

Samenvatting scheikunde hoofdstuk 5, 6, 8 en 9

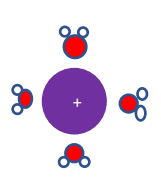
Hoofdstuk 5 zouten en zoutoplossingen

5.2 namen en formules van zouten

Samengestelde ionen	<ul style="list-style-type: none">• Ionen die uit één atoomsoort bestaan, noemen we enkelvoudige ionen• Positieve enkelvoudige ionen bestaan uit metaal-atomen doordat die één of meer elektronen afstaan• Negatieve enkelvoudige ionen ontstaan uit niet-metaal-atomen doordat deze één of meer elektronen opnemen• Samengestelde ionen bestaan uit een groepje atomen die één of meer elektronen afgestaan of opgenomen heeft• BINAS-tabel 66B
Namen van zouten	<ul style="list-style-type: none">• De systematische naam van een zout is afgeleid van de namen van de ionen waaruit het zout is opgebouwd• De namen worden aan elkaar gekoppeld, waarbij de naam van het positieve ion altijd voorop staat• Sommige zouten hebben naast de systematische naam ook nog de triviale naam, deze worden vaak gebruikt in het dagelijks leven• BINAS-tabel 66A
Formules van zouten	<ul style="list-style-type: none">• Een zout bestaat uit positieve en negatieve ionen die in een bepaalde aantalsverhouding aanwezig zijn• Welke verhouding dat is, hangt af van de grootte van de positieve en negatieve ladingen<ul style="list-style-type: none">○ Hierom noemen we de formule van een zout een verhoudingsformule <p>Vb: Natriumchloride: Na^+-ionen en Cl^--ionen Een stof is ongeladen als beide ionsoorten in de verhouding 1 : 1 aanwezig zijn, zodat de totale positieve lading de totale negatieve lading compenseert De verhoudingsformule is dus: Na^+Cl^-</p>
5.3 hoe ontstaat een zout?	
Reactie tussen een metaal en een niet-metaal	<ul style="list-style-type: none">• Om te begrijpen waarom de atomen in ionen veranderen zoeken we de elektronegativiteit op van de atoomsoorten in BINAS-tabel 40A <p>Vb:</p> <ul style="list-style-type: none">• De elektronegativiteit van natrium is 1,0 en die van chloor is veel groter namelijk 2,8• Chlooratomen trekken dus veel sterker elektronen naar zich toe dan natriumatomen• Als een natriumatoom en een chlooratoom bij elkaar in de buurt komen, zal het chlooratoom één elektron overnemen van het natriumatoom• Daardoor verandert het natriumatoom in een Na^+-ion dat lijkt op een edelgas en het chlooratoom verandert in een Cl^--ion en dat lijkt ook op een edelgas• De natriumionen en chloride-ionen trekken elkaar aan waardoor het zout natriumchloride ontstaat• Natriumionen en chloride-ionen vormen een ionrooster
Ionbinding of elektrovalente binding	<ul style="list-style-type: none">• Zouten smelten en koken bij aanzienlijk hogere temperaturen dan moleculaire stoffen

	<ul style="list-style-type: none"> • Dat komt doordat de aantrekkingskrachten tussen de positieve ionen en de negatieve ionen in een zout zeer sterk zijn • Deze bindingen noemen we ionbinding of elektrovalente binding • De ionbinding is veel sterker dan de vanderwaalsbinding of de waterstofbruggen
--	---

5.4 Gedrag van zouten in water

<p>Wat gebeurt er als een zout oplost in water</p> 	<ul style="list-style-type: none"> • Een vast zout geleidt geen elektrische stroom doordat de geladen deeltjes, de ionen, niet vrij kunnen bewegen • Als een zout oplost in water raken de ionen van het zout los • Ze dringen tussen de watermoleculen en worden erdoor omringd • Dit proces heet hydratatie • De opgeloste ionen worden gehydrateerde ionen genoemd • De watermantel wordt weergegeven door achter de formule van het ion (aq) te zetten • Het positieve ion is omgeven door watermoleculen die zich met hun negatieve kant naar het ion hebben gedraaid
--	--

<p>Oplosvergelijkingen en indampvergelijkingen</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Het oplossen van natriumchloride in water kun je in een formule weergeven als: $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ <ul style="list-style-type: none"> • Zo'n reactievergelijking noemen we een oplosvergelijking • Als een zoutoplossing gaat indampen, verdwijnt het water • De positieve en de negatieve ionen van het zout gaan dan weer aan elkaar vast zitten: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl(s)}$ <ul style="list-style-type: none"> • Zo'n vergelijking noemen we een indampvergelijking
--	---

<p>Zijn alle zouten oplosbaar in water?</p>	<ul style="list-style-type: none"> • In BINAS-tabel 45A vind je een overzicht van oplosbaarheid van zouten in water: de oplosbaarheidstabel • In de oplosbaarheidstabel kun je enkele regelmatigigheden ontdekken <ul style="list-style-type: none"> - De zouten die als positieve ionsoort kaliumionen, natriumionen of ammoniumionen bevatten, zijn goed oplosbaar - De zouten die als negatieve ionsoort nitraationen of acetaationen bevatten, zijn goed oplosbaar • Er zijn 4 oxiden die reageren met water, hierbij ontstaan oplossingen van hydroxiden: Na_2O, K_2O, CaO en BaO
---	---

Systematische naam	Triviale naam
Natriumhydroxide-oplossing	Natronloog
Kaliumhydroxide-oplossing	Kaliloog
Calciumhydroxide-oplossing	Kalkwater
Bariumhydroxide-oplossing	barietwater

5.5 molariteit

<p>De molariteit van een oplossing</p>	<ul style="list-style-type: none"> • De verhouding tussen het aantal mol opgeloste stof en het volume waarin deze hoeveelheid zit, noemen we de molariteit van de oplossing • Het symbool van molariteit is M en de eenheid is mol L^{-1}
<p>Notaties voor molariteit</p>	<p><i>Molariteit opgeloste stof</i> Vb: als er $4 \cdot 10^{-3}$ mol K^+MnO_4^- is opgelost mag je ook zeggen: $4 \cdot 10^{-3}$ molair</p> <p><i>Molariteit deeltjessoort in oplossing</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • Je kunt ook spreken over de molariteit van elke deeltjessoort die in de oplossing aanwezig is <p>Vb: $\text{K}^+\text{MnO}_4^-(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$</p>

Hoofdstuk 6 reacties van zouten

6.2 reacties tussen ionen

Neerslagreacties	<ul style="list-style-type: none">In de oplosbaarheidstabel (45A) in je Binas vind je bij elke combinatie van ionen die een slecht oplosbaar zout vormen de letter s<ul style="list-style-type: none">Die letter heeft twee betekenissen:<ul style="list-style-type: none">Als je het desbetreffende zout in water brengt, lost het niet opDe ionen van het desbetreffende zout kunnen niet samen in één oplossing voorkomenBreng je beide ionsoorten toch bij elkaar, dan reageren ze onmiddellijk tot een vaste stofEen reactie waarbij twee ionsoorten niet naast elkaar kunnen voorkomen in een oplossing en dus met elkaar reageren tot een vast zout, heet een neerslagreactie									
Ionvergelijkingen van neerslagreacties	<ul style="list-style-type: none">Een neerslagreactie kan optreden als je twee of meer zoutoplossingen bij elkaar schenktDaardoor bevat het mengsel drie of meer verschillende ionsoortenOm te weten te komen welke ionen met elkaar reageren maak je een klein oplosbaarheidstabelletjeVb:<table border="1" data-bbox="1066 869 1390 981"><tr><td></td><td>NO_3^-</td><td>I^-</td></tr><tr><td>Pb^{2+}</td><td>g</td><td>s</td></tr><tr><td>K^+</td><td>g</td><td>g</td></tr></table>Je ziet bij één van de vier combinaties de letter s staan: bij de combinatie van Pb^{2+}-ionen en I^--ionenDat betekent dat deze twee ionsoorten niet naast elkaar in één oplossing kunnen voorkomen en dus met elkaar zullen reageren tot een vast zoutEen reactievergelijking hiervan wordt een ionvergelijking genoemd		NO_3^-	I^-	Pb^{2+}	g	s	K^+	g	g
	NO_3^-	I^-								
Pb^{2+}	g	s								
K^+	g	g								
Overmaat van een ionsoort	<ul style="list-style-type: none">Een neerslagreactie stopt als één van de twee reagerende ionsoorten op isWat overblijft van de andere ionsoort is de overmaat die in de oplossing blijft									
Hard water	<ul style="list-style-type: none">Hard water is water waarin Ca^{2+}-ionen en HCO_3^- ionen voorkomenHoe groter de molariteit van de calciumionen, des te harder het waterTijdens het verwarmen van hard water reageren de HCO_3^--ionen met elkaar waarbij andere CO_3^{2-}-ionen ontstaan<ul style="list-style-type: none">Deze reageren met Ca^{2+} waardoor CaCO_3 (kalk) ontstaat									
6.3 toepassen van neerslagreacties										
	<ul style="list-style-type: none">Neerslagreacties kun je gebruiken om:<ul style="list-style-type: none">Ongewenste ionen uit een oplossing te verwijderenNieuwe zouten te makenAan te tonen dat een bepaalde ionsoort in een oplossing aanwezig is									
Verwijderen van ionen	<ul style="list-style-type: none">Eén van de methoden om zilverionen uit water te halen, is met behulp van een negatieve ionsoortDie negatieve ionsoort moet samen met Ag^+-ionen een slecht oplosbaar zout vormenHierdoor ontstaat er een neerslag van het zilverzout dat afgefiltreerd kan worden									

	<ul style="list-style-type: none"> • Welke negatieve ionsoort je kunt gebruiken om zilverionen te verwijderen kun je vinden in tabel 45A in je Binas • De ionen met een s naast Ag^+ kun je gebruiken
Hoe maak je nieuwe zouten	<p>Hoe maak je een slecht oplosbaar zout?:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Hiervoor heb je twee ionsoorten nodig die met elkaar reageren (s). De twee andere ionsoorten mogen niet met elkaar reageren (g) <p>Hoe maak je een goed oplosbaar zout?:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Hiervoor heb je twee ionsoorten nodig die niet met elkaar reageren (g). de andere twee ionsoorten moeten wel met elkaar reageren (s) • Na indampen heb je het goed oplosbare zout in handen
Hoe toon je een bepaalde ionsoort aan	<ul style="list-style-type: none"> • Als je uit wilt zoeken welke stof je hebt moet je het volgende onderzoek uitvoeren: <ul style="list-style-type: none"> ○ Komt in beide stoffen dezelfde positieve ionsoort voor? ○ In een oplosbaarheidstabel zoek je een positieve ionsoort die met één van de twee negatieve ionsoorten kan reageren ○ Je lost een beetje van de onbekende stof op in water en voegt daar een beetje van de reagerende oplossing aan toe
6.4 omkeerbare reacties en evenwicht	
Omkeerbare reacties	<ul style="list-style-type: none"> • Omkeerbare reacties kunnen onder vrijwel gelijke omstandigheden tegelijkertijd verlopen • Als je de kleur wel ziet veranderen zijn de snelheden van beide reacties niet meer aan elkaar gelijk
De evenwichtstoestand	<ul style="list-style-type: none"> • Als beide reacties met dezelfde snelheid verlopen, verandert de concentratie niet meer <ul style="list-style-type: none"> ○ Er heeft zich dan een chemisch evenwicht ingesteld <ul style="list-style-type: none"> - Dit evenwicht is een dynamisch evenwicht omdat er wel degelijk iets gebeurt: stoffen reageren voortdurend met elkaar <ul style="list-style-type: none"> • Het evenwicht geven we weer als: $\text{A} \cdot \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ • In het reactiemengsel zijn zowel beginstoffen als reactieproducten aanwezig waardoor we dus te maken hebben met reacties waarvan het omzettingspercentage of het rendement kleiner is dan 100% • In de evenwichtstoestand verandert de concentratie van de beginstoffen en reactieproducten niet • Er blijft evenveel mol van elke stof aanwezig in het reactievat <ul style="list-style-type: none"> ○ Dat wil niet zeggen dat er evenveel mol van de beginstoffen aanwezig is als van de reactieproducten <ul style="list-style-type: none"> - Dat hangt namelijk af van het evenwicht
Verschillende soorten evenwichten	<p>Verdelingsevenwicht</p> <ul style="list-style-type: none"> • Een opgeloste hydrofobe stof (I_2) kun je extraheren uit een hydrofiel oplosmiddel (H_2O) door de oplossing te schudden met een hydrofoob oplosmiddel, wasbenzine <ul style="list-style-type: none"> ○ Deze extractie vindt nooit voor 100% plaats, omdat zich een verdelingsevenwicht instelt ($\text{I}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{wasbenzine})$) <p>Homogeen evenwicht</p> <ul style="list-style-type: none"> • Als zowel beginstoffen als reactieproducten zich in dezelfde toestand bevinden, meestal gasvormige en/of opgelost, is er sprake van een homogeen evenwicht ($\text{CO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g})$) <p>Heterogeen evenwicht</p>

	<ul style="list-style-type: none"> Als beginstoffen en/of reactieproducten zich in verschillende toestanden bevinden, spreken we van een heterogeen evenwicht ($\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$)
De evenwichtsvoorwaarde	<ul style="list-style-type: none"> Uit de reactievergelijking kun je een concentratiebreuk afleiden $\text{A}^x + \text{B}^x \rightarrow \text{C}^x + \text{D}^x$ In de teller van de concentratiebreuk zet je de molariteit van de stof die rechts van de pijl staat: $[\text{C}]^x \cdot [\text{D}]^x$ $K(\text{evenwichtsconstante}) = \frac{[\text{C}]^x \cdot [\text{D}]^x}{[\text{A}]^x \cdot [\text{B}]^x}$ De waarde van K is afhankelijk van de temperatuur, alle andere factoren hebben geen invloed op de waarde van K
Hoe maak je van een evenwicht een aflopende reactie?	<ul style="list-style-type: none"> We kunnen van elk evenwicht een aflopende reactie maken door één van de reagerende stoffen uit het reactiemengsel te verwijderen Verwijderen van de stof die rechts van de pijl staat, laat een evenwicht naar rechts aflopen en andersom
Hoofdstuk 8 zuren en basen	
8.1 de pH van je bloed	
	<ul style="list-style-type: none"> De zuurgraad of pH van je bloed ligt tussen 7,35 en 7,45 In het bloed zit een mengsel van bepaalde stoffen dat een teveel aan zure of basische stoffen neutraliseert (deze mengsel heet een buffer) Bij een tekort aan zuurstof ga je sneller en dieper ademen en krijg je hyperventilatie
8.2 de pH van een oplossing	
De zuurgraad of pH	<ul style="list-style-type: none"> Een oplossing kan zuur, basisch of neutraal zijn De hoeveelheid zuur of base in een oplossing druk je uit in de pH of zuurgraad (meestal tussen de 0 en 14) De pH van zuiver water is 7 (=neutraal) Hoe zuurder de oplossing, hoe lager de pH Hoe basischer de oplossing, hoe hoger de pH
Hoe meet je de pH van een oplossing?	<ul style="list-style-type: none"> De pH van een oplossing kun je meten: <ul style="list-style-type: none"> Met universeelindicatorpapier Met een pH-meter (meest nauwkeurig) Met behulp van zuur-base-indicatoren (minst nauwkeurig) <ul style="list-style-type: none"> Zuur-base-indicatoren zijn stoffen die bij een bepaalde pH van kleur veranderen (BINAS 52A) Het pH-gebied waarin een indicator van kleur verandert, noem je het omslagtraject
8.3 zuren	
Waterstofionen	<ul style="list-style-type: none"> In BINAS 49 staan de zuren Alle zure oplossingen: <ul style="list-style-type: none"> Hebben een zure smaak Beïnvloeden de kleur van zuur-base-indicatoren Hebben een pH-waarde die kleiner is dan 7 In alle zure oplossingen zijn waterstofionen (H^+) aanwezig Er vindt dus een chemische reactie plaats als je een zuur mengt met water want de atoomsoort H verandert dan in de ionsoort H^+ Voorbeeld: salpeterzuur met water: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ Behalve H^+-ionen ontstaan er ook negatieve ionen <ul style="list-style-type: none"> Deze negatieve ionen zijn zuurrestionen Hoe hoger de molariteit van de H^+-ionen, hoe lager de pH In BINAS 66B staan enkele namen van zouten die veel voorkomen

	<ul style="list-style-type: none"> Koolstofdioxide is een stof waarin de atoomsoort H niet voorkomt maar als koolstofdioxide in water oplost ontstaat koolzuur, H_2CO_3 														
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Triviale naam</th> <th>Systematische naam</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Zoutzuur</td> <td>Waterstofchloride-oplossing</td> </tr> <tr> <td>Verdund salpeterzuur</td> <td>Salpeterzuuroplossing</td> </tr> <tr> <td>Verdund zwavelzuur</td> <td>Zwavelzuuroplossing</td> </tr> <tr> <td>Verdund fosforzuur</td> <td>Fosforzuuroplossing</td> </tr> <tr> <td>Koolzuurhoudend water</td> <td>Koolstofdioxide-oplossing</td> </tr> <tr> <td>Azijn</td> <td>Azijnzuuroplossing</td> </tr> </tbody> </table>	Triviale naam	Systematische naam	Zoutzuur	Waterstofchloride-oplossing	Verdund salpeterzuur	Salpeterzuuroplossing	Verdund zwavelzuur	Zwavelzuuroplossing	Verdund fosforzuur	Fosforzuuroplossing	Koolzuurhoudend water	Koolstofdioxide-oplossing	Azijn	Azijnzuuroplossing
Triviale naam	Systematische naam														
Zoutzuur	Waterstofchloride-oplossing														
Verdund salpeterzuur	Salpeterzuuroplossing														
Verdund zwavelzuur	Zwavelzuuroplossing														
Verdund fosforzuur	Fosforzuuroplossing														
Koolzuurhoudend water	Koolstofdioxide-oplossing														
Azijn	Azijnzuuroplossing														
Sterke en zwakke zuren	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Sterk zuur</th> <th>Zwak zuur</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Reageren in water in een 'aflopende reactie⁽¹⁾'</td> <td>Reageert in water en leidt tot een evenwicht</td> </tr> <tr> <td>Oplossingen van sterke zuren bevatten geen opgeloste zuurmoleculen maar er zijn enkel H^+-ionen en zuurrestionen aanwezig</td> <td>In oplossingen van zwakke zuren zitten opgeloste zuurmoleculen, H^+-ionen en zuurrestionen maar de opgeloste zuurmoleculen zijn in de meerderheid</td> </tr> <tr> <td>In de formule van de oplossing van een sterk zuur staan H^+-ionen en zuurrestionen</td> <td>In de formule van de oplossing van een zwak zuur staat alleen het opgeloste zuur</td> </tr> <tr> <td></td> <td>De waarde van de evenwichtsconstante van een zwak zuur is een maat voor de sterkte van het zuur. Hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is het betreffende zuur</td> </tr> </tbody> </table> <ul style="list-style-type: none"> ⁽¹⁾Een aflopende reactie is een reactie die doorgaat totdat de gelimiteerde reagens is verbruikt In BINAS 49 kun je de evenwichtsconstanten van de zuren vinden <ul style="list-style-type: none"> Ze heten hier alleen zuurconstanten <i>Alle zuren links bovenaan BINAS 49 zijn sterke zuren en alle zuren rechts onderaan zijn theoretische zuren (alles ertussen in is zwak)</i> <i>Reacties met een zwak zuur wordt aangegeven met een dubbele pijl</i> Theoretische zuren reageren niet met water onder vorming van H^+-ionen en zuurrestionen In de formule van een zure oplossing zet je alleen de deeltjes die het meest in de oplossing voorkomen (zwakzuur: opgeloste zuurmoleculen) (sterk zuur: ontstane H^+-ionen en zuurrestionen) 	Sterk zuur	Zwak zuur	Reageren in water in een 'aflopende reactie ⁽¹⁾ '	Reageert in water en leidt tot een evenwicht	Oplossingen van sterke zuren bevatten geen opgeloste zuurmoleculen maar er zijn enkel H^+ -ionen en zuurrestionen aanwezig	In oplossingen van zwakke zuren zitten opgeloste zuurmoleculen, H^+ -ionen en zuurrestionen maar de opgeloste zuurmoleculen zijn in de meerderheid	In de formule van de oplossing van een sterk zuur staan H^+ -ionen en zuurrestionen	In de formule van de oplossing van een zwak zuur staat alleen het opgeloste zuur		De waarde van de evenwichtsconstante van een zwak zuur is een maat voor de sterkte van het zuur. Hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is het betreffende zuur				
Sterk zuur	Zwak zuur														
Reageren in water in een 'aflopende reactie ⁽¹⁾ '	Reageert in water en leidt tot een evenwicht														
Oplossingen van sterke zuren bevatten geen opgeloste zuurmoleculen maar er zijn enkel H^+ -ionen en zuurrestionen aanwezig	In oplossingen van zwakke zuren zitten opgeloste zuurmoleculen, H^+ -ionen en zuurrestionen maar de opgeloste zuurmoleculen zijn in de meerderheid														
In de formule van de oplossing van een sterk zuur staan H^+ -ionen en zuurrestionen	In de formule van de oplossing van een zwak zuur staat alleen het opgeloste zuur														
	De waarde van de evenwichtsconstante van een zwak zuur is een maat voor de sterkte van het zuur. Hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is het betreffende zuur														
8.4 pH-berekeningen aan zure oplossingen															
Het verband tussen pH en $[H^+]$	<ul style="list-style-type: none"> Hoe zuurder een oplossing, des te groter de molariteit H^+-ionen $pH = -\log[H^+]$ $H^+ = 10^{-pH}$														
8.5 basen															
Hydroxide-ionen	<ul style="list-style-type: none"> BINAS 49 rechter rijtjes Veel basen zijn negatieve ionen die deel uitmaken van een zout Alle basische oplossingen: <ul style="list-style-type: none"> Hebben een ontvettende werking Beïnvloeden de kleur van zuur-base-indicatoren Hebben een pH-waarde die groter is dan 7 														

	<ul style="list-style-type: none"> Alle basische oplossingen blijken hydroxide-ionen (OH⁻-ionen) te bevatten, terwijl ze meestal niet in de basen voorkomen <ul style="list-style-type: none"> Blijkbaar vindt een chemische reactie plaats als je een base mengt met water, waarbij OH⁻-ionen ontstaan Voorbeeld: $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$ <table border="1" data-bbox="448 371 1388 595"> <thead> <tr> <th>Naam</th> <th>Formule</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Ammoniak</td> <td>NH₃</td> </tr> <tr> <td>Hydroxide-ion</td> <td>OH⁻</td> </tr> <tr> <td>Carbonaation</td> <td>CO₃²⁻</td> </tr> <tr> <td>Oxide-ion</td> <td>O²⁻</td> </tr> <tr> <td>Waterstofcarbonaation</td> <td>HCO₃⁻</td> </tr> </tbody> </table> <ul style="list-style-type: none"> OH⁻ is zelf ook een base en kan dus ook een H⁺-ion afplukken van een watermolecuul: $\text{OH}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{OH}^- (\text{aq})$ 		Naam	Formule	Ammoniak	NH ₃	Hydroxide-ion	OH ⁻	Carbonaation	CO ₃ ²⁻	Oxide-ion	O ²⁻	Waterstofcarbonaation	HCO ₃ ⁻
Naam	Formule													
Ammoniak	NH ₃													
Hydroxide-ion	OH ⁻													
Carbonaation	CO ₃ ²⁻													
Oxide-ion	O ²⁻													
Waterstofcarbonaation	HCO ₃ ⁻													
Sterke en zwakke basen	<table border="1" data-bbox="448 667 909 1176"> <thead> <tr> <th>Sterke base</th> <th>Zwakke base</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Reageren in een aflopende reactie met water</td> <td>Reageert samen met water tot een evenwichtstoestand</td> </tr> <tr> <td>De opgeloste base is niet meer aanwezig (alleen de reactieproducten van de reactie tussen de base en water tref je aan)</td> <td>In de oplossingen van zwakke basen zijn de opgeloste base, de reactieproducten en water aanwezig</td> </tr> <tr> <td>In de formule staan alleen de reactieproducten die ontstaan als de base met water reageert</td> <td>In de formule staat alleen de opgeloste base zelf</td> </tr> <tr> <td></td> <td>De evenwichtsconstante is een maat voor de sterkte van de base (hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is de betreffende base)</td> </tr> </tbody> </table> <ul style="list-style-type: none"> BINAS 49 kun je de evenwichtsconstanten van de basen vinden <ul style="list-style-type: none"> Ze heten hier alleen baseconstanten OH⁻ is zelf ook een sterke base <i>Alle basen rechts onderaan BINAS 49 zijn sterke basen en alle basen links bovenaan zijn theoretische basen (alles ertussen in is zwak)</i> <i>Reacties met zwakke base worden aangegeven met een dubbele pijl</i> In de formule van een basische oplossing zet je alleen de deeltjes die het meest in de oplossing voorkomen (zwakke oplossing = de opgeloste base zelf) (sterke oplossing = uitsluitend de reactieproducten) 	Sterke base	Zwakke base	Reageren in een aflopende reactie met water	Reageert samen met water tot een evenwichtstoestand	De opgeloste base is niet meer aanwezig (alleen de reactieproducten van de reactie tussen de base en water tref je aan)	In de oplossingen van zwakke basen zijn de opgeloste base, de reactieproducten en water aanwezig	In de formule staan alleen de reactieproducten die ontstaan als de base met water reageert	In de formule staat alleen de opgeloste base zelf		De evenwichtsconstante is een maat voor de sterkte van de base (hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is de betreffende base)			
Sterke base	Zwakke base													
Reageren in een aflopende reactie met water	Reageert samen met water tot een evenwichtstoestand													
De opgeloste base is niet meer aanwezig (alleen de reactieproducten van de reactie tussen de base en water tref je aan)	In de oplossingen van zwakke basen zijn de opgeloste base, de reactieproducten en water aanwezig													
In de formule staan alleen de reactieproducten die ontstaan als de base met water reageert	In de formule staat alleen de opgeloste base zelf													
	De evenwichtsconstante is een maat voor de sterkte van de base (hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is de betreffende base)													
8.6 pH-berekeningen aan basische oplossingen														
pOH en het verband tussen pH en pOH	<ul style="list-style-type: none"> In elke oplossingen, en ook in zuiver water, zitten H⁺-ionen en OH⁻-ionen <ul style="list-style-type: none"> In elke neutrale oplossing, dus ook in zuiver water, zijn evenveel H⁺-ionen als OH⁻-ionen aanwezig In een zure oplossing zijn de H⁺-ionen in de meerderheid In een basische oplossing zijn de OH⁻-ionen in de meerderheid Omdat alle stoffen zowel H⁺-ionen als OH⁻-ionen bevat, kun je zeggen dat alle stoffen zowel een eigen pH en een eigen pOH hebben <ul style="list-style-type: none"> $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$ (mits de temperatuur is 298 K) 													
8.7 zuur-basereacties														

Wat is een zuurbase-reactie?	<ul style="list-style-type: none"> Een zuren kunnen H⁺-ionen afstaan en basen kunnen H⁺-ionen opnemen <ul style="list-style-type: none"> Het zuur of de zure oplossing is de donor van H⁺-ionen en de base de acceptor <ul style="list-style-type: none"> Zo'n reactie heet een zuur-basereactie
Opstellen van reactie-vergelijkingen Van zuur-basereacties	<ul style="list-style-type: none"> Een zuur-basereactie stel je op volgens vaste regels: <ol style="list-style-type: none"> Vertaal de namen van de reagerende stoffen/oplossingen in formules Zitten er zowel een zuur als een base in het reactiemengsel? Is het antwoord ja, stel dan de zuur-basereactie op Zoek uit of er nog een neerslagreactie kan plaatsvinden en stel de reactie daarvan op (BINAS 45)
Zuur-basetitraties	<ul style="list-style-type: none"> Als je precies genoeg OH⁻-ionen hebt toegevoegd om alle aanwezige H⁺-ionen op te nemen, is de oplossing neutraal geworden <ul style="list-style-type: none"> Je spreekt dan van een neutralisatiereactie Zuur-base-indicatoren zijn stoffen waarmee je kunt zien wanneer het neutralisatiepunt bereikt is <ul style="list-style-type: none"> Als je de juiste kleur kiest, dan verandert de kleur van de indicator op het moment dat je precies voldoende van een bepaalde stof hebt toegevoegd <i>Zuur-basetitratie is een analysemethode waarmee je de molariteit van een zure oplossing nauwkeurig kunt bepalen door er een basische oplossing met bekende molariteit aan toe te voegen, of omgekeerd</i>
Hoofdstuk 9 energieproductie	
9.2 reacties met elektronenoverdracht	
Elektronen-overdracht	<ul style="list-style-type: none"> Een halfreactie geeft de verandering weer van één van de beginstoffen In een halfreactie staan altijd elektronen <ul style="list-style-type: none"> Twee halfreacties samen geeft een totaalreactie waarin nooit elektronen staan Voorbeeld: $\begin{array}{l} \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \\ \text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \\ \text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-} \end{array}} \right\} \text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{2+}\text{S}^{2-}$
Redoxreacties	<ul style="list-style-type: none"> Een redoxreactie is een reactie waarbij elektronenoverdracht optreedt De reductor (RED) staat elektronen af en is de elektronendonor De oxidator (OX) neemt elektronen op en is de elektronenacceptor Je hebt te maken met een redoxreactie als: <ul style="list-style-type: none"> De lading van een deeltje verandert in de reactie Elementen betrokken zijn (ontstaan en/of verdwijnen)
Vergelijkingen van redoxreacties	<ul style="list-style-type: none"> In BINAS 48 vind je een kolom met oxidatoren en een kolom van reductoren <ul style="list-style-type: none"> Van links naar rechts lees je de halfvergelijking van de oxidator met daarin de hoeveelheid elektronen die de oxidator moet opnemen tijdens de redoxreactie Van rechts naar links lees je de halfvergelijking van de reductor met daarin de hoeveelheid elektronen die de reductor moet afstaan tijdens de redoxreactie Tijdens de halfreactie verandert de oxidator in een reductor en omgekeerd (daarom noem je het een redoxkoppel) <u>Bovenaan in de tabel staat de sterkste OX en de zwakste RED</u> <ul style="list-style-type: none"> Naar beneden toe neemt de sterkte van de OX af <ul style="list-style-type: none"> Een OX neemt dus steeds minder graag elektronen op

	<ul style="list-style-type: none"> ○ Naar beneden toe neemt de sterkte van de RED toe - Een RED staat dus steeds liever elektronen af • Naarmate een metaal onedeler is, reageert het beter met vochtige lucht • Voorbeeld: 		
RED	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	2	$2 \text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$
OX	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	3	$6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2$
Totaalvergelijking is dus: $2 \text{Al} (\text{s}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{Al}^{3+} (\text{aq})$			

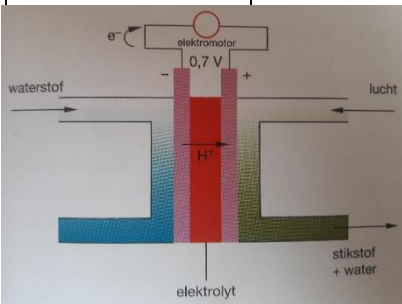
Regels voor het opstellen van vergelijkingen van redoxreacties	<ol style="list-style-type: none"> 1. Geef de formules van de beginstoffen op 2. Som alle deeltjes op die je bij elkaar in één vat doet 3. Ga aan de hand van BINAS 48 voor elk deeltje na of het een OX, een RED of misschien wel beide is 4. Kies uit het rijtje oxidatoren de sterkste OX en uit het rijtje reductoren de sterkste RED 5. Kijk of de reactie kan verlopen (staat de oxidator boven de reductor?) 6. Schrijf de halfvergelijkingen op en maak zodoende de totaalvergelijking
--	---

9.3 energie uit batterijen

Energiebronnen, energiedragers en energievormen	<ul style="list-style-type: none"> • Energie ligt opgeslagen in energiebronnen en energiedragers • Voorbeeld energiebron = de zon, voorbeeld energiedrager: brandstof • Energiedragers kunnen met elkaar reageren waarbij de chemische energie van de stoffen wordt omgezet in een andere vorm van energie (bijvoorbeeld zonne-energie, windenergie etc.) • De opbrengst aan de gewenste energievorm wordt het rendement genoemd en deze is het gunstigst als deze zo hoog mogelijk is • In batterijen wordt d.m.v. een redoxreactie elektrische energie verkregen • Het rendement is altijd lager dan 100% omdat er altijd warmte weglekt
---	--

Hoe werkt een batterij	<ul style="list-style-type: none"> • Elektrische stroom bestaat uit bewegende elektronen • Tijdens een redoxreactie verplaatsen de elektronen van RED naar OX • Als je deze elektronen opvangt heb je elektrische energie • De RED en de OX moeten wel gescheiden van elkaar zitten en verbonden zijn met een geleidende draad 	
------------------------	--	--

Bouw van een batterij en optredende reacties	<ul style="list-style-type: none"> • Een batterij wordt ook wel een elektrochemische cel genoemd • De onderdelen zijn: <ul style="list-style-type: none"> ○ 2 halfcellen met een elektrode (meestal een metalen staaf) in het midden ○ Een metaaldraad die de elektroden in beide halfcellen met elkaar verbindt ○ Een elektrolytoplossing die een verbinding vormt tussen de beide halfcellen (dit noem je een zoutbrug) <ul style="list-style-type: none"> - In plaats van een zoutbrug kun je een poreuze wand gebruiken omdat ze allebei geen elektronen transporteren • In een redoxkoppel doet de RED zonder lading dienst als elektrode
--	---

	<ul style="list-style-type: none"> • De RED doet meestal dienst als elektrode (staven in het midden) • De elektronen stromen van de elektrode in de halfcel met sterkste RED naar de elektrode met de sterkste OX • Elektronen stromen altijd van – naar + • De elektronen stromen dus van een negatieve elektrode naar een positieve elektrode
Verschillende soorten batterijen	<ul style="list-style-type: none"> • Of batterijen wel of niet oplaadbaar zijn hangt af van de oxidatoren en reductoren die erin zitten • Als de redoxreactie die tijdens de stroomlevering optreedt omkeerbaar is, heb je te maken met een oplaadbare batterij <ul style="list-style-type: none"> ○ De reactieproducten kun je weer terug vormen in de beginstoffen <ul style="list-style-type: none"> - Daarvoor is elektrische energie nodig die tijdens deze reactie wordt omgezet in chemische energie • Energiedichtheid batterij = $\frac{\text{verhouding geleverde energie}}{\text{massa batterij}}$ <ul style="list-style-type: none"> ○ De gebruikte energie-eenheid is de kilowattuur, kWh • Recyclingbedrijven winnen uit gebruikte batterijen allerlei soorten metalen terug
Brandstofcellen	<ul style="list-style-type: none"> • Een brandstofcel is een open vat waarin zich, net als zoals bij een gesloten batterij het geval is, twee elektroden bevinden • Hiertussen zit een elektrolytoplossing en een membraan dat de scheiding vormt tussen de ruimten waarin de beide elektroden zich bevinden • In de ene ruimte wordt brandstof aangevoerd en in de andere ruimte O₂ • Voorbeeld: Met behulp van een katalysator wordt H₂ gesplitst in twee H⁺-ionen en twee elektronen (e⁻) (H₂ is dus de RED): <ul style="list-style-type: none"> ○ RED: $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ○ De elektronen stromen vervolgens via een geleidende draad naar de andere elektrode ○ De H⁺-ionen stromen via de elektrolytoplossing ook naar de elektrode <ul style="list-style-type: none"> - In de elektrode worden de elektronen opgenomen door de sterkste OX (dit is de combinatie O₂ + 4 H⁺) <ul style="list-style-type: none"> • OX: $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> ○ De totaalvergelijking wordt dus: $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ ○ Het verschil met andere soorten batterijen is dat deze niet uitgeput raken
	
	<ul style="list-style-type: none"> • Brandstofcellen belasten het milieu veel minder dan andere typen batterijen
9.4 energie uit brandstoffen	
Fossiele brandstoffen	<ul style="list-style-type: none"> • Steenkool, aardolie en aardgas noem je fossiele brandstoffen • Alle groene planten zetten via fotosynthese zonne-energie om in chemische energie die werd opgeslagen in stoffen in de planten <ul style="list-style-type: none"> ○ Elke dag gingen er planten en dieren dood en kwamen zo in de bodem terecht en in de loop van miljoenen jaren ontstonden zo dikke lagen van organisch materiaal <ul style="list-style-type: none"> - Daarboven zetten slib en klei zich af, waardoor het organisch materiaal steeds dieper kwam te liggen

	<ul style="list-style-type: none"> - Door de daar heersende hoge druk en temperatuur verliepen reacties, waarbij het organisch materiaal veranderde in steenkool, aardolie en aardgas • Steenkool bestaat voornamelijk uit koolstof, maar er komen allerlei verontreinigingen in voor, zoals zware metalen en zwavelverbindingen • Aardolie is een mengsel van meer dan 100.000 vloeibare stoffen, voornamelijk alkanen <ul style="list-style-type: none"> ○ Aardolie moet je eerst bewerken voordat het geschikt is als brandstof of grondstof (dit gebeurt in olieraffinaderijen) ○ Dit gebeurt door destillatie in een aantal componenten <ul style="list-style-type: none"> - Een mengsel waarvan de kookpunten dichtbij elkaar liggen heet een aardoliefractie - Benzine wordt gemaakt uit een naftafractie • Aardgas is een mengsel dat voor het grootste deel bestaat uit methaan (CH₄)
Biobrandstoffen	<ul style="list-style-type: none"> • Biobrandstoffen zijn brandstoffen die worden gemaakt uit biomassa • <u>Eerste generatie biobrandstoffen zijn gemaakt van plantaardig materiaal</u> • <u>Tweede generatie biobrandstoffen zijn gemaakt van afvalstoffen</u> • <u>Derde generatie biobrandstoffen worden gemaakt door het kweken van algen en bacteriën</u> • Door de vergisting van suikers uit plantaardig materiaal kunnen gistcellen omgezet worden in ethanol en koolstofdioxide • Micro-organismen kunnen organische stoffen omzetten in methaan • Pyrolyse is een methode waarmee je biobrandstof kunt winnen uit biomassa door het verhitten in afwezigheid van zuurstof <ul style="list-style-type: none"> ○ Daarbij wordt water en gebonden zuurstof verdreven en blijft een olieachtig product over dat als brandstof kan dienen • Biodiesel bestaat uit twee stappen: <ul style="list-style-type: none"> ○ De esterbindingen in de olie of het vet worden verbroken waarbij vetzuren en glycerol ontstaan ○ Methanol reageert met de vetzuren tot een nieuwe ester ○ Een ander type biodiesel, HTU-diesel, is geen ester maar een mengsel van alkanen en wordt gemaakt door het vermengen van water met biomassa en het verhitten tot 350 °C
Productie van energie uit brandstoffen	<ul style="list-style-type: none"> • Chemische energie in brandstoffen komt vrij in de vorm van warmte als je ze verbrandt • Verbrandingsmotoren zetten chemische energie in brandstoffen om in bewegingsenergie • Elektriciteitscentrales zetten chemische energie in brandstoffen om in elektrische energie
Vergelijking van brandstoffen	<ul style="list-style-type: none"> • Een duurzame brandstof is afkomstig uit een hernieuwbare bron, heeft een kleine C/H-verhouding en levert bij verbranding zo min mogelijk vervuilende stoffen • Biobrandstoffen voldoen aan deze eisen, fossiele brandstoffen niet
Energie uit duurzame bronnen	
Global Energy Assessment (GEA)	<ul style="list-style-type: none"> • Volgens het GEA moeten we in de nabije toekomst fossiele brandstoffen vervangen door duurzame energiebronnen
Energie van de zon	<ul style="list-style-type: none"> • De toplaag van een zonnepaneel bestaat uit een bleukleurige antireflectie laag om te voorkomen dat het zonlicht terugkaatst

	<ul style="list-style-type: none"> • Hieronder zitten twee lagen die gemaakt zijn van silicium <ul style="list-style-type: none"> ○ Silicium kan onder invloed van zonlicht elektronen vrijmaken <ul style="list-style-type: none"> - Hierdoor loopt er een elektrische stroom via een omvormer die de elektrische stroom omzet in wisselstroom die je direct kunt gebruiken • In een zonnepaneel wordt zonne-energie gebruikt om water op te warmen en stoom te maken <ul style="list-style-type: none"> ○ Die drijft een generator die bewegingsenergie omzet in elektrische energie
Energie uit zee	<ul style="list-style-type: none"> • Bewegingsenergie van zeewater kun je op verschillende manieren omzetten in elektrische energie: in getijdencentrales, in watermolens in zee staan in golfslagcentrales en via osmose
Energie van de wind	<ul style="list-style-type: none"> • Wind is bewegende lucht die turbines kan laten draaien <ul style="list-style-type: none"> ○ Hierdoor wordt bewegingsenergie omgezet in elektrische energie • Windmolenparken op land zijn goedkoper dan in zee
Energie uit de aarde	<ul style="list-style-type: none"> • Ook wordt aardwarmte of geothermische energie van diep uit de grond toegepast voor het maken van elektrische energie

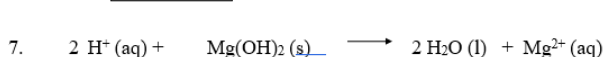
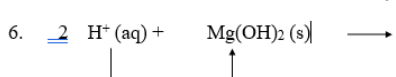
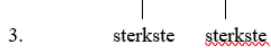
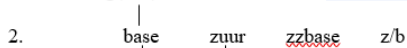
Overig

HET OPSTELLEN VAN EEN ZUUR-BASE REACTIEVERGELIJKING

1. maak een overzicht van alle aanwezige deeltjes; zorg voor de juiste notatie!
2. zet onder elk deeltje of het een zuur en/of base is
3. zoek het sterkste zuur en de sterkste base op
4. maak de basis van de reactievergelijking: eerst het zure deeltje, een plus teken en dan het basedeeltje
5. noteer één of twee pijlen; alleen bij de reactie tussen een zwak zuur en een zwakke base twee pijlen noteren. bij sterk/zwak combinatie mag één pijl worden genoteerd.
6. kijk goed naar de volgende items: is er sprake van een overmaat/ is er sprake van een meerwaardig zuur/ is er sprake van een base met een lading van twee of drie min/ is er sprake van een vaste stof/is er sprake van een instabiel zuur/
7. laat de H⁺ (en) naar de base gaan en maak de reactievergelijking kloppend

VOORBEELD

geef de reactievergelijking tussen vast magnesiumhydroxide en een overmaat zoutzuur



LET OP: dit is een globaal overzicht van veel gebruikte oxidatoren en reductoren, het is dus niet volledig, zie verder tabel 48!

mez betekent: met en zonder

OVERZICHT VAN OXIDATOREN EN REDUCTOREN			
OXIDATOREN		REDUCTOREN	
sterk			zwak
Halogenen	F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Halogeniden
Ozon, <i>mez</i> H ⁺	O ₃	Au, Hg, Ag, Cu	Edele en halfedele metalen
Waterstofperoxide, <i>mez</i> H ⁺	H ₂ O ₂	Fe ²⁺ , Cu ⁺ , Sn ²⁺	Enkele metaal-ionen
(Kalium)permanganaat, <i>mez</i> H ⁺	(K ⁺) MnO ₄ ⁻	H ₂ O ₂	Waterstofperoxide
Chloraationen, met H ⁺	ClO ₃ ⁻	OH ⁻	Hydroxide-ionen
Dichromaationen, met H ⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻	SO ₂	Zwavel-dioxide
Zuurstof, <i>mez</i> H ⁺	O ₂	O ₂ , H ₂ S	Waterstofsulfide
Salpeterzuur, verdund (0,96), geconcentreerd (0,81),	(H ⁺)(NO ₃ ⁻) naar NO (H ⁺)(NO ₃ ⁻) naar NO ₂	S ₂ O ₃ ²⁻ , SO ₃ ²⁻	Thiosulfaat, sulfiet (ionen)
Metaal-ionen	Van edele naar zeer onedele	H ₂	Waterstof
Waterstof-ionen	H ⁺	Pb,.....Li	Onedele en zeer onedele metalen
Water	H ₂ O	S ²⁻	Sulfide-ionen
zwak		H ₂ C ₂ O ₄	Oxaalzuur
			sterk