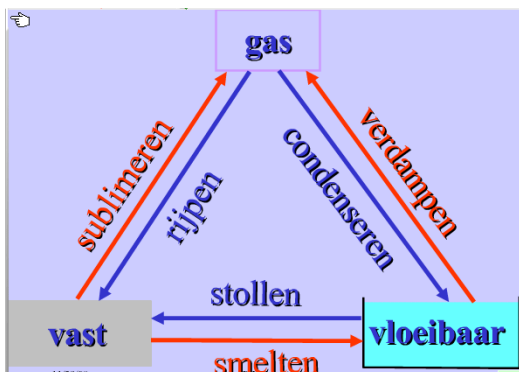


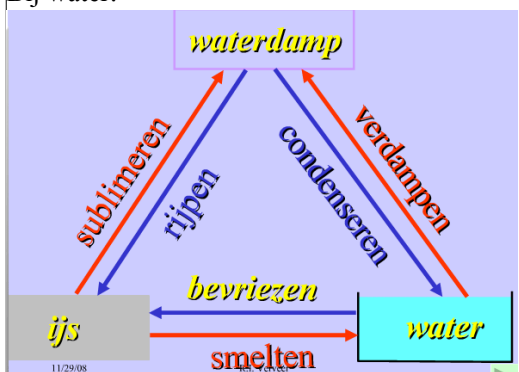
BasisChemie

<u>Formules:</u> $E = mc^2$ $PV = nRT$ (n in mol gas, T in °K) $n = m / (g/mol)$ $\delta = m / V$ (m in gr, δ in g/l)	<u>Eenheden:</u> gewicht N(ewton) c snelheid licht $3 * 10^8$ m/s E energie J(oule) m massa kg (kilogram) M molaire massa $6,02 * 10^{23}$ mol(eculen) n aantal P druk in atmosfeer R gasconstante 0,082056 l.atm/K.mol T temperatuur °C/°K/°F (Celcius/Kelvin/Fahrenheit) V molair volume l(iter) δ dichtheid (absolute) g/l (g/ml)
<u>Conversies:</u> massa = 9,81 * gewicht (aardbodem) 1 N = 1 kg m/s $0^{\circ}C = 273^{\circ}K$, $0^{\circ}K = -273^{\circ}C$	<u>Opmerkingen:</u> - massa: is constant: is een maatstaf voor de hoeveelheid materie - gewicht: is afhankelijk v/d zwaartekracht - dichtheid v/e stof = verhouding mass / volume - Getal van Avogadro = molaire massa

Massa eenheden					
teragram	Tg	10^{12}	centigram	cg	10^{-2}
gigagram	Gg	10^9	milligram	mg	10^{-3}
megagram	Mg	10^6	microgram	μg	10^{-6}
kilogram	Kg	10^3	nanogram	ng	10^{-9}
hectogram	Hg	10^2	picogram	pg	10^{-12}
dekagram	Dag	10^1	femtogram	fg	10^{-15}
decigram	dg	10^{-1}	attogram	ag	10^{-18}
Massa en Volume					
hectoliter	hl	100 l	0,1 m ³		
liter	l	1 l	0,001 m ³ = 1 dm ³		
centiliter	cl	0,01 l	0,000 01 m ³ = 0,01 dm ³ = 10 cm ³		
milliliter	ml of cc (cm ³)	0,001 l	0,000 001 m ³ = 0,001 dm ³ = 1 cm ³		



Bij water:



FYI: ==>

Mengsels:

- Homogene: verschillende stoffen niet te zien
- Heterogene: men ziet onmiddellijk de # stoffen

Een verbinding heeft altijd dezelfde verhouding van dezelfde elementen. 1 mol gas neemt bij 1 atmosfeer druk en 0°C altijd een volume van 22,4 liter.

Zuivere stoffen:

- Zuivere : komen zeer weinig voor
- Samengestelde: kunnen ontleed worden
Vb: Water (dichtheid van 1000 kg/m³)
- Enkelvoudige: niet meer te ontleden Vb: O₂

Scheidingsmethoden:

- filteren
- destilleren
- chromatografie
- kristallisatie

- Zuivere stof: 1 soort moleculen. (Vb: H₂O)
- Mengsel: meerdere soorten moleculen. (Vb: H₂O + NaCl)
- Enkelvoudige stoffen: 1 soort atoom. (Vb: O₂)
- Samengestelde stoffen: verschillende soorten atomen. (Vb: H₂ + O)
- **Isomeren** zijn stoffen die met elkaar *overeenkomen* doordat zij hetzelfde aantal en dezelfde soort atomen bevatten, maar die van elkaar *verschillen* door de wijze waarop die atomen onderling zijn verbonden of geschikt. Anders gezegd, isomeren zijn stoffen met *dezelfde* molecuulformule, maar een *andere* structuurformule.
- Een molecule is het kleinste deeltje v/e stof dat nog steeds de eigenschappen v/d stof vertoont. (Vb: H₂O)
- Een atoom is verder niet te ontleden (electrisch neutraal) en zijn gerangschikt volgens tabel van Mendeljev. (Vb: Fe)
- atoomnummer = aantal protonen → soort atoom
- massagetal = protonen + neutronen (aantal kernen C/12)
- isotopen = atomen met hetzelfde aantal protonen, met verschillend aantal neutronen
- nuclidemassa = werkelijke massa van alle kerndeeltjes

Electronen mantel:

electronen (negatief geladen): max 2 per baan

Kern:

proton (positief geladen)

(neutron) (neutraal:geen lading)

Ionen: (zijn electrisch geladen atomen, niet neutraal)

Kation is positief geladen (heeft electron afgegeven)

Anion is negatief geladen (heeft electron opgenomen)

ionisatieenergie: energie nodig om een electron te onttrekken

atoomstraal= (bindingafstand v/h atoom) / 2

Element groepen: (kolommen in Mendeleev)

ALKALI METALS
ALKALINE EARTH METALS
NOBLE GASES
HALOGENS
18
VIII A
He

1 IA 2 IIA Symbol H

2 Li Be 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 B C N O F Ne
3 Na Mg III B IV B V B VI B VII B VIII VIII VIII IB IIB Al Si P S Cl Ar
4 K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
5 Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
6 Cs Ba La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
7 Fr Ra Ac -

TRANSITION ELEMENTS
REPRESENTATIVE ELEMENTS

LANTHANIDES Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
ACTINIDES Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

INNER TRANSITION ELEMENTS

- Groep Ia: alkalimetalen (1 electron op buitenste schil)
- Groep IIa: aardkalimetalen (2 electronen op ...)
- Groepen b: transitieelementen (meestal niet-metalen)
- Groep VIII (of 0): edelgasen (8 electronen op ...)

Electronen:

electronenaffiniteit: energie bij bekomen v/e electron

Quantum getal: (bij alle electronen verschillend)

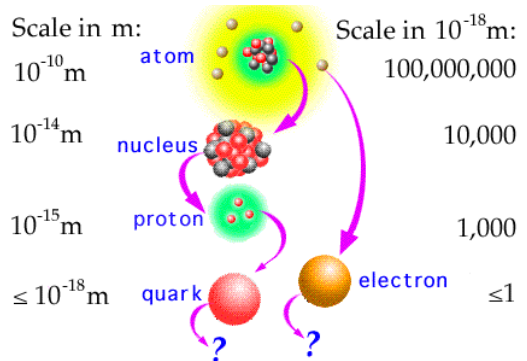
Hoofdquantumgetal: (rij / perioden in Mendeleev) (K->Q/1->7)
energieniveau (hoe hoger, hoe hoger de energie)

Nevenquantumgetal: vorm v/d baan (Regel van Hund=>)
s:bolvormig, p:haltervormig, d, f, g, h, i

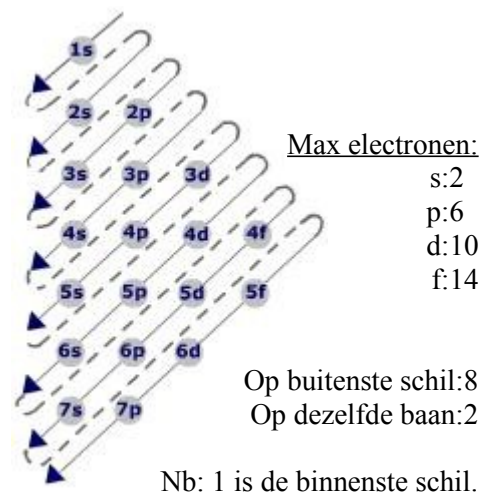
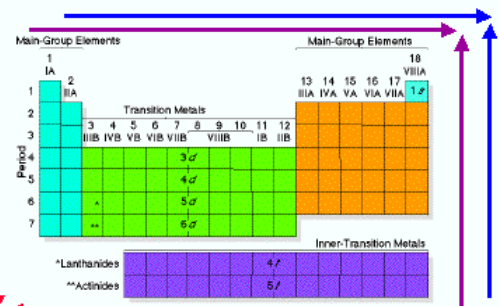
Magnetisch quantumgetal: orientatie in de ruimte

Spinquantumgetal: draaiing v/h electron (+1/2 of -1/2)

symb	naam	symb	naam
H	waterstof	K	kalium
He	helium	Ca	calcium
Li	lithium	Fe	ijzer
C	koolstof	Cu	koper
N	stikstof	As	arsenicum
O	zuurstof	Br	broom
F	fluor	Ag	zilver
Na	natrium	I	jodium
Mg	magnesium	Pt	platinum
Al	aluminium	Au	goud
Si	silicium	Hg	kwik
P	fosfor	Pb	lood
S	zwavel	U	uranium
Cl	chloor		



1. Electron Configuration
2. Atomic Radius trend: Largest toward SW corner of PT
3. Ionization Energy trend: Largest toward NE of PT
4. Electron Affinity trend: Most favorable NE of PT



Chemische bindingen

1. Edelgasstructuur of octetstructuur:

- zijn elementen die in periodiek systeem voorkomen in groep VIII (0).

naam	symbool	atoomnummer	electronenconfiguratie	aantal e-laatste schil
helium	He	2	1s ²	2 (← 1s ²)
neon	Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	8 (← 2s ² 2p ⁶)
argon	Ar	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	8 (← 3s ² 3p ⁶)

- behalve het eerste hebben ze allemaal 8 electronen op de buitenste schil.

- deze elementen zijn chemisch zeer stabiel.

2. Ionbinding: $\Delta E_0 \geq 1,4$ (sterkste binding) (electronenegativiteit $\geq 1,4$)

- een typisch metaal een reactie aangaat met een typisch niet-metaal.

- electron(en) v/h metaal zullen volledig overgaan naar het niet-metaal.

3. Polair covalente binding: $\Delta E_0 < 1,4$ (electronenegativiteit $< 1,4$ en > 0)

- 1 of meerdere electronen v/h ene atoom worden sterker aangetrokken door het andere atoom; electron(en) v/d binding worden het meest aangetrokken naar het atoom met de hoogste electronenegativiteit.

- deze wordt een beetje '+', het andere een beetje '-' → ontstaan v/e polaire molecule.

4. Zuiver covalente binding: $\Delta E_0 = 0$ (electronenegativiteit = 0)

- twee atomen van dezelfde soort gaan een binding aan; beide atomen trekken even hard.

5. Waterstofbinding:

- speciale binding tussen H-atoom en O-atoom v/e andere molecule.

- is geen scheikundige binding, maar een intermoleculaire binding (tussen 2 moleculen).

- er bestaan nog andere moleculen met waterstofbindingen (Vb: ethanol of alcohol).

Resume naamvorming anorganische stoffen:

zuren	binaire zuren	1 waardige zuren	waterstof ___ ide	<i>1 H splitst af</i>
		meerwaardige zuren		<i>> 1 H splitst af</i>
	oxizuren	hoofdzuren	waterstof ___ aat	<i>met O</i>
		met 1 O minder	waterstof ___ iet	<i>met 1 O minder</i>
		met 2 O minder		<i>met 2 O minder</i>
	met 1 O meer	waterstof ___ aat	<i>met 1 O meer</i>	
basen			___ [___] hydroxide	<i>slorpt H op</i>
zouten			___ ___	<i>→ zuur + base</i>
oxiden	metaaloxiden		___ ___	<i>in H₂O → base</i>
	niet-oxiden		___ [___] oxide	<i>in H₂O → zuur</i>

Naamvorming anorganische stoffen

1. Zuren: hebben 1 of meerdere waterstofatomen (H) in de molecule => $HR \rightarrow H^+ + R^-$ (=> zuur)

- Een zuur splitst H^+ ionen af.

1. Binaire zuren: (slechts H en ander element) (zonder O in de formule)

1. Eenwaardige zuren: (1 H splitst af)

formule	naam	triviale naam	zuurrest
HCl	waterstofchloride	zoutzuur	chloride
HF	waterstoffluoride		fluoride
HBr	waterstofbromide		bromide
HI	waterstofiodide		iodide

2. Meerwaardige zuren (meer dan 1 H splitst af)

formule	naam	zuurrest
H ₂ S	(di) waterstofsulfide	sulfide
H ₃ P	(tri) waterstoffosfide	fosfide

2. Oxozuren: (H, ander element, en O)

1. Hoofdzuren:

formule	naam	triviale naam	zuurrest	lading
HNO ₃	waterstofnitraat	salpeterzuur	nitraat	-1
H ₂ CO ₃	waterstofcarbonaat	koolzuur	carbonaat	-2
H ₂ SO ₄	waterstofsulfaat	zwavelzuur	sulfaat	-2
H ₃ PO ₄	waterstoffosfaat	fosforzuur	fosfaat	-3
HClO ₃	waterstofchloraat	chloorzuur	chloraat	-1

2. Zuren met 1 O atoom minder:

formule	naam	triviale naam	zuurrest	lading
HNO ₂	waterstofnitriet	salpeterigzuur	nitriet	-1
H ₂ SO ₃	waterstofsulfiet	zwaveligzuur	sulfiet	-2
H ₃ PO ₃	waterstoffosfiet	fosforigzuur	fosfiet	-3
HClO ₂	waterstofchloriet	chlorigzuur	chloriet	-1

3. Zuren met 2 O atomen minder:

formule	naam	triviale naam	zuurrest	lading
HClO	waterstofhypochloriet	hypochlorig zuur	hypochloriet	-1

4. Zuren met 1 O atoom meer:

formule	naam	triviale naam	zuurrest	lading
HClO ₄	waterstofperchloraat	perchloorzuur	perchloraat	-1

2. Basen: => in $H_2O \rightarrow + OH^-$

- verbindingen die gemakkelijk H^+ ionen aantrekken; de meeste zijn metaalhydroxiden

- Een base slurpt H^+ ionen op omdat een base OH^- ionen afsplitst en met de aanwezige H^+ ionen water vormt.

NaOH	<i>natriumhydroxide</i>
KOH	<i>kaliumhydroxide</i>
Mg(OH) ₂	<i>magnesiumhydroxide</i>
Ca(OH) ₂	<i>calciumhydroxide</i>
Fe(OH) ₃	<i>ijzer(III)hydroxide</i>
Fe(OH) ₂	<i>ijzer(II)hydroxide</i>

3. Zouten: verbindingen v/e metaalion met een zuurrest => zuur + base → zout + H₂O

NaCl	<i>natriumchloride</i>	keukenzout
CaF ₂	<i>calciumfluoride</i>	
K ₂ (SO ₄)	<i>kaliumsulfaat</i>	
Al(ClO ₃)	<i>aluminiumchloraat</i>	
Cu ₂ (PO ₄)	<i>koperfosfaat</i>	

4. Oxiden:

1. Metaaloxiden: (of basevormende oxiden → in water vormen ze een base)

- Een oxide is een metaal + zuurstof

Fe ²⁺ O ²⁻	<i>ijzer(II)oxide</i>
Fe ₂ ³⁺ O ₃ ²⁻	<i>ijzer(III)oxide</i>
K ₂ ⁺ O ²⁻	<i>kaliumoxide</i>
Na ₂ ⁺ O ²⁻	→ NaOH
Cu ²⁺ O ²⁻	<i>koperoxide</i>
Ca ²⁺ O ²⁻	<i>calciumoxide</i>

2. Niet-metaaloxiden: (of zuurvormende oxiden → in water vormen ze een zuur)

- Verbinding v/e niet metaal met zuurstof

CO ²⁻	<i>koolstofmonoxide</i>
CO ₂ ²⁻	<i>koolstofdioxide</i>
CO ₂ + H ₂ O	→ H ₂ CO ₃
CO + H ₂ O	→ H ₂ CO ₂

Concentratie van oplossingen

- De hoeveelheid opgeloste stof in een bepaalde hoeveelheid oplosmiddel noemt men de concentratie v/d opgeloste stof.
- De meest gebruikte methode om concentraties uit te drukken in de chemie is de **molariteit**, deze geeft aan hoeveel mol v/e bepaalde stof opgelost is in 1 liter oplossing.
- 1,0 M betekent 1 molair of 1 mol deeltjes / liter (**mol/l**)
1,5 M betekent 1,5 molair of 1,5 mol deeltjes / liter (**mol/l**)

Formule: $n = V * M$ (n=aantal mol, V=volume in liter, M=molair in mol/l)

<i>Voorbeelden:</i>	volume oplossing	aantal mol ($n = V * M$)
3,0 M oplossing	1000 ml (=1l)	$\rightarrow 3 * 1 = 3 \text{ mol}$
	500 ml (=0,5l)	$\rightarrow 3 * 0,5 = 1,5 \text{ mol}$
	200 ml (=0,2l)	$\rightarrow 3 * 0,2 = 0,6 \text{ mol}$
	367 ml (=0,367l)	$\rightarrow 3 * 0,367 = 1,101 \text{ mol}$

<i>Voorbeelden:</i>	aantal mol	volume oplossing ($V = n / M$)
3,0 M oplossing	10,3 mol	$\rightarrow 10,3 / 3 = 3,43 \text{ l}$
	0,125 mol	$\rightarrow 0,125 / 3 = 0,042 \text{ l}$
	1 mol	$\rightarrow 1 / 3 = 0,33 \text{ l}$

<i>Voorbeelden:</i>	aantal mol	aantal molair ($M = n / V$)
1 liter oplossing van 3,0 M + 9 liter oplossing van 0 M	1 mol	1 liter + 9 liter = 10 liter $\rightarrow 1 \text{ mol} / 10 \text{ liter} = 0,1 \text{ M}$

percentage:

- *massapercent* of % m/m \rightarrow hoeveel gram opgeloste stof in 100 g oplossing
- *volumepercent* of % vol/vol \rightarrow hoeveel ml opgeloste stof in 100 ml oplossing
- kan ook een *combinatie* zijn.

promille: gram per duizend gram

ppm: (parts per million) gram per miljoen gram (g/ton)

ppb: (parts per billion) gram per miljard gram (mg/ton)

Formule: $C * V = C' * V'$ (C=concentratie in mol/l, V=volume in liter)

Voorbeeld:

Hoeveel geconcentreerd waterstofchloride (in ml) van 12,00 M heb ik nodig om 500 ml v/e oplossing HCl te maken?
<u>Geg:</u> C = 12 M (HCl), C' = 3 M, V' = 0,5 l
<u>Gevr:</u> V = ? in ml
<u>Opl:</u> $C * V = C' * V' \rightarrow V = C' * V' / C = 3 \text{ M} * 0,5 \text{ l} / 12 \text{ M} = 0,125 \text{ l} = 125 \text{ ml}$

Chemische reacties

Zuur- base evenwichten en pH