# Atoomkombinasies: vorms van molekules*

Free High School Science Texts Project

Based on *Atomic combinations: Shapes of molecules*† by

Free High School Science Texts Project

This work is produced by OpenStax-CNX and licensed under the
Creative Commons Attribution License 3.0‡

## 1 Die vorm van molekules

### 1.1 Valensdop Elektronpaar Afstotingsteorie (VEA)

Die vorm van 'n kovalente molekuul kan voorspel word met behulp van die Valensdop Elektronpaar Afstotingsteorie (VEA). Hierdie teorie sê dat die valens-elektonpare van 'n molekuul hulself só om die sentrale atoom sal rangskik sodat die afstoting tussen hul negatiewe ladings so klein as moontlik sal wees. Met ander woorde, die valens-elektronpare rangskik hulself só dat hulle so ver as moontlik van mekaar geleë is. Die aantal valens-elektronpare in die molekuul bepaal die vorm van daardie molekuul.

**Definition 1: Valensdop Elektronpaar Afstotingsteorie (VEA)**
Die Valensdop Elektronpaar Afstotingsteorie (VEA) is 'n model in chemie wat gebruik word om die vorm van individuele molekules te voorspel op grond van die omvang van hul elektronpaar afstoting.

Die VEA teorie is gegrond op die idee dat die vorm van 'n molekuul meestal bepaal word deur die afstoting tussen die elektronpare rondom die sentrale atoom. Die elektronpare kan bindingspare of enkelpare wees. Slegs valenselektrone rondom die sentrale atoom beïnvloed die molekulêre vorm op 'n betekenisvolle wyse.

### 1.2 Voorspel die vorm van 'n molekuul

Die volgende stappe kan gevolg word om die vorm van 'n molekuul te voorspel:

*Stap 1:*

Teken die molekuul deur Lewis-notasie te gebruik. Maak seker dat jy *alle* elektrone rondom die molekuul se sentrale atoom teken.

*Stap 2:*

Tel die aantal elektronpare rondom die sentrale atoom.

*Stap 3:*

*Version 1.1: Jul 30, 2011 8:42 am +0000

†http://cnx.org/content/m38905/1.1/

‡http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/

Bepaal die basiese vorm van die molekuul deur die tabel hieronder te gebruik. Byvoorbeeld, 'n molekuul met twee elektroonpare rondom die sentrale atoom het 'n *lineêre* vorm, en een met vier elektronpare rondom die sentrale atoom het 'n *tetrahidrale* vorm. Die situasie is eintlik meer gevorderd as dit, maar dit sal later in hierdie afdeling bespreek word.

| **Aantal elektronpare** | **Vorm** |
|---|---|
| 2 | linieêr |
| 3 | trigonaal planaar |
| 4 | tetrahidraal |
| 5 | trigonaal bipiramidaal |
| 6 | oktahedraal |

**Table 1**: Elektronpare se effek op die vorm van 'n molekuul

Figure 1 wys elkeen van hierdie vorms. Hou in gedagte dat die vorms drie-dimensioneel is en dat jy hulle dus so moet visualiseer. Die dikker lyne in die diagram verteenwoordig die dele van die molekuul wat "voor" is, terwyl die stippellyne die dele voorstel wag "agter" aan die molekuul is.

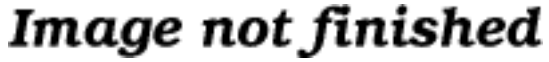



**Figure 1:** 'n Paar algemene molekulêre vorms

Die simulasie van covalent bonding laat jou ook toe om die molekules in 3-D te aanskou. Die vorm van die molekules in hierdie aansig is die vorm wat deur middel van die VEA voorspel is.

Jy kan ook verskillende molekules en hul vorme op hierdie webtuise[1] besigtig. Jy hoef nie al hierdie molekules te ken nie - dit is bloot om jou 'n idee te gee van hoe molekules lyk.

**Exercise 1: Die vorm van molekules** ***(Solution on p. 4.)***

Bepaal die vorm van die $O_2$ molekuul.

**Exercise 2: Die vorm van molekules** ***(Solution on p. 4.)***

Bepaal die vorm van die $BF_3$ molekuul.

### 1.2.1 Meer oor molekulêre vorme

Om die vorm van 'n molekuul te bepaal kan soms meer ingewikkeld wees. In die voorbeelde hierbo het ons slegs gekyk na die aantal **bindende elektronpare** om die vorm van die molekuul te bepaal. Maar daar is ook ander elektronpare in die molekules. Hierdie elektrone is nie in enige bindings betrokke nie maar is ook rondom die sentrale atoom geleë, en word **enkelpare** genoem. Die uitewerkte voorbeeld hieronder sal jou 'n idee gee van hoe hierdie enkelpare die vorm van 'n molekuul kan beïnvloed.

**Exercise 3: Gevorderd** ***(Solution on p. 4.)***

Bepaal die vorm van die $NH_3$ molekuul.

[1] http://alteredqualia.com/canvasmol

### 1.2.2 Groepwerk: bou molekulêre modelle

Julle gaan in groepe 'n aantal molekules bou deur atome met malvalekkers uit te beeld, en tandestokkies as intramolekulêre bindings te gebruik. Die tandestokkies sal dus die atome (malvalekkers) in die molekuul met mekaar verbind. Probeer om malvalekkers van verskillende kleure te gebruik om verskillende elemente voor te stel.

Julle gaan modelle van die volgende molukeles bou:
HCl, $CH_4$, $H_2O$, HBr and $NH_3$
Vir elke molekule moet julle:

- Die basiese vorm van die molekuul bepaal
- Die model só bou dat die atome so ver as moontlik van mekaar is (onthou dat die elektrone rondom die sentrale atoom sal probeer om die afstotings tussen mekaar te vermy)
- Decide whether this shape is accurate for that molecule or whether there are any lone pairs that may influence it. Kies of die vorm akkuraat vir daardie molekule en of daar dalk ander enkelpare is wat die vorm kan beïnvloed
- Die posisie van die atome aanpas sodat die bindpare so ver as moontlik van die enkelpare geleë is
- julself vra hoe die vorm van die molekuul verander het

Stel 'n eenvoudige diagram van die molekuul op om die vorm van die molekuul te vertoon. Die skets hoef nie 100% akkuraat te wees nie - die oefening is bloot om jou te help om die 3-dimensionele vorm van molekules te visualiseer.

Help die modelle jou om 'n beter prentjie te vorm van hoe die molekules lyk? Probeer om ook ander modelle te bou van enige molekuul waaraan jy kan dink.

This media object is a Flash object. Please view or download it at
<http://static.slidesharecdn.com/swf/ssplayer2.swf?doc=shapesofmolecules-100512072754-phpapp01&stripped_title=shapes-of-molecules-4068152&userName=kwarne>

**Figure 2**

# Solutions to Exercises in this Module

**Solution to Exercise (p. 2)**

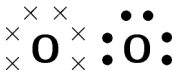
Step 1. 

**Figure 3**

Step 2. Daar is twee elektronpare.
Step 3. Aangesien daar twee elektronpare is, moet die molekuul linieêr wees.

**Solution to Exercise (p. 2)**

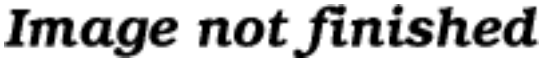
Step 1. 


**Figure 4**

Step 2. Daar is drie elektronpare.
Step 3. Aangesien daar drie elektronpare is, moet die molekuul trigonaal planaar wees.

**Solution to Exercise (p. 2)**

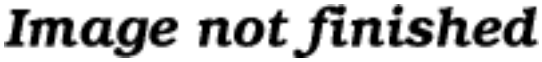
Step 1. 


**Figure 5**

Step 2. Daar is vier elektronpare.
Step 3. Aangesien daar vier elektronpare is moet die molekuul tetrahidraal wees.
Step 4. Daar is een enkelpaar en dit sal die vorm van die molekuul beïnvloed.
Step 5. Die enkelpaar vereis meer spasie as die bindingspare en stoot dus die drie waterstofatome nader aan mekaar. Die bindingshoeke tussen die waterstof en stikstof atome in die molekuul verander na 106 grade, eerder as die gewone 109 grade van 'n tetrahidrale molekuul. Die vorm van die molekuul is *trigonaal piramidaal*.