



2005-07-12

### **Till Dig som börjar studera på Idrottshögskolan**

Människokroppens funktion vid vila och arbete är ett av de många intressanta ämnen som du kommer att läsa under ditt första år på Idrottshögskolan. Humanbiologi omfattar anatomi, fysiologi, tillämpad fysiologi samt rörelselära. För att kunna tillgodogöra sig undervisningen behöver man vissa grundkunskaper i Biologi, Kemi, Fysik och Matematik. Elever antagna till Idrottshögskolans olika utbildningsprogram har mycket varierande förkunskaper inom dessa ämnen vilket gör det svårt. Det finns ett behov av goda förkunskaper i fr.a. kemi för fysiologiundervisningen.

Vi bifogar ett kompendium, som sammanfattar basala kunskaper i kemi. Om Du har problem med att svara på de arbetsfrågor som finns i slutet av kompendiet bör Du förbereda Dig innan höstterminens början genom att läsa in kompendiet. Ytterligare litteratur är sid 1-35 i kursboken i fysiologi (Haug, Sand & Sjaastad Människans fysiologi) som bl.a. finns att köpa på Akademibokhandeln på Mäster Samuelsgatan i Stockholm eller via internet (bokus.com). Om Du har svårt att förstå denna text rekommenderar jag att Du även läser igenom Gymnasiekemi 1-3 av Andersson, Leden och Sonesson (det finns ett begränsat antal av dessa att låna på Idrottshögskolans bibliotek).

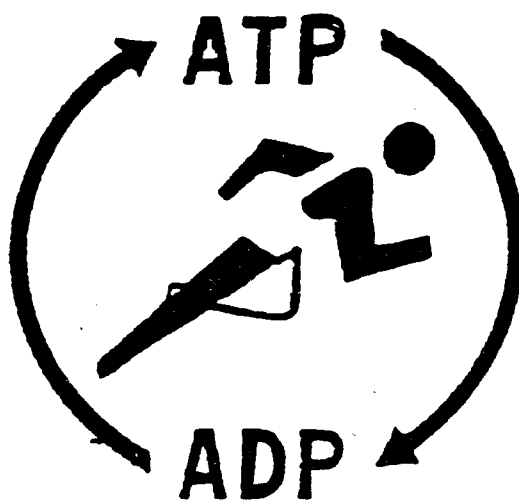
Med rätt förkunskaper kommer Du att ha större utbyte av undervisningen i fysiologi och Du kommer att ha större chans att klara tentamina.

Välkommen till Idrottshögskolan.

Michail Tonkonogi  
Ansvarig för fysiologiundervisningen på IH



## Kompendium för propedeutisk kurs i kemi



Grundläggande kemi anpassat för undervisningen i fysiologi vid Idrottshögskolan i Stockholm.

## Förord

För att kunna tillgodogöra sig undervisningen i fysiologi vid Idrottshögskolan krävs vissa grundkunskaper i Biologi, Kemi och Fysik. Elever antagna till Idrotts-högskolans olika utbildningsprogram har mycket varierande förkunskaper inom dessa ämnen vilket skapar problem för undervisningen. Föreliggande kompendium har sammanställts för att ge vissa baskunskaper inom fr.a kemi. Urvalet till kompendiet har gjorts med hänsyn till den undervisning som idag bedrivs i fysiologi och tillämpad fysiologi vid IH. Innehållet redovisas på ett enkelt sätt utan att alla detaljer täckes in.

Viktiga faktauttryck har angivits i kursiv eller fetstil när de introduceras i texten. Första kapitlet i kursboken (sid 1-35 Människans Fysiologi, Haug m.fl.) behandlar samma område och kan läsas som komplement. Innan undervisningen i fysiologi börjar kommer vi att anordna frågetillfällen där det ges möjlighet att ställa frågor på delar som är oklara eller svåra att förstå. Inga direkta föreläsningar kommer att anordnas inom området. Ett skriftligt förhör (dugga) kommer att anordnas där godkänt resultat ger viss tillgodoräkning på första skrivningstillfället i fysiologi.

Du kan testa Dina kunskaper genom att försöka besvara duggafrågorna på sid 26-28. Svaren finner du på sid 29.

Materialet till kompendiet är hämtat från följande källor:

Kompendium i Grundläggande kemi	Peter Schantz och Eva Blomstrand.
Gymnasiekemi 1-3	Andersson, Leden, Sonesson
Människokroppens kemi	M. Ingelman Sundberg
Grundläggande kemi	T. Stigbrand
Kemi för gymnasieskolan	Borén, Moll, Hellström, Lillieborg, Lif ,
Lindh	
Vätska Gas Energi	Jan Gullberg

För studeranden som har svårigheter med att förstå kompendiet rekommenderar vi studier av följande litteratur: Gymnasiekemi 1-3 av Andersson, Leden och Sonesson (det finns ett begränsat antal av dessa på Idrottshögskolans bibliotek).

Med rätt förkunskaper kommer Du att kunna tillgodogöra Dig undervisningen i fysiologi bättre.

Stockholm i September 1996

Hans Rosdahl, Maria Westerståhl och Kent Sahlin

Kompendiet har reviderats kontinuerligt. Har du synpunkter på kompendiets utformning så tar jag gärna emot dessa för nästa revidering.

Stockholm i juni 2001.

Kent Sahlin

## 1. INLEDNING

Det mesta som omger oss på vår jord består av kemiska föreningar och endast i vissa undantagsfall förekommer rena grundämnen. Byggsatsen för alla de atomkombinationer som kan skapas består av 92 i naturen förekommande kemiska element. Av dessa innehåller människokroppen cirka 20 stycken, men hela 96 % av kroppssubstansen utgöres av fyra kemiska element. Dessa är kol, väte, syre och kväve (se tabell) som tillsammans med svavel och fosfor ingår dessa i organismens olika organiska föreningar. Av de fyra elementen kol, syre, väte och kväve kan man teoretiskt bygga ett oändligt antal olika föreningar, men människokroppen utnyttjar bara ett mycket begränsat antal grundtyper av kolföreningar. Dessa används sedan för olika ändamål, t.ex. för energiomsättningen, strukturuppbyggnad samt regleringen av olika kroppsprocesser. Övriga grundämnen som endast finns i små mängder i kroppen, kan vara direkt livsnödvändiga trots att de finns i så små mängder. Av dessa mineralämnen har alla viktiga funktioner i kroppen t.ex. av de s.k. makroelementen har kalcium, fosfor och magnesium nyckelfunktioner i nervvävnad, tänder, skelett, blod och muskulatur. Av mikroelementen (spårämnen) järn, fluor, zink, mangan, selen m.fl. återfinns järnet i störst mängd i kroppen där det ingår som viktig beståndsdel i hemoglobin, myoglobin och cellernas förbränningszymer.

Människokroppens sammansättning av grundämnen.

Grundämne	% av antal atomer	Viktprocent
väte (H)	63	96
syre (O)	25.5	
kol (C)	9.5	
kväve (N)	1.5	
kalcium (Ca)	0.3	3
fosfor (P)	0.2	
kalium (K)	0.06	
svavel (S)	0.05	
natrium (Na)	0.03	1
klor (Cl)	0.03	
magnesium (Mg)	0.01	
järn (Fe)	< 0.1	
jod (I)		
koppar (Cu)		
mangan (Mn)		
zink (Zn)		
kobolt (Co)		
fluor (F)		
molybden (Mo)		

## 2. ATOMENS UPPBYGGNAD

### 2.1 Atomkärnan

All materia består av atomer, som i sin tur består av en kärna och ett elektronhölje. Atomkärnan är positivt elektriskt laddad och består av protoner och neutroner vilka med ett gemensamt namn kallas nukleoner. Protonen (Z) har laddningen +1, medan neutronen (N) är oladdad.

Alla atomkärnor utom den enklaste väteatomen innehåller neutroner. För de lättaste grundämnena är antalet neutroner ungefär lika med antalet protoner. Tyngre atomkärnor har ett överskott av neutroner för att kärnorna ska bli stabilare. De tyngsta atomkärnorna är trots detta inte stabila, utan sönderfaller av sig själva. Dessa grundämnen, t. ex. uran och plutonium, är radioaktiva.

### 2.2 Elektronhöljet

Runt atomkärnan kretsar negativt laddade partiklar, elektroner ( $e^-$ ), och bildar elektronhöljet. Antalet elektroner är lika med antalet protoner i en *oladdad* atom. En *laddad* atom kallas jon. Är det ett elektronöverskott är atomen negativt laddad och kallas anjon, t. ex. kloridjon,  $Cl^-$ . Vid ett elektronunderskott är atomen positivt laddad och kallas för katjon, t. ex. natriumjon,  $Na^+$ .

Vid alla vanliga kemiska reaktioner deltar endast atomens elektronhölje under det att kärnan förblir oförändrad. Elektronhöljets byggnad bestämmer därför nästan helt atomens kemiska egenskaper.

Protoner, neutroner och elektroner och andra partiklar som ingår i materiens minsta delar kallas elementarpartiklar.

### 2.3 Atomnummer och isotoper

Allt efter antal protoner i en kärna har man givit atomerna ett nummer, det s k atomnumret (Z, dvs tecknet för proton, se ovan). Väte har en proton i kärnan och har alltså atomnummer 1, kol har sex protoner och atomnummer 6. Alla atomer med samma atomnummer tillhör samma grundämne. Antal neutroner i ett och samma grundämne kan variera. Atomer med samma antal protoner, men olika antal neutroner bildar olika isotoper av grundämnet i fråga.

### 2.4 Atommassa

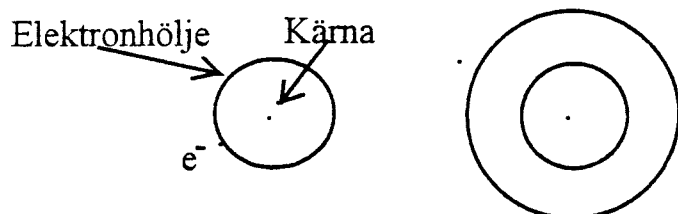
Atommassan är vikten av en atoms protoner, neutroner och elektroner. Elektronens vikt är så liten jämfört med protonens att den är försumbar. Atommassan är ett mycket litet tal i gram mätt, därför har man infört en särskild enhet för atommassa som man kallat "universella massenheten" (förkortas u, för "unit"). 1 u bestämdes

vara 1/12 av kolatomens massa. Atommassan i tabeller är medelvärden av atommassan för respektive ämnes isotoper.

## 2.5 Bohrs atommodell

Om man schematiskt vill visa hur atomer är uppbyggda, kan man rita figurer enligt Bohrs atommodell.

Exempel:



Kärna:	<u>Väteatom</u> 1 proton	<u>Litiumatom</u> 3 protoner 4 neutroner
Elektronhölje:	1 elektron	3 elektroner (fördelade på två skal)

## 2.6 Masstal

Atomkärnans masstal (A) är lika med summan av antalet protoner och neutroner i kärnan:  $A = Z + N$ .

Ett grundämnes olika isotoper har alltså olika masstal.

Exempel: Grundämnet kol

Olika isotoper:	<sup>12</sup> C	<sup>13</sup> C	<sup>14</sup> C
Antal protoner:	6	6	6
Antal neutroner:	6	7	8
Masstal:	12	13	14
Atomnummer:	6	6	6

### 3. PERIODISKA SYSTEMET

Alla grundämnen (man känner till 105 stycken) är inordnade i det periodiska systemet, vilket är indelat i perioder och grupper. I varje period (vågrät rad) börjar ett nytt elektronskal byggas upp och i varje grupp (lodrät rad) står grundämnen med samma elektronantal i det yttersta skalet. Alla metaller finns till vänster och i mitten av det periodiska systemet, och icke metallerna längst till höger. Kring skiljelinjen grupperar sig sex ämnen vilka kallas halvmetaller.

Varje grundämne betecknas med bokstavstecken, ofta första bokstaven i det latinska namnet plus eventuellt en bokstav till. En fullständig beteckning för varje grundämne är återfinns i det periodiska systemet på nästa sida. De grundämnen som kommer att behandlas inom fysiologikursen är markerade (omringade) i det periodiska systemet på nästa sida. Man bör känna till dessa 12 grundämnen namn och kemiska beteckning.

H = väte (hydrogen)

C = kol

N = kväve (nitrogen)

O = syre (oxygen)

Na = natrium

Mg = magnesium

P = fosfor

S = svavel

Cl = klor

K = kalium

Ca = kalcium

Fe = järn

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8	1B	2B	3B	4B	5B	6B	7B	0																																																																																										
1 H 1.0080	2 He 4.0026	3 Li 6.941	4 Be 9.0122	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007-2	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.17	11 Na 22.9898	12 Mg 24.305	13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.941	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.467	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.30	55 Cs 132.91	56 Ba 137.34	57 La 138.906	58 Ce 140.12	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97	72 Hf 178.49	73 Ta 180.947	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.09	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	104 Ku (263)	105 Ha (265)	106 (263)

atomnummer = 8  
 symbol = O  
 atommasse = 15.999  
 oxidationstal = -2  
 av utrymning: Skal, Avvridning med andra siffror  
 Valdagar: Skriv de med samma siffror  
 elektronordning = 2-6  
 (= stabilaste isotop)  
 över gangselement

metaller  
 icke-metaller  
 halvmetaller

Lantanoider

\*\* Aktinoider

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



#### **4. KRAFTER MELLAN ATOMER (KEMISK BINDNING)**

Då vissa atomer kommer väldigt nära varandra kan det ske interaktioner mellan delar av dess elektronhölje och det uppstår "sammanbindande krafter". De elektroner som deltar i interaktionen tillhör det yttre elektronskalet som kallas valenselektronskalet. Elektronerna omsätts på ett sådant sätt att atomerna oftast erhåller åtta elektroner i sitt yttersta skal (s.k. ädelgasskal). Mer eller mindre starka krafter uppstår beroende på arten av interaktion. Molekyler är särskilt stabila förband av atomer. De vanligaste kemiska bindningarna är jonbindning och kovalent bindning. I en kemisk bindning är **elektronegativiteten** hos de deltagande atomerna av avgörande betydelse för hur elektronfördelningen sker i en bindning mellan dessa.

##### **4.1 Elektronegativitet**

Elektronegativitet är ett uttryck för ett grundämnes förmåga att ta upp elektroner och därmed antingen bilda joner eller kovalenta bindningar. Atomer som lätt avger en elektron sägs vara *elektropositiva* och ämnen som lättare tar upp elektroner sägs vara *elektronegativa*. Om elektronegativitetsvärdena för grundämnena är kända kan man förutsäga om två grundämnen bildar en kemisk förening med övervägande jonbindning eller med övervägande kovalent bindning. Karaktären av jonbindning dominerar då det råder stor skillnad i elektronegativitet mellan ämnena och karaktären av kovalent bindning överväger om skillnaden är liten. Ämnen med hög elektronegativitet är syre (O), klor (Cl), kväve (N). Ämnen som är elektropositiva (låg grad av elektronegativitet) är natrium (Na), magnesium (Mg), väte (H).

##### **4.2 Jonbindningar**

Jonbindningar uppkommer mellan atomer av grundämnena som har stor skillnad i elektronegativitet. Exempelvis är grundämnena i grupperna 1A och 2A (se bild på periodiska systemet) starkt elektropositiva, medan grundämnena i grupperna 6B och 7B är starkt elektronegativa. Exempelvis då Natrium reagerar med klor, sker en elektronövergång från Natriumatomerna till kloratomerna. I och med att det sker en elektronövergång bildas det laddade partiklar, s.k. **joner**. Natriumjonerna får en positiv enhetsladdning och kloridjonerna en negativ enhetsladdning.

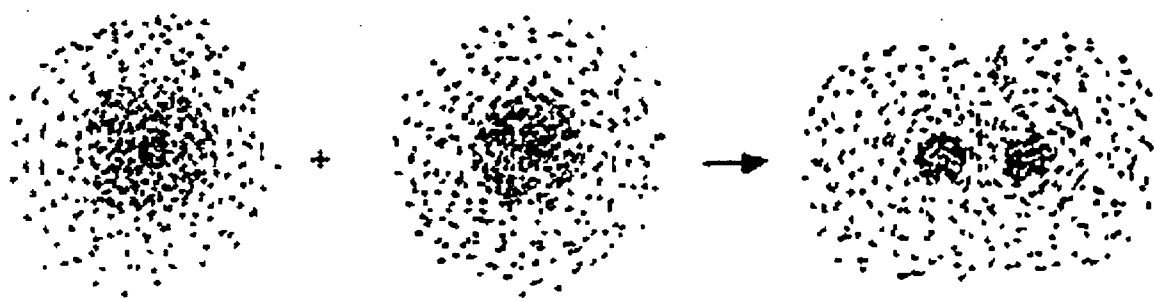
Alla atomer eftersträvar att få åtta elektroner i sitt yttersta skal (en s.k. elektronoktett eller ädelgasskal), denna regel kallas **oktettregeln**. Den beskrivna bindningstypen förekommer i många olika salter t. ex. NaCl, KCl m.fl. Bindningen uppkommer alltså på grund av att det finns elektrostatisk attraktionskraft mellan två atomer där den ena atomen har dragit till sig en eller flera elektroner från den andra atomen.

Jonföreningar leder ej elektricitet i fast form men i smält form och i vattenlösningar är de elektriskt ledande. I vattenlösningar löses jonbindningen oftast upp och de ingående jonerna omges av vattenmolekyler.

##### **4.3 Kovalent bindning**

Den stora skillnaden i elektronegativitet mellan reagerande atomer förklarar jonbindningens uppkomst. Väldigt ofta är dock skillnaden liten i elektronegativitet eller så kan den helt saknas t. ex. när atomer av samma slag binds till varandra. Den bindning som uppkommer kallas kovalent bindning eller med ett annat namn elektronparbindning. Elektronparbindningen uppkommer genom att ett eller flera elektronpar är gemensamt för två atomer. Inga elektroner går helt över till den ena av

atomerna utan i stället bildar ett elektronpar en gemensam bana som omsluter båda atomerna. Detta leder till att de yttre elektronskalen hos båda atomerna blir fyllda. Detta är ett tillstånd som atomerna eftersträvar och denna bindningstyp förekommer i bl a organiska föreningar. Uppkomsten av en kovalent bindning mellan två väteatomer utgör det enklaste exemplet på denna bindningstyp. Väteatomerna bidrar till reaktionen med var sin elektron. De erhåller ädelgasskal genom att tillföras ytterligare en elektron så att valenselektronskalet blir fyllt. Detta får de två atomerna genom att förena sina elektronhöljen. Härigenom uppstår nu ett elektronmoln som tillhör bägge atomerna i den nu uppkomna molekylen. Elektronerna är inte längre lokaliserade till en atom utan delokaliserade över två atomer.



Kovalenta bindningar bildas inte enbart mellan atomer av samma slag utan också mellan olika slags atomer. Till exempel finns det i en vätekloridmolekyl en kovalent bindning mellan väteatomen och kloratomen. Genom att väteatomen och kloratomen delar ett elektronpar, erhåller båda atomerna fyllda yttre skal. När en kovalent bindning skall beskrivas i formler görs detta genom att det yttre skalets elektroner betecknas med prickar i den ena atomen och ett kryss i den andra. Denna typen av formel kallas **elektronmodell**. Det gemensamma elektronparet kommer då att återges med en prick och ett kryss. I en **strukturformel** anges ett bindande elektronpar med ett streck.

<u>Ingående atomer</u>	<u>Elektronmodell</u>	<u>Strukturformel</u>	<u>Molekylformel</u>
Vätgas: $H^{\times}$	$H^{\times}H$	$H-H$	$H_2$
Vatten: $H^{\times} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \cdot$	$H^{\times} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \times H$	$H-O-H$	$H_2O$
Ammoniak: $H^{\times} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} \cdot$	$H^{\times} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} \times H$ $\quad \times$ $\quad H$	$H-N-H$ $\quad  $ $\quad H$	$NH_3$

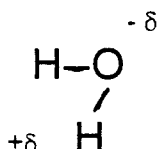
Det förekommer att två och ibland tre elektronpar delas mellan de sammanbundna atomerna. Om två elektronpar är gemensamma för två atomer kallas bindningen dubbelbindning och om tre elektronpar istället är gemensamma kallas bindningen trippelbindning. Ett. ex.empel på en molekyl som innehåller en dubbelbindning är koldioxidmolekylen,  $\text{CO}_2$ .



#### 4.4 Polär kovalent bindning

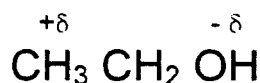
När två lika atomer binds samman till en molekyl fördelas det bindande elektronparet lika mellan atomerna (kovalent bindning). Om istället två olika atomer bildar en molekyl erhålles istället en *osymmetrisk* elektronfördelning eftersom bindnings-elektronerna förskjuts mot den mest elektronegativa atomen. Molekylen får en positiv och en negativ ände dvs två poler och benämnes därför dipol (två poler). Bindningen benämnes *polär kovalent bindning*.

Eftersom jonbindningen uppstår när skillnaden i elektronegativiteten är så stor att bindningselektronerna helt går över till en av atomerna, kan den polära kovalenta bindningen betraktas som en övergångsform mellan jonbindning och ren kovalent bindning.



Exempel på en polär kovalent bindning finns i vatten där elektronmolnet attraheras starkare av syreatomens kärna än av väteatomens kärna. Syreatomen får därför negativ

laddning och väteänden positiv. ( $\delta$  = grekiska bokstaven för delta). Vattenmolekylen är en dipol-molekyl.



Exempel på en organisk molekyl som är en dipol och innehåller en polär kovalent bindning är etanol. Förskjutningen av elektronmolnet uppstår pga syre är mera elektronegativt än kol.

#### 4.5 Salter

I hushållet använder man dagligen ett ämne som man kallar salt. För kemisten är salter ett stort antal ämnen med vissa gemensamma egenskaper och definieras som en jonförening som innehåller metalljoner. Hushållets salt kallar kemisten natriumklorid. Av namnet framgår att ämnet är en kemisk förening av grundämnen natrium och klor. Salter har vissa gemensamma egenskaper. De leder t. ex. elektricitet i smält form, eller om de är lösta i vatten och de har i allmänhet en hög smältpunkt. Salter är föreningar som i fast form är uppbyggda av joner (jonföreningar). Formeln för ett salt skrivs så att den sammanlagda positiva laddningen blir lika stor som den sammanlagda negativa laddningen. I tabellen nedan återfinns namn och formler på några av våra vanligaste salter.

## Exempel på några vanliga salter

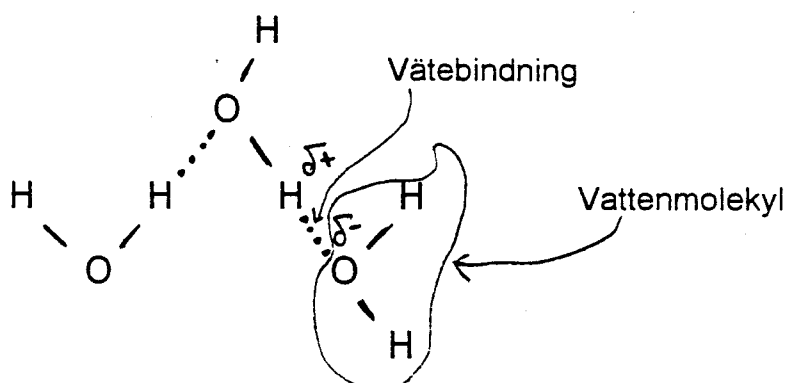
Namn	Joner	Formel
Natriumklorid (koksalt)	$\text{Na}^+$ och $\text{Cl}^-$	$\text{NaCl}$
Magnesiumklorid	$\text{Mg}^{2+}$ och $\text{Cl}^-$	$\text{MgCl}_2$
Natriumsulfat	$\text{Na}^+$ och $\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$

**5. KRAFTER MELLAN MOLEKYLER****5.1 Intramolekylära och intermolekylära krafter**

De krafter som verkar inom en molekyl kallas intramolekylära krafter (latinskt intra = inom). Krafter som verkar mellan molekyler kallas intermolekylära krafter (latinskt inter = mellan). Inom molekylerna verkar starka kovalenta bindningar mellan atomerna, **intramolekylära krafter**. Mellan molekylerna verkar däremot endast svaga attraktionskrafter. Dessa **intermolekylära** bindningar gör att även molekyلفöreningar kan förekomma i flytande och i fast tillstånd. Intermolekylära krafter kan vara av olika slag. Mellan alla molekyler verkar svaga krafter p.g.a. att elektronmolnen är osymmetriska (s.k. van der Waals-krafter). Mellan dipol-molekyler uppkommer **dipol-dipolbindning** som är betydligt starkare än van der Waals-bindningen. Speciellt stark blir dipol-bindningen om molekyler innehåller en väteatom som är bunden till en starkt elektronegativ atom, t. ex. fluor, syre eller kväve. I detta fall talar man om att det finns en **vätebindning** mellan molekylerna. Vätebindningar är mycket viktiga i människokroppen, t. ex. återfinns de för att binda ihop olika delar av proteiner (intramolekylära bindningar) och för att binda ihop DNA-spiralens två kedjor (intermolekylära bindningar).

Vätebindningens betydelse i intermolekylära bindningar framgår om man gör jämförelser mellan de fysikaliska egenskaperna hos vatten, metanol och dimetyleter. Vatten kan maximalt bilda fyra intermolekylära bindningar, metanol två och dimetyleter ingen. Ju flera intermolekylära vätebindningar som kan bildas i vätskan desto bättre hålls molekylerna ihop. Detta medför att en större mängd energi måste tillföras ämnet i fråga om det skall koka, vilket förklarar skillnaderna nedan.

	Smältpunkt (°C)	Kokpunkt (°C)
Vatten	0	100
metanol	-98	65
dimetyleter	-140	-24



Figuren ovan visar vätebindningar mellan vattenmolekyler. Streckad linje symboliserar vätebindning.

## 5.2 Lösningar och blandbarhet

Om man håller lite natriumklorid i vatten och rör om, ser man att det fasta saltet försvinner. Ämnens allra minsta beståndsdelar har blandats så mycket att blandningen blivit fullständigt homogen. En homogen blandning kallas för en lösning, och kan vara gasformig, flytande eller fast. Om man istället blandar järn och vatten kan man urskilja de olika beståndsdelarna i blandningen. Denna blandning är inte fullständig och den sägs då vara heterogen. Det kan även bildas lösningar av metaller. Dessa lösningar kallas för fasta lösningar och brukar även kallas för legeringar. Exempelvis är guldsmycken ofta inte av rent guld utan en blandning av guld och koppar, men blandningen är fullständigt homogen, den är en fast lösning.

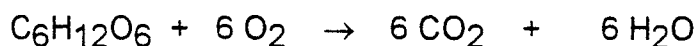
Lösligheten av två ämnen i varandra beror på ämnens byggnad. Ju större likheter de har i struktur och polaritet, desto större är lösligheten. Man säger att lika löser lika. Vatten och etanol är lösliga i varandra, motorolja och bensin likaså, men de senare är olösliga i vatten. Vatten är en dipol, vilket gör vatten till ett bra lösningsmedel för jonföreningar (salter t.ex.) och polära molekykföreningar (alkohol och sockerarter t.ex.).

## 6. KEMISKA REAKTIONER OCH REAKTIONSFORMLER

### 6.1 Reaktionsformler

För kemiska föreningar som är uppbyggda av molekyler anger man oftast inte bara förhållandet mellan antalet atomer i ämnet utan man anger även det verkliga antalet av de olika atomslagen i molekylen (molekyelformel). Med kännedom om den procentuella sammansättning av atomer i t.ex. glukos kan man endast komma fram till formeln  $\text{CH}_2\text{O}$  (därav namnet kolhydrat). För att komma fram till ämnets **molekyelformel** t. ex.  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  för glukos måste man också känna till *molekylmassan* (kallas även *molmassa*) för glukos. Molekylmassan utgöres av summan av de ingående atomernas atommassa.

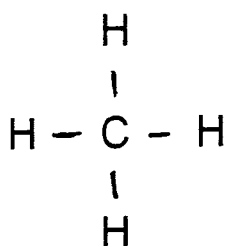
När en molekyl glukos reagerar med 6 molekyler syrgas och bildar 6 molekyler koldioxid och 6 molekyler vatten skrivs detta:



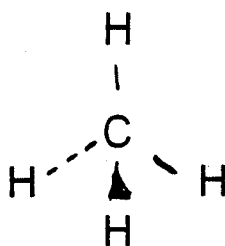
(glukos)      (syrgas)      (koldioxid)      (vatten)

I denna **reaktion** anger pilen att reaktionen går åt höger. Ibland anges två pilar en åt vardera hållet över varandra och betyder att reaktionen kan gå åt bägge hållen.

En **strukturformel** visar hur atomerna i en molekyl binds till varandra. Ofta väljer man att dela upp molekylen i enheter som räknas upp efter varandra t. ex. skrivs en enkel strukturformel för etanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ . Ytterligare information om molekylen fås ur formler där alla bindningar sätts ut (se nedan). En **rymdgeometrisk formel** anger atomernas läge i tre dimensioner. Streckade bindningar indikerar bindningar som återfinns bakom papperets plan. En "kil" eller en mycket bred bindning indikerar en bindning som ligger framför papperets plan. Bindningar som ligger i papperets plan markeras med heldragna tunna streck (se nedan).



metan (strukturformel)



metan (rymdgeometrisk formel)

Ofta i en strukturformel återfinns bokstaven R bunden till olika atomer. R sätts ut istället för kolvätegrupper eller väteatomer och anger ett ospecificerat antal av dessa när man skriver allmänna formler för olika ämnen. Ett exempel är när man vill skriva en allmän formel för aminosyror skriver man  $\text{R} - \text{C}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ . Sammansättningen för R är det som varierar mellan olika aminosyror.

### 6.2 Atommassa, mol och molmassa

En mol, n, av ett ämne innehåller alltid  $6.023 \times 10^{23}$  stycken molekyler. En mol kol (atommassan för kol är 12u) väger 12 gram. Massan av en mol av ett ämne kallas ämnets molmassa och har enheten gram/mol. Följande samband gäller:

$$\text{antal mol av ämnet} = \frac{\text{antal gram av ämnet}}{\text{ämnets molmassa}}$$

Exempel: atommassan för väte (H) är 1u. Molmassan för vätgas ( $\text{H}_2$ ) är 2u. 5 mol vätgas motsvarar 10 gram vätgas ( $5 = \text{gram vätgas} / 2$ )

### 6.3 Formelenhet, formelmassa, molekylmassa

Formelenhet är minsta enheten av en kemisk förening. T. ex så har kalciumklorid en atom kalcium och två atomer klor,  $\text{CaCl}_2$ . Massan av en formelenhet kallas *formelmassa* (eller alternativt molekylmassa eller molekylvikt).

Exempel: Vilken är kalciumklorids formelmassa?

Kalciums atommassa = 40.1 u

Klors atommassa = 35.5 u

Kalciumklorids formelmassa är  $40.1\text{u} + 35.5\text{u} \times 2 = 111.1\text{u}$ .

### 6.4 Lösningars koncentration

De flesta kemiska reaktioner äger rum i flytande lösningar. Av dessa är vattenlösningarna de vanligaste. Man talar ofta om en lösning som utspädd eller koncentrerad, och anger då lösningens koncentration av löst ämne, uttryckt i mol/l (betecknas även "M").

Vid låga koncentrationer används beteckningarna :

mmol/l (mmol=millimol= $10^{-3}$  mol= en tusendels mol) eller  
 $\mu\text{mol/l}$  ( $\mu\text{mol}$ =mikromol= $10^{-6}$  mol= en tusendels mmol)

## 6.5 Densitet

Densitet,  $\rho$  (grekiska bokstaven "rho") betyder täthet och beskriver hur tätt atomerna är packade i ett ämne. Densiteten för ett ämne är olika för olika temperaturer. Enheten för densitet är  $\text{g/cm}^3$ , och olika ämnens densitet finns att slå upp i tabeller.

Exempel: Hur mycket väger en deciliter ( $100 \text{ cm}^3$ ) vatten vid  $25^\circ\text{C}$ ?

Vattens densitet vid  $25^\circ\text{C} = 0.997 \text{ g/cm}^3$

$0.997 \text{ g/cm}^3 \times 100 \text{ cm}^3 = 99.7 \text{ g}$

## 7. Gaser

En gas består av atomer eller molekyler. Vanliga gaser inom fysiologin är (skrivna i molekylform): syre ( $\text{O}_2$ ), kväve ( $\text{N}_2$ ), koldioxid ( $\text{CO}_2$ ) och koloxid ( $\text{CO}$ ).

Gasmolekylerna sammanbundna utan rör sig fritt inom en volym som är relativt stor i förhållande till enheternas volym. Mellan dessa enheter verkar attraktionskrafter, som dock är så svaga att de ofta kan försummas på de avstånd enheterna vanligen befinner sig. Hos gaser har man sedan gammalt kallat de fria enheterna för molekyler, vare sig de består av enkla atomer eller atomgrupper. Molekylerna befinner sig i ständig rörelse med hög hastighet, t.ex. vätemolekylen rör sig med en hastighet av nära  $2000 \text{ m/s}$  vid  $0^\circ \text{C}$  och normalt lufttryck. Under denna rörelse sker ideliga kollisioner mellan molekylerna och med kärlets väggar. Molekylernas frihet och förflyttbarhet leder till att en gasmassa alltid fyller ut den behållare i vilken den förvaras. Det stora medelavståndet mellan molekylerna gör också att gasvolymen lätt ändras vid tryckändring. Det tryck en gas utövar orsakas just av molekylernas "bombardemang" av det omslutande kärlets väggar.

### Tryck, $p$

$p = F/A$  (kraft/area)

Enheten för gastryck är Pascal (Pa) eller kiloPascal (kPa;  $1 \text{ kPa} = 1000 \text{ Pa}$ )

$1 \text{ Pa}$  ( $\text{N/m}^2$ ) är lika med det tryck eller den spänning som kraften  $1 \text{ N}$  åstadkommer på en yta med arean  $1 \text{ m}^2$ .

Under kursen i fysiologi kommer både kPa och enheten mm Hg (eller torr) att användas som mått på gastrycket (eller gastensionen).

Omräkningsfaktorer: för tryck mätta som kPa eller mm Hg

$1 \text{ kPa} = 7,5 \text{ mm Hg}$

$1 \text{ mmHg} = 0,13 \text{ kPa}$

Normalt lufttryck vid havsytan är  $101 \text{ kPa}$  eller  $760 \text{ mm Hg}$ .

## 7.1 Gasblandningar och partialtryck

Ofta arbetar man med blandningar av gaser. Luft t.ex. är en blandning av flera gaser (oxygen, kvävgas, vattenånga, koldioxid och ädelgaser m fl). En gas som befinner sig i ett avgränsat rum utbreder sig genom diffusion så att den blir jämnt fördelad inom hela rummet. Trycket är lika överallt inom rummet. Finns det flera gaser samtidigt i rummet, utbreder sig var och en som om den gasen hade varit ensam och

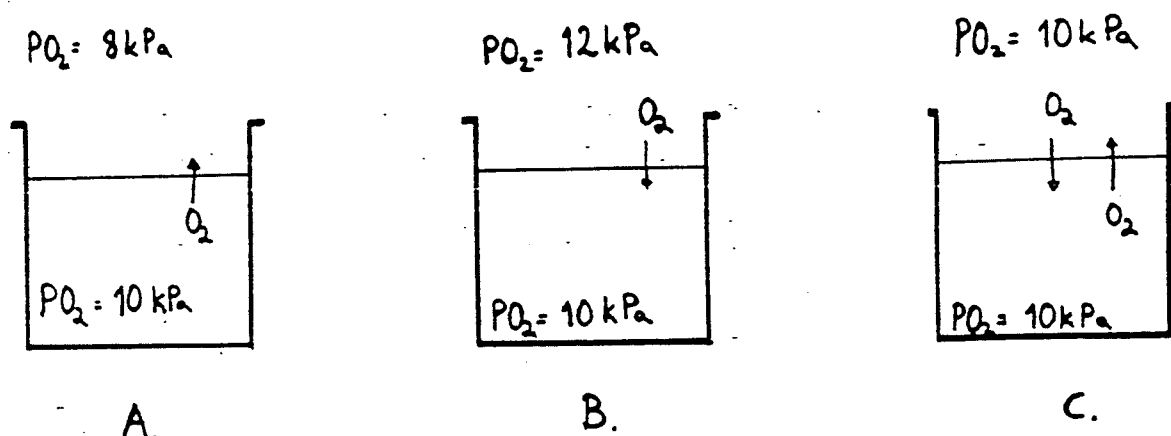
får samma tryck som den ensam skulle ha haft. Trycket för en gas i en gasblandning kallas för deltryck eller **partialtryck** och  $P_{O_2}$  betecknar partialtrycket för syre. Totaltrycket i gasblandningen blir summan av alla deltrycken.

För en blandning av  $O_2$ ,  $CO_2$ , och  $N_2$  får vi:  $P_{total} = P_{O_2} + P_{CO_2} + P_{N_2}$

Var och en av gaserna utfyller hela volymen och deras temperatur är gemensam.

### Gas i vätska

Mängden i en vätska löst gas anges med det partialtryck som gasen skulle ha i en gasblandning utanför vätskan, vilken befinner sig i diffusionsjämvikt med den i vätskan lösta gasen.



Bilden illustrerar hur en ändring av syrets partialtryck i en gasblandning påverkar dess diffusion till en vätska. När partialtrycket är högre i vätskan än i gasblandningen kommer syrgasen att diffundera från vätskan (bild A). När partialtrycket är högre i gasblandningen än i vätskan kommer syrgasen att diffundera till vätskan (bild B). När partialtrycken är lika stora i vätskan och gasblandningen råder *diffusionsjämvikt* (bild C).

## 7.2 Avdunstning och kokning

En vätska behöver inte koka för att avge ånga. De flesta vätskor avdunstar vid temperaturer långt under kokpunkten. Om en vätska lämnas i en öppen behållare, kommer den förr eller senare att övergå i gasform. Hastigheten med vilken denna avdunstning sker, är olika för olika vätskor; den sker mycket snabbt för eter, men ytterst långsamt för kvicksilver. Orsaken till avdunstningen är denna: molekylerna i en vätska rör sig med mycket olika hastighet och när några av de snabbare molekylerna når ytan har de tillräcklig rörelseenergi för att kunna övervinna de övriga molekylernas attraktionskrafter, och de lämnar vätskan som ånga. De kvarvarande molekylerna har en lägre medelhastighet och följaktligen sjunker vätskans temperatur. Vätskan upptar värme från omgivningen och fortsätter att avge molekyler som ånga. Denna absorption av värme är särskilt märkbar för mycket flyktiga vätskor som eter. Mindre uppenbar men av stor betydelse är den kylning av huden som åstadkoms vid svettens avdunstning i varmt klimat eller vid kraftigt muskelarbete. Avdunstning gynnas bl a av att molekylerna i ångan förs bort, t. ex. våta kläder som torkar snabbare om det blåser, än om det är vindstilla.



Om jämvikt råder mellan vätskefasen och ångfasen, innebär detta att per tidsenhet lika många molekyler lämnar vätskeytan som de som kolliderar med vätskan och fångas in i denna. Molekylerna i gasform utövar ett tryck på vätskeytan liksom varje annan gas. Vid det nämnda jämviktstillståndet kallas detta tryck för ångtrycket. Ångtrycket ökar med en höjning av temperaturen. Den temperatur vid vilken ångtrycket för en vätska är lika med atmosfärstrycket (eller gasfasens tryck) är dess kokpunkt. För vatten gäller att den normala kokpunkten är 100°C, dvs då ångtrycket är 760 mm Hg. Den faktiska kokpunkten kommer att variera med barometertrycket och är t. ex. på 4000 m höjd ca 87°C. Ovanför kokpunkten kan ej längre ett jämviktstillstånd råda mellan vätskefas och ångfas, och vätskan överförs vid fortsatt energitillförsel helt i ånga. Vid 37°C är vattnets ångtryck 47 mm Hg. Vattenångans partialtryck (se sid 14) i lungluften, som är mättad med vattenånga, uppgår alltså till detta värde.

### 7.3 Gasers löslighet

Den mängd gas, som löses i en vätska, är vid konstant temperatur direkt proportionell mot gasens partialtryck ovan vätskan (**Henry's lag**). Tar vi oxygen (=syre) som exempel, får vi mängden löst oxygen =  $a \times PO_2$  där  $a$  är löslighetskoefficienten, som anger hur många volymsenheter gas, mätt vid 0°C som löses i en volymenhet vätska vid partialtrycket 1 kPa.

Oxygenets löslighetskoefficient i blod är  $0,245 \text{ ml} \times \text{liter}^{-1} \times \text{kPa}^{-1}$ . I artärblod är partialtrycket för syre 13,3 kPa. Mängden löst syre i artärblod är således  $0,245 \times 13,3 = 3,3 \text{ ml}$ .

### 7.4 Allmänna gaslagen

Det finns ett samband mellan tryck ( $P$ ), volym ( $V$ ), temperatur ( $T$ ) och mol av en gas ( $n$ ). Sambandet kallas för allmänna gaslagen eller **gasernas allmänna tillståndsekvation**:

$$PV = nRT$$

$R$  är en konstant, gaskonstanten

$T$ , absoluta temperaturen, anges i Kelvin (K)

0°C = 273 K; 18°C = (273+18)K, osv.

Om allmänna gaslagen skrivs  $n = \frac{PV}{RT}$  ser man omedelbart att lika volymer av gaser vid samma tryck och temperatur innehåller lika många mol, dvs lika många molekyler. Volymen av en mol av en ideal gas vid 0°C och trycket 1 atmosfär (1 atm = 760 mmHg) - STPD, standard temperature and pressure, dry - är 22,4 liter. Om temperaturen är konstant förenklas ovanstående formel till

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (\text{Boyles lag})$$

I en ideal gasblandning uppför sig varje gasslag oberoende av övriga gaser och utövar samma tryck som den enskilda gasen skulle gjort om den ensam fyllde rummet. Totaltrycket (P) är således summan av ingående gasers partialtryck.  
 $P_i$  (deltryck)

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots \quad (\text{Daltons lag})$$

*Exempel:* Utandningsluften har uppsamlats i en "gasklocka", en spirometer, och volymen 100.0 liter har uppmätts vid 750 mm Hg och 18°C. Luften är mättad med vattenånga och dess partialtryck vid 18°C = 15,3 mm Hg. Vad är den torra luftens volym vid STPD dvs 0°C och 760 mmHg?

Den torra luftens partialtryck = 750 - 15,3 = 734,7 mm Hg.

Om volymen vid STPD antages till x liter fås:

$$\frac{734.7 \cdot x}{273 + 18} = \frac{760 \cdot X}{273} \quad X = 90.7 \text{ liter}$$

Om syreprocenten i den uppmätta, torra luften är 15 %, vad är då syrets partialtryck?

$$PO_2 = (750 - 15,3) \times \frac{15}{100} = 110 \text{ mm Hg}$$

## 8. OXIDATION OCH REDUKTION (redoxreaktioner)

Oxidation och reduktion är centrala begrepp inom kroppens energiomsättning. Definitionen för oxidation och reduktion är :

**oxidation** = *avgivande av elektroner*, t. ex.  $2 \text{ Na} \rightarrow 2 \text{ Na}^+ + 2 \text{ e}^-$

**reduktion** = *upptagande av elektroner*, t. ex.  $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

Vid upptag av syre eller avgivande av väte sker alltid **avgivande** av elektroner (=oxidation)

Vid avgivande av syre eller upptag av väte sker alltid **upptagande** av elektroner (=reduktion)

Observera att elektroner aldrig förekommer fritt utan är alltid lokaliserade till någon atom. *En oxidation och reduktion måste därför alltid ske samtidigt.*

Genom nedbrytningen av kolhydrater, proteiner och fetter till koldioxid och vatten erhålls användbar energi i kroppen. Detta sker i princip genom att organiskt kol avger elektroner och oxideras till koldioxid samtidigt som syre reduceras till vatten genom att ta upp dessa elektroner. Denna elektronöverföring sker inte direkt från kol till syre utan istället via metaller (t. ex. järn och koppar) samt via organiska molekyler s.k. nukleotider (förkortning för den oxiderade formen är:  $\text{NAD}^+$  och för den reducerade formen  $\text{NADH}$ ) och flaviner ( $\text{FAD}^+$  och  $\text{FADH}$ ). I läroboken i fysiologi (Haug och medarbetare) kallas dessa gemensamt för coenzym (oxiderad form) och coenzym-2H (reducerad form).

Ett exempel på en oxidation och reduktion återfinns vid bildningen av laktat (mjölksyra). Pyruvat (pyrodruvsyra) reduceras till laktat och samtidigt oxideras  $\text{NADH} + \text{H}^+$  till  $\text{NAD}^+$ .



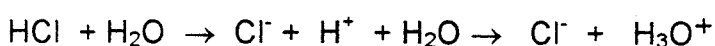
Oxiderad och reducerad form bildar tillsammans ett *redoxpar* ovan t. ex.  $\text{Fe}^{3+}$  och  $\text{Fe}^{2+}$  eller  $\text{NADH}$  och  $\text{NAD}^+$ . Den oxiderade formen av varje redoxpar har en viss tendens att uppta elektroner (dvs att reduceras) och den reducerade formen att avge elektroner.

## **9. SYROR OCH BASER**

En syra är ett ämne som kan avge protoner (dvs vätejoner  $\text{H}^+$ ). En bas är ett ämne som kan ta upp protoner.

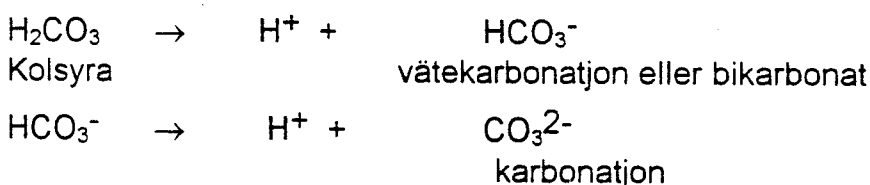
### **9.1 Syror**

När syror reagerar med vatten avges väte från syran i form av vätejoner. Vätejonen binds till vattenmolekylen och bildar bildar  $\text{H}_3\text{O}^+$ , som ger vattenlösningar deras sura reaktion.



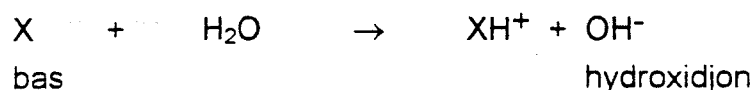
Man säger förenklat att det är vätejoner som ger en lösning sura egenskaper och skriver oftast bara  $\text{H}^+$  istället för  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Exempel på en syra: Kolsyra (protolyseras i två steg eftersom den är tvåprotonig, har två vätejoner)



## 9.2 Baser

När baser reagerar med vatten tar basen en vätejon från vattnet. En vattenmolekyl som avgivit en vätejon kallas hydroxidjon,  $\text{OH}^-$ . Hydroxidjoner,  $\text{OH}^-$ , finns i alla basiska lösningar, och ger lösningar deras basiska egenskaper.



Exempel på en bas är ammoniak

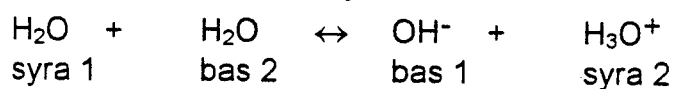


## 9.3 Syra-basbegreppet

Mot varje syra svarar alltid en bas. När en syra avger sin vätejon bildas dess korresponderande bas och vice versa. Dessa par kallas för korresponderande syra-baspar. I exemplen ovan är kolsyra en syra och vätekarbonatjonen dess korresponderande bas. Ammoniak är en bas och ammoniumjonen dess korresponderande syra. Det finns starka syror och baser respektive svaga sådana. Starka syror och baser är fullständigt protolyserade i vattenlösning, vilket betyder att jämvikten är fullständigt förskjuten åt höger. Svaga syror är ej helt protolyserade (sönderdelade). Kolsyra och ammoniak i exemplen ovan är en svag syra respektive svag bas. Jämvikten är förskjuten åt vänster.

Exempel på en stark syra: saltsyra  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Vatten kan vara både syra och bas:



I rent vatten förekommer endast en mycket liten del av vattenmolekylerna som vätejoner ( $\text{H}_3\text{O}^+$ , eller förenklat  $\text{H}^+$ ) och hydroxidjoner ( $\text{OH}^-$ ), dvs vatten är svagt sönderdelat i sina joner. Jämvikten ovan är således långt förskjuten åt vänster.

## 9.4 pH-begreppet

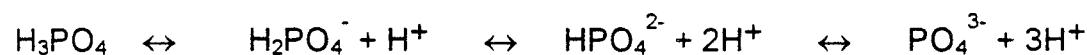
Koncentrationen av vätejoner i en vattenlösning är ett mått på surhetsgraden och kan variera flera miljarder gånger. Surhetsgraden mäts som pH värde. Matematiskt uttryckt är pH minus logaritmen för koncentrationen av  $H^+$ .

$$pH = -\log (H^+)$$

Rent vatten har neutralt pH, vilket är 7 (koncentrationen av vätejoner är  $10^{-7}$  mol/liter eller 0,1  $\mu$ mol per liter). Vid neutralt pH är koncentrationen av  $H^+$  lika stor som  $OH^-$ . Om pH är mindre än 7 är koncentrationen av vätejoner större och man säger att lösningen är sur. Om pH är större än 7 är vätejonkoncentrationen mindre än i en neutral lösning och man säger att lösningen är basisk. Om pH är 6 är koncentrationen av vätejoner 10 ggr större än vid pH 7. I blod är pH normalt 7,4 och kan variera mellan ca 7,0 till 7,8. pH värdet har en stor betydelse för livsprocesserna och regleras därför stramt.

## 9.5 Buffert

De fysiologiska vätskorna håller genomgående sin vätejonkoncentration på en tämligen konstant nivå. Detta kan de göra eftersom de i regel innehåller buffertämnen. Buffertämnen kan binda eller avge stora mängder vätejoner, vilket medför att pH i en buffertlösning ändras obetydligt vid utspädning och vid tillsats av en syra eller bas. Man kan med en liknelse beskriva en buffert som en fuktig svamp som vid vattenöverskott (ökad halt av  $H^+$ ) kan ta upp vatten ( $H^+$ ) och vid minskad vattenmängd (minskad halt av  $H^+$ ) kan avge vatten ( $H^+$ ). Exempel på buffertämne i kroppen är bikarbonat/ $CO_2$  systemet och fosfater :



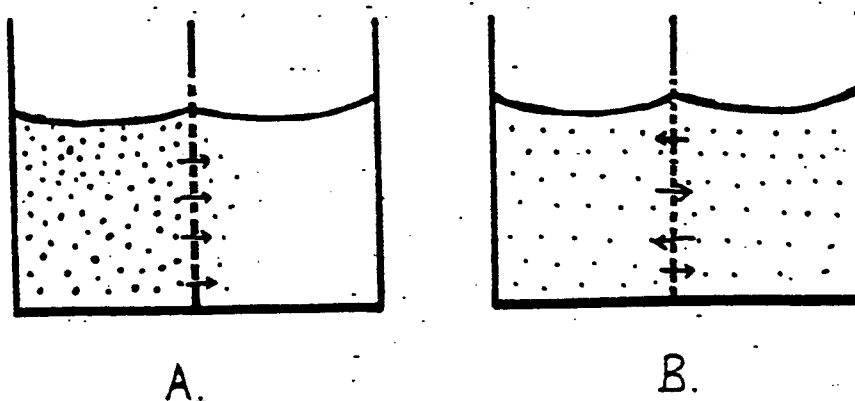
Om protoner tillsätts systemet, förskjuts jämvikten åt vänster; mer och mer kolsyra och fosforsyra bildas i exemplen ovan. På detta sätt minskar halten av  $H^+$ , och pH stabiliseras. Om däremot halten av hydroxidjoner ökar ( $H^+$  minskar) förskjuts jämvikterna mot höger och pH stabiliseras.

## 10. MOLEKYLTRANSPORTER ÖVER MEMBRAN

**10.1 Diffusion:** Med diffusion betecknas rörelser av framför allt gaser, vätskor och lösta ämnen som uppstår på grund av molekylernas värmerörelse (kinetisk energi). Diffusion sker **alltid** från högre till lägre koncentration och fortgår tills en

koncentrationsutjämning är uppnådd. Diffusion kan t.ex. ske genom en membran på vars sidor det upprätthålls en skillnad i koncentration av ett ämne (t.ex. i lungor och kapillärer).

Om ett ämne kan tränga genom en membran, beror detta antingen på att det finns porer i membranen, som är stora nog att tillåta ämnet att passera eller att ämnet är lösligt i membranens substans. Även om ett ämne uppfyller en av dessa fordringar, är det ändå inte säkert att det kan passera igenom membranen, på grund av att elektriska laddningsförhållanden kan förhindra passagen.

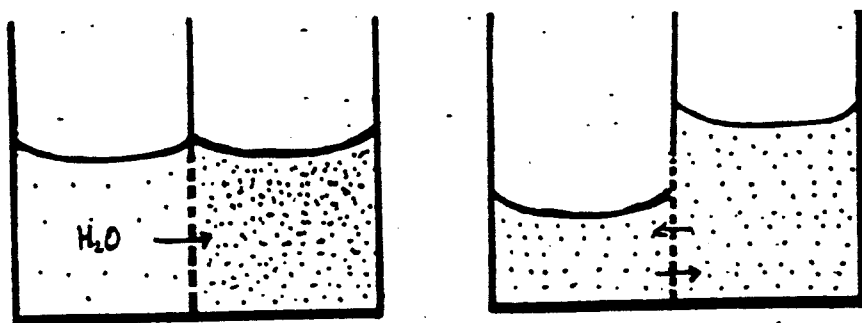


Bilden visar en behållare med ett membran som är genomsläppligt för sockermolekyler. Sockermolekyler har tillsatts i den vänstra delen av bägaren (A) och diffunderar sedan över membranen till den högra delen av bägaren tills koncentrationsjämvikt har uppnåtts (B).

## 10.2 Osmos

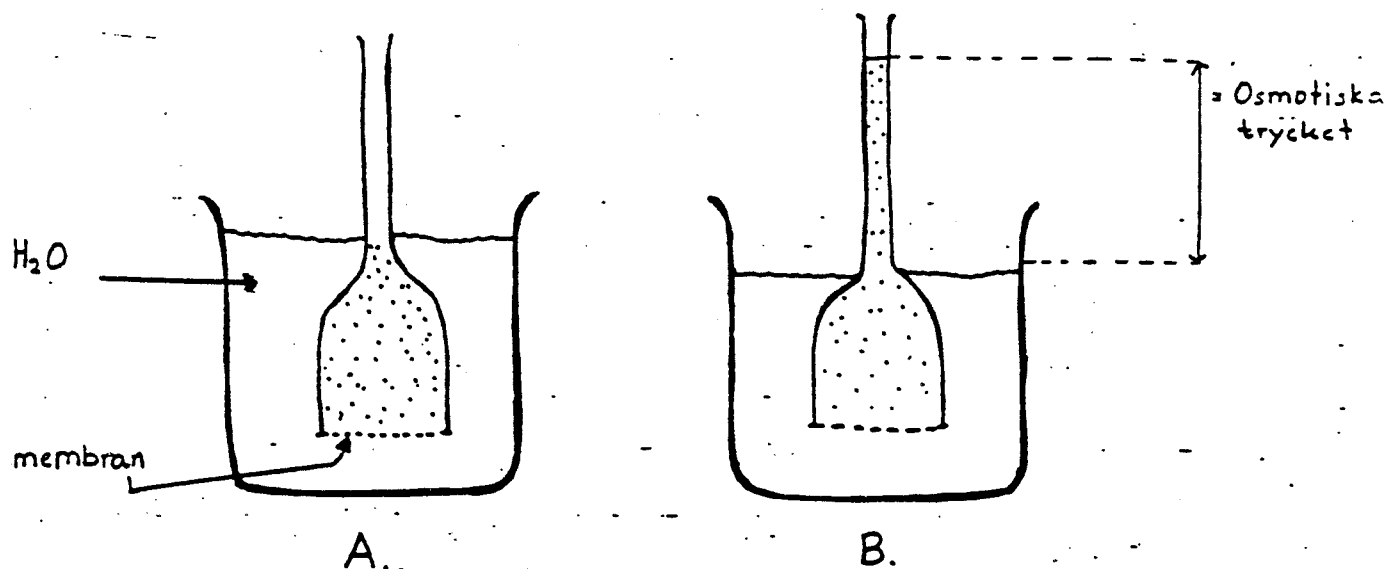
Förflyttning av vatten mellan kroppens olika vätskerum sker ofta genom s.k. osmos. Osmos kan endast förekomma över s.k. semipermeabla (halvgenomträngliga) membraner. Dessa membraner tillåter endast att lösningsmedlet (oftast vatten) passerar igenom. Om ett semipermeabelt membran utgör en skiljevägg mellan två vätskelösningar och den ena vätskelösningens koncentration av det lösta ämnet ökar, kommer vattnet att diffundera genom väggen och späda ut lösningen (se bild). Denna typen av enkelriktad diffusion av lösningsmedlet (vatten) kallas *osmos*.

Kroppens celler omges av ett cellmembran som är semipermeabelt. Kroppens minsta blodkärl kallas för kapillärer och även kapillärernas väggar är semipermeabla. Osmos har stor betydelse för transport av vatten över dessa membran.



Bilden visar en behållare med ett semipermeabelt membran över vilket vatten men ej proteinmolekyler kan passera. I den högra delen av behållaren (bild A) har det tillsatts extra proteinmolekyler. Detta resulterar sedan i att vatten från den vänstra delen av behållaren kommer att diffundera över membranet och späda ut den mera koncentrerade lösningen i bägarens högra del (bild B). Motsvarande process sker i kroppens minsta blodkärl (kapillärer).

Ett i vätska löst ämne utövar ett osmotiskt tryck, vilket anger att lösningen vill dra till sig vatten. Det tryck som måste anbringas för att motverka denna vattenrörelse kallas för osmotiskt tryck.



Bilden visar en enkel princip för mätning av det osmotiska trycket mha ens.k.osmometer. Osmometern är fylld till en viss nivå med lösningen vars osmotiska tryck skall bestämmas och i botten finns ett semipermeabelt membran. Osmometern har sänkts ned i ett kärl som innehåller lösningsmedlet (vatten), (bild A). När lösningens volym har ökat genom osmos har även vätskepelaren i stigröret stigit. Det hydrostatiska tryck som vattenpelaren utgör motsvaras av det *osmotiska trycket*. Det osmotiska tryckets storlek är beroende av antalet lösta molekyler per volymenhet.

En lösning som har samma osmotiska tryck som kroppsvätskorna benämnes *isoton*, har den högre osmotiskt tryck är den *hyperton* och om den istället har lägre osmotiskt tryck är den *hypoton*.

## 11. APPENDIX

### 11.1 SI -systemet och viktiga enheter

SI -systemet är ett måttenhetssystem som har utarbetats av en internationell kommission. I och med dess införande försvinner en del äldre opraktiska måttenheter. SI -systemet skall införas i alla länder och från och med 1978 skall i Sverige endast detta system användas. Nedan följer ett urval av SI-enheter som förekommer i undervisningen inom Humanbiologin vid IH.

#### Definitioner och termer

Storhet:	Egenskap hos ett föremål som kan mätas eller beräknas. t. ex. längd, tid, volym och hastighet
Grundenhet:	En av de fastställda, av varandra oberoende enheterna, i vilka systemets alla övriga enheter kan uttryckas. t. ex. kilogram, mol.
Härledd enhet:	Enhet bildad genom division eller multiplikation av grundenheter. t. ex. meter per sekund
Multipel enhet:	Enhet bildad av annan enhet genom multiplikation med viss talfaktor, vanligast en potens av 10 t. ex. 1 kilometer 1 km
Prefix:	I multipelenhetens namn ingående förled, representerande en talfaktor.
Tilläggsenhet:	Enhet som ej ingår i SI, men som utvalts att användas tillsammans med enheter i SI. Några av dessa är i kemiska sammanhang svåra att undvara t. ex. används volymstorheten 1 l istället för 1 dm <sup>3</sup>

#### A. Grundeneheter i SI

Storhet	Enhet	Beteckning
Längd, <i>l</i>	meter	m
Massa, <i>m</i>	kilogram	kg
Tid, <i>t</i>	sekund	s
Elektrisk ström, <i>I</i>	ampere	A
Temperatur, <i>T</i>	kelvin	K
Substansmängd, <i>n</i>	mol	mol

#### B. Härledda enheter i SI

Storhet	Enhet	Enhetssymbol	Uttryckt i SI-enh.
Frekvens, <i>v</i>	hertz	Hz	s <sup>-1</sup>
Kraft, <i>f</i>	newton	N	m · kg · s <sup>-2</sup>
Tryck, <i>p</i>	pascal	Pa	N/m <sup>2</sup>
Energi, <i>W</i>	joule	J	Nm
Effekt, <i>P</i>	watt	W	J/s
Elektrisk spänning, <i>U</i>	volt	V	W/A
Resistans, <i>R</i>	ohm	W	V/A
Ljusflöde	lumen	lm	cd·sr
Belysning	lux	lx	lm/m <sup>2</sup>
Radioaktivitet	becquerel	Bq	s <sup>-1</sup>
Stråldos	gray	Gy	J/kg



## C. Tilläggsenheter

Storhet	Tilläggsenhet	Enhetssymbol	Anm.
Vinkel	grad	°	
Längd	ångström	Å	1Å = 10 <sup>-10</sup> m = 0.1 nm
Volym	liter	l	1l = 1dm <sup>3</sup>
Tid	minut	min	1 min = 60s
	timme	h	1h = 60min = 3600s
	dygn	d	1d = 24h = 86400s
Massa	gram	g	1g = 0.001kg
	ton	t	1t = 1000kg
enzymaktivitet	Tryck	bar	1bar = 100kPa = 0.1MPa
	katal	kat	mol omsatt substrat/sekund

## D. Övriga äldre enheter

Storhet	Tilläggsenhet	Enhetssymbol	Anm
Kraft	kilopound	kp	1kp = 9.8067N
Tryck	normalatmosfär	atm	1atm = 760mmHg = 101kpa
Energi	kalori	cal	1kcal = 4187 J = 4,187kJ
Effekt	hästkraft		1 hästkraft = 735,5 W

## E. Multiprefix

Talfaktor	Benämning	Beteckning	Exempel
10 <sup>12</sup>	tera	T	1 TJ = 1terajoule
10 <sup>9</sup>	giga	G	1 GW = 1gigawatt
10 <sup>6</sup>	mega	M	1 MV = 1megavolt
10 <sup>3</sup>	kilo	k	1 km = 1 kilometer
(10 <sup>2</sup> )	hekto	h	
(10 <sup>1</sup> )	deka	da	
(10 <sup>-1</sup> )	deci	d	
(10 <sup>-2</sup> )	centi	c	
10 <sup>-3</sup>	milli	m	1 mg = 1milligram
10 <sup>-6</sup>	mikro	μ	1 μm = 1mikrometer
10 <sup>-9</sup>	nano	n	1nmol = 1nmol
10 <sup>-12</sup>	piko	p	1 pg = 1pikogram
10 <sup>-15</sup>	femto	f	
10 <sup>-18</sup>	atto	a	

Noggrannhet och avrundning

Strikt matematiskt anges noggrannhet med hjälp av antal gällande siffror och man menar med t. ex. 0,012 att rätt värde är mellan 0,0115 och 0,0125  
0,0120 att rätt värde är mellan 0,01195 och 0,01205

Talen 795 3,00 0,0457 4,57 · 10<sup>-2</sup> är alla givna med tre siffrors noggrannhet (nollor före gäller ej).

Räknedosorna ger ofta många fler siffror än vad som är praktiskt relevant därför måste man avrunda innan man ger sitt slutsvar på en uppgift. 3 siffrors noggrannhet är oftast tillräckligt. Vid avrundning beaktar man siffran närmast efter den som skall bli sist efter avrundningen:

Siffror 0 - 4 siffran före behålles

5 olika regler förekommer men siffran före höjs oftast

6 - 9 siffran före höjs

exempel: avrundning av 1,6473

en siffras noggrannhet ger 2

två siffrors noggrannhet ger 1,6

tre siffrors noggrannhet ger 1,65

För stora tal måste 10 potenser eller prefix användas. Decimalkomma sätts alltid med en heltalsiffra t. ex. 756493g skall avrundas med 3 siffrors noggrannhet. Om man skriver 756000g är detta fel eftersom det finns 6 siffror. Rätt svar är istället 7,56 · 10<sup>5</sup> g.

### 11.2 Förkortningar för viktiga gasvolym

VSTPD anger gasers volym vid temperaturen 273 kelvin (0°C) trycket 101,3 kilopascal och torr gas (Standard Temperature and Pressure, Dry Air).

VBTPS anger gasers volym vid kroppstemperatur, rådande lufttryck och gaserna mättade med vattenånga (Body Temperature and Pressure, Saturated Air).

VATPS anger gasers volym vid rådande temperatur och lufttryck när gaserna är mättade med vattenånga (Ambient Temperature and Pressure, Saturated Air).

VATPD anger gasers volym vid rådande temperatur och lufttryck när gaserna är befriade från vattenånga (Ambient Temperature and pressure, Dry Air).

**Arbetsfrågor**

Se även arbetsfrågor i kursboken som delvis täcker in nedanstående frågor.

Haug, Sand & Sjaastad. människans fysiologi (sid 53-54). Fråga 1 - 4 och 8 - 17 (ej fråga 15)

- Hela 96% av människokroppens kroppssubstans utgöres av fyra kemiska element. Vilka är dessa? Ange även dessa atomers bokstavsbezeichnung.
- Vad anges med a) molekylformel, b) strukturformel, och d) rymdgeometrisk formel? Skriv molekylformeln för syre, koldioxid, glukos, bikarbonat. Ange strukturformeln för ammoniak, koldioxid och vatten.
- Ofta i en strukturformel återfinns bokstaven R. Vad anger denna?
- Förklara begreppet elektronegativitet och ge ett exempel på elektronegativa atomer och elektropositiva atomer.
- Förklara begreppen jonbindning, kovalent bindning och vätebindning. Ge exempel.
- Vad är ett salt? ge två exempel på vanliga salter och skriv deras molekylformel.
- Kokpunkten för vatten är 100°C och kokpunkten för metanol är 65°C. Hur kan man förklara detta med avseende på kemisk bindning?
- Vad innebär: a) oxidation, b) reduktion? Ge exempel.
- Vad menas med partialtryck? I en gasblandning av syre och vatten är totala trycket 101 kPa och partialtrycket för vatten är 20 kPa. Hur stort är partialtrycket för syre?
- Definiera vad diffusion innebär.
- Definiera vad osmos innebär.
- Vad är osmotiskt tryck?
- Partialtrycket för syre i ett blodprov är 76 mm Hg. Hur många kPa motsvarar detta.
- Koncentrationen av glukos i ett blodprov är 5 mmol per liter. Hur många gram glukos finns det per liter blod om molmassa för glukos är 180?

1998-12-01 Dugga i kemi/biokemi. För att bli godkänd krävs 7 poäng.

1. Vad kallas bindningstypen mellan två vattenmolekyler (ringa in rätt svar)?

jonbindning                      kovalent bindning                      vätebindning                      vattenbindning

2. Ange molekylformeln för vätegas.

3. Syreatomen har bokstavsbezeichnung O som betyder oxygen. Vilken bokstavsbezeichnung har fosfor?

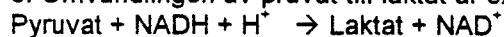
4. Ringa in de atomer (eller den atom) som är mer elektropositiva än kol.

O                      C                      Na

5. Vilka eller vilket av följande ämnen är syror (ringa in rätt svar)?

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH                      CH<sub>3</sub>-COOH                      CH<sub>4</sub>

6. Omvandlingen av pyruvat till laktat är exempel på en redoxreaktion.



Ringa in den formen som är mest oxiderad av:

a) pyruvat och laktat    och                      b) NADH och NAD<sup>+</sup>

7. Ange koncentrationen av laktat i blod när 2 liter blod innehåller 4 mmol laktat?

8. En fysiologisk koksaltlösning innehåller 9 g NaCl per liter och är isoton. Vad händer med de röda blodkropparna om man blandar blod med en koksaltlösning som innehåller 15 g NaCl per liter?  
Ledtråd: vatten passerar cellmembranet genom osmos. (Ringa in rätt svar)

Ökar i volym och går sönder    Ingenting    Minskar i volym

9. En gasblandning med trycket 760 mm Hg innehåller gaserna kväve, syre och koldioxid med följande partialtryck:  $PO_2=150$  mm Hg,  $PCO_2=10$  mm Hg. Ange partialtrycket för kvävgas.

10. Hur mycket väger 2 mol vatten (atommassan för väte är 1 och för syre 16)?

1999-11-29 Dugga i kemi/biokemi.

1. Vad kallas bindningstypen inom en syremolekyl (ringa in rätt svar)?  
jonbindning    kovalent bindning    polär kovalent bindning    oxygenbindning

2. Ange molekylformeln för koldioxid?

3. Ange strukturformeln för ammoniak?

4. Ringa in de ämnen som är lösliga i vatten.

$Na_2SO_4$     bensin     $CH_3-COOH$      $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

5. Vilka eller vilket av följande ämnen är syror (ringa in rätt svar)?

$H_2CO_3$     syrgas    ammoniak     $H_2$

6. Ringa in den mest oxiderade formen av dessa två redoxpar  
 $Fe^{3+} / Fe^{2+}$      $NADH / NAD^+$

7. Ange koncentrationen av laktat i blod (ange även enheten) när det finns 0,9g laktat i en liter blod? (formelmassan av laktat är 90u).

8. Efter ett hårt arbete mäter man muskelns pH värde och finner att surhetsgraden (koncentrationen av  $H^+$ ) har ökat 5 gånger jämfört med vila då pH uppmättes till 7,0. Vilket pH värde uppmättes efter arbete? Ringa in rätt svar.

pH = 7,5    pH = 2,0    pH = 6,3    pH = 12,0

9. Hur många andra atomer kan maximalt bindas till en kolatom? Ringa in rätt svar.

1    2    3    4    5    6

10. Vid havsytan är lufttrycket 760 mmHg ( $P_{tot}$ ) partialtrycket för syre ( $PO_2$ ) är 160 mm Hg vilket utgör 21% av luftens totala tryck. Vid en höjd av 5500 m är lufttrycket halverat ( $P_{tot} = 380$  mmHg). Ringa in de uppgifter som är korrekta vid 5500 m.

$PO_2=160$  mmHg     $PO_2 = 21\%$  av  $P_{tot}$      $PO_2=80$  mmHg     $PO_2=10,5\%$  av  $P_{tot}$

11. Hur mycket väger 2 mol syrgas (atommassan för syre 16)?

2000-12-04 Dugga i kemi/biokemi. Varje fråga som är helt rätt besvarad ger ett poäng. För att bli godkänd krävs 7 poäng.

1. Vilket av följande grundämnen är vanligast (% av antal atomer) i människokroppen? Ringa in rätt svar.  
Na    Cl    P    H    K

2. Vad är namnet på föreningen  $CO_2$  (ringa in rätt svar)?

koloxid    kolos    koldioxid    kolsyre    kolsyra

3. Vilken eller vilka av följande molekyler är dipoler (ringa in rätt svar)?

$CH_4$      $H_2O$      $CH_3CH_2OH$      $O_2$

4. Vilken bokstavsbezeichnung har kväve (ringa in rätt svar)?

K                      Na                      H                      N

5. Vilket eller vilka av följande ämnen är syror (ringa in rätt svar)?

R-COOH              CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>              H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>              NADH              Syrgas

6. Vilken av följande föreningar är mest oxiderad (ringa in rätt svar)?

CH<sub>3</sub>OH              CH<sub>4</sub>              COOH              CO<sub>2</sub>

7. En person fridyker ner till 3 m vattendjup och efter ett tag sjunker syretensionen (PO<sub>2</sub>) i lungan till 5 kPa. Vad händer när personen stiger upp till ytan (markera rätt svar i rutan till vänster)?

- Syretensionen är konstant.  
 Syretensionen minskar.  
 Syretensionen ökar.

8. Vilka av följande påståenden är korrekta (markera i rutan till vänster)?

- En syra är ett ämne som tar upp protoner  
 En syra är ett ämne som avger protoner  
 Om pH minskar från 8 till 7 ökar koncentrationen av H<sup>+</sup> 10 ggr.  
 Om pH ökar från 7 till 8 ökar koncentrationen av H<sup>+</sup> 10 ggr.

9. Koncentrationen av glukos i ett blodprov är 5 mmol per liter. Hur många gram glukos finns det per liter blod (molmassan för glukos är 180u). Ringa in rätt svar.

5 g                      0,9 g                      1,8 g                      9 g                      0,5g

10. Vilka av följande påståenden är korrekta (markera i rutan till vänster)?

- Vatten förflyttar sig med osmos från ett högre till ett lägre osmotiskt tryck.  
 Vatten förflyttar sig med osmos från ett lägre till ett högre osmotiskt tryck.  
 En vattenlösning osmotiska tryck ökar när andelen lösta ämnen ökar.  
 En vattenlösning osmotiska tryck minskar när andelen lösta ämnen ökar.

Svar till arbetsfrågor:

9.  $101-20=81$
13.  $76 \times 0,13 = 9,9 \text{ kPa}$
14.  $0,005 \times 180 = 0,9 \text{ g}$

Svar till dugga 981201:

1. vätebindning
2.  $\text{H}_2$
3. P
4. Na
5.  $\text{CH}_3\text{COOH}$
6. pyruvat resp.  $\text{NAD}^+$
7. 2 mmol per l eller 2 mM
8. Minskar i volym
9.  $760-150-10 = 600 \text{ mm Hg}$
10. Formelmassa för vatten är 18u ( $16u + 1u + 1u$ ). 2 mol vatten väger  $2 \times 18 = 36\text{g}$

Svar till dugga 991129

1. kovalent bindning
2.  $\text{CO}_2$
- 3.
4.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$
5.  $\text{H}_2\text{CO}_3$
6.  $\text{Fe}^{3+}$   $\text{NAD}^+$
7.  $0,9/90 = 0,01 \text{ mol/l}$  eller 10 mmol/l
8.  $\text{pH}=6,3$
9. 4
10.  $\text{PO}_2=21\%$  av  $P_{\text{tot}}$   $\text{PO}_2=80 \text{ mmHg}$
11. Formelmassa för syrgas  $\text{O}_2$  är 32u. 2 mol ger  $2 \times 32=64 \text{ g}$

Svar till dugga 2000-12-04

1. H (=väte)
2. koldioxid
3.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
4. N
5. R-COOH,  $\text{H}_2\text{CO}_3$
6.  $\text{CO}_2$
7. Syretensionen minskar p.g.a. att luften i lungan expanderar.
8. En syra avger protoner. Om pH minskar från 8 till 7 ökar  $\text{H}^+$  10 ggr.
9. 0,9 g
10. Vatten förflyttar sig från ett lägre till ett högre osmotiskt tryck. Osmotiska trycket ökar när andelen lösta ämnen ökar.