

VADEMECUM

CHEMIE

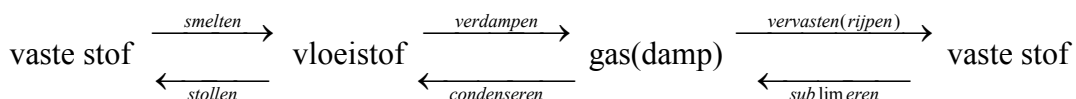
LEON LENDERS

\mathcal{L}^2

Specifieke eigenschappen van aggregatietoestanden

	vast	vloeibaar	gas
eigen vorm	ja	neen	neen
eigen volume	ja	ja	neen
samendrukbaarheid	weinig	weinig	groot
deelbaarheid	moeizaam	goed	zeer goed

De aggregatietoestandsveranderingen



Mengsels en zuivere stoffen

Heterogeen mengsel (meer-fase systeem):

de stoffen ondergaan geen wijziging, er treedt geen interactie op, is niet uniform van uitzicht, er zijn meerdere bestanddelen te herkennen.

Homogeen mengsel (één-fase systeem):

de stoffen ondergaan geen wezenlijke wijziging, er treedt slechts een lichte interactie op, is uniform van uitzicht, de verschillende bestanddelen zijn niet te onderscheiden.

Chemische reactie:

de stoffen veranderen volledig van eigenschappen, er treedt een drastische interactie op, de oorspronkelijke stoffen verdwijnen, er ontstaan andere stoffen met totaal andere eigenschappen.

Een zuivere stof bevat slechts één soort moleculen.

Een mengsel bevat twee of meer soorten moleculen.

Een samengestelde zuivere stof is opgebouwd uit verschillende soorten atomen.

Een enkelvoudige zuivere stof is opgebouwd uit gelijksoortige atomen.

Er zijn 92 verschillende natuurlijke atoomsoorten of chemische elementen.

Het chemisch tekenschrift:

Ag	zilver	Cl	chloor	Kr	krypton	Pu	plutonium
Al	aluminium	Co	kobalt	Li	lithium	Ra	radium
Ar	argon	Cr	chromium	Mg	magnesium	Rn	radon
Au	goud	Cu	koper	Mn	mangaan	S	zwavel
B	boor	F	fluor	N	stikstof	Sb	antimoon
Ba	barium	Fe	ijzer	Na	natrium	Se	seleen
Be	beryllium	Ge	germanium	Ne	neon	Si	silicium
Bi	bismut	H	waterstof	Ni	nikkel	Sn	tin
Br	broom	He	helium	O	zuurstof	Sr	strontium
C	koolstof	Hg	kwik	P	fosfor	U	uraan
Ca	calcium	I	jood	Pb	lood	Xe	xenon
Cd	cadmium	K	kalium	Pt	platina	Zn	zink

Formules

Een brutoformule geeft de samenstelling weer van een molecule.

De formule van een enkelvoudige zuivere stof is E_x :

E is het symbool van het atoom (element).

x geeft het aantal atomen aan in één molecule.

De formule van een samengestelde zuivere stof is $E_x E'_y$:

E, E', \dots zijn de symbolen van de atomen (elementen).

x, y, \dots geven het aantal atomen aan in één molecule.

Wetten in verband met chemische reacties

Wet van behoud van atomen : tijdens een chemische reactie blijven de atomen behouden. De atomen afkomstig van de moleculen van de uitgangsstoffen herschikken zich tot nieuwe moleculen van de reactieproducten.

Wet van behoud van massa : bij een chemische omzetting is de som van de massa's van de reagerende stoffen gelijk aan de som van de massa's van de gevormde reactieproducten.

Wet van de constante massaverhoudingen : bij de ontleding van een samengestelde stof bestaat er een constante verhouding tussen de massa's van de enkelvoudige stoffen waaruit de samengestelde stof was opgebouwd.

Wet van behoud van energie : bij een chemische reactie kan nooit energie ontstaan of verloren gaan. De energie kan wel van vorm veranderen en uitgewisseld worden met de omgeving. De totale hoeveelheid energie van het hele systeem (reagentia, reactieproducten en omgeving) blijft dus bij een chemische reactie constant.

Werkwijze voor het opstellen van reactievergelijkingen :

Begin steeds met het schrijven van de correcte brutoformules van de reagentia en reactieproducten. Breng de atoombalans in evenwicht door middel van coëfficiënten.

Het atoommodel van Rutherford :

Atomen hebben een ijle, heterogene structuur.

In het centrum zit een relatief zeer kleine kern. In deze kleine kern bevindt zich nagenoeg de ganse massa en de volledige positieve lading van het atoom. Deze kern bestaat uit protonen (p^+) en neutronen (n^0).

De atoomkern is omgeven door een relatief zeer grote elektronenmantel. Deze is elektrisch negatief geladen en bezit bijna geen massa. In de elektronenmantel bewegen zich de elektronen (e^-) op relatief grote afstanden om de kern.

Protonen (p^+), neutronen (n^0) en elektronen (e^-) noemt men de elementaire deeltjes van een atoom.

Kenmerken van de elementaire deeltjes

	absolute massa	relatieve massa	absolute lading	relatieve lading
proton	$1,6 \cdot 10^{-27}$ kg	1	$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$ C	+ 1
neutron	$1,6 \cdot 10^{-27}$ kg	1	0	0
elektron	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg	$\frac{1}{1840}$	$- 1,6 \cdot 10^{-19}$ C	- 1

Het atoomnummer is het aantal protonen (of elektronen) van een atoom.

Het atoommodel van Bohr (verfijning van het atoommodel van Rutherford) :

In de elektronenmantel bewegen de elektronen op welbepaalde banen of schillen (m.a.w. de elektronen bezitten welbepaalde energiehoeveelheden).

Elektronenschil (energieniveau)	K	L	M	N
nummer (n)	1	2	3	4
maximaal aantal elektronen ($2n^2$)	2	8	18	32

Het periodiek systeem van de elementen

groep periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	O
1	H 1							He 2
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20						

Binnen eenzelfde groep hebben de elementen een gelijke elektronenbezetting in de buitenste schil.
Binnen eenzelfde periode vullen de opeenvolgende elementen telkens een bepaalde schil op.

De edelgassen (de elementen uit de O-groep) hebben 8 elektronen in de buitenste schil (He met enkel de K-schil heeft er 2).

Deze "achtelektronenconfiguratie" (of "edelgasconfiguratie" of "octetstructuur") is een zeer stabiele toestand, vermits deze edelgassen geen chemische reacties vertonen.

De andere atomen zullen door een chemische reactie trachten om ook 8 elektronen op de buitenste schil te verkrijgen.

Metalen (M) - atomen met 1, 2, 3 (of 4) elektronen op de buitenste schil - zullen elektronen afgeven en positieve ionen vormen. Het zijn elektropositieve elementen.

Niet-metalen (nM) - atomen met 7, 6, 5 (of 4) elektronen op de buitenste schil - zullen elektronen opnemen en negatieve ionen vormen. Het zijn elektronegatieve elementen.

Niet-metalen hebben een grote elektronegativiteitswaarde of EN-waarde.

Metalen hebben een kleine elektronegativiteitswaarde of EN-waarde.

Het metaalkarakter neemt toe van rechts naar links en van boven naar beneden.

Het niet-metaalkarakter neemt toe van links naar rechts en van beneden naar boven.

De chemische bindingen

Bij een ionbinding (tussen een metaal en een niet-metaal) worden elektronen uitgewisseld om een achtelektronenconfiguratie te bekomen. Het metaal geeft elektronen af aan het niet-metaal, dat ze opneemt. Het metaal wordt dus een positief ion en het niet-metaal wordt een negatief ion. Deze ionen trekken elkaar elektrisch aan.

Bij een atoombinding of covalente binding (tussen twee niet-metalen) worden elektronen gemeenschappelijk gebruikt om een achtelektronenconfiguratie te bekomen. Er ontstaan een of meer gemeenschappelijke elektronenparen, die de atomen aan elkaar binden.

Bij een metaalbinding (tussen metalen) geven de metalen de (1, 2 of 3) elektronen op de buitenste schil af aan de vrije ruimte in het metaalrooster. De positieve metaalionen zijn regelmatig gegroepeerd in het metaalrooster. De negatieve elektronen bewegen vrij en ordeloos in het metaalrooster.

De oxidatiegetallen van de elementen en de meeratomige anionen

De oxidatiegetallen van de elementen uit de a-groepen

de elementen uit groepen Ia, IIa, IIIa (en IVa) : metalen

enkel positief, namelijk + groepsnummer

uitzondering: Sn en Pb : ook +II

H	+I						
Li	+I	Be	+II	B	+III		
Na	+I	Mg	+II	Al	+III	Si	+IV
K	+I	Ca	+II				
						Sn	+IV,+II
						Pb	+IV,+II

de elementen uit groepen IVa, Va, VIa en VIIa : niet-metalen

negatief : steeds groepsnummer - 8

positief : + groepsnummer

+ groepsnummer - 2

uitzonderingen:

O en F : enkel negatief (grootste EN-waarde)

Cl, Br en I : ook +III en +I

N : ook +IV, +II en +I

C	-IV, +IV, +II	N	-III,+V,+IV,+III,+II,+I
		O	-II
		F	-I
		P	-III, +V, +III
		S	-II, +VI, +IV
		Cl	-I, +VII, +V, +III, +I
		Br	-I, +VII, +V, +III, +I
		I	-I, +VII, +V, +III, +I

de oxidatiegetallen van de elementen uit de b-groepen : metalen

algemene regel : + II

uitzonderingen : Fe : +II en +III

Cu en Hg : +II en +I

Ag : +I

Au : +III

Cr en Mn : verschillende mogelijkheden

de oxidatiegetallen van de meeratomige anionen : niet-metaal + O

het totale oxidatiegetal is steeds negatief : groepsnummer van het niet-metaal - 8

- uitzonderingen : N+O -I

C+O -II

het oxidatiegetal van O is steeds -II

het oxidatiegetal van het niet-metaal : steeds positief (zie boven)

- uitzonderingen : N enkel +V en +III

C enkel +IV

algemene formule : $n\text{MO}_x^{z-}$: $\text{OG}(n\text{M}) + x \cdot (-2) = -z$ (totale OG)

voorbeelden : PO_4^{3-} : $\text{OG}(\text{P})=(+5) + 4 \cdot (-2) = -3$

PO_3^{3-} : $\text{OG}(\text{P})=(+3) + 3 \cdot (-2) = -3$

Anorganische stofklassen

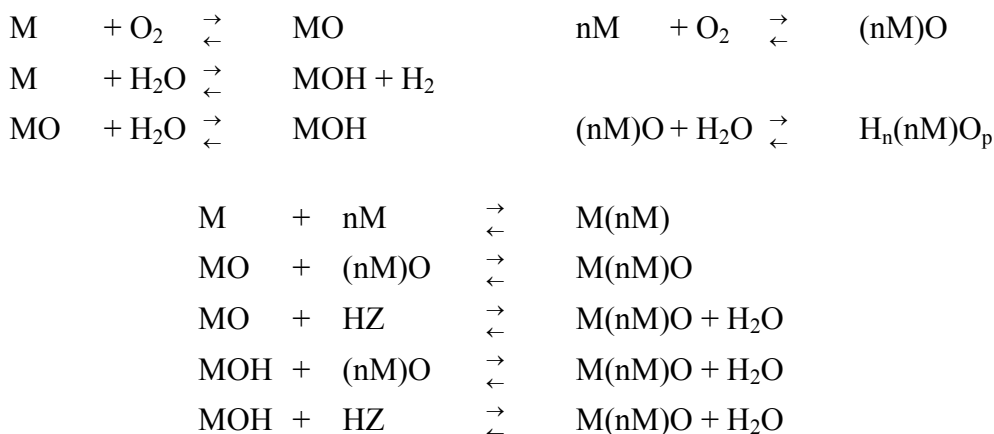
Oxiden M_nO_m metaaloxide
 $(nM)_nO_m$ niet-metaaloxide
naamvorming : (n) naam van het element + (m) oxide

Basen (hydroxiden) $M(OH)_m$
naamvorming : naam van het metaal + (m) hydroxide

Zuren H_nZ waarin Z de zuurrest is
binair zuur $H_n(nM)$ (zuurrest is een niet-metaal)
ternair zuur $H_n(nM)O_p$ (zuurrest is een meer-atomig anion)
naamvorming :
 $H_n(nM)$: (n) waterstof + verkorte (verlatijnste) naam van het niet-metaal + IDE
 $H_n(nM)O_p$: (n) waterstof + verkorte (verlatijnste) naam van het niet-metaal
+ AAT indien nM de hoogste OG heeft
+ IET indien nM de laagste OG heeft
(bij elementen uit groep VII : per...aat - ...aat - ...iet - hypo...iet)

Zouten M_nZ_m
naamvorming : (n) naam van het metaal + (m) naam van de zuurrest

Chemische reacties tussen de anorganische stofklassen :



Organische stofklassen

Alkanen : C_nH_{2n+2}
naamvorming : methaan(n=1) - ethaan(n=2) - propaan(n=3) - butaan(n=4) - pentaan(n=5)

Alcoholen : $C_nH_{2n+1}OH$
naamvorming : methanol(n=1) - ethanol(n=2) - propanol(n=3) - butanol(n=4)

Carbonzuren : $C_nH_{2n+1}COOH$
naamvorming : methaanzuur of mierenzuur(n=0) - ethaanzuur of azijnzuur(n=1)

Stechiometrie

De relatieve atoommassa ($A_r(X)$) van een atoom X is de verhouding van de absolute massa van het atoom X tot een overeengekomen atoommassa-constante (m_u) en is een onbenoemd getal.

De atoommassa-constante (m_u) heeft als eenheid de atoommassa-eenheid (1 u). De massa hiervan bedraagt $1,6 \cdot 10^{-27}$ kg. Dit is ongeveer de massa van een proton of van een waterstofatoom.

De relatieve moleculemassa ($M_r(X)$) van een molecule X is de verhouding van de absolute massa van één molecule X tot een overeengekomen atoommassa-constante (m_u) en is een onbenoemd getal.

$M_r(X)$ is de som van de relatieve atoommassa's van alle voorkomende atomen.

De eenheid van hoeveelheid is de mol.

$1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$ deeltjes.

$N_A = 6 \cdot 10^{23}$ deeltjes/mol is de constante of het getal van Avogadro.

1 mol van een stof X heeft een massa van $M_r(X)$ (of $A_r(X)$) gram.

De molaire massa $M(X)$ (of $A(X)$) van een stof X is $M_r(X)$ (of $A_r(X)$) g/mol.

De hoeveelheid stof $X = n(X) = \frac{N(X)}{N_A} = \frac{m(X)}{M(X)}$.

($N(X)$ = aantal deeltjes X , $m(X)$ = massa van stof X)

De concentratie van een oplossing $c(X) = \frac{n(X)}{V_{opl}}$.

Algemene oplossingsmethode bij stochiometrische berekeningen

Herleid eerst alle gegevens tot hoeveelheid stof (in mol).

Stel de correcte, aangepaste reactievergelijking op, die geïnterpreteerd wordt in aantal mol.

Bereken al de gevraagden via deze reactievergelijking (met de regel van drie) in aantal mol.

Herleid het aantal mol van de gevraagden eventueel tot een andere (gevraagde) grootte.

Elektrolyten

Het watermolecule is een dipoolmolecule (heeft een dipoolkarakter).

Ionverbindingen zijn ionofore ("ionendragende") stoffen. Ze bevatten reeds ionen vóór ze in water opgelost worden. Tijdens het oplossen in water komen de ionen van elkaar los (dissociatieproces).

Atoomverbindingen met polaire moleculen zijn ionogene ("ionenvormende") stoffen. Ze bevatten geen ionen vóór ze in water opgelost worden. Tijdens het oplossen in water worden de moleculen tengevolge van een interactie met de dipoolmoleculen van water gesplitst en ontstaan ionen (ionisatieproces).

Een elektrolyt is een stof die in vloeibare toestand of opgelost in water, vrije ionen levert.

Een sterk elektrolyt wordt bijna volledig in ionen gesplitst.

Een zwak elektrolyt wordt slechts gedeeltelijk (soms zeer weinig) in ionen gesplitst.

De fijnstructuur van de atomen

De atoomkern (V)

Het atoomnummer (Z) of ladingsgetal van een atoom is gelijk aan het aantal protonen in de atoomkern (of het aantal elektronen in de elektronenmantel).

Het massagetal ($Z+N$) van een atoom is het aantal protonen en neutronen in de kern.

Symbolische voorstelling van een atoomkern (nuclide) : ${}^Z_{Z+N}E$.

Het aantal protonen in de kern is bepalend voor de aard van het atoom.

Het aantal neutronen in de kern kan voor een bepaald atoom verschillend zijn. Twee dezelfde atomen (met een gelijk aantal protonen) met een verschillend aantal neutronen noemt men isotopen.

De relatieve atoommassa $A_r(X)$ van een element X is het gemiddelde van de relatieve atoommassa's van de isotopen van dit element, rekening houdend met hun procentueel voorkomen.

De elektronenmantel (V)

Atoommodel van Sommerfeld

De elektronenmantel bestaat uit een aantal hoofdschillen (K, L, M, N, O, P, Q, ...) met toenemende energie.

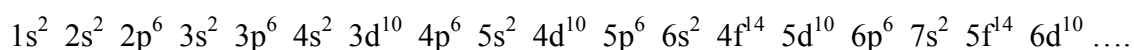
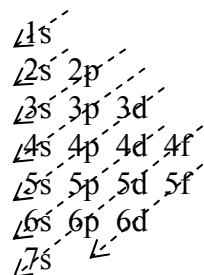
hoofdschil (energieniveau)	K	L	M	N	O	P	Q
hoofdkwantumgetal (n)	1	2	3	4	5	6	7
max. aantal e^- ($2n^2$)	2	8	18	32	50	72	98
max. aantal onderschillen (n)	1	2	3	4	5	6	7

De hoofdschillen worden onderverdeeld in onderschillen (s, p, d, f, ...) met toenemende energie.

onderschil (subniveau)	s	p	d	f
nevenkwantumgetal (l)	0	1	2	3
max. aantal e^- ($4l+2$)	2	6	10	14
max. aantal magnetische oriëntaties ($2l+1$)	1	3	5	7

De onderschillen worden onderverdeeld in magnetische oriëntaties (magnetische niveaus). In ieder magnetisch niveau bevinden zich maximaal 2 elektronen, die tegengesteld spinnen. Alle magnetische niveaus van een bepaalde onderschil worden eerst gevuld met één elektron, die allemaal in dezelfde zin spinnen. Daarna worden de magnetische oriëntaties verder opgevuld met het tweede elektron, die allemaal in de andere zin spinnen.

Elektronenconfiguratie van een atoom



Atoommodel volgens de golfmechanica

Een orbitaal is een denkbeeldige afgebakende zone in de elektronenwolk, waar de kans minstens 90 % is om er een elektron aan te treffen en komt overeen met de klassieke magnetische oriëntatie.

Een s-onderschil heeft één s-orbitaal en is bolvormig.

Een p-onderschil heeft drie p-orbitalen, die een dubbele peervorm hebben. Ze staan ruimtelijke loodrecht op elkaar en worden p_x , p_y en p_z genoemd.

De fijnstructuur van de moleculen (V)

Het verschil in EN-waarde (ΔEN) bepaalt of er tussen twee atomen een ionbinding of een atoombinding ontstaat.

Indien $\Delta EN > 1,6$, is de gevormde binding een ionbinding (polaire).

Indien $\Delta EN < 1,6$, is de gevormde binding een atoombinding ($\Delta EN = 0$: apolair).

Hoe groter ΔEN , des te meer heeft de atoombinding een polair (ion-) karakter.

In de Lewisformule van een molecule worden alle valentie-elektronen (bindende en vrije) van de bindingspartners (atomen) weergegeven :

- elk bindend elektronenpaar (doublet) door een streepje tussen de chemische symbolen van de atomen,

- de vrije elektronenparen door een streepje rond het chemisch symbool van elk atoom.

Het sterisch getal (SG_A) van een atoom is gelijk aan de som van het aantal bindingspartners en het aantal resterende vrije elektronenparen van het atoom.

Indien het SG_A gelijk is aan 2, is de bindingshoek 180° (lineair).

Indien het SG_A gelijk is aan 3, is de bindingshoek 120° (trigonaal planair).

Indien het SG_A gelijk is aan 4, is de bindingshoek 109° (tetraëdrisch).

Stofklassen in de anorganische chemie (V)

Zuren zijn (volgens Arrhenius) stoffen die in water ioniseren en hierbij H^{1+} -ionen vormen.

Basen zijn (volgens Arrhenius) stoffen die in water dissociëren in ionen en hierbij OH^{1-} -ionen vormen.

Een zout kan opgevat worden als een zuur waarbij de H-atomen volledig of gedeeltelijk vervangen zijn door metaalionen of positieve groepen (b.v. NH_4^{1+} = ammoniumion).

Een metaaloxide vormt met water een base en wordt een base-vormend oxide genoemd.

Een niet-metaaloxide vormt met water een (ternair) zuur en wordt een zuurvormend oxide genoemd.

Stofklassen in de organische chemie (V)

Alkanen

Alkenen : C_nH_{2n}

Alkadiënen en alkynen : C_nH_{2n-2} (naamvorming : zie alkanen).

Alcoholen

Carbonzuren : $R-COOH \rightleftharpoons R-COO^{1-} + H^{1+}$ (Arrhenius).

naamvorming van de zuurrest : $HCOO^{1-}$ = formiaat-ion en CH_3COO^{1-} = acetaat-ion .

Het OG van een element van een organische verbinding bepaalt men door alle elektronen die zich in de Lewis-formule het dichtst (door ΔEN -waarde) bij dat element bevinden, volledig aan dat element toe te kennen.

Stechiometrie (V)

Gasvolumewetten

Wet van de eenvoudige volumeverhoudingen : er bestaat een constante en eenvoudige verhouding tussen de volumes van de reagentia en van de reactieproducten enerzijds, en tussen de volumes van de reagentia (of reactieproducten) onderling anderzijds. (De volumes moeten gemeten worden bij dezelfde druk en temperatuur)

Bij dezelfde druk en temperatuur bevatten gelijke volumes van gelijk welk gas eenzelfde aantal gasdeeltjes.

Het molair gasvolume (bij normale omstandigheden $p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 273 \text{ K}$) $V_m^\circ = 22,4 \text{ l/mol}$.

Algemene gaswet : $p.V = n.R.T$ met $R = 8,3 \text{ J/(mol.K)}$.

$$\text{De hoeveelheid stof } X = n(X) = \frac{N(X)}{N_A} = \frac{m(X)}{M(X)} = c(X).V_{opl} = \frac{V(X)}{V_m} = \frac{p.V(X)}{R.T} .$$

Algemene oplossingsmethode bij stechiometrische berekeningen

Herleid eerst alle gegevens tot hoeveelheid stof (in mol).

Stel de correcte, aangepaste reactievergelijking op, die geïnterpreteerd wordt in aantal mol.

Bereken al de gevraagden via deze reactievergelijking (met de regel van drie) in aantal mol.

Herleid het aantal mol van de gevraagden eventueel tot een andere (gevraagde) grootte.

Energetische aspecten van een chemische reactie

De enthalpie (H) van een systeem is de som van de inwendige energie (U) en de arbeidsterm ($p.V$).

Bij een endo-energetische (endotherme) reactie wordt energie vanuit de omgeving opgenomen. De enthalpie neemt toe ($\Delta H > 0$).

Bij een exo-energetische (exotherme) reactie wordt energie aan de omgeving afgegeven. De enthalpie neemt af ($\Delta H < 0$).

Wet van Hess : de totale reactie-enthalpie van een proces is steeds gelijk aan de algebraïsche som van de reactie-enthalpieën van de deelprocessen.

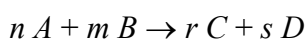
$$\Delta H_{tot} = \sum \Delta H_i \Leftrightarrow \Delta H_{tot} = H_{einde} - H_{begin}$$

De eerste drijfveer van een chemische proces is het streven naar minder energie-inhoud ($\Delta H < 0$).

De tweede drijfveer van een chemische proces is het streven naar meer wanorde ($\Delta S > 0$).

S (entropie) = maat voor wanorde.

De reactiesnelheid



$$\text{De gemiddelde reactiesnelheid } \langle v_i \rangle = \frac{-\Delta[A]}{n.\Delta t_i} = \frac{-\Delta[B]}{m.\Delta t_i} = \frac{\Delta[C]}{r.\Delta t_i} = \frac{\Delta[D]}{s.\Delta t_i} \text{ (met } [X] = c(X) \text{)} .$$

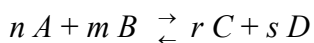
De reactiesnelheid hangt af van

- de aard van de reagentia
- de verdelingsgraad van de reagentia
- de temperatuur van het reactiemilieu
- de hoeveelheid van de reagentia.

De ogenblikkelijke reactiesnelheid $v_t = k.[A]_t^n . [B]_t^m$ met k = snelheidsconstante.

Het chemisch evenwicht

De omzettingsgraad (α) van een evenwichtsreactie is de verhouding van de weggereageerde (gevormde) stofhoeveelheid van een bepaald reagens (reactieproduct) bij evenwicht tot de maximale weggereageerde (gevormde) stofhoeveelheid ervan bij een aflopende reactie (of volledige omzetting).



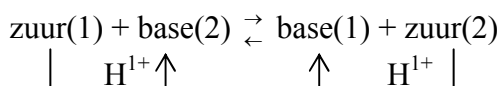
Bij chemisch evenwicht : $\vec{v} = \bar{v}$

De evenwichtskonstante van omkeerbare reactie $K = \frac{[C]_e^r \cdot [D]_e^s}{[A]_e^n \cdot [B]_e^m}$

Ionisatie-evenwichten van zuren en basen

Zuren zijn (volgens Brønsted) stoffen die optreden als protondonor (PD, afsplitsing van H^{1+} -ion).
Basen zijn (volgens Brønsted) stoffen die optreden als protonacceptor (PA, opname van H^{1+} -ion) .

Bij een zuur-basereactie worden protonen uitgewisseld.



base(1) noemt men de geconjugeerde base van zuur(1).
zuur(2) noemt men het geconjugeerde zuur van base(2).
zuur(1)/base(1) noemt men een zuur-base koppel.

Het ionenproduct van water $K_w = [H_3O^{1+}]_e \cdot [OH^{1-}]_e = 10^{-14} \text{ (mol/l)}^2$ bij 25 °C.
Voor zuiver water geldt : $[H_3O^{1+}]_e = [OH^{1-}]_e = 10^{-7} \text{ mol/l}$.

Maat voor de zuurheid van een oplossing : $pH = -\log[H_3O^{1+}]_e$.
pH van water en een neutrale oplossing = 7.
pH van een zure oplossing < 7.
pH van een basische oplossing > 7.

$Z + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^{1+}$: de zuurconstante van een zuur $K_z = \frac{[B]_e \cdot [H_3O^{1+}]_e}{[Z]_e}$.

Hoe sterker het zuur, des te meer ligt het evenwicht naar rechts en des te groter is K_z .

$H_2O + B \rightleftharpoons OH^{1-} + Z$: de baseconstante van een base $K_b = \frac{[Z]_e \cdot [OH^{1-}]_e}{[B]_e}$.

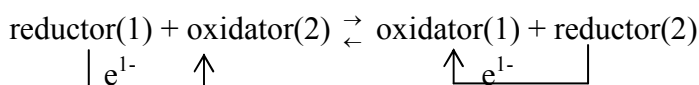
Hoe sterker de base, des te meer ligt het evenwicht naar rechts en des te groter is K_b .

Een buffermengsel is een oplossing waarvan de pH slechts weinig verandert door toevoeging van water of kleine hoeveelheden zuur of base.

Redoxevenwichten

Reductoren zijn stoffen die optreden als elektronendonator (afgave van e^{1-} , stijging van OG).
Oxidatoren zijn stoffen die optreden als elektronenacceptor (opname van e^{1-} , daling van OG).

Bij een redoxreactie worden elektronen uitgewisseld.



De reductor (RED) geeft elektronen af aan de oxidator (OX). De reductor wordt geoxideerd door de oxidator.



RED(1)/OX(1) noemt men een redoxkoppel.

Rangschikking van de metalen volgens hun (dalende) reductorsterkte :

K Na Al Zn Fe Pb (**H₂**) Cu Ag Au Pt

Opstellen en aanpassen van een redoxvergelijking

Schrijf de formules van de stoffen (of stofdeeltjes) in beide leden van de reactievergelijking.

Zoek de atoomsoort waarvan het OG stijgt (oxidatie) en deze waarvan het OG daalt (reductie).

Bereken het aantal afgegeven en het aantal opgenomen elektronen tijdens deze OG-veranderingen.

Pas nu achtereenvolgens volgende regels toe :

- regel van elektronenbehoud : aantal afgegeven elektronen = aantal opgenomen elektronen
- regel van ladingsbehoud : totale lading van alle ionen links = totale lading van alle ionen rechts
- regel van atoombehoud : aantal atomen van ieder element links = aantal atomen van dat element rechts

Na regel a vind je de definitieve coëfficiënten (op een veelvoud na) van de deeltjes die van OG veranderen.

Voor regel b en c moet je soms andere deeltjes (b.v. H_3O^{1+} , OH^{1-} , H_2O , ...) links of rechts in de reactievergelijking toegevoegd worden.

Monofunctionele stofklassen in de organische chemie (V)

Isomeren zijn verschillende stoffen met dezelfde brutoformule.

Structuur-isomeren

- functie-isomeren : hebben andere functionele groepen.
- plaats-isomeren : functionele groepen of meervoudige bindingen hebben andere plaatsen.
- keten-isomeren : hebben een andere skeletstructuur.

Geometrische isomeren

- cis-trans-isomeren : twee bindingspartners zitten aan dezelfde kant of niet aan dezelfde kant van een dubbele binding.
- optische isomeren : de schikking van de vier verschillende bindingspartners rond eenzelfde koolstofatoom is asymmetrisch : ze vormen elkaars spiegelbeeld.

Monofunctionele verbindingen

verbindingssklasse	R + functionele groep	benaming
halogeenalkanen	R-X (X = Cl, Br, I)	halogeenalkaan(R)
alcoholen	R-OH	alkaan(R)-ol
amines	R-NH ₂	alkaan(R)-amine
ethers	R-O-R'	alkoxy(R')-alkaan(R)
nitroalkanen	R-NO ₂	nitro-alkaan(R)
aldehyden	R-CHO	alkaan(R+1)-al
ketonen	R-CO-R'	alkaan(R+1+R')-on
carbonszuren	R-COOH	alkaan(R+1)-zuur
esters	R-CO-OR'	alkyl(R')-alkaan(R+1)-oaat
amiden	R-CO-NH ₂	alkaan(R+1)-amide

Cyclische verbindingen

Cycloalkanen C_nH_{2n}

Cycloalkenen C_nH_{2n-2}

Benzeen C₆H₆

(1,3,5-cyclohexatrieen)

Belangrijke reactiesoorten

Het belangrijkste (meestal het grootste of het aan te tasten) deeltje in een reactie noemt men het substraat. De andere, meestal kleinere deeltjes die het substraat aanvallen, worden reagens genoemd.

additie : aangroei van het substraat

eliminatie : afstoting van een gedeelte van het substraat

substitutie : vervanging van een gedeelte van het substraat

polymerisatie : monomeren met een dubbele binding vormen een polymeer.

polycondensatie : bifunctionele monomeren vormen een polymeer onder afsplitsing van H₂O of andere kleine moleculen.

Polyfunctionele en macromoleculaire koolstofverbindingen

1,2-ethaandiol (glycol) CH₂OH-CH₂OH

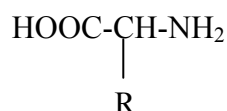
1,2,3-propaantriol (glycerol, glycerine) CH₂OH-CHOH-CH₂OH

monosacchariden (hexosen) C₆H₁₂O₆

disacchariden C₁₂H₂₂O₁₁

Suikers ontstaan door polycondensatie van disacchariden (afsplitsing van H₂O).

aminozuren



Eiwitten (proteïnen) ontstaan door polycondensatie van aminozuren (afsplitsing van H₂O).

Lipiden (vetten en oliën) zijn (tri)esters van glycerol en carbonszuren.

Kunststoffen zijn koolstofverbindingen met reuzemoleculen, ontstaan door een aaneenschakeling (polymerisatie, polycondensatie, polyadditie) van een zeer groot aantal (200 tot 100 000) kleine moleculen (monomeren). Deze reuzemoleculen worden macromoleculen of polymeren genoemd.

polyetheen (PE) $\sim(\text{CH}_2\text{-CH}_2)_n\sim$
polyclooretheen, polyvinylchloride (PVC) $\sim(\text{CH}_2\text{-CHCl})_n\sim$