



Fisiese Wetenskappe

**Chemie-aantekeninge
KWARTAAL 1 & 2**

Graad 11

Atoom-kombinasies

DEFINISIES

Intramolekulêre bindings: bindings wat plaasvind tussen die atome in molekules

Elektronegatiwiteit: die mate van aantrekkingskrag wat 'n atoom het vir 'n bindingspaar elektrone, is 'n indikatie van die bindingsvermoë van 'n element

Kovalente bindings: 'n tipe chemiese binding waar elektrone tussen atome gedeel word

Nie-polêre kovalente binding (suiwer kovalent): eweredige deel van elektrone

Polêr kovalent: oneweredige deel van elektrone wat lei tot die vorming van 'n dipool (a.g.v. verskil in elektronegatiwiteit)

Ioniese binding: 'n oordrag van elektrone en die gevolglike elektrostatiese aantrekking tussen die ione

Metaalbinding: 'n kristalrooster van positiewe kerne in 'n see van gedelokaliseerde elektrone

is as die oorspronklike gegewe diagram en dat 'n kolletjie i.p.v. die voorwerp self gebruik word. Die lengte van die pyle toon die relatiewe grootte van die vektore aan.

Optel van kragte: Die kop-by-stert en stert-by-stert metodes is steeds geldig. Wanneer twee vektore teen 'n hoek van 90° op mekaar inwerk gebruik ons Pythagoras om die grootte van die resultante vektor te bepaal en Trigonometrie om die rigting van die resultante vektor te bepaal. Onthou dat die ewewilibrant dieselfde grootte as die resultante vektor het, maar in die teenoorgestelde rigting is. Wanneer daar vir die rigting van 'n vektor gevra word meet ons dit gewoonlik kloksgewys vanaf die positiewe y-as. Die rigting van 'n vektor kan ook relatief tot 'n verwysingspunt gegee word.

NOTAS

CHEMIESE BINDINGS

Chemiese binding: die netto elektrostatiese krag wat twee atome, wat elektrone deel, op mekaar uitoefen. Binding vind plaas wanneer valenselektrone tussen twee atome verdeel is of van een atoom na die ander oorgedra word.

Valenselektrone stem met die groepnommer van 'n element op die periodieketabel ooreen.

Valenselektrone: elektrone in die buitenste enerievlak van 'n atoom wat aan binding deelneem.

Die tipe binding wat vorm is van die verskil in elektronegatiwiteit (ΔEN) tussen die atome afhanklik.

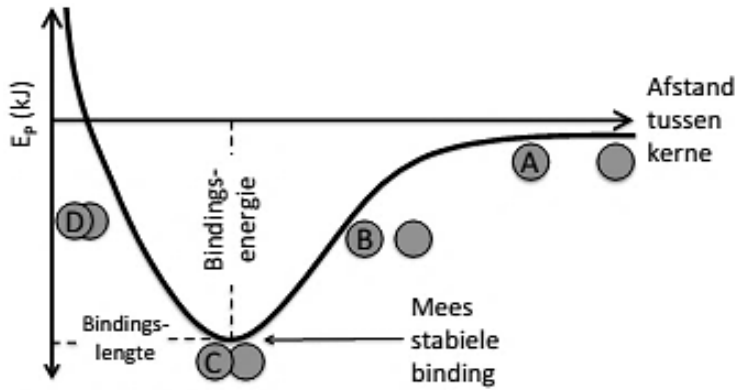
$\Delta EN = 0$: Nie-polêr (suiwer) kovalent (gelyke verdeling van elektrone)

$\Delta EN < 1$: Swak polêr

$\Delta EN \leq 2,1$: Polêr-kovalent (ongelyke verdeling van elektrone wat 'n dipool vorm)

$\Delta EN > 2,1$: Ionies (oordrag van elektrone en daaropvolgende elektrostatiese aantrekking)

Bindingslengte:

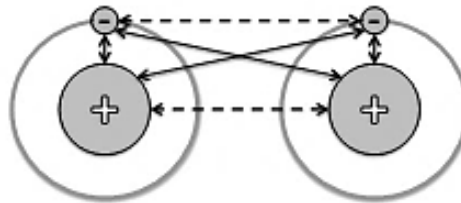


Proses van binding vorming

- A:** Atome is oneindig vër van mekaar, die potensiele energie is amper nul.
- B:** Soos die atome nader aan mekaar beweeg sal die aantrekkings- en afstotingskragte sterker word totdat die aantrekkingskragte oorheers.
- C:** Die laagste, mees stabiele energie toestand word bereik, chemiese binding vind plaas.
- D:** Atome beweeg te naby aan mekaar, afstotingskragte neem toe, potensiele energie neem toe.

Bindingsenergie:

- Aantrekkingskragte tussen protone van een atoom en elektrone van 'n ander.
- Aantrekkingskragte tussen protone en elektrone van dieselfde atoom.
- Afstotingskragte tussen die protone van elke atoom.
- Afstotingskragte tussen die elektrone van elke atoom.



Kovalente bindings:

Nie-polêre (suiwer) kovalent: 'n Gelyke deling van elektrone

Bv. H – P binding: $\Delta EN = EN(P) - EN(H) = 0$

Swak polêr kovalent:

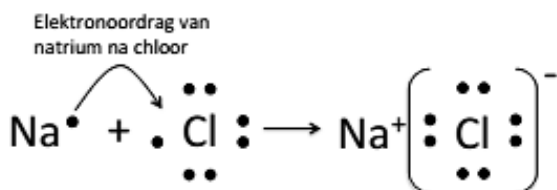
Bv. H – Br binding: $\Delta EN = EN(Br) - EN(H) = 0,7$

Polêr kovalent: 'n Oneweredige deling van elektrone om 'n polêre binding te vorm.

Bv. H – O binding: $\Delta EN = EN(O) - EN(H) = 1,4$

Ioniese bindings:

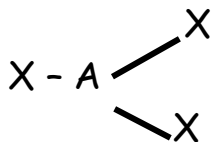
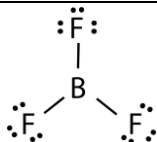
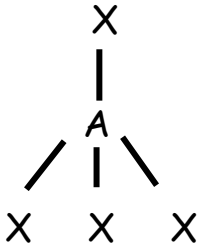
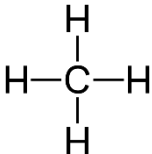
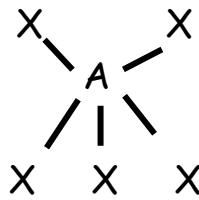
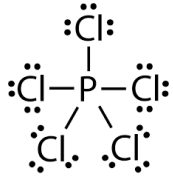
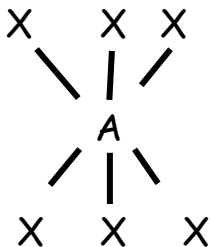
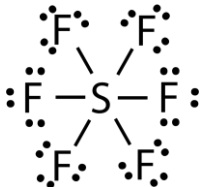
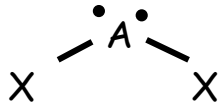
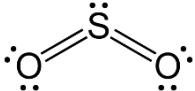


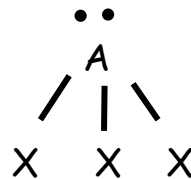
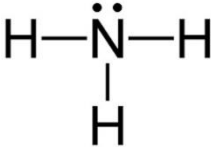
- Ioniese binding vind plaas in twee stappe.
1. Oordrag van elektrone om ione te vorm.
 2. Elektrostatiese aantrekking



Metaalbindings:

Die metaalatome stel hulle valens-elektrone vry om hulle te omring. Daar is 'n sterk maar buigsame binding tussen die positiewe metaalreste en see van gedelokaliseerde elektrone.



MOLEKUUL VORMS				
Klas	Vorm	Rangskikking	Voorbeeld	
A_2	Linieêr	$A - A$	H_2	$H - H$
AX	Linieêr	$A - X$	HCl	$:\ddot{Cl} - H$
AX_2	Linieêr	$X - A - X$	CO_2	$:\ddot{O} = C = \ddot{O}:$
AX_3	Trigonaal planêr		BF_3	
AX_4	Tetraëdries		CH_4	
AX_5	Trigonaal bipiramidaal		PCl_5	
AX_6	Oktaëdries		SF_6	
AX_2E	Geboë		SO_2	
AX_2E_2	Geboë		H_2O	
AX_3E	Trigonaal piramidaal		NH_3	

Intermolekulêre kragte

DEFINISIËS

Ioon-dipool kragte: ontstaan tussen 'n polêre molekule en 'n ion

Ioon-geïnduseerde dipool kragte: ontstaan tussen 'n ioon en 'n nie-polêre molekule

Van der Waals kragte: swak elektrostatische kragte

Dipool-dipool kragte: ontstaan tussen twee polêre molekules

Dipool-geïnduseerde dipool kragte: ontstaan tussen polêre en nie polêre molekule

Geïnduseerde dipool-geïnduseerde dipool kragte (London Dispersie): ontstaan tussen twee nie-polêre molekules

Waterstofbindings: sterk intermolekulêre kragte wat ontstaan in molekules wat waterstof bevat wat geheg is aan stikstof, suurstof of fluoor.

Intermolekulêre krag: 'n swak aantrekkingskrag tussen molekules of tussen atome en edelgasse

NOTAS

IMK teenoor Intramolekulêre bindings

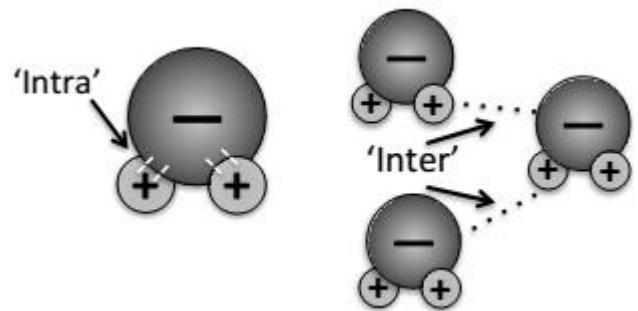
Intermolekulêre kragte is nie dieselfde as intramolekulêre bindings nie.

Intramolekulêre bindings ontstaan tussen atome in 'n molekule.

Intermolekulêre kragte ontstaan tussen molekules of tussen atome van edelgasse.

STERKTE VAN IMK

Waterstofbindings > Ioon-dipool > dipool-dipool > Ioon-geïnduseerde-dipool > dipool-geïnduseerde-dipool > London-dispersiekragte



TIPES INTERMOLEKULÊRE KRAGTE

Waterstofbindings	IMK wat ione insluit		Van der Waals Kragte		
Waterstofbindings	Ioon-dipool	Ioon-geïnduseerde-dipool	Dipool-dipool	Dipool-geïnduseerde dipool	Geïnduseerde dipool (London)
'n Tipe dipool-dipool aantrekking maar baie STERKER . Tussen klein atome met hoë EN. Elemente F, N, O aan H verbind. Bv. H₂O	IMK wat tussen 'n ioon en 'n polêre molekule (dipool) ontstaan . Bv. NaCl in water.	Ioon induseer 'n dipool in 'n atoom of in 'n nie-polêre molekule. Bv. Cl-ioon en C ₆ H ₁₄	IMK wat tussen polêre molekules (dieselfde of nie dieselfde molekules). Bv. H ₂ S; CH ₃ Cl	Polêre molekule induseer 'n dipool in 'n atoom of in 'n nie-polêre molekule. Bv. O ₂ in water.	IMK tussen nie-polêre molekules wat tydelike dipole vorm. Bv. CO ₂

Ideale Gasse

BELANGRIKE TEORIE

STD - Standaard temperatuur is 0oC (273 K) en standaard druk is 1 atmosfeer (101,3 kPa).

1 mol gas – Een mol gas sal by STD 22,4 dm³ beslaan.

Digtheid van gasse – Gasse het lae digthede in vergelyking met vloeï- en vastestowwe. Dit beteken dat hul deeltjies relatief ver uit mekaar is.

Diffusie van gasse – Dit verwys na die vermoë van 'n gas om spontaan vanaf 'n hoë konsentrasie na 'n lae konsentrasie te beweeg.

Vorm van gasse – Gasse sal die hele houer, waarin dit geplaas word, vul en dan ook die vorm van die houer aanneem. Die individuele gasdeeltjies sal deurlopende beweging hê.

Druk binne 'n houer agv gasse – Die druk wat binne 'n houer ontstaan, is agv die gasdeeltjies wat teen die kante van die houer bots. Onthou dat temperatuur 'n maatstaf van die gemiddelde kinetiese energie van deeltjies is. Dit beteken dat wanneer 'n gas verhit word die deeltjies vinniger sal beweeg en sodoende harder teen die kante van die houer sal bots, dit lei tot 'n hoër druk in die houer.

BELANGRIKE GEVOLGTREKKINGS

Boyle se Wet - Die volume van 'n gegewe massa gas is omgekeerd eweredig aan die druk wat daarop uitgeoefen word, mits die temperatuur van die gas konstant bly.

Charles se Wet - Die volume van 'n gegewe massa gas is direk eweredig aan sy temperatuur, mits die druk konstant bly.

Guy-Lussac se Wet - Die temperatuur van 'n gegewe massa gas is direk eweredig aan sy druk, mits die volume konstant bly.

Avogadro se hipotese - Gelyke volumes van gasse by dieselfde temperatuur en druk sal dieselfde aantal deeltjies bevat.

FORMULES

$p_1V_1 = p_2V_2$ (by konstante temperatuur), waar p_1 die aanvanklike druk, V_1 die aanvanklike volume, p_2 die nuwe druk en V_2 die nuwe volume voorstel.

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (by konstante druk), waar T_1 die aanvanklike temperatuur (in Kelvin), V_1 die aanvanklike volume, T_2 die nuwe temperatuur (in Kelvin) en V_2 die nuwe volume voorstel.

$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$ (by konstante volume), waar T_1 die aanvanklike temperatuur (in Kelvin), p_1 die aanvanklike druk, T_2 die nuwe temperatuur (in Kelvin) en p_2 die nuwe druk voorstel.

$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$ (algemene gasvergelyking), waar T_1 die aanvanklike temperatuur (in Kelvin), p_1 die aanvanklike druk, V_1 die aanvanklike volume, T_2 die nuwe temperatuur (in Kelvin), p_2 die nuwe druk en V_2 die nuwe volume voorstel.

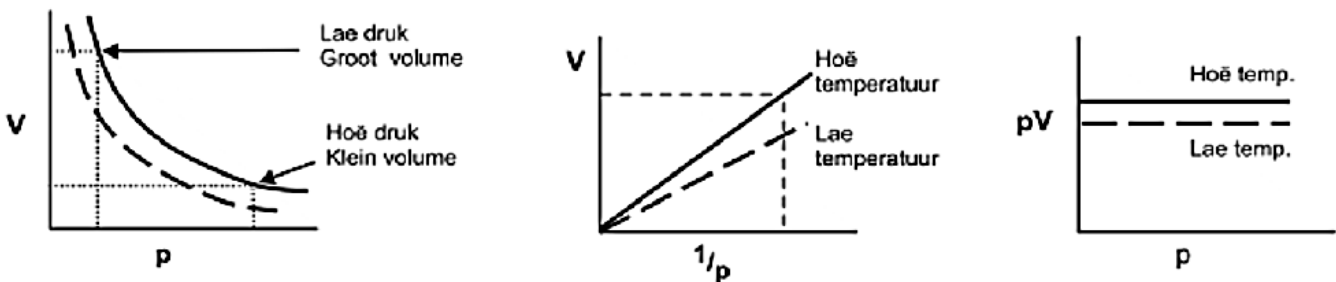
$pV = nRT$ (ideale gasvergelyking), waar p die druk (in Pascal), V die volume (in m³), n die aantal mol, R die universele gaskonstante (8,31 JK⁻¹.mol⁻¹) en T die temperatuur (in Kelvin) voorstel.

BOYLE SE WET

Boyle het die verwantskap tussen volume en druk van 'n gas by konstante temperatuur ondersoek. Sy gevolgtrekking beteken basies dat wanneer die druk wat op 'n gegewe monster gas uitgeoefen word verdubbel die gas se volume sal halveer, en dat wanneer die druk wat op 'n gegewe monster gas uitgeoefen word vyf keer kleiner word, die volume vyf keer groter sal word.

Bogenoemde kan as volg verduidelik word: Wanneer die volume van die houer verklein, neem die aantal botsings per tydseenheid toe en dus verhoog die druk. Wanneer die volume van die houer vergroot, neem die aantal botsings per tydseenheid af en die dus velaag die druk.

Die volgende drie grafieke is van groot belang (in elkeen stel die soliede lyn die hoër temperatuur voor):

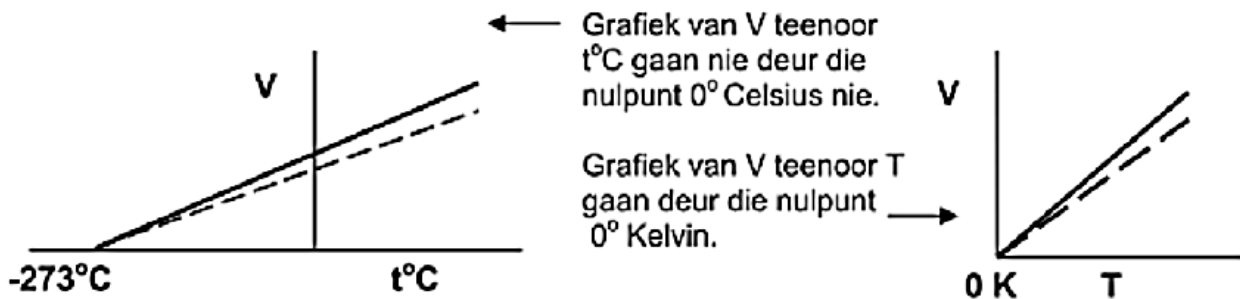


CHARLES SE WET

Soos wat die temperatuur van 'n gas styg, sal die gemiddelde kinetiese energie van die gasdeeltjies ook toeneem. Indien die volume van die houer waarin die gas gehou word onveranderd bly, sal die aantal botsings per tydseenheid toeneem. Dit sal dan veroorsaak dat die druk in die houer toeneem.

Charles het besef dat om die druk tydens hierdie eksperiment konstant te laat bly die volume sal moet vergroot namate die temperatuur styg. Dit moet gedoen word om die aantal botsings per tydseenheid konstant te hou.

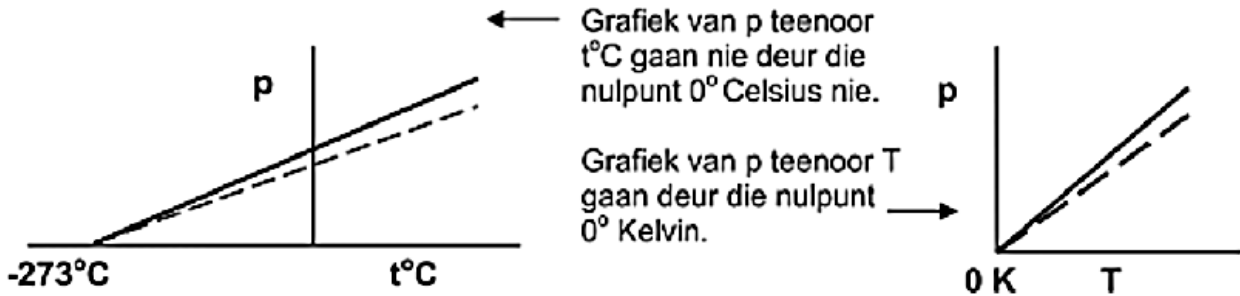
Die volgende twee grafieke is van groot belang (in elkeen stel die soliede lyn 'n groter massa gas voor):



GUY-LUSSAC SE WET

Soos wat die temperatuur van 'n gas afneem, sal die gemiddelde kinetiese energie van die gasdeeltjies ook afneem. Indien die volume van die houer waarin die gas gehou word onveranderd bly, sal die aantal botsings per tydseenheid afneem. Dit sal dan veroorsaak dat die druk in die houer afneem.

Die volgende twee grafieke is van groot belang (in elkeen stel die soliede lyn 'n groter massa gas voor):



Soos wat in albei bostaande gevalle waargeneem kan word, sny die eerste grafieke nie die asse by die oorsprong nie. Vir die stelling van direkte eweredigheid om waar te wees moet ons egter 'n grafiek wat 'n reguitlyn deur die oorsprong is kan teken. Om dit te kan vermag moet ons die Kelvin skaal gebruik. Ons noem dus -273°C die **ABSOLUTE NULPUNT** en stel dit gelyk aan 0 K.

DIE ALGEMENE GASVERGELYKING

Soos wat in die bostaande afdeling gesien kan word, was Boyle, Charles en Guy-Lussac se gevolgtrekking slegs geldig onder sekere voorwaardes. Indien ons egter al drie se bevindinge kombineer, kan ons vir enige moontlike situasie voorsorg tref. Dit het dan tot die skryf van die algemene gasvergelyking gelei:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

DIE IDEALE GASVERGELYKING

'n Ideale gas is 'n gas wat alle teoretiese gevolgtrekkings onder alle moontlike omstandighede gehoorsaam. Geen element, wat op die periodieke tabel gevind kan word, in sy gasfase sal onder alle omstandighede die gaswette gehoorsaam nie. Jy moet die verskille tussen 'n ware en ideale gas kan noem en verstaan:

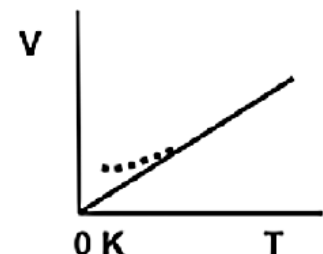
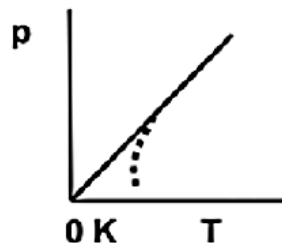
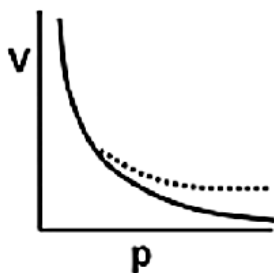
	IDEALE GASSE	WARE GASSE
1.	Deeltjies beslaan geen volume nie.	Deeltjies beslaan volume.
2.	Alle deeltjies is identies.	In gasmengsels is alle deeltjies nie identies nie.
3.	Die deeltjies oefen geen kragte op mekaar uit nie, dus kom geen intermolekulêre kragte voor nie.	Intermolekulêre kragte kom tussen die onderskeie deeltjies van die gas voor.
4.	Botsings tussen die deeltjies is perfek elasties, dus gaan geen energie tydens botsings verlore nie.	Botsing wat tussen die deeltjies plaasvind is nie elasties nie, daar gaan dus energie met elke botsing verlore.

Dit word ook van jou verwag om redes te verskaf waarom ware gasse van ideale gasse, by sekere toestande, afwyk:

Hoë druk - In wetenskap verhoog ons die druk van 'n ingeslote gas deur die volume van die houer waarin die gas is te verklein. Soos wat die volume van die houer verklein, word die grootte van die gasdeeltjies al hoe meer relevant. Die deeltjies self is dan baie groter as die spasies wat tussen hulle voorkom. Indien ons die druk verder probeer verhoog, sal die sisteem 'n punt bereik waar die deeltjies nie meer nader aan mekaar kan beweeg nie en dus sal die volume ook nie meer kan verklein nie. Dit verduidelik dan die afwyking in die onderstaande grafieke ten opsigte van druk.

Lae temperatuur - Onthou dat die temperatuur van 'n gas 'n maatstaf van die gemiddelde kinetiese energie van die gasdeeltjies is. Dit beteken dat soos wat temperatuur verlaag, die gemiddelde kinetiese energie van die gasdeeltjies ook sal verminder. Die deeltjies beweeg dus stadiger en sodoende sal die botsings ook sagter wees. Die intermolekulêre kragte tussen die deeltjies veroorsaak dan dat die deeltjies aan mekaar kleef. Die druk by lae temperature sal dus laer wees as wat verwag word. Hierdie is die rede vir die afwyking in die onderstaande grafieke.

Die volgende drie grafieke is baie belangrik (in elkeen stel die soliede lyn 'n ideale gas en die stippel lyn 'n ware gas voor):



Kwantitatiewe aspekte van chemiese verandering

DEFINISIES

Mol is die SI-eenheid vir stofhoeveelheid.

Een mol is die stofhoeveelheid wat dieselfde getal deeltjies het as wat daar atome in 12 g koolstof-12 is.

Avogadro se getal, N_A , is die getal deeltjies (atome, molekule, formuleeenhede) teenwoordig in een mol ($N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

Molêre massa is die massa van een mol van 'n stof gemeet in $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Avogadro se wet d.i. een mol van enige gas beslaan dieselfde volume by dieselfde temperatuur en druk.

Konsentrasie is die hoeveelheid opgeloste stof per liter van 'n oplossing.

FORMULES

$$\text{aantal mol (mol)} \leftarrow n = \frac{m}{M}$$

m → massa stof (g)
 M → molêre massa ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$\text{Persentasie samestelling van element} = \frac{\text{molêre massa van element}}{M_R \text{ van samestelling}} \times 100$$

$$\text{konsentrasie (mol} \cdot \text{dm}^{-3}\text{)} \leftarrow c = \frac{n}{V}$$

n → aantal mol (mol)
 V → volume (dm^3)

OF $c = \frac{m}{M \times V}$

$$\text{aantal mol (mol)} \leftarrow n = \frac{V}{V_M}$$

V → volume van gas (dm^3)
 V_M → molêre gas volume by STD ($22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$\text{Persentasie suiwerheid} = \frac{\text{Massa van suiwer stof}}{\text{Massa van onsuier monster}} \times 100$$

$$\text{Persentasie opbrengs} = \frac{\text{Massa van produk vervaardig}}{\text{Maksimum teoretiese massa van produk}} \times 100$$