
Svenskt
Vatten

U18

Publikation
2024

Dricksvattenteknik 4

Vattnets kemi och mikrobiologi

Svenskt Vatten

Svenskt Vatten AB

POSTADRESS BOX 14057, 16714 Bromma

BESÖKSADRESS Gustavslundsvägen 12, 16751 Bromma

TELEFON 08-50600200

E-MAIL svensktvatten@svensktvatten.se

www.svensktvatten.se

Förord

Utbildningsböckerna inom dricksvattenteknik används vid Svenskt Vattens diplomutbildningar för driftpersonal vid vattenverk, samt vid yrkeshögskolor och högskolor. Syftet är att samla kunskapen som behövs för att arbeta med produktionen av vårt viktigaste livsmedel - ett gott och friskt dricksvatten.

De första versionerna av utbildningsböckerna togs fram i början av 1990-talet och reviderades 2010. Nu har innehållet fått en omfattande uppdatering och även strukturen har omarbetats för att spegla vattnets väg genom processen, del 1-3. Böckerna finns nu i dessa delar:

- Dricksvattenteknik 1 - Vatten i natur och samhälle
- Dricksvattenteknik 2 - Råvatten, beredningsbehov och beredningsmetoder
- Dricksvattenteknik 3 - Processdesign, drift och distribution
- Dricksvattenteknik 4 - Vattnets kemi och mikrobiologi
- Dricksvattenteknik 5 - Tillämpning och exempel (2024)

Arbetsgruppen som tagit fram strukturen och hållit ihop arbetet med böckerna har bestått av Ann Elfström Broo, Mats Strand och Carl-Johan Legeth, lärare på Svenskt Vattens Diplomutbildning inom dricksvattenteknik samt Mats Engdahl, som har medverkat som dricksvattenexpert från Svenskt Vatten. Samtliga har även bidragit som skribenter till stora delar av materialet.

Därutöver har ett stort antal skribenter och sakgranskare medverkat:

Jonas Aaw	Angelica Lidén Persson
Peter Asteberg	Kenneth M Persson
Bo Berghult	Britt-Marie Pott
Olof Bergstedt	Henrik Rydberg
Helen Eklund	Sandra Strand
Lubomira Eng	Thor Wahlberg
Gisela Holm	Birger Wallsten
Peder Häggström	Håkan Wennerberg
Stephan Köhler	Mattias Strid

Svenskt Vatten vill framföra sitt varma tack till alla som bidragit till detta viktiga arbete.

Stockholm oktober 2023

Svenskt Vatten AB

Svenskt Vatten

Svenskt Vatten är branschorganisation för landets samtliga kommunala VA-organisationer. Som branschorganisation har Svenskt Vatten ansvar att företräda medlemmarnas intressen, bidra till utveckling och stödja kommunerna i deras arbete med de allmänna vattentjänsterna. Svenskt Vatten arbetar för att stärka vattentjänst-verksamhetens ställning i samhället genom att:

Föra en aktiv dialog med myndigheter och politiker.
Ta fram råd, riktlinjer och verktyg för medlemmarnas arbete.
Genomföra utbildningar, seminarier och konferenser.
Driva forsknings- och utvecklingsverksamhet.

Svenskt Vatten arbetar för att Sverige ska ha rent dricksvatten, friska sjöar och hav.

Dricksvattenteknik – en serie i fem delar

1. Vatten i natur och samhälle

- 1.1 Vatten – en livsviktig naturresurs
- 1.2 Lagstiftning
- 1.3 Vattentäkt
- 1.4 Skydd av verksamhet
- 1.5 Vattnets kemi och mikrobiologi

2. Råvatten, beredningsbehov och beredningsmetoder

- 2.1 Grundvatten
- 2.2 Ytvatten
- 2.3 Andra typer av råvatten
- 2.4 Vattenkvalitet och föroreningar
- 2.5 Behov av beredning
- 2.6 Beredningsmetoder

3. Processdesign, drift och distribution

- 3.1 Processdesign
 - 3.2 Drift av vattenverk och driftinstruktioner
 - 3.3 Kemikalier
 - 3.4 Pumpar
 - 3.5 Material i kontakt med dricksvatten
 - 3.6 Provtagning
 - 3.7 Distribution
- Bilaga

4. Vattnets kemi och mikrobiologi

- 4.1 Vattnets kemi
- 4.2 Vattnets mikrobiologi

5. Tillämpning och exempel

Innehåll

Förord.....	2
4.1 Vattnets kemi.....	5
Vattnets kemi.....	6
Vattenmolekylen.....	6
Naturliga vatten.....	8
Parametrar att undersöka.....	9
Kemiska grundbegrepp.....	10
Atomer, joner och molekyler.....	10
Att väga eller räkna.....	11
Att formulera en formel.....	12
Nomenklatur.....	13
Reaktionsformler.....	14
Jämvikt – ett stabilt men inte stillastående tillstånd.....	16
Vattnets jonprodukt och begreppet pH-värde.....	17
Starka och svaga syror och baser.....	18
Karbonatsystemet, alkalinitet och buffertverkan.....	19
Andra typer av jämvikt.....	22
4.2 Vattnets mikrobiologi.....	25
Mikrobiologi.....	26
Vad karaktäriserar olika mikroorganismer?.....	26
Bakterier.....	27
Arkéer.....	28
Svampar.....	28
Protozoer.....	28
Mikroalger.....	29
Virus.....	30
Mikroorganismernas krav på miljön.....	30
Hur tillväxer mikroorganismer?.....	33
Att undersöka mikrobiologisk aktivitet.....	34
Bilagor.....	36
Ordlista.....	37
Måttenheter enligt SI-systemet.....	39
Kemiska tecken och formler.....	41

4.1 Vattnets kemi

Vattnets kemi

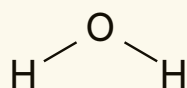
Att skapa ett dricksvatten av ett råvatten innebär i många fall att en kombination av mer eller mindre komplicerade fysikaliska, kemiska och även mikrobiologiska behandlingssteg behöver användas. Medan råvattnets kvalitet varierar över året – ibland inom vida gränser – ska utgående dricksvatten ha en stabil och god kvalitet med tanke på både distribution och konsumtion. I takt med att olika miljöföroreningar uppmärksammas i råvattentäkterna krävs också mer och mer kvalificerade beredningsprocesser vid vattenverken.

Det är därför nödvändigt att känna till förutsättningarna för de kemiska och mikrobiologiska processer som sker i våra råvatten, vattenverken och distributionsnät. För detta behövs viss kunskap om kemi och mikrobiologi, och nedan beskrivs översiktligt viktiga kemiska begrepp i relation till dricksvatten.

Vattenmolekylen

Vattenmolekylen består av de båda grundämnena väte (H) och syre (O) och har den kemiska formeln H_2O . Den kemiska bindningen som håller samman väte och syre i vattenmolekylen är en så kallad kovalent bindning. I denna bindning delar väte och syre elektroner för att uppnå en mer stabil elektronkonfiguration.

Genom elektronfördelningen i molekylen har den fått ett utseende som gör den mycket speciell (figur 1.1). Molekylen är inte linjär, utan väteatomerna är vinklade i förhållande till syreatomen. Eftersom elektronerna till största delen samlas på syreatomen finns det ett underskott av elektroner på väteatomerna. Hela molekylen får därför en ojämn laddningsfördelning som gör den polär – den är en dipol. De ojämnt fördelade laddningarna gör att vattenmolekyler dras mot varandra, och det bildas svaga dipolbindningar.



Väteatomer i kombination med vissa andra atomer, speciellt syre, kväve eller fluor, ger upphov till speciella vätebindningar som är starkare än dipolbindningar. För vattenmolekylen del innebär det att väteatomen i en molekyll attraheras kraftigt av syreatomen i grannmolekylen. Vätebindningarna, och i viss mån dipolbindningarna, ger upphov till mycket unika egenskaper hos vatten på grund av att varje enskild molekyll påverkas så mycket av sina grannmolekyler (figur 1.2). Om vätebindningarna inte funnits hade vatten varit en gas där det nu istället är flytande. Eftersom flytande vatten är en förutsättning för allt liv så är det dessa bindningar vi har att tacka för vår existens. De här egenskaperna gör också att vattnets ytspänning blir så hög att små djur obehindrat kan promenera omkring på ytan av en sjö.

Vatten har följande unika egenskaper:

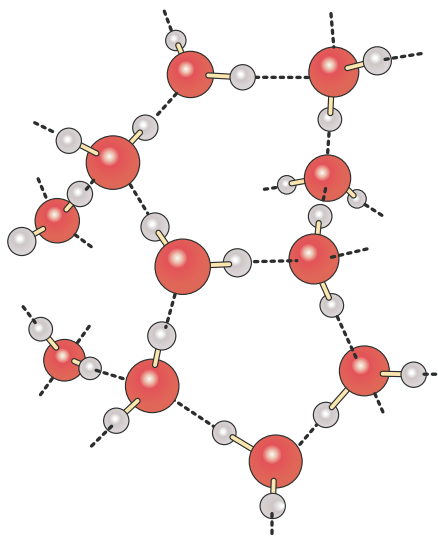
- Hög smält- och kokpunkt.
- Förmåga att lösa upp salter och polära molekyler.
- Hög ytspänning.
- God ledningsförmåga.

Dipol = Molekyll med ojämn laddningsfördelning.

Figur 1.1

Vattenmolekylen. Elektronerna samlas till största delen på syreatomen. Det gör att hela molekylen får ojämn laddningsfördelning och blir en dipol.

- Förmåga att buffra sig själv eftersom det kan bilda både en syra och en bas.
- Den märkliga egenskapen att densiteten är som störst vid +4 °C och inte i fruset tillstånd, vilket gör att is flyter på smält vatten.



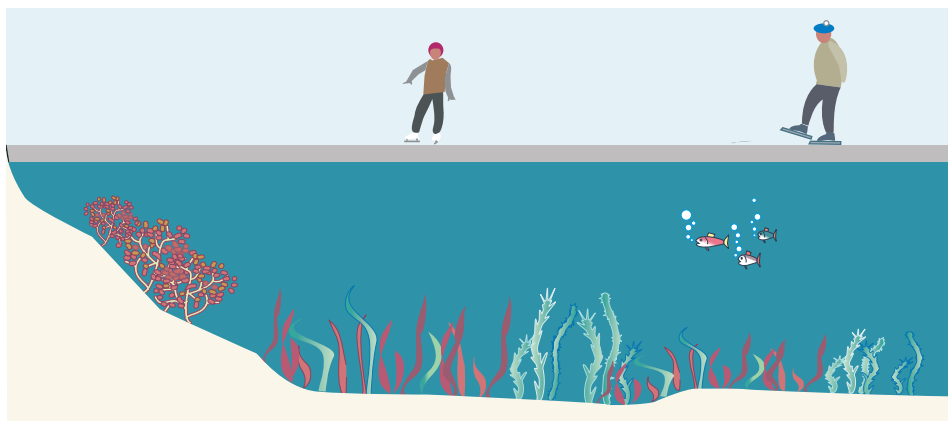
Figur 1.2

Vätebindningar mellan vattenmolekyler. Röd atom är syre och grå atom är väte. Streckad linje är vätebindning.

När vattnets temperatur stiger kommer vattenmolekylerna att röra sig snabbare. Därmed ökar avståndet mellan molekylerna, och vattnets densitet sjunker. Vid en viss temperatur, 100 °C vid normaltryck, orkar inte vattenmolekylerna längre hålla i varandra med hjälp av vätebindningar och vattnet övergår i gasfas, vattenånga. Men även vid lägre temperaturer finns det en jämvikt mellan vatten i luften och flytande vatten som gör att vatten antingen kan förångas eller kondensera beroende på om luften är mättad eller omättad med vattenånga. Vid högre temperaturer kan luften innehålla mer vattenånga än vid lägre.

I is är strukturen också uppbyggd med hjälp av vätebindningar. Men här är strukturen betydligt mer öppen än i flytande fas och därmed blir densiteten lägre, ett faktum som på våra breddgrader möjliggör för vattenlevande organismer att överleva vintern (figur 1.3), eftersom isen flyter på vattnet.

Densitet = Täthet. Uttrycks i kg/m^3 (g/l).



Figur 1.3

Is flyter på vatten.

Just vattnets variation i densitet är påtagliga vid många vattenverk som tar sitt råvatten från sjöar. Bottenvattnet i sjön har låg temperatur året om, medan ytvattnet värms upp under den varma årstiden. I och med det uppstår det ett språngskikt mellan det kalla och tunga bottenvattnet och det varma och lätta ytvattnet. Botten- och ytvatten kommer därför inte att blandas. När ytvattnet kyls ner på hösten uppstår plötsligt en

situation när hela vattenvolymen har samma temperatur. Hela sjöns volym kan då blandas om, och hela vattenpelaren från ytan till botten kan syresättas. Det här brukar kallas att sjön vänder och kan innebära att råvattnet till vattenverket plötsligt får en helt annan kvalitet.

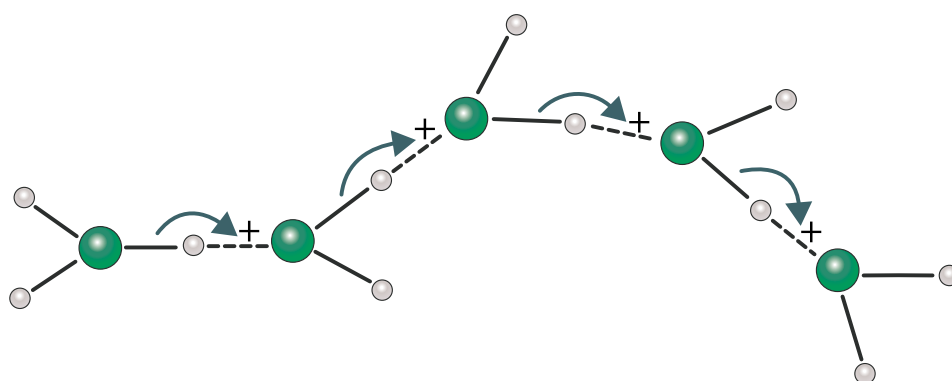
Även vintertid kan skillnader i temperatur ge vattnet densitetsskillnader som innebär skiktbildning. Då har ytvattnet lägre temperatur än bottenvattnet, men fortfarande lägre densitet eftersom densiteten sjunker när vattnets temperatur blir mindre än 4 °C. Även på våren vänder sjön när ytvattnet börjar värmas upp igen.

Vattenmolekylens ojämna laddningsfördelning är också orsaken till att vatten kan lösa upp salter och polära molekyler som är mycket svårslösliga i andra lösningsmedel. Men för att ett ämne ska lösas upp i vattnet måste vätebindningarna brytas. Det kostar energi, men å andra sidan är energivinsten stor när vattenmolekylerna får ordna upp sig kring en laddad jon eller molekyl. Det här kallas *hydratisering* och innebär att joner i en vattenlösning aldrig simmar ensamma. De är alltid tätt omslutna av vattenmolekyler.

Men vattenmolekylen kan också – alldeles på egen hand – dela upp sig i vätejoner och hydroxidjoner. Det kallas vattnets *autoprotolys*. Eftersom vattenmolekylerna är förenade med vätebindningar finns det en möjlighet att en starkare bindning bildas mellan en syreatom och en tredje väteatom. Den resulterande molekylen, oxoniumjonen H_3O^+ , är den som ofta brukar kallas vätejon. Vattenmolekylen som förlorar en väteatom blir hydroxidjon, OH^- . Vattnet kan alltså dela upp sig i en syra och en bas som haltmässigt helt balanserar varandra.

Uppdelningen är inte statisk, utan den extra bindningen kan vandra mellan olika molekyler i vad som skulle kunna kallas en *oxoniumstafett*. Eftersom en sådan stafett inte innebär någon fysisk förflyttning av vattenmolekylerna kan oxoniumjonen förflytta sig mycket snabbt och ger därmed vattnet goda ledningsegenskaper (figur 1.4).

Hydratisering = Joner i en vattenlösning är alltid omslutna av vattenmolekyler.



Figur 1.4
Oxoniumstafetten.

Naturliga vatten

Vattnets unika egenskaper gör det till en helt nödvändig resurs i naturen och samhället. Men med tanke på vattenproduktion är det oftast det som finns i vatten *utöver* själva vattnet som intresserar oss. Oavsett om råvattnet är ytvatten, grundvatten eller havsvatten är det låga halter av olika salter, organiska molekyler och mikrobiologiska organismer som bestämmer både vattnets kvalitet och vilka reningsprocesser vi behöver utnyttja för att producera dricksvatten. Det är alltså detta mycket lilla innehåll – som mest något gram per liter i sötvatten – som avgör följande:

- om vattnet smakar och luktar gott eller inte
- om vattnet är hälsosamt eller inte
- om det finns risk för utfällningar i distributionsnät och installationer
- om det finns risk för kraftig korrosion
- om det finns risk för mikrobiologiska utbrott

Vattnet behöver alltså undersökas, något som vi har varit medvetna om mycket länge. Genom att använda sina sinnen kommer man långt i vattenanalysen. Om vattnet är kallt innebär det begränsad mikrobiologisk aktivitet. Om det smakar eller luktar illa finns det risk att vattnet är hälsofarligt. Om det är färgat eller grumligt är det möjligen inte heller så nyttigt att dricka. Dessa parametrar används än idag för karaktärisering av olika vatten.

Biologiska metoder användes tidigt för att bedöma vattenkvaliteten. Ett exempel är brunnsålen som fick leva i brunnen som en garant för att vattnet inte var ohälsosamt. Dagens biologiska undersökningar är också inriktade på *indikatororganismer*, även om metodiken idag är väsentligt mer sofistikerad och inriktad på i första hand mikrobiologiska organismer.

De kemiska analyserna är av senare datum och har i första hand tillkommit för att karaktärisera vattnet i förhållande till dricksvattenproduktionen, men också med tanke på att kemiska reaktioner kan ske i vattnet efter att det har lämnat vattenverket. Även de kemiska analyserna syftar till att kartlägga eventuella föroreningar i vattnet, så att halterna kan ställas i relation till olika typer av gränsvärden.

Parametrar att undersöka

Fysikaliska, kemiska och mikrobiologiska parametrar är av intresse att undersöka i ett dricksvatten. Nedan presenteras de vanligaste parametrarna för kvalitetskontroll. I kapitlet om Mikrobiologi beskrivs de mikrobiologiska parametrarna närmare. För speciell behandling eller speciella föroreningsituationer kan ytterligare parametrar tillkomma.

Fysikaliska parametrar

- Temperatur
- Grumlighet (turbiditet)
- Färgtal
- Ledningsförmåga (konduktivitet)
- Lukt
- Smak

Kemiska parametrar

- pH
- Alkalinitet (karbonatsystemet)
- Kalcium
- Magnesium
- Fluorid
- Klorid
- Sulfat
- Kväve (ammonium-, nitrit-, nitratkväve)
- Fosfor
- COD_{Mn} (kemisk syreförbrukning)
- TOC (totalt organiskt kol)
- Järn
- Mangan
- Aluminium

- Kloröverskott
- Syrehalt
- Bekämpningsmedel och deras nedbrytningsprodukter
- Andra naturligt förekommande eller förorenande metaller
- Andra föroreningar, till exempel PFAS, läkemedelsrester, organiska föreningar, radioaktiva ämnen

Att analysera och undersöka är en sak för sig, medan tolkningen av resultaten är en helt annan. För att underlätta den fortsatta diskussionen följer här en genomgång av några viktiga kemiska grundbegrepp – och i nästa avsnitt av mikrobiologiska grundbegrepp.

Kemiska grundbegrepp

Att beskriva ett system med kemiska begrepp kan verka tillkrånglat och svårbegripligt. Men det kemiska språket är skapat för att vi med tydlighet och stringens ska kunna beskriva atomerna, jonerna och molekylerna. Trots att de är mycket små och väldigt många ska man ändå kunna beskriva deras inverkan. Om man funderar över hur de förhåller sig till varandra visar det sig att deras uppförande är ganska förutsägbart. Det finns alltid ett skäl till att en kemisk reaktion inträffar, och när det inte blir som vi tänkt oss finns det alltid ett skäl till det också.

Atomer, joner och molekyler

All materia – gaser, vätskor och fasta ämnen – är uppbyggd av *atomer*, små byggstenar med mycket olika egenskaper. Atomerna är i sin tur uppbyggda av *elementarpartiklar*: protoner, neutroner och elektroner.

Protonen är positivt laddad och elektronen negativt, medan neutronen är neutral. Protoner och neutroner väger ungefär lika mycket och utgör tillsammans atomens kärna. Elektronen har en massa som jämfört med kärnans är försumbart liten. Beroende på hur många elementarpartiklar atomerna innehåller får de olika egenskaper. Väteatomen är minst och lättast, den består av bara en proton och en elektron. För närvarande (2023) finns cirka 120 kända grundämnen, men de allra tyngsta är så kortlivade att de inte existerar naturligt utan endast kortvarigt kan framställas i laboratorier. Alla kända atomslag finns samlade i grundämnenas periodiska system. Grundämnets atomnummer bestäms av antalet protoner i kärnan.

Jämfört med atomen är elementarpartiklarna mycket små, och atomerna består därför till allra största delen av – ingenting. Att atomerna ändå får en utbredning beror på att elektronerna med hög hastighet rör sig kring kärnan på ett sätt som kan beskrivas med så kallad orbitalteori, där sannolikheten för att en elektron ska befinna sig på ett visst ställe beräknas. Orbitalerna kring kärnan har olika form och grupperas i ”elektronskal” som rymmer olika antal elektroner.

I första elektronskalet kring atomens kärna får bara två elektroner plats. Grundämnena i första raden i periodiska systemet, väte och helium, har bara ett elektronskal. I nästa rad i periodiska systemet är det första elektronskalet fyllt, och elektronerna placeras efter hand i nästa skal där det finns plats för ytterligare åtta elektroner. I den raden i periodiska systemet finns också åtta olika grundämnen: litium, beryllium, bor, kol, kväve, syre, fluor och neon.

Om en atom avger eller upptar en eller flera elektroner bildas en *jon*. Att detta sker beror på att det uppstår en energimässigt fördelaktig elektronstruktur. Ensamhet är betungande också för en elektron i ett elektronskal, och det är mer fördelaktigt ur energisynpunkt om elektronen avges eller om ytterligare en tas upp så att det bildas

Atom = minsta enhet av ett grundämne som definierar dess kemiska egenskaper.

Elementarpartiklar:

Proton = positivt laddad

Neutron = oladdad (neutral)

Elektron = negativt laddad

antingen elektronpar eller tomma elektronskal. Den energimässigt mest gynnsamma elektronstrukturen är den som ädelgaserna har, där hela det yttersta elektronskalet är fyllt. Därför kan inte vilka joner som helst bildas. Atomerna som lätt upptar elektroner och som därmed bildar negativa joner kallas elektronegativa, medan de som avger elektroner och bildar positiva joner kallas elektropositiva. I periodiska systemet finns de mest elektronegativa atomerna till höger och de mest elektropositiva till vänster.

Joner med olika laddning, positiv och negativ, slår sig samman till jonföreningar. I en jonförening finns en elektrostatisk bindning mellan atomslag med stor skillnad i elektronegativitet. Exempel på en rent *jonisk bindning* är den som uppstår mellan natriumjoner och kloridjoner i vanligt koksalt. Dessa bindningar är mycket starka, men på grund av att vatten är en polär molekyl kan detta joniska salt ändå lösas i vatten.

Atomslag som är mer lika när det gäller elektronegativitet kan ingå i en annan typ av bindning, så kallad *kovalent bindning*. I den kovalenta bindningen delar atomerna en eller flera elektroner mellan sig, så att var och en på det sättet får en mer gynnsam elektronstruktur. Atomerna slås samman till molekyler.

Kemiska föreningar har ofta inslag av både jonbinding och kovalent bindning. Molekyler där skillnaden i elektronegativitet mellan de ingående atomslagen inte är lika stor får ett större kovalent inslag. Organiska ämnen är huvudsakligen uppbyggda med kovalenta bindningar.

Att väga eller räkna

I kemins värld är det i första hand *antalet* molekyler eller joner av ett visst slag som bestämmer deras inverkan, inte hur mycket de väger. Sulfatjonhalten 100 mg/l i ett dricksvatten kan låta mycket, men om kloridjonhalten i samma vatten är 70 mg/l så är kloridjonerna i själva verket dubbelt så många. Detta eftersom kloridjonerna bara väger ungefär en tredjedel av vad sulfatjonen väger.

Eftersom jonerna och molekylerna är mycket små och väldigt många är det inte praktiskt att räkna dem en och en. Därför har begreppet *mol* införts, ett begrepp som på samma sätt som dussin eller tjog sammanför ett bestämt antal joner eller molekyler till en grupp. En mol molekyler är ungefär sexhundrausenmiljardermiljarder stycken ($6,023 \cdot 10^{23}$). Det är så många att vi knappast kan föreställa oss vad det innebär. Men det är inte heller nödvändigt eftersom själva molbegreppet hjälper oss att räkna.

Halter anges oftast i viktenhet per liter, vilket innebär att det behövs en omräkning för att bestämma halten uttryckt i mol. För detta finns det molvikter för alla grundämnen angivna i exempelvis grundämnenas periodiska system. I periodiska systemet anges även grundämnets atomvikt och den kemiska beteckningen, figur 1.6. Molvikten talar om hur mycket en mol av ett visst ämne väger i gram.

Atomnummer	2
Kemisk beteckning	Helium He
Molvikt	4,00

Figur 1.5

Information i periodiska systemet – exempel för grundämnet helium.

För att få veta molvikten hos en molekyl behöver man bara summera molvikterna av alla de grundämnen som ingår i molekylen. Molvikten för vatten är exempelvis cirka $1 + 1 + 16 = 18$ g/mol. Det innebär att 1 liter vatten som väger cirka 1 kg innehåller knappt 56 mol vatten:

Antalet mol = massan / molvikten.

$$\text{Antalet mol} = 1000 \text{ (g)} / 18 \text{ (g/mol)} \approx 56 \text{ mol}$$

Andra ämnen som finns i ett naturligt vatten finns i betydligt lägre halter. Därför är det praktiskt att utnyttja prefix framför (tabell 1.1).

Prefix	Utläses	Innebär	Exempel
m	milli	en tusendel, 10^{-3}	Klorid i insjö 10 mg/l
μ	mikro	en miljondel, 10^{-6}	Gränsvärde för bly i dricksvatten 5 μ g/l
n	nano	en miljarddel, 10^{-9}	Gränsvärde PFAS 21 i dricksvatten 100 ng/l

Tabell 1.1

Prefix för låga halter.

Att formulera en formel

En viktig del av det kemiska språket är beskrivningen av kemiska föreningar och hur reaktionerna sker, det som brukar kallas formelskrivning.

Formelspråket är rikt på förkortningar och beteckningar och kräver därför en viss grundkunskap för att kunna tolkas. Beroende på behovet kan tre olika detaljnivåer användas för att beskriva en kemisk förening:

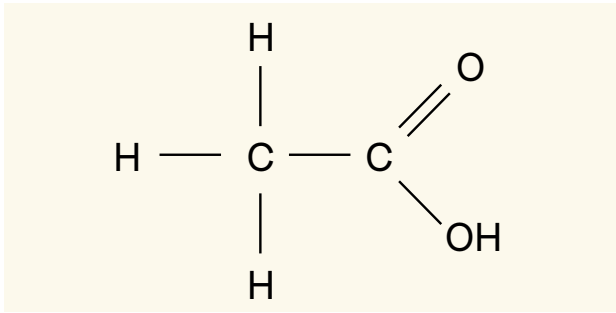
- Empirisk formel
- Molekylformel
- Strukturformel

Den empiriska formeln talar bara om den relativa fördelningen mellan de ingående grundämnena, exempelvis CH_2O för ättiksyra.

Molekylformel ger information om det totala antalet atomer i föreningen, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, eller tydligare CH_3COOH för samma ättiksyra.

Är man dessutom intresserad av hur atomerna är bundna till varandra krävs ytterligare en detaljnivå, nämligen strukturformeln, som för ättiksyran blir som i figur 1.6.

Strukturformeln kan kompletteras med bindningslängder och vinklar, men då uppstår det ganska snart behov av tredimensionella bilder.



Figur 1.6

Strukturformel för ättiksyra.

Nomenklatur

Kemin är också full av mer eller mindre komplicerade nomenklaturregler, beskrivningar av hur de olika atomerna ska representeras i förhållande till varandra i en kemisk formel. Ambitionen är att kemins språk ska vara precist, stringent och utan nationella variationer. Men i praktiken används i mycket hög utsträckning trivialnamn. Dessa har mycket lite att göra med nomenklaturreglerna, men används mer eller mindre inom VA-området. I tabell 1.2 finns ett antal oorganiska joner och molekyler samlade som är vanliga inom vattenkemi.

Organisk kemi är läran om kemi för grundämnena och deras föreningar, medan kemi för kolets föreningar kallas organiskt kemi. Till oorganisk kemi hör dock bland annat karbonater, cyanider och oxider av kol.

Namn	Molekylformel	Namn	Molekylformel
syrgas, syre	O ₂	klogas, klor	Cl ₂
ozon	O ₃	kloritjon	ClO ₂ ⁻
vatten	H ₂ O	underklorsyrlighet	HClO
vätejon, proton	H ⁺ , H ₃ O ⁺	hypokloritjon	ClO ⁻
hydroxidjon	OH ⁻	klordioxid	ClO ₂
väteperoxid	H ₂ O ₂	saltsyra, väteklorid	HCl
koldioxid	CO ₂	kloridjon	Cl ⁻
kolsyra	H ₂ CO ₃	monokloramin	NH ₂ Cl
vätekarbonatjon, bikarbonatjon	HCO ₃ ⁻	dikloramin	NHCl ₂
karbonatjon	CO ₃ ²⁻	permanganatjon	MnO ₄ ⁻
svavelsyra	H ₂ SO ₄	brunsten, mangandioxid	MnO ₂
vätesulfatjon	HSO ₄ ⁻	mangan(II)jon	Mn ²⁺
sulfatjon	SO ₄ ²⁻	lut, natriumhydroxid	NaOH
svavelsyrlighet	H ₂ SO ₃	kalk, kalciumhydroxid	Ca(OH) ₂
vätesulfitjon	HSO ₃ ⁻	kalksten, marmor, krita, kalciumkarbonat	CaCO ₃
sulfitjon	SO ₃ ²⁻	kalciumjon	Ca ²⁺
vätesulfid, svavelväte	H ₂ S	rost, järnoxohydroxid	FeOOH
vätesulfidjon	HS ⁻	siderit, järnkarbonat	FeCO ₃
sulfidjon	S ²⁻	järn(II)jon / järn(III)jon	Fe ²⁺ / Fe ³⁺
salpetersyra	HNO ₃	soda, natriumkarbonat	Na ₂ CO ₃
nitratjon	NO ₃ ⁻	vattenglas, natriumsilikat	Na ₂ O · n SiO ₂
salpetersyrlighet	HNO ₂	fosforsyra	H ₃ PO ₄
nitritjon	NO ₂ ⁻	divätefosfatjon	H ₂ PO ₄ ⁻
kvävgas, kväve	N ₂	vätefosfatjon	HPO ₄ ²⁻
ammoniumjon	NH ₄ ⁺	fosfatjon	PO ₄ ³⁻

Tabell 1.2

Vanliga oorganiska joner och molekyler inom vattenkemin.

Reaktionsformler

Formler för kemiska reaktioner ska inte bara kunna utnyttjas som kvalitativa beskrivningar av vad som sker utan också som kvantitativa, det vill säga hur mycket produkt som bildas om en viss mängd av ett ämne reagerar. Därför är det viktigt att formlerna är korrekt balanserade.

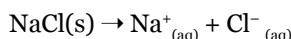
En balanserad reaktionsformel innehåller lika många atomer av varje slag på båda sidor om reaktionspilen. Även laddningarna måste vara korrekt balanserade så att inga nettoladdningar tillkommer eller försvinner.

För att göra formelskrivningen enkel och lättförståelig är det bra om joner eller molekyler som inte deltar i reaktionen utelämnas. Vatten som finns i gigantiskt överskott i en vattenlösning behöver därför bara finnas med i reaktionsformeln om vattenmolekylerna verkligen reagerar. Och om endast den ena jonen i ett upplöst salt reagerar ska den andra utelämnas.

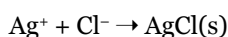
Däremot är det viktigt att inte utelämna information om till exempel vilket tillstånd jonerna eller molekylerna finns i. Detta kan, om det inte är helt självklart, anges inom parentes efter respektive jon eller molekyl:

(s) = solid, fast fas
(l) = liquid, vätskefas
(g) = gaseous, gasfas
(aq) = aquatic, vattenfas
(org) = organic, organisk fas

När koksalt löses upp i vatten kan detta skrivas:



Men när vattenlösningar av koksalt och silvernitrat blandas och fast silverklorid faller ut (som i Mohrs titrering för att bestämma kloridjonhalt) behöver inte natrium- och nitratjonerna tas med, och om det är uppenbart av sammanhanget att det sker i vattenfas behöver inte heller detta anges:

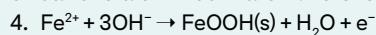


Det behövs en mer komplicerad formel för att beskriva reaktionen när järn avlägsnas ur ett vatten med hjälp av oxidation med permanganat. När man ska balansera en sådan reaktionsformel är det till hjälp att först balansera varje delreaktion för sig och sedan addera dessa.

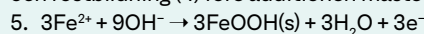
För att järn ska falla ut som rost, (FeOOH) behöver tvåvärt järn (Fe²⁺) oxideras till trevärt järn (Fe³⁺), som sedan kan reagera med hydroxidjoner (OH⁻): Samtidigt reduceras permanganat (MnO₄⁻) till brunsten (MnO₂)

1. $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ (e⁻ står för en elektron som avges)
2. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{FeOOH(s)} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-$

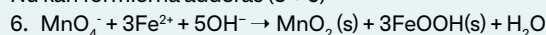
För att räkna oxidationstalen på respektive grundämne bör man veta att syre normalt antar oxidationstalet -II och väte +I. Först summeras de båda första reaktionsformlerna (1 + 2):



Därefter ska denna formel (4) adderas till den med manganreduktionen (3). Men då är det viktigt att notera att antalet elektroner också ska balanseras, varför formeln för järnoxidation och rostbildning (4) före additionen måste multipliceras med tre:



Nu kan formlerna adderas (3 + 5):



Av formeln framgår att tre järn(II)joner oxideras och bildar rost (FeOOH) för varje permanganatjon som reduceras och bildar brunsten (MnO₂). Det åtgår också hydroxidjoner i processen, vilket medför att vattnets pH-värde sjunker.

Oxidationstal = Ett sätt att bokföra laddningar hos varje atom. Grundämnen har oxidationstalet noll, väte har +I i alla föreningar och syre har nästan alltid -II. Oxidationstalet hos en atomjon är lika med laddningen. Summan av oxidationstalen är noll i en oladdad förening och lika med jonens totalladdning i en sammansatt jon.

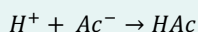
Jämvikt – ett stabilt men inte stillastående tillstånd

Kemiska reaktioner strävar mot jämvikt. Det innebär att reaktionerna med tiden bromsar in och stannar upp. När jämvikt inträffar bestäms av systemets förutsättningar när det gäller bland annat tryck och temperatur. Det kan vara så att en reaktion inte avstannar förrän alla reaktanter (utgångsmaterial) har förbrukats och omvandlats till produkter. Men ofta avstannar reaktionen långt tidigare.

En kemisk reaktion sker med en hastighet som ofta är proportionell mot hur mycket av reaktanterna det finns att tillgå. Situationen kan jämföras med svampblockaren i skogen som självfallet fyller sin korg fortare om det är svampår än om en varm och torr sensommar gjort tillgången begränsad. Ättiksyra (väteacetat, HAc) kan tappa en vätejon och bilda acetatjoner. När halterna av acetat- och vätejoner stiger kan reaktionen också gå åt motsatt håll. Ättiksyra bildas från acetat- och vätejoner.

Jämvikt

En kemisk reaktion sker med en hastighet som ofta är proportionell mot hur mycket av reaktanterna det finns att tillgå. Situationen kan jämföras med svampblockaren i skogen som självfallet fyller sin korg fortare om det är svampår än om en varm och torr sensommar gjort tillgången begränsad. Ättiksyra (väteacetat, HAc) kan tappa en vätejon och bilda acetatjoner:

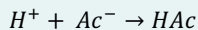


Hastigheten för denna reaktion kan skrivas:

$$r_{HAc} = k_{HAc} \cdot [HAc]$$

där r_{HAc} är reaktionshastigheten, k_{HAc} är en hastighetskonstant för reaktionen och klammerparentesen avser halten av ättiksyran i mol/l.

Men när halten av bildade acetat och vätejoner stiger uppstår förutsättningar för ytterligare en kemisk reaktion, nämligen den rakt motsatta:



Också för denna reaktion kan ett hastighetsuttryck formuleras:

$$r_{Ac^-} = k_{Ac^-} \cdot [H^+] \cdot [Ac^-]$$

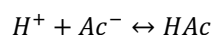
Vid ett visst haltförhållande mellan ättiksyra, acetatjoner och vätejoner kommer hastigheten för fram och tillbakareaktionen att vara lika stor och då sker inga ytterligare haltförändringar. Jämvikt har inträtt.

$$r_{HAc} = r_{Ac^-} = k_{HAc} \cdot [HAc] = k_{Ac^-} \cdot [H^+] \cdot [Ac^-]$$

Kvoten mellan de båda hastighetskonstanterna blir då vad vi brukar kalla en jämviktskonstant (i detta fall en så kallad syrakonstant) som kan utnyttjas för att beräkna hur systemet ser ut vid jämvikt:

$$\frac{k_{HAc}}{k_{Ac^-}} = k_a = \frac{[H^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]}$$

För att indikera att det är fråga om en jämviktsreaktion, brukar man använda dubbelriktade pilar i reaktionsformeln:

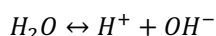


För kemiska reaktioner har man alltså dels att ta hänsyn till reaktionshastigheten och hur reaktionen sker (reaktionens kinetik), dels till hur situationen ser ut vid jämvikt när inga förändringar längre sker. Jämviktssituationen kan ofta relativt enkelt beräknas, medan kinetiken är beroende av en lång rad faktorer och normalt måste studeras genom

praktiska försök. En tumregel är dock att om reaktionen innefattar en övergång mellan faser (gas, vätska, fast fas) eller rentav sker i fast fas, brukar reaktionen gå långsammare än om den sker homogent i vätske- eller gasfas. Kinetiken för en reaktion mellan två faser underlättas om så stor kontaktyta som möjligt kan skapas mellan faserna.

Vattnets jonprodukt och begreppet pH-värde

I avsnittet om vattenmolekylen nämndes vattnets autoprotolys, att vattnet kan dela upp sig i vätejoner och hydroxidjoner alldeles på egen hand. Liksom för ättiksyra i avsnittet ovan kan man definiera en jämviktskonstant för vattnets autoprotolys. Eftersom vattenkoncentrationen är gigantiskt hög i en vattenlösning och inte påverkas i mätbar grad av reaktioner som sker i utspädd lösning, har man valt att generellt sätta vattnets aktivitet till ett, så att jämviktsuttrycket endast kommer att innehålla väte- och hydroxidjoner:



$$k_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Vid 25 °C är vattnets jonprodukt lika med $1 \cdot 10^{-14}$ (mol/l)². Det innebär att ett neutralt vatten där inga tillsatser av vare sig syror eller baser har gjorts kommer att ha väte- och hydroxidjonkoncentrationer om vardera cirka $1 \cdot 10^{-7}$ mol/l.

Men i vattenverket används ofta just syror och baser för att justera vattnets surhetsgrad. Man använder då ofta begreppet pH-värde för att beskriva vad som sker. pH-värdet är ett mått på hur många vätejoner det finns i vattnet, men för att få hanterbara mätetal har man logaritmerat halten och bytt dess tecken:

$pH = -\log([H^+])$, det vill säga minus 10-logaritmen för vätejonkoncentrationen.

Om halten av vätejoner är 0,0000001 eller $1 \cdot 10^{-7}$ mol/l blir således pH-värdet 7, se tabell 1.3. Ju högre vätejonhalten är, desto lägre blir pH-värdet. Det är också viktigt att komma ihåg att en sänkning av pH-värdet med endast en enhet innebär att halten vätejoner tiofaldigas, och att en fördubbling av antalet vätejoner innebär en sänkning med bara 0,3 enheter på pH-skalan.

pH-värdet är alltså en ganska grov parameter, och även om pH-värdet ofta används som processparameter i vattenverket bör man vara medveten om att det är svårt att mäta exakt, speciellt i jonsvaga medier som dricksvatten. Man bör därför parallellt också ha god kontroll på doseringarna. Det är inte heller möjligt att med någon noggrannhet mäta pH-värden under cirka 2 eller över ca 12.

Vattnets jonprodukt (k_w) =
halten av vätejoner gånger
halten av hydroxidjoner

pH-värde = Minus
10-logaritmen för vätejon-
koncentrationen.

Vätejonkoncentration (mol/liter)	pH
0,0001 = 10^{-4}	4
0,00001 = 10^{-5}	5
0,000001 = 10^{-6}	6
0,0000001 = 10^{-7}	7
0,00000001 = 10^{-8}	8
0,000000001 = 10^{-9}	9

Tabell 1.3
Förhållandet mellan
vätejonkoncentration och
pH-värde.

Starka och svaga syror och baser

Definitionsmässigt är en syra en kemikalie som avger vätejoner (protoner) så att pH-värdet sjunker, medan en bas är en kemikalie som istället tar upp vätejoner så att pH-värdet stiger.

Av tidigare avsnitt framgick det att ättiksyra inte helt delar upp sig (protolyseras) i vätejoner och acetatjoner, och som en konsekvens av detta finns det en jämviktskonstant för ättiksyrans protolys. Syror som uppför sig på det här sättet brukar kallas svaga. Eftersom acetatjonen kan ta upp vätejoner och bilda ättiksyra så är den jonen en bas. Till varje svag syra hör en motsvarande svag bas. Syrakonstanten kan därför allmänt formuleras så här (jämför avsnittet om Jämvikt ovan):

$$k_a = \frac{[H^+] \cdot [bas]}{[syra]}$$

Eftersom k_a , i likhet med vätejonkoncentrationen, antar mycket små värden är det praktiskt att använda samma matematiska behandling som för vätejonkoncentrationen. Istället för k_a anges därför oftast pK_a , det vill säga 10-logaritmen av k_a -värdet med ombytt tecken.

Vissa syror har egenskaper som gör att de inte bara kan avge bara en utan också flera vätejoner. Dessa syror kallas flerprotoniga, och kan alltså ha flera syrakonstanter och motsvarande baser. Exempel på flerprotoniga syror är kolsyra som dels kan avge en vätejon och bilda vätekarbonatjon, dels ytterligare en vätejon och bilda karbonatjon. Vätekarbonatjonen kan därmed antingen agera som syra och bilda karbonatjon eller som bas och bilda kolsyra. En sådan molekyl som kan fungera som både syra och bas brukar kallas amfolyt.

Syror kan också vara starka, och i en vattenlösning är dessa syror helt uppdelade (dissocierade). Exempel på en stark syra är saltsyra, som i vattenlösning endast förekommer som vätejoner och kloridjoner.

Tabell 1.4 tar upp ett antal syror och i förekommande fall deras motsvarande baser och syrakonstanter. Syrakonstanterna anges i samma form som pH, det vill säga det 10-logaritmerade värdet med ombytt tecken.

Syra	Molekylformel	pK_a vid 25 °C	Korresponderande bas
Saltsyra	HCl	Stark	–
Salpetersyra	HNO ₃	Stark	–
Svavelsyra	H ₂ SO ₄	Stark	–
Vätesulfatjon	HSO ₄ ⁻	1,99	SO ₄ ²⁻ (sulfatjon)
Fosforsyra	H ₃ PO ₄	2,12	H ₂ PO ₄ ⁻
Divätefosfatjon	H ₂ PO ₄ ⁻	7,21	HPO ₄ ²⁻
Vätefosfatjon	HPO ₄ ²⁻	12,32	PO ₄ ³⁻ (fosfatjon)
Kolsyra (koldioxid)	H ₂ CO ₃ , (CO ₂)	6,37	HCO ₃ ⁻
Vätekarbonatjon	HCO ₃ ⁻	10,33	CO ₃ ²⁻ (karbonatjon)
Ättiksyra	HAc, CH ₃ COOH	4,76	Ac ⁻ , CH ₃ COO ⁻
Ammoniumjon	NH ₄ ⁺	9,24	NH ₃ (ammoniak)

Av det tidigare följer att också baser kan delas upp i starka och svaga, det vill säga sådana som är helt dissocierade i vattenlösning och sådana som bara delvis reagerar. Ammoniak är en svag bas eftersom den delvis upptar vätejoner och bildar ammoniumjoner och hydroxidjoner. Ammoniumjonen är i konsekvens med tidigare att betrakta som en motsvarande svag syra:

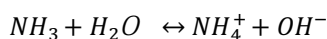
Syra = en kemikalie som avger vätejoner.

Bas = en kemikalie som tar upp vätejoner.

Amfolyt = En molekyl som kan fungera som både syra och bas.

Tabell 1.4

Några syror och i förekommande fall deras syrakonstanter och motsvarande baser.



Ur ovanstående reaktionsformel kan en baskonstant definieras:

$$k_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

Men om k_a för ammoniumjonen och k_b för ammoniak multipliceras återstår endast vattnets jonprodukt, vilket innebär, att baskonstanten inte ger någon ny information:

$$k_a \cdot k_b = \frac{[NH_3] \cdot [H^+]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = [H^+] \cdot [OH^-] = k_w$$

För svaga baser kan därför lika gärna syrakonstanten för den korresponderande syran användas.

Lut (natriumhydroxid) är däremot exempel på en stark bas som helt dissocieras till natrium- och hydroxidjoner i vattenlösning. Exempel på flera starka baser finns i tabell 1.5.

Bas	Molekylformel
Lut, natriumhydroxid	NaOH
Kaliumhydroxid	KOH
Släckt kalk, kalciumhydroxid	Ca(OH) ₂
Bränd kalk, kalciumoxid	CaO

Tabell 1.5

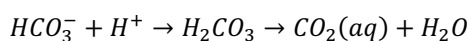
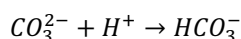
Exempel på starka baser.

Ibland kan det vara så att man inte omedelbart inser att kemikalien man doserar är en syra eller en bas. Detta är kanske fallet med kalciumoxiden i tabell 1.5, där varje oxidjon reagerar med vatten under bildning av två hydroxidjoner. Ännu mer maskerade är kanske aluminiumjonens och järn(III)jonens syraegenskaper. Dessa båda joner, som är vanliga i flockningsprocesser, komplexbinder kraftigt till hydroxidjoner och lämnar därmed vätejoner till vattnet vilket ger en pH-sänkning. Komplexbildningsreaktioner behandlas nedan.

Karbonatsystemet, alkalinitet och buffertverkan

Vid sidan om vattnets pH-värde är dess alkalinitet kanske den parameter som är vanligast vid karaktärisering av ett dricksvatten. Alkaliniteten bestäms på laboratoriet genom en titring av vattnet med syra.

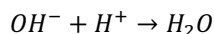
Det helt dominerande syra/bassystemet i ett naturligt vatten är *karbonatsystemet*. Därför har man valt pH-värdet man titrerar till så att just karbonatsystemet ska omfattas och därmed göra det möjligt att beräkna vattnets alkalinitet. Vätekarbonatjonerna och karbonatjonerna ska ha omsatts till kolsyra, eller korrektare till vattenlöst koldioxid. Kolsyra är så kortlivad att den i praktiken inte existerar. Beroende på vattnets pH-värde omvandlas den omedelbart antingen till koldioxid eller till vätekarbonatjoner. Vid titringen sker alltså följande reaktioner:



Alkalinitet = Anges som vätekarbonathalt (mg/l HCO₃⁻). Ett mått på vattnets förmåga att motstå försurning.

Karbonatsystemet = Naturens viktigaste syra/bassystem. Komponenterna i systemet är löst koldioxid, kolsyra, vätekarbonatjon och karbonatjon. Systemet kallas ibland också kolsyra-systemet.

Hydroxidjonerna i vattnet kommer att bilda vatten:



Det åtgår alltså en vätejon för att omforma vätekarbonat till koldioxid och hydroxidjoner till vatten, medan det åtgår två för att omforma karbonatjonerna. Definitionen på alkalinitet blir:

$$\text{Alkalinitet} = [HCO_3^-] + 2 \cdot [CO_3^{2-}] + [OH^-] - [H^+] + C_x$$

C_x står för eventuella andra syra/baspar i vattnet som bidrar till alkaliniteten. Normalt är det bidraget försumbart i naturliga vatten, men om halten av naturligt organiskt material är hög kan man räkna med ett visst bidrag från det organiska materialets syra-/basegenskaper.

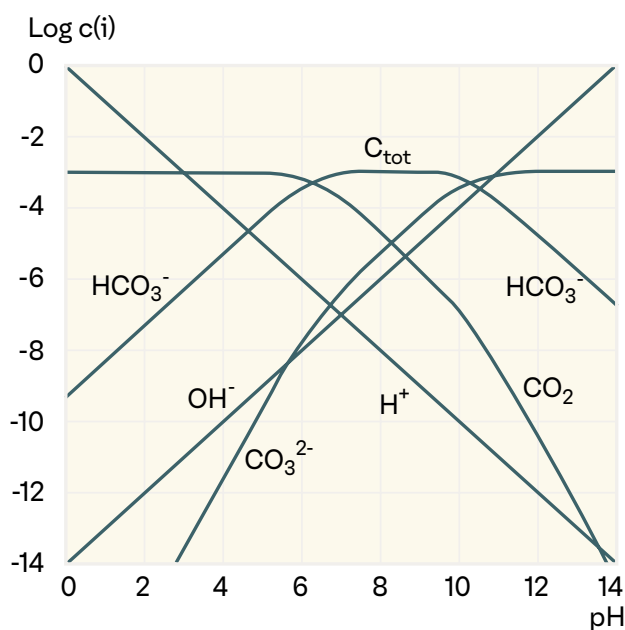
Som framgår av ovanstående kommer mer syra att åtgå för att omforma karbonatsystemet till koldioxid ju högre halterna av karbonatsystemets komponenter är. Det är alltså så att alkaliniteten kan ses som ett mått på vattnets förmåga att motstå försurning.

Vid normala pH-värden för ett dricksvatten domineras karbonatsystemet av vätekarbonatjoner. Av detta skäl uttrycks alkaliniteten ofta i mg/l HCO_3^- . Totalhalten av karbonatsystemets komponenter består emellertid också av koldioxid och karbonatjoner.

$$C_{tot} = [CO_2] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}]$$

Vid de pH-värden som förekommer i många råvatten, 6,0–6,5, finns en betydande andel av karbonatsystemet som koldioxid. Det innebär att alkaliniteten (uttryckt som mg/l HCO_3^-) kan stiga betydligt när råvattnets pH-värde höjs i processen och koldioxid omformas till vätekarbonatjoner.

För att få en visuell bild över hur de olika komponenterna (koldioxid, vätekarbonatjon och karbonatjon) i karbonatsystemet varierar med pH-värdet kan så kallade logaritmiska diagram användas. Diagrammen konstrueras genom att logaritmera jämviktsekvationerna för karbonatsystemet och vattnets jonprodukt. Detta beskrivs i Bok 5 Tillämpningar och exempel. Här visas hur ett logaritmiskt diagram ser ut, figur 1.7.



Figur 1.7
Logaritmiskt diagram
för karbonatsystemets
komponenter vid en
totalhalt om 1 mmol/l.

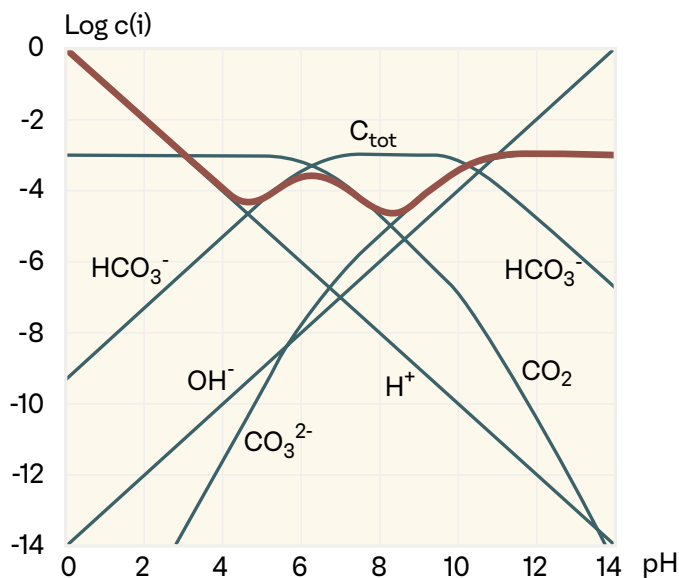
I figuren visas pH-värdet på x-axeln och på y-axeln halten av jonslagen uttryckt i logaritmen av halten i mol/l. I figuren är totalhalten av karbonatsystemets komponenter 1 mmol/l, dvs $1 \cdot 10^{-3}$ mol/l, som ger ett värde på -3 om den logaritmeras.

I diagrammet kan man studera vilken av karbonatsystemets komponenter som dominerar i olika pH-intervall. Vid låga pH-värden är tillgången på vätejoner stor och koldioxid dominerar. Efter första pK_a -värdet, $pH = 6,37$, och ända upp till andra, $pH = 10,33$, har vätekarbonatjonen ledningen. Högre upp tar karbonatjonen över dominansen.

Buffertverkan

Alkaliniteten används ofta som ett mått på ett vattens motståndskraft mot försurning. Men det finns ytterligare ett begrepp som i mera generella termer beskriver motståndskraften mot pH-förändringar, nämligen *buffertverkan*. Buffertverkan definieras som derivatan av en tillsatt mängd stark bas, C_b , med avseende på pH.

Om buffertverkan härleds för karbonatsystemet enligt ovan, kan en linje även för denna läggas in i diagrammet i figur 1.8.



Buffertverkan = Vattnets förmåga att motstå pH-förändringar vid tillsats av syror eller baser.

Derivata = Ett mått på hur snabbt en storhet ändras när man varierar en annan storhet som den är beroende av.

Figur 1.8

Logaritmiskt diagram för karbonatsystemets komponenter vid en totalhalt om 1 mmol/l. Den tjockare linjen representerar logaritmen för buffertverkan delad med $\ln(10)$.

Tydligt följer buffertverkan först linjen för vätejonkoncentrationen, men byter till vätekarbonatjonlinjen när denna korsar vätejonlinjen. Buffertverkan får ett maximum vid $pH = pK_{a1}$ ($pH = 6,37$) och avtar sedan igen. Buffertverkan når ett minimum vid pH-värden som är vanliga i dricksvatten (cirka 8,3) när linjen för koldioxidhalten möter karbonatjonlinjen. Det är alltså inte buffertverkan som är avgörande för vilka pH-värden som väljs i dricksvatten.

Buffertverkan följer sedan linjen för karbonatjonhalten och byter efter $pH = pK_{a2}$ ($pH = 10,33$) till hydroxidjonlinjen. Vid mycket höga och mycket låga pH-värden är det således hydroxid- respektive vätejonhaltarna som bestämmer buffertverkan, men i området däremellan är karbonatsystemet betydelsefullt.

Andra typer av jämvikt

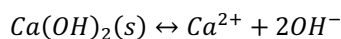
Kemiska reaktioner handlar inte bara om syror och baser. Inom dricksvattenberedningen är det i huvudsak fyra ytterligare jämviktstyper som är av intresse: löslighetsjämvikt, komplexjämvikt, redoxjämvikt och jämvikter mellan gas och vätska. Dessa typer beskrivs kortfattat nedan

Löslighetsjämvikt

Eftersom många av de kemikalielösningar som doseras på vattenverket bereds från fasta salter är det en förutsättning att dessa löser sig i tillräcklig grad för att doseringen ska bli hanterbar.

Medan såväl kalciumhydroxid som kalciumkarbonat (släckt kalk och kalksten) är förhållandevis svåra att lösa upp, är både natriumhydroxid och natriumkarbonat (lut och soda) betydligt mera lösliga.

Jämviktskonstanten för en löslighetsjämvikt är definierad på samma sätt som för en syra, med undantaget att den fasta fasen inte finns med i uttrycket eftersom aktiviteten av denna definitionsmässigt satts lika med ett. Den upplösta halten av ett ämne i jämvikt med fast fas är nämligen oberoende av hur mycket fast fas som finns kvar, så länge fast fas finns. Upplösning av släckt kalk i vatten kan beskrivas med:



Jämviktskonstanten för reaktionen blir då:

$$k_s = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

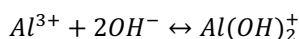
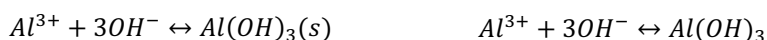
Att halten av hydroxidjonerna i uttrycket för jämviktskonstanten är kvadrerad beror på att två hydroxidjoner bildas för varje kalciumhydroxidmolekyl som löser upp sig.

För att få en uppfattning om hur mycket släckt kalk som löser upp sig i ett vatten kan man överslagsmässigt utnyttja ekvationen. Man bör dock vara medveten om att hydroxidjoner och även kalciumjoner redan finns i vattnet, och det begränsar delvis lösligheten. Dessutom kommer pH-värdet att stiga, vilket innebär att kalciumkarbonat kan falla ut.

Många dricksvattenkvaliteter är sådana att det finns förutsättningar för utfällningar i rör och installationer. Det är då ofta fråga om att lösligheten av kalciumkarbonat ($CaCO_3$) har överskridits. Exempel på beräkning av om ett vatten är övermättat med avseende på kalciumkarbonat eller inte finns i Bok 5.

Komplexjämvikt

I en flockningsprocess, exempelvis när flockiga fällningar av aluminiumhydroxid ska bildas och ta med sig partiklar och stora organiska molekyler ur vattnet, är det förutom löslighetsjämvikt också fråga om komplexjämvikt, det vill säga bildning av lösliga aggregat av flera jonslag. Förutom bildningen av fast aluminiumhydroxid kan aluminiumjonen bilda en lång rad lösliga komplex med hydroxidjoner:



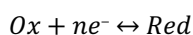
Jämviktskonstanten för vart och ett av dessa komplex, komplexkonstanten, kan i enlighet med tidigare allmänt formuleras:

$$\beta_n = \frac{[Al(OH)_n]^{3-n}}{[Al^{3+}] \cdot [OH^-]^n}$$

Av gammal konvention betecknas dessa jämviktskonstanter med β istället för k , men som framgår av uttrycket är definitionen annars densamma som tidigare.

Redoxjämvikt

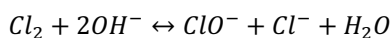
Redoxjämvikter är en annan typ av kemisk jämvikt där även elektroner (e^-) ingår i jämviktsuttrycken. För att behandla dessa jämvikter utnyttjas Nernsts ekvation som i sin allmänna form kan formuleras:



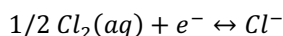
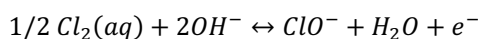
$$e = e^0 + \frac{R \cdot T \cdot \ln 10}{n \cdot F} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

R är allmänna gaskonstanten, F är Faradays konstant och T är den absoluta temperaturen uttryckt i Kelvin. e^0 betecknar reaktionens normalpotential, det vill säga jämviktskonstanten för reaktionen. Normalpotentialer för olika reaktioner finns angivna i tabellverk.

Ett exempel på en redoxjämvikt inom dricksvattenberedningen är klorgasens jämvikt med hypokloritjoner:



Det är här fråga om två redoxjämvikter: en oxidation av vattenlöst klorgas till hypokloritjoner och en reduktion av klorgas till kloridjoner:

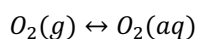


När jämviktskonstanterna för redoxjämvikterna ska formuleras är det viktigt att de skrivs som reduktioner, vilket innebär att för reaktionerna ovan måste den första skrivas åt motsatt håll.

Redoxpotentialen är ingen absolut parameter och man måste därför mäta den i förhållande till en referenselektrod. Man har valt att definiera en nollpunkt på potentialskalen för den så kallade normalvätgaselektroden, det vill säga jämvikten som uppstår på en platinastav som är neddoppad i en vattenlösning med vätejoner av aktiviteten ett, och över vilken man bubblar vätgas. Detta är självfallet en komplicerad referenselektrod att ha med sig vid redoxpotentialmätningar, men det finns flera olika typer av enklare referenselektroder att tillgå, med väl definierade potentialer i förhållande till normalvätgaselektroden.

Gas/vätskejämvikt

När en gas, exempelvis syre, ska lösa sig i vatten, är det också fråga om en jämviktsreaktion:



Redoxpotentialen i ett vatten inställer sig som ett resultat av att ämnen i vattnet vill oxideras eller reduceras, det vill säga avge eller uppta elektroner. I naturliga vatten bestäms den till stor del av vattnets syrehalt och pH-värde. Vid hög syrehalt och lågt pH-värde blir redoxpotentialen hög, liksom om man tillsätter oxiderande ämnen som hypokloritjoner eller kloridioxid.

Jämviktsekvationen får uttrycket:

$$k_H = \frac{[O_2]}{p_{O_2}}$$

Av betydelse är då koncentrationen av syre i både gasfas och vattenfas. Av praktiska skäl har man valt att ange koncentrationen i gasfas i partialtryck istället för i mol/l. Partialtrycket är den del av totaltrycket som syret i detta fall medverkar till. Partialtrycket är proportionellt mot såväl molandelen som volymandelen av syret i gasen.

4.2 Vattnets mikrobiologi

Mikrobiologi

Mikroorganismerna omfattar ett mycket stort antal arter. De kan utifrån sin biologiska tillhörighet delas in i bakterier, arkéer, svampar, protozoer, mikroalger och virus. Virus är definitionsmässigt inte levande organismer men innefattas ändå bland mikroorganismerna på grund av deras biologiska karaktär. Mikroorganismer har det gemensamt att de inte kan ses med blotta ögat. Till mikroorganismerna räknas således organismer som är helt inbördes obesläktade.

Tabell 2.1

Till mikroorganismerna räknas organismer som är helt inbördes obesläktade (protozoer, mikroalger, arkéer, bakterier, svampar och virus).

Mikroorganismer					
Bakterier <ul style="list-style-type: none">• flertalet är ofarliga• vissa är patogena• encelliga utan cellkärna• t ex campylobacter	Virus <ul style="list-style-type: none">• kräver värdcell• parasiterande• t ex norovirus	Svampar <ul style="list-style-type: none">• mikrosvampar t ex jäst eller mögel	Mikroalger <ul style="list-style-type: none">• endast encelliga relevanta• med cellkärna• några få kan bilda toxiner	Protozoer <ul style="list-style-type: none">• endast encelliga parasiter relevanta för dricksvatten• med cellkärna• t ex cryptosporidium	Arkeer <ul style="list-style-type: none">• kan överleva i extrema miljöer• ej relevanta för dricksvatten

Olika mikroorganismers relevans för dricksvatten, dess hälsomässiga risker samt metoder för avskiljning och inaktivering tas upp i bok 2.

Vad karaktäriserar olika mikroorganismer?

Många mikroorganismer är levande katalysatorer som möjliggör ett stort antal kemiska processer som sker i vatten och mark. Flertalet av de viktiga kemiska reaktionerna som sker i vatten, framför allt de som berör organiskt material och oxidations- och reduktionsprocesser, sker genom inverkan av bakterier, och produktionen av biomassa sker i huvudsak av alger.

Virus är inte direkt inblandade i kemiska reaktioner i vatten men har ändå stor betydelse, bland annat därför att de kan orsaka ett antal allvarliga sjukdomar.

Jordens alla levande organismer kan delas in i två stora grupper – prokaryoter (bakterier och arkéer) samt eukaryoter (protozoer, större djur, svampar mikroalger och större växter). Mikroorganismer finns sålunda inom både prokaryoter och eukaryoter. Eukaryoterna har en väl avgränsad cellkärna omgiven av ett membran. Prokaryoterna saknar membran runt cellkärnan, och deras genetiska material förekommer därför mer diffust i cellen. Olika typer av mikroorganismer skiljer sig också åt när det gäller till exempel rörlighet, reproduktion och metoder att skaffa sig energirik näring.

Beroende på hur deras energiförsörjning sker kan också mikroorganismerna delas in i de två grupperna: heterotrofa och autotrofa. Heterotrofa organismer är beroende av färdigt organiskt material, både som energikälla och som råmaterial för uppbyggnaden av nya celler. De autotrofa klarar sig utan färdigt organiskt material och trivs i en helt oorganisk miljö. De utnyttjar solljuset som energikälla genom fotosyntesen och koldioxid eller andra karbonater som kolkälla för att själva bygga upp organiskt material. De flesta mikroorganismer är heterotrofa. Det är bara alger och några få typer av bakterier som är autotrofa.

Ett tredje sätt att dela upp mikroorganismer är i aeroba (som behöver syre för att överleva) eller anaeroba (som klarar sig utan syre).

Prokaryot från grekiskans pro (före) - och ka'ryon (kärna).

Eukaryot från eu (äkta) och ka'ryon (kärna).

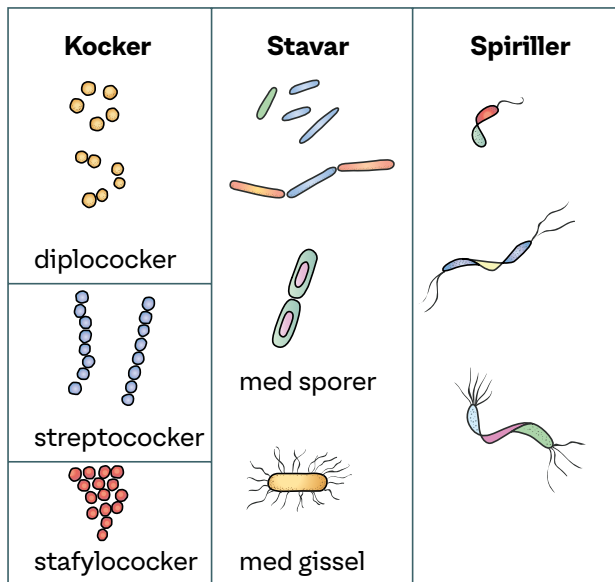
Autotrof = Klarar sig utan färdigt organiskt material. Heterotrof = Är beroende av färdigt organiskt material.

Aerob från grekiskans aë'r (luft) och bi'os (liv).

Anaerob från grekiskans nekande (an), aë'r (luft) och bi'os (liv).

Bakterier

Bakterier är encelliga prokaryota mikroorganismer som endast förökar sig genom celledelning. På grund av sin litenhet och därav svårigheten att artbestämmas har bakterier historiskt namngivits utifrån morfologiska egenskaper – stavar (baciller), sfärer (kocker) eller spiraler (spiriller).



Figur 2.1

Olika former av bakterier.

De flesta bakterier är i storleksordningen 0,5–3 µm, men vissa kan bli upp till 50 µm. Bakteriecellerna kan förekomma en och en eller växa i grupper med allt från två upp till miljoner individuella celler. Den enskilda cellen kan inte ses med blotta ögat, men kolonier som vuxit fram från en enda cell framträder tydligt. Detta utnyttjas vid undersökning av bakterier i vatten, där bakterier tillåts växa under kontrollerade betingelser och de bildade kolonierna räknas.

Många bakterier har på cellens utsida små utskott (flageller) som de använder för att röra sig. Det är huvudsakligen stav- och spiralformade bakterier som har flageller, medan kockerna oftast är orörliga.

Av bakterierna är de allra flesta heterotrofa, det är de mikroorganismer som huvudsakligen står för nedbrytningen av organiskt material i naturen.

Cyanobakterier (även kallade blågröna alger) är autotrofa mikroorganismer som kan bedriva fotosyntes genom att bilda klorofyll a. Några släkten kan bilda massiva vattenblomningar som kan orsaka problem i vattenverkens intag samt orsaka lukt- och smakstörningar. I värsta fall kan vissa mikroalger då bilda gifter, så kallade algtoxiner. Mer om algtoxiner finns att läsa i Dricksvattenteknik 2.

Bakterier har stor betydelse i dricksvattensammanhang, framför allt används väldefinierade bakterieindikatorer för att bedöma ett dricksvattens hygieniska status. Bakterier utgör också den övervägande delen av de mikroorganismer som normalt etablerar sig i dricksvatten, huvudsakligen som biofilmer på alla ytor i kontakt med vatten. Exempel på när bakterierna gör nytta i biofilmer är biologiska processer i vattenverken. Mer om biologisk behandling i vattenverk finns att läsa i Dricksvattenteknik 2 (se avsnittet om, Biologisk behandling.).

1 µm (mikrometer)
= 0,001 mm

Arkéer

Arkéer ser ut som bakterier men är inte närmare släkt med bakterier än med till exempel djur. De har en helt annan typ av cellvägg än bakterier. Många av dem har förmåga att stå ut med extrema miljöer. Värme, tryck, kyla, extrema salthalter och extrema pH-värden är en del av de miljöer som olika typer av arkéer har anpassat sig till. Tidigare trodde man att de rörde sig om bakterier och de kallades då arkebakterier. Eftersom arkéerna är så lika bakterier till utseendet så omfattar eventuella beskrivningar av bakterier i den här boken även arkéer, trots att de inte är släkt. Normalt har arkéer ingen större betydelse i dricksvattenssammanhang.

Svampar

Svampar är eukaryota och heterotrofa mikroorganismer. En av svamparnas viktigaste egenskaper i naturen är deras förmåga att bryta ner cellulosa i träd och andra växter. Det som specifikt kännetecknar svampar är att de har en cellvägg som innehåller kitin.

De mikroskopiska svamparna (mikrosvampar) delas upp i två grupper: mögelsvampar och jästsvampar. Mögelsvampar karaktäriseras av att de är uppbyggda av långa förgrenade trådar. De enskilda trådarna kallas hyfer och när dessa bildar ett nätverk talar man om mycel. Hos jästsvampar har istället de enskilda cellerna runda eller cylindriska former, men vissa av jästsvamparna kan bilda falskt mycel. Svamparna är oftast större än bakterierna på grund av sina långa trådar.

Mikrosvampar tillväxer betydligt långsammare än bakterier. Generellt är jäst- och mögelsvampar dock mindre känsliga för variationer i sin omgivning än bakterierna är. Svamparna kan tillväxa vid lägre fuktighet, lägre temperatur och lägre pH-värden. De är också mer motståndskraftiga mot gifter i form av metalljoner. Mikrosvampar är aktuella i dricksvattenssammanhang där omsättningen kan vara låg, till exempel i mindre bra utformade reservoarer.

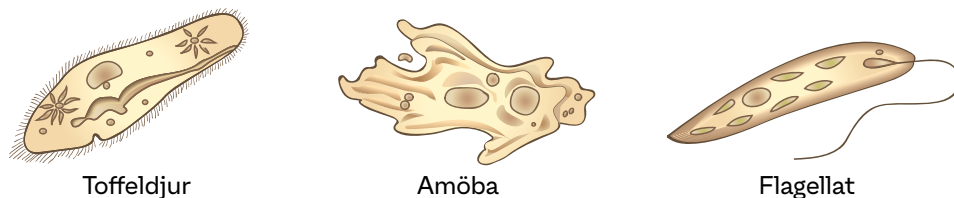
Protozoer

Protozoer är mikroskopiska encelliga organismer som uppvisar egenskaper som normalt förknippas med djur – exempelvis rörlighet och avsaknad av fotosyntes. Ett äldre namn på protozoer är urdjur eftersom man tidigare ansåg att dessa var de första djuren som uppstod på jorden. Trots att de är encelliga kan de vara mycket specialiserade och i sin struktur motsvara ett flercelligt högre stående djur. Protozoerna förekommer nästan överallt, i vatten, jord, djur och människor. Det organiska material som krävs för tillväxt kan de ta upp antingen från lösta ämnen eller i form av bakterier eller alger. De varierar mycket i både storlek och form, flertalet är dock så små att det krävs mikroskop för att alls se dem.

Traditionellt delas protozoerna upp i grupper baserade på morfologi – hur de ser ut samt deras levnadsbetingelser: flagellater, amöbor, spordjur och ciliater. Modern forskning har dock visat att olika protozoer släktmässigt inte har så mycket med varandra att göra, utan kan återfinnas i såväl djurriket som växt- och svamprikerna. Flagellaterna förekommer främst i vatten och är de mest primitiva av protozoerna. Amöbor förekommer nästan överallt och har liksom små fötter, pseudopodier, som de använder både för att ta sig fram och för att fånga in föda. Födan består av bakterier, flagellater och alger. Spordjuren är alla parasiter och kan när förhållandena är ogynnsamma bilda så kallade oocystor, vilket är resistent viliformer som motsvarar bakteriernas sporbildning. Ciliater har små utväxter, cilier, som de kan röra sig med. De räknas till de mest utvecklade av protozoerna. De lever främst i jord, gödsel

och magtarmkanalen hos djur, och livnär sig oftast på bakterier, alger och andra protozoer.

De protozoer som har störst betydelse i dricksvattensammanhang är parasiterna *Cryptosporidium* och *Giardia*. Internationellt och även historiskt i Sverige har även vissa amöbor haft stor betydelse för dricksvattenhygien.



Figur 2.2

Exempel på protozoer, det vill säga encelliga djur.

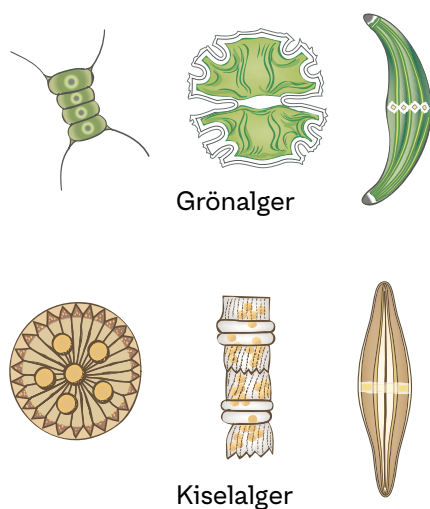
Mikroalger

Storleken hos alger varierar mycket, med allt från encelliga mikroskopiska former (mikroalger) till flercelliga meterstora arter. Algerna omvandlar genom fotosyntesen koldioxid och oorganiskt kol från löst koldioxid till organiskt material som sedan utgör basen i näringskedjan för andra organismer.

Mikroalger är autotrofa och eukaryota celler som alla tillhör växtriket, dock är de släktskapsmässigt mycket åtskilda. De flesta förekommer i vatten, både söt- och havsvatten. De förekommer även i fuktig jord, på stenar och träd, ofta då i symbios med svampar, så kallade lavar.

Mikroalgerna innehåller det gröna färgämnet klorofyll och får sin energiförsörjning från fotosyntesen. På grund av att de också kan innehålla andra färgade ämnen namnges olika alger efter den färg de har, till exempel rödalger och grönalger. Tillgången på energi i form av ljus är den faktor som främst begränsar tillväxten av alger.

Mikroalger har ibland betydelse i dricksvattensammanhang. De kan orsaka tekniska problem i råvattenintag, lukt- och smakstörningar samt att lokal tillväxt intill UV-aggregat observerats. Sannolikt påverkas inte dricksvattenkvaliteten av dessa problem.

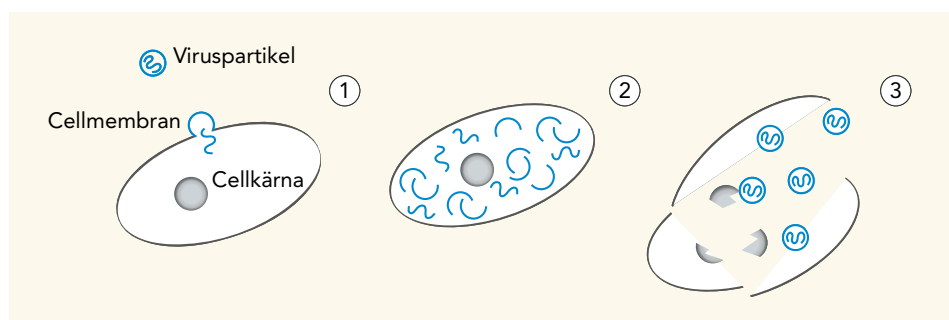


Figur 2.3

Exempel på mikroskopiska alger.

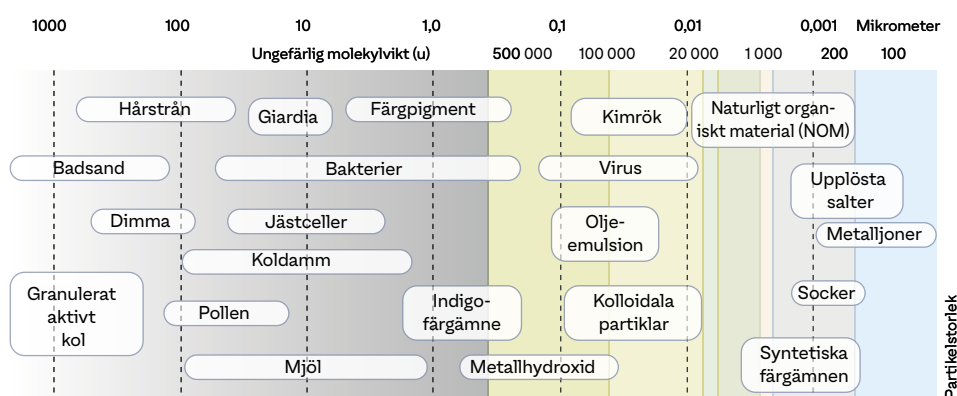
Virus

Virus skiljer sig från alla andra mikroorganismer på flera sätt. I strikt mening är inte virus levande eftersom de saknar egna celler och egen ämnesomsättning. De kan inte heller föröka sig själva utan bara inne i cellerna hos en värdorganism (figur 2.5). Man kan därför säga att virus snarare är produkter av levande organismer än levande organismer i sig själva. Utanför värdcellen förekommer virus som partiklar med bestämd form och storlek. Storleksmässigt är de bara 1/30–1/20 av bakteriecellerna, vanligtvis 0,025–0,1 µm. På grund av den ringa storleken och de biologiska egenskaperna är virus mycket svårt att observera, isolera och odla.



Figur 2.4

Virus är inga levande organismer med egna celler. På bilden tar ett virus sig in i en cell hos en värdorganism och tar över kommandot så att cellen producerar nya virus. Viruspartiklarna sprids vidare då värdcellen sprängs och dör.



Figur 2.5

Mikroorganismers och andra partiklars storlek (efter Koch Membrane Systems).

Mikroorganismernas krav på miljön

Förutom energikälla och tillgång på näringsämnen finns det ett antal yttre faktorer som i högsta grad påverkar mikroorganismernas tillväxt:

- Vatten
- pH-värde
- Temperatur
- Syrehalt
- Ljus- och solförhållanden
- Näringsinnehåll
- Hämmande ämnen

Det finns tusentals olika arter av mikroorganismer och varje art har sina egna levnadsbetingelser och krav på bland annat de här faktorerna. De är känsliga för olika hämmande ämnen. De växande cellerna är också mycket känsliga för uttorkning. Sporer kan däremot överleva långa perioder utan vatten, speciellt bakteriesporer. Det här innebär att torkning av mikroorganismer inte kan användas för avdödning, men

däremot för att stoppa tillväxten. Alla mikroorganismer är mycket temperaturkänsliga, avseende såväl tillväxt som överlevnad.

Vatten

Vatten är en förutsättning för allt liv, så även för mikroorganismer. En avgörande faktor för hur tillgängligt vattnet är för levande organismer är dess innehåll av lösta ämnen. Man brukar prata om den osmotiska potentialen. För de flesta mikroorganismer är en koncentration av lösta ämnen motsvarande 0,9 procent natriumklorid mest gynnsam. Det är samma koncentration som finns i cellerna.

Om vattnet håller lägre koncentration kommer vatten att vandra in i cellerna för att jämna ut koncentrationsskillnaden och cellerna kommer så småningom att brista och därmed dö. Om vattnet i stället har högre koncentration av lösta ämnen kommer vatten att vandra ut från cellerna och cellerna dras samman till en klump, då avstannar också cellernas tillväxt och förökning. Detta har länge utnyttjats som konserveringsmetod för livsmedel i form av saltning. Som en följd av den enorma artrikedomen bland mikroorganismerna finns det arter som också tål höga salthalter, och även vissa som kräver det.

Saknas vatten kan alltså inte mikroorganismerna växa och föröka sig, många dör också. Ett stort antal mikroorganismer bildar dock motståndskraftiga sporer eller oocystor som är mycket tåliga och i vissa fall innebär att organismerna kan överleva mycket länge i väntan på bättre livsbetingelser. Mer om sporer och oocystor finns att läsa i Dricksvattenteknik 2 (2.4 Vattenkvalitet och föroreningar).

pH-värde

Mikroorganismer kan oftast bara tillväxa inom ett visst pH-intervall, men hur stort detta intervall är och på vilken nivå det ligger varierar mellan organismerna. Bakterier växer vanligtvis bäst vid pH-värden mellan 6 och 8. Det finns dock vissa bakterier som kan växa vid pH 1 och vissa växtpatogener som trivs vid pH 11. Tillväxtsubstrat för indikatorbakterier har vanligtvis ett pH-värde mellan 6,5 och 7,5. Svampar är oftast mindre känsliga för pH-variationer än bakterier och kan växa inom ett betydligt större pH-intervall, i området 3–9.

Mikroorganismernas tillväxt kan också påverka pH-värdet i omgivningen. Bland annat bildas det ofta syror vid bakteriell nedbrytning av kolhydrater, med en pH-sänkning som följd, medan en pH-höjning sker vid nedbrytning av proteiner då ammoniak frigörs.

pH-förändringar till följd av mikrobiologisk aktivitet kan förekomma i distributionsnätet, och där orsaka intensifierad korrosion. Till följd av mikroorganismernas aktivitet har pH-värden under 1 uppmätts under biofilmer.

Temperatur

De olika arterna av mikroorganismer trivs bara inom vissa temperaturgränser, men dessa varierar mycket beroende på art. Mikroorganismerna kan delas in i:

- Psykrofila – köldälskande organismer som trivs bäst i intervallet 0–20 °C
- Mesofila – de som växer optimalt vid en mellantemperatur på 20–40 °C
- Termofila – värmeälskande organismer som växer optimalt i intervallet 40–85 °C.

Det finns dock vissa arter som kan växa i upp till cirka 110 °C.

De allra flesta mikroorganismerna trivs bäst i temperaturintervallet 20 – 40 °C och är alltså mesofila. Det är också dessa som är intressanta i dricksvattensammanhang. Även de sjukdomsframkallande organismerna är mesofila, eftersom deras inverkan är ett resultat av att de lever i våra kroppar.

Den temperatur där den snabbaste tillväxten sker kallas optimumtemperatur. Sänks temperaturen hämmas förvisso tillväxten, men kyla kan inte användas för avdödning av cellerna. Då får man i stället använda sig av värme, där avdödningen är betydligt kraftigare i fuktig värme än i torr. Detta utnyttjas exempelvis vid pastörisering av livsmedel. Vid uppvärmning till nära kokpunkten avdödas alla kända patogena mikroorganismer mycket snabbt, inom några sekunder.

För mikroorganismer som kan föröka sig i råvatten, i beredningen eller på ytor innebär oftast hög temperatur (inom rimliga gränser) hög tillväxt. För mikroorganismer som inte kan föröka sig utanför sin värd (ex E. coli) så innebär däremot högre temperatur oftast kortare överlevnadstid.

Syrehalt

Liksom människor och djur behöver många mikroorganismer syre för sin överlevnad. De aeroba organismerna kräver närvaro av syre för sin cellandning, medan syre är ett gift för de anaeroba som istället utnyttjar nitrat- eller sulfatjoner som finns i vattnet på samma sätt som de aeroba utnyttjar syre. Ytterligare en typ av mikroorganismer, fakultativa, kan växa både med och utan syre. I denna grupp finns flera av de patogena mikroorganismerna. Det finns också mikroorganismer som bara kan växa om det finns mycket lite syre närvarande, dessa kallas mikroaerofila organismer.

Ljus- och solförhållanden

För de autotrofa mikroorganismerna, alger och vissa bakterier, är energi i form av ultraviolett strålning en förutsättning för tillväxt. För de heterotrofa mikroorganismerna kan i stället kraftigt solljus hämma tillväxten. Detta utnyttjas allt oftare vid beredning av dricksvatten, där UV-ljus används för att desinfektera vattnet. Cellernas metabolism och arvsmassa påverkas av UV-ljuset.

Näringsämnen

För att mikroorganismer ska kunna föröka sig krävs tillgång på näring och olika mikronäringsämnen. Det är stor skillnad på olika typer av organismers krav på näringsämnen. Normalt innebär inte brist på olika näringsämnen att organismerna avdödas, de går i stället in i olika former av viloläge. För heterotrofa mikroorganismer är tillgång på organiskt material nödvändigt för tillväxt och förökning. Olika mikroorganismer kan ha olika specifika behov avseende typ av organiskt material. Alla mikroorganismer kräver dessutom en rätt balanserad sammansättning av mikronäringsämnen och spårämnen, där de viktigaste är närsalterna kväve och fosfor.

Hämmande ämnen

Vår omgivning är full av det vi kan beteckna som naturligt producerade gifter. I det naturliga samspelet mellan olika arter är produktionen av giftiga substanser en del i överlevnadsbeteendet. Huggormen skulle inte alls vara lyckosam i sin jakt om den inte

kunde bedöva sitt offer med en kraftig giftdos. Precis som huggormen har en lång rad arter förmågan att producera gifter, toxiner, för sin egen överlevnad och det gäller även i hög grad mikroorganismerna. Många av de antibiotika vi använder är just sådana ämnen som producerats av bakterier eller svampar. Cyanobakteriernas bildande av algtoxiner är ett exempel på gifter som bildas som skydd då dessa organismer blir stressade.

Som tidigare nämnts är mikroorganismerna mycket känsliga för yttre förhållanden i sin omgivning. Påverkas dessa förhållanden kan mikroorganismernas tillväxt hämmas och organismerna till och med avdödas. Detta utnyttjas vid desinfektionsprocesserna vid vattenverken där olika typer av kemikalier tillsätts. I allmänhet används olika oxidationsmedel, som hypoklorit, kloridoxid, monokloramin, ozon, väteperoxid och UV-behandling.

Vissa metalljoner, bland annat silver och koppar, är mycket toxiska för många mikroorganismer. En förändring av vattnets salthalt har också en dramatisk effekt på arternas överlevnad. Liksom för andra levande organismer finns det också en lång rad ämnen som är toxiska för olika mikroorganismer och som exempelvis används inom jordbruket.

Hur tillväxer mikroorganismer?

När man pratar om tillväxt av mikroorganismer är det en ökning av den levande massan, biomassan, man menar. För encelliga organismer och jästsvampar sker främst en ökning av antalet celler genom celledelning, medan mögelsvampar tillväxer i spetsen av hyferna och mycelet förlängs utan att antalet celler behöver öka.

I vatten kan speciellt tillväxten av bakterier vara mycket snabb. De enskilda cellerna delar sig och på så vis bildas två nya celler. När dessa sedan vuxit till den ursprungliga storleken sker en ny celledelning. På det sättet tillväxer bakterierna exponentiellt under gynnsamma förhållanden. Tillväxten sker med olika hastighet beroende på art och yttre förhållanden, men de som växer snabbast kan dela sig var tjugonde minut. Det innebär att om man i en näringsrik miljö utan begränsningar i näring, syre eller närvaro av hämmande faktorer startar med en enda cell kommer det efter en timma att finnas åtta celler och redan efter 12 timmar nästan 70 miljarder celler. För att få en uppfattning om potentialen i denna så kallade exponentiella tillväxt har man räknat ut att efter knappt ett och ett halvt dygn skulle dessa bakterier kunna fylla en volym som motsvarar hela jordklotet. Som tur är sker tillväxten inte ohämmat. Inom relativt kort tid kommer tillgången på näring eller andra hämmande faktorer att begränsa tillväxten och att i stället jämviktsfas och deklinationsfas inträder.

Tillväxten av bakterier kan delas in i fyra faser och illustreras schematiskt i figur 2.6.

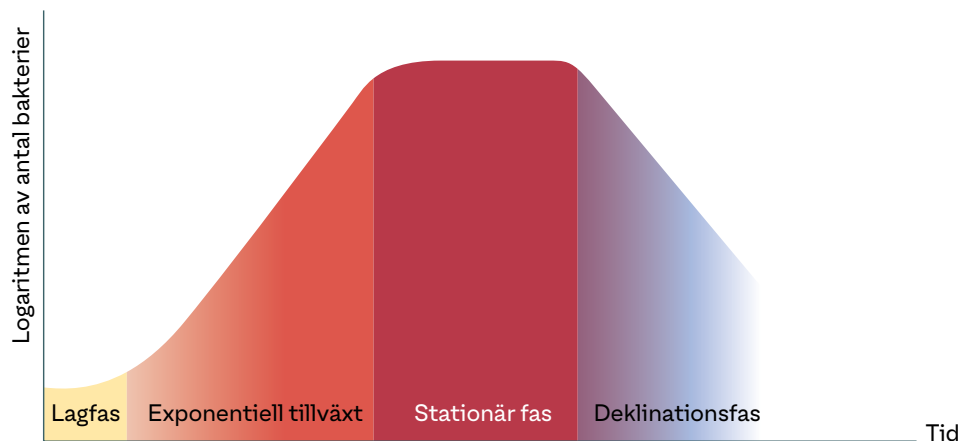
Under den första fasan, lagfasen eller anpassningsfasen, blir de enskilda cellerna större och förbereder sig för celledelning. Hur lång denna fas är beror på en lång rad faktorer såsom bakteriernas ålder, temperatur, näringstillgång och andra miljöfaktorer.

Efter lagfasen följer en fas med mycket snabb tillväxt av bakterier, den exponentiella fasen. Den tid det tar för bakterierna att fördubblas kallas generationstid och varierar mellan olika typer av bakterier. Denna snabba tillväxt kan fortgå endast under några generationer. Därefter avtar tillväxten till följd av näringsbrist, syrebrist eller att nedbrytningsprodukter bildas som i sin tur hämmar tillväxten.

När tillväxten avtar kommer under en period antalet celler som dör att vara lika många som de som bildas. Detta kallas den stationära fasen eller jämviktsfasen. Till sist kommer antalet celler som dör att överstiga antalet som bildas och deklinationsfasen (dödsfasen) inträder. Även denna del av kurvan är ofta rätlinjig på den logaritmiska axeln eftersom antalet levande celler halveras med ett bestämt tidsintervall.

Beroende på vilken bakterie det handlar om kan antalet levande celler nå noll, det vill säga hela kulturen dör, medan andra kan överleva under lång tid. De bakterier som bildar sporer kan överleva under i princip obegränsad tid.

Mikroorganismernas stora tillväxtpotential innebär att en människa eller ett djur som infekteras av ett fåtal patogena mikroorganismer kan vid sjukdom utsöndra ett mycket stort antal via avföring.



Figur 2.6

Schematisk bild av bakterietillväxt.

Att undersöka mikrobiologisk aktivitet

Det finns ingen möjlighet att undersöka alla förekommande mikroorganismer i ett vattenprov. Dels varierar artsammansättningen från miljö till miljö, dels är långt ifrån alla arter kända. För att ändå få en uppfattning om det mikrobiologiska livet i ett vattenprov har man valt att undersöka indikatororganismer. Ambitionen med valet av dessa organismer är att de ska vara lätta att odla och identifiera, överleva bättre och längre än de sjukdomsalstrande samt vara ofarliga men leva i miljöer där också sjukdomsalstrande organismer kan finnas. De indikatororganismer som används uppfyller inte alla dessa kriterier, men har ändå visat sig vara användbara och därför valts av praktiska skäl.

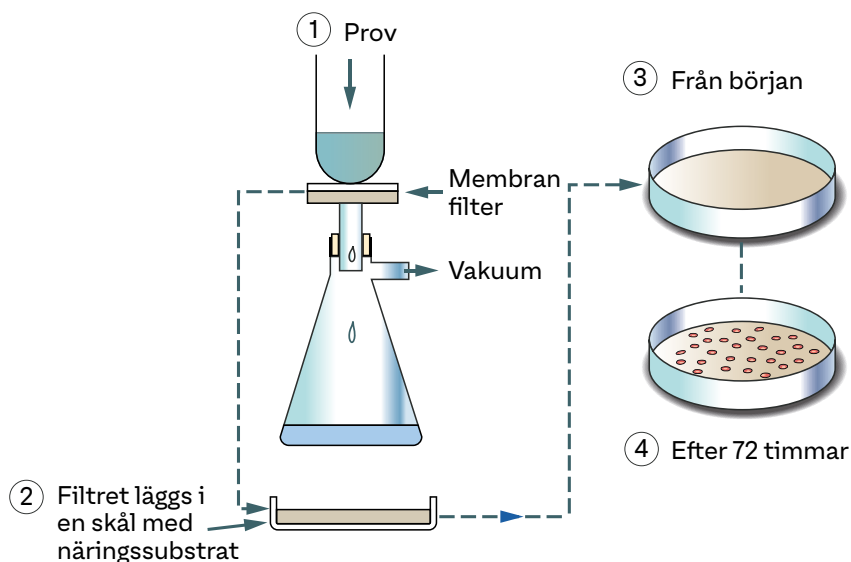
De mikrobiologiska undersökningarna måste utföras på laboratorium under kontrollerade former. Man skiljer på kvantitativa och kvalitativa metoder. Med de kvantitativa metoderna räknas till exempel antalet kolonier som odlats fram i provet enligt olika standardförfaranden (figur 2.7). Det är dessa metoder som används för att kontrollera dricksvattenkvaliteten. I de kvalitativa metoderna, som främst används inom sjukvården för att detektera sjukdomsalstrande mikroorganismer, är man bara intresserad av om mikroorganismen finns eller inte. Undersökningsresultatet ger i detta fall svaret påvisad eller *inte påvisad*.

Mera övergripande metoder att undersöka förekomsten av mikrobiologiskt liv i vattnet är att antingen räkna antalet levande celler i ett vattenprov eller att räkna antalet partiklar. Dessa metoder utnyttjas idag för att utreda den mikrobiologiska barriärverkan över olika behandlingssteg vid vattenverk. Metodiken är arbetskrävande och/eller kostsam, varför det inte är möjligt att rutinmässigt undersöka vattenkvaliteten på dessa sätt.

De mikrobiologiska parametrar och gränsvärden som gäller i Sverige och inom EU för dricksvatten framgår av Livsmedelsverkets aktuella föreskrifter tabell 2.2 nedan. De gränsvärden som finns angivna för indikatororganismer är inte baserade på en kvantitativ riskanalys; de är i stället grundade på beprövad erfarenhet och överväganden kring rimlighet. Läs mer om indikatororganismer i Dricksvattenteknik 2 (2.4 Vattenkvalitet och föroreningar).

Indikatororganismer =

Utvalda organismer som ska ge en uppfattning om det mikrobiologiska livet i ett vattenprov.



Figur 2.7

Bakterieodling för kvantitativ bestämning av indikatororganismer.

Mikroorganism – provgrupp A	Gränsvärde
E. coli	Påvisad (1 st per 100 ml)
Intestinala enterokocker	Påvisad (1 st per 100 ml)
Odlingsbara mikroorganismer vid 22°C	Ingen onormal förändring
Långsamväxande bakterier (endast hos användaren)	Ingen onormal förändring
Koliforma bakterier	Påvisad (1 st per 100 ml)
Mikroorganism – provgrupp B	Gränsvärde
Clostridium perfringens (endast om råvattnet kommer från eller påverkas av ytvatten)	Påvisad (1 st per 100 ml)
Aktinomycter (endast hos användaren)	100 st per 100 ml
Mikrosvamp (endast hos användaren)	100 st per 100 ml
Mikroorganism – driftkontroll	Gränsvärde
Somatiska kolifager (ska göras om HACCP visar på behov av analysen)	50 plackbildande enheter per ml

Tabell 2.2

De mikrobiologiska analyserna skall omfatta följande indikatororganismer (LIVSFS 2022:12):

(ref LIVSFS 2022:12):

Provgrupp A – parametrar som ska analyseras relativt ofta

Provgrupp B – parametrar som analyseras mer sällan

Mer om provtagning finns att läsa i Dricksvattenteknik 3.

Bilagor

Ordlista

Aerob	Med syre närvarande.
Akvifer	Grundvattenmagasin.
Alkalinitet	Alkalinitet anges som vätekarbonathalt (mg/l HCO_3^-). Vattnets förmåga att motstå pH-förändringar.
Anaerob	Syrefri.
Anjoner	Negativt laddade joner.
Avrinningsområde	Dräneringsområde, tillrinningsområde. Område som från nederbörden samlar vatten till en viss punkt i ett vattendrag, en brunn eller en sjö.
Becquerel (Bq)	Enheten för radioaktivitet. 1 Bq = ett sönderfall per sekund.
Biofilm	Beläggning av bakterier och andra mikroorganismer som bildas på material som är i kontakt med vatten.
Biologiska förfilter	Spolbara mediafilter för biologisk förbehandling.
COD _{Mn}	Ett sätt att analysera halten organiskt material (kemisk syreförbrukning).
Daggpunkt	Den temperatur som luften måste kylas till för att dagg ska börja falla ut.
Densitet	Täthet, uttrycks i kg/m^3 (g/l).
Erodera	Nöta bort.
Flockning	Bildning av flockar efter genomförd koagulering.
Flotation	Partiklar avskiljs på vattenytan genom att de görs lättare med hjälp av små luftbubblor.
Flotera	Flyta upp.
FNU	Turbiditetsenhet (Formazin Nephelometric Unit)
Fouling	Igensättning.
GAC	Granulerat aktivt kol.
Gränsvärde	Värde som inte får uppnås och överskridas.
HACCP	Riskanalys och kritiska styrpunkter (Hazard Analysis and Critical Control Points)
Humus	Organiska ämnen som bildas vid nedbrytning av växtdelar.
Humussyror	Det organiska material som är löst i vattnet och ger ytvatten dess färg.
Hydrofil	Vattenlöslig.
Hydrofob	Inte vattenlöslig.
Inducerad grundvattenbildning	Inträngning av ytvatten till grundvattenmagasin genom avsänkning av grundvattnets trycknivå i magasinet.
Inert	Ej nedbrytbart material som inte reagerar med annat material.
Jonbytare	Finns av anjon- och katjontyp. Kan till exempel användas för avhärdning.
Karbonatsystemet	Naturens viktigaste syra-bassystem. Komponenterna i systemet är löst koldioxid, kolsyra, vätekarbonatjon och karbonatjon. Systemet kallas ibland kolsyrasystemet.
Katjoner	Positivt laddade joner.

Koagulering	Utfällning av kolloider och liknande med hjälp av kemikalier.
Kolloidala partiklar	Partiklar vars diameter är mindre än 0,1 mikrometer (0,0001 mm).
Konduktivitet	Ett mått på en lösningens förmåga att leda elektrisk ström. Mäts i Siemens (S) och anges som mS/m.
Laminär strömning	Jämn strömning utan virvlar.
Luftmättnadsgrad	Hur mycket luft som i praktiken kan lösas i vatten, anges i % av den teoretiska lösligheten.
MBA	Mikrobiologisk barriäranalys.
Mjukgöring	Ett begrepp som används då företrädesvis kalcium tas bort från vattnet. Ordet kommer från engelskans <i>softening</i> .
NOM	Naturligt organiskt material.
NTU	Turbiditetsenhet (Nephelometric Turbidity Unit).
Organiskt material	Analyseras som kemisk syreförbrukning (COD_{Mn}) eller totalt organiskt kol (TOC).
PAC	Pulveriserat aktivt kol.
Patogen	Sjukdomsalstrande.
Permeabilitet	Genomsläpplighet.
PFAS	Per- och polyfluorerade alkylsubstanser. Används som tillsatämnen för brandsläckning, som ytaktiv substans i kläder med mera.
Polymer	Betyder ”många delar”, uppbyggd av små identiska enheter i en lång kedja.
ppm	Parts per million, det vill säga miljondelar. Anges normalt som $\mu\text{g/l}$ för vatten och för gaser som volymdelar: $1 \text{ ppm} = 1 \text{ ml/m}^3$.
QMRA	Ett verktyg för att analysera mikrobiologiska hälsorisker (Quantitative Microbial Risk Assessment).
Regenerering	Innebär att jonbytarmassan återställs.
Riktvärde	Gränsvärde som inte är bindande.
Sedimentering	Partiklar avskiljs genom att de sjunker till botten med hjälp av tyngdkraften.
Semipermeabel	Delvis genomsläpplig.
SS	Suspenderad substans.
Suspension	Vätska med uppslammade fasta partiklar.
Temperatur-språngskikt	Det djupskikt i en sjö där temperaturen sommartid på några meter sjunker från den varma ytvattentemperaturen till den kalla temperaturen i bottenskiktet.
Tillrinningsområde	Se Avrinningsområde.
TMP	Transmembrantryck = tryckförlust över membranet.
TOC	Totalt organiskt kol – ett sätt att analysera halten organiskt material.
TS	Torrsubstans.
Turbiditet	Grumlighet.
Viskositet	Ett mått på hur ”tjock” eller trögflytande en vätska är.
Vätekarbonat	HCO_3^- (tidigare kallat bikarbonat); står för en stor del av ett vattens alkalinitet.
Ytbelastning	Förhållandet mellan vattenflödet och bassäng/filteryta (Q/A).

Måttenheter enligt SI-systemet

Grundenheter

Längd	meter, m
Massa	kilogram, kg
Tid	sekund, s
Elektrisk strömstyrka	ampere, A
Temperatur	kelvin, K
Substansmängd	mol, mol
Ljusstyrka	candela, cd

Härledda enheter

Kraft	newton, N (kg·m/s ²)
Tryck	pascal, Pa (N/m ²)
Energi	joule, J (Nm)
Effekt	watt, W (J/s)
Elektrisk spänning	volt, V (W/A)

Sortomvandlingar

Längdmått

(Undvik sorter inom parentes)

1 m = (10 dm)	(1 dm) = 0,1 m	
1 m = (100 cm)	(1 cm) = 0,01 m	
1 m = 1 000 mm	1 mm = 0,001 m	
1 mm = 1000 µm	1 µm = 0,001 mm	µm = mikrometer
1 µm = 1 000 nm	1 nm = 0,001 µm	nm = nanometer
1 Å = 0,0001 µm	1 µm = 10 000 Å	Å = ångström

Ytmått

(Undvik sorter inom parentes)

1 m ² = (100 dm ²)	(1 dm ²) = 0,01 m ²	
1 m ² = (10 000 cm ²)	(1 cm ²) = 0,0001 m ²	
1 m ² = (1 000 000 mm ²)	1 mm ² = 0,000001 m ²	
(1 a) = 100 m ²		a = ar
(1 ha) = 10 000 m ²		ha = hektar

Volymmått

1 m ³ = 1 000 dm ³	1 dm ³ = 0,001 m ³	
1 m ³ = 1 000 l	1 l = 0,001 m ³	l = liter
1 dm ³ = 1 000 cm ³	1 cm ³ = 0,001 dm ³	
1 dm ³ = 1 000 ml	1 ml = 0,001 dm ³	
1 l = 1 dm ³		
1 ml = 1 cm ³		

Massa

(Undvik sorter inom parentes)

1 t = 1 000 kg	1 kg = 0,001 t	t = ton
1 kg = (10 hg)	(1 hg) = 0,1 kg	
1 kg = 1 000 g	1 g = 0,001 kg	
1 g = 1 000 mg	1 mg = 0,001 g	
1 mg = 1 000 µg	1 µg = 0,001 mg	µg = mikrogram
1 µg = 1 000 ng	1 ng = 0,001 µg	ng = nanogram

Kraft

(Undvik sorter inom parentes)

1 N = (0,102 kp)	(1 kp) = 9,81 N	kp = kilopond
------------------	-----------------	---------------

Tryck

(Undvik sorter inom parentes)

1 Pa = 0,00001 bar	1 bar = 100 000 Pa = 100 kPa	
1 Pa = (0,0000102 kp/cm ²)	(1 kp/cm ²) = 98 070 Pa = 98,07 kPa	
1 Pa = (0,0075 mm Hg)	(1 mm Hg) = 133,3 Pa	
1 Pa = (0,102 mm vp)	(1 mm vp) = 9,81 Pa	vp = vattenpelare

Temperatur

K är termodynamisk (absolut) temperatur.

Temperatur anges oftast i °C = grader Celsius.

$$0 \text{ K} = -273,15 \text{ °C}$$

1 K och 1 °C avser samma temperaturdifferens.

Halt (koncentration)

1 g/m ³ = 1 mg/l	1 mg/l = 1 g/m ³
1 g/m ³ = 0,001 kg/m ³	1 kg/m ³ = 1 000 g/m ³

Densitet (täthet)

1 kg/m ³ = 0,001 kg/dm ³	1 kg/dm ³ = 1 000 kg/m ³
1 kg/m ³ = 0,001 g/cm ³	1 g/cm ³ = 1 000 kg/m ³

Kemiska tecken och formler

Grundämnen

Al	Aluminium
As	Arsenik
Ca	Kalcium
Cd	Kadmium
Cl	Klor
Cr	Krom
Co	Kobolt
Cu	Koppar
F	Fluor
Fe	Järn
Hg	Kvicksilver
Mg	Magnesium
Mn	Mangan
Na	Natrium
Ni	Nickel
O	Syre
Pb	Bly
Rn	Radon
S	Svavel
Si	Kisel
U	Uran
Zn	Zink

Kemiska föreningar

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Aluminiumsulfat
CaO	Kalciumoxid/bränd kalk
CaCl_2	Kalciumklorid
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	Kalciumhypoklorit
CaCO_3	Kalciumkarbonat/krita/alkalisk massa
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Kalciumhydroxid/släckt kalk
Cl_3CH	Kloroform (en trihalometan)
ClO_2	Klordioxid
CO_2	Koldioxid
CO_3^{2-}	Karbonatjon
FeCl_3	Järnklorid
HCl	Saltsyra, klorvätesyra
HClO	Underklorsyrlighet
HCO_3^-	Vätekarbonatjon
HNO_3	Salpetersyra
H_2O_2	Väteperoxid
H_2S	Svavelväte
H_2SO_4	Svavelsyra
KMnO_4	Kaliumpermanganat
NaCl	Natrumklorid/koksalt
NaClO	Natriumhypoklorit
NaClO ₂	Natriumklorit
Na_2CO_3	Natriumkarbonat/soda
NaHCO_3	Natriumvätekarbonat/bikarbonat
NaOH	Natriumhydroxid/natronlut
Na_2SiO_3	Natriumsilikat/natronvattenglas
NH_3	Ammoniak
NH_2Cl	Monokloramin
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Ammoniumsulfat
NO_2^-	Nitrit
NO_3^-	Nitrat
O_3	Ozon
SiO_2	Kiseldioxid/kvartssand
SO_4^{2-}	Sulfat

Svenskt Vatten

Svenskt Vatten AB

POSTADRESS BOX 14057, 16714 Bromma

BESÖKSADRESS Gustavslundsvägen 12, 16751 Bromma

TELEFON 08-506 00200

E-MAIL svensktvatten@svensktvatten.se

www.svensktvatten.se