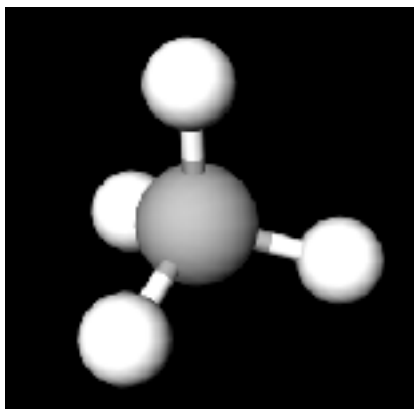
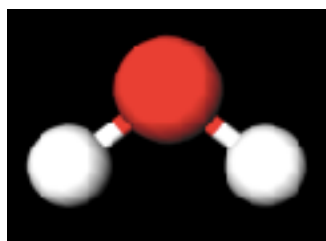


Jämförelse mellan Metan och Vatten

Metan och vatten är molekyler av ungefär lika stor storlek. Metan består av en koltom och fyra väteatomer, vatten består av en syreatom och två väteatomer. Bilder på deras molekylmodeller ser ut som följande:



Molekyl av metan: Grå - kol, Vit - väte



Molekyl av vatten: Röd - syre, Vit - väte

Molekylformel vatten: H_2O

Molekylformel metan: CH_4

Molekylmassa (molekylvikt) för Vatten: $2 \cdot 1,008 + 16,00 = 18,02 \text{ u}$

Molekylmassa (molekylvikt) för Metan: $4 \cdot 1,008 + 12,011 = 16,043 \text{ u}$

Vi ser alltså att molekylerna väger ungefär lika mycket och har ungefär lika stor storlek, alltså borde de accelereras lika mycket av samma mängd energi, tex samma temperatur. Då borde molekylerna vid samma temperatur ha samma medelhastighet, men vi vet av erfarenhet att vatten är en vätska och metan är en gas vid samma temperatur. Hur kommer det sig?

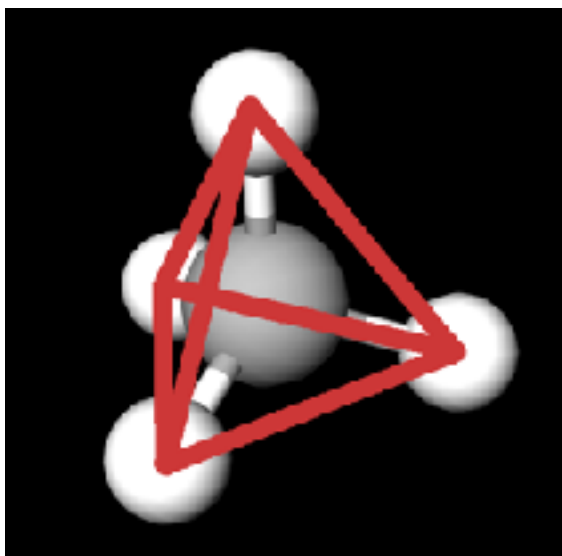
Kokpunkt vatten: 100 grader Celsius

Kokpunkt metan: -161,5 grader Celsius

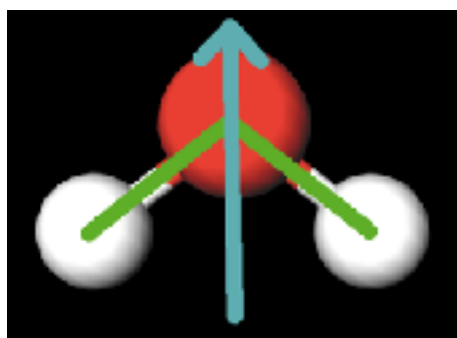
Kokpunkten för metan betyder att metan övergår från flytande till gas redan vid minus 161,5 grader Celsius, medan vatten kräver nästan 250 grader högre temperatur. Detta tyder på att molekylerna hos metan hålls ihop svagare än molekylerna av vatten! Förklaringen till den svagare intermolekylära kraften mellan metanmolekyler än mellan vattenmolekyler finns i strukturen hos de båda olika molekylerna.

Om man jämför strukturerna, ser vi att väteatomerna i metanmolekylen är placerade som hörn i en tetraeder, en pyramid med triangulär bas (röd). Tetraedern är fullständigt symmetrisk. Det betyder att det finns flera linjer genom molekylen där man har precis likadant på båda sidor, som i en spegel.

Vattenmolekylen bildar istället en platt triangel med en vinkel på ca 107 grader (grön). Den har alltså en linje (egentligen två) som gör att det finns lika mycket på båda sidor som i en spegel, men man ser också tydligt att molekylen annars inte är symmetrisk eftersom två väteatomer finns på nedansidan i bilden, men det saknas två väteatomer ovanför. Vattenmolekylen är osymmetrisk.



En röd tetraeder



En grön vinkel

Om vi nu betraktar elektronegativiteten hos de ingående atomslagen så kan vi först tänka på minnesregeln FONCI BRISCH. F, Fluor, är mest elektronegativ och H, väte, är minst elektronegativ av de vanligaste grundämnena som ingår i minnesramsans.

De riktiga värdena för Paulings elektronegativitet kan man slå upp, och de är:

O - Syre: 3,5

C - Kol: 2,5

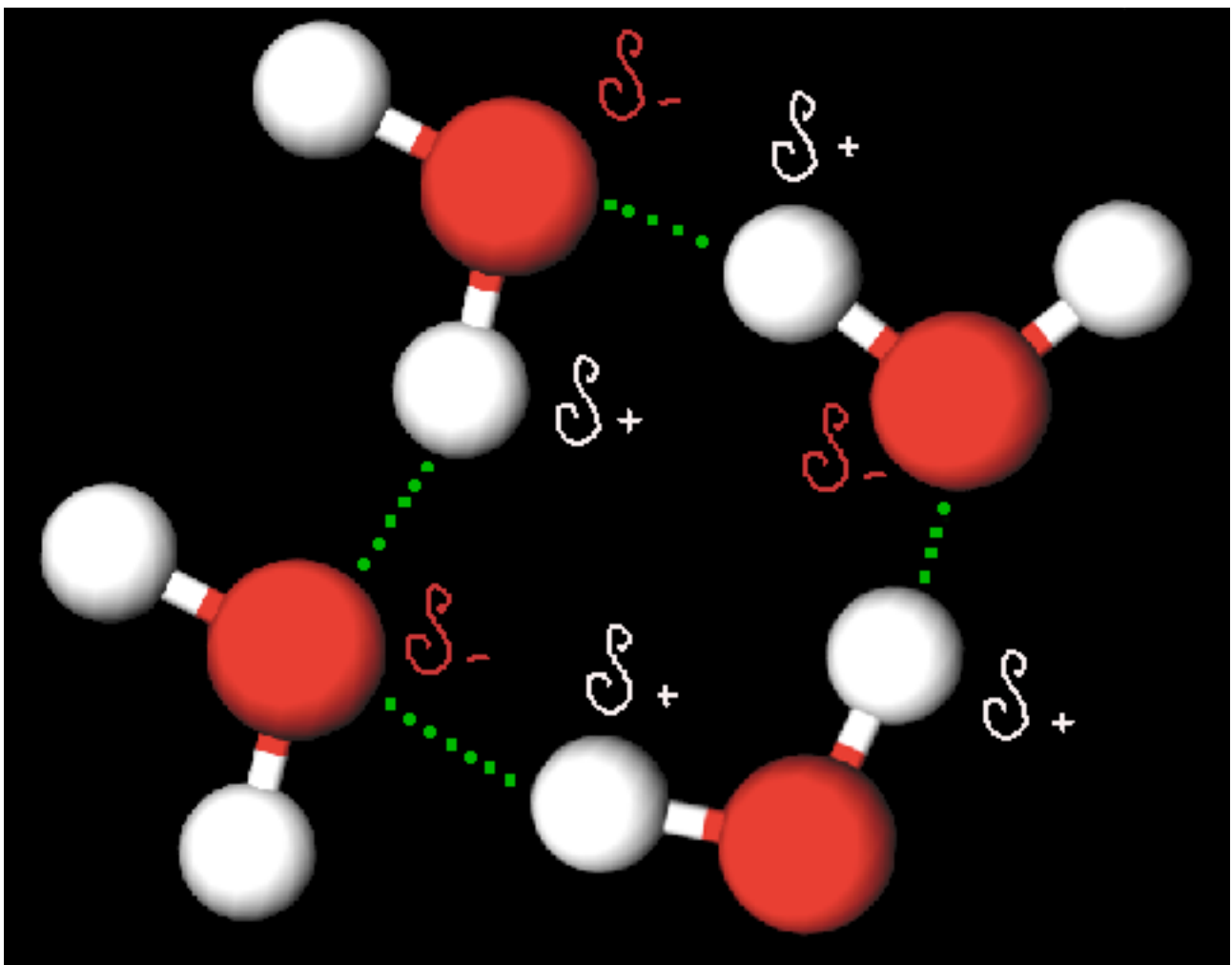
H - Väte: 2,1

Genom att beräkna skillnaden i elektronegativitet för de atomer som binder till varandra i en bindning, kan man avgöra vilken typ av bindning det är. Om skillnaden är mer än 1,8 är det en jonbindning, är det mindre än 0,9 har vi en kovalent bindning och däremellan är bindningen polär kovalent.

Bindningen mellan kol och väte (i metan) blir alltså $2,5 - 2,1 = 0,4$ det vill säga tydligt kovalent och inte polär. Bindningen mellan syre och väte (i vatten) blir då $3,5 - 2,1 = 1,4$ det vill säga polär kovalent bindning. Det är alltså den andra skillnaden mellan molekylerna förutom att metan är symmetrisk. Eftersom syre är en så mycket mer elektronegativ atom än väte, så drar syret åt sig elektronerna tätare från väteatomerna och syreatomen blir delvis negativt laddad. Den har en partiell negativ laddning, medan väteatomerna får ett delvis underskott på elektroner och får då en

partiell positiv laddning var. Effekten av att de båda partiella positiva laddningarna finns i ena delen av molekylerna och den partiella negativa laddningen i den andra delen av molekylerna gör att molekylerna får två ändar, så kallade poler. Då kallas molekylerna för dipoler och molekylerna sägs ha ett dipolmoment. Vattnets dipol är inritad som en ljusblå pil i bilden ovan. Vatten är alltså en dipol, medan de opolära kovalenta bindningarna som även är symmetriska, gör att metan inte är en dipol och helt saknar dipolmoment. Denna skillnad förklarar varför vattenmolekyler kan hållas ihop lättare och därmed kräver högre temperatur för att de ska släppa varandra och övergå i gasform.

I bilden nedan är de partiellt positiva laddningarna märkta med den lilla grekiska bokstaven delta och ett plustecken, medan de partiellt negativa laddningarna är märkta med delta och minus. Vissa atomer bär på laddningar utan att de i bilden är märkta. Mellan en partiell positiv och en partiell negativ laddning kan det uppstå en attraktiv kraft, precis som mellan två olika ändar på magneter. Denna attraktiva kraft uppstår alltså mellan två molekyler och kallas då intermolekylär kraft, eller intermolekylär bindning. Just i detta fall, när den intermolekylära bindningen uppstår mellan väte och en elektronegativ atom som syre, så kallas bindningen vätebindning. Några vätebindningar är märkta i figuren streckat i grönt.



Vätebindningarna finns inte på samma plats hela tiden, utan de bildas och bryts konstant varefter molekylerna rör sig på grund av värme. Vätebindningar är mycket svagare än de intramolekylära (observera stavningen) bindningar som finns inom molekylerna (kovalenta bindningar), men ändå räknas vätebindning till de starkare intermolekylära (jämför stavningen) bindningstyperna. Att det dessutom finns oerhört många vätebindningar i vatten, gör ändå vätebindningar viktiga för vattnets egenskaper. Så viktiga att vatten kokar nästan vid 250 grader varmare än metan gör.