

Algemene Chemie

Deel Algemene Chemie

Bachelor of Science in de industriële wetenschappen

Editie 2020



Inleiding	
1. Chemie een zeer ruim begrip	1
2. Chemie en geschiedenis	4
3. Synthetisch of natuurlijk een valse tegenstelling	5
4. Natuur of chemie een andere valse tegenstelling	6
5. Hersenschimmen en chemie	8
6. De chemische industrie en het milieu	10
7. Conclusie : geen natuur zonder chemie	10
Hoofdstuk 1 : De rol van de chemie in het dagelijks leven	
1. Voeding en landbouw	2
2. De bouw	3
3. Het transport	4
4. De gezondheid	4
5. De mens	5
6. Het verstandig gebruik van chemische producten	6
6.1. De relativiteit van het gebruik van een product	6
6.2. De gevarensymbolen	7
Hoofdstuk 2 : Nomenclatuur en Oplossingen	
1. Het chemisch tekenschrift.	1
2. Nomenclatuur.	1
2.1. Nomenclatuur van de zuren.	1
2.1.1. De binaire zuren.	1
2.1.2. De ternaire zuren.	2
2.1.2.1. Triviale of gebruiksnaam	2
2.1.2.1.1. De oxozuren.	2
2.1.2.1.2. De thiozuren	2
2.1.2.2. Naam afgeleid van het zuurrestanion	3
2.1.2.3. Rationele namen	4
2.2. Nomenclatuur van de basen of hydroxiden	4
2.3. Nomenclatuur van de zouten.	4
2.3.1. Normale zouten.	4
2.3.1.1. Zouten afgeleid van binaire zuren.	4
2.3.1.2. Zouten afgeleid van oxozuren	5
2.3.1.2.1. Nomenclatuur	5
2.3.1.2.2. Rationele naam	6
2.3.2. Waterstofzouten.	7
2.3.3. Hydroxidezouten.	7
2.3.4. Dubbelzouten.	7
2.4. Oxiden.	8
3. De reactievergelijking.	10
4. Atoommassa - molecule massa - mol	10
4.1. De absolute atoommassa	10
4.2. De relatieve atoommassa	10
4.3. De relatieve moleculemassa	11
5. Het molvolume.	11
6. Het getal van Avogadro - molariteit.	12
7. De elektrolyten.	12
7.1. Definitie.	12
7.2. Elektrolytische dissociatie en Elektrolytische ionisatie.	12
7.3. Indeling van de elektrolyten volgens Arrhenius.	12

7.4. De ionisatievergelijking.	14
7.5. Sterke en zwakke elektrolyten.	14
7.6. De ionisatiegraad.	15
7.7. Water is een zeer zwak elektrolyt.	15
7.8. Trapsgewijze ionisatie van meerwaardige zuren.	15
8. Zuur-base indicatoren.	16
9. Gramequivalent en Normaliteit.	16
10. Vraagstukken over oplossingen.	18
 Hoofdstuk 3 : Gaswetten en Stoichiometrische berekeningen.	
1. De fysische gaswetten.	1
2. De chemische gaswetten.	2
3. Principe voor het oplossen van Chemische vraagstukken over stoichiometrie.	3
4. Chemische vraagstukken over stoichiometrie.	4
 Hoofdstuk 4 : De Materie	
1. De aggregatietoestanden.	1
1.1. De Gasfase :	1
1.2. De Vloeistoffase.	1
1.3. De Vaste fase.	2
1.3.1. De kristallijne fase:	2
1.3.2. De amorfe fase:	3
 Hoofdstuk 5 : Mengsels en zuivere stoffen.	
1. Homogene systemen.	1
2. Heterogene systemen.	1
3. De colloïdale systemen.	3
3.1. De drie krachten in de colloïdchemie.	3
3.2. Fenomenen die optreden wanneer de interactiekrachten tussen colloïdale deeltjes uit balans geraken.	4
4. Het onderscheid tussen een mengsel en een zuivere stof.	10
5. Het scheiden van mengsels.	11
5.1. Homogene mengsels (oplossingen)	11
5.2. Heterogene mengsels.	15
 Hoofdstuk 6. De atoomstructuur.	
1. Overzicht	1
2. Het atoommodel.	1
3. Schematische voorstelling van de dimensies van een kern en atoom door vergelijking met gekende objecten.	2
4. Definitie van een atoom.	3
5. De elektronenconfiguratie.	4
5.1. De kwantumgetallen.	4
5.1.1. Het hoofdkwantumgetal n :	4
5.1.2. Het nevenkwantumgetal l :	5
5.1.3. Het magnetisch kwantumgetal m_l :	5
5.1.4. Het spinkwantumgetal m_s :	5
5.2. Het Pauli-verbod :	6
5.3. De energie van de orbitalen.	6
5.3.1. Het Aufbau-principe :	6
5.3.2. De regels van Hund :	7

5.3.3. Valentie-elektronen :	7
5.4. Het golfmechanisch model.	8
5.4.1. Definitie en fysische betekenis van de golffunctie.	8
5.4.2. De Schrödinger vergelijking.	8
5.4.3. Atoomorbitalen.	8
5.4.3.1. s-orbitalen.	8
5.4.3.2. p-orbitalen.	9
5.4.3.3. d-orbitalen.	10
5.4.3.4. f-orbitalen.	10
6. Het periodiek systeem der atomen.	11
7. Experimenteel bepaalde atoommassa's.	13
8. De octetregel - De regel van twee van Lewis	13
 Hoofdstuk 7: Monoatomische ionen.	
1. Monoatomische positieve ionen.	1
2. Monoatomische negatieve ionen.	2
3. De elektronegatieve waarden van atomen in moleculen.	3
 Hoofdstuk 8. De chemische binding en hybridisaties.	
1. De ionenbinding.	1
1.1. Beschrijving van de ionenbinding.	1
1.2. Electrovalentie.	2
1.3. De kernmerken van een ionenverbinding.	2
2. De covalente binding (CB).	3
2.1. De covalente binding volgens de valentiebindingstheorie.	3
2.1.1. De normale covalente binding.	3
2.1.2. De coördinatieve covalente binding (CCB).	4
2.2. De covalente binding volgens de moleculair-orbitaal theorie.	5
2.2.1. De moleculaire orbitalen.	5
2.2.2. Voorbeelden van covalente bindingen volgens de moleculaire orbitaal theorie.	10
2.3. Covalentie.	10
2.4. Covalente bindingen met H. Structuurformule.	11
2.5. Kenmerken van een covalente binding.	11
3. De metaalbinding.	12
4. Hybridisaties.	12
4.1. sp^3 of tetraëdische hybridisatie.	12
4.2. sp^2 of trigonale hybridisatie.	15
4.3. sp of digonale hybridisatie.	16
4.4. sp^3d hybridisatie.	18
4.5. sp^3d^2 hybridisatie.	18
4.6. Covalentie en complexe ionen.	20
5. De ruimtelijke structuur van enkele moleculen.	21
6. Polariteit van bindingen.	22
6.1. Apolaire bindingen.	22
6.2. Polaire bindingen.	22
7. Polaire moleculen en dipoolmoleculen.	23
 Hoofdstuk 9 : Water.	
1. Kookpunt van water en waterstofbruggen.	1
2. De structuur van ijs.	2
2.1. Algemeen.	2

2.2. Uitzondering.	2
2.3. Verklaring.	2
3. Water als solvent.	3
4. Aantrekkingskracht tussen ionen.	4
5. Oplosbaarheid in water.	5
6. De oplosbaarheid in functie van de temperatuur.	6
7. Hydraten en kristalwater.	6
8. Verwerende en hygroscopische stof.	7
8.1. Een verwerende stof.	7
8.2. Een hygroscopische stof.	7
8.3. Vervloeien.	7
9. De hardheid van water.	7
9.1. Hoe komen calciumionen in het water terecht.	7
9.2. Hardheid van water.	8
9.2.1. Tijdelijke hardheid.	8
9.2.2. Blijvende hardheid.	8
9.3. Nadelen van hard water.	10
9.4. Waterverzachters.	11
9.4.1. Ionenuitwisselaars.	11
9.4.2. Zeolieten.	11
9.4.3. Fosfaat.	12
9.4.4. Soda.	13
9.5. Drinkbaar water.	13
10. Chemisch zuiver water.	16
10.1. Via synthese:	16
10.2. Destilleren:	16
10.3. Demineraliseren:	16
 Hoofdstuk 10. De reactiesnelheid.	
1. De effectieve botsing.	1
2. De activeringsenergie.	1
3. Definitie van de reactiesnelheid.	2
4. Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden.	2
4.1. De verdelingsgraad (V.G.).	2
4.2. De concentratie.	4
4.3. De temperatuur.	4
4.4. Katalysatoren.	5
4.4.1. Homogene katalyse.	5
4.4.2. Heterogene katalyse.	5
5. De wet van de reactiesnelheid.	7
6. Empirische uitdrukking van de snelheid en het reactiemechanisme.	7
 Hoofdstuk 11 : Het chemisch evenwicht.	
1. Omkeerbare en niet-omkeerbare reacties.	1
2. Wet van het chemisch evenwicht.	1
3. Oorzaken van verschuiving van het chemisch evenwicht.	23
3.1. De temperatuur.	23
3.2. De concentratie.	23
3.3. Invloed van de druk (alleen van gasmengsels).	23
3.3.1. $a + b = c + d$:	24
3.3.2. $a + b > c + d$:	24
3.3.3. $a + b < c + d$:	24

3.4. Katalysatoren.	25
3.5. Het principe van de kleinste dwang.	25
3.6. Vraagstukken.	26
Praktijkvoorbeelden van Chemisch Evenwicht	28
Hoofdstuk 12. Evenwichten in elektrolytoplossingen.	
1. Thermische en elektrolytische dissociatie.	1
2. Verband tussen de ionisatiegraad α en de ionisatieconstante K_{AB} van een zwak elektrolyt.	1
3. De verdunningswet van Ostwald.	2
4. De waterconstante K_w .	2
5. Reële en potentiële zuurtegraad.	3
6. De waterstofexponent of pH.	3
7. De aciditeitsconstante K_a van een zuur.	4
8. Zuur-base indicatoren.	5
9. Het gelijknamig ioneneffect.	6
10. Het oplosbaarheidsproduct K_s .	7
11. Complexe verbindingen en dubbelzouten.	8
11.1. Nomenclatuur van de negatieve complexe ionen.	8
11.2. Nomenclatuur van de positieve complexe ionen.	8
11.3. Het onderscheid tussen complexe verbindingen, dubbelzouten en aluinen.	9
11.3.1. Complexe verbindingen.	9
11.3.2. Dubbelzouten.	9
11.3.3. Aluinen.	9
12. Vraagstukken.	10
Hoofdstuk 13 : Ionenreacties.	
1. Ionenreacties zonder elektronenoverdracht.	2
1.1. Neutralisatiereacties.	2
1.1.1. Sterk zuur met sterke base.	2
1.1.2. Zwak zuur met sterke base.	3
1.1.3. Sterk zuur met zwakke base.	4
1.1.4. Zwak zuur met zwakke base.	5
1.2. Neerslagreacties.	6
1.3. Een sterk zuur met een zout van een ander sterk, vluchtiger, zuur geeft een vluchtiger zuur.	7
1.4. Een sterker zuur met een zout van een zwakker zuur geeft het zwakker zuur.	8
1.5. Een zwakker zuur met een zout van een sterker vluchtig zuur geeft het sterker zuur.	11
2. Redoxreacties of reacties met elektronenoverdracht.	12
2.1. De oxidatietrap (O.T.).	12
2.2. Redoxreacties in beperkte zin.	13
2.3. Redoxreacties in bredere zin.	14
2.4. Regels voor het opstellen van een redoxreactie.	15
3. De invloed van de pH en de concentratie op redoxreacties.	16
3.1. De invloed van de pH.	16
3.2. Invloed van de concentratie.	16
4. Atomen met meerdere oxidatietrappen.	19
5. Redoxreacties met H_2O_2 .	17
5.1. Autoredox.	17

7.2. H ₂ O ₂ als oxidator.	17
7.3. H ₂ O ₂ als reductor.	17
6. Tabellen.	18
7. Vraagstukken	19
8. Redoxreacties bij elektrolyse.	20
8.1. De elektrolyse tussen indifferente elektroden.	20
8.1.1. Het ontstaan van H ₂ .	20
8.1.2. Het ontstaan van O ₂ .	21
8.1.3.. Vraagstukken.	21
8.2. De elektrolyse tussen aantastbare elektroden.	21

Hoofdstuk 14 : De spanningsreeks der metalen.

Hoofdstuk 15 : De verdringingsreeks van de niet-metalen.

Hoofdstuk 16 : Bufferoplossingen.

1. Definitie.	1
2. Buffer tegen zuur : zout afgeleid van een zwak zuur en een sterke base.	1
3. Buffer tegen base : zout afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base.	1
4. Buffer tegen zuur en base : zout afgeleid van een zwak zuur en een zwakke base.	1
5. De theoretische verklaring van de eigenschappen van bufferoplossingen.	2
6. Vraagstukken.	5

Hoofdstuk 17 : Uitbreiding van het zuur-base begrip.

1. De zuur-base theorie volgens Arrhenius.	1
2. De zuur-base theorie volgens Brönsted.	1
2.1. Definities.	1
2.1.1. Brönstedzuur.	1
2.1.2. Brönstedbase.	1
2.1.3. Regel.	2
2.1.4. De algemene voorstelling.	2
2.2. De totale zuur-base reactie.	2
2.2.1. De totale reactie.	2
2.2.2. De protolyse van een zuur.	3
2.2.3. De hydrolyse van een base.	3
2.2.4. Autoprotolyse.	4
2.2.4.1. Autoprotolyse van water.	4
2.2.4.2. Autoprotolyse van methylalcohol.	4
2.2.4.3. Autoprotolyse van ammoniak.	4
2.3. De aciditeitsconstante of proteolyseconstante.	5
2.4. De basiciteitsconstante of hydrolyseconstante.	5
2.4. Evenwichten in mengsels van twee zuur-base systemen.	6

Hoofdstuk 19. Hydrolysereacties.

1. De hydrolysereactie van een zout afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base.	1
2. De hydrolysereactie van een zout afgeleid van een zwak zuur en een sterke base.	2

3. De hydrolysereactie van een zout afgeleid van een zwak zuur en een zwakke base.	3
4. Zout afgeleid van een sterke base en een sterk zuur.	4
5. De hydrolysegraad .	4
5.1. van een zout afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base.	4
5.2. van een zout afgeleid van een zwak zuur en een sterke base.	5
6. Het verband tussen α en K_h .	5
6.1. Een zout afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base.	5
6.2. Een zout afgeleid van een zwak zuur en een sterke base.	6
 Hoofdstuk 19 : Berekening van de pH.	
1. Sterke éénwaardige zuren en sterke éénwaardige basen.	1
2. Zwakke basen en zwakke zuren.	1
2.1. Zwakke zuren.	1
2.2. Zwakke basen.	2
3. Vraagstukken.	3

Aanbevolen referentiewerken

Inhoudstafel

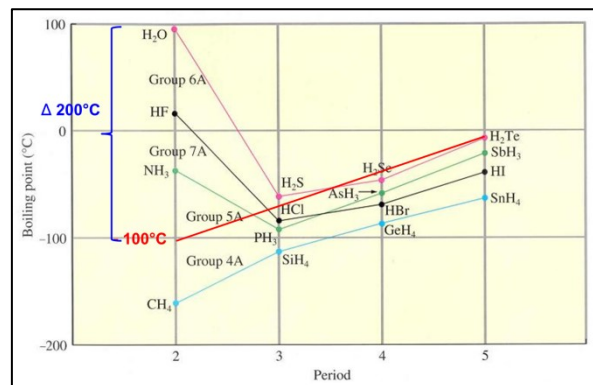
Hoofdstuk 9: Water

1. Kookpunt van water en waterstofbruggen.

Een vuistregel stelt dat het kookpunt van een stof stijgt als de moleculemassa toeneemt. De tabel toont een aantal voorbeelden:

	M	Kookpunt
H ₂ Te	129	0 °C
H ₂ Se	80	-12 °C
H ₂ S	34	-62 °C
H ₂ O	18	100 °C

Grafisch uitgezet levert dit de volgende figuur op:



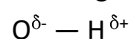
Voor water wordt er volgens zijn molaire massa een kookpunt lager dan -62 °C verwacht (verwacht kookpunt ± -100 °C). Het ongewone hoge kookpunt van H₂O, nl. 100 °C, wordt verklaard door de vorming van waterstofbruggen.

In de polaire binding O^{δ-} — H^{δ+} legt het sterk elektronegatief O-atoom bijna volledig beslag op het bindend elektronenpaar, waardoor de H-kern praktisch bloot komt te liggen.

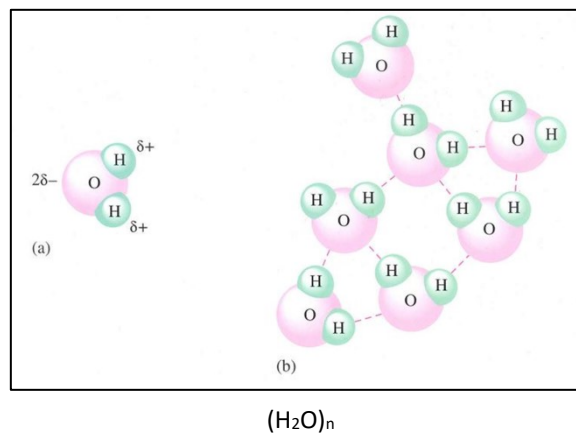
De zwak afgeschermd positieve lading van de zeer kleine H-kern oefent een krachtige elektrostatische kracht uit waardoor het partieel negatief geladen O-atoom van een andere molecule H₂O wordt aangetrokken. Er ontstaat op die manier een waterstofbrug.

Definitie: Waterstof vormt een soort brug tussen twee O-atomen waarbij het covalent gebonden is aan zijn eigen O-atoom en elektrostatisch aan het vreemde O-atoom. Een waterstofbrug heeft dus een elektrostatisch karakter en is tamelijk zwak.

Covalente binding > ionenbinding > waterstofbrug



Een zestal H_2O -moleculen vormen aldus een aggregaat door middel van de waterstofbruggen. Waarschijnlijk is er een dynamisch evenwicht tussen H_2O ; $(\text{H}_2\text{O})_2$; $(\text{H}_2\text{O})_3$; $(\text{H}_2\text{O})_4$; $(\text{H}_2\text{O})_5$ en $(\text{H}_2\text{O})_6$. Of eenvoudig geschreven: $(\text{H}_2\text{O})_n$ met n_{1-6} . Naarmate de temperatuur stijgt daalt n .



Daar het verbreken van de H-bruggen extra energie vergt, heeft water een hoger, abnormaal, kookpunt.

Algemeen: Er ontstaan H-bruggen tussen een H gebonden aan een klein sterk elektronegatief atoom zoals O, N en F en een klein sterk elektronegatief atoom zoals O, N of F met een vrij elektronenpaar.

2. De structuur van ijs.

2.1. Algemeen.

De dichtheid van de vaste fase > dichtheid van de vloeibare fase.

2.2. Uitzondering.



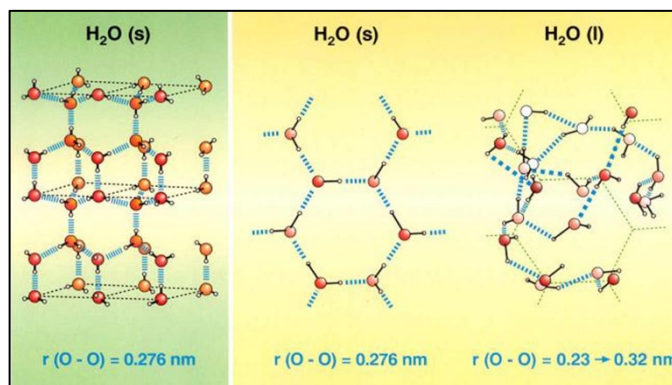
Gelukkig is water/ijs een uitzondering op de algemene regel. Indien dit niet zo zou zijn, dan zou er geen leven op aarde mogelijk geweest zijn. Tijdens vroegere ijstijden zou het bevroren water in zeeën en meren iedere keer naar de bodem van de zee of meer gezonken zijn, waarna de nieuwe bovenstaande waterlaag zou bevriezen, op zijn beurt zinken enz... Uiteindelijk zou al het water in de zeeën of meren bevroren zijn en zou er geen leven meer mogelijk geweest zijn in water. En gezien al het leven ontstaan is uit eerste vormen die in het water leefden, zou deze ontwikkeling nooit kunnen doorgaan zijn.

2.3. Verklaring.

In de kristalstructuur van ijs zijn er hexagonale holten. Röntgenanalyse van ijskristallen heeft uitgewezen dat in ijs elk O-atoom omgeven is door 4 waterstofatomen. Deze bezetten de

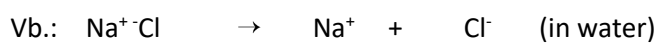
hoekpunten van een tetraëder. Eén waterstofatoom ligt op een rechte met 2 O-atomen, doch dichter bij het eigen O-atoom.

Bij verwarming van ijs worden sommige H-bruggen verbroken, waardoor het aantal aan elkaar gebonden moleculen vermindert. De honingraten breken in stukken van zig-zagketens, die in elkaar schuiven. Daardoor verdwijnen de grote holten, die dus enkel in ijskristallen bestaan. Bij smelten neemt de dichtheid van water dus toe. De maximum dichtheid wordt bereikt bij 3,98 °C. Door verdere verwarming van water neemt de thermische agitatie van de moleculen toe en nog meer waterstofbruggen geraken los. Het aantal aan elkaar gebonden moleculen water neemt dus af. Tevens vergroot de afstand tussen de kleinere aggregaten en de dichtheid vermindert verder bij stijgende temperatuur, hetgeen normaal is.

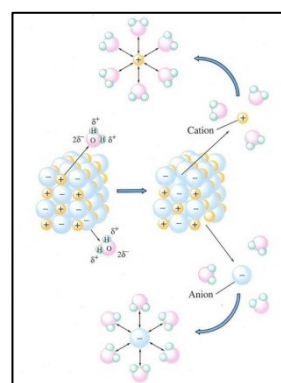
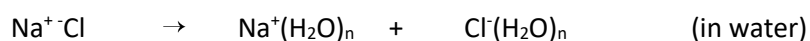


3. Water als solvent.

Water is een zeer goed solvent voor ionenverbindingen en voor polaire moleculen. Een ionenverbinding opgelost in water valt uiteen in ionen. Om een ionenverbinding (ionenkristal) op te lossen moeten de interionaire roosterkrachten overwonnen worden. Dit gebeurt door elektrostatische interactie tussen de waterdipolen en de positieve en negatieve ionen van het kristal. Dit wordt een ion-dipoolinteractie genoemd waarbij de waterstofbruggen doorbroken worden. Elke ion-dipoolinteractie is relatief zwak, maar gezamenlijk leveren ze voldoende energie om de interionaire krachten te overwinnen en de ionen uit het rooster te rukken.



Dit levert uiteindelijk $\text{Na}^+(\text{H}_2\text{O})_n$ en $\text{Cl}^-(\text{H}_2\text{O})_n$ op.



Vrije ionen bestaan niet in waterige oplossing. Ze zijn omringd door een mantel van solventmoleculen. Het ommantelen wordt in het geval van water hydratatie genoemd, en in het algemeen solvatatie. Solvatatie gaat gepaard met stabilisatie.

4. Aantrekkingskracht tussen ionen.

$$F = \frac{1}{D} \times \frac{qq'}{R^2}$$

Hierbij is: D = diëlektriciteitsconstante $D_{\text{water}} = 80$ $D_{\text{lucht}} = 1$

M.a.w.: in water worden de aantrekkingskrachten tussen b.v. Na^+ en Cl^- 80 maal kleiner.

R = de afstand tussen de ladingen

q en q' zijn de ladingen

Bij het oplossen in water spelen er twee factoren een rol:

- de grote D (scheidend vermogen). Hoe groter D hoe makkelijker de ionen loskomen.
- de hydratatie van de ionen (stabilisatie). De ionen zijn niet meer vrij en komen elkaar niet meer tegen.

Als vuistregel kan gesteld worden dat polaire moleculen oplossen in polaire solvents en dat apolaire moleculen oplossen in apolaire solvents.

“Similia Similibis Solvuntur” of “Like likes like”

Vb.: Een ether lost het best op in een ander ether

Een keton lost het best op in een ander keton

Polair HCl lost op in polair water.

CH_4 (apolair) lost niet op in water (polair).

** Opmerking: CH_4 lost toch een klein beetje op in water doordat de ruimten tussen de watermoleculen ingenomen worden door de kleinere CH_4 -moleculen.*

5. Oplosbaarheid in water.

De oplosbaarheid van anorganische verbindingen in water bij kamertemperatuur.

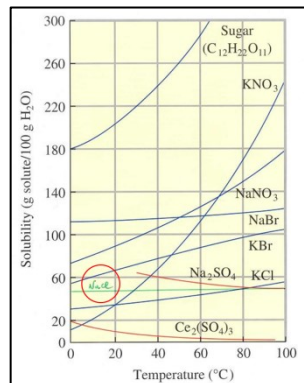
Algemene regel	Uitzonderingen ¹
1. Oxiden	
1.1. Metaaloxiden zijn onoplosbaar en reageren niet met water	Na ₂ O K ₂ O [BaO] [CaO] [MgO]
1.2. Niet-metaaloxiden zijn oplosbaar en reageren met water	<u>SiO₂</u>
2. Hydroxiden	
2.1. Hydroxiden van lichte metalen zijn oplosbaar	[Ca(OH) ₂] (±) [Sr(OH) ₂] [Mg(OH) ₂] (slecht) <u>Al(OH)₃</u>
2.2. Hydroxiden van zware metalen zijn onoplosbaar	[Ba(OH) ₂] (redelijk oplosbaar)
3. Zuren	
Anorganische zuren zijn oplosbaar	<u>H₂SiO₃</u>
4. Zouten	
4.1. Normale Na-, K- en NH ₄ -zouten zijn oplosbaar	
4.2. Normale nitraten, acetaten, chloraten en perchloraten zijn oplosbaar	[AgOAc] [KClO ₄]
4.3. Veel waterstofzouten zijn oplosbaar, zelfs als de overeenstemmende normale zouten het niet zijn	
4.4. Hydroxidezouten zijn onoplosbaar	
4.5. Normale zouten afgeleid van sterke zuren zijn over het algemeen oplosbaar	
4.5.1. Nitraten	Zie bij 4.2.
4.5.2. Sulfaten	<u>BaSO₄</u> <u>PbSO₄</u> [CaSO ₄] [Hg ₂ SO ₄] [Ag ₂ SO ₄]
4.5.3. Chloriden	<u>AgCl</u> <u>Hg₂Cl₂</u> (kalmel) <u>PbCl₂</u>
4.6. Normale zouten afgeleid van zwakke zuren zijn over het algemeen onoplosbaar	
4.6.1. Sulfiden	Na ₂ S K ₂ S (NH ₄) ₂ S BaS [CaS] [MgS]
4.6.2. Carbonaten	Na ₂ CO ₃ K ₂ CO ₃ (NH ₄) ₂ CO ₃
4.6.3. Sulfiten	Na ₂ SO ₃ K ₂ SO ₃ (NH ₄) ₂ SO ₃
4.6.4. Silicaten	Na ₂ SiO ₃ K ₂ SiO ₃
4.6.5. Fosfaten	Na ₃ PO ₄ K ₃ PO ₄ (NH ₄) ₃ PO ₄

Let op: Alle K⁺, Na⁺ en NH₄⁺-zouten zijn oplosbaar. Alle NO₃⁻-zouten zijn eveneens oplosbaar.

¹ In de kolom uitzonderingen zijn de praktisch onoplosbare stoffen onderstreept; matig of weinig oplosbare stoffen staan tussen haakjes.

6. De oplosbaarheid in functie van de temperatuur.

De vuistregel stelt dat de oplosbaarheid toeneemt als de temperatuur stijgt.



NaCl is een uitzondering op deze regel. Het lost niet meer op naarmate de temperatuur stijgt.

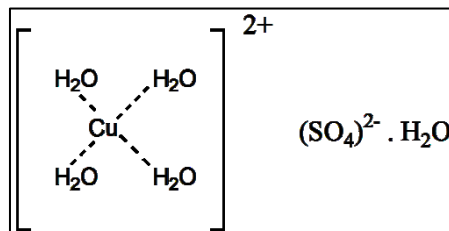
7. Hydraten en kristalwater.

Een hydraat is een kristallijne stof welke chemisch gebonden water bevat dat deel uitmaakt van het kristalrooster. Dit water is het kristalwater.

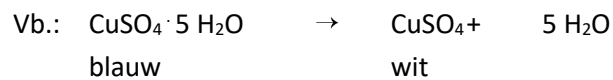
De structuur is zo dat het meeste kristalwater als ligand staat op een positief ion.

Vb.: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Hierbij zijn er vier moleculen kristalwater gebonden op Cu^{2+} en één molecule kristalwater op SO_4^{2-} .



Dit is het tetraquokoper(II)-ion en het is blauw gekleurd. Bij verwarmen verliest een hydraat zijn kristalwater waardoor de kristallijne structuur verdwijnt.



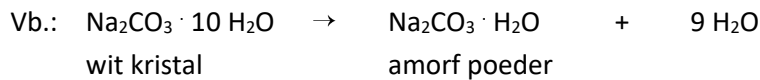
* *Opmerking: De blauwe kleur van kristallijne en in water opgeloste Cu(II)zouten is te wijten aan het $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ -ion.*

8. Verwerende en hygroscopische stof.

8.1. Een verwerende stof.

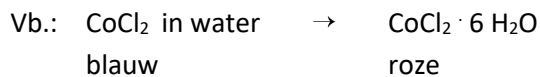
Dit is een hydraat dat zijn kristalwater spontaan verliest aan de lucht waarbij uiteraard de kristalstructuur in elkaar stort.

Er is een verwerende stof indien de druk van het kristalwater groter is dan de druk van de dampspanning van water in de lucht.



8.2. Een hygroscopische stof.

Dit is een stof welke water opneemt uit de lucht. De druk van het kristalwater is dan kleiner dan de druk van de dampspanning van water in de lucht.



gec. H_2SO_4 en silicagel nemen water op uit de lucht.

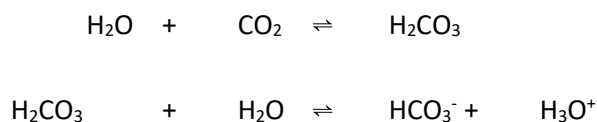
8.3. Vervloeien.

Dit is het oplossen in het opgenomen water. De stof neemt zodanig veel water op, dat ze er zelf in oplost. Vb. NaOH

9. De hardheid van water.

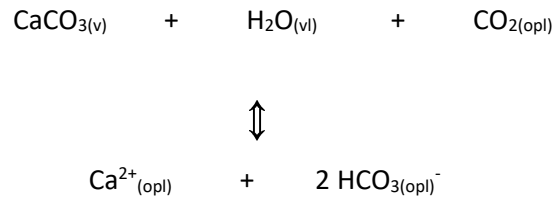
9.1. Hoe komen calciumionen in het water terecht.

Door de zonne-energie verdampt een grote hoeveelheid water uit de oceanen. Dit water wordt door de wind getransporteerd. Bij de vorming van wolken ontstaan kleine waterdruppels of ijskristallen. Deze druppels nemen koolstofdioxide uit de lucht op. Hierdoor wordt het water lichtjes zuur.



Uiteindelijk zal het water als regen of sneeuw de aarde bereiken. Komt dit water terecht op zandhoudende grond (silicaatgesteenten), dan zal er weinig mee gebeuren. Er treedt weliswaar erosie op van de gesteenten, maar het water blijft zacht. Dit is zo bv. voor het oppervlaktewater in het noorden van Limburg (zandgrond).

Water reageert echter wel met kalkgesteente. Het calciumcarbonaat lost hierdoor langzaam op en er ontstaan grotten.



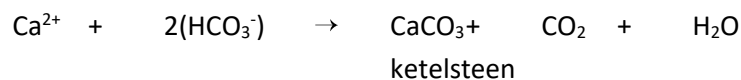
Door de aanwezigheid van calciumionen wordt dit water hard. Dit water komt terecht in het oppervlaktewater of in het grondwater. Een deel ervan bereikt via de rivieren terug de oceaan. Een klein deel ervan wordt na zuivering eerst als drinkwater gebruikt.

9.2. Hardheid van water.

Hard water bevat Ca^{2+} - en Mg^{2+} -ionen komende van opgeloste Ca- en Mg-zouten. De hardheid van het leidingwater wordt voornamelijk bepaald door het calciumgehalte. Als negatief ion speelt het waterstofcarbonaat (HCO_3^-) de meest belangrijke rol. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ is immers oplosbaar. Er wordt gesproken van tijdelijke en blijvende hardheid.

9.2.1. Tijdelijke hardheid.

De tijdelijke hardheid is te wijten aan Ca-H-carbonaten en Mg-H-carbonaten. Ze verdwijnt boven de 65 °C.

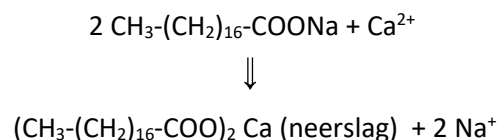


Bij verwarming van hard water (opgelost $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) ontstaat er dus een onoplosbaar kalkneerslag (CaCO_3). Dit slaat neer op verwarmingselementen, waterketels, enz.

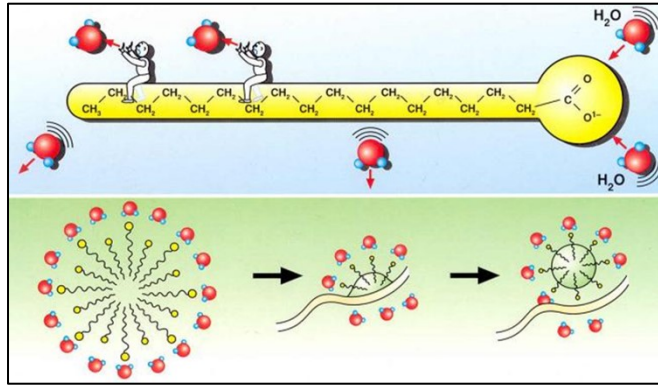
9.2.2. Blijvende hardheid.

De blijvende hardheid is te wijten aan Calciumsulfaten en chloriden en Magnesiumsulfaten en chloriden.

Calciumionen vormen met natriumstearaat (zeep) een neerslag van calciumstearaat. Hierdoor kan zeep zijn werking niet meer uitoefenen (geen schuimvorming). Zie ook verderop in de cursus.



Er moet dus meer zeep gebruikt worden om met hard water eenzelfde reinigend effect te krijgen.



Toepassing: Wat is zeep?

Een product wat (bijna) iedereen dagelijks gebruikt, is zeep. Het is een middel dat al eeuwenlang bestaat. Vandaag de dag kun je zelfs kiezen uit vele soorten zepen: handzeep, douchegel, badschuim, shampoo, (af)wasmiddel, noem maar op. Maar wat is zeep eigenlijk?

Het geheim van het zeepmolecuul zit hem in zijn langwerpige vorm. Aan een lange staart, die bestaat uit tien tot achttien koolstofatomen, zit een (geladen) kop. Deze kop houdt van water om zich heen (hydrofiel), de lange koolstofketen moet echter niks van water hebben (hydrofoob). De lange staarten zitten daarom liever in het vetachtige vuil. De kop zorgt ervoor dat het geheel in water oplost. Het vuil, ingekapseld door zeepmoleculen, kan daardoor makkelijk met het water wegspoelen.

Lange tijd werd zeep gemaakt uit as van hout, dierlijk vet en water. Pas laat in de 18^e eeuw werd een andere manier uitgevonden. Het kokend vet werd gemengd met soda (Na_2CO_3) en water. Hierbij ontstaat natronloog (NaOH), wat vervolgens het vet verzeep (hydrolyseert) waarbij de zeep (RCOONa , $R = \text{C}_{10} - \text{C}_{18}$) wordt gevormd. Tegenwoordig maken fabrieken steeds meer synthetische 'zeppen'. In plaats van dierlijke vetten gebruiken ze plantaardige oliën en worden er stoffen toegevoegd die doorgaans beter zijn voor de huid. Wist je trouwens dat zeep van zichzelf helemaal niet zo lekker ruikt? Die lekker ruikende zeep die we in de winkel kopen is kunstmatig geperfumeerd!

De hardheid van water wordt in verschillende eenheden uitgedrukt. In de veronderstelling dat de hardheid volledig bepaald wordt door calciumionen.

1. Molaire concentratie

x millimol calciumionen per liter.

2. Franse graad

1 Franse graad komt overeen met 10 mg CaCO_3 per liter water.

1 Franse graad = 0,10 mmol calciumionen / liter. Door Belgische drinkwatermaatschappijen wordt deze eenheid het meest gebruikt. In werkelijkheid is er geen CaCO_3 aanwezig in hard water, maar door verwarming kan het wel gevormd worden.

3. Duitse graad

1 Duitse graad komt overeen met 10 mg CaO per liter water. Dit is een theoretische waarde, want CaO komt in water niet voor.

1 Duitse graad = 0,18 mmol calciumionen / liter

4. ppm CaCO_3

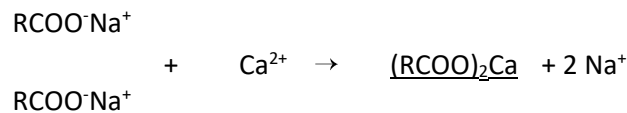
1 ppm CaCO₃ betekent 1 mg CaCO₃ per kg water Dit komt praktisch overeen met 0,01 mmol Ca²⁺- ionen per liter.

In België is het drinkwater vrijwel overal zeer hard (> 30 Franse hardheidsgraden). Een uitzondering vormen de Ardennen (zacht water, < 15 Franse hardheidsgraden) en het noorden van de provincies Oost-Vlaanderen, Antwerpen en Limburg (zacht tot middelhard).

Voor mensen is dit hard water zeker niet nadelig. Het is slechts nadelig voor warmwaterleidingen, verwarmingselementen en voor het zeepverbruik.

9.3. Nadelen van hard water.

- De vorming van ketelsteen welke een slechte geleider is voor warmte.
- Ketelsteen dat loskomt kan oververhitting veroorzaken met explosies tot gevolg.
- Verlies van zeep. Zeep is een natrium- of kaliumzout van een vetzuur.



Naast zeep bestaan er nog veel meer andere detergenten die echter alle dezelfde algemene structuur bezitten. De moleculen hebben namelijk een lang apolair gedeelte dat hydrofoob is en gemakkelijk oplost in olie of vet, en een polair gedeelte dat hydrofiel is en goed oplost in water. Op die manier kunnen zeep- en detergentmoleculen de overgang vormen tussen een waterlaag en een olielaag.

Hun werking tijdens het wasproces is identiek. Het vuil op de vezel of het bord bevat meestal veel vet. Dit lost niet op in het waswater. Als het waswater detergentmoleculen bevat, vormen deze micellen. Hun apolaire gedeeltes zijn dan naar elkaar gericht. Bij contact met vet komen deze apolaire delen in het vet terecht. De polaire gedeeltes blijven echter naar de watermoleculen gericht. Op deze wijze belanden de vetdruppels uiteindelijk in het water, terwijl hun buitenzijde volledig omgeven blijft door het polaire gedeelte van de detergentmoleculen. Zo kunnen de vetdruppels in het water blijven zweven en met het afvalwater verwijderd worden.

Voorbeelden:

zeep	natriumstearaat
wasmiddel	alkylbenzeensulfonaat
shampoo	Na ⁺ alkylsulfosuccinaat
conditioner	Acetyltrimethylammoniumchloride

Zeepmoleculen hebben het nadeel dat ze met calciumionen een onoplosbaar zout vormen. Detergenten vormen geen neerslag met calciumionen. Ze worden er echter wel vaak door gedeactiveerd.

9.4. Waterverzachters.

Water zacht maken komt neer op het verwijderen van de vrije calciumionen uit het water. Dit kan op verschillende wijzen gebeuren: door een uitwisselingsproces, door neerslagvorming en door complexvorming.

Het uitwisselingsproces kan op zijn beurt op verschillende manieren plaatsvinden.

9.4.1. Ionenwisselaar

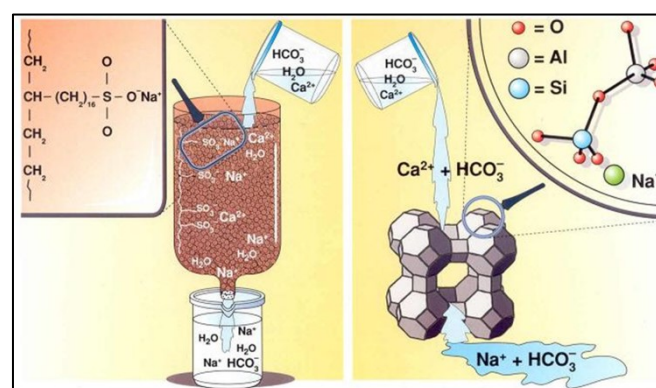
De harsen van een kation(+)-ionenwisselaar bevatten natriumionen aan het vrije uiteinde van een sulfonaatgroep. Deze sulfonaatgroep bindt calciumionen beter dan natriumionen. Als er hard water door deze ionenwisselaar stroomt, worden de natriumionen uitgewisseld tegen calciumionen. Hierdoor wordt het water zacht. Na een bepaalde tijd wordt het hars verzadigd van calciumionen. Het moet dan geregenereerd worden. Dit kan bv. gebeuren met een vrij geconcentreerde NaCl-oplossing, waardoor het omgekeerde proces optreedt.



9.4.2. Zeolieten

Sommige waspoeders bevatten zeoliet als middel om water te ontharden.

Zeolieten zijn silicaten waarbij in het — O — Si — O — rooster een aantal siliciumatomen vervangen zijn door aluminiumatomen. In zeoliet A, dat in waspoeders wordt gebruikt, is de verhouding aluminium-siliciumatomen 1:1.



Het rooster is opgebouwd als een aaneenschakeling van zogenaamde eenheidscellen die alle een tetraëdrische structuur hebben met op de vier hoekpunten van de tetraëder een zuurstofatoom. Deze vier O-atomen omsluiten op deze wijze een Si- of een Al-atoom. Silicium is vierwaardig, aluminium driewaardig. Hierdoor draagt, in het geval van Al, het elektron afkomstig van het vierde O-atoom een negatieve lading over op het Al-atoom. Het positieve

tegenion, een alkalimetaal (meestal Na of K) of een aardalkalimetaal (Ca of Mg), bevindt zich in de kanalen van het kristal.

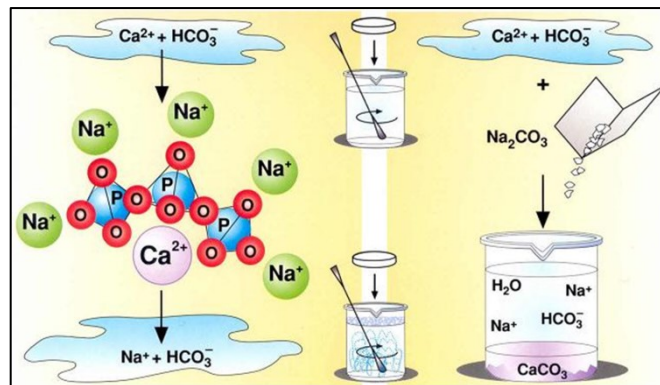
Wanneer hard water door een zeoliet gestuurd wordt dat natriumkationen bevat, worden deze uitgewisseld tegen vrije calciumionen (2Na^+ -ionen voor 1Ca^{2+} -ion) en wordt het water zachter.

Zeolieten zijn vaste deeltjes. Bij het verwarmen van zuiver zeoliet schijnt de stof te koken. Vandaar de naam kokende steen ($\zeta\epsilon\tau\nu$: koken; $\lambda\tau\theta\omicron\varsigma$: steen).

Zeolieten zijn, net als andere silicaatgesteenten, vrij inert. Ze zijn dus niet zoals de fosfaten verantwoordelijk voor een sterke vermenigvuldiging van allerlei gewassen (eutrofiëring²). Hun grote nadeel is de (grote) hoeveelheid slib dat terecht komt in een waterzuiveringsstation of een rivier.

9.4.3. Fosfaat

Pentanatriumtrifosfaat ($\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$) is een oplosbaar zout van tripolyfosforzuur. Het anion ($\text{P}_3\text{O}_{10}^{5-}$) vormt een oplosbaar complex met magnesium- en calciumionen. Daar dit complex vrij stabiel is, speelt het calcium- en het magnesium-ion geen rol meer bij toevoeging van zeep aan het water. Ook bij verwarming geeft het complex dit ion niet vrij. Hierdoor ontstaat er geen neerslag van calciumcarbonaat op de verwarmingselementen van een boiler of wasmachine. Bij langdurige verhitting zal het ion wel vrijkomen en uiteindelijk een neerslag vormen.



² Eutrofiëring.: Tot voor enkele jaren werd er als waterverzachter in wasmiddelen vooral pentanatriumtrifosfaat ($\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$) gebruikt dat door het water langzaam gehydrolyseerd wordt waardoor vrije fosfaationen ontstaan.

Deze fosfaationen werden met het waswater weggespoeld en kwamen, eventueel via een waterzuiveringsstation, in het oppervlaktewater terecht. Ook uit voedselresten en de landbouw komen fosfaten terecht in het oppervlaktewater.

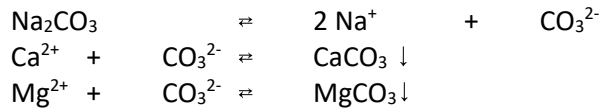
Fosfaten zijn een belangrijke grondstof voor planten. Samen met kalium en stikstof vormen ze de basisstoffen van kunstmest.

Door de grote concentratie van meststoffen zullen algen en bepaalde planten rijkelijk groeien in stilstaand en langzaam stromend water. Planten, vissen en plankton in de diepere delen van het water krijgen hierdoor onvoldoende licht om te overleven. De afgestorven planten worden afgebroken (aerob proces) waardoor er veel zuurstof uit het water verdwijnt. Nadien gaat het afbraakproces verder zonder zuurstofverbruik (anaerob proces). Dit is een verrottingsproces waarbij het water troebel wordt en er een stinkende poel ontstaat. Het water is eutroof geworden. In deze poel is nog weinig leven mogelijk.

Deze fosfaationen zijn niet giftig, maar in de natuur spelen ze een belangrijke rol als voedingsstof voor planten (meststoffen). Door het toevoegen van fosfaten aan waspoeders, werden de fosfaatgehalten in rivieren vrij hoog. Hierdoor ontstond een weelderige en soms overmatige plantengroei (eutrofiëring). Om die reden bevatten waspoeders in onze streken nog weinig fosfaten als verzachter. Ze zijn bijna overal vervangen door zeolieten.

9.4.4. Soda

Het gebruik van soda (natriumcarbonaat, Na_2CO_3) als waterverzachter verloopt via een eenvoudig chemisch proces.

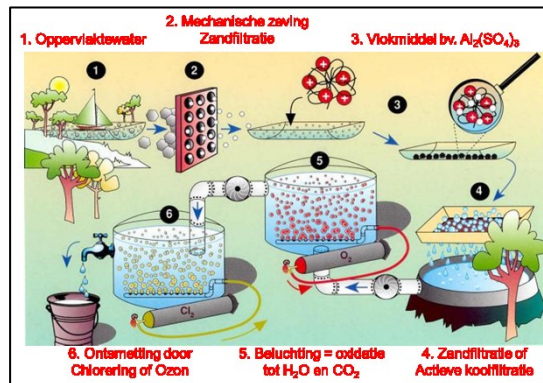
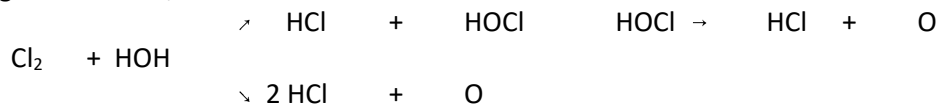


Calcium- en magnesiumionen worden als carbonaat neergeslagen. Hierdoor kunnen ze niet meer reageren met zeep. Het water is zacht geworden.

Soda wordt daarom vaak gebruikt als badzout (soda + geurstoffen). Vroeger werd soda ook gebruikt om het waswater te verzachten.

9.5. Drinkbaar water.

- Drinkbaar water is kleurloos. Indien het bruin is komt dit meestal van Fe-zouten.
- Het is helder en bevat geen vaste deeltjes. Indien wel, dan moet er gefiltreerd worden.
- Het is kiemvrij door de toegevoegde Cl_2 .
- Het bevat geen nitrieten, ammoniak of bacteriën.



* *Opmerking: Het gevormde HCl valt uiteen in H^+ en Cl^- . De Cl^- kunnen aangetoond worden met AgNO_3 .*



Zuiver water is een kostbaar product. Daarom zou er ook zuiniger mee omgesprongen moeten worden en zou het niet mogen verspild worden aan het sproeien van een tuin, gazon e.d. regenwater voldoet hiervoor ruimschoots.

Bij de zuivering van oppervlaktewater³ tot drinkwater komen volgende stappen voor:

1. Transport uit kanaal, bekken, rivier.
2. Snelle filtratie voor de verwijdering van de grotere deeltjes. Dit gebeurt meestal op een zandfilter met vrij grote korrels.
3. Toevoegen van een polyelektrolyt. Meestal is dit een polymeer dat een aantal positieve ladingen bevat. Het is een vlokmiddel dat kleine zwevende deeltjes adsorbeert. In een bezinkingsbekken slaan deze vlokken neer en het water wordt helder. Dit lukt ook met stoffen als aluminiumsulfaat.
4. Een trage filtratie. Dit gebeurt over een zandfilter met fijn zand. Deze verwijdert nog aanwezige kleine deeltjes. Soms vindt er ook nog een filtratie over actieve koolstof plaats. Hierop worden hoofdzakelijk organische moleculen geadsorbeerd.
5. Het water wordt belucht. Hierdoor is het in staat om kleine hoeveelheden organische stoffen te oxideren tot water en koolstofdioxide.
6. Ontsmetting. Dit kan gebeuren door toevoeging van ozon of dichloor. Hierdoor worden de nog resterende bacteriën onschadelijk gemaakt en wordt de groei van algen in waterleidingbuizen verhinderd. Per liter water wordt er 3 tot 6 mg dichloor aan het water toegevoegd. In water reageert dit via een evenwichtsreactie tot hypochlorigzuur. Dit is een efficiënter ontsmettingsmiddel dan het hypochlorietanion.

Door de hoge bemesting komt er in het grond- en oppervlaktewater meer nitraat voor. De norm bij ons is 50 mg/l, in de VS echter slechts 25 mg/l. Nitraten zijn nadelig omdat ze omgezet kunnen worden tot nitrieten en omdat ze de zuurstofopname van het bloed bemoeilijken. Om nitraten uit

³ BOD-waarde en COD-waarde:

De BOD-waarde (biochemical oxygen demand) of biochemisch zuurstofverbruik geeft de hoeveelheid dizuurstof aan die nodig is om met behulp van bacteriën de oxideerbare organische stoffen in 1 liter water om te zetten in koolstofdioxide en water. Deze grootte is dus een maat voor de vervuiling van het water en wordt uitgedrukt in mg O₂ /liter.

Om deze test uit te voeren, brengt men in een hoeveelheid (afval)water een kleine hoeveelheid bacteriën. Men meet het zuurstofgehalte. Dan plaatst men het gedurende 5 dagen in het donker (geen fotosynthese) bij een temperatuur van 20°C. Na deze tijd meet men opnieuw het zuurstofgehalte. Het verschil is de BOD-waarde.

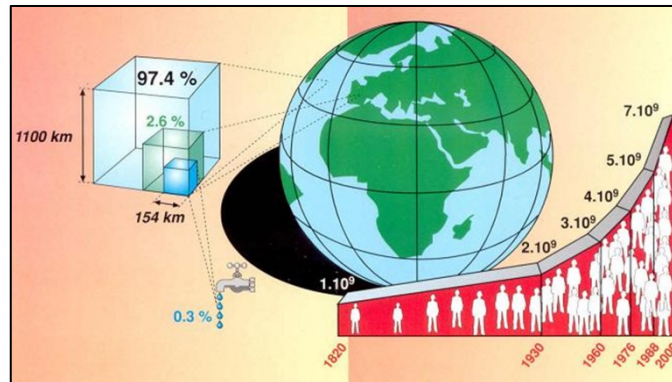
Bij sterke verontreiniging van het water moet dit eerst worden verdund. De afbraak moet immers gebeuren met de zuurstof die in het water opgelost is.

Het grote nadeel aan deze methode is de tijd. Men heeft pas een waarde na 5 dagen. Een ander nadeel is dat eventueel voorkomende toxische stoffen de werking van de bacteriën nadelig beïnvloeden. Deze meerwaarde geeft dan een te kleine verontreiniging weer

Als de BOD-waarde kleiner is dan de oplosbaarheid van O₂ in water ($1,38 \cdot 10^{-3}$ mol/l; 44 mg/l), dan kunnen de in het water aanwezige bacteriën de vervuilende organische stoffen oxideren. In het andere geval blijft het water verontreinigd.

De COD-waarde (chemical oxygen demand) of het chemisch zuurstofverbruik geeft aan hoeveel zuurstof er nodig is om de meeste organische stoffen, ook cellulose, te oxideren. Als oxidatiemiddel gebruikt men hier kaliumdichromaat in zuur midden. Met behulp van een koeler laat men het mengsel 2 uur refluxen (148°C). Daarna bepaalt men door een titratie met Fe²⁺-ionen de overblijvende hoeveelheid kaliumdichromaat (terugtitratie). De verbruikte hoeveelheid kaliumdichromaat rekent men om in mg O₂ /liter. Omdat met deze methode meer stoffen geoxideerd worden dan met behulp van bacteriën, is de COD-waarde steeds hoger dan de BOD-waarde. Toch wordt ze vaak gebruikt omdat ze sneller resultaten geeft.

het drinkwater te verwijderen bestaan er processen zoals omgekeerde osmose. Bepaalde bacteriën kunnen nitraten omzetten in distikstof. Omdat de norm nog niet overschreden is, worden deze methodes niet toegepast.



Water is op aarde in overvloed aanwezig. De totale watervoorraad wordt geschat op $1,38 \cdot 10^9 \text{ km}^3$. Het grootste gedeelte (97,4%) is het zout water van de oceanen en is dus niet rechtstreeks bruikbaar als drinkwater. Maar ook van het zoet water ($36 \cdot 10^6 \text{ km}^3$) is er slechts een klein deel geschikt als drinkwater ($6 \cdot 10^6 \text{ km}^3$).

Omdat er steeds meer grondwater wordt weggepompt, krijgt het zout water de kans om in de grondlagen door te dringen. Ook vervuiling van bovenaf bedreigt steeds meer de zuiverheid van het grondwater. Overbemesting zorgt voor een groter nitraatgehalte, koolwaterstoffen kunnen water sterk verontreinigen.

Omdat er ook getracht wordt om regenwater zo vlug mogelijk in de riolen te krijgen, kan de bodem steeds minder water opnemen.

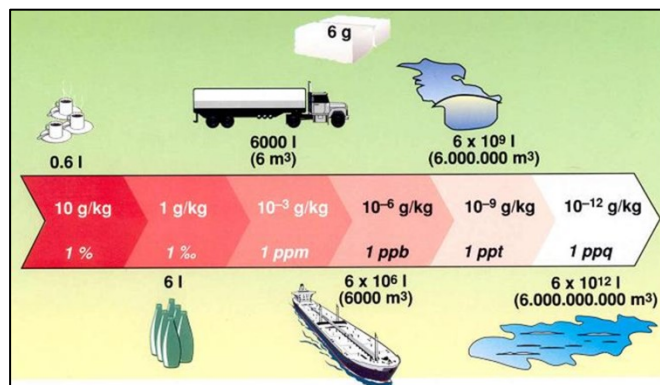
Als drinkwater wordt er van langs om meer gebruik gemaakt van oppervlaktewater (b.v. Albertkanaal). De kosten om het te zuiveren zullen steeds verder oplopen.

De analysemethoden om verontreinigingen op te sporen worden ook steeds beter.

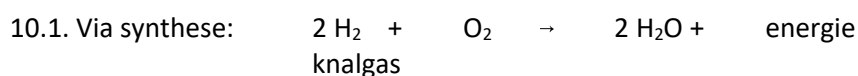
Voorbeelden van concentraties in relatie tot opgelegde normen voor vervuiling:

Als voorbeeld wordt één klontje suiker genomen ($\pm 6 \text{ g}$). Dit wordt opgelost in:

Opgelost in water	Concentratie	Voorbeeld
600 ml = 3 tassen	10 g / kg = 1 %	azijnoplossing (8 %)
6 l = 4 flessen van 1,5 l	1 g / kg = 1 ‰	max. alcoholgehalte in bloed (0,5 ‰)
6000 l = 1 tankwagen	1 mg / kg = 1 ppm	nitraat in drinkwater 50 ppm
$6 \cdot 10^6 \text{ l} = 1 \text{ tanker}$	1 μg / kg = 1 ppb	norm kwik in drinkwater (1 ppb per dag en per kg)
$6 \cdot 10^9 \text{ l} = 1 \text{ spaarbekken}$	1 ng / kg = 1 ppt	PAK's in water
$6 \cdot 10^{12} \text{ l} = 1 \text{ groot stuwmeer}$	1 pg / kg = 1 ppq	dioxine in melkvet



10. Chemisch zuiver water.

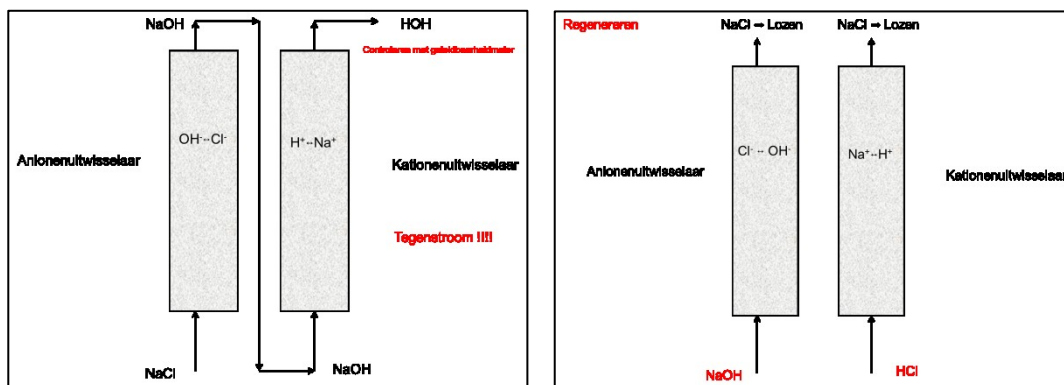


10.2. Destilleren: aqua destillata

10.3. Demineraliseren:

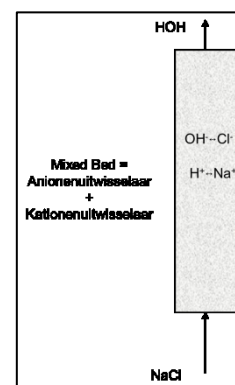
Het water bevat geen ionen meer maar wel nog organische verbindingen. Dit gebeurt door middel van ionenuitwisselaars.

Anionenuitwisselaar & Kationenuitwisselaar:



Regenereren: Anionenuitwisselaar met Na⁺OH⁻ en Kationenuitwisselaar met H⁺Cl⁻

Mixed bed-ionenuitwisselaar: Dit is een ionenuitwisselaar met zowel een anionen- als kationenuitwisselaar. Daardoor worden zowel de positieve als de negatieve ionen verwijderd uit het water en eventueel vervangen door H⁺ en OH⁻ of Na⁺ en Cl⁻. Hier is er echter wel een probleem om de ionenuitwisselaar te regenereren.

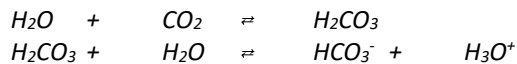


Regeneratie Mixed Bed					
Kolom		Toevoegen	Kolom		Uitvloeit
H ⁺	OH ⁻	+ NaCl	Na ⁺	Cl ⁻	H ₂ O
Na ⁺	Cl ⁻	+ HCl	H ⁺	Cl ⁻	NaCl
H ⁺	Cl ⁻	+ NaOH	Na ⁺	OH ⁻	HCl
Na ⁺	OH ⁻	+ HCl	H ⁺	Cl ⁻	NaOH

* Opmerkingen:

1. Het ontstaan van zure regen:

Zuiver water bevat evenveel H⁺-ionen als OH⁻-ionen. De pH van zuiver water is daarom theoretisch = 7. Door de aanwezigheid van CO₂ in de lucht (350 ppm) wordt het regenwater steeds een beetje zuur.



Het regenwater krijgt hierdoor een pH-waarde van ± 5,6. Dit is een normale waarde. Zure regen heeft echter nog een hogere zuurtegraad.

Dit komt door de uitstoot van o.a. NO_x door het verkeer en de industrie. NO_x zijn het resultaat van reacties in verbrandingsmotoren.

Door een reeks van reacties worden deze NO_x omgezet naar HNO₃ (salpeterzuur).

Indien de brandstoffen ook zwavelhoudend zijn of bij uitstoten van vulkanen, komt er ook nog SO₂ vrij dat op zijn beurt via reacties omgezet wordt tot H₂SO₄ (zwavelzuur).

De vorming van deze zuren kan er voor zorgen dat de pH van regenwater daalt tot 3 à 4. Dit is bijna de zuurtegraad van een azijnzuuroplossing. Er is zelfs ooit een pH van 1,7 gemeten in Los Angeles (zure smog).

De negatieve gevolgen van zure regen zijn van allerlei aard. Door de hoge zuurtegraad wordt de buffercapaciteit van de bodem aangetast. Zeker in gebieden met een kleine buffercapaciteit wordt het oppervlaktewater snel zuur (meren in N-Europa). Kwetsbare organismen zoals viskuit overleven dit niet.

Als de pH van de bodem daalt tot 3, dan komt het Al³⁺-ion vrij uit klei. Voor vele planten is dit een giftige stof. Zure regen is vooral nefast voor gebouwen en beelden uit kalksteen zoals marmer, mergel, Maar ook voor zandsteenkorrels die met kalksteen aan elkaar zijn gebonden. Calciumcarbonaat (kalk) wordt door het zuur omgezet in b.v. gips. Dit is veel zachter en wordt met het water mee gespoeld.



2. Feminisatie van de dierenwereld.

Recente studies wijzen er op dat door de aanwezigheid van bepaalde stoffen in het water er een feminisatie optreedt van bepaalde diersoorten.

· In de jaren tachtig constateren hengelaars en later onderzoekers, dat vis, die zwemt in de nabijheid van installaties voor het zuiveren van afvalwater, "vervrouwelijkt". Mannetjesvissen gaan een dooierewit produceren (vitellogine) dat normaal alleen bij vrouwtjes voorkomt.

· In Nederland legde de bioloog Peter Reijnders in 1986 een verband tussen het gehalte aan PCB's in vis in de Waddenzee en de verminderde vruchtbaarheid bij zeehonden aldaar.

· Begin jaren negentig constateren de Deense onderzoekers Carlsen en Skakkebaek een gestage afname van de hoeveelheid spermacellen bij de mens sinds 1938. Zij leggen een verband met oestrogenachtige stoffen in het milieu.

· In dezelfde tijd verschijnen er onderzoeken waarin een verband wordt gelegd tussen mannelijke vruchtbaarheid en stoffen op het werk, zoals lood en styreen.

· De vestiging van Greenpeace in de Verenigde Staten brengt in 1993 een rapport uit over het verband tussen borstkanker en organochloorverbindingen. Daarin wordt, mede op basis van wetenschappelijke literatuur, gewezen op de mogelijk hormonale werking van die stoffen.

- In 1994 zendt de BBC de documentaire 'Assault on the Male' uit.
 - In januari 1995 publiceert het Deense ministerie van Milieu en Energie een rapport met als titel 'Mannelijke vruchtbaarheid en stoffen in het milieu met een oestrogene werking'.
 - In juni publiceert Greenpeace het rapport 'Body of Evidence' voor de Noordzee Ministersconferentie in Esbjerg. Daarin een overzicht van de literatuur over mogelijke effecten van chloorverbindingen op de menselijke gezondheid.
 - In de zomer van 1995 verschijnt een rapport van het Instituut voor Milieu & Gezondheid van de Britse Raad voor Medisch Onderzoek (MRC, Medical Research Council), getiteld 'Oestrogenen in het milieu: gevolgen voor de menselijke gezondheid en de dierenwereld'.
 - In Nederland besteden in de zomer van 1995 diverse kranten en TV-programma's aandacht aan het onderwerp. Het Rijksinstituut voor Volksgezondheid en Milieu doet een literatuuronderzoek op verzoek van het ministerie van VROM. De Gezondheidsraad besluit om een commissie van deskundigen in te stellen om het probleem te onderzoeken.
- Dit zou te wijten zijn aan de aanwezigheid van oestrogeenachtige stoffen in het (drink)water. Deze stoffen zouden afkomstig kunnen zijn van DDT, DDE, de pil, nonylfenol, Het zijn allen vetoplosbare derivaten die in het lichaamsvet opgestapeld blijven.*
- Bv. Nonylfenol is een stof waarvan in Groot Brittannië tot voor kort 20.000 ton per jaar werd aangemaakt. Het wordt gebruikt in verven, als smeerolie, in pesticiden, bij reinigingsmiddelen en in plastics als weekmaker. Er wordt geschat dat a in het oppervlaktewater terecht komt. Oppervlaktewaters die uiteindelijk het water geven dat gebruikt wordt als drinkwater.*
- Bij proeven werd er aangetoond dat indien er een concentratie van 50 µg/l aanwezig was in het leefwater van vissen de mannelijke vissen veranderden in vrouwelijke vissen. Ze begonnen vitteline, een dooierewit, aan te maken waarna de mannelijke geslachtsorganen verdwenen.*
- Ook bij andere dieren werden gelijkaardige fenomenen vastgesteld.*