



Algemene Chemie Oefeningen

- Formules
- oplossingsstrategieën

Eenheden & chemisch rekenen

$$\text{Dichtheid} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \rho = \frac{m}{V} \quad [\rho] = \frac{g}{mL}$$

Molaire massa (tabel Mendeljev)

$$\text{Molaire massa} = \frac{\text{massa}}{\text{aantal mol}} \quad M = \frac{m}{n} \quad [M] = \frac{g}{mol}$$

1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes (atomen, ionen, moleculen,...)

De massa van 1 atoom volgt uit: (1 mol materiaal in gram) / (avogadro's getal)

Bijvoorbeeld: het gewicht van 1 waterstofatoom is $(1g / 6,022 \times 10^{23})$
 $= 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

Isotopen – gemiddelde atoommassa

Bepaald atoom in werkelijkheid verzameling atomen bestaande uit verschillende isotopen met elk een andere massa.

→ Afhankelijk van relatieve voorkomen en massa van deze isotopen gemiddelde atomaire massa berekenen.

$$A = \frac{p_1 \cdot A_1 + p_2 \cdot A_2}{100}$$

$$p_1 + p_2 = 100 \%$$

p_1 = % voorkomen isotoop 1

p_2 = % voorkomen isotoop 2

A_1 = atomaire massa isotoop 1

A_2 = atomaire massa isotoop 2

Chemische formules

Molecuulformule = chemische formule die het werkelijke aantal en type atomen weergeeft van de molecule.

→ De samenstelling van de molecule door aan te geven hoeveel atomen van elke soort in de molecule aanwezig zijn

Empirische formule = chemische formule die enkel de relatieve aantal en type atomen weergeeft van de molecule.

→ De samenstelling van de molecule met de kleinst mogelijke verhouding van gehele getallen

Bepalen empirische formules

We veronderstellen 100 g van de verbinding dan zijn de percentages gelijk aan de massa van elk element in gram.

- **Stap 1:** zet percentages op naar de massa van elk element in gram.
- **Stap 2:** zet massa van elk element om naar aantal mol
- **Stap 3:** deel de gevonden waarden door het kleinste getal van deze waarden
- **Stap 4:** Indien nodig, vermenigvuldig deze waarden met geheel getal om zo gehele getallen te krijgen.

Chemische formules

Vb. Een verbinding wordt geanalyseerd en bestaat uit 48.64% C, 8.16% H en 43.20% O. Wat is de empirische formule?

We veronderstellen 100 g van de verbinding dan zijn de percentages gelijk aan de massa van elk element in gram.

- **Stap 1:** zet percentages op naar de massa van elk element in gram.
Voor C: 48.64 g C
Voor H: 8.16 g H
Voor O: 43.20 g O
- **Stap 2:** zet massa van elk element om naar aantal mol
Voor C: $48.64 \text{ g C} = \frac{48.64 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 4.049 \text{ mol}$
Voor H: $8.16 \text{ g H} = \frac{8.16 \text{ g}}{1.01 \text{ g/mol}} = 8.095 \text{ mol}$
Voor O: $43.20 \text{ g O} = \frac{43.20 \text{ g}}{15.99 \text{ g/mol}} = 2.7 \text{ mol}$
- **Stap 3:** deel de gevonden waarden door het kleinste getal van deze waarden
Voor C: $\frac{4.049 \text{ mol}}{2.7 \text{ mol}} = 1.5$ Voor H: $\frac{8.095 \text{ mol}}{2.7 \text{ mol}} = 3$ Voor O: $\frac{2.7 \text{ mol}}{2.7 \text{ mol}} = 1$
- **Stap 4:** Indien nodig, vermenigvuldig deze waarden met geheel getal om zo gehele getallen te krijgen. (alles vermenigvuldigen met 2)
Voor C: 3 Voor H: 6 Voor O: 2

➔ **Empirische formule : $(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2)_n$**

Bepalen molecuulformules adhv molaire massa en empirische formule

Als empirische formule en molaire massa van verbinding gekend is, kan molecuulformule bepaald worden.

- **Stap 1:** Bepaal moleculaire massa van empirische formule.
- **Stap 2:** molaire massa van verbinding wordt meestal gegeven
- **Stap 3:** deel de molaire massa van de verbinding door de molaire massa van de empirische formule. (zo bepaal je n)
- **Stap 4:** Vermenigvuldig de empirische formule met het bekomen getal.

Vb. De molaire massa van vitamine C gelijk is 176,12 g/mol. Als de empirische formule $C_3H_4O_3$ is, wat is dan de moleculeformule van vitamine C?

- **Stap 1+2:** Bepaal moleculaire massa van empirische formule.

$$M((C_3H_4O_3)_n) = 3 \cdot \left(\frac{12,01g}{mol}\right) + 4 \cdot \left(\frac{1,01g}{mol}\right) + 3 \cdot \left(\frac{15,99g}{mol}\right) = 88,04 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{vitamine C}) = 176,12 \text{ g/mol}$$

- **Stap 3:** deel de molaire massa van de verbinding door de molaire massa van de empirische formule. (zo bepaal je n)

$$n = \left(\frac{176,12g/mol}{88,04g/mol}\right) = 2$$

- **Stap 4:** Vermenigvuldig de empirische formule met het bekomen getal voor n.
molecuulformule vitamine C = $(C_3H_4O_3)_2 = \mathbf{C_6H_8O_6}$

Concentraties

$$\text{concentratie} = \frac{\text{aantal mol}}{\text{volume}} \quad C = \frac{n}{V} \quad [C] = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Molaire massa (tabel Mendeljev)

$$\text{Molaire massa} = \frac{\text{massa}}{\text{aantal mol}} \quad M = \frac{m}{n} \quad [M] = \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

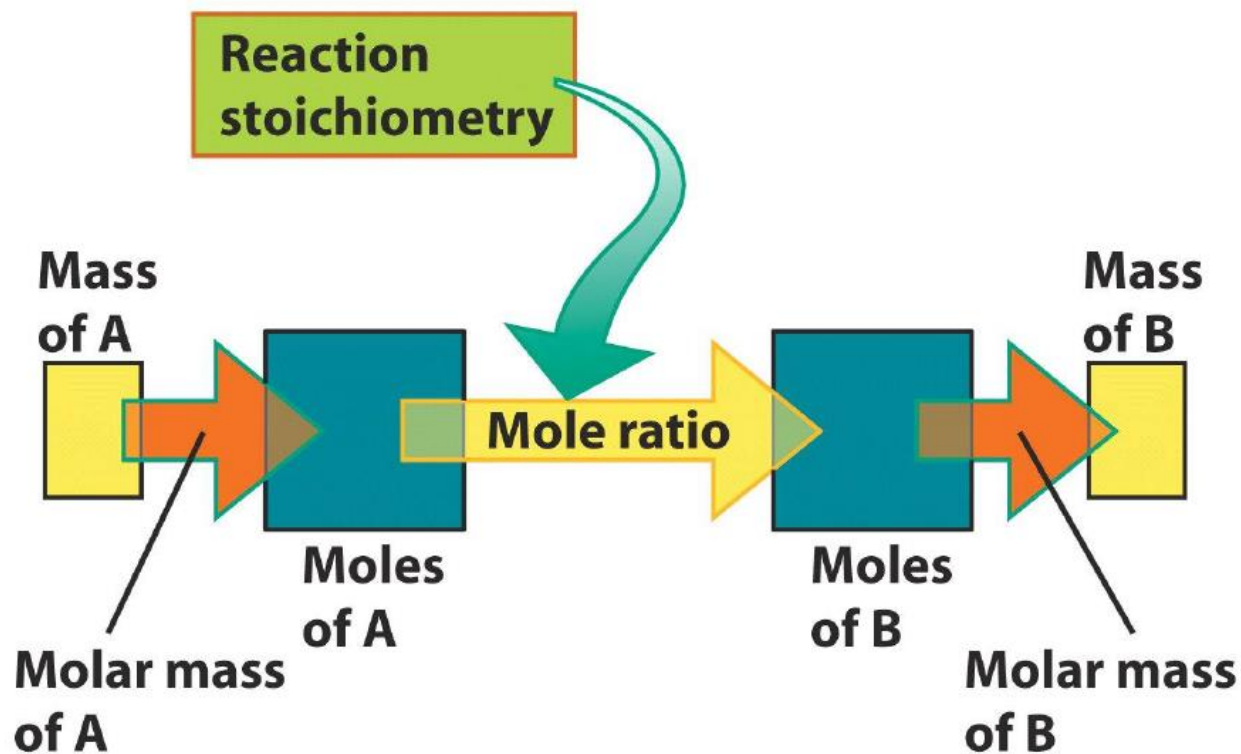
Verdunningen

$$C_{\text{geconcentreerd}} \cdot V_{\text{geconcentreerd}} = C_{\text{verdund}} \cdot V_{\text{verdund}}$$

1 ppm = 1 mg opgeloste stof in 1L H₂O

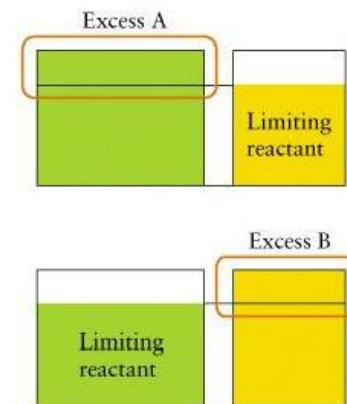
1 ppb = 1 mg opgeloste stof in 1000L H₂O

Stoichiometrie

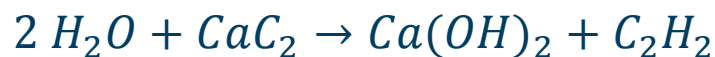


Stoichiometrie

- **Stap 1:** Schrijf chemische reactievergelijking.
- **Stap 2:** Bepaal aantal mol
- **Stap 3:** Bepaal limiterende factor
- **Stap 4:** gebruik reactiostoichiometrie om aantal mol van onbekende te bepalen
- **Stap 5:** Reken om naar massa



Voorbeeld: Reactie van 100g H_2O met 100g CaC_2



$$\begin{aligned} m_{H_2O} &= 100g \\ M_{H_2O} &= 18,02 \frac{g}{mol} \\ n_{H_2O} &= 5,55 mol \end{aligned}$$

overmaat

$$\begin{aligned} m_{CaC_2} &= 100g \\ M_{CaC_2} &= 64,10 \frac{g}{mol} \\ n_{CaC_2} &= 1,56 mol \end{aligned}$$

LIMITEREND

$$\begin{aligned} n_{Ca(OH)_2} &= 1,56 mol \\ n_{C_2H_2} &= 1,56 mol \end{aligned}$$

Er blijft 2,43 mol H_2O over



Electronenconfiguraties

Het waterstofatoom: kwantumgetallen

Samenvatting: 4 kwantumgetallen

1. het hoofdkwantumgetal n

=> bepaalt de energie van het elektron in het H-atoom

$$E = -\frac{R}{n^2}$$

2. het nevenkwantumgetal l

=> bepaalt de grootte van de orbitaal-draaiimpuls van het elektron

$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$

3. het magnetische kwantumgetal m_l

=> bepaalt de grootte van de component van de orbitaal-draaiimpuls in de meetrichting (richting van uitwendig magnetisch veld)

$$L_z = m_l \hbar$$

4. het spinkwantumgetal m_s

=> bepaalt de grootte van de component van de spin-draaiimpuls in de meetrichting

$$S_z = m_s \hbar$$



Electronenconfiguraties

Pauliverbod

Hoe ziet de grondtoestand van een meerelektronen atoom eruit? In welke orbitalen bevinden de e^- zich?

n	l	m_l	m_s
1	0	0	1/2
1	0	0	-1/2
2	0	0	1/2
2	0	0	-1/2
2	1	-1	1/2
2	1	-1	-1/2
2	1	0	1/2
2	1	0	-1/2
2	1	1	1/2
2	1	1	-1/2

Onderscheiden toestanden in K en L schil

Uitsluitingsbeginsel / Pauliverbod:

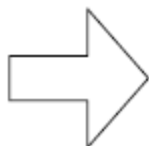
Geen twee elektronen in eenzelfde atoom kunnen dezelfde vier kwantumgetallen (n , l , m_l , m_s) hebben

of

Geen twee elektronen in eenzelfde systeem bevinden zich in dezelfde kwantumtoestand



Wolfgang Pauli
1900 - 1958




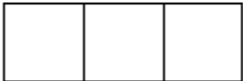
- ieder e^- bevindt zich in een orbitaal, waarvan vorm en oriëntatie beschreven wordt door n , l en m_l
- ieder van deze orbitalen kan ten hoogste 2 elektronen bevatten, één met $m_s = 1/2$, en één met $m_s = -1/2$




Electronenconfiguraties

Symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie

3s  \longrightarrow voorstelling ruimtelijk onderscheiden orbitaal, voorafgegaan door de specificatie van de orbitaal

3p  \longrightarrow voorstelling ontaarde orbitalen

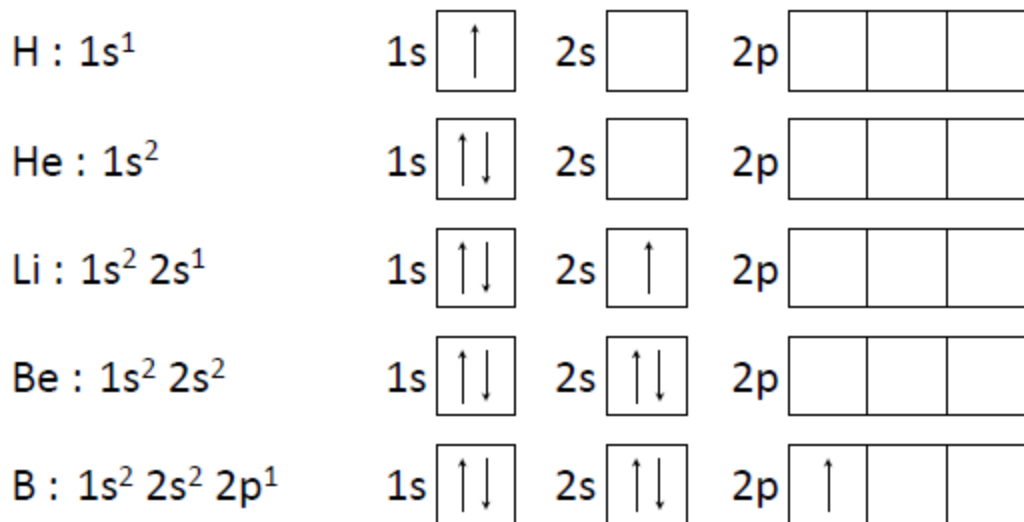
1s  \longrightarrow elektronen worden voorgesteld met pijltjes waarvan de oriëntatie de spin aangeeft



Electronenconfiguraties

Het Aufbau principe

- De energie van het elektron stijgt met zijn hoofdkwantumgetal n
- Binnen een bepaalde schil, stijgt de energie van het elektron met zijn nevenkwantumgetal l





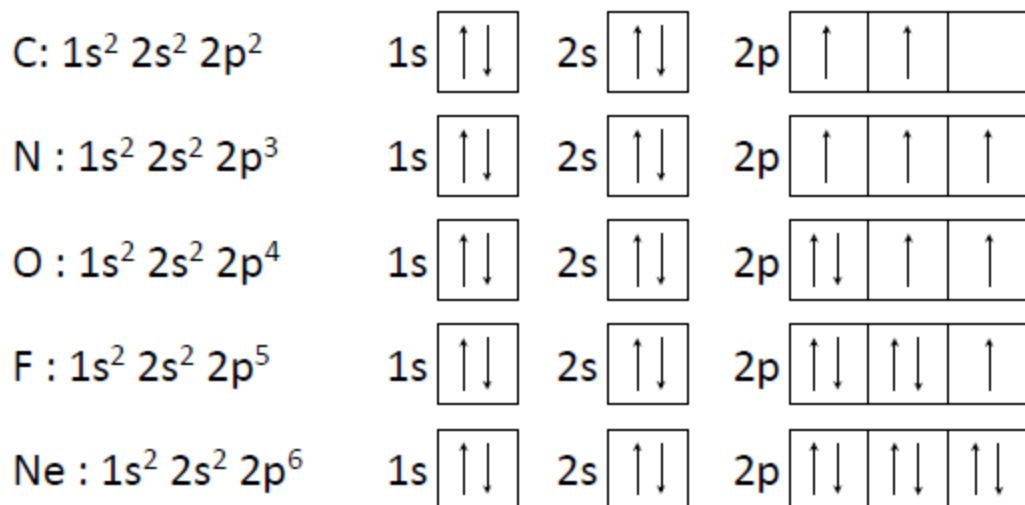
Electronenconfiguraties

De Regel van Hund

- Elektronen stoten elkaar af => zijn liefst ver van elkaar verwijderd

Regel van Hund / regel van maximale multiplicititeit:

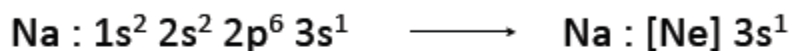
Wanneer meerdere elektronen in een verzameling ontaarde orbitalen aanwezig zijn, dan heeft de configuratie met het maximale aantal door het Pauliverbod toegelaten evenwijdige spins de laagste energie





Electronenconfiguraties

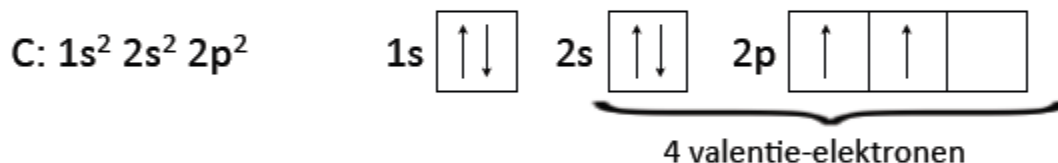
Elementen van de 3^e periode valentie-elektronen



└─ volledig gevulde schil: *edelgasconfiguratie*

Mg tot Ar: opvulling 3p analoog aan 2p in Be tot Ne

Elektronen in de buitenste schil: *valentie-elektronen*



H $1s^1$							He $1s^2$
Li $2s^1$	Be $2s^2$	B $2s^2 2p^1$	C $2s^2 2p^2$	N $2s^2 2p^3$	O $2s^2 2p^4$	F $2s^2 2p^5$	Ne $2s^2 2p^6$
Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^2 3p^1$	Si $3s^2 3p^2$	P $3s^2 3p^3$	S $3s^2 3p^4$	Cl $3s^2 3p^5$	Ar $3s^2 3p^6$

**Valentie-elektronen
bepalen chemische
eigenschappen van het
element!**



Electronenconfiguraties

Elementen van de 4^e periode en transitiemetalen

Elementen na Ar in tabel van Mendeljev: K en Ca

- Chemisch sterk verwant met Na en Mg, resp.
- 4s orbitaal blijkt lagere energie te hebben dan 3d

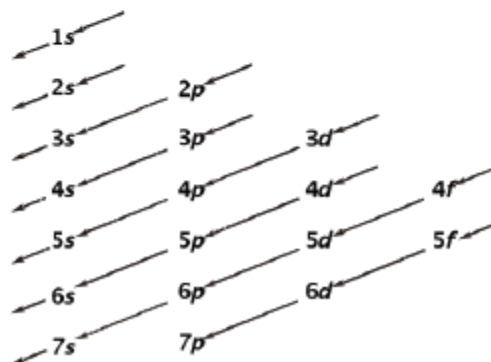
=> K : [Ar] 4s¹ en Ca : [Ar] 4s²

Elementen na Ca: *overgangsmetalen of transitiemetalen*

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
3d ¹ 4s ²	3d ² 4s ²	3d ³ 4s ²	3d ⁵ 4s ¹	3d ⁵ 4s ²	3d ⁶ 4s ²	3d ⁷ 4s ²	3d ⁸ 4s ²	3d ¹⁰ 4s ¹	3d ¹⁰ 4s ²

Algemeen opvulschema:

opvullen van onderschil:
2(2l+1) elektronen



Gaswetten

Experimentele vaststellingen:

Boyle: $p \cdot V = \text{cte}$ (bij cte T, n)

Charles: $V/T = \text{cte}$ (bij cte p, n)

Gay-Lussac: $p/T = \text{cte}$ (bij cte V, n)
(T in K!)

Avogadro: $V = n \cdot V_m$

Ideale gaswet:

$$p.V = n.R.T$$

R = gasconstante

$$R = 8,314472 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 0,0820578 \text{ L.atm. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 62,3637 \text{ L.Torr. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 1,987 \text{ cal. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,31447.10^{-2} \text{ L.bar. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Gevolg: $c = \frac{n}{V} = \frac{p}{R.T}$

$$p.V = \frac{m}{M}.R.T \rightarrow \frac{p.M}{R.T} = \frac{m}{V} = \rho$$

Gasmengsels

$$p = p_A + p_B + \dots$$

$$\text{Molfractie: } x_A = n_A/n$$

$$p_A = n_A \cdot \frac{R \cdot T}{V} = x_A \cdot n \cdot \frac{R \cdot T}{V} = x_A \cdot p$$

Diffusie en effusie

$$\text{effusiesnelheid} \sim \frac{1}{\sqrt{M}}$$

$$\frac{\text{effusiesnelheid}_A}{\text{effusiesnelheid}_B} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$$

Reële gassen

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a \frac{n^2}{V^2}$$



Lewis structuren



Gilbert Newton Lewis
1875 - 1946

MO theorie: complexe berekeningen en interpretatie

=> overgaan naar eenvoudiger model: Lewis structuren

concept: gedeeld gebruik van valentie-
elektronen leidt tot covalente bindingen

Wanneer twee atomen die zich in elkaars omgeving bevinden hun valentie-elektronen zodanig herschikken dat sommige elektronen samen gebruikt worden door de twee atomen dan wordt een stabiele molecule gevormd indien dit gedeelde elektronengebruik leidt tot volledig gevulde valentie-schillen voor beide atomen.



Lewis structuren

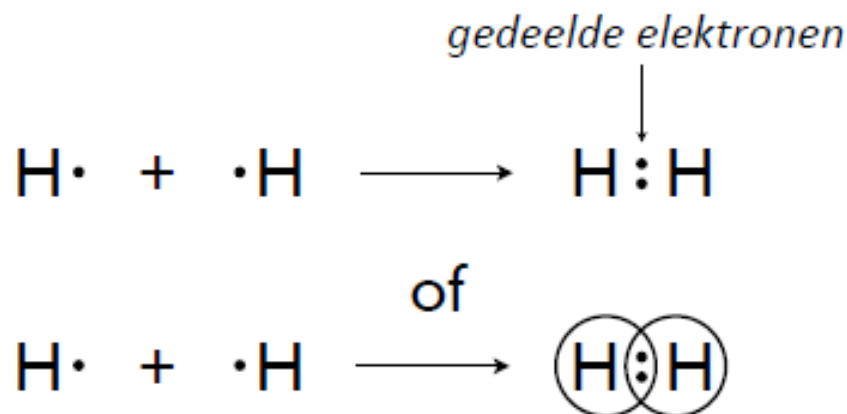


Gilbert Newton Lewis
1875 - 1946

Li tot Ne: valentie-schil = L-schil => 8 elektronen
= octet ("*octetregel*")

Zwaardere elementen: ook d-orbitalen: opvulling mogelijk tot 18 elektronen

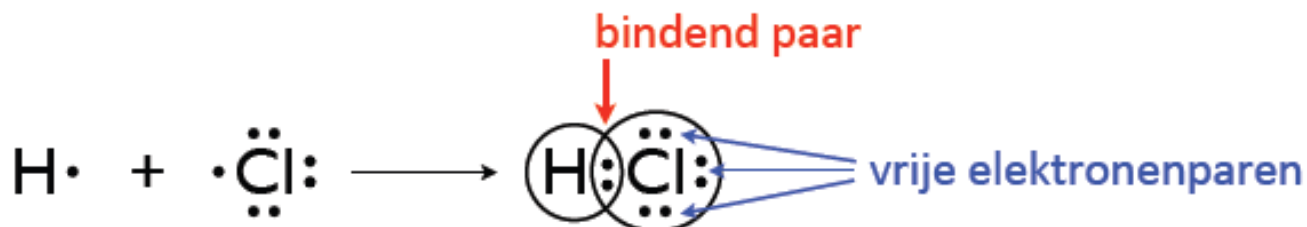
Weergave:



cirkeltjes benadrukken welke elektronen deelnemen aan de binding



Lewis structuren



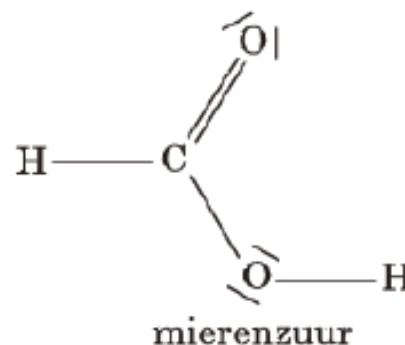
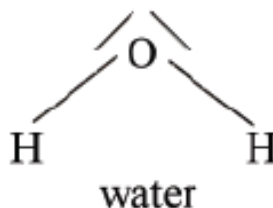
Q: welke elektronen nemen deel aan de binding?

A: die elektronen die in beide cirkels voorkomen

2 elektronen in binding ~ in MO

6 overige valentie- e^- van Cl ~ in AO

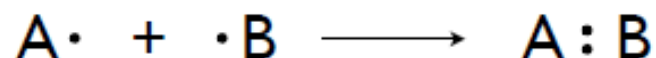
2^e weergavemogelijkheid:



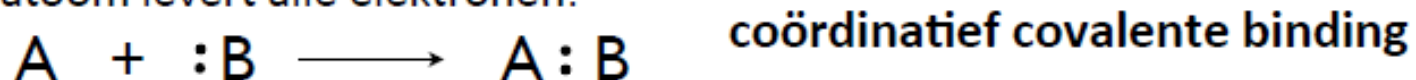


Coördinatief covalente binding

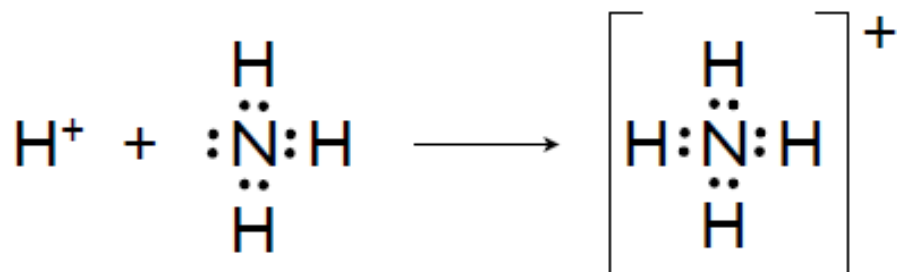
Ieder atoom levert één of meerdere elektronen:



Ieder atoom levert alle elektronen:

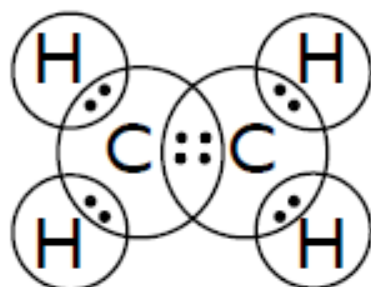


Ammonium-ion uit ammoniak:

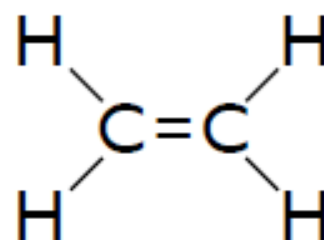


U eervoudig covalente bindingen

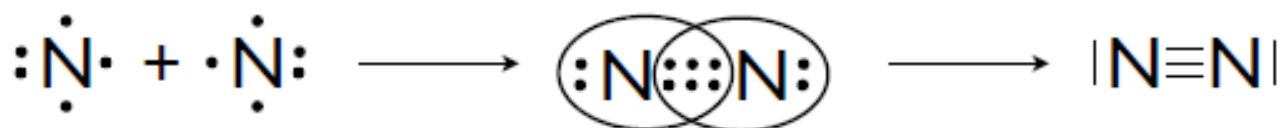
Etheen: C_2H_4



of



Stikstofmolecule: N_2





Opstellen van Lewis formules

Noodzakelijk: weten welke atomen in de molecule gebonden zijn aan elkaar

Voorbeeld: COCl_2 (*carbonyldichloride* of *fosgeen*)

1. Bereken het totaal aantal valentie- e^- in de molecule (= som van de valentie- e^- van de atomen), plus de negatieve lading van de molecule / ion, of min de positieve lading van de molecule / ion.

C: 4 e^-

O: 6 e^- Totaal: 24 e^-

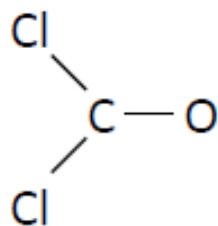
Cl: 7 e^-

NH_4^+ : 5 (N) + 4x1 (H) -1 (positief ion) = 8 e^-



Opstellen van Lewis formules

2. Teken de skeletstructuur van de molecule



= verbinding van alle met elkaar te verbinden atomen dmv één streepje

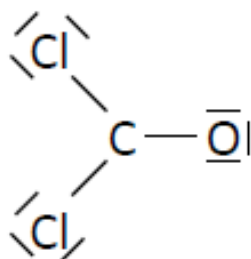
ieder streepje = één bindend elektronenpaar

=> 6 elektronen toegewezen; nog $(24-6) = 18 e^-$ te alloceren



Opstellen van Lewis formules

3. Verdeel elektronen over de atomen die het centrale atoom omringen. Zorg ervoor dat voor deze eindstandige atomen aan de octetregel is voldaan.



igv. fosgeen: 18 e⁻
=> alle e⁻ opgebruikt

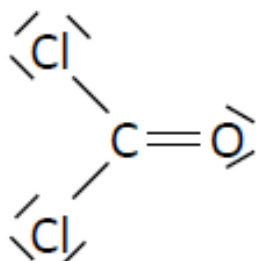
Q: is dit de eindstructuur?

A: neen, voor C is niet aan de octetregel voldaan...



Opstellen van Lewis formules

4. Verdeel de overblijvende elektronen paarsgewijs over het centrale atoom



Rond centrale atoom

6 e⁻ => meestal dubbele binding

4 e⁻ => meestal driedubbele binding

Q: Waarom dubbele binding met O?

A: elektronenconfiguratie O: $1s^2 2s^2 2p^4$, met 2 ongepaarde e⁻

elektronenconfiguratie Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, met 1 ongepaard e⁻



Formele lading

Uit idealisering dat alle covalente bindingen homopolair zijn:
bepalen hoeveel valentie-elektronen elk atoom omringen

Uit dit aantal elektronen: bepaling van de lading van elk
atoom (tov. aantal valentie-elektronen in neutrale atoom)

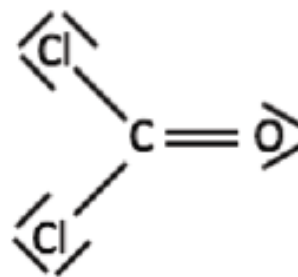
$$\boxed{F = N - D - B/2}$$

Formele lading (under F)

$\# e^-$ in vrije e^- -paren (under D)

$\# e^-$ in bindende e^- -paren (under B)

$\#$ valentie- e^- neutrale atoom (under N)



$$\text{C: } F = 4 - 0 - 4 = 0$$

$$\text{Cl: } F = 7 - 6 - 1 = 0$$

$$\text{O: } F = 6 - 4 - 2 = 0$$



Formele ladingen en meerdere Lewis structuren

Vaak meer dan 1 Lewis structuur mogelijk

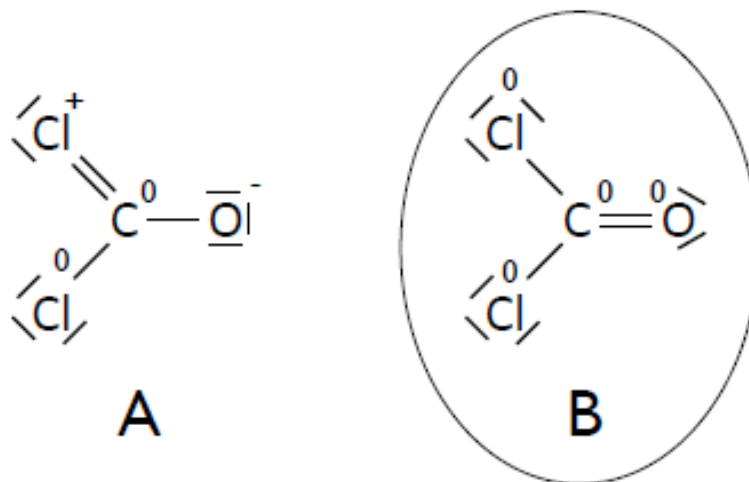
=> Formele lading (FL) geeft aan welke meest waarschijnlijk is

1. Alle FL = 0 :: optimaal
2. Kies structuur met laagste aantal FL
3. Eén hoge FL is beter dan meerdere hoge FL
4. FL met zelfde teken op naburige atomen :: hoogst onwaarschijnlijk
5. Kies structuur met negatieve FL op meest elektronegatieve atoom

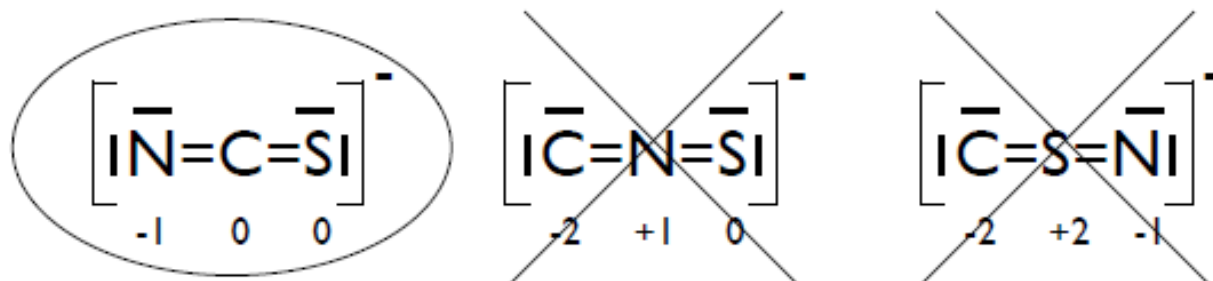


Voorbeelden

carbonylchloride



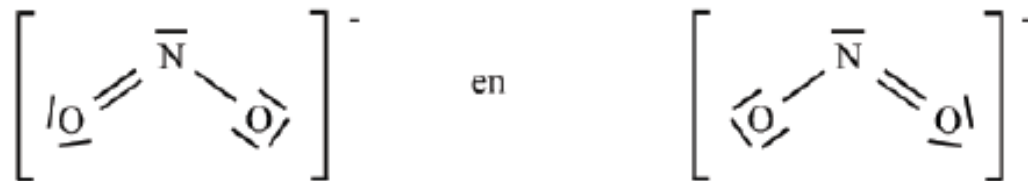
$[\text{C/N/S}]^-$: thiocynaat ion





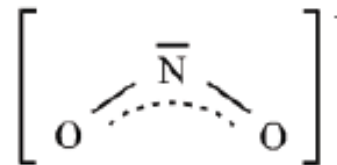
Resonantie / delocalisatie

Nitrietion: NO_2^-

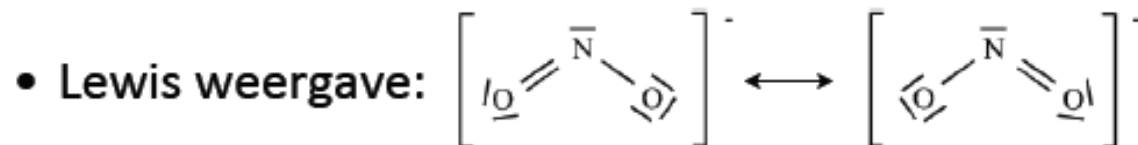


- 2 perfect evenwaardige structuren, maar telkens 2 verschillende N-O bindingen
- Experimenteel: 1 structuur met 2 gelijke N-O bindingen

=> elektronenpaar zit verdeeld
over beide N-O bindingen:



*opm.: steeds
gemeenschappelijk atoom
in gedelocaliseerde binding*



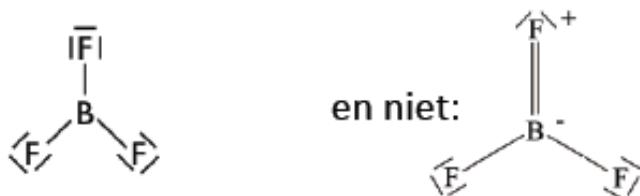
*opm.: atoomposities
veranderen niet in
resonantievormen*

= 1 structuur!!!

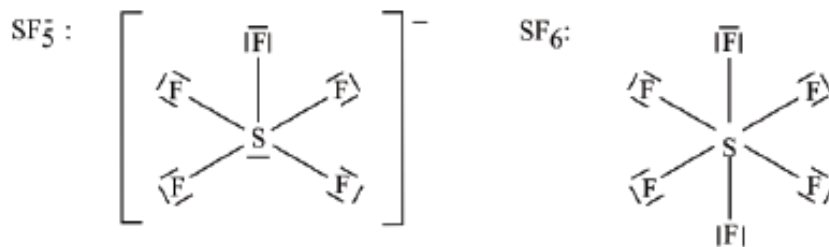


Uitzonderingen op de octetregel

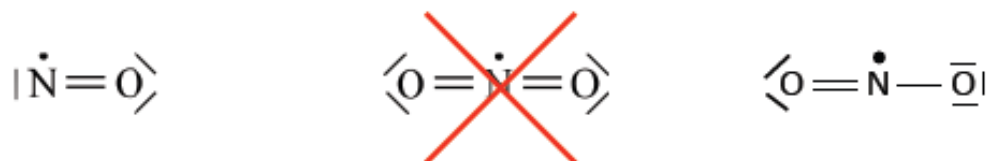
1. moleculen met minder dan 8 valentie- e^- rond het centrale atoom



2. moleculen met meer dan 8 valentie- e^- rond het centrale atoom



3. moleculen met een oneven aantal elektronen





= Valence Shell Electron Pair Repulsion

= theorie die toelaat op 3D structuur van moleculen te voorspellen adhv elektronenverdeling

→ Electronen in bindingen en in VEP proberen zich zover mogelijk van elkaar te positioneren

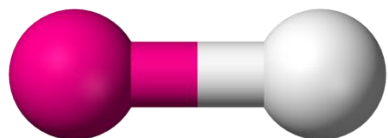
1. Teken Lewisstructuur

2. Tel aantal bindingen en VEP

3. Leg Ladingswolken zo ver mogelijk uit elkaar

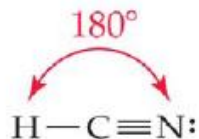
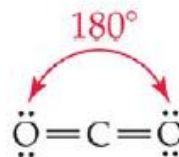
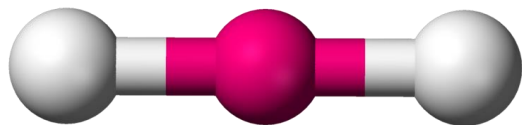
1 Ladingswolk (diatomische molecule)

→ Lineaire molecule met bindingshoek 180°



2 Ladingswolken

→ Lineaire molecule met bindingshoek 180°

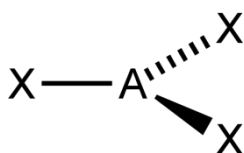
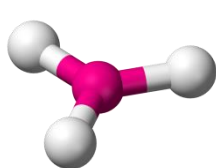


lineair

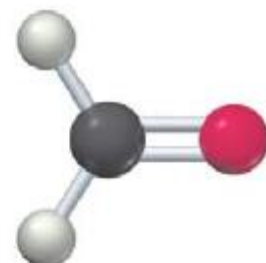
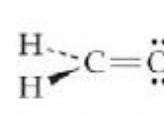
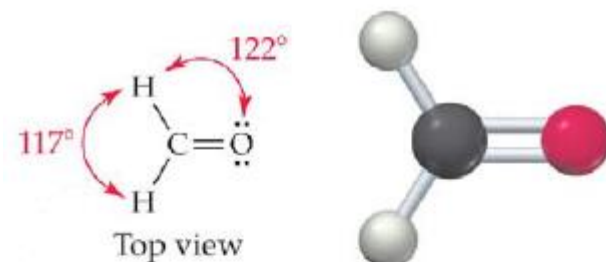
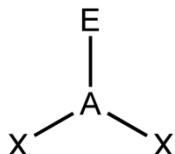
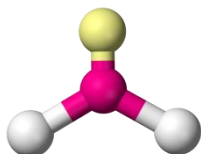


3 Ladingswolken

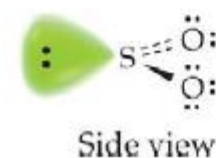
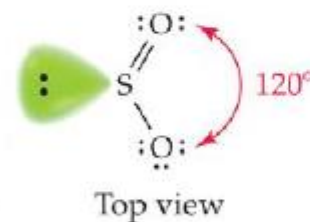
→ Vlakke driehoek met bindingshoek 120°



→ Indien 1 VEP gebogen X-A-X met bindingshoek 120°

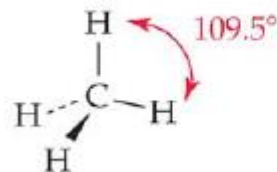
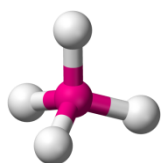


vlak trigonaal

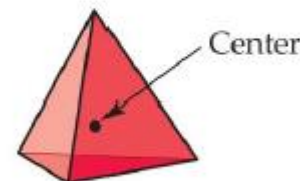


4 Ladingswolken

→ **Tetraeder** met bindingshoek **109,5°**

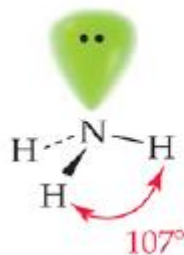
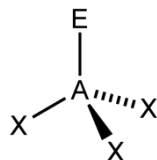
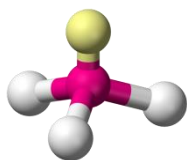


tetraëdrisch

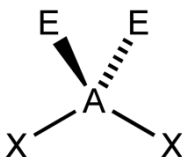
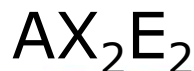
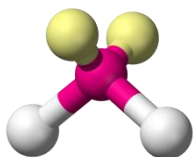


A regular tetrahedron

→ Indien 1 VEP **trigonale piramide** met bindingshoek **107°**

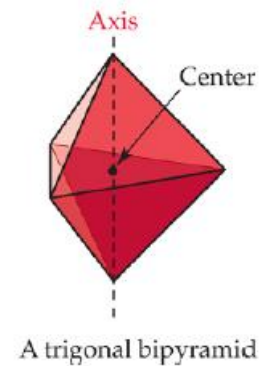
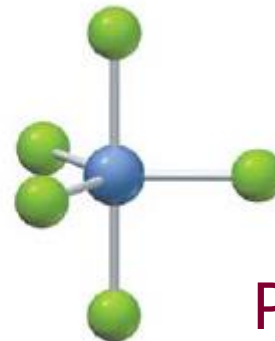
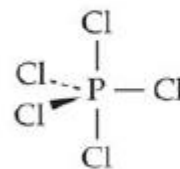
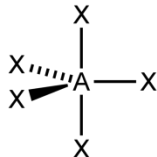
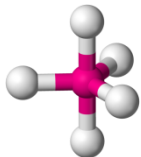


→ Indien 2 VEP **gebogen** met bindingshoek **104,5°**

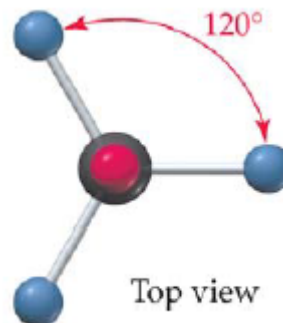
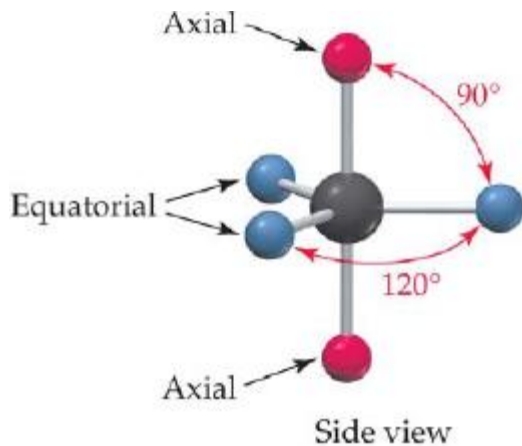
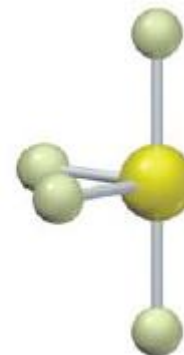
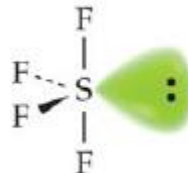
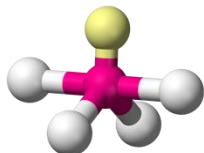


VSEPR: 5 ladingswolken

→ Trigonale bipyramide

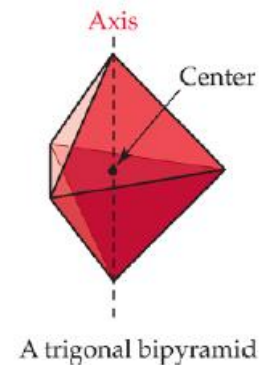
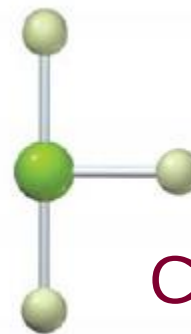
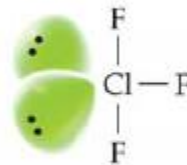
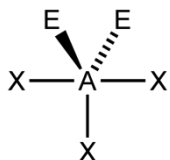
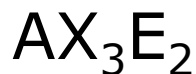
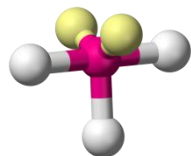


→ Indien 1 VEP **schommel**

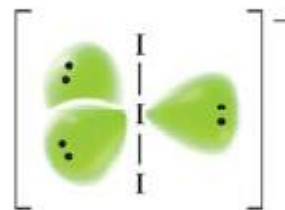
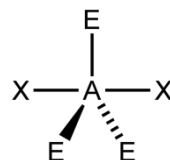
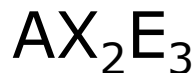
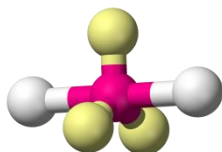


VSEPR: 5 ladingswolken

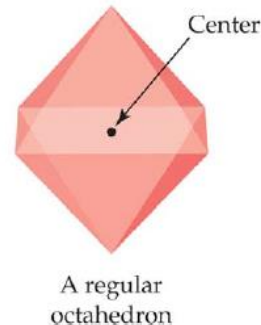
→ Indien 2 VEP **T-vorm**



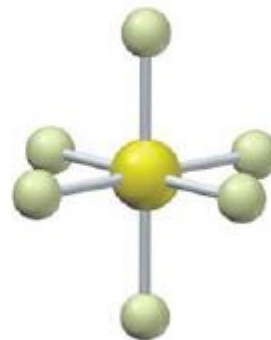
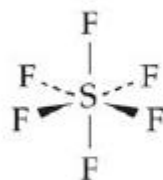
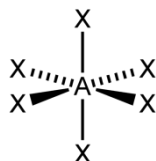
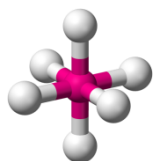
→ Indien 3 VEP **Lineair**



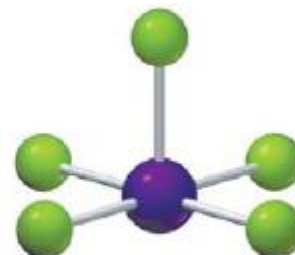
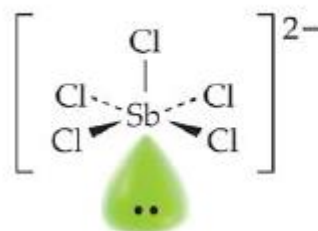
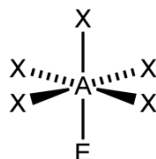
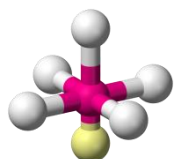
VSEPR: 6 ladingswolken



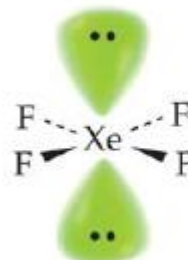
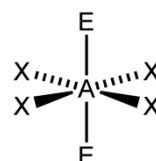
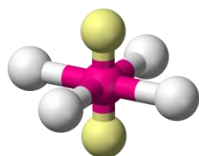
→ Octaeder



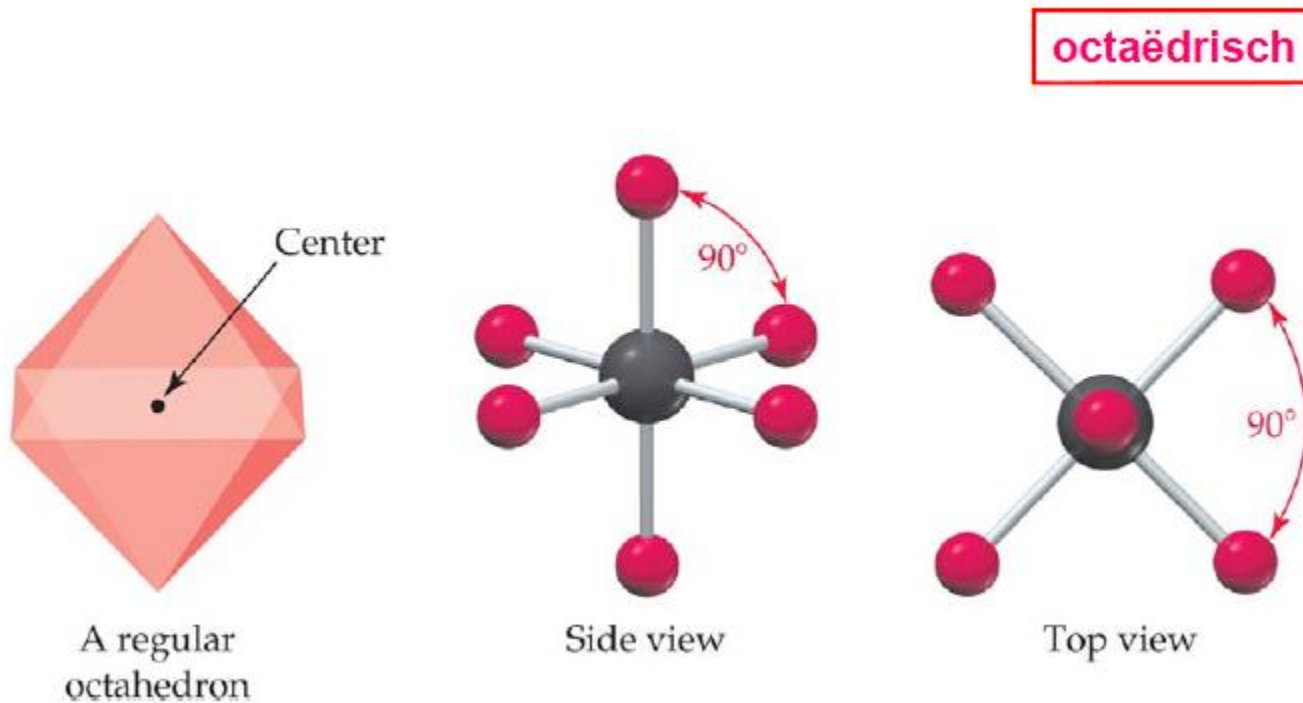
→ Indien 1 VEP **vierkante pyramide**



→ Indien 2 VEP **vlak vierkant**



VSEPR: 6 ladingswolken



VSEPR: samenvatting

TABLE 7.4 Geometry around Atoms with 2, 3, 4, 5, and 6 Charge Clouds



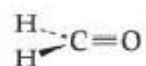


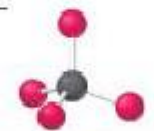
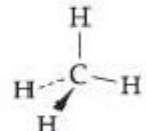

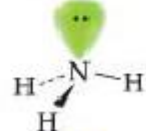

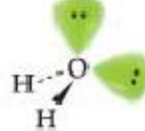
Number of Bonds	Number of Lone Pairs	Number of Charge Clouds	Geometry	Example
2	0	2	 Linear	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
<div> <div>3</div> <div>2</div> </div>	0	3	<div>  <div>Trigonal planar</div> </div>	
	1		<div>  <div>Bent</div> </div>	
<div> <div>4</div> <div>3</div> <div>2</div> </div>	0	4	<div>  <div>Tetrahedral</div> </div>	
	1		<div>  <div>Trigonal pyramidal</div> </div>	
	2		<div>  <div>Bent</div> </div>	



TABLE 7.4 Geometry around Atoms with 2, 3, 4, 5, and 6 Charge Clouds

Number of Bonds	Number of Lone Pairs	Number of Charge Clouds	Geometry	Example
$\begin{bmatrix} 5 \\ 4 \\ 3 \\ 2 \end{bmatrix}$	0	5	Trigonal bipyramidal	
	1		Seesaw	
	2		T-shaped	
	3		Linear	
$\begin{bmatrix} 6 \\ 5 \\ 4 \end{bmatrix}$	0	6	Octahedral	
	1		Square pyramidal	
	2		Square planar	

Energie veranderingen in chemie:

- Warmte q
 - +: warmte toegevoegd wordt aan systeem
 - - : warmte afgegeven door systeem
- Arbeid w
 - +: arbeid op systeem wordt uitgeoefend
 - - : systeem levert arbeid

Arbeid

- Irreversiebele expansie (tegen constante druk)

$$w = -P\Delta V$$

- Reversiebele expansie (systeem is op elk ogenblik in evenwicht met omgeving → P niet meer constant maar T is constant)

$$w = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Warmtecapaciteit

- Warmtecapaciteit = hoeveelheid warmte nodig om temperatuur van een object of stof een bepaalde hoeveelheid te laten stijgen

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

- Specifieke warmtecapaciteit = de hoeveelheid warmte om temperatuur van 1g stof 1°C te laten stijgen

$$q = m c \Delta T$$

ΔU en ΔH

ΔU = verandering in inwendige energie

$$\Delta U = q + w$$

ΔH = verandering enthalpie

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

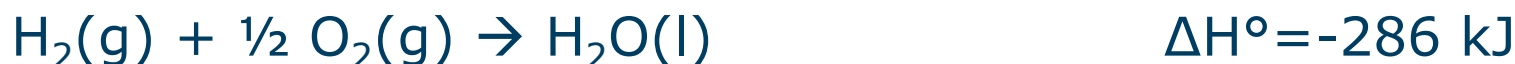
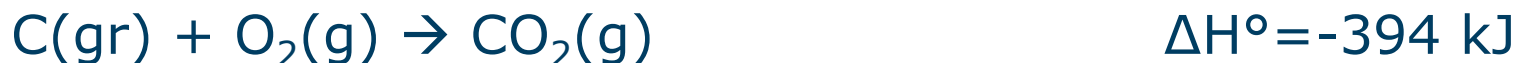
$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \quad (\text{voor gassen})$$

met $\Delta n = n_{\text{prod}} - n_{\text{reag}}$

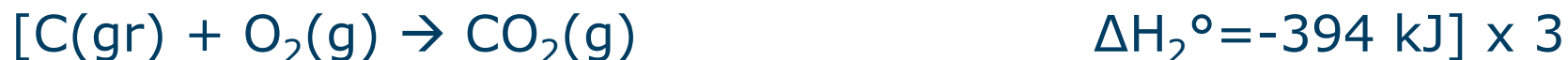
Wet van Hess voorbeeld

Synthese van propaan: $3\text{C}(\text{gr}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

Bereken de standaardenthalpie van de synthesesereactie vanuit de volgende experimentele data:



Oplossing:



$$\Delta H = -\Delta H_1^\circ + 3\Delta H_2^\circ + 4\Delta H_3^\circ$$

$$\Delta H = -106 \text{ kJ}$$

Chemisch evenwicht

Algemeen: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Concentraties bij evenwicht

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

voor gassen

Partieeldrukken bij
evenwicht

Chemisch evenwicht

Evenwichtsconstante laat toe:

- Bepalen hoe ver reactie loopt
 - K_c zeer groot: meeste reactieproduct
 - K_c zeer klein: meeste reagentia
- Richting reactie voorspellen adhv. reactiequotient Q

$$Q_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Concentraties op tijdstip t

- $Q_c < K_c$: reactie loopt van reagentia naar producten tot $Q_c = K_c$
- $Q_c > K_c$: reactie loopt van producten naar reagentia tot $Q_c = K_c$
- $Q_c = K_c$: evenwicht

Chemisch evenwicht

Evenwichtsconstante laat toe:

- Evenwichtsconcentraties te berekenen
 1. Schrijf reactievergelijking en balanceer
 2. Maak tabel met onder elke component in reactie:
 - Startconcentratie
 - Verandering in concentratie om naar evenwicht te gaan
Stel x de concentratie van 1 van de componenten en gebruik stoichiometrie van de reactie om andere concentraties te bepalen
 - Evenwichtsconcentratie
 3. Vul in in uitdrukking voor de evenwichtsconstante en los op naar x
 4. Bereken evenwichtsconcentraties
 5. Controleer

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q$$

Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H_r^{\circ}}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

enkele veel voorkomende zuren en zuurresten

TABLE D.1 Common Anions and Their Parent Acids

Anion	Parent acid	Anion	Parent acid
fluoride ion, F^-	hydrofluoric acid,* HF (hydrogen fluoride)	nitrite ion, NO_2^-	nitrous acid, HNO_2
chloride ion, Cl^-	hydrochloric acid,* HCl (hydrogen chloride)	nitrate ion, NO_3^-	nitric acid, HNO_3
bromide ion, Br^-	hydrobromic acid,* HBr (hydrogen bromide)	phosphate ion, PO_4^{3-}	phosphoric acid, H_3PO_4
iodide ion, I^-	hydroiodic acid,* HI (hydrogen iodide)	hydrogen phosphate ion, HPO_4^{2-}	
oxide ion, O^{2-}	water, H_2O	dihydrogen phosphate ion, $H_2PO_4^-$	
hydroxide ion, OH^-		sulfite ion, SO_3^{2-}	sulfurous acid, H_2SO_3
sulfide ion, S^{2-}	hydrosulfuric acid,* H_2S (hydrogen sulfide)	hydrogen sulfite ion, HSO_3^-	
hydrogen sulfide ion, HS^-		sulfate ion, SO_4^{2-}	sulfuric acid, H_2SO_4
cyanide ion, CN^-	hydrocyanic acid,* HCN (hydrogen cyanide)	hydrogen sulfate ion, HSO_4^-	
acetate ion, $CH_3CO_2^-$	acetic acid, CH_3COOH	hypochlorite ion, ClO^-	hypochlorous acid, $HClO$
carbonate ion, CO_3^{2-}	carbonic acid, H_2CO_3	chlorite ion, ClO_2^-	chlorous acid, $HClO_2$
hydrogen carbonate (bicarbonate) ion, HCO_3^-		chlorate ion, ClO_3^-	chloric acid, $HClO_3$
		perchlorate ion, ClO_4^-	perchloric acid, $HClO_4$

*The name of the aqueous solution of the compound. The name of the compound itself is in parentheses.