



VAK en GRAAD	Fisiese Wetenskappe Graad 11
KWARTAAL 1	Week 7
ONDERWERP	Materie and materiale: Atomiese kombinasies
DOEL VAN LES	<p>Ten einde van hierdie reeks lesse, moet die volgende inhoud aan jou bekend wees:</p> <p><u>Chemiese binding</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Definisie van: <u>chemiese binding</u>; <u>kovalente binding</u>; <u>bindingspaar</u>; en <u>alleenpaar</u>.• Tekening van <u>Lewis-diagramme</u>.• Bepaling van die getal <u>valenselektrone</u> in 'n atoom van 'n element.• <u>Elektrostatiese kragte</u> tussen protone en elektrone van atome.• <u>Reëls vir bindingvorming</u>.• Vorming van <u>datiefkovalente (of koördinaat-kovalente) bindings</u>. <p><u>Molekulêre vorm: Valensskielektronpaarafstotings (VSEPA)-teorie</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Beginsels van <u>VSEPA</u> en die gebruik daarvan om gegewe <u>molekule</u> as een van die <u>vyf ideale vorms te klassifiseer</u>.• Definisie / beskrywing van: <u>elektronegatiwiteit</u>; <u>nie-polêre kovalente</u>; en <u>polêr kovalente binding</u>.• Gebruik van <u>polariteit</u> en die <u>tabel van elektronegatiwiteite</u> om <u>chemiese bindings</u> met mekaar te <u>vergelyk</u>. <p><u>Bindingsenergie en bindingslengte</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Definisie van: <u>bindingsenergie</u>; en <u>bindingslengte</u>.• <u>Verwantskap</u> tussen <u>bindingsenergie</u> en <u>bindingslengte</u>.• <u>Verwantskap</u> tussen die <u>sterkte van 'n chemiese binding</u> en: <u>lengte van binding</u>; <u>grootte van gebonde atome</u>; en <u>getal bindings (enkel, dubbel, of drievoudig)</u> tussen die atome.

<p>HULPBRONNE</p>	<p>Papiergebaseerde en fisiese bronne</p> <ul style="list-style-type: none"> • Voorgeskrewe KABV Fisiese Wetenskappe handbook, sowel as Siyavula graad 11 Fisiese Wetenskappe bron (leerderboek, bl. 140 - 164); Fisiese Wetenskappe KABV dokument (bl. 78 - 82); en Graad 11 Fisiese Wetenskappe Eksamenriglyne (bl. 13 - 15). (<i>Addisionele vakverwante materiaal, bv "Mind the Gap", "Science Clinic", Antwoord Reeks, ens</i>). • Wetenskaplike sakrekenaar, liniaal, pen en potlood. <p>Digitale bronne</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tegnologiese toestelle soos 'n selfoon, tablet of skootrekenaar en voldoende data sal van groot hulp wees. • WKOD ePortaal - Webskakels vir toegang tot voorgestelde platvorms: http://wcedportal.co.za/; https://wcedonline.westerncape.gov.za/elearning; https://wcedportal.co.za/curriculum-support; https://wcedportal.co.za/partners • Siyavula skakel (<i>atomiese kombinasies</i>): https://intl.siyavula.com/read/science/grade-11/atomic-combinations • Youtube videos: https://www.youtube.com/watch?v=Q9-JyAEqnU • 'Mind the Gap': https://www.education.gov.za/Curriculum/LearningandTeachingSupportMaterials(LTSM)/MindtheGapStudyGuides.aspx
<p>INLEIDING</p>	<p>In graad 10 het ons <u>chemiese bindings</u> begin ondersoek. In graad 11 sal ons voortgaan om chemiese bindings verder te bestudeer en sodoende te verklaar waarom <u>chemiese bindings voorkom</u>. Ons verduidelik drie tipes bindings, naamlik <u>kovalente bindings</u>, <u>ioniese bindings</u> en <u>metaalbindings</u>. In hierdie reeks lesse fokus ons hoofsaaklik op <u>kovalente bindings</u> en die <u>molekules</u> wat as gevolg van <u>kovalente bindings vorm</u>.</p> <p>Uit vorige besprekings het ons geleer dat 'n model 'n voorstelling van die werklikheid is. Volgens die <u>model van 'n atoom</u> bestaan die <u>atoom</u> uit 'n <u>sentrale kern</u> wat deur <u>elektrone</u>, gerangskik in vaste <u>energievlakke</u>, omring word. Binne elke <u>energievlak</u> beweeg <u>elektrone in orbitale</u> met verskillende vorms. Die <u>elektrone in die buitenste energievlakke</u> van die atoom word die <u>valenselektrone</u> genoem. Die <u>model van 'n atoom</u> is handig wanneer ons begryp hoe die <u>verskillende tipes verbindings</u> tussen atome plaasvind.</p> <p>Dit is belangrik dat jy ook weereens kennis neem van die volgende aspekte wat voorheen bespreek was rakende <u>elektrone en energievlakke</u>:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Elektrone</u> probeer altyd om in die <u>laagste energievlak</u> te wees:

	<ul style="list-style-type: none"> • Die <u>edelgasse</u> het volledig <u>ge vulde valenselektron-orbitale</u>. • <u>Atome verbind</u> met mekaar om 'n <u>edelgas elektronkonfigurasie</u> te bekom. • Atome met 'n <u>ge vulde valenselektronorbitaal</u> is <u>minder reaktief</u>. <p>Insluitend bogenoemde, moet jy ook <u>Lewis-diagramme</u> wat in graad 10 behandel is, hersien. Dit sal jou instaat stel om te voorspel watter <u>atome met mekaar sal verbind</u> en die tipe <u>vorm van die molekule</u> wat ontstaan. Vir die tekening van <u>Lewis-diagramme</u> is die metode waarmee jy vertrou moet wees die <u>spektroskopiese notasie</u>. Die konfigurasie van <u>chloor in spektroskopiese notasie</u> is byvoorbeeld: $1s^2s^2p^5$. Indien ons die <u>gekondenseerde vorm</u> gebruik sal dit $[\text{He}]2s^22p^5$ wees. Let wel dat die <u>spektroskopiese notasie</u> 'n aanduiding is van hoe die <u>valenselektrone</u> van die element <u>gerangskik</u> is.</p>
<p>KONSEPTE EN VAARDIGHEDE</p>	<p><i>Hierdie gedeelte moet in samehang met die KABV (bl. 78 – 82) gelees word.</i></p> <p>1. LEWIS-DIAGRAMME EN BINDINGS</p> <p>Die <u>Lewis-diagram</u> vir enige element kan maklik geteken word deur gebruik te maak van die <u>aantal valenselektrone</u>. Raadpleeg die volgende tabel om jou geheue te verfris:</p>

Tabel: Lewis-diagramme vir elemente in periode 2.

Element	Groep nommer	Valenselektrone	Spektroskopiese notasie	Lewis-diagram
Litium	1	1	[He]2s ¹	Li•
Berillium	2	2	[He]2s ²	Be• •
Boor	13	3	[He]2s ² 2p ¹	• B• •
Koolstof	14	4	[He]2s ² 2p ²	• • •C• •
Stikstof	15	5	[He]2s ² 2p ³	• • •N• •
Suurstof	16	6	[He]2s ² 2p ⁴	• • •O• •
Fluor	17	7	[He]2s ² 2p ⁵	• • •F• •
Neon	18	8	[He]2s ² 2p ⁶	• • •Ne• •

NEEM KENNIS: Maak seker dat jy bekend is met die volgende inhoud.

- 'n Chemiese binding is die fisiese proses wat veroorsaak dat atome mekaar aantrek en nuwe bindings vorm.
- Edelgasse het 'n volle valensiesskil. Atome bind om hulle buitenste valensiesskil op 'n soortgelyke wyse te probeer vul.
- Daar is drie kragte wat tussen atome werk, wat die volgende insluit:
 - aantrekkingskragte tussen die positiewe kern van een atoom en die negatiewe elektrone van 'n ander;
 - afstotingskragte tussen elektrone met gelyke lading; en
 - afstoting tussen kerne met die gelyke lading.
- Die energie van 'n sisteem van twee atome is by 'n minimum wanneer die aantrekkings- en afstotingskragte gebalanseer is.

- Lewis-diagramme is een manier om molekulêre strukture voor te stel. In 'n Lewis-diagram word kolle en kruisies gebruik om valenselektrone om die sentrale atoom voor te stel.
- 'n Kovalente binding is 'n vorm van chemiese binding waar elektronpare tussen twee atome gedeel word.
- 'n Enkelbinding kom voor wanneer daar een elektronpaar is wat tussen dieselfde twee atome gedeel word.
- 'n Dubbele binding kom voor wanneer daar twee elektronpare is wat tussen dieselfde twee atome gedeel word.
- 'n Drievoudige binding kom voor wanneer daar drie elektronpare is wat tussen dieselfde twee atome gedeel word.

Uitgewerkte voorbeeld 1: Lewis-diagramme en eenvoudige molekule.

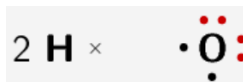
VRAAG: Stel waterstofchloried (HCl) met behulp van 'n Lewis-diagram voor.

OPLOSSING

Stap 1: Vir elke atoom, stel vas hoeveel valenselektrone die atoom het en stel dit voor deur kruisies en kolletjies te gebruik.

Die elektronkonfigurasie van waterstof is $1s^1$, en die elektronkonfigurasie van chloor is $[\text{He}]2s^2p^5$. Die waterstofatoom het 1 valenselektron, en die chlooratoom het 7 valenselektrone.

Die Lewis-diagram vir waterstof en chloor is:



Stap 2: Rangskik die elektrone sodat die buitenste energievlak van elke atoom gevol is. Waterstofchloried word soos volg voorgestel.



Let op hoe die ongepaarde elektrone (een van elke atoom) 'n kovalente binding vorm.

Uitgewerkte voorbeeld 2: Lewis diagramme en eenvoudige molekules.

VRAAG: Stel water (H_2O) voor deur van 'n Lewis-diagram gebruik te maak.

OPLOSSING

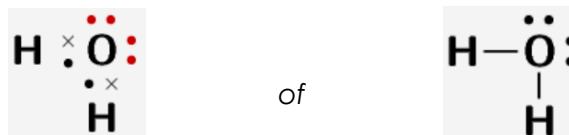
Stap 1: Vir elke atoom, stel vas hoeveel valenselektrone die atoom het en stel dit voor deur kruisies en kolletjies te gebruik.

Die elektronkonfigurasie van waterstof is $1s^1$ en die elektronkonfigurasie van suurstof is $[\text{He}]2s^2p^4$. Elke waterstofatoom het 1 valenselektron en die suurstofatoom het 6 valenselektrone.



Stap 2: Rangskik die elektrone sodat die buitenste energievlak van elke atoom gevul is.

Die watermolekule word hieronder getoon:



Ons sien dat suurstof twee bindings vorm, een met elke waterstofatoom. Suurstof hou egter sy elektronpare en deel hulle nie. Ons kan dit uitbrei tot enige atoom. As 'n atoom 'n elektronpaar het, sal dit gewoonlik nie daardie paar deel nie.

'n Alleenpaar of 'n enkelpaar is 'n ongedeelde elektronpaar. 'n Alleenpaar bly op die atoom waaraan dit behoort.

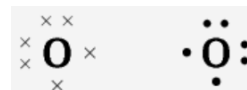
Uitgewerkte voorbeeld 3: Lewis-diagramme en molekule met dubbelbinding.

VRAAG: Stel suurstof (O_2) met behulp van 'n Lewis-diagram voor.

OPLOSSING

Stap 1: Bepaal die hoeveelheid valenselektrone vir elke atoom, na gelang van die atoom se elektronkonfigurasie.

Die elektronkonfigurasie van suurstof is $[\text{He}]2s^2p^4$. Suurstof het 6 valenselektrone.



Stap 2: Rangskik die elektrone in die O₂ molekule sodat die buitenste energievlak in elke atoom vol is.

Die O₂ molekule word hieronder getoon. Let op die twee elektronpare tussen die twee suurstofatome. Omdat die twee kovalente bindings tussen dieselfde twee atome is, is hierdie 'n dubbele binding.



Uitgewerkte voorbeeld 4: Lewis-diagramme en molekule met drievoudige binding.

VRAAG: Stel waterstofsianied (HCN) met behulp van 'n Lewis-diagram voor.

OPLOSSING

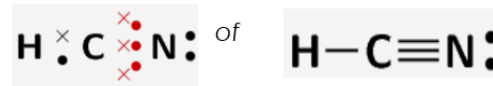
Stap 1: Bepaal die hoeveelheid valenselektrone vir elke atoom, na gelang van die atoom se elektronkonfigurasie. Die elektronkonfigurasie van waterstof is 1s¹, die elektronkonfigurasie van stikstof is [He]2s²p³ en vir koolstof is dit [He]2s²p².

Waterstof het 1 valenselektron, koolstof het 4 valenselektrone en stikstof het 5 valenselektrone.



Stap 2: Rangskik die elektrone in die HCN molekule sodat die buitenste energievlak in elke atoom vol is.

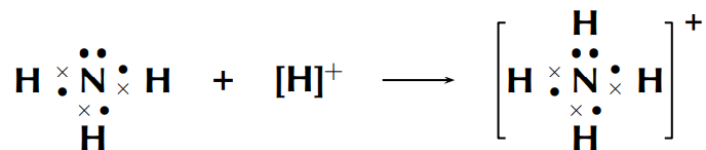
Die HCN molekule word hieronder getoon. Let op die drie elektronpare (in rooi beklemtoon) tussen die stikstof- en die koolstofatoom. Omdat hierdie drie kovalente bindings tussen dieselfde twee atome is, is dit 'n drievoudige binding.



Datiefkovalente bindings

'n Datiefkovalente binding is 'n beskrywing van 'n kovalente binding wat tussen twee atome voorkom waar beide gedeelde elektrone in die binding van dieselfde atoom afkomstig is. (*Datiefkovalente bindings kom voor tussen atome of elemente met 'n alleenpaar en atome of elemente met geen elektrone.*)

'n Voorbeeld van 'n molekule wat 'n datiefkovalente binding bevat is die ammoniumioon (NH_4^+), soos getoon in die onderstaande figuur. Die waterstofioon H^+ bevat geen elektrone nie, dus is al die elektrone in die binding wat tussen hierdie ioon en die stikstofatoom vorm van die stikstof afkomstig.



2. VALENSIESKILELEKTRONPAARAFSTOTINGSTEORIE (VSEPA-teorie)

Die vorm van molekules kan deur gebruik van die valensieskilelektronpaarafstotingsteorie (VSEPA-teorie) voorspel word. (VSEPA word op die minimisering van die hoeveelheid elektronpaarafstoting om die betrokke sentrale atoom baseer).

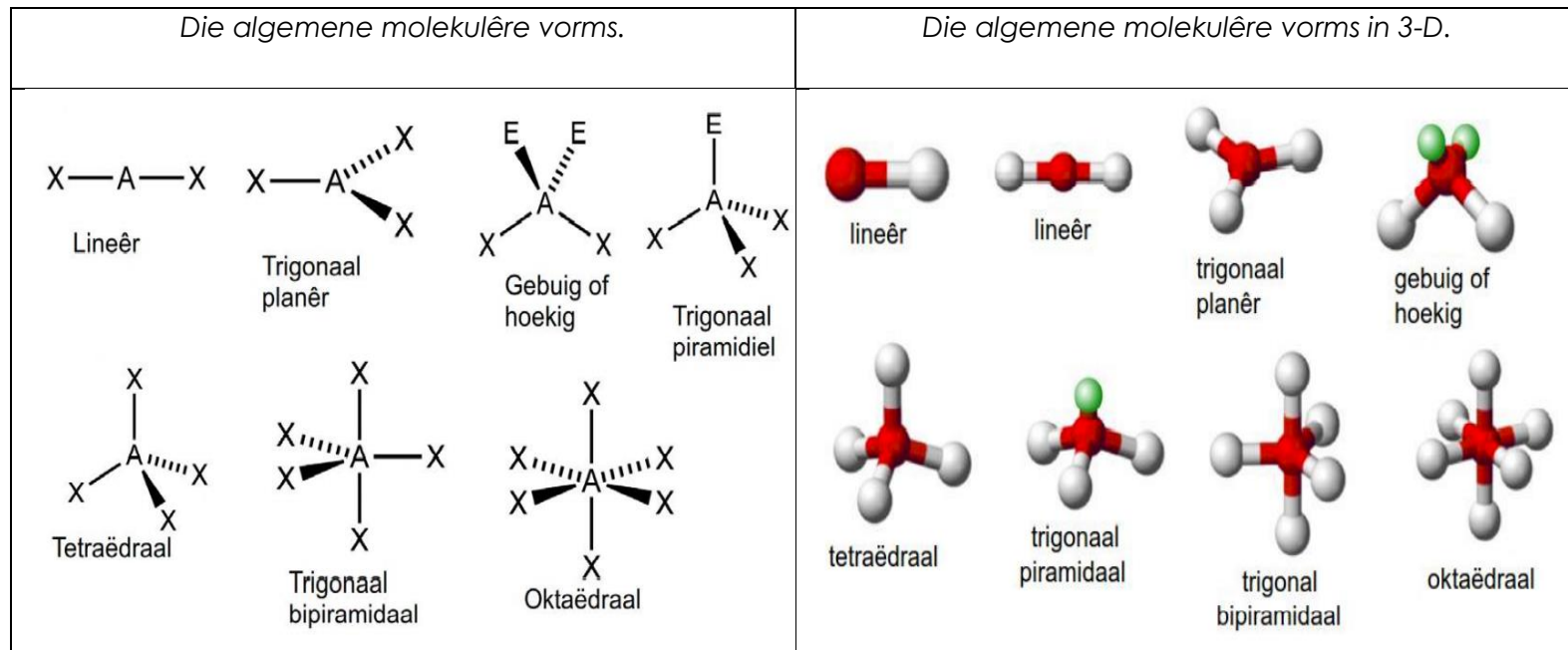
Om die vorm van 'n kovalente molekule te voorspel, volg die volgende stappe:

- Teken die molekule deur van 'n Lewis-diagram gebruik te maak. Maak seker dat jy al die valenselektrone om die molekule se sentrale atoom teken.
- Tel die aantal elektronpare rondom die sentrale atoom.
- Bepaal die basiese geometrie van die molekule deur gebruik te maak van die tabel hieronder. Byvoorbeeld, 'n molekule met twee elektronpare (en geen enkel paar) rondom die sentrale atoom het 'n lineêre vorm en een met vier elektronpare (en geen enkel paar) rondom die sentrale atoom het 'n tetraëdriese vorm.

Die tabel hieronder verskaf die mees algemene molekulêre vorms. In hierdie tabel gebruik ons A om die sentrale atoom te verteenwoordig, X verteenwoordig die aantal atome wat die sentrale atoom omring en E verteenwoordig die aantal enkelpare.

Aantal bindende elektronpare	Aantal enkelpare	Geometrie	Algemene formule
1 of 2	0	Lineêr	AX of AX ₂
2	2	Gebuig of hoekig	AX ₂ E ₂
3	0	Trigonaal planêr	AX ₃
3	1	Trigonaal piramidaal	AX ₃ E
4	0	Tetraëdriese	AX ₄
5	0	Trigonaal bi-piramidaal	AX ₅
6	0	Oktaëdries	AX ₆

Tabel: Molekulêre vorms



3. ELEKTRONEGATIWITET

Elektronegatiwiteit is 'n chemiese eienskap wat 'n atoom se elektronaantrekkingskrag in 'n chemiese stof beskryf.

Hoe groter die elektronegatiwiteit van 'n atoom van 'n element, hoe sterker is die vermoë om elektrone aan te trek. Byvoorbeeld, in 'n waterstofbromied (HBr) molekule is die elektronegatiwiteit van broom 2,8 en die van waterstof 2,1. Die hoër elektronegatiwiteit van broom dui daarop dat die gedeelde elektrone langer nader aan die broomatoom sal weeg. Broom sal 'n effense negatiewe lading hê en waterstof 'n effense positiewe lading. In 'n molekule soos waterstof (H₂) waar die elektronegatiwiteit van die atome in die molekule dieselfde is, sal beide die atome 'n neutrale lading hê.

Tabel van elektronegatiwiteit vir uitgesoekte elemente.

Element	Elektronegatiwiteit	Element	Elektronegatiwiteit
Waterstof (H)	2,1	Litium (Li)	1,0
Berillium (Be)	1,5	Boor (B)	2,0
Koolstof (C)	2,5	Stikstof (N)	3,0
Suurstof (O)	3,5	Fluoor (F)	4,0
Natrium (Na)	0,9	Magnesium (Mg)	1,2
Aluminium (Al)	1,5	Silikon (Si)	1,8
Fosfor (P)	2,1	Swael (S)	2,5
Chloor (Cl)	3,0	Kalium (K)	0,8
Kalsium (Ca)	1,0	Broom (Br)	2,8

Elektronegatiwiteit en bindings

Elektronegatiwiteit kan gebruik word om die verskil tussen twee soorte kovalente bindings te verduidelik: polêre kovalente bindings (*tussen nie-identiese atome*); en nie-polêre kovalente bindings (*tussen identiese atome of atome met dieselfde elektronegatiwiteit*).

Polêre molekule

'n Polêre molekule het aan die een kant 'n effens positiewe lading en aan die ander kant 'n effens negatiewe lading. Voorbeelde sluit water, ammoniak en waterstofchloried in.

Nie-polêre molekule

'n Nie-polêre molekule is een waar die lading gelyk (ewerdig) versprei is oor die molekule, of 'n simmetriese molekule met polêre bindings.

Die volgende tabel lys die benaderde waardes. Hoewel hier waardes binne 'n spesifieke omvang beskryf word, kan die vorming van bindings eerder as 'n spektrum van waardes beskryf word.

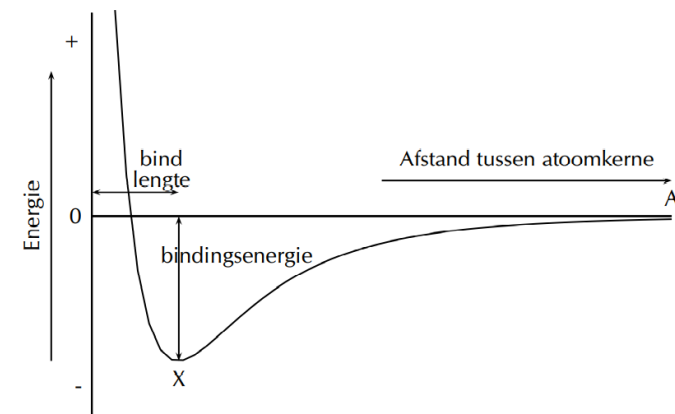
Nie-polêr	Swak polêr	Sterk polêr	Ionies
0	0,1 - 1	1,1 - 2	> 2,1

Nie-polêr	Swak polêr	Sterk polêr	Ionies
-----------	------------	-------------	--------

Elektronegatiwiteitsverskil	Tipe binding
0	Nie-polêr kovalent
0 - 1	Swak polêr kovalent
1,1 - 2	Sterk polêr kovalent
> 2,1	Ionies

4. ENERGIE EN BINDING

Die energieveranderinge wat plaasvind wanneer atome bymekaarkom, kan grafies voorgestel word. Die meegaande grafiek toon die verandering in energie wanneer atome nader aan mekaar beweeg.



Bindingslengte is die afstand tussen die kerne van twee atome wanneer hulle bind.

Bindingsenergie is die hoeveelheid energie wat by die sisteem gevoeg moet word om die binding wat gevorm het, te breek.

Bindingsterkte beteken hoe sterk een atoom aangetrek en vasgehou word deur die ander. Bindingsterkte hang af van die lengte van die binding, die grootte van die atome, en die aantal bindings tussen die twee atome. Dus:

- Hoe korter die bindingslengte, hoe sterker is binding.
- Hoe kleiner die betrokke atome is, hoe sterker is die binding.
- Hoe meer bindings daar tussen dieselfde stome is, hoe sterker die binding.

Uittreksels en opgesom vanuit: Siyavula graad 11 Fisiese Wetenskappe bron (leerderboek, bl. 140 - 164); Fisiese Wetenskappe KABV dokument (bl. 78 - 82); en Graad 11 Fisiese Wetenskappe Eksamenriglyne (bl. 13 - 15).

OEFENINGE VIR VASLEGGINGSDOELEINDES

Spandeer asseblief genoegsame tyd om die volgende aktiwiteite (vrae 1 tot 3) te voltooi wat jou sal help om vir toekomstige toetse/eksamens voor te berei.

VRAAG 1

Vier opsies word as moontlike antwoorde op die volgende vrae gegee. Elke vraag het slegs EEN korrekte antwoord. Kies die antwoord en skryf slegs die letter (A–D) langs die vraagnommer (1.1 – 1.3).

1.1 Die tipe binding wat tussen 'n H^+ -ioon en H_2O vorm, staan as 'n ... bekend.

- A Waterstofbinding
- B datief-kovalente binding
- C ioniese binding
- D kovalente binding

(2)

1.2 Die vorm van die molekule waarin die sentrale atoom deur twee alleenpare en twee bindingspare omring word, is ...

- A lineêr.
- B trigonaal planêr.
- C tetrahedries.
- D hoekig.

(2)

- 1.3 Die bindingsenergie van 'n C–Cl-binding is $338 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ terwyl die bindingsenergie van 'n C–I-binding $238 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ is. Die verskil in bindingsenergie bestaan omdat ...
- A die bindingslengte van die C–Cl-binding groter as die bindingslengte van die C–I-binding is.
 - B chloor meer elektronegatief as jodium is.
 - C die bindingslengte van die C–I-binding groter as die bindingslengte van die C–Cl-binding is.
 - D die chlooratoom groter as die jodiumatoom is.

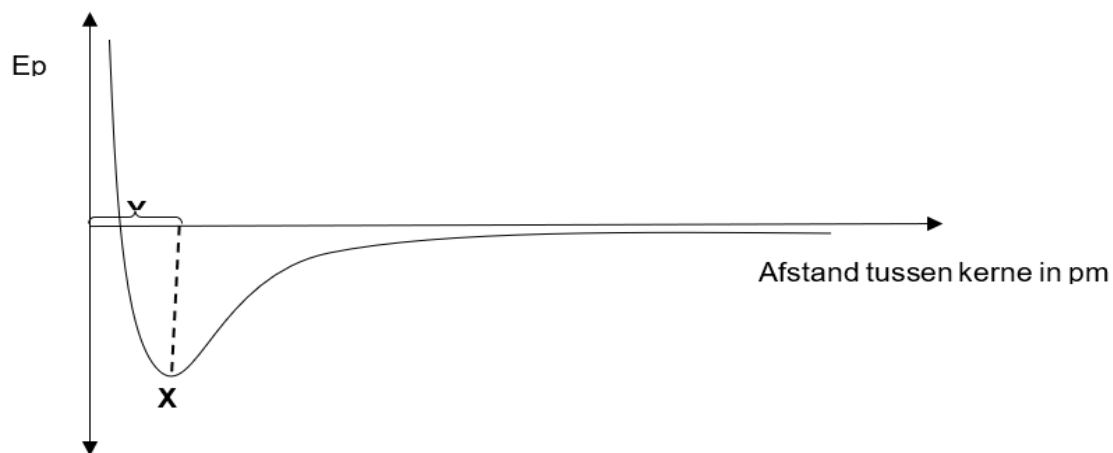
(2)

[3 x 2 = 6]

VRAAG 2

Elektronegatiwiteit van atome kan gebruik word om die polariteit van bindings te verduidelik.

- 2.1 Definieer die term elektronegatiwiteit. (2)
- 2.2 Teken die Lewis-diagram van 'n suurstofdifluoriedmolekuul. (2)
- 2.3 Bereken die elektronegatiwiteitsverskil tussen O en F in suurstofdifluoried en voorspel die polariteit van die binding. (2)
- 2.4 'n Polêre binding lei nie noodwendig tot 'n polêre molekule nie. Verduidelik hierdie stelling deur na OF₂- en CO₂-molekules te verwys. Sluit die polariteit van die bindings en die vorm van die molekules by die verduideliking in. (4)
- 2.5 Die diagram hieronder toon die energieverandering wat plaasvind wanneer twee atome nader aan mekaar beweeg.



- 2.5.1 Wat word deur X en Y voorgestel? (2)
- 2.5.2 Definieer die konsep wat deur X voorgestel word. (2)
- 2.5.3 Verduidelik die verhouding tussen bindingsorde, bindingslengte en bindingsenergie. (3)
- [17]**

VRAAG 3

Molekule soos CO₂ en H₂O word deur kovalente binding gevorm.

- 3.1 Definieer die term kovalente binding. (2)
- 3.2 EEN van die molekule hierbo het alleenpaar-elektrone op die sentrale atoom. Teken die Lewisdiagram vir die molekule. (2)
- 3.3 H₃O⁺ word gevorm wanneer H₂O 'n datiewe kovalente binding met 'n H⁺-ioon vorm.
- 3.3.1 Teken die Lewisdiagram vir H₃O⁺. (1)
- 3.3.2 Noem TWEE voorwaardes vir die vorming van so 'n binding. (2)
- 3.4 Die polariteit van molekule is afhanklik van die VERSKIL IN ELEKTRONEGATIWITEIT en die MOLEKULÊRE VORM.
- 3.4.1 Definieer die term elektronegatiwiteit. (2)
- 3.4.2 Bereken die verskil in elektronegatiwiteit tussen:
- (a) C en O in CO₂ (1)
- (b) H en O in H₂O (1)
- 3.5 Verduidelik die verskil in polariteit tussen CO₂ en H₂O deur na die polariteit van bindings en die vorm van die molekule te verwys. (6)
- [17]**

TOTAL = 40

Skakel na die antwoorde: <https://drive.google.com/file/d/1AfUOKWPsR4ZGFCwCpQajn5qQwtL9PfJd/view?usp=sharing>

KONSOLIDASIE

Opsomming van lesinhoud wat bekend aan jou moet wees op hierdie tydstip.

Chemiese binding

- Definieer 'n chemiese binding as 'n wedersydse aantrekking tussen twee atome as gevolg van die gelyktydige aantrekking tussen hulle kerne en buite-elektrone.
- Bepaal die getal valenselektrone in 'n atoom van 'n element.
- Verduidelik, ten opsigte van elektrostatiese kragte tussen protone en elektrone, en ten opsigte van energie-oorwegings, waarom:
 - Twee H-atome 'n H₂-molekuul vorm
 - He nie He₂ vorm nie
 - Vertolk die grafiek van potensiële energie teenoor afstand tussen die kerne vir twee naderende waterstofatome.
- Definieer 'n kovalente binding as die deel van elektrone tussen twee atome om 'n molekuul te vorm.
- Teken Lewis-diagramme, gegewe die formule en met gebruik van elektronkonfigurasies, vir eenvoudige molekule.
- Beskryf reëls vir bindingvorming.
- Definieer 'n bindingspaar as 'n elektronpaar wat tussen twee atome in 'n kovalente binding gedeel word.
- Definieer 'n alleenpaar as 'n elektronpaar in die valensskil van 'n atoom wat nie met 'n ander atoom gedeel word nie.
- Beskryf die vorming van die datiefkovalente (of koördinaat-kovalente) binding deur middel van elektrondiagramme deur NH₄⁺ en H₃O⁺ as voorbeelde te gebruik.

Molekulêre vorm: Valensskielektronpaarafstotings (VSEPA)-teorie

- Noem die vernaamste beginsels wat in die VSEPA gebruik word.
- Gebruik die VSEPA-teorie om gegewe molekule as een van die vyf ideale vorms te klassifiseer deur die getal atome gebind aan die sentrale atoom in molekule waar daar GEEN alleenpare op die sentrale atoom is nie, te bepaal.
- Gebruik die VSEPA-teorie om die vorms van molekule met alleenpare op die sentrale atoom (H₂O, NH₃, SO₂), en wat NIE een van die ideale vorms kan hê nie, te bepaal.
- Definieer elektronegatiwiteit as 'n maatstaf van die neiging van 'n atoom in 'n molekuul om bindingselektrone aan te trek.

	<ul style="list-style-type: none"> • Beskryf 'n <u>nie-polêre kovalente binding</u> as 'n binding waarin die <u>elektrondigtheid gelykop</u> tussen die twee atome <u>gedeel</u> word. • Beskryf 'n <u>polêr kovalente binding</u> as 'n binding waarin die <u>elektrondigtheid ongelyk</u> tussen twee atome <u>gedeel</u> word. • Toon <u>polariteit</u> van bindings deur <u>gedeeltelike ladings</u> te gebruik. • Vergelyk die <u>polariteit van chemiese bindings</u> deur 'n <u>tabel van elektronegatiwiteite</u> te gebruik. <p><u>Bindingsenergie en bindingslengte</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Definieer <u>bindingsenergie</u> van 'n verbinding as die <u>energie benodig</u> om <u>een mol</u> van sy molekule in <u>aparte atome op te breek</u>. • Definieer <u>bindingslengte</u> as die <u>gemiddelde afstand</u> tussen die kerne van twee gebonde atome. • Verduidelik die <u>verwantskap</u> tussen <u>bindingsenergie</u> en <u>bindingslengte</u>, d.i. bindings met 'n <u>korter bindingslengte benodig meer energie</u> om te <u>breek</u> as bindings met 'n <u>langer bindingslengte</u>. • Verduidelik die <u>verwantskap</u> tussen die <u>sterkte</u> van 'n chemiese binding tussen twee atome en die: <ul style="list-style-type: none"> - <u>Lengte</u> van die binding tussen hulle. Indien die <u>aantrekkingskrag</u> tussen twee atome <u>sterk</u> is, kom die <u>kerne baie naby</u> aan mekaar wat 'n <u>korter bindingslengte</u> tot gevolg het. - <u>Grootte</u> van die <u>gebonde atome</u>. Die <u>bindingslengte</u> tussen <u>groter atome</u> is <u>langer</u> as die bindingslengte tussen kleiner atome. <u>Getal bindings (enkel, dubbel, tripel)</u> tussen die atome. <u>Sterkte van bindings neem toe</u> indien die <u>getal bindings</u> tussen atome <u>toeneem</u>, d.i. tripelbindings is sterker as dubbelbindings, wat sterker is as enkelbindings.
<p>WAARDES / TOEPASSINGS IN PRAKTYK</p>	<p>Besoek die onderstaande webskakel en kyk die video wat die <u>waarde</u> van die <u>VSEPA-teorie</u> uitbeeld in hedendaagse <u>molekulêre geometrie</u>:</p> <div data-bbox="1043 1118 1272 1350" data-label="Image"> </div> <p>https://www.youtube.com/watch?v=Q9-JjyAEqnU</p>