännas** varvid molekylerna bryts ner fullständigt och det bildas **koldioxid** och **vatten**.

- 2 De **omättade** kolvätena reagerar däremot **lätt** på grund av de lättåtkomliga elektronerna i dubbel- och trippelbindningar, de sk  $\pi$ -elektronerna

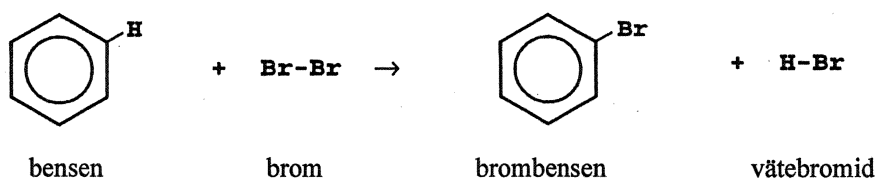
En vanlig typ av reaktion är **additionsreaktionen**, vilket innebär att en annan molekyl kan **adderas till kolvätets dubbelbindning**.

Detta sker genom att den inkommande molekyl **delas** (en bindning i den bryts).  $\pi$ -elektronerna i kolvätets dubbelbindning förenas med de frigjorda elektronerna hos den inkommande molekylerna och det bildas två vanliga enkelbindningar.



- 3 **Aromatiska** kolväten reagerar annorlunda än de omättade alifatiska på grund av den speciella elektronstrukturen i bensenringen.

I stället för additionsreaktioner sker här **substitutionsreaktioner**, dvs en atom eller atomgrupp som är bunden till bensenringen **byts** mot en annan atom eller atomgrupp.



## ANDRA ORGANISKA ÄMNESGRUPPER

Om en eller flera **väteatomer** ersätts med **andra atomer** eller atomgrupper sk funktionella grupper, uppkommer **övriga organiska ämnen**.

De organiska ämnena indelas i olika ämnesgrupper efter de **funktionella grupperna**.

Ämnena inom en och samma ämnesgrupp har likartade kemiska egenskaper eftersom det i huvudsak är den funktionella gruppen som bestämmer ämnets kemiska reaktion.

KOLVÄTEN (C=C eller C C)			
HALOGENKOLVÄTEN t ex -Cl	AMINER -NH <sub>2</sub>	ALKOHOLER -OH	ETRAR -O-
KARBOXYLSYROR -COOH	ESTRAR -O-CO-	KETONER -C=O 	ALDEHYDER -CHO

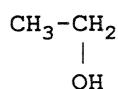
Namn och funktionella grupper för några vanliga organiska ämnesgrupper

### ALKOHOLER OCH FENOLER

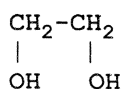
Alkoholer är en viktig ämnesklass av organiska föreningar. Alkoholerna kännetecknas av att en **hydroxigrupp (-OH)** är bunden till kolskelettet. Hydroxigruppen är alkoholernas **funktionella grupp**.

De enklaste alkoholerna har namn efter motsvarande kolväte. Alkoholens namn består av kolvätes namn med tillägg av ändelsen **-ol**; **metanol** efter metan, **etanol** efter etan, **propanol** efter propan o s v.

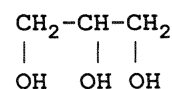
Om flera väteatomer i ett alifatiskt kolväte ersätts med **OH**-grupper bildas **flervärda alkoholer**. Alkoholerna indelas efter antalet **OH**-grupper i **envärda**, **tvåvärda** o s v alkoholer. **OH**-grupperna i flervärda alkoholer är bundna till olika kolatomer. Det kan alltså inte förekomma att en kolatom binder mer än en **OH**-grupp. En tvåvärd alkohol har ändelsen **-diol**, t ex etandiol (mera känd som glykol), en trevärd **-triol**, t ex propantriol (glycerol).



etanol  
en **envärd** alkohol



etandiol (glykol)  
en **tvåvärd** alkohol



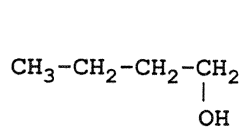
propantriol (glycerol)  
en **trevärd** alkohol

Om en OH-grupp är bunden till en **kolatom** som endast **binder en annan kolatom**, sägs OH-gruppen vara **primär**. En primär OH-grupp är alltså bunden till änden av en kolkedja.

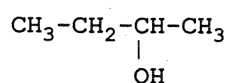
Är OH-gruppen bunden till en **kolatom**, som **binder två andra kolatomer**, sägs OH-gruppen vara **sekundär**. En sekundär OH-grupp är således bunden till en kolatom inne i en oöppen kedja.

Om slutligen OH-gruppen sitter på en **kolatom** som **binder tre andra kolatomer**, är det en **tertiär OH-grupp** och alkoholen en **tertiär alkohol**.

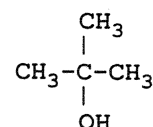
Den **tertiära OH-gruppen** är bunden till en kolatom som bildar **förgreningspunkt** i kolskelettet.



1-butanol  
en **primär** alkohol



2-butanol  
en **sekundär** alkohol



2-metyl-2-propanol  
en **tertiär** alkohol

Liksom hos kolvätena finns det isomerer av alkoholerna. Det finns **kedjisomeri** på grund av kolskelettets utseende och **positionsisomeri** genom att en OH-grupp kan bindas till kolskelettet på olika ställen.

## ALKOHOLERNAS REAKTIONER

Alkoholer kan reagera på många olika sätt. De kan bl a delta i redoxreaktioner och kondensationsreaktioner. I alla typer av reaktioner är det **OH**-gruppen och den kolatom (med ev vidhängande väteatomer) som binder **OH**-gruppen, som angrips vid reaktionen. Vi kan alltså konstatera att den funktionella gruppen (**OH**-gruppen) har stor betydelse för alkoholernas kemiska egenskaper.

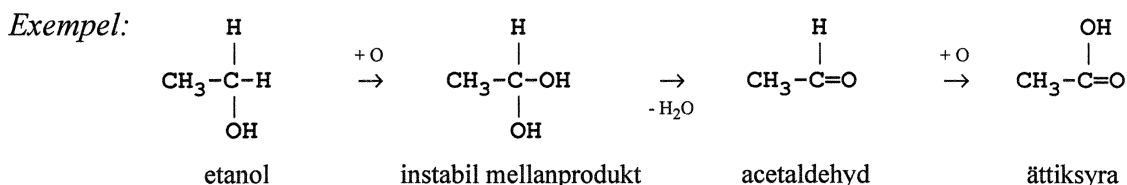
### Redoxreaktioner

Om en alkohol utsätts för försiktig oxidation, kan processen tänkas ske på följande sätt: Den inkommande syreatomen tränger sig in mellan en väteatom och den kolatom, som binder **OH**-gruppen, varvid det bildas en obeständig mellanprodukt med två **OH**-grupper på samma kolatom. De två närliggande **OH**-grupperna bildar omedelbart en vattenmolekyl, som försvinner ur systemet, och den kvarvarande syreatomen binds med dubbelbindning till kolatomen.

**Primära, sekundära och tertiära alkoholer ger olika produkter vid oxidation.**

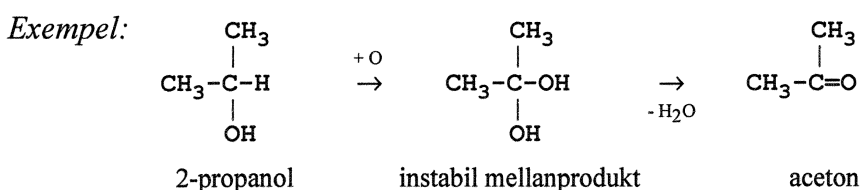
#### PRIMÄR OH-GRUPP

Den första syreatomen som angriper molekylens ger upphov till en **aldehyd**, som i sin tur kan reagera vidare med ytterligare en syreatom (eftersom kolatomen i aldeyden har kvar en väteatom) och bilda en **karboxylsyra**.



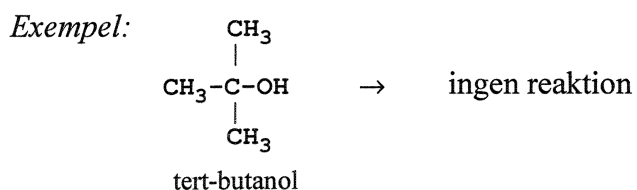
#### SEKUNDÄR OH-GRUPP

Syreatomen som angriper molekylens ger upphov till en **keton**. Därefter sker inga vidare angrepp (det finns inte fler väteatomer).



#### TERTIÄR OH-GRUPP

Det sker **ingen reaktion** eftersom det inte finns några väteatomer.

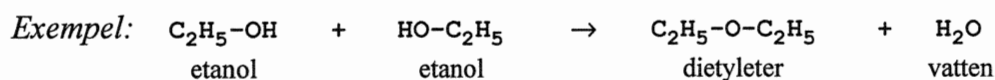


## Kondensationsreaktioner

Med kondensationsreaktion menas en reaktion där **två molekyler binds samman** till en större molekyl och där det **samtidigt bildas en liten molekyl** (vatten, ammoniak, väteklorid e dyl). Det är den vanligaste typen av reaktion när större biokemiska molekyler bildas.

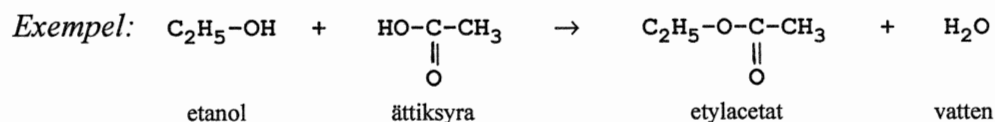
### BILDNING AV ETER

Om **två alkoholmolekyler** kommer i sådant läge att deras **OH-grupper** kommer i kontakt med varandra, kan en kondensationsreaktion ske. De två **OH-grupperna** bildar en vattenmolekyl och den kvarvarande syreatomen binds till resten av den andra alkoholmolekylen. Det bildas en **eter** (syreatomen bildar länk mellan de två alkoholresterna). Denna typ av reaktion sker t ex när små enkla sockermolekyler byggs samman till polysackarider såsom stärkelse, cellulosa (se vidare Kemi 2).



### BILDNING AV ESTER

**Karboxysyror** (och även oorganiska syresyror) har en **OH-grupp** som kan reagera med **OH-gruppen** i en **alkohol**. När detta sker bildas en **ester**. Esterbindningar håller samman t ex fettmolekyler och nukleinsyror (RNA och DNA). I fettmolekyler bildar alkoholen glycerol ester med tre karboxysyror. Nukleinsyror har alkohol-**OH-gruppen** på en sockermolekyl och syran är fosforsyra (se vidare Kemi 2).

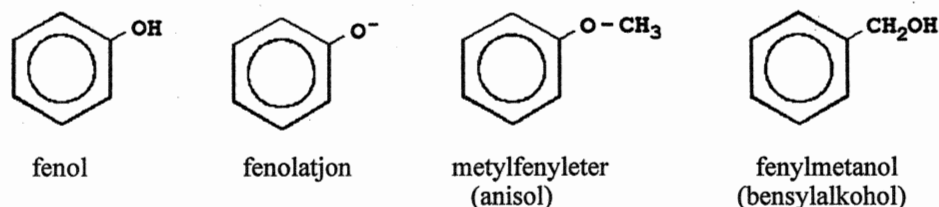


## FENOLER

Även i aromatiska kolväten kan väteatomer ersättas med **OH-grupper**. Om **OH-gruppen** är bunden till den aromatiska kärnan bildas ämnen som kallas **fenoler**. Det enklaste ämnet i denna grupp är bensen med en väteatom utbytt mot en **OH-grupp**. Detta ämne kallas just fenol (eller hydroxibensen, karbolsyra), och det har gett namn åt hela gruppen. Fenol var det först använda desinfektionsmedlet. Senare visade sig fenol dock vara **allergiframkallande**.

Fenolerna påminner om de tertiära alkoholerna i sin struktur, men skiljer sig från dem genom att fenolerna reagerar som **svaga syror**. När fenol reagerar som syra, bildas vätejonen av **OH-gruppens** väteatom. Fenolerna kan bilda etrar och estrar på motsvarande sätt som alkoholerna.

Om **OH-gruppen** är bunden till en sidokedja i ett aromatiskt kolväte, får ämnet samma egenskaper som de vanliga alkoholerna. Ämnen i denna grupp kallas aromatiska alkoholer.



## HALOGENKOLVÄTEN

Tidigare ansåg man att organiska halogenföreningar inte kunde framställas av naturen själv. Man menade att alla organiska halogenföreningar var produkter av **mänsklig påverkan** och deras förekomst i naturen ett mått på föroreningsgrad. Stora mängder organiska halogenföreningar bildas t ex då pappersmassa bleks med olika oorganiska klorföreningar och då dricksvatten desinficeras. Under senare år har det emellertid visats att det även i naturen produceras halogenerade organiska föreningar.

De flesta halogenkolväten är emellertid framställda på syntetisk väg. Halogenföreningar är mycket stabila. Halogenatomen (**fluor, klor, brom** eller **jod**) kan bindas till alifatiska kol-kedjor eller till aromatiska ringar på liknande sätt som **OH**-grupper binds i alkoholerna.

Ett **miljögift** är en substans som efter spridning i naturen framkallar **icke avsedda effekter** och som **påverkar stora delar** av miljön. Många miljögifter t ex **DDT, PCB** och **dioxiner** utgörs av organiska halogenföreningar, framförallt **klorerade** kolväten.

På grund av sin **stabilitet** och **fettlöslighet** bryts halogenkolväten ner mycket långsamt i naturen och upplagras i fettvävnad hos människor och djur. Även en begränsad tillförsel kan medföra att halten av främmande ämnen i organismen ökar. Detta kallas **bioackumulation** och medför att halten av ett ämne ökar med åldern.

Ett annat begrepp är **biomagnifikation** som innebär att halter av miljögifter blir högre i slutet av näringskedjan. Miljögifter i växter följer med födan till de växtätande djuren. Eftersom miljögifterna inte kan brytas ned lika lätt som övriga komponenter i födan **ökar koncentrationen** hos växtätare. När sedan köttätande djur äter växtätaren så ökar anrikningen. Hårdast drabbade blir därför rovdjuren.

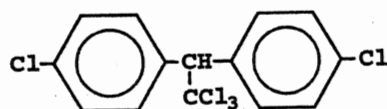
En annan typ av miljögifter utgörs av flyktiga halogenföreningar som används t ex i kylskåp eller som flamskyddsmedel. Sk **freoner** (klorfluoralkaner) har skadliga effekter på ozonskiktet och en uppehållstid i atmosfären på ca 100 år!

Några exempel på halogenkolväten:

**Metylenklorid** ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ), **kloroform** ( $\text{CHCl}_3$ ) och **koltetraklorid** ( $\text{CCl}_4$ ) är **lösningsmedel** för bl a fetter. Flera misstänks vara cancerframkallande och används därför inte längre.

**Vinylklorid** ( $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ ) och **tetrafluoreten** ( $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ ) är utgångsämnena för framställning av plaster (PVC och teflon).

DDT (**diklor-difenyl-trikloretan**), bekämpningsmedel, fortfarande använt i vissa länder.



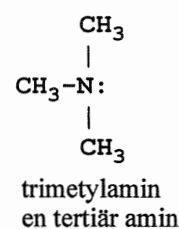
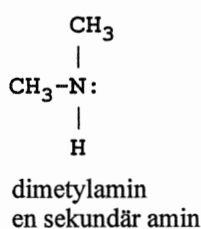
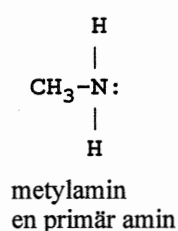
**Freon 11** ( $\text{CCl}_3\text{F}$ ), **Freon 12** ( $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ) och **Freon 22** ( $\text{CHClF}_2$ ) är exempel på några vanliga freoner med en uppehållstid i atmosfären på 138, 121 resp 87 år.

## AMINER

Aminer är de enda vanliga organiska föreningar som är **baser**. De flesta är något starkare baser än ammoniak. Flertalet läkemedel är organiska föreningar. Det är blodet som transporterar läkemedlen till den plats i kroppen som behöver behandlas. Blodet kan betraktas som en vattenlösning. Ett problem är då att organiska ämnen normalt inte är vattenlösliga. Aminer är baser. Vid det pH-värde (neutralt, ca 7) som blodet har föreligger aminerna i jonform och är därför lösliga. Många läkemedel är därför aminer.

Aminer har liknande struktur som ammoniak,  $\text{NH}_3$ . Man delar in aminerna i **primära**, **sekundära** och **tertiära** aminer, beroende på hur många väteatomer i en ammoniakmolekyl, som blivit utbytta mot kolväteradikaler.

Exempel:



De två punkterna efter kväveatomen i formlerna ovan markerar att kväveatomen har **två elektroner, som inte används för bindning**. Dessa elektroner kan (liksom motsvarande elektroner i ammoniak) binda en vätejon och därigenom bilda en positiv jon. Det är denna egenskap som gör aminerna till baser.

Några exempel på **alifatiska aminer**:

**Dimetylamin** ( $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ ) och **trimetylamin** ( $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ ), strukturformel se ovan, förekommer i sillake.

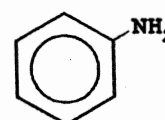
Putrescin, **1,4-diaminobutan**, ( $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{NH}_2$ ) och kadaverin, **1,5-diaminopentan**, ( $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_5\text{NH}_2$ ), bildas vid förruttelse av proteiner.

Ämnena räknades förr till likgifterna, men de är egentligen inte giftiga.

**1,6-diaminohexan** ( $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2$ ) används vid framställning av nylon.

**Aromatiska aminer** används som råmaterial inom den organisk-kemiska industrin bl a för framställning av ogräsmedel som används inom jordbruket.

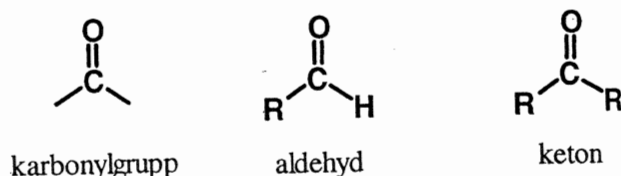
**Anilin** är den enklaste aromatiska aminen. Det är en färglös, giftig vätska, som snabbt mörknar i kontakt med luften.



anilin

## ALDEHYDER OCH KETONER

Många naturligt förekommande ämnen är **aldehyder** och **ketoner**. De har ofta angenäm lukt och utgör de aktiva komponenterna i naturligt doftande ämnen. De används därför ofta i parfymer och för att ge frisk doft inomhus. Aldehyder och ketoner innehåller en **karbonylgrupp**, se nedan. **Aldehydens** karbonylgrupp binder en **alkylgrupp** (kolkedja) och en **väteatom**. En **keton** har **två alkylgrupper** (kolkedjor) bundna till karbonylgruppen.



Aldehyder och ketoner framställs genom oxidation av primära resp sekundära alkoholer, se s 38. Aldehyder namnges genom att till namnet för motsvarande kolväte lägga ändelsen **-al**. Kolkedjan numreras så att karbonylgruppens kolatom får nr 1.

En vattenlösning av **metanal**, formaldehyd, kallas formalin. Metanal används för framställningen av olika polymerer bland annat till limmet i spånskivor. Den kan vara allergi-framkallande.

Aldehydgruppen,  $-\text{C}=\text{O}$  skrivs i förenklad form  $-\text{CHO}$ , (aldrig  $-\text{COH}$ ).



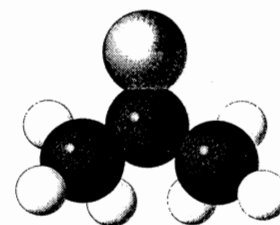
<i>Exempel:</i>	$\text{H}-\text{CHO}$	$\text{CH}_3-\text{CHO}$
	metanal	etanal
	formaldehyd	acetaldehyd

**Ketoner** namnges genom att stamkolvätet får ändelsen **-on**. Kolkedjan numreras från den ände som ger karbonylgruppen lägsta nummer. För den enklaste ketonen, **propanon**, behöver man inte ange var karbonylgruppen sitter. Den kan endast sitta på den mellersta kolatomen av tre för att vara en keton. Propanon, aceton, används som rengöringsmedel och industriellt som lösningsmedel.

Ketogruppen,  $-\text{C}=\text{O}$  skrivs i förenklad form  $-\text{CO}$ .

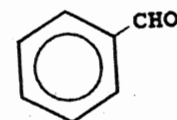


<i>Exempel:</i>	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
	propanon (aceton)	2-butanon



Molekylmodell av aceton

Bensaldehyd är den enklaste aromatiska aldeyden. Den utgör huvudbeståndsdelen i naturligt bittermandelolja.



bensaldehyd



## KARBOXYLSYROR

Karboxylsyror är en stor ämnesgrupp, och ämnena är vitt spridda i naturen.

Karboxylsyror är **svaga syror**. De namnges genom att ändelsen **–syra** läggs till namnet för motsvarande stamkolväte. För den enklaste syran med endast en kolatom blir det systematiska namnet **metansyra**.

De vanligaste syror har också trivialnamn som framgår av tabellen nedan. Många karboxylsyror har varit kända sedan länge (t ex ättiksyra). Ett antal karboxylsyror har viktiga roller i kroppens ämnesomsättning och som mellanprodukter i metabolismen. Ett flertal karboxylsyror eller deras derivat är viktiga vardagsvaror.

Alla karboxylsyror innehåller en eller flera karboxylgrupper. Karboxylgruppen skrivs oftast  $-\text{COOH}$ , vilket är ett bekvämare skrivsätt än den fullständigare strukturformeln:



En del karboxylsyror, bland annat palmitinsyra och stearinsyra kan erhållas genom att fetter sönderdelas. De kallas därför för **fettsyror**. Gemensamt för fettsyror är att de består av en ofta lång **kolvätesvans**, till vilken **karbonylgruppen** är bunden. Många av dessa är vanligen kända under sina trivialnamn. I tabellen nedan ges några exempel på karboxylsyror med formel, rationellt namn, trivialnamn och ursprunget till trivialnamnet.

Formel		rationellt namn	trivialnamn	ursprung till trivialnamnet
HCOOH	HCOOH	metansyra	myrsyra	LAT: <i>formica</i> , myra
CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COOH	etansyra	ättiksyra	LAT: <i>acetum</i> ättika
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COOH	propansyra	propionsyra	GREK: <i>protos</i> första, <i>pion</i> fett
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> COOH	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> COOH	butansyra	smörsyra	LAT: <i>butyrum</i> smör
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> COOH	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> COOH	pentansyra	valeriansyra	LAT: <i>valere</i> stark
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> COOH	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> COOH	hexansyra	kapronsyra	LAT: <i>caper</i> get
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> COOH	C <sub>7</sub> H <sub>15</sub> COOH	oktansyra	kaprylsyra	LAT: <i>caper</i> get
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> COOH	C <sub>9</sub> H <sub>19</sub> COOH	dekansyra	kaprinsyra	LAT: <i>caper</i> get
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>10</sub> COOH	C <sub>11</sub> H <sub>23</sub> COOH	dodekansyra	laurinsyra	lager
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>14</sub> COOH	C <sub>15</sub> H <sub>31</sub> COOH	hexadekansyra	palmitinsyra	palmolja
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>16</sub> COOH	C <sub>17</sub> H <sub>35</sub> COOH	oktadekansyra	stearinsyra	GREK: <i>stear</i> talg

### Några vanliga, envärda karboxylsyror

Karboxylsyror har utpräglat **starka** och **otrevliga lukter**.

**Ättiksyra**, som är vanlig i hushållet, har en stickande lukt. **Smörsyra**, som bland annat bildas då smör härsknar, är mycket illaluktande. **Myrsyra**, som finns i giftkörtlarna hos rödmyran och orsakar sveda vid dess bett, har även den en mycket stickande lukt.

Myrsyra används vid konservering av grönfoder, **ensilage**.

## Flerprotoniga karboxylsyror

En organisk syra som innehåller **två karboxylgruppen** kan avge **två vätejoner** vid behandling med en bas och kallas därför **tvåprotonig** eller **tvåvärd**.

Enklast är **etandisyra**, **oxalsyra**, som bland annat ingår i rabarber. En annan tvåprotonig syra är **butandisyra**, eller bärnstenssyra. De tvåvärda syror bildar en viktig serie som kallas **oxalsyraserien** efter namnet på den enklaste syran:

Trivialnamn	formel
oxalsyra	HOOC-COOH
malonsyra	HOOC-CH <sub>2</sub> -COOH
bärnstenssyra	HOOC-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -COOH
glutarsyra	HOOC-(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -COOH
adipinsyra	HOOC-(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -COOH
pimelinsyra	HOOC-(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -COOH

### Tvåvärda karboxylsyror

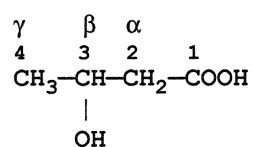
**Citronsyra** är ytterligare ett exempel på en flerprotonig karboxylsyra. Citronsyra har **tre** karboxylgrupper och är således en **trevärd** syra.

## Flerfunktionella föreningar

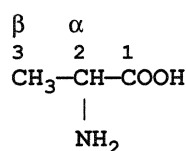
Många karboxylsyror innehåller **andra grupper** förutom karboxylgruppen. Det finns t ex **aminosyror**, karboxylsyror med en eller flera aminogrupeer (-NH<sub>2</sub>) och **hydroxysyror**, karboxylsyror med med en eller flera hydroxigrupper (-OH).

För flera av dessa föreningar används nästan uteslutande **trivialnamnen**. För att ange **var** på kolkedjan denna andra grupp sitter används i samband med trivialnamn **grekiska** bokstäver. I samband med rationella namn numreras kolkedjan på vanligt sätt från den ände som ger karboxylgruppen lägsta nummer.

*Exempel:*

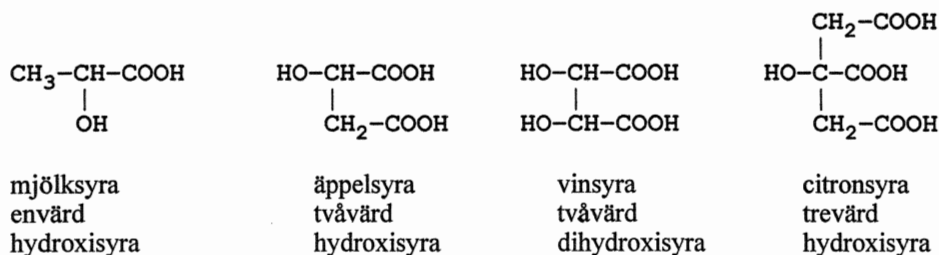


$\beta$ -hydroxismörsyra  
3-hydroxibutansyra



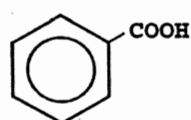
$\alpha$ -aminopropionsyra  
2-aminopropansyra

Några naturligt förekommande **hydroxysyror**:

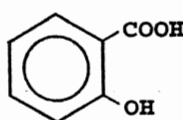
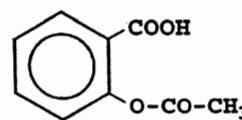


Den enklaste **aromatiska karboxylsyran** är **bensoesyra**.

**Salicylsyra** är en aromatisk hydroxysyra: 2-hydroxibensoesyra. Om **OH**-gruppen i denna får bilda ester med ättiksyra bildas **acetylsalicylsyra**, det bekanta huvudvärksmedlet **asprin**.



bensoesyra

2-hydroxibensoesyra  
(salicylsyra)acetylsalicylsyra  
(asprin)

### Omättade karboxylsyror

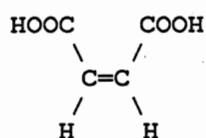
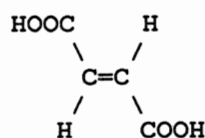
Oljesyra,  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , liknar till sin struktur stearinsyra, men oljesyra har en **dubbelbindning** mellan två kolatomer i mitten av kolkedjan. Oljesyra är en **omättad karboxylsyra**.

Om denna dubbelbindning mätas genom att två väteatomer med hjälp av en katalysator adderas till föreningen, bildas av den trögflytande oljesyran fast stearinsyra.

En del fettsyror har **flera kol-koldubbelbindningar** och kallas då **fleromättade fettsyror**. Både enkelomättade och fleromättade karboxylsyror förekommer i naturen t ex oljesyra, linolsyra och linolensyra.

Eftersom de omättade syrorna innehåller en eller flera dubbelbindningar i kolkedjan kan de uppvisa **cis-trans-isomeri**, se sid 32.

Ett exempel som visar att **cis-** och **trans-**formerna kan ha betydande fysikaliska skillnader är de enklaste tvåvärdade omättade karboxylsyrorna **maleinsyra** och **fumarsyra**.

maleinsyra (smp 130 °C)  
(cis-etendikarboxylsyra)fumarsyra (smp 287 °C)  
(trans-etendikarboxylsyra)

# TILLÄMPAD KEMI

## KORROSION

Alla material, även de vi anser vara beständiga, utsätts för kemiska angrepp av omgivande medier, som vanligen är gaser och vätskor. Vi vet att järn rostar, koppar ärgar, lättmetaller vitrostar. Dessa inte önskvärda angrepp på fasta kroppar benämns **korrosion**.

## KORROSIONENS EKONOMISKA BETYDELSE

Korrosionsskadorna i världen uppgår årligen till enorma belopp. I USA uppskattade man de årliga korrosionskostnaderna 1970 till 6,5 miljarder dollar och i Sverige till 1 miljard kronor! Av den totala metallproduktionen i världen antas att ca 10 % förstörs genom korrosion. Dessutom tillkommer svåruppskattade indirekta förluster jämte stora kostnader för att förhindra korrosionen. Vid ommålning av Eiffeltornet i Paris (vilket sker vart tredje år) åtgår exempelvis 30 - 45 ton färg och tusentals arbetstimmar.

## ORSAK TILL KORROSION

Ibland finner man i naturen metaller i ren gedigen form. Det är de **ädlare metallerna** platina, guld och silver och ibland även koppar, vilka alla är **obenägna** att **korrodera**. Vanligtvis påräffas dock metaller i form av kemiska föreningar.

Först genom människans ingrepp överförs dessa föreningar till ren metall. **Järn** finns exempelvis som **magnetit** (svartmalm), **aluminium** som **bauxit** (en blandning av olika aluminiumhaltiga bergarter) och **zink** som **zinkblände** (sulfid) eller **galmeja** (karbonat).

Ju mer energi det krävs för att omvandla en metallförening, desto starkare är strävan hos metallen att återgå till sitt ursprungliga tillstånd.

Denna **spontana återförvandling** kallas **korrosion**. Det är en naturlig företeelse.

Det finns flera anledningar till att metaller korroderar. I huvudsak kan korrosionsfenomenen indelas i två grupper:

- 1 Kemiska angrepp av gaser och saltsmältor.
- 2 Elektrokemisk upplösning i vattenlösningar.

Det senare förloppet sker vanligen vid korrosion i atmosfären. Det är det vanligaste och mest betydande. Korrosionsförloppet bestäms härvid huvudsakligen av **luftens syre** och **fuktig-heten**.

Först reagerar metallen med luftens syre. Det bildas härvid **metalloxid**. Om oxiden är **porfri** och **sammanhängande** samt har god vidhäftning och dessutom är **beständig** mot luft och fuktighet, **upphör** snart **korrosionen**. En del metaller, som t ex **aluminium**, **krom**, **nickel** och **kobolt**, överdras med sådana oxidskikt som är mycket tunna - mindre än 0,001 mm

I motsatt fall **fortsätter** förstöringen av metallen. Exempel på sådana metaller är **järn** och **magnesium**, som således inte är beständiga i luft.

## ELEKTROKEMISK KORROSION

Metall	Normalpotential (volt)
kalium	-2,92
kalций	-2,87
natrium	-2,71
magnesium	-2,37
aluminium	-1,66
zink	-0,76
krom	-0,74
järn	-0,44
kadmium	-0,40
nickel	-0,25
tenn	-0,14
bly	-0,13
väte	0,00
koppar	0,34
silver	0,80
kvicksilver	0,85
platina	1,20
guld	1,50

Den elektrokemiska spänningsserien vid 25 °C

Tabellen visar några av de vanligaste metallerna uppställda i vad som kallas **metallernas elektrokemiska spänningsserie**. Metallerna är här ordnade efter **stigande** normalpotential. Normalpotentialens storlek är ett mått på ifrågasvarande metalls oxiderande resp reducerande förmåga. Med hjälp av normalpotentialerna kan man teoretiskt avgöra om en redoxreaktion inträffar eller ej.

Metallerna i **seriens början** är starka **reduktionsmedel** och kan därför **oxideras lätt**. Sådana metaller kallas **oädla**.

Metallerna i **seriens slut oxideras** däremot **ogärna** och kallas därför **ädla** metaller. Ju längre ner i serien en metall står, desto ädlare sägs den vara. Zink är således ädlare än natrium, järn ädlare än zink, nickel ädlare än järn osv.

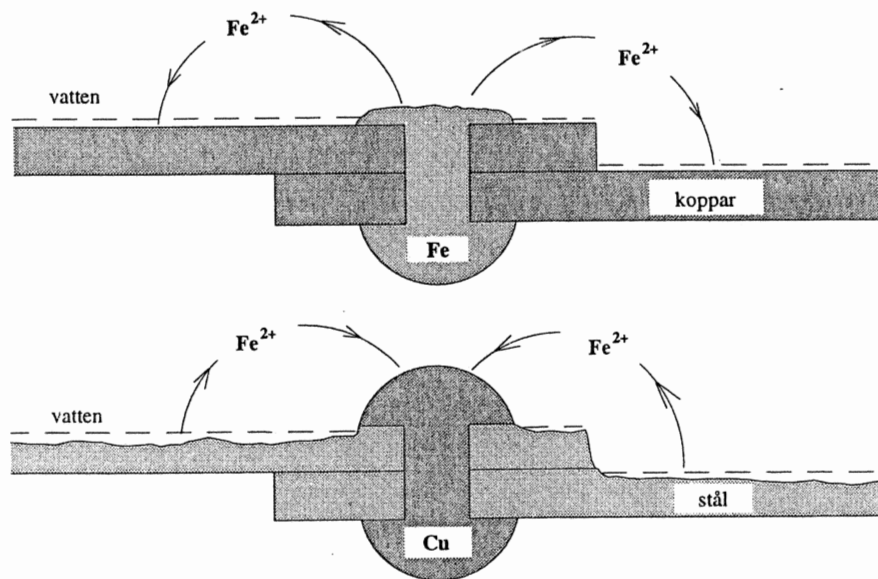
Med **ädla** metaller i dagligt tal menar man sådana som **inte lätt angrips** av kemikalier utan bibehåller sitt metalliska tillstånd. Man kan också säga att metaller som inte driver ut väte ur starka syror är ädla. Sådana metaller står under väte i spänningsserien. Koppar sägs ibland vara halvädla.

Om två metaller står i ledande förbindelse med varandra och samtidigt utsätts för fukt, bildas en **korrosionscell**. Då är risken för elektrokemisk korrosion stor.

Det klassiska exemplet är **kopparplåt** hopfogad med **stål** på ett fartygskrov. En korrosionscell uppkommer med havsvattnet som elektrolyt. Järn, som är den mest oädla metallen, dvs den med lägst normalpotential ( $E = -0,44 \text{ V}$ ) blir negativ pol och kommer att oxideras. Kopparn som har högst normalpotential ( $E = 0,34 \text{ V}$ ) blir positiv pol.

I ett galvaniskt element är det den **negativa polen** som **löses upp**.

I exemplet kommer således stålbitarna att lösas upp.



Kopparplåt nitad med stålbit (överst) och stålplåt nitad med kopparbit (underst)

## PRAKTISKA EXEMPEL PÅ ELEKTROKEMISK KORROSION

En aluminiumskorsten på ett koppertak fräts snabbt sönder under inverkan av fuktighet.

Spikas aluminiumplåt med järnspik får man likaledes en anfrätning av aluminiumplåten, fastän inte så hastigt som i kombination med koppar. Använder man förzinkad (galvaniserad) spik blir anfrätningen betydligt mindre.

Järnroder på fartyg med bronspropeller rostar lätt sönder. Sätter man zinkplåtar på rodet skyddas det emellertid mot frätning.

## JÄRNETS ROSTNING

Vi vet att **järn rostar snabbt** när det ligger ute i det **fria**. Det rostar även när det ligger i oeldade lokaler. Genom försök kan man lätt påvisa att detta hänger samman med **luftens relativa fuktighet**.

Är den lägre än 60 % (50 % om luften är saltmättad) sker ingen rostning.

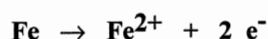
I Sverige varierar luftfuktigheten mellan 63 % och 85 % och är direkt rostbefrämjande.

Om ett metallföremål innehåller **föroreningar** av andra ämnen, dvs både anod- och katod- ytor, kan det korrodera **fristående** i fuktig luft. Detta är det i praktiken vanligaste korrosionsfallet.

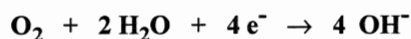
Rent järn har ingen praktisk användning. Det är först när järnet legeras med kol och andra ämnen som man får en önskvärd produkt. I sådant stål finns alltid grafitkorn, och gemensamt för all rostning är följande fenomen:

- 1 **Grafitkorn** i ytan på järnföremålet kommer att bilda **positiva poler** och **järnet** runt omkring blir **negativ pol**.

Vid den negativa polen sker **upplösning** av **järnmetall** enligt:



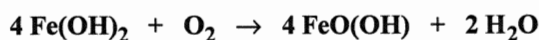
- 2 Vid de **positiva grafitkornen** sker följande reaktion, om elektrolytlösningen (vattenfilmen på ytan) innehåller upplöst **syrgas**:



- 3 Frigjorda **elektroner** leds i metallen **från minuspol till pluspol**. **Järn(II)joner** och **hydroxidjoner** diffunderar mot varandra i elektrolytlösningen, träffas och bildar svårslöslig **järn(II)hydroxid**:



- 4 **Järn(II)hydroxiden** reagerar därefter vidare med **syrgas**, t ex enligt formeln:



Det finns många former av rost. Beroende på temperatur, lufttillträde, fuktskiktets elektriska ledningsförmåga och miljön i övrigt får rosten olika sammansättning.

**Rost** består av en **blandning** av järnets **oxider** och **hydroxider**.

## MILJÖBIOTEKNIK

**Bioteknik** innebär det **tekniska utnyttjandet** av **celler** eller **delar** av **celler** för att framställa produkter eller utveckla processer som människan och hennes omgivning har nytta av. Till miljöbiotekniken räknas t ex processer där mikroorganismer används för rening av vatten eller för marksanering.

## VATTENRENING

Behovet av bruksvatten ökar mer och mer. För närvarande går det i Sverige åt ungefär 200 liter per person och dygn. I det moderna samhället är därför vattenförsörjningen ett av de stora problemen.

Vattnet från vattentäkter - en grundvattenförekomst eller ett öppet vattendrag - renas i vattenverk så att det kan användas som dricksvatten. Det befrias här från olösta föroreningar genom **filtrering**. Man tillsätter aluminiumsulfat för att påskynda utflockningen av dessa. Vattnet befrias från bakterier genom **klorering**.

I länder med sämre tillgång på sötvatten än Sverige har man diskuterat möjligheten att framställa dricksvatten ur havsvatten. Detta kan ske med hjälp av jonbytare eller genom destillation. Båda metoderna ställer sig emellertid mycket dyrbara.

## RENINGSVERK

Tidigare tömde man ut allt kloakvatten direkt i naturen. Fortfarande går tyvärr en stor del av avloppsvattnet tillbaka till naturen som förorenat vatten. Man har dock alltmer börjat bygga reningsanläggningar för avloppsvattnet, se figur. På grund av att föroreningarna är av så varierande slag måste reningen ske i flera steg.

I ett kommunalt reningsverk renas avloppsvatten från fasta partiklar, syreförbrukande ämnen och närsalter samt från tungmetaller och smittämnen. Processen är uppdelad i tre steg: **mekanisk, biologisk** och **kemisk rening**.

**A.** Vid den **mekaniska** reningen får avloppsvattnet passera ett grovt galler som silar ifrån större föremål. Sedan följer sandfångare och olika sedimenteringsbassänger.

**B.** I det **biologiska** steget tillförs aktivt slam. Detta innehåller mikroorganismer, som bakterier, urdjur, klockdjur och jästsvampar. De livnär sig på de **organiska** ämnen som finns i vattnet. Processen är **aerob, syrekrävande**.

För att underhålla den fullständiga, aeroba förbränningen blåser man luft genom avloppsvattnet. Mikroorganismerna växer snabbt i antal och bildar ett slam som sjunker till botten och kan skrapas bort. En liten del av slammet återförs till processen som aktivt slam. Reningssteget är effektivt och ca 95% av de syreförbrukande organiska ämnena tas bort.

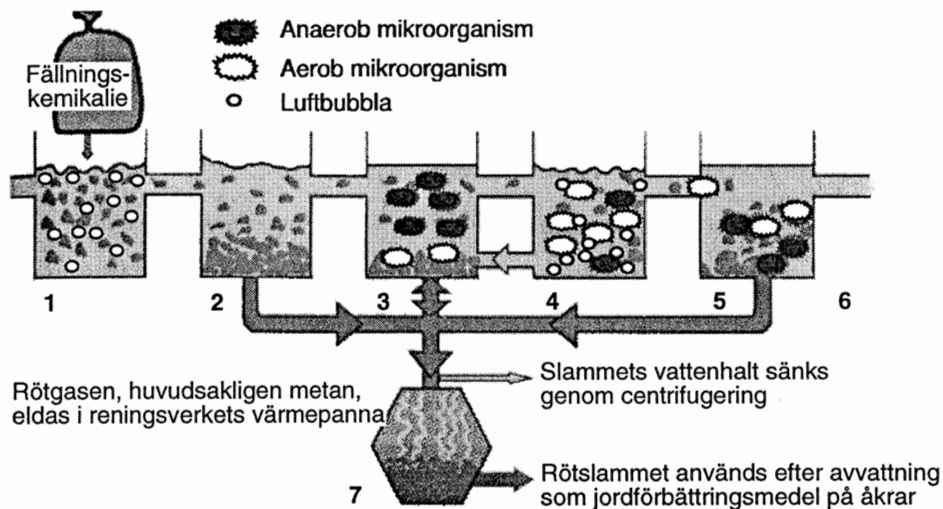
**C.** I det **kemiska** reningssteget elimineras framförallt lösta **fosforföreningar**. Aluminium- eller järnsalter tillsätts. Det bildas flockar av svårlösliga fosfater som avskiljs efter sedimentering. Därvid minskar utsläppen av fosfater som göder växterna i vattnet. Övergödning av sjöar leder till igenväxning.



Många reningsverk har också **kvävereduktion**. Den sker i en **anaerob** process som följer efter det biologiska reningssteget. Denitrifikationsbakterier reducerar **nitratjoner** till fritt **kväve** som avges till atmosfären. Samtidigt oxideras organiska föreningar.

**Slammet** från reningsprocessen överförs till en **rötkammare**. Där sker anaerob nedbrytning med hjälp av metanbildande bakterier. Stora mängder metangas för energiproduktion utvinns vid rötningen.

Det **utrötade slammet** har efter avvattnings viss användning som **jordförbättringsmedel** på åkrar. Ibland innehåller slammet avsevärda mängder tungmetaller och klorerade kolväten och ibland även sjukdomsalstrande bakterier. I sådana fall får slammet inte spridas på åkrar utan måste deponeras på platser där det inte kan förorena grundvattnet.



1. De grövsta föroreningarna är borttagna genom silning. Fällningskemikalier tillsätts och luft pumpas in för att förbättra omröringen. Oorganiskt fosfat fälls ut. En del övriga föroreningar fastnar i den flockiga fällningen.
  2. Flockarna sedimenterar.
  3. Mikroorganismer från bassäng 5 tillsätts. Ingen luft tillförs. Anaeroba bakterier trivs och omvandlar nitrater till fritt kväve. En tillsats av metanol eller etanol förbättrar effektiviteten i kvävereduktionssteget.
  4. Luft pumpas in så att syre tillförs. Aeroba mikroorganismer bryter ner organiska föreningar till koldioxid, vatten och ammoniak. I den syrerika miljön oxideras ammoniak till nitrat. En del vatten återförs till bassäng 3. De anaeroba bakterierna reducerar nitratjoner till kväve.
  5. Ett slam rikt på döda och levande mikroorganismer sedimenterar.
  6. Det reade vattnet leds först genom ett filter och därefter till en sjö eller ett vattendrag.
  7. I röttkammarens anaeroba miljö omvandlar bakterier en del av slammet till metan. Resten, röttslammet, ser ut som jord och används på många ställen som naturgödsel.
- (Kemiboken B, Liber 1999)

## MARKSANERING

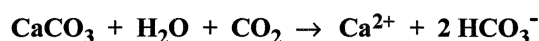
Det finns **bakterier** som överlever och även trivs i jord som är **starkt förorenad** av olja, bekämpningsmedel och lösningsmedel. Bakterierna kan **bryta ner** föroreningarna till ofarliga ämnen. Med **genteknik** kan man göra dessa bakterier än mer lämpade att överleva i den ogästvänliga miljön.

Lika värdefullt kan det vara att söka i andra extrema miljöer efter naturligt förekommande mikroorganismer som kan användas för destruktion av farliga substanser i förorenad mark. Med bioteknik har man framgångsrikt oskadliggjort oljespill, växtbekämpningsmedel, PCB och freoner.

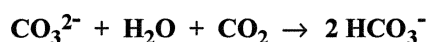
## HÅRT VATTEN

Vid förmultning av växtdelar i jordlagren bildas **koldioxid**. I naturen uppkommer svagt **kolsyrehaltigt** vatten genom att den koldioxid som uppstått i de övre jordlagren löser sig i vatten som sipprar genom marken.

Det kolsyrahaltiga vattnet kan **lösa upp** många **mineraler** och **bergarter**. När kolsyrahaltigt vatten rinner genom karbonathaltig mark, t ex mark som innehåller kalksten, bildas därför grundvatten som är rikt på flervärt positiva metalljoner, t ex  $\text{Ca}^{2+}$  och  $\text{Mg}^{2+}$  samt negativa vätekarbonatjoner. Förloppet sker enligt reaktionsformeln:



Allmänt kan formeln skrivas:



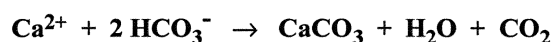
Vatten som innehåller kalciumjoner och andra tvåvärda metalljoner kallas **hårt vatten**. Sådant vatten har egenskaper som i vissa fall gör det olämpligt för användning. Den vanligaste typen av hårt vatten är det som innehåller kalciumjoner och vätekarbonatjoner.

## KALKTVÅL

Vid tvätt med tvåltvättmedel i hårt vatten bildar kalcium- och magnesiumjonerna **fällningar** med tvättmedlets negativa joner (joner av karboxylsyror). **Kalktvål** bildas. Denna lägger sig på textilfibrerna och gör dessa spröda och fläckiga.

## PANNSTEN

Om hårt vatten **kokas** frigörs koldioxid och det ursprungliga kalciumkarbonatet faller ut:



På detta sätt uppstår sk **pannsten** i ångpannor och varmvattenledningar. Reaktionen gör även att hårt vatten är olämpligt inom många kemiska industrier.

## HÅRDHETSGRADER

I Sverige anges vattenhårdhet i tyska, **°dH**.

1 °dH motsvarar **10 mg CaO** (= 7,1 mg  $\text{Ca}^{2+}$ ) per liter vatten. Nedanstående skala ger en uppfattning om hårdheten hos olika vattensorter.

mycket mjukt	mjukt	medelhårt	hårt	mycket hårt
Haparanda 1,4	Stockholm 6,6	Uppsala 12	Malmö 15	
0	2	5	10	14
				20 °dH

**Hårdhetsskala**

## AVHÄRDNING AV HÅRT VATTEN

- 1 **Upphettning** av vattnet. Härvid sker den reaktion som angetts under "Pannsten".
- 2 **Utfällning** av kalcium- och magnesiumkarbonat genom tillsats av soda,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  

$$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$$
- 3 **Tillsats** av ämnen med joner som  **binder**  magnesium och kalcium genom kovalenta bindningar. Ofta använder man natriumtripolyfosfat. De stora polyfosfatjonerna omger metalljonerna i lösningen, så att dessa inte kan fällas ut av tvål eller andra tvättmedel.
- 4 Användning av särskilda filter, s k **jonbytare**.

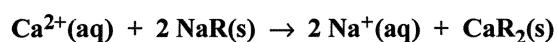
## JONBYTARE

En **jonbytare** kan vara uppbyggd av **negativt laddade jättejoner** som bildar ett sammanhängande skelett, ett nätverk. I detta nätverk finns positiva joner av ordinär storlek t ex  $\text{H}^+$ -,  $\text{Na}^+$ -,  $\text{Mg}^{2+}$ -joner etc.

De positiva jonernas sammanlagda laddning är så stor att varje jonbytarkorn blir elektriskt neutralt. En jonbytare av denna typ kan lätt byta ut sina positiva joner mot andra positiva joner i en omgivande lösning.  $\text{Na}^+$  kan bytas mot  $\text{H}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  mot  $\text{Na}^+$ .

En jonbytare av ovan beskrivna typ kallas **katjonbytare** (katjoner = joner som vid elektrolys vandrar mot katoden, dvs positiva joner). Det finns också jonbytare, där skelettet består av positiva jättejoner, s k **anjonbytare** (anjoner = joner som vandrar mot anoden, dvs negativa joner). Med hjälp av en sådan kan negativa joner i lösningen som  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  etc utbytas mot t ex  $\text{OH}^-$ .

Om hårt vatten får passera en natriummättad katjonbytare, byts  $\text{Ca}^{2+}$ -joner ut mot  $\text{Na}^+$ -joner. Tecknas jonbytaren  $\text{NaR}$ , kan avhärdningen beskrivas med reaktionsformeln:



När natriumjonerna förbrukats, kan man regenerera jonbytaren (återbilda den), genom att låta en lösning som innehåller natriumjoner i hög koncentration, t ex en koksaltlösning, passera densamma.

## TENSIDER

### YTSPÄNNING

I fria vätskeytor eller i gränssytan mellan olika vätskefaser uppkommer spänningar som resulterar i att vätskeytorna blir buktiga. Spänningarna orsakas huvudsakligen av attraktionskrafter mellan de olika fasernas molekyler. Man talar allmänt om **ytspänning**.

### YTAKTIVA ÄMNEN - TENSIDER

Tillsats av vissa ämnen till vatten minskar dess ytspänning. Man säger att sådana ämnen är **ytaktiva**. Sedan gammalt har man vid tvätt satt växtsafter och vedaska till tvättvattnet för att uppnå bättre tvätteffekt. De viktigaste ytaktiva medlen har dock under de senaste 5000 åren varit tvål och såpa. Numera har kemister lyckats framställa en mängd olika ytaktiva ämnen. Sedan 1960 kallar man dessa med ett gemensamt namn **tensider**.

### TENSIDERNAS BYGGNAD

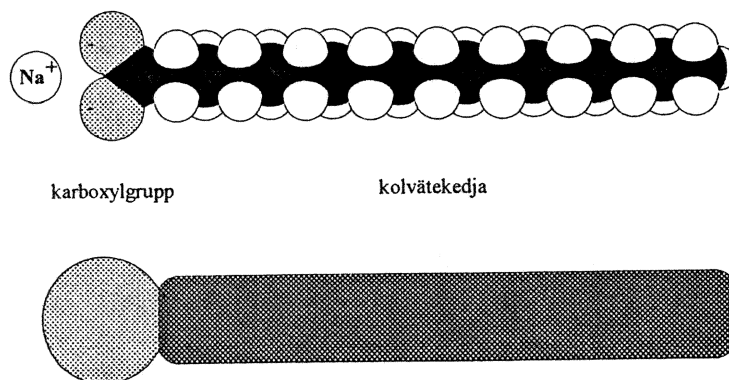
En tensidmolekyl består alltid av en del som dras till lösningsmedlet och en del som stöts bort av detta. När vatten brukas som lösningsmedel talar man om en **hydrofil** (vattenvänlig) grupp och en **hydrofob** (vattenfientlig) grupp.

Den **hydrofoba** gruppen av en tensidmolekyl består i regel av en **lång kolväterest** med 12 - 18 kolatomer. Den **hydrofila** gruppens sammansättning **varierar**. Denna del är därför avgörande för tensidens egenskaper.

### TVÅL

Vanlig tvål är **natriumsaltet** av **stearin-** eller **palmitinsyra**.

Här är **kolväteresten** (t ex  $C_{17}H_{35}-$ ) **hydrofob** del och **karboxylgruppen**  $-COO^-$  **hydrofil** del i molekylen.



Modell (överst) och schematisk bild (underst) av en natriumstearatmolekyl

När tvål sätts till vatten uppdelas tvålen i positiva natriumjoner och negativa stearatjoner. **Stearatjonerna** ansamlas i **vattenytan**. Den hydrofoba kolvätedelen stöts bort av vattenmolekylerna, medan den hydrofila delen av molekylerna håller tvålen i lösning.



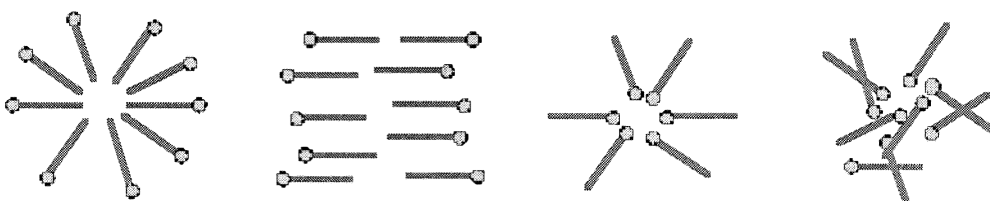
Tensidmolekyler i vattenyta

När tvålen bildat ett enkelt skikt i vätskeytan **bestäms ytspänningen** av **tvålen** och inte av vattnet. Resultatet blir att ytspänningen **minskar** även vid mycket små tillsatser.

Ett **tvättmedel** skall lösa upp vattenolösliga delar, dvs feta ämnen. Det ytaktiva ämnet orienterar sig i en fettfläck så att **kolledjan vandrar in i fett** medan den laddade delen stannar utanför. När man sedan sköljer med vatten följer den vattenlösliga änden av tvättmedlet med och naturligtvis även resten av molekylerna, som tar med sig fett i fläcken.

## MICELLER - SOLUBILISERING

Sätter man till **ytterligare tvål** samlas stearatjonerna inuti vattnet och bildar där osynliga flockar, s k **miceller**, av olika form.

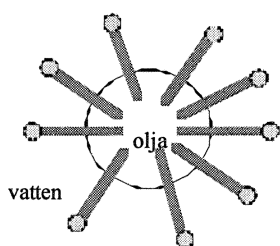


Miceller av olika form

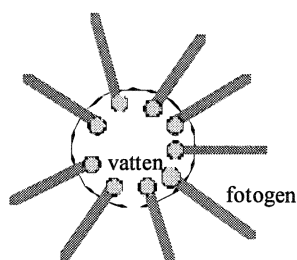
Micellerna kan i sig innesluta molekyler av vattenolösliga ämnen såsom olja och fett. Det är då den hydrofoba delen är verksam.

På motsvarande sätt kan en lämpligt uppbyggd tensid i t ex fotogen bilda miceller som kan innesluta små vattendroppar.

Man brukar kalla dessa lösningsfenomen för **solubilisering**.



En oljedroppe i vatten

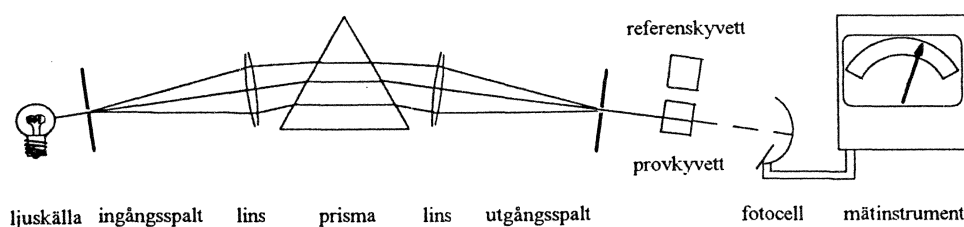


En vattendroppe i fotogen

## ANALYSMETODER

### SPEKTROSKOPI – ANALYS MED LJUS

Vid en kolorimetrisk analys bestämmer man färgade lösningars koncentration genom att undersöka färgstyrkan. Man jämför den lösning, vars koncentration man ska bestämma med en lösning som har känd koncentration. Med hjälp av en spektrofotometer kan man göra noggranna bestämningar. Man använder sig då av ljus inom ett relativt smalt våglängdsområde och mäter ljusintensiteten på elektrisk väg, t ex med hjälp av en fotocell. Provlösningen håller man i en kyvett, vanligen av glas eller kvarts. Två sidoytor i kyvetten är plana och parallella med varandra. Ljus av en viss våglängd får falla vinkelrätt mot de parallella ytorna.

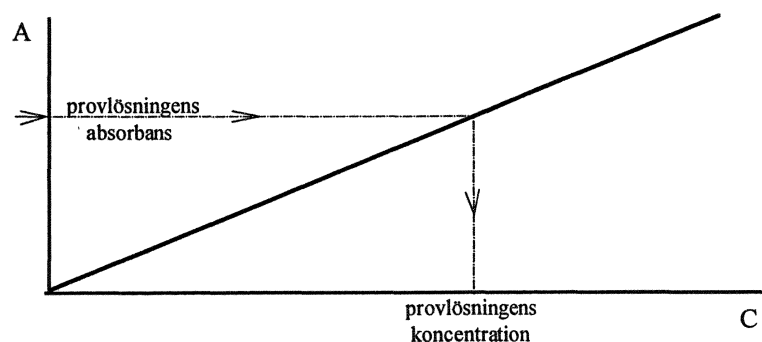


Principen för en spektrofotometer

Om kyvetten innehåller en lösning av ett ämne som absorberar ljus av den aktuella våglängden, kommer intensiteten på det utgående ljuset att vara mindre än det infallande. Lösningens ljusabsorbans, som brukar betecknas  $A$ , är proportionell mot det ljusabsorberande ämnets koncentration  $c$  och mot avståndet  $d$  mellan de planparallella ytorna i kyvetten. Följande samband gäller alltså:  $A = k \cdot c \cdot d$ , där  $k$  är en proportionalitetskonstant.

Den stora användbarheten hos metoden beror bl a på att man ofta kan finna ett våglängdsområde, där endast ett av flera ämnen i en lösning absorberar ljus i nämnvärd grad. Metoden kan också användas för ämnen som endast absorberar UV-ljus och som därför är färglösa.

Vid en spektrofotometrisk analys använder man en kalibreringskurva för att bekvämt kunna utvärdera analysen. En sådan kurva görs upp genom att man bereder ett antal lösningar med olika (men kända) koncentrationer av det ämne som ska analyseras, mäter dessa lösningars absorbans och avsätter resultaten som punkter i ett diagram (absorbansen  $A$  som funktion av koncentrationen  $C$ ). Punkterna kommer att bilda en rät linje som går genom origo.



Kalibreringskurva för spektrofotometri

## KROMATOGRAFI

Kromatografi är namnet på en grupp separationsmetoder som utvecklats mycket under de senaste decennierna. Namnet kromatografi har sitt ursprung i de första experimenten som gällde separation av färgade föreningar (av grekiska chroma = färg).

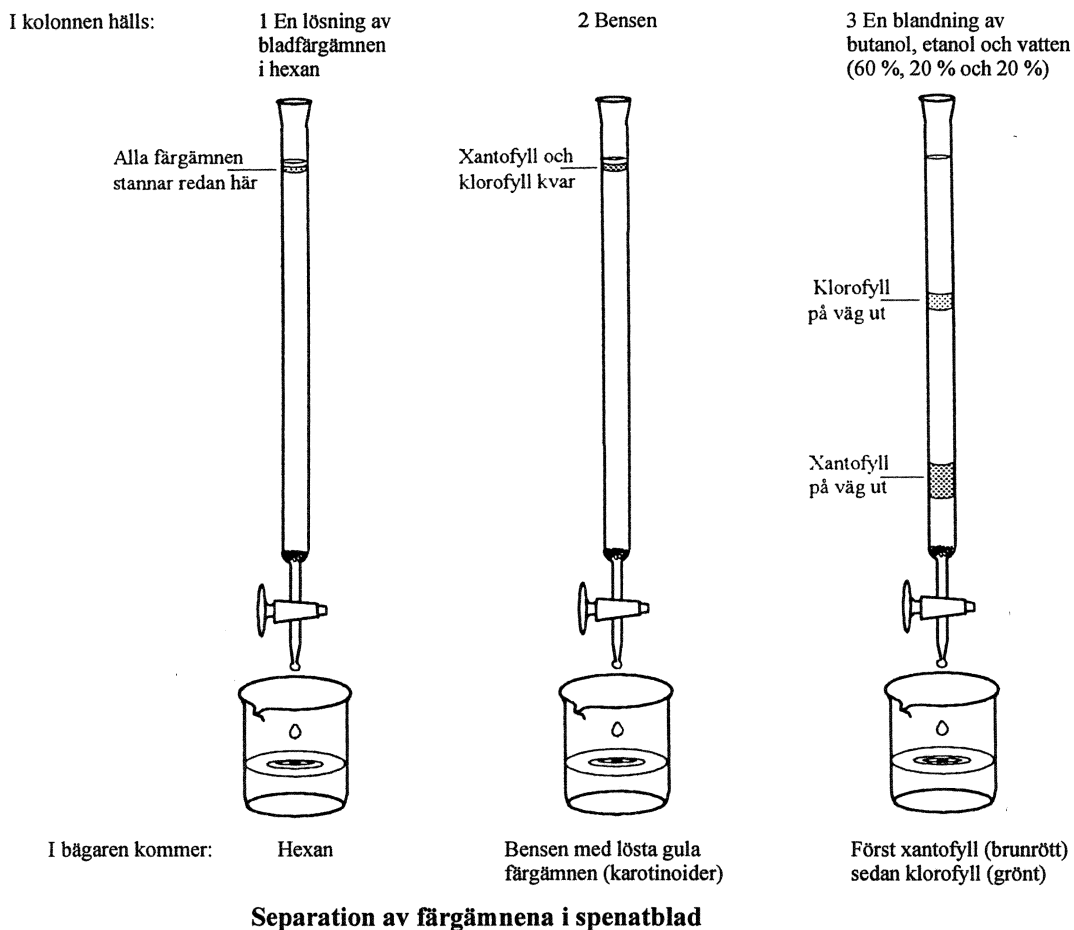
Numera avser man metoder som bygger på en **fördelning** av de föreningar som skall separeras mellan **två faser** där den ena fasan är **mobil**, rörlig, och den andra **stationär**, stillastående. Separationen baseras på att de olika ämnen som ingår i en blandning **fördelar sig** olika mellan faserna. De transporteras därför med olika hastigheter i det kromatografiska systemet, dvs de separeras.

### Adsorptionskromatografi

Många fasta ämnen har en utpräglad förmåga att ta upp olika slags ämnen på sin yta. Detta utnyttjas t ex i gasmasker, i vilka finpulvriserat aktivt kol befriar luften från giftiga ämnen. Man säger då att ämnena **adsorberas** på pulvret.

Ämnen med god adsorptionsförmåga är förutom aktivt kol bl a magnesiumoxid, aluminiumoxid, kiselgel, kalciumkarbonat, socker och cellulosa. Dessa fasta ämnen kan användas för att separera upplösta ämnen ur en lämplig lösning. Resultatet beror på att olika organiska ämnen adsorberas olika starkt på ett fast ämne, samt att olika lösningsmedel har större eller mindre förmåga att lösa ut ett adsorberat ämne från adsorptionsmedlet.

*Exempel:* Man vill separera färgämnen i spenatblad. Färgämnen extraheras först ut ur spenatbladen till en hexanlösning. Denna hälls genom en kolonn som fyllts med aluminiumoxid. Figuren visar fortsättningen.



## Papperskromatografi

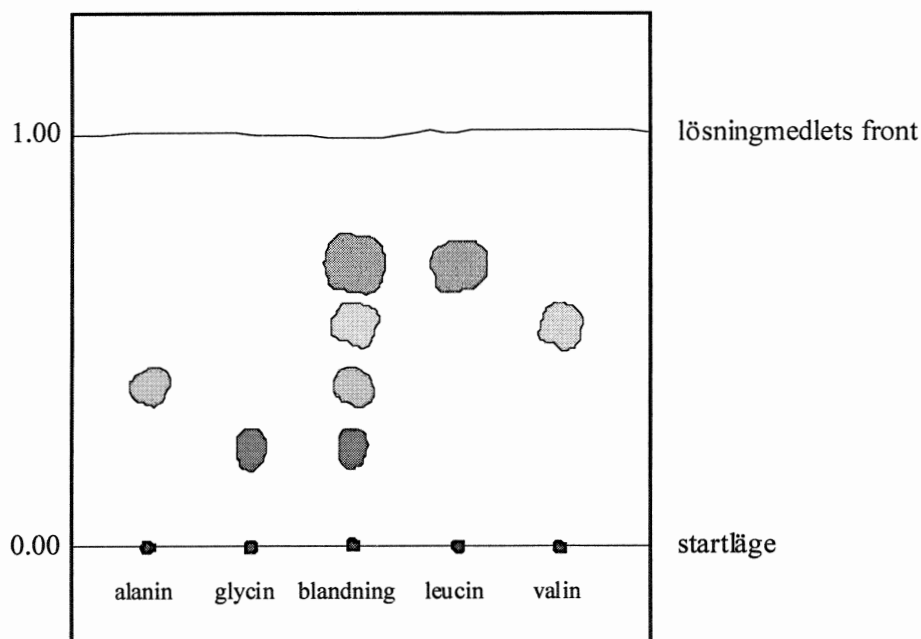
Många ämnen, både organiska och oorganiska, kan separeras med hjälp av papper (cellulosa). Med en sådan metod kan man separera mycket **små ämnesmängder**. Metoden har mångsidig användning särskilt när det gäller organiska ämnen. Man har t ex kunnat skilja och analysera de olika slags aminosyror som bildas vid hydrolys av protein.

Mekanismen här är annorlunda än vid adsorptionskromatografi. Cellulosamolekylerna har stor förmåga att binda vattenmolekyler. Pappersfibrerna kommer därför att hålla kvar en tunn vattenfas. De upplösta ämnena kommer att fördela sig mellan den stillastående vattenfasen och den rörliga lösningsmedelsfasen. Denna sorts kromatografi brukar kallas fördelningskromatografi.

*Exempel:* Lösningar av **aminosyrorna** glycin, alanin, valin och leucin sätts var för sig på ett filterpapper på lika stort avstånd från den kant av papperet, som doppas ned i lösningsmedlet (en butanol-ättiksyra-vattenblandning).

En **blandning** av alla fyra aminosyrorna placeras i en femte punkt på papperet på lika stort avstånd från samma kant.

När lösningsmedlet suggs upp i papperet **separeras** de fyra aminosyrorna i blandningen.



Separation av aminosyror med papperskromatografi



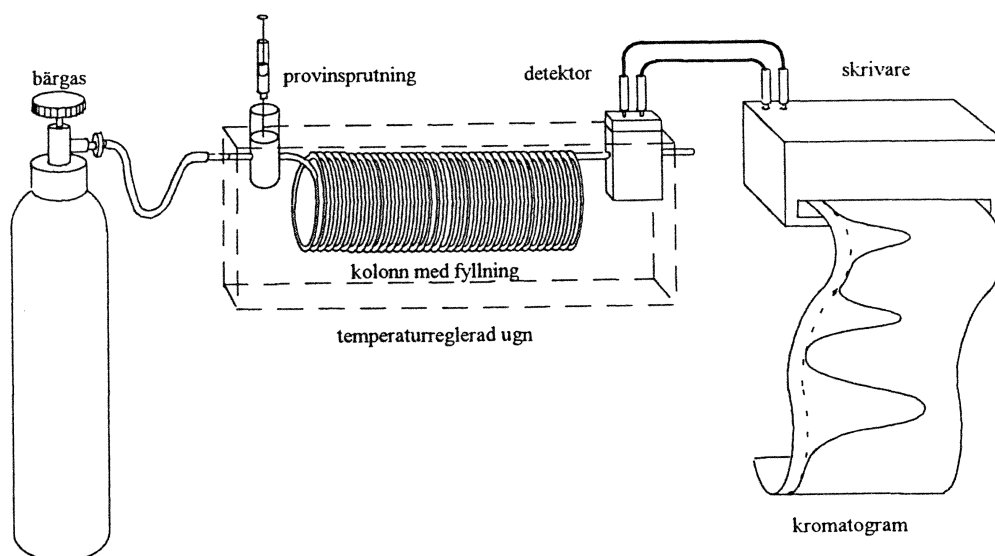
## Gaskromatografi – den effektivaste tekniken

Mycket känsliga analyser kan göras med hjälp av **gaskromatografi**. Principen är densamma som för övrig fördelningskromatografi.

Vid gaskromatografi är den **mobila fasen** en **gas**. Separationen sker i en kolonn av metall, glas eller kvarts. Numera används i regel en 20-100 m lång kvartskapillär i form av en spiral med en inre diameter av ca 0,3 mm. En tunn vätskefilm är bunden till kapillärens insida. Föreningar som skall separeras drivs fram genom kapillären av den mobila fasen, gasen. Då föreningar befinner sig i gasfasen rör de sig med gasens hastighet, ca 40 cm/s. Då de är lösta i vätskan på kapillärens insida står de stilla. Genom att olika föreningar fördelar sig olika mellan stationärfasen och mobilfasen kan de separeras.

Blandningen som ska analyseras, sprutas in i början av kolonnen. Temperaturen är så hög att blandningen direkt övergår i gasform. Blandningen förs av bärgasen genom kolonnen. De olika ämnena i blandningen följer med olika snabbt beroende på hur lösliga de är i den stillastående vätskefasen. Vid kolonnens slut finns en detektor som känner av när ett ämne i blandningen passerar.

Metoden är mycket känslig och analyser kan göras på mängder ner till  $10^{-12}$  g. Metoden används bl a för analys av karboxylsyrasammansättningen i fett och för mätning av mängden bekämpningsmedelsrester i livsmedel.



Uppställning för gaskromatografi

# INSTUDERINGSFRÅGOR

Vilken laddning har: *a* protonen                      *b* neutronen                      *c* elektronen

Järn har atomnummer 26. Hur många elektroner finns i: *a*  $\text{Fe}^{2+}$                       *b*  $\text{Fe}^{3+}$

Vad är en isotop?

X står för ett grundämne (med atomnummer 13) som finns i det periodiska systemet. En isomer av X kan betecknas: X-27. Hur många protoner och neutroner har atomen? Vilken kemisk beteckning har X i periodiska systemet?

Vad innebär kemisk bindning?

Vad innebär ädelgasstruktur?

Vad innebär kovalent bindning?

Vilken typ av kemisk bindning finns det i:

*a* NaBr                      *b*  $\text{SO}_2$                       *c* CaO                      *d*  $\text{CCl}_4$

Neutralisation innebär att en syra och en bas bildar vatten och ett salt. Ge exempel på en sådan reaktion.

Vilken är den kemiska definitionen på en syra?

Vad är definitionen på pH?

Vilka pH-värden har en sur, neutral resp basisk/alkalisk lösning?

Hur många bindningar har kolatomen?

Alkener och alkyner är omättade föreningar. Vilka olika bindningar innehåller dessa?

Vilket ämne kan man använda för att kontrollera om en förening är omättad?

Vilka funktionella grupper finns i alla aminosyror?

Skriv strukturformel för:

*a* pentan                      *b* penten                      *c* pentyn                      *d* pentanol

Vad innebär det att två ämnen är isomerer?

Rita isomererna av butan.

Vad menas med en flervärd alkohol? Ge exempel på en flervärd alkohol!

Vad bildas vid försiktig oxidation av sekundär butanol?

Vad beror korrosion på?

Vad händer om man använder en spik av ädlare metall än det material som man spikar i?

Vilket grundämne och vilken kemisk förening måste finnas för att det ska kunna bildas rost på en järnyta?

Vilka är de tre huvudstegen vid avloppsvattenrening?

I vilken enhet mäts vattnets hårdhet?

Hur kan man avhärda vatten?

Förklara tensidernas tvättverkan.

Vilka grundämnen ingår i: *a* polyeten      *b* PVC      *c* teflon?

Hur fungerar en spektrofotometer?

Vilka egenskaper hos de undersökta ämnena ligger till grund för separation med kromatografi?

Beskriv hur man arbetar med:

*a* papperskromatografi      *b* tunnskikt-kromatografi      *c* kolonnkromatografi

# SVAR OCH LÖSNINGAR

## SVAR TILL REDOXPROBLEMEN

Nr	oxidation	reduktion	oförändrat	koefficienter
1	Na 0 → 1	H 1 → 0		2 2 2 1 2
2	Zn 0 → 2	Cu 2 → 0		1 1 1 1
3	Fe 0 → 3	H 1 → 0		2 3 1 3
4	Al 0 → 3	Fe 3 → 0		2 1 1 2
5	Al 0 → 3	H 1 → 0	Cl -1	2 6 2 3 6
6	Ca 0 → 2	H 1 → 0		1 2 1 1 2
7	Si 0 → 4	O 0 → -2		1 1 1
8	Pb 0 → 2	Pb 4 → 2	S 6	1 1 4 2 2 2
9	Cu 0 → 2	N 5 → 2		3 2 8 3 2 4
10	Sn 0 → 4	N 5 → 4 H 1 → 0		1 2 2 1 2 1
11	S -2 → 0	S 4 → 0		2 1 3 2
12	S 4 → 6	Mn 7 → 2		2 5 1 2 2 5
13	C 0 → 2	Cu 2 → 1		1 2 5 1 1 3
14	N -3 → 0	Cr 6 → 3		1 1 1 4
15	P 0 → 1	P 0 → -3		4 3 3 1 3
16	S -2 → 6	N 5 → 2	Bi 3	1 8 8 2 3 8 4
17	C -2 → 0	Cr 6 → 3		3 2 16 3 4 11
18	Cr 3 → 6	N 5 → 3	C 4	2 3 5 2 3 5
19	Sn 2 → 4	Hg 2 → 1	Cl -1	1 2 1 1 2
20	C 3 → 4	Mn 7 → 2		2 5 6 2 10 8

## SVAR TILL ÖVNINGSEXEMPLEN

- 1 78,0 u  
 2 a) 71,0 u b) 85,0 u c) 98,0 u d) 342,0 u  
 3 46,0 u  
 4 a) 44,0 u b) 44,0 g/mol  
 5 82,4 %  
 6 66,4 %  
 7 29,5 % Ca 22,8 % P  
 8 20,0 %  
 9 a) 88,9 % b) 80,0 %  
 10 8,4 %  
 11 0,0517 g  
 12 58,4 g  
 13 1,7 g  
 14 14,4 g  
  
 15 33,2 g  
 16 300,5 g svavel 299,5 g syre  
 17 511 g  
 18 2,51 g  
 19 112,5 g  
 20 5,14 g  
 21  $\text{Cu}_2\text{S}$   
 22 6  
  
 23 6474 g  
 24 0,2 mol  $\text{Al}^{3+}/\text{l}$  0,3 mol  $\text{SO}_4^{2-}/\text{l}$   
 25 2,66 g  
 26 a) 3,0 mol b) 3,0 mol c) 0,9 mol  
 27 0,27 mol/l  
 28 12,4 mol/l  
 29 18,4 mol/l  
  
 30 0,230 mol/l  
 31 0,128 mol/l  
 32 0,256 mol/l  
 33 0,136 mol/l  
  
 34A pH = 2,0  
 34B pOH 0,70 pH = 13,30  
 35A a) 0,70 b) 0,00 c) 1,3 d) -0,18 e) -0,60  
 35B a) 0,02 mol/l b) 0,005 mol/l c) 0,30 mol/l  
 d) 1,6 mol/l  
 36A 0,019 g  
 36B a)  $10^{-5}$  mol/l b) pH = 5,0  
  
 37A pH = 12,0  
 37B a) 13,4 b) 1,43 (sur)  
 c) 12,40 d) 1,30 (sur)  
 38 pH = 13,0  
 39 pH = 13,0  
  
 40 45,5 %  
 41 122,4 g  
 42 607 g  
 43 0,300 mol/l  
 44 pH = 1,0  
 45 1,71 g  
 46 4,50 g  
 47 46,7 %  
 48 a) 31,2 kg N b) 87,0 kg K  
 49 pH = 12,0  
 50 0,84 kg/ha  
 51 5,58 g  
 52 0,56 g  
 53 25,6 g  
 54 71,4 g

# TABELLER OCH FORMLER

## NAMN OCH FORMEL FÖR NÅGRA VANLIGA JONER

Positiva joner (katjoner)		Negativa joner (anjoner)	
aluminium	$\text{Al}^{3+}$	bromid	$\text{Br}^-$
ammonium	$\text{NH}_4^+$	cyanid	$\text{CN}^-$
barium	$\text{Ba}^{2+}$	dikromat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
bly(II)	$\text{Pb}^{2+}$	divätefosfat	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
järn(II)	$\text{Fe}^{2+}$	fluorid	$\text{F}^-$
järn(III)	$\text{Fe}^{3+}$	fosfat	$\text{PO}_4^{3-}$
kadmium	$\text{Cd}^{2+}$	hydroxid	$\text{OH}^-$
kalций	$\text{Ca}^{2+}$	jodid	$\text{I}^-$
kalium	$\text{K}^+$	karbonat	$\text{CO}_3^{2-}$
kobolt	$\text{Co}^{2+}$	klorid	$\text{Cl}^-$
koppar(I)	$\text{Cu}^+$	kromat	$\text{CrO}_4^{2-}$
koppar(II)	$\text{Cu}^{2+}$	nitrat	$\text{NO}_3^-$
krom	$\text{Cr}^{3+}$	nitrit	$\text{NO}_2^-$
kvicksilver(II)	$\text{Hg}^{2+}$	oxid	$\text{O}^{2-}$
magnesium	$\text{Mg}^{2+}$	perklorat	$\text{ClO}_4^-$
mangan(II)	$\text{Mn}^{2+}$	permanganat	$\text{MnO}_4^-$
natrium	$\text{Na}^+$	sulfat	$\text{SO}_4^{2-}$
nickel	$\text{Ni}^{2+}$	sulfid	$\text{S}^{2-}$
oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+$	sulfit	$\text{SO}_3^{2-}$
silver	$\text{Ag}^+$	vätefosfat	$\text{HPO}_4^{2-}$
väte	$\text{H}^+$	vätekarbonat	$\text{HCO}_3^-$
zink	$\text{Zn}^{2+}$	vätesulfat	$\text{HSO}_4^-$

## GRUNDÄMNE NAS TECKEN, NUMMER, NAMN OCH MASSA

<b>Ac</b>	89	Aktinium	(227)	<b>Mg</b>	12	Magnesium	24.31
<b>Ag</b>	47	Silver	107.87	<b>Mn</b>	25	Mangan	54.94
<b>Al</b>	13	Aluminium	26.98	<b>Mo</b>	42	Molybden	95.94
<b>Am</b>	95	Americium	(243)	<b>N</b>	7	Kväve	14.01
<b>Ar</b>	18	Argon	39.95	<b>Na</b>	11	Natrium	22.99
<b>As</b>	33	Arsenik	74.92	<b>Nb</b>	41	Niob	92.91
<b>At</b>	85	Astat	(210)	<b>Nd</b>	60	Neodym	144.24
<b>Au</b>	79	Guld	196.97	<b>Ne</b>	10	Neon	20.18
<b>B</b>	5	Bor	10.81	<b>Ni</b>	28	Nickel	58.71
<b>Ba</b>	56	Barium	137.34	<b>No</b>	102	Nobelium	(255)
<b>Be</b>	4	Beryllium	9.01	<b>Np</b>	93	Neptunium	(237)
<b>Bi</b>	83	Vismut	208.98	<b>O</b>	8	Syre	16.00
<b>Bk</b>	97	Berkelium	(247)	<b>Os</b>	76	Osmium	190.20
<b>Br</b>	35	Brom	79.90	<b>P</b>	15	Fosfor	30.97
<b>C</b>	6	Kol	12.01	<b>Pa</b>	91	Protaktinium	(231)
<b>Ca</b>	20	Kalcium	40.08	<b>Pb</b>	82	Bly	207.20
<b>Cd</b>	48	Kadmium	112.40	<b>Pd</b>	46	Palladium	106.40
<b>Ce</b>	58	Cerium	140.12	<b>Pm</b>	61	Prometium	(145)
<b>Cf</b>	98	Californium	(251)	<b>Po</b>	84	Polonium	(210)
<b>Cl</b>	17	Klor	35.45	<b>Pr</b>	59	Praseodym	140.91
<b>Cm</b>	96	Curium	(247)	<b>Pt</b>	78	Platina	195.09
<b>Co</b>	27	Kobolt	58.93	<b>Pu</b>	94	Plutonium	(244)
<b>Cr</b>	24	Krom	52.00	<b>Ra</b>	88	Radium	(226)
<b>Cs</b>	55	Cesium	132.91	<b>Rb</b>	37	Rubidium	85.47
<b>Cu</b>	29	Koppar	63.55	<b>Re</b>	75	Rhenium	186.20
<b>Dy</b>	66	Dysprosium	162.50	<b>Rh</b>	45	Rodium	102.91
<b>Er</b>	68	Erbium	167.26	<b>Rn</b>	86	Radon	(222)
<b>Es</b>	99	Einsteinium	(254)	<b>Ru</b>	44	Rutenium	101.07
<b>Eu</b>	63	Europium	151.96	<b>S</b>	16	Svavel	32.06
<b>F</b>	9	Fluor	19.00	<b>Sb</b>	51	Antimon	121.75
<b>Fe</b>	26	Järn	55.85	<b>Sc</b>	21	Skandium	44.96
<b>Fm</b>	100	Fermium	(257)	<b>Se</b>	34	Selen	78.96
<b>Fr</b>	87	Francium	(223)	<b>Si</b>	14	Kisel	28.09
<b>Ga</b>	31	Gallium	69.72	<b>Sm</b>	62	Samarium	150.40
<b>Gd</b>	64	Gadolinium	157.25	<b>Sn</b>	50	Tenn	118.69
<b>Ge</b>	32	Germanium	72.59	<b>Sr</b>	38	Strontium	87.62
<b>H</b>	1	Väte	1.008	<b>Ta</b>	73	Tantal	180.95
<b>Ha</b>	105	Hahnium	(260)	<b>Tb</b>	65	Terbium	158.93
<b>He</b>	2	Helium	4.00	<b>Tc</b>	43	Teknetium	(99)
<b>Hf</b>	72	Hafnium	178.49	<b>Te</b>	52	Tellur	127.60
<b>Hg</b>	80	Kvicksilver	200.59	<b>Th</b>	90	Torium	232.04
<b>Ho</b>	67	Holmium	164.93	<b>Ti</b>	22	Titan	47.90
<b>I</b>	53	Jod	126.90	<b>Tl</b>	81	Tallium	204.37
<b>In</b>	49	Indium	114.82	<b>Tm</b>	69	Tulium	168.93
<b>Ir</b>	77	Iridium	192.22	<b>U</b>	92	Uran	238.03
<b>K</b>	19	Kalium	39.10	<b>V</b>	23	Vanadin	50.94
<b>Kr</b>	36	Krypton	83.80	<b>W</b>	74	Volfram	183.85
<b>Ku</b>	104	Kurtjotovium	(261)	<b>Xe</b>	54	Xenon	131.30
<b>La</b>	57	Lantan	138.91	<b>Y</b>	39	Yttrium	88.91
<b>Li</b>	3	Litium	6.94	<b>Yb</b>	70	Ytterbium	173.04
<b>Lr</b>	103	Lawrencium	(256)	<b>Zn</b>	30	Zink	65.38
<b>Lu</b>	71	Lutetium	174.97	<b>Zr</b>	40	Zirkonium	91.22
<b>Md</b>	101	Mendelevium	(257)				

För radioaktiva grundämnen anges masstalet för den stabilaste isotopen inom parentes.

# GRUNDÄMNENAS PERIODISKA SYSTEM

Grupp Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	<b>1</b> 1,008 <b>H</b> 1																	<b>2</b> 4,00 <b>He</b> 2	
2	<b>3</b> 6,94 <b>Li</b> 2.1	<b>4</b> 9,01 <b>Be</b> 2.2											<b>5</b> 10,8 <b>B</b> 2.3	<b>6</b> 12,0 <b>C</b> 2.4	<b>7</b> 14,0 <b>N</b> 2.5	<b>8</b> 16,0 <b>O</b> 2.6	<b>9</b> 19,0 <b>F</b> 2.7	<b>10</b> 20,2 <b>Ne</b> 2.8	
3	<b>11</b> 23,0 <b>Na</b> 2.8.1	<b>12</b> 24,3 <b>Mg</b> 2.8.2											<b>13</b> 27,0 <b>Al</b> 2.8.3	<b>14</b> 28,1 <b>Si</b> 2.8.4	<b>15</b> 31,0 <b>P</b> 2.8.5	<b>16</b> 32,1 <b>S</b> 2.8.6	<b>17</b> 35,5 <b>Cl</b> 2.8.7	<b>18</b> 39,9 <b>Ar</b> 2.8.8	
4	<b>19</b> 39,1 <b>K</b> 2.8.8.1	<b>20</b> 40,1 <b>Ca</b> 2.8.8.2	<b>21</b> 45,0 <b>Sc</b> 2.8.9.2	<b>22</b> 47,9 <b>Ti</b> 2.8.10.2	<b>23</b> 50,9 <b>V</b> 2.8.11.2	<b>24</b> 52,0 <b>Cr</b> 2.8.13.1	<b>25</b> 54,9 <b>Mn</b> 2.8.13.2	<b>26</b> 55,8 <b>Fe</b> 2.8.14.2	<b>27</b> 58,9 <b>Co</b> 2.8.15.2	<b>28</b> 58,7 <b>Ni</b> 2.8.16.2	<b>29</b> 63,5 <b>Cu</b> 2.8.18.1	<b>30</b> 65,4 <b>Zn</b> 2.8.18.2	<b>31</b> 69,7 <b>Ga</b> 2.8.18.3	<b>32</b> 72,6 <b>Ge</b> 2.8.18.4	<b>33</b> 74,9 <b>As</b> 2.8.18.5	<b>34</b> 79,0 <b>Se</b> 2.8.18.6	<b>35</b> 79,9 <b>Br</b> 2.8.18.7	<b>36</b> 83,8 <b>Kr</b> 2.8.18.8	
5	<b>37</b> 85,5 <b>Rb</b> 2.8.18.8.1	<b>38</b> 87,6 <b>Sr</b> 2.8.18.8.2	<b>39</b> 88,9 <b>Y</b> 2.8.18.9.2	<b>40</b> 91,2 <b>Zr</b> 2.8.18.10.2	<b>41</b> 92,9 <b>Nb</b> 2.8.18.12.1	<b>42</b> 95,9 <b>Mo</b> 2.8.18.13.1	<b>43</b> (99) <b>Tc</b> 2.8.18.14.1	<b>44</b> 101,1 <b>Ru</b> 2.8.18.15.1	<b>45</b> 102,9 <b>Rh</b> 2.8.18.16.1	<b>46</b> 106,4 <b>Pd</b> 2.8.18.18.0	<b>47</b> 107,9 <b>Ag</b> 2.8.18.18.1	<b>48</b> 112,4 <b>Cd</b> 2.8.18.18.2	<b>49</b> 114,8 <b>In</b> 2.8.18.18.3	<b>50</b> 118,7 <b>Sn</b> 2.8.18.18.4	<b>51</b> 121,8 <b>Sb</b> 2.8.18.18.5	<b>52</b> 127,6 <b>Te</b> 2.8.18.18.6	<b>53</b> 126,9 <b>I</b> 2.8.18.18.7	<b>54</b> 131,3 <b>Xe</b> 2.8.18.18.8	
6	<b>55</b> 132,9 <b>Cs</b> 2.8.18.18.8.1	<b>56</b> 137,3 <b>Ba</b> 2.8.18.18.8.2	<b>57</b> 138,9 <b>La</b> * 2.8.18.18.9.2	<b>72</b> 178,5 <b>Hf</b> 2.8.18.32.10.2	<b>73</b> 180,9 <b>Ta</b> 2.8.18.32.11.2	<b>74</b> 183,9 <b>W</b> 2.8.18.32.12.2	<b>75</b> 186,2 <b>Re</b> 2.8.18.32.13.2	<b>76</b> 190,2 <b>Os</b> 2.8.18.32.14.2	<b>77</b> 192,2 <b>Ir</b> 2.8.18.32.17.0	<b>78</b> 195,1 <b>Pt</b> 2.8.18.32.17.1	<b>79</b> 197,0 <b>Au</b> 2.8.18.32.18.1	<b>80</b> 200,6 <b>Hg</b> 2.8.18.32.18.2	<b>81</b> 204,4 <b>Tl</b> 2.8.18.32.18.3	<b>82</b> 207,2 <b>Pb</b> 2.8.18.32.18.4	<b>83</b> 209,0 <b>Bi</b> 2.8.18.32.18.5	<b>84</b> (210) <b>Po</b> 2.8.18.32.18.6	<b>85</b> (210) <b>At</b> 2.8.18.32.18.7	<b>86</b> (222) <b>Rn</b> 2.8.18.32.18.8	
7	<b>87</b> (223) <b>Fr</b> 2.8.18.32.18.8.1	<b>88</b> (226) <b>Ra</b> 2.8.18.32.18.8.2	<b>89</b> (227) <b>Ac</b> ** 2.8.18.32.18.9.2	<b>104</b> (261) <b>Rf</b> 2.8.18.32.32.10.2	<b>105</b> (262) <b>Db</b> 2.8.18.32.32.11.2	<b>106</b> (263) <b>Sg</b> 2.8.18.32.32.12.2	<b>107</b> (264) <b>Bh</b> 2.8.18.32.32.13.2	<b>108</b> (265) <b>Hs</b> 2.8.18.32.32.14.2	<b>109</b> (266) <b>Mt</b> 2.8.18.32.32.17.0										
			6 *	<b>58</b> 140,1 <b>Ce</b> 2.8.18.20.8.2	<b>59</b> 140,9 <b>Pr</b> 2.8.18.21.8.2	<b>60</b> 144,2 <b>Nd</b> 2.8.18.22.8.2	<b>61</b> (147) <b>Pm</b> 2.8.18.23.8.2	<b>62</b> 150,4 <b>Sm</b> 2.8.18.24.8.2	<b>63</b> 152,0 <b>Eu</b> 2.8.18.25.8.2	<b>64</b> 157,3 <b>Gd</b> 2.8.18.25.9.2	<b>65</b> 158,9 <b>Tb</b> 2.8.18.27.8.2	<b>66</b> 162,5 <b>Dy</b> 2.8.18.28.8.2	<b>67</b> 164,9 <b>Ho</b> 2.8.18.29.8.2	<b>68</b> 167,3 <b>Er</b> 2.8.18.30.8.2	<b>69</b> 168,9 <b>Tm</b> 2.8.18.31.8.2	<b>70</b> 173,0 <b>Yb</b> 2.8.18.32.8.2	<b>71</b> 175,0 <b>Lu</b> 2.8.18.32.9.2		
		7 **	<b>90</b> 232,0 <b>Th</b> 2.8.18.32.18.10	<b>91</b> (231) <b>Pa</b> 2.8.18.32.20.9.2	<b>92</b> 238,0 <b>U</b> 2.8.18.32.21.9.2	<b>93</b> (237) <b>Np</b> 2.8.18.32.22.9.2	<b>94</b> (244) <b>Pu</b> 2.8.18.32.24.8.2	<b>95</b> (243) <b>Am</b> 2.8.18.32.25.8.2	<b>96</b> (247) <b>Cm</b> 2.8.18.32.25.9.2	<b>97</b> (247) <b>Bk</b> 2.8.18.32.26.9.2	<b>98</b> (252) <b>Cf</b> 2.8.18.32.28.8.2	<b>99</b> (254) <b>Es</b> 2.8.18.32.29.8.2	<b>100</b> (257) <b>Fm</b> 2.8.18.32.30.8.2	<b>101</b> (257) <b>Md</b> 2.8.18.32.31.8.2	<b>102</b> (255) <b>No</b> 2.8.18.32.32.8.2	<b>103</b> (256) <b>Lr</b> 2.8.18.32.32.9.2			