

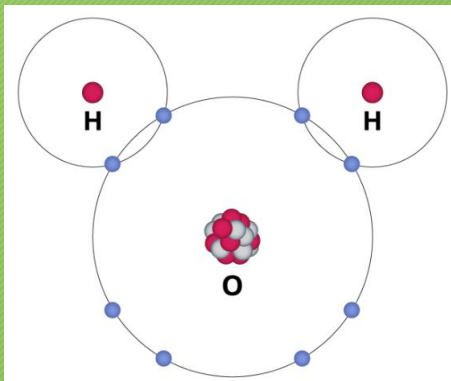
Kovalenttinen sidos

KPL 2.3

Kovalenttinen sidos

Jos elektronegatiivisuusero atomien välillä on pieni, vetävät atomit suunnilleen samalla voimalla sidoselektroneja puoleensa.

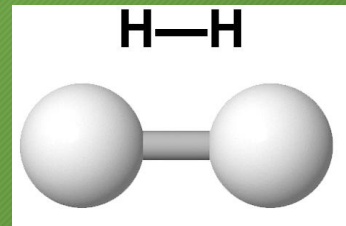
Tällöin atomit jakavat elektroneja keskenään muodostaen sidoksen. Yhtä jaettua elektroniparia kutsutaan kovalenttiseksi sidokseksi ja ainetta joka tästä syntyy kutsutaan molekyyliksi.



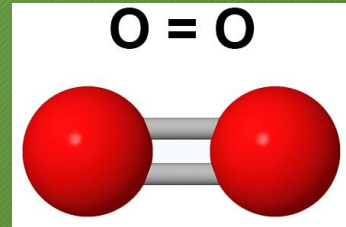
Normaalisti hapella on 6 ulkoelektronia ja vedyllä 1. Happi jakaa yhden elektronin vedyn kanssa ja vety jakaa myös yhden elektronin hapen kanssa, jolloin kummallekin atomille tulee yksi elektroni lisää käyttöön (kovalenttinen sidos). Happi tekee saman jakamisen toisenkin vedyn kanssa, jolloin hapella on lopulta 8 ulkoelektronia eli oktetti.

Moninkertaiset sidokset

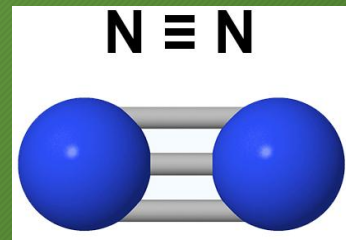
Mikäli kaksi atomia jakavat yhden elektroniparin, kutsutaan sidosta yksinkertaiseksi kovalenttiseksi sidokseksi.



Mikäli kaksi atomia jakavat kaksi elektroniparia, kutsutaan sidosta kaksinkertaiseksi kovalenttiseksi sidokseksi eli kaksoissidokseksi.



Mikäli kaksi atomia jakavat kolme elektroniparia, kutsutaan sidosta kolminkertaiseksi kovalenttiseksi sidokseksi eli kolmoissidokseksi.



Molekyylien nimeäminen

Joillekin molekyyille on olemassa vakiintuneita triviaalinimiä, joita käytetään arkielämässä.

Molekyylit voidaan kuitenkin nimetä systemaattisilla nimillään, jotka kertovat suoraan aineen rakenteesta. Esim.

- triviaalinimi: vesi
- systemaattinen nimi: divetymonoksidi

Molekyylien nimeäminen

1. Ensin ilmoitetaan vähemmän elektronegatiivinen aine.
2. Viimeiseksi merkityn alkuaineen nimeen lisätään -idi-pääte.
3. Jälkimmäisestä alkuaineesta käytetään usein vieraskielistä muotoa: happi = oksidi, rikki = sulfidi ja vety = hydridi.
4. Mikäli yhdiste voidaan muodostaa eri alkuainesuhteilla, käytetään lukumääriä ilmaisevia etuliitteitä.

Esimerkkejä:

hiilimonoksidi
typpidioksidi
dityppipentoksidi

1. mono-
2. di-
3. tri-
4. tetra-
5. penta-
6. heksa-

Molekyylien ominaisuudet

Molekyylejä on hyvin monenlaisia ja hyvin erilaisia, eikä niiden ominaisuuksia voida selittää täysin kovalenttisten sidosten avulla.

Sen sijaan meidän täytyy tarkastella molekyylien välisiä vuorovaikutuksia tai molekyylin välisten osien vuorovaikutuksia.