

Ekstramateriale uke 7: Diffusion og osmose

FYS1001, vår 2019, Anja Røyne

1 Entropi

Hvis et system ved temperatur T blir tilført varmen Q , uten at temperaturen endres, kan vi definere endringen i entropi, ΔS , som

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Siden temperaturen står i nevneren av brøken, betyr dette at dersom det flyter varme fra et system med høy temperatur til et annet system med lav temperatur, så blir den absolutte endringen i entropi for det kalde systemet større enn den absolutte endringen i entropi for det varme systemet. Den totale entropien for de to systemene øker, og derfor vet vi at denne varmeklyten kan skje spontant.

Men hva er egentlig entropi?

Ofta forbinder vi entropi med rot. Vi sier at noe som er rotete har høy entropi. Men atomer og molekyler har naturligvis ikke noe forhold til hva som er ryddig og hva som er rotete! Entropien til et system er egentlig et mål på hvor mange forskjellige måter partiklene i systemet kan organisere seg på, uten at vi ser forskjell på systemet.

Tenk deg et stort rom med en liten kasse midt på gulvet. Kassen er full av legoklosser. Siden all legoen er oppi kassa, sier vi at rommet er ryddig. Sagt på en annen måte: den makroskopiske tilstanden "ryddig" tilsvarer alle de mulige (mikroskopiske) tilstandene der alle legoklossene er oppi boksen.

Tenk deg nå at du står i døråpningen og kaster legoklossene inn i rommet. Stort sett vil resultatet bli et eneste stort rot. Den makroskopiske tilstanden "rotete" tilsvarer alle de mulige (mikroskopiske) tilstandene der det ligger legoklosser utenfor boksen.

Om du skulle kaste legoen helt tilfeldig inn i rommet en million ganger, ville du bare ende opp med tilstanden "ryddig" noen veldig få ganger. Dette er fordi det finnes så utrolig mange flere kombinasjoner av plasseringer, eller mikroskopiske tilstander, som gir den makroskopiske tilstanden "rotete".

Entropien i systemet er et mål på hvor mange mikroskopiske tilstander som kan gi den samme makroskopiske tilstanden. Det er derfor vi forbinder entropi med rot: Det er så utrolig mange flere tilstander som passer i kategorien "rotete" enn dem som passer i kategorien "ryddig". Entropien i det rotete systemet er høyere enn entropien i det ryddige systemet.

Tenk deg nå at du ikke har en boks med legoklosser i et stort rom, men at du har en liten boks med gass som åpnes opp i et stort, tomt rom. I motsetning til legoklossene vil ikke gassmolekylene bli liggende i boksen, men de vil svirre rundt og forsvinne ut av boksen.

Når molekylene får muligheten til å fordele seg i det store rommet istedenfor i den lille boksen, får de mange flere mulige måter å fordele seg på. Derfor øker entropien når boksen åpnes og volumet øker. Når vi tilfører varme til en gass ved konstant temperatur, øker volumet og entropien, som gitt av $\Delta S = Q/T$.

Sjansen for at alle molekylene skulle finne veien tilbake i boksen igjen, samtidig, er forsvinnende liten. Dette ville være en prosess der entropien gikk ned, og det vil den ikke gjøre av seg selv.

2 Diffusjon

Tilfellet der gassmolekylene spontant flytter seg ut av boksen og fordeler seg i hele rommet, er et eksempel på det vi kaller diffusjon. I utgangspunktet var det høy konsentrasjon av partikler inne i boksen og lav konsentrasjon utenfor. Dette gav en netto strøm av partikler ut av boksen. Når konsentrasjonen av partikler er blitt den samme i hele rommet, er det ikke lengre noen netto strøm av partikler i noen bestemt retning.

Vi kaller denne strømmen av partikler for diffusjonsfluks (partikler som passerer et areal, per tid). Ficks lov beskriver hvordan diffusjonsfluksen J ($[J] = \text{m}^{-2}\text{s}^{-1}$) avhenger av forskjellen i konsentrasjon:

$$J = -D \frac{\Delta c}{\Delta x}$$

Δc er forskjellen i konsentrasjon over en avstand Δx . Minustegnet står der fordi fluksen går fra høy til lav konsentrasjon. D er en diffusjonskonstant med enheter m^2/s , som avhenger av hva slags partikler som diffunderer og hvilket medie de diffunderer i. For eksempel er diffusjonskonstanten for oksygen i luft $D_{O_2, \text{luft}} = 0,176 \text{ cm}^2/\text{s}$ og i vann $D_{O_2, \text{vann}} = 2,10 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^2/\text{s}$.

3 Osmotisk trykk

Et spesielt eksempel på diffusjon er osmose, som er fenomenet som oppstår når to løsninger med ulik konsentrasjon er adskilt med en semipermeabel membran, som bare lar noen av molekylene i løsningen passere gjennom.

Osmose fører til en trykkforskjell mellom de to sidene av membranen, som vi kaller osmotisk trykk. Hvis vi har vann med to forskjellige saltkonsentrasjoner, c_1 og c_2 adskilt av en semipermeabel membran som bare lar vannet slippe igjennom, vil vannet diffundere fra siden med lav til høy saltkonsentrasjon helt til trykket i siden med høy saltkonsentrasjon, p_2 , har blitt $\Delta\Pi$ større enn trykket på siden med lav saltkonsentrasjon, p_1 . $\Delta\Pi$ er det vi kaller osmotisk trykk, og det er gitt av Van't Hoff's lov som

$$\Delta\Pi = p_2 - p_1 = (c_2 - c_1)RT$$