Kinetik teori

Vikipedi, özgür ansiklopedi

**Kinetik teori** veya **gazların kinetik teorisi**, [gazların](http://tr.wikipedia.org/wiki/Gaz) [basınç](http://tr.wikipedia.org/wiki/Bas%C4%B1n%C3%A7), [sıcaklık](http://tr.wikipedia.org/wiki/S%C4%B1cakl%C4%B1k), [hacim](http://tr.wikipedia.org/wiki/Hacim) gibi makroskopik özelliklerini [moleküler](http://tr.wikipedia.org/wiki/Molek%C3%BCl) bileşim ve hareketlerine bağlı olarak açıklayan teoridir. Esas olarak, [teori](http://tr.wikipedia.org/wiki/Teori) [Isaac Newton](http://tr.wikipedia.org/wiki/Isaac_Newton)'un kanısının tersine basıncın moleküller arası statik itmeden kaynaklanmadığını, bunun yerine belli hızlarda hareket eden moleküller arası çarpışmalardan kaynaklandığını söyler. Kinetik teori aynı zamanda kinetik-moleküler teori veya çarpışma teorisi olarak da bilinir.

[§](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#Kabuller)Kabuller[

Bir [ideal gazın](http://tr.wikipedia.org/wiki/%C4%B0deal_gaz) moleküler modeli, bir gazın içinde bulunduğu kabın duvarlarına uyguladığı basıncın, gaz moleküllerinin bu duvarlara çarpmalarından ortaya çıktığını kabul eder. Bu modeli geliştirmek için aşağıdaki yaklaşımlar yapılır[[1]](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#cite_note-1)

1. Gazlar, birbirinden bağımsız her yönde gelişigüzel hareket eden taneciklerden ([soy gazlar](http://tr.wikipedia.org/wiki/Soy_gaz) atomlardan, diğer gazlar moleküllerden) oluşur. Bir gaz, moleküllerin yaptığı doğrusal ya da zikzaklı hareketlerin ([Brown hareketi](http://tr.wikipedia.org/wiki/Brown_hareketi)) sonucu bulunduğu kabı tamamen doldurur. Aynı nedenle bir gaz başka bir gaz içine konulduğunda, tüm kaba dağılarak [homojen karışım](http://tr.wikipedia.org/wiki/Homojen_kar%C4%B1%C5%9F%C4%B1m) oluşturur. Onun için bir gazın hacmi, içinde bulunduğu kabın hacmine eşittir.
2. Gaz molekülleri arasında büyük boşluklar bulunur. Moleküllerin gerçek (öz) hacimleri toplamı, gazın hacmi yanında ihmal edilebilir. ÖrneğIn; normal koşullarda O2 gazının hacminin % 99,6'sı boşluktur. Bu nedenle gazlar kolaylıkla sıkıştırılabilir.
3. Gaz molekülleri arasında ve moleküllerle kabın iç yüzeyi arasında çekim kuvveti yoktur.
4. Gaz taneciklerinin kendi aralarında ve bulundukları kabın iç yüzeyi ile yaptıkları çarpışmalar tamamen [esnektir](http://tr.wikipedia.org/w/index.php?title=Esnek_%C3%A7arp%C4%B1%C5%9Fma&action=edit&redlink=1). Çarpışma sırasında moleküllerden biri enerji kaybederken diğeri enerji kazanabilir. Ancak moleküllerin toplam enerjisi değişmez.
5. Herhangi bir anda bir gazın tüm moleküllerinin hızları birbirine eşit değildir. Moleküllerin çoğu birbirine yakın hızlara sahip iken çok az kısmı düşük, çok az kısmı da daha yüksek hızla hareket eder. Gaz moleküllerinin hızları mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır. Sıcaklık arttıkça moleküllerin hızları da artar.
6. Moleküller arasında sürekli esnek çarpışmalar olduğundan moleküllerin hızları, dolayısıyla [kinetik enerjileri](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_enerji) sürekli değişir. Bu bakımdan moleküllerin ortalama hızından ya da ortalama kinetik enerjisinden söz etmek daha anlamlıdır. Kinetik teoriye göre, aynı sıcaklıkta bütün gazların ortalama kinetik enerjileri birbirine eşittir.

[§](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#Detaylar)Detaylar[

[§](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#Bas.C4.B1n.C3.A7_ve_kinetik_enerji)**Basınç ve kinetik enerji**[

İdeal bir gazın moleküllerinin, içinde bulunduğu kabın(küp) duvarlarına uyguladığı kuvvet



* **N**: Molekül sayısı
* **m**: Bir molekülün kütlesi
* : Moleküllerin hızlarının ortalaması
* **L**: Küp şeklindeki bir kabın ayrıtının uzunluğu

Basınç, birim alana uygulanan kuvvet olduğundan



Bu eşitlikte kap, küp olduğundan V=L3

Bu sonuç gösteriyor ki basınç, birim hacimdeki molekül sayısı ve moleküllerin ortalama öteleme kinetik enerjisiyle doğru orantılıdır. Yani bir kaptaki gazın basıncını arttırmanın bir yolu, kaptaki birim hacimdeki molekül sayısını arttırmaktır. Tıpkı arabanın lastik basıncını arttırmak için ona hava basmamız gibi.

[§](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#S.C4.B1cakl.C4.B1k_ve_kinetik_enerji)**Sıcaklık ve kinetik enerji**

Gazların kinetik teorisine göre



* : [Boltzmann sabiti](http://tr.wikipedia.org/wiki/Boltzmann_sabiti)
* **K**: Moleküllerin toplam kinetik enerjisi

Bu eşitlikte [sıcaklığın](http://tr.wikipedia.org/wiki/S%C4%B1cakl%C4%B1k), ortalama moleküler kinetik enerjinin doğrudan bir ölçüsü olduğu görülebilir. Ayrıca bu eşitlik bir ideal gazın iç enerjisinin yalnızca sıcaklığa bağlı olduğunu ifade eder.

[§](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kinetik_teori#Molek.C3.BCllerin_h.C4.B1z.C4.B1)**Moleküllerin hızı**[[değiştir](http://tr.wikipedia.org/w/index.php?title=Kinetik_teori&veaction=edit&vesection=5) | [kaynağı değiştir](http://tr.wikipedia.org/w/index.php?title=Kinetik_teori&action=edit&section=5)]

v2 'nin kare köküne, moleküllerin *hızlarının karelerinin ortalamasının kare kökü* (rms) denir. Kök hızı için aşağıdaki eşitlik vardır:



* *v*: m/s
* *T*: [kelvin](http://tr.wikipedia.org/wiki/Kelvin%22%20%5Co%20%22Kelvin)
* *R*: [gaz sabiti](http://tr.wikipedia.org/w/index.php?title=Gaz_sabiti&action=edit&redlink=1)
* [*molar kütle*](http://tr.wikipedia.org/wiki/Molar_k%C3%BCtle): kg/mol

Kök hızına ait bu eşitlik, belirli bir sıcaklıkta, genel olarak; daha hafif moleküllerin, ağır moleküllere göre daha hızlı hareket ettiğini gösterir. Örneğin molekül ağırlığı 2x10-3 kg/mol olan hidrojen, molekül ağırlığı 32x10-3 kg/mol olan oksijene göre 4 kat hızlı hareket eder. Aşağıda bazı moleküllerin 20°C da kök hızları listelenmiştir.

| **Gaz** | **Molekül ağırlığı (g/mol)** | **vkök(m/s)** |
| --- | --- | --- |
| H2 | 2,02 | 1902 |
| He | 4,0 | 1352 |
| H2O | 18 | 637 |
| Ne | 20,1 | 602 |
| N2 ve CO | 28 | 511 |
| NO | 30 | 494 |
| CO2 | 44 | 408 |
| SO2 | 64,1 | 338 |